

Guía dos elementos químicos

Historia, propiedades e aplicacións

Manuel Rafael Bermejo Patiño
Ana María González Noya
Marcelino Maneiro Maneiro

XUNTA DE GALICIA

Guía dos elementos químicos

Historia, propiedades e aplicacións

Manuel Rafael Bermejo Patiño
Ana María González Noya
Marcelino Maneiro Maneiro

Revisión lingüística
Tania de Dios Miguéns
Beatriz Fariñas Garrote
Belén Poutón Reboredo
Inés Veiga Mateos

Edita:

Xunta de Galicia
Consellería de Cultura, Educación e Ordenación Universitaria
Centro Ramón Piñeiro para a Investigación en Humanidades

Secretario Xeral de Política Lingüística:

Valentín García Gómez

Coordinador científico:

Manuel González González

Directora técnica da área de Lingüística:

María Sol López Martínez

© Dos textos: Manuel Rafael Bermejo Patiño, Ana María
González Noya, Marcelino Maneiro Maneiro

Coordinador da edición: Manuel González González

Revisión lingüística: Tania de Dios Miguéns, Beatriz Fariñas
Garrote, Belén Poutón Reboredo, Inés Veiga Mateos

Maquetación e impresión:

Grafisant, S.L.

ISBN:

978-84-453-5297-7

Depósito legal:

C 1157-2018

O noso agradecemento especial ao equipo de revisión lingüística, formado por Tania de Dios, Beatriz Fariñas, Belén Poutón e Inés Veiga, coordinado polo profesor Manuel González, polo seu coidado na revisión exhaustiva de todo o material, texto e figuras. O seu traballo excede a faceta estritamente lingüística e, con certeza, contribuíu á mellora da súa calidade.

Número atômico → 1 ← Símbolo do elemento H p. 13 ← Página																		
1 H p. 13																	2 He p. 18	
3 Li p. 21	4 Be p. 24															9 F p. 41	10 Ne p. 44	
11 Na p. 46	12 Mg p. 50															16 S p. 66	17 Cl p. 70	18 Ar p. 74
19 K p. 76	20 Ca p. 79	21 Sc p. 82	22 Ti p. 85	23 V p. 88	24 Cr p. 91	25 Mn p. 94	26 Fe p. 98	27 Co p. 102	28 Ni p. 105	29 Cu p. 108	30 Zn p. 111	31 Ga p. 114	32 Ge p. 117	33 As p. 120	34 Se p. 123	35 Br p. 126	36 K p. 129	
37 Rb p. 131	38 Sr p. 134	39 Y p. 137	40 Zr p. 140	41 Nb p. 143	42 Mo p. 146	43 Tc p. 149	44 Ru p. 152	45 Rh p. 155	46 Pd p. 158	47 Ag p. 161	48 Cd p. 164	49 In p. 167	50 Sn p. 170	51 Sb p. 173	52 Te p. 176	53 I p. 179	54 Xe p. 182	
55 Cs p. 184	56 Ba p. 186	57-71 La*	72 Hf p. 223	73 Ta p. 225	74 W p. 228	75 Re p. 231	76 Os p. 234	77 Ir p. 237	78 Pt p. 240	79 Au p. 243	80 Hg p. 246	81 Tl p. 249	82 Pb p. 252	83 Bi p. 255	84 Po p. 257	85 At p. 260	86 Rn p. 262	
87 Fr p. 264	88 Ra p. 266	89-103 Ac**	104 Rf p. 303	105 Db p. 305	106 Sg p. 308	107 Bh p. 310	108 Hs p. 312	109 Mt p. 314	110 Ds p. 316	111 Rg p. 318	112 Cn p. 320	113 Nh p. 322	114 Fl p. 325	115 Mc p. 327	116 Lv p. 330	117 Ts p. 333	118 Og p. 336	
119 Uue p. 339																	71 Lu p. 221	
		57 La p. 188	58 Ce p. 190	59 Pr p. 193	60 Nd p. 195	61 Pm p. 198	62 Sm p. 200	63 Eu p. 203	64 Gd p. 206	65 Tb p. 209	66 Dy p. 211	67 Ho p. 213	68 Er p. 215	69 Tm p. 217	70 Yb p. 219	103 Lr p. 301		
		89 Ac p. 268	90 Th p. 270	91 Pa p. 272	92 U p. 274	93 Np p. 277	94 Pu p. 279	95 Am p. 282	96 Cm p. 284	97 Bk p. 286	98 Cf p. 289	99 Es p. 292	100 Fm p. 295	101 Md p. 297	102 No p. 299			

*

**

Limiar

O sistema periódico é o instrumento máis marabilloso ideado polos seres humanos para construír a química. A configuración electrónica dos distintos elementos é a ferramenta utilizada polos químicos para comprender e ensinar ao noso alumnado como é o seu comportamento físico e químico e como podemos utilizalo para deseñar novos compostos, de modo que tanto os elementos como os seus derivados poidan servir para resolver os problemas aos que se enfronta a nosa sociedade.

O elemento químico máis antigo utilizado pola humanidade é o ouro. Descoñecemos cando se descubriu, pero sabemos que hai 7000-8000 anos xa era apreciado e utilizado na sociedade. Recentemente, en concreto, o 31 de decembro de 2015, a Unión Internacional de Química Pura e Aplicada —máis coñecida pola súa sigla en inglés, IUPAC— deu a coñecer que aceptaba os resultados obtidos sobre a preparación do elemento con $Z = 118$, de nome *oganesson*, e na actualidade existen xa datos non confirmados sobre a posible obtención dun novo elemento, chamado provisionalmente *ununennio* ($Z = 119$). Que aconteceu na historia do sistema periódico entre o descubrimento e uso do ouro e a preparación sintética do oganesson? Neste libro pretendemos difundir, de maneira amena, a historia da aparición de todos cantos elementos integran hoxe o sistema periódico, xunto con moitos outros coñecementos químicos.

O sistema periódico foi medrando ao longo da historia: dende a remota antigüidade, na que se coñecían os sete metais clásicos, pasando polos 28 elementos que recollía Lavoisier no seu importante libro *Tratado elemental de química*, continuando coa época de Mendeleev, que nos presentaba uns sesenta elementos na súa gloriosa táboa de 1869, ata chegar, como xa sinalamos, aos 118 que se coñecen na actualidade. Esta historia inacabada da síntese e do descubrimento dos distintos elementos químicos non se lle conta habitualmente ao noso alumnado na aula e semella, as máis das veces, que o sistema periódico é un arcano inventado polos químicos para complicarlle a vida ao alumnado, para facerlles aprender de memoria un montón de nomes novos sen unha clara utilidade.

Porén, coñecer o sistema periódico e, polo tanto, os elementos químicos que o integran, é a base para poder aprender química e para poder soñar con facer química. Saber combinar

os distintos elementos é a base para poder sintetizar novos compostos capaces de resolver todos e cada un dos problemas que a complexa vida actual lle xera á humanidade.

Desventuradamente as máis das veces, o profesorado de ciencias en xeral e de química en particular somos demasiado densos e abstrusos nas nosas explicacións da aula sobre temas intranscendentes e tratamos de forma superficial aquilo que é transcendental para a formación do alumnado. Isto é o que sucede co estudo do sistema periódico: nunca nos dedicamos a presentalo como se merece, de modo que, para o alumnado, aprender todos aqueles nomes é semellante a aprender a lista dos teléfonos.

Este libro pretende ofrecer unha visión lúdica do sistema periódico a través dos elementos químicos que o forman. Con esta finalidade, preséntanse, dun en un, todos os elementos químicos coñecidos ata o día de hoxe e descríbese o seu aspecto, a súa historia, o seu comportamento, a súa utilidade e a súa perigosidade.

O esquema que escollemos para facer este libro máis didáctico e distendido foi presentar cada elemento químico a través de catro eixes que o puideran definir en toda a súa amplitude: nome e orixe, obtención e propiedades, aplicacións e importancia biolóxica. Estas seccións permiten acadar unha aproximación, dun xeito global, ao coñecemento de cada un dos elementos que constitúen hoxe o sistema periódico. Cada un dos bloques ofrece unha visión ampla e profunda, ao tempo que interesante e divulgativa, do que son e do que representan todos e cada un dos elementos que hoxe coñecemos.

1º Nome e orixe. Ao escribir sobre o nome e a orixe de cada elemento pretendemos amosar a razón, ata onde sabemos hoxe, do porqué do nome elixido para cada un deles e como a historia do seu descubrimento, así como a obra dos seus descubridores, foi perfilando a súa denominación. Pretendemos desvelar o aparente misterio da orixe da designación de cada elemento dun xeito sinxelo, ameno e interesante, de modo que poidamos presentar unha aproximación etimolóxica á súa orixe. Coñecer o nome e símbolo dos elementos hanos servir como unha ferramenta para o recoñecemento de certas propiedades particulares dos elementos ou dos seus compostos, así como os seus usos e procedencias.

Preténdese amosar a súa orixe, como se atopan na natureza, cales son os seus minerarios e, de modo moi particular, a súa concentración na codia terrestre. Queremos dalos a coñecer

pola súa abundancia relativa, comparando a súa presenza na Terra coa de moitos outros elementos máis coñecidos polo seu nome ou pola súa historia, pero ás veces menos frecuentes.

2º Obtención e propiedades. Pretendemos divulgar as distintas vías de obtención dos elementos químicos, coa indicación dos métodos que se seguiron ao longo da historia, con rigor pero dunha maneira sinxela e didáctica. Dun modo particular hase insistir sobre a metalurxia, dado que máis do 70% dos elementos químicos son metais e preséntanse na natureza en minerarios baixo formas oxidadas ou sulfuradas. Lembremos os métodos metalúrxicos —algúns deles de autoría española—seguidos na historia de cada metal para chegar a coñecelos e identificalos mellor. Fuxiremos de presentar moitas das sutilezas dos métodos especiais utilizados para a obtención dalgúns metais, pero si que presentaremos os procesos de xeito sinxelo.

3º Aplicacións. Coñecer os elementos químicos é a base para saber da súa utilidade e das súas posibles aplicacións. Esta curiosidade por saber da utilidade dos elementos químicos lévanos a presentar neste libro as aplicacións históricas de todos eles, así como unha aproximación a algúns dos seus compostos máis característicos. Neste libro presentaremos aqueles elementos ou compostos con utilidade tecnolóxica, dende a utilización histórica dos sete metais clásicos (ouro, prata, cobre, ferro, estaño, chumbo e mercurio) e a aparición do platino xa no século XVIII, ata chegar ao emprego dos novos materiais inorgánicos (como as cerámicas especiais, as espinelas modernas, os granates ou os YBaCuO) e, moito máis recentemente, os nanomateriais (nanopartículas, nanofulerenos, nanotubos, puntos cuánticos, espíons etc.).

4º Importancia biolóxica. Pretendemos rematar a presentación de cada elemento químico comentando, ata onde se coñece, cal é a súa importancia biolóxica, tanto para os animais como para as plantas. En particular, sinalaremos cales son os niveis toxicolóxicos de cada un deles e prestaremos especial atención a como deben ser manipulados.

Cada un dos elementos químicos irá acompañado dunha serie de imaxes que axuden a facelos máis atractivos e comprensibles para o lector non especializado nin moi familiarizado coa química, pero tamén servirán como recordatorio para que os químicos profesionais poidan lembrar diversos aspectos relacionados con eles, como as personalidades máis destacadas, reaccións, esquemas de obtención dalgúns metais,

certos produtos químicos ou a estrutura dalgúns compostos. Confiamos en que a todos os lectores lles poidan resultar de interese todas estas imaxes e informacións para lembrar a historia e a importancia social e industrial de cada un dos elementos químicos do sistema periódico.

A última parte do libro está dedicada á presentación dos elementos químicos máis novos (o 20% dos elementos coñecidos hoxe) que, na súa maioría, non existen na natureza e deben ser preparados artificialmente: son aqueles sintetizados no laboratorio seguindo métodos de transmutación artificial. Na presentación destes elementos máis recentes seguiremos a mesma estrutura que para os anteriores, aínda que axustada ao coñecemento que hoxe se ten deles e atendendo a canto se pode contar nun libro de divulgación.

1º Nome e orixe. Cando comentemos o seu nome e a súa orixe sinalaremos esquematicamente, pero con rigor, a controversia histórica aínda hoxe existente e procedente da guerra fría na denominación dada a algúns deles, como consecuencia do incumprimento da nomenclatura sistemática acordada pola IUPAC. Hoxe existe xa un novo acordo de nomenclatura. Insistiremos en que, ata hoxe, ningún destes novos elementos químicos foi atopado na codia terrestre, nos mares, no ar nin en ningún corpo celeste coñecido ao que temos acceso.

2º Obtención e propiedades. Dado que ningún destes elementos se pode obter de minerais coñecidos, cómpre acudir para a súa obtención a métodos especiais que empregan a transmutación artificial. Este procedemento consiste no bombardeo de elementos químicos ben coñecidos con outros núclidos máis lixeiros superacelerados, de modo que estes se poidan incrustar no núcleo dos átomos máis pesados, co que se incrementa o seu número atómico e a súa masa atómica. Respecto á súa obtención debemos sinalar que algúns experimentos conducen á preparación de tan só uns poucos átomos, polo que o principio de reproducibilidade, común a todo descubrimento científico, non se pode aplicar nas obtencións destes elementos e cómpre acudir a novos métodos de recoñecemento internacional, dos que se falará no seu caso.

Das propiedades destes novos elementos superpesados pouco poderemos comentar por non se chegar a preparar as cantidades precisas para o seu estudo, polo que teremos que especular, comparativamente, coas propiedades que presentan outros elementos químicos dos seus grupos moito mellor coñecidos.

3º Aplicacións. Moi pouco é o que se coñece hoxe en día das aplicacións da maioría destes novos elementos por mor da reducida cantidade da que se dispón, aínda que algún deles pode utilizarse en marcapasos ou para outras aplicacións médicas ou tecnolóxicas.

4º Importancia biolóxica. A importancia biolóxica destes elementos é, as máis da veces, descoñecida, pero por mor de ser artificiais, sofren decaemento α e convértense en radioactivos, polo que son moi tóxicos para os organismos superiores. Para a súa utilización cómpre que sexan manexados con moito tino por persoal altamente especializado.

Por último, gustaríanos deixar constancia da posibilidade de que nun breve período de tempo se sinteticen novos elementos químicos que se sumen ao sistema periódico. Como anunciaba Dmitri Mendeleev hai máis de 150 anos, o sistema periódico segue e seguirá a medrar.



$^1\text{H}_1$ Hidróxeno

Masa atómica 1,00797 u

Estado CE* Gas

Densidade 0,07 g/mL

Punto de fusión $-259\text{ }^{\circ}\text{C}$

Punto de ebulición $-253\text{ }^{\circ}\text{C}$

* CE = Condicións estándar (1 atm, $25\text{ }^{\circ}\text{C}$)

Nome e orixe

O elemento máis lixeiro do sistema periódico chámase hidróxeno, que quere dicir ‘xerador da auga’ (dos termos gregos *hydros*, ‘auga’, e *gen*, ‘xerador’). Tal denominación deulla Lavoisier, quen o obtivo por descomposición do vapor de auga con ferro roxo e comprobou logo que o H_2 arde no ar para producir auga. O primeiro coñecemento que se ten do hidróxeno procede do século XVI, cando Paracelso observou un novo ar inflamable, formado pola acción dos ácidos sobre o ferro. Ao longo do século XVII Boyle e Mayerne obtiveron máis datos sobre este elemento, pero non foi ata 1766 cando Cavendish o distinguiu doutros gases inflamables e conseguiu illalo. Posteriormente, no ano 1784, mostrou como o hidróxeno ardía en osíxeno para dar auga. Poucos anos despois, xa no século XIX, conseguiuase a descomposición electrolítica da auga en hidróxeno e osíxeno.

O hidróxeno é o elemento químico máis abundante do Universo e fonte de todos os outros elementos por medio dos procesos de fusión que teñen lugar nas estrelas. Na Terra aparece case sempre en formas combinadas, especialmente na auga, e a súa concentración no noso planeta é de 1520 partes por millón (ppm) en peso, pequena se se compara coa do aluminio (83 000 ppm) ou coa de moitos outros elementos químicos, pero moi grande se se compara coa maioría dos metais (por exemplo, $\text{Cu} = 68\text{ ppm}$). O hidróxeno libre é escaso no noso planeta e aínda que se produce nos volcáns e se pode atopar no gas natural ou mesmo ocluído en moitos dos minerais existentes, a súa enorme lixeireza determina que se difunda a unha grande velocidade a través da atmosfera e fuxa ás súas zonas máis altas.

Obtención e propiedades

O hidróxeno obtense primordialmente a partir da auga e, en menor medida, dos hidrocarburos a través do proceso de craqueamento do petróleo. Partindo da auga pódese obter:

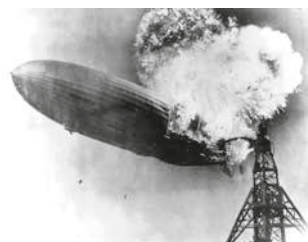


Fig. 1. Explosión do dirixible Hindenburg, que contiña hidróxeno, en Nova Jersey no ano 1937.



H. Cavendish

Fig. 2. Retrato e sinatura de Henry Cavendish (1731-1810).

- a) por redución con metais activos (calcio, amálgamas etc.);
- b) por redución con coque, o método de gas de auga, que consiste en pasar vapor de auga sobre coque a 1000 °C;
- c) por electrólise, ben como subproduto nos procesos cloro-sosa ou na electrólise directa da auga en presenza de electrólitos. O hidróxeno así obtido é moi puro e emprégase na hidroxenación das graxas para impedir que se enrancien.

O hidróxeno presenta tres isótopos: protio ($^1\text{H}_1$); deuterio ($^2\text{D}_1$) e tritio ($^3\text{T}_1$). Indícanse aquí por ser de importancia industrial e porque, entre todos os isótopos dos elementos químicos, estes son os que máis se diferencian nas súas propiedades físicas e químicas. Estas diferenzas derivan das moi distintas masas atómicas que presentan entre eles: o deuterio, o dobre, e o tritio, o triplo da que lle corresponde ao protio. A presenza destes isótopos na codia terrestre tamén é moi desigual: o deuterio é pouco abundante e o tritio ten unha concentración aínda menor.

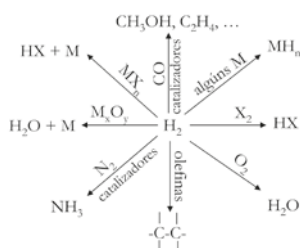


Fig. 3. Reactividade do hidróxeno.

O hidróxeno é un gas ($P_f = -259\text{ °C}$; $P_e = -253\text{ °C}$) incoloro, inodoro e, como xa dixemos, moi lixeiro ($\rho = 0,07\text{ g/mL}$), catorce veces menos denso que o ar e pouco soluble na maioría dos disolventes habituais. Dende o punto de vista da súa reactividade química, cómpre dicir que o hidróxeno se combina con practicamente todos os elementos do sistema periódico, unhas veces de modo violento, outras, suave e, en ocasións, cómpre catalizalo (quentándoo, irradiándoo, facilitando a súa disociación etc.) denantes da reacción. Na figura 3 represéntase un esquema da reactividade do hidróxeno que define a súa utilidade industrial.

O hidróxeno, como elemento peculiar que é, non só presenta unha reactividade particular, senón que amosa algunhas singularidades que a seguir citaremos:

1º Enlaces. Pola súa configuración electrónica, $1s^1$, pode formar enlaces covalentes de tres tipos:

- a) enlaces localizados de 2 centros e 2 electróns: A-H;
- b) enlaces covalentes de 3 centros e 4 electróns. Os enlaces de hidróxeno fórmanse cando o hidróxeno está enlazado a un átomo fortemente electronegativo e na súa veciñanza hai outro átomo particularmente electronegativo e con pares electrónicos que pode doar; este enlace é do tipo $\text{X-H}\cdots\text{Y}$ (ten tres centros —X, H, Y— e catro electróns). O enlace está localizado entre X-H, pero este grupo pódese comportar como posible aceptor de electróns doados polo átomo Y. O enlace de hidróxeno é fundamental, por

exemplo, na química da vida, pois mantén a estrutura do ADN, explica o comportamento da auga no estado líquido, é responsable de moitas interaccións intermoleculares no estado sólido ou dá conta do comportamento e da asociación molecular que presentan os ácidos carboxílicos, entre outras moitas funcións;

- c) enlaces covalentes con deficiencia electrónica. Prodúcese en átomos onde hai orbitais dispoñibles para formar enlaces, pero o número de electróns con que conta o sistema é inferior aos necesarios para formar os n enlaces localizados necesarios. Un exemplo é o diborano, B_2H_6 , que conta con 8 átomos para formar enlaces (véxase a figura 5) e ten 8 orbitais dispoñibles para formalos, pero tan só conta con 12 electróns (6 dos dous boros e 6 dos correspondentes hidróxenos). Ten que formar entón enlaces de 3 centros con só 2 electróns, polo que a súa estrutura contaría con 4 enlaces localizados B-H externos (8 electróns) e 2 enlaces formados por 3 centros $B \cdots H \cdots B$, con 3 orbitais e tan só 2 electróns en cada enlace (4 electróns). As propiedades destes compostos de hidróxeno —os boranos— son moi peculiares, polo que son moi interesantes na industria química e na catálise.

2º Hidruros binarios. Poderíanse clasificar de moitas formas, pero en función do tipo dos seus enlaces obsérvanse as seguintes categorías:

- Hidruros que teñen enlaces covalentes localizados: HCl , PH_3 , H_2S , CH_4 etc.
- Hidruros con enlace de hidróxeno: HF , H_2O etc.
- Hidruros con enlaces deficientes en electróns: boranos, carboranos, alanos etc.
- Hidruros salinos ou iónicos: NaH , MgH_2 etc.
- Hidruros metálicos: MH_n

Da maioría dos hidruros comentaremos distintos aspectos ao longo deste libro, polo que aquí só indicaremos algo sobre os hidruros salinos e os metálicos. Os compostos que forma o hidróxeno cos metais alcalinos e alcalinotérreos, nos que realmente existe o ión hidruro (H^-), chámanse hidruros salinos ou iónicos. Estes compostos son sólidos, con punto de fusión (P_f) e punto de ebulición (P_e) elevados, que se funden e se poden electrolizar para obter hidróxeno. Son moi utilizados na química preparativa por ser redutores moi bos e específicos. Os hidruros metálicos son compostos de fórmula MH_n , onde M é un metal de transición, de comportamento non estequiométrico (por exemplo, $TiH_{1,7}$ ou $HfH_{2,1}$). Neles,

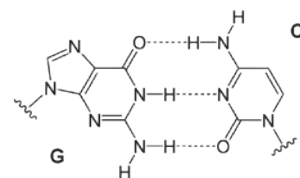


Fig. 4. Na parte superior, detalle do esquema do enlace de hidróxeno no par de bases GC e, na parte inferior, sección do ADN resultante cos enlaces que forman a dobre hélice.

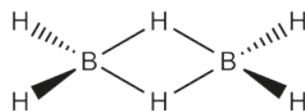


Fig. 5. Esquema de enlace con deficiencia electrónica no diborano.

o hidróxeno —por ser tan pequeno— métese nos intersticios ou ocos da rede do metal e libérase con facilidade con tan só quentalos.

3º Carácter metálico. Sendo ben coñecido o carácter gasoso do hidróxeno, podería chegar a estar en estado sólido e ser metálico? Saturno, Urano, Xúpiter e Neptuno teñen atmosferas moi ricas en hidróxeno e semella que os núcleos de Saturno e Xúpiter posúen hidróxeno metálico por mor das condicións extremas en que se atopan. Dende o ano 1996, nos laboratorios Livermore (EUA) estase tentando transformar hidróxeno líquido nun líquido metálico, como o mercurio, aplicándolle grandes presións por compresións de impacto, pero os intentos non deron resultado polo momento.

Aplicacións

Na figura 3 xa se presentaron algunhas aplicacións industriais do hidróxeno como reactivo para a obtención de olefinas, amoníaco ou haluros de hidróxeno e a redución de sales metálicos. Tamén se mencionou a utilización dos hidruros como redutores, pero un dos maiores retos da humanidade é desenvolver o uso de hidróxeno como pila de combustible, que permitiría substituír as gasoliñas actuais por *hidroxeneiras*, co obxectivo de cambiar un combustible fósil, caro e contaminante —as gasoliñas— por outro máis abundoso, barato e limpo —o hidróxeno— que por combustión produciría auga. O hidróxeno subministrárase como combustible, ben

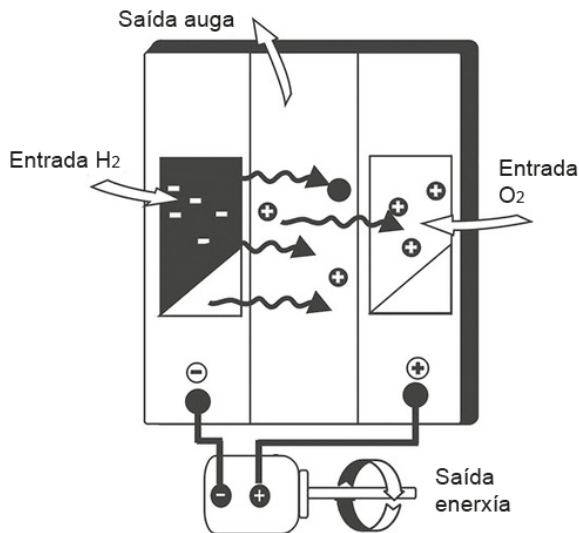


Fig. 6. Esquema dunha pila de combustible de hidróxeno.

en estado líquido, ben en combinación con outros compostos —os hidrocarburos—, a fin de producir a enerxía precisa para mover os transportes.

Importancia biolóxica

O hidróxeno é un dos elementos básicos para a vida tal e como nós a coñecemos; abonda con dicir que os catro elementos básicos da constitución do ser humano son o carbono, o nitróxeno, o osíxeno e o hidróxeno.

Para rematar, cómpre mencionar que o hidróxeno non é tóxico e a súa utilización non orixina maior problema, agás cando se combina explosivamente co osíxeno. Débese evitar, cando se traballa con hidróxeno, a presenza dunha chama (cigarros, chisqueiros, chispas etc.) posto que inicia a reacción de combustión $\frac{1}{2} \text{O}_2 + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$, que é explosiva.



${}^4\text{He}_2$ Helio

Masa atómica 4,0026 u

Estado CE Gas

Densidade 0,126 g/mL

Punto de fusión $-272\text{ }^{\circ}\text{C}$

Punto de ebulición $-269\text{ }^{\circ}\text{C}$

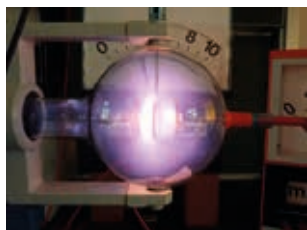


Fig. 7. Tríodo con gas He.

Nome e orixe

O helio debe o seu nome ao feito de que se identificou por vez primeira no Sol (*Helios*). A primeira nova da súa existencia foi comunicada por Cavendish no ano 1785, pero cumpriu agardar case cen anos para que observacións espectroscópicas do Sol revelaran a presenza dunha liña amarela próxima á do sodio, pero netamente distinta, que Janssen e Lockyer atribuíron a un novo elemento que chamaron *helio*. No ano 1881 Palmieri observou por vez primeira a súa presenza na Terra ao estudar espectroscopicamente as fumarolas gasosas do volcán Vesuvio. No ano 1895, *sir* William Ramsay illouno por primeira vez na Terra partindo da cleveíta, un mineral radioactivo de uranio (UO_2) descuberto por Cleve. Case ao mesmo tempo, os suecos Cleve e Langlet, de forma independente, atopárono tamén noutros minerais existentes na codia terrestre.

O helio, logo do hidróxeno, é o elemento químico máis abondoso no Universo, pero na Terra é máis ben escaso: preséntase en 0,08 ppm, unha concentración semellante á da prata. É un gas que entra na composición do ar e tamén se atopa acompañando ao gas natural ou ben atrapado nas rochas ígneas. Merece destacarse o lugar que se lle concede ao helio nas teorías cosmolóxicas. Polo xeral, admítase que o helio é o resultado da fusión de átomos de hidróxeno que ten lugar nas estrelas. Crese que a temperaturas duns 5106 K comeza a síntese nuclear: a un átomo de hidróxeno engádenselle sucesivamente protóns para formarse respectivamente deuterio e tritio: ${}^1\text{H}_1 \rightarrow {}^2\text{H}_1 \rightarrow {}^3\text{H}_1$. Logo ten lugar a formación do helio mediante o proceso de transformación do tritio: $2\ {}^3\text{H}_1 \rightarrow {}^4\text{He}_2 + {}^2\text{H}^+$. Cando na estrela se alcanza a temperatura de 100 106 K, os átomos de helio pódense combinar para formar átomos de elementos químicos máis pesados: C, N, O, Na, Mg, Si, S etc.

Obtención e propiedades

O helio pódese obter por destilación fraccionada do ar líquido, pero hoxe é máis habitual obtelo partindo do gas natural, que pode levar un 1-2% de helio. O proceso consiste en facer pasar

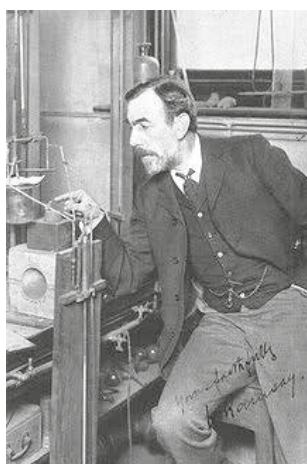


Fig. 8. William Ramsay (1852-1916) traballando no seu laboratorio.

o gas natural por torres de limpeza que reteñen diversos gases, como o CO_2 ou o H_2S e, a seguir, sometelo a presión elevada e baixa temperatura para licuar a mestura, ata que finalmente se descomprime para que o helio poida saír do líquido por ser a especie máis volátil.

Este elemento é un gas ($P_e = -269\text{ }^\circ\text{C}$) moi lixeiro ($\rho = 0,126\text{ g/mL}$) que se caracteriza por unha considerable inercia química, polo que durante algún tempo este e outros gases deste grupo foron considerados gases inertes. Hoxe rexéitase esta denominación e prefírese a de *gases nobres*, dado que algúns deles forman compostos químicos ben coñecidos, como máis adiante sinalaremos.

Aplicacións

Algunhas das aplicacións máis importantes do helio son:

— Uso médico: emprégase como gas soporte do osíxeno —en lugar do nitróxeno— en casos de dificultade respiratoria ou cando se traballa a presións elevadas, debido ao seu alto coeficiente de difusión no sangue.

— Utilízase para conseguir atmosferas controladas e tamén para conseguir atmosferas de presurización e purga.

— Nas centrais nucleares emprégase como refrixerante, pois debido á súa inercia química (escasa reactividade) non se transforma en produtos radioactivos.

— Serve para encher balóns ou globos aerostáticos, polo que ten grande interese en meteoroloxía pois, debido á súa lixeireza, ascende ás zonas máis altas da atmosfera e permite realizar medicións a moi distintas alturas. Tamén se utilizou para encher dirixibles na primeira metade do século XX debido a que non é inflamable.

— Úsase como gas protector para cubertas de soldadura. Con el conséguense atmosferas inertes de grande importancia en procesos de soldadura por arco.

— Emprégase como líquido de refrixeración para conseguir baixas temperaturas, o que ten grande interese na investigación, por exemplo, para o estudo das propiedades da materia, como a superfluidez ou a supercondutividade; en aplicacións industriais, como os sistemas crioxénicos; ou na instrumentación especial e precisa, como a refrixeración dos dispositivos supercondutores de interferencia cuántica (SQUID) ou os equipos de resonancia magnética nuclear (RMN) e resonancia magnética de imaxe (RMI).



Fig. 9. Globos inflados con helio.

Importancia biolóxica

O helio, en condicións normais, non é tóxico nin parece desempeñar ningunha función biolóxica importante, xa que se atopa en cantidades residuais no sangue humano. A inhalación de helio en cantidades elevadas pode ser perigosa, xa que se converte nun gas asfixiante ao desprazar o osíxeno na respiración. A inhalación de helio puro de forma continuada orixinaría a morte en poucos minutos, aínda que se trata dunha circunstancia moi pouco frecuente.

Masa atómica 6,94174 u
Estado CE Sólido
Densidade 0,53 g/mL
Punto de fusión 181 °C
Punto de ebulición 1342 °C

Malia ter un punto de fusión baixo ($P_f = 181\text{ }^{\circ}\text{C}$) e baixa densidade ($\rho = 0,53\text{ g/mL}$), o litio é un metal con todas as demais características: brillo, punto de ebulición elevado ($P_e = 1342\text{ }^{\circ}\text{C}$), condutividade, dureza etc. Pola súa condición de metal, é moi reactivo e combínase fundamentalmente cos



Raskinraton Aspfors

Lithografiert nach Carl Gustaf von Söderström

Fig. 11. Retrato de J. A. Arfwedson (1792-1841).

non-metais (como os halóxenos ou o osíxeno) e incluso con algúns metais. Ao igual que os restantes metais alcalinos, o litio puro é altamente inflamable e lixeiramente explosivo cando se expón ao ar e, particularmente, cando se pon en contacto coa auga. Todo isto determina que se deba manipular con moito tino, evitando o contacto coa pel, e almacenar protexido do ar, baixo disolventes orgánicos coma o tolueno.

Aplicacións

Cómpre resaltar o interese do litio na preparación de aliaxes que resultan máis duras, lixeiras e resistentes ao ataque químico que moitas das habituais. O litio úsase na preparación de aliaxes moi especiais: con chumbo, para conseguir endurecementos maiores; con aluminio, para preparar aliaxes lixeiras e de gran fortaleza na industria aeroespacial; ou con magnesio, para producir pranchas blindadas, moi lixeiras e de gran resistencia ao ataque químico empregadas en determinados compoñentes espaciais.

O litio emprégase para a preparación dos seus sales, algúns dos cales teñen interese industrial. É a base da preparación dos compostos organolíticos (RLi), que son activadores e axentes de síntese nos procesos de obtención de moitos compostos organometálicos; o LiOH úsase para absorber CO_2 en ambientes moi pechados como cápsulas espaciais ou submarinos; o LiH utilízase para xerar H_2 na industria militar e meteorolóxica; e tanto o LiAlH_4 como o sistema Li/NH_3 son de grande importancia na industria da síntese orgánica. Os compostos de litio tamén se utilizan para a obtención de materiais ferroeléctricos, para os que se emprega LiTaO_3 , e de materiais con propiedades termoluminescentes, para os que se utiliza LiF. O problema da utilización do litio e dos seus compostos radica en que, por ser un metal pouco abundoso, é caro, o que determina que se usen, selectivamente, naqueles procesos nos que o seu emprego resulte rendible.

Na actualidade utilízase o litio na fabricación de baterías de alta eficacia, nas que o metal se emprega habitualmente como ánodo debido á súa baixa densidade. As baterías Li/FeS_x conteñen un ánodo de litio e un cátodo de sulfuro de ferro co que xeran un potencial de cela de 1,5 V. Na actualidade as baterías de ión litio conseguen xa un potencial mellorado de 3,6 V, utilizando un eléctrodo positivo de LiCoO_2 separado dun eléctrodo de grafito por un electrólito sólido a través do que poden migrar os ións Li^+ cando se carga a cela. Todas estas baterías son moi interesantes por non ser contaminantes.



Fig. 12. Batería de litio.

O carbonato de litio é o composto de litio de máis amplo uso industrial na actualidade. Utilízase en procesos de esmaltado das cerámicas ou na produción de vidros con base nos ións sodio para poder producir intercambio de ións e mellorar as súas calidades e doutros vidros con especial dureza. Na industria do aluminio tamén se emprega como fundente, pois rebaixa o punto de fusión do proceso nun 10% e reduce a emisión de fluoruros contaminantes á atmosfera nun 25%, do que deriva un forte abaratamento de custos na fabricación do aluminio.

Importancia biolóxica

Quizais a aplicación máis importante do Li_2CO_3 sexa na área da saúde, para combater as desordes maníaco-depresivas. Sábese hoxe que o ión Li^+ non se metaboliza no organismo, pero establece equilibrios dinámicos con outros sales e actúa como regulador deles. A carencia de litio pode orixinar fortes depresións, pero pode corrixirse mediante a inxestión oral de 0,6-1,8 g/día dun sal de litio. Coñécese tamén que o litio pode substituír o sodio nas membranas biolóxicas para incrementar a permeabilidade celular, actuar sobre os neurotransmisores e favorecer a estabilidade do estado anímico, polo que tamén se utiliza no tratamento dos trastornos bipolares.

Cómpre dicir que o litio é o máis tóxico dos metais alcalinos cando se utiliza en doses moi elevadas. Os síntomas da intoxicación son: languidez, tremores musculares, perda de apetito, vómito e diarrea. O envelenamento por litio produce efectos no sistema nervioso central e pode detectarse determinando o nivel deste elemento no soro sanguíneo. Hoxe sábese que o exceso de litio pode xerar hipotiroidismo, ao impedir a entrada do iodo na tiroide, e tamén que pode bloquear a participación do sodio no substrato da bomba sodio/potasio no encima ATPase.



Fig. 13. Batería de ións de litio Tesla Powerwall, presentada no ano 2015.



${}^9\text{Be}_4$ Berilio

Masa atómica 9,0122 u

Estado CE Sólido

Densidade 1,85 g/mL

Punto de fusión 1287 °C

Punto de ebulición 2469 °C



Fig. 14. Fragmento de berilio cristalino.



Fig. 15. Retrato de F. Wöhler (1800-1882).

Nome e orixe

O berilio é o elemento máis lixeiro da familia dos alcalinotérreos e coñécese dende hai moitos séculos polas súas prezas das combinacións: berilo, augamariña e esmeralda. Porén, o elemento foi identificado por Wöhler no ano 1828, o mesmo ano en que sintetizou a urea. Haüy foi, a finais do século XVIII, o primeiro que observou similitudes entre un berilo de Limoges e unha esmeralda do Perú e suxeriu a Vauquelin que realizara un estudo químico para ver a composición deses minerais; este, no ano 1798, illou un óxido ao que chamou *terra do berilo* e propuxo como nome para o novo elemento químico o de *glucinio* (Gl), mais os alemáns preferiron chamalle *berlyerde* —tradución literal ao alemán de *terra do berilo*—. Cando no ano 1828 Wöhler identificou o novo metal libre chamoulle *beryllium*, denominación derivada do grego *beryllos* ‘berilo’, en galego, *berilio*. Wöhler illou este elemento xunto con Antoine Bussy, reducindo o BeCl_2 con potasio e lavando o resultado da redución con auga para arrastrar o cloruro potásico formado.

O berilio non é moi abundoso na codia terrestre e estímase que a súa concentración é de 2 ppm, polo que é tan pouco abundoso coma o estaño e o arsénico, aínda que si conta cunha maior presenza na materia fría interestelar. Na codia terrestre o berilio atópase concentrado nas rocas pegmatíticas. Os minerarios máis importantes son minerais silicatados e alumino-silicatados, como o berilo, o crisoberilo, a fenacita, as esmeraldas ou as augamariñas (véxase a figura 16).

Obtención e propiedades

O proceso de obtención do berilio é complexo debido á pequena proporción en que se atopa o metal nos seus minerarios. A fase final da obtención do metal implica a redución, ben electrolítica (utilizando mesturas $\text{NaCl}/\text{BeCl}_2$ ou $\text{LiCl}/\text{NaCl}/\text{BeCl}_2$ como electrólito) ou ben con redutores enérxicos como o magnesio.

O berilio é un metal típico con propiedades metálicas máis acusadas que as do litio e os seus compañeiros alcalinos: o seu punto de fusión é moito máis alto ($P_f = 1287\text{ }^\circ\text{C}$) e é máis denso ($\rho = 1,85\text{ g/mL}$). No tocante á súa reactividade cómpre dicir que, a pesar de ser un metal, non é moi reactivo xa que, cando é atacado, deposítase sobre a súa superficie unha capa fina de óxido que impide ou dificulta a progresión do ataque.

Aplicacións

Na industria, o berilio úsase amplamente na formación de compostos intermetálicos —con molibdeno, circonio, tántalo etc.— e de aliaxes moi importantes —con cobre, magnesio etc.—, todas elas caracterizadas pola súa gran dureza, lixeireza e alta resistencia á corrosión.

Na actualidade suscita moito interese a súa utilización nas centrais nucleares como moderador e como reflector dos neutróns nas vasillas dos reactores. As mesturas de Be/Ra aínda se usan nos laboratorios como fonte para a produción de neutróns —lmbremos a historia do descubrimento dos neutróns por Chadwick no ano 1932—. Tamén se emprega na fabricación das pantallas dos aparatos de raios X. Na actualidade, co desenvolvemento da era espacial, a meirande parte do berilio emprégase na construción de naves espaciais debido ao seu elevado punto de fusión e á moi óptima relación entre fortaleza, resistencia á corrosión e peso.

Importancia biolóxica

Tanto o berilio como gran parte dos seus compostos son tóxicos tanto en po como en gas (por exemplo, nos aerosois). Esta toxicidade deriva da capacidade que ten o ión Be^{2+} para desprazar o Mg^{2+} dos Mg-encimas por mor da súa enorme capacidade coordinativa. O valor linde toxicolóxico (VLT) non pode exceder os $2\text{ }\mu\text{g/m}^3$ durante 8 horas diarias ou, se o período de respiración é menor, os $2,5\text{ }\mu\text{g/m}^3$. A inhalación conduce á beriliose, que é unha enfermidade do tecido pulmonar. De todos os modos, se cando se traballa con berilio ou cos seus compostos se ten a precaución de ventilar ben o lugar de traballo, o risco de contaminación rebáixase moito. O berilio non é, en modo ningún, un produto perigoso, nin tampouco o son as variedades utilizadas en xoiería como pedras preciosas, por exemplo, as esmeraldas ou as augamariñas.



Fig. 16. Esmeraldas (arriba á esquerda), fenacita (arriba á dereita) e cristais de augamariña (abaixo), minerais que conteñen berilio.



$^{11}\text{B}_5$ Boro

Masa atómica 10,811 u

Estado CE Sólido

Densidade 2,34 g/mL

Punto de fusión 2187 °C

Punto de ebulición 3658 °C



Fig. 17. Boro β-romboédrico (forma alotrópica máis estable termodinamicamente).



Fig. 18. Retrato de L. J. Thénard (1777-1857).

Nome e orixe

O nome deste elemento químico parece derivar da palabra árabe *bauraq*, procedente do persa *buraq*, ‘bórax’, un dos minerarios do boro. Os compostos do boro e, fundamentalmente, o bórax, coñécense dende a antigüidade. Xa en Babilonia se importaba de Mongolia para o traballo do ouro e os exipcios e romanos usárono para preparar vidros duros (borosilicatados). O *bauraq* aparece mencionado nos manuscritos de Jabir ibn Hayyan e noutros documentos de finais do século IX. Tamén se fai alusión a este metal na obra *De Re Metallica* (1556), de G. Agricola, coa que se espalla o seu uso na metalurxia por toda Europa. O boro como elemento químico non foi coñecido ata o ano 1808 cando, simultaneamente, H. Davy, por un lado, e Gay-Lussac con L. J. Thénard, polo outro, illaron boro impuro, cun contido do 50%. Davy chamoulle *boracium* e Gay-Lussac e Thénard propuxeron o nome de *bore*. Este foi o nome que chegou ata hoxe. O galego *boro* deriva do inglés *boron*, acrónimo de *borax* e *carbon*, e fai referencia á similitude do novo elemento con algúns carbóns. Ata o ano 1892 non se obtería un boro de elevada pureza —95%— gracias a que Moissan quen o preparou reducindo B_2O_3 con magnesio a temperatura elevada.

A abundancia do boro na codia terrestre non é moita: 9 ppm. É maior que a do berilio ou a da prata, de modo que, do conxunto de elementos químicos, se sitúa no posto 40. Está presente en trazas na meirande parte dos solos e tamén nas augas dos mares. Atópase en minerais silicatados (moi abondosos, mais con concentracións moi baixas do elemento) ou como boratos (bórax, ulexita, kernita, colemanita etc.).

Obtención e propiedades

Os boratos son as fontes que se empregan habitualmente para a obtención do boro. Dado que a obtención de boro de alta pureza resulta complexa, na química moderna estanse a realizar diversos estudos encamiñados á simplificación do proceso, o que suscita gran interese na industria.

Para a obtención do elemento pódense seguir algúns dos seguintes procesos: a) redución do óxido con metais; b) redución electrolítica dalgúns dos seus eutécticos; c) redución con hidróxeno de certos compostos volátiles; ou d) descomposición térmica dos boranos.

O boro é un elemento singular no que se refire ás súas propiedades, xa que se encontra entre o carácter metálico e o non metálico. Os seus puntos de fusión e de ebulición son moi altos ($P_f = 2187\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 3658\text{ }^\circ\text{C}$), coma os dos metais, pero non conduce o máis mínimo nin a calor nin a electricidade (agás cando ten determinadas impurezas) e é extremadamente duro (recorda ao diamante). Todas estas propiedades, que evidencian a singularidade citada, son froito da peculiar estrutura que presenta este elemento.

Aplicacións

A escaseza do boro no noso planeta, xunto coa dificultade para obtelo de alta pureza, fixo que ata hai ben pouco o uso industrial deste elemento fora moi reducido. Na actualidade deuse un gran pulo á química dos seus derivados, tanto os boranos como sobre todo os organoboranos (véxanse as reaccións na figura 20), que son hoxe a base industrial dunha enorme cantidade de sínteses orgánicas a través dos procesos de hidroboração.

O ácido bórico utilizábase acotío como conservante de alimentos (sobre todo peixes e mariscos) aínda que posteriormente este uso decaeu pola súa toxicidade. Hoxe o ácido bórico úsase na preparación de produtos agroquímicos e como antibacteriano. Os boratos utilízanse na fabricación dos vidros borosilicatados, na conservación da madeira, na preparación de xabóns e deterxentes e, de modo particular, na preparación de fibra de vidro tanto de calidade téxtil como illante; os perboratos úsanse na limpeza e conservación da dentadura e os organoboranos aromáticos como insecticidas.

Importancia biolóxica

Cómpre indicar que a manipulación dos compostos de boro non orixina perigos especiais agás nuns poucos casos. Os boranos son gases moi tóxicos se se inhalan e débese traballar con eles con moito coidado. O ácido bórico é tóxico para o ser humano se se inxiren grandes cantidades (2-45 g), o que non fai aconsellable a súa utilización como conservante. Pola contra, pódese usar como insecticida no control das formigas e das cascudas. O bórax é tóxico se se inxire en grandes cantidades (15-30 g). En tempos usouse unha mestura de

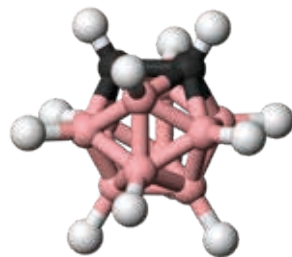


Fig. 19. Modelo da estrutura do o-carborano.

bórax con mel nos procesos de alivio da dor na dentición infantil, mais hoxe este uso está desaconsellado; porén, esta mestura pódese usar como funxicida, dado que impide a formación de fungos e esporas. O boro é un elemento esencial das plantas superiores, un compoñente fundamental dos tecidos animais e crese que desenvolve un papel dominante na nutrición dos animais superiores. A natureza deste funcionamento non está moi ben establecida, pero a falta de boro nos solos afecta ao crecemento das plantas e diminúe o rendemento das colleitas.

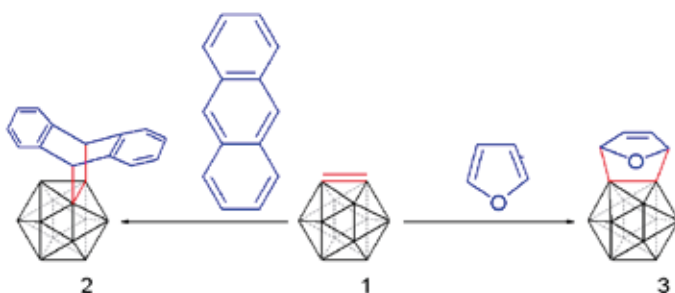


Fig. 20. Reacción de carborino (1) con antraceno para xerar un tripticheno (2) e con furano que atrapa o carborino para dar o composto etiquetado como 3.



$^{12}\text{C}_6$ Carbono

Masa atómica 12,0107 u

Estado CE Sólido

Densidade 2,267 g/mL

Punto de fusión

diamante 3550 °C

grafito 3527 °C

Punto de ebulición 4827 °C

Nome e orixe

O carbono é, xunto co hidróxeno, o osíxeno, o nitróxeno e uns cantos elementos químicos máis, un dos compoñentes básicos da vida tal e como nós a coñecemos hoxe. O ser humano coñeceu dende tempos prehistóricos e sabe que deriva da combustión da madeira. É un elemento único, non só por ser a base da vida, senón por ser o punto de partida para a preparación de millóns de compostos químicos. Coñecía-se o mineral ou minerais carbóns, mais non foi ata o século XVIII cando se falou do elemento químico como tal e cando se descubriu que o diamante, o grafito e os outros carbóns amorfos contiñan carbono. Foi Lavoisier quen, tras tal descubrimento, lle chamou *carbono*, do latín *carbo*.



Fig. 21. Grafito (esquerda) e diamante (dereita).

O carbono non se presenta como elemento químico na natureza, senón que aparece combinado con outros en materiais con gran contido en carbono: os carbóns. A pesar de seren moi coñecidos, a súa abundancia non é moi grande: a concentración de carbono na codia terrestre é só de 180 ppm,



Fig. 22. Antoine Lavoisier (1743-1794), pai da química moderna.

moito menor que a dos elementos abundosos (O, Si, H etc.), pero moito maior que outros xa coñecidos (Li, Be, B). Aínda que na Terra é moito menos frecuente que o silicio —o seu familiar no grupo—, no cosmos é seis veces máis abundoso. En contra do que sucede coa maioría dos elementos químicos, non hai perigo de que o carbono se esgote, xa que existe un ciclo a través do que se vai transformando e está sempre en condicións de utilizarse novamente, o chamado ciclo do carbono. Na natureza preséntase como carbonato (calcaria, calcita, mármore, dolomita, siderita, smithsonita etc.), como carbón natural (hulla, antracita, lignito, turba, carbón vexetal etc.), menos frecuentemente en dúas alotropías do elemento (grafito e diamante) e como CO_2 na atmosfera e disolto nas augas.

Na figura 23 indícanse oito das moitas formas alotrópicas que hoxe coñecemos do carbono. Pola súa importancia no pasado e aínda hoxe, destacamos o diamante e o grafito, e pola súa potencialidade cara ao futuro debemos destacar as seguintes: os grafenos, capas simples de grafito bidimensional; os grafinos; os fulerenos, de importancia en medicina; os nanotubos, de importancia na nanotecnoloxía; os *nanobuds*, híbridos de nanotubos e fulerenos, e moitas outras como a lonsdaleíta, as nanoespumas de carbono ou o carbono activo.

Obtención e propiedades

A utilidade do carbono puro é escasa —na maioría das ocasións emprégase como carbón—, polo que non afondaremos nos seus métodos de obtención. O grafito obtense polo proceso Acheson e os diamantes, se son naturais, nas minas como xemas e, se son artificiais, a través de procesos patentados coñecidos. As outras alotropías do carbono prepáranse por procedementos particulares ben coñecidos e descritos na bibliografía da materia.

Quimicamente débese indicar que o carbono debería ser moi reactivo por formar enlaces moi fortes coa maioría dos elementos químicos, pero en condicións normais é pouco reactivo por mor da súa alta calor de sublimación. As propiedades físicas dependen da natureza da forma alotrópica, aínda que son todas formas sólidas con punto de fusión e ebulición elevados. O diamante é un illante moi duro e con estrutura altamente simétrica; o grafito é condutor da electricidade e da calor, moi untuoso ao tacto e con estrutura en capas que permiten que se poida exfoliar ben; e as peculiaridades das restantes alotropías dependen das súas estruturas particulares.

Aplicacións

O grafito ten grande interese para usarse como eléctrodo, na fabricación de fornos eléctricos e de crisois, de lapis e na preparación de lubricantes. Emprégase tamén na industria nuclear como moderador das reaccións na vasilla do reactor. Os diamantes naturais empréganse en xoiería como pedras preciosas, mentres que os artificiais, como teñen a dureza máxima, úsanse en ferramentas de corte —nas perforadoras ou fíos de corte de pedras e minerais.

Os fulerenos son moléculas de composición C_{60} , C_{70} , C_{76} , C_{80} , C_{84} , C_{540} etc. e na actualidade continúan a prepararse moitos máis. A súa reactividade é alta, o que dá lugar a moi variados compostos de importante interese industrial, que orixinaron unha nova rama da química con forte expansión: a dos nanomateriais.

Uns compostos de carbono con interese industrial e enorme importancia ambiental son os clorofluorocarburos (CFC), que afectan á capa de ozono diminuindo a súa densidade por transformación do O_3 en O_2 . O protocolo de Montreal (1987) prohibiu a utilización destes compostos refrixerantes nos países desenvolvidos e obrigou a cambialos polos hidroclorofluorocarburos (HClFC), menos daniños para a capa de ozono, que hoxe foron substituídos polos hidrofluorocarburos (HFC), inocuos para a capa de ozono pero moi activos como axentes que inciden no efecto invernadoiro.

O carbón activo é un carbono amorfo finamente dividido que se prepara ao someter materiais orgánicos (como a turba, a madeira ou os carbóns) a un proceso de oxidación e deshidratación. Son de grande importancia como adsorbentes de olores e en procesos catalíticos en fase heteroxénea.

Un dos compostos do carbono máis interesantes é o dióxido de carbono (CO_2) que, en elevadas concentracións na atmosfera, é un axente contaminante que orixina o efecto invernadoiro, pero que ten unha importancia industrial enorme. O CO_2 supercrítico é un composto fundamental no proceso de extracción industrial de compostos químicos: na industria alimentaria utilízase para eliminar a teína no té ou a cafeína no café, así como o colesterol dos produtos que o conteñen; na tabaqueira, permite suprimir a nicotina; e na farmacéutica, separa moitos principios activos e produtos químicos non desexados.

O exceso de concentración de CO_2 na atmosfera como consecuencia da combustión de materiais fósiles (producción de enerxía eléctrica, consumo industrial, consumo doméstico en

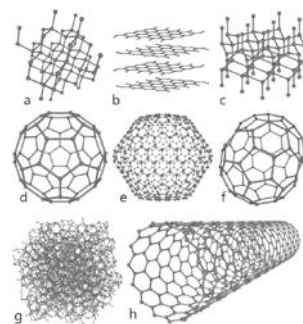


Fig. 23. Estrutura de oito formas alotrópicas do carbono: a) diamante; b) grafito; c) lonsdaleíta; d) C_{60} ou buckminsterfulereno; e) C_{540} ; f) C_{70} ; g) carbono amorfo; h) nanotubo de carbono.



Fig. 24. Diamantes sintéticos obtidos pola técnica de alta presión e alta temperatura.

calefacci3ns, transportes urbanos etc.) pode orixinar accións irreversibles sobre o ciclo do CO_2 na natureza (figura 25), como un incremento na troposfera do efecto invernadoiro, que determina o quecemento do noso planeta.

Outro composto de carbono que incide sobre o efecto invernadoiro é o metano (CH_4), xerado polas flatulencias dos ruminantes, con emisións que se viron incrementadas na actualidade debido ao aumento de explotacións gandeiras.

O carbono preséntase na natureza con tres formas isotópicas: o ^{12}C , o ^{13}C e o ^{14}C . O ^{14}C é radioactivo, polo que se utiliza en arqueoloxía, na datación carbónica, para coñecer a idade de restos arqueolóxicos como ósos, madeira ou utensilios con carbono. A vida media do ^{14}C —tempo que tarda 1 g de ^{14}C en converterse en 0,5 g— é de 5730 anos. W. F. Libby conseguiu o Premio Nobel de Química no ano 1960 pola aplicación extensiva deste método de datación.

Importancia biolóxica

O carbono é un dos elementos básicos nos compostos orgánicos e está presente en todos os seres vivos. Unha descrición da súa importancia biolóxica sería inabarcable neste texto, por iso nos limitamos a apuntar que non é un elemento tóxico e que o perigo potencial do seu uso deriva, case sempre, do perigo dos compostos a que pode dar lugar.

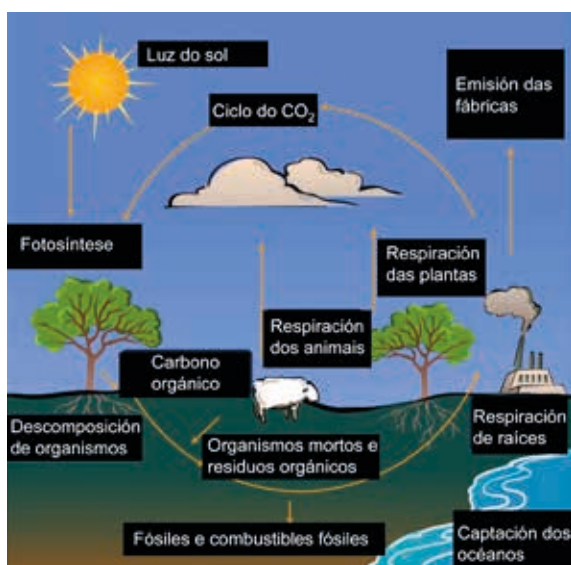
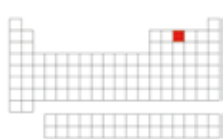


Fig. 25. Ciclo biolóxico do carbono.



$^{14}\text{N}_7$ Nitróxeno

Masa atómica 14,0067 u

Estado CE Gas

Densidade 0,81 g/mL

Punto de fusión $-210\text{ }^{\circ}\text{C}$

Punto de ebulición $-196\text{ }^{\circ}\text{C}$

Nome e orixe

O nitróxeno descubriuse no ano 1772, porén, os seus compostos eran xa coñecidos moitos séculos antes. Os alquimistas árabes dicían coñecer o sal do amoníaco, o ácido nítrico e os nitratos. Foi o químico escocés Daniel Rutherford, tío de sir Walter Scott, quen por suxestión do seu xefe Joseph Black estudou qué sucedía nunha campá con ar cando se queimaban substancias carbonosas ata que deixaban de arder. Estudou os gases resultantes e tras eliminar con KOH o CO_2 , xa identificado por Black, quedoulle un gas —el dixo «cheo de floxisto»— en que non podían respirar os ratos, que morrían logo dun certo tempo. Ese novo compoñente do ar que impedía a vida foi chamado por Rutherford *ar floxisticado*, hoxe coñecido como *nitróxeno*, e o notable químico escocés pasou á historia como o seu descubridor. Achados semellantes sobre este elemento foron realizados, independentemente, tanto por Cavendish como por Scheele, pero ningún tiña demasiada prisa en publicar os resultados das súas investigacións e non pasaron á historia como os seus descubridores. Rutherford deu conta da súa noticia presentándoa na obra *Dissertatio inauguralis de aere fixo dicto, aut mephitico*, publicada o 12 de setembro de 1772. No ano 1783 Lavoisier publicou a súa teoría da combustión e sentou as bases para botar por terra a teoría do floxisto creada por Stahl. Dende ese momento sábese que o ar está composto por dous gases: o osíxeno, descuberto xa por Priestley e Scheele, e o nitróxeno, que nese momento foi chamado *ar floxisticado*, posteriormente *ar mefítico* e *azote* ('sen vida'). O nome actual do elemento débese a Chaptal, quen no ano 1790 lle chamou *nitróxeno*, do grego *nitrogenos* = 'xerador de nitro', pola presenza do nitróxeno no nitro (como se coñecía o salitre — KNO_3 — na Idade Media). Nas figuras 26 e 27 podemos ver unha imaxe de Rutherford e a composición da atmosfera da Terra.

Este elemento químico é escaso na codia terrestre, cunha concentración de 19 ppm, combinado baixo a forma de nitratos (KNO_3 , NaNO_3) ou como gas nalgunhas minas de carbón. Ademais constitúe, aproximadamente, o 15% de todos os



Fig. 26. Retrato de Daniel Rutherford (1749-1819).

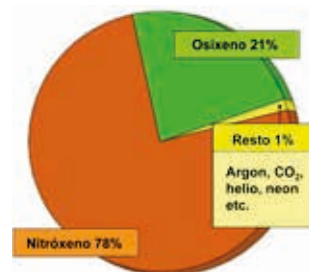


Fig. 27. Composición da atmosfera terrestre.



Fig. 28. Anuncio de 1930 do nitrato de Chile.



Fig. 29. Nitróxeno líquido.

seres vivos. Forma parte, nun 78% en volume, da atmosfera terrestre e, en pequenas proporcións, atópase disolto nas augas dos mares. O nitróxeno ten unha abundancia relativa no noso planeta e, atendendo á súa presenza, ocupa o lugar 33 do conxunto de elementos.

Obtención e propiedades

O nitróxeno obtense habitualmente a partir do ar por dous procedementos: o primeiro, industrial, consiste na licuefacción do ar e posterior destilación fraccionada que o separe do osíxeno; e o segundo, menos usado, queima o osíxeno do ar. Pódese obter tamén nitróxeno a partir das súas combinacións — NH_3 , nitratos etc.— por procesos de oxidación e de redución, respectivamente, mais tampouco se emprega este procedemento habitualmente.

O nitróxeno é un non-metal típico. Trátase dun gas incoloro, inodoro e insípido con puntos de fusión e ebulición moi baixos ($P_f = -210\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = -196\text{ }^\circ\text{C}$) e moi lixeiro ($\rho = 0,81\text{ g/mL}$). Preséntase como unha molécula diatómica e a característica química máis dominante é a súa inercia, por mor da enorme fortaleza do triplo enlace que presenta. Por esta razón non reacciona practicamente con ningún dos elementos químicos en condicións normais. Non é atacado nin polos ácidos nin polas bases e pódese disolver na auga, pero moi pouco.

Aplicacións

O nitróxeno e os seus compostos utilízanse industrialmente por dous motivos diferentes: primeiro, debido á súa enorme inercia, para crear atmosferas que impidan ou dificulten as reaccións químicas; e segundo, como abono da terra, dado que é a base da formación das proteínas a partir do amoníaco. O nitróxeno séguese a usar para encher as lámpadas eléctricas, para encher o espazo baleiro dos termómetros que miden temperaturas elevadas, para crear atmosferas inertes no proceso de soldadura de metais a temperaturas elevadas ou para traballar no laboratorio e na industria en procesos en que non poida estar presente o osíxeno, entre outros usos. A utilización do nitróxeno líquido deu lugar ao nacemento dunha nova industria: a crioxenia. O nitróxeno líquido emprégase para arrefriar aparatos, condensar gases, fabricar baños de temperatura constante, na industria de conxelación de alimentos, no transporte de alimentos en cámaras especiais, na criobioloxía ou na criocirurxía, entre moitos outros usos. O dinitróxeno (N_2) úsase para a preparación do amoníaco, dos óxidos do nitróxeno, do ácido nítrico e de toda a gama dos importantes nitratos.

O nitróxeno e os seus compostos ocupan o segundo lugar entre os elementos químicos pola extensión do seu uso a escala industrial; a modo de exemplo, pódense citar algúns destes compostos importantes na industria: o amoníaco (NH_3), polo seu propio uso e pola súa transformación noutros compostos (NO , N_2O_4 , HNO_3 e nitratos); os fertilizantes nitroxenados; os supernitratos; os explosivos, como a nitroglicerina e o TNT (trinitrotolueno); o ácido nítrico e os seus sales, con usos tanto nos laboratorios como nas industrias máis variadas; os nitritos, empregados na industria da conservación cárnica; os cianuros, de importancia na industria metalúrxica e noutros procesos de cianuración; as azidas, de uso no enchido dos coxíns de seguridade dos coches; os nitruros metálicos, usados no recubrimento e protección de ferramentas de corte de alta velocidade; o N_2O_4 e a hidracina (N_2H_4), empregados como combustibles nas misións Apolo na Lúa, e moitos máis compostos de utilidade. Destacan pola importancia do seu uso, o ácido nítrico e os seus derivados —os nitratos— como fertilizantes, así como o óxido nítrico e os seus perniciosos óxidos, os chamados NOX.

O ácido nítrico (HNO_3) é un dos ácidos fundamentais no laboratorio e na industria química, tanto polo seu poder ácido como pola súa actividade como oxidante. Utilízase habitualmente como disolución acuosa de diferentes concentracións. É importante na industria das nitracións orgánicas e na obtención de explosivos. Máis do 80% da súa produción emprégase na obtención de nitratos metálicos e, sobre todo, fertilizantes nas formas habituais de NH_4NO_3 , de KNO_3 e de supernitratos. O uso excesivo de nitratos como fertilizantes orixina un problema grave de contaminación ambiental, tanto nas augas dos ríos coma nas das lagoas. A lexislación ambiental marca os límites superiores de nitratos e de nitritos que poden ir aos ríos e, aínda que estes compostos poden ser reducidos nas augas polas bacterias anaerobias nun proceso biolóxico que os transforma en N_2 , cando se supera o límite cómpre actuar quimicamente eliminando os nitratos e os nitritos por tres procedementos: o primeiro, intercambio de ións; o segundo, osmose inversa; e o terceiro, desnitrificación. Todo isto leva a procesos de descontaminación ambiental nada desexables, pero ás veces imprescindibles.

Importancia biolóxica

O óxido nítrico, NO , é chamado o Xano —deus romano bicéfalo— da química. Por unha banda, compórtase como un tóxico perigoso en cantidades altas, pois inhabilita a hemoglobina

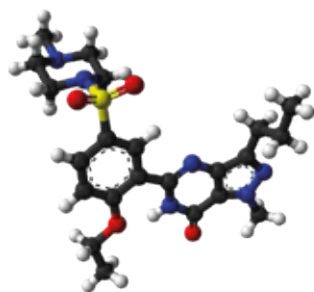


Fig. 30. O citrato de sildenafil, comercializado por Pfizer coa marca Viagra, ten como efecto máis destacado o incremento dos niveis de óxido nítrico no corpo cavernoso do pene, provocando unha vasodilatación que causa a erección.

para transportar o osíxeno e pode producir a morte por asfixia e, por outra banda, en cantidades moi pequenas e controladas, amosa unha múltiple función benéfica para o organismo: compórtase como un marcador do sistema cardiovascular; por mor do seu pequeno tamaño pasa as paredes celulares e actúa como transmisor; exerce de molécula mensaxeira en sistemas biolóxicos; regula a presión sanguínea; compórtase como citotóxico mediante o reforzo do sistema inmunolóxico e a destrución de células tumorais etc.

Os diferentes óxidos de nitróxeno, NO_x , chamados normalmente NOX , son axentes contaminantes atmosféricos de primeira magnitude polo seu poderoso efecto oxidante sobre os compoñentes da atmosfera. Prodúcese nos procesos de combustión normais, pois todos os combustibles fósiles teñen nitróxeno na súa composición, e exercen unha dobre función perniciosa na atmosfera: por unha parte, na troposfera oxidan o O_2 a O_3 e, como o ozono é un tóxico, en concentracións altas orixina graves trastornos respiratorios ao ser humano; e, por outra parte, na estratosfera destrúen a capa de ozono ao transformar o O_3 en O_2 , co conseguinte aumento do nivel de radiación que chega do espazo exterior, fundamentalmente de tipo UV, o cal afecta á saúde dos animais e das plantas.

O nitróxeno é un dos elementos químicos vitais para todos os seres vivos. As plantas elaboran proteínas vexetais básicas a partir do nitróxeno atmosférico ou do inorgánico que, previamente, transforman en amoníaco, por iso existe unha investigación moi activa no campo da fixación do nitróxeno atmosférico. Os animais superiores sintetizamos moléculas de proteínas complexas a partir dos compostos intermedios nitróxenos que nos subministran os alimentos. O dinitróxeno (N_2) úsase para a preparación de amoníaco, dos óxidos do nitróxeno, do ácido nítrico e de toda a gama dos importantes nitratos.



$^{16}\text{O}_8$ Osíxeno

Masa atómica 15,9994 u

Estado CE Gas

Densidade 1,2 g/mL

Punto de fusión $-218\text{ }^{\circ}\text{C}$

Punto de ebulición $-183\text{ }^{\circ}\text{C}$

Nome e orixe

A pesar de que o osíxeno é un dos compoñentes do ar e da auga, o seu descubrimento como elemento químico non se realizou ata o século XVIII. Con anterioridade fixéranse certas referencias a el, por exemplo na filosofía chinesa, onde se consideraba que o ar estaba integrado polo yin, o yang e o lume. No século VIII, o filósofo Mao Khoa chegou a escribir que cando o carbón se queima no ar, o yin desaparece e fica só o yang. Ata o ano 1771 non se conseguiu illar este elemento: foi Scheele quen, ao descompoñelo por calor a partir de diversos compostos —como dióxido de manganeso, nitrato potásico, óxido de mercurio ou nitrato de magnesio, entre outros— o identificou e lle chamou *ar de lume* ou *ar de vitríolo*. A pesar disto, Scheele non é considerado o descubridor do osíxeno debido a que o seu editor demorou a publicación da súa memoria varios anos. No ano 1774 J. Priestley obtivo o mesmo gas por descomposición do óxido de mercurio coa calor derivada dunha potente lupa e chamoulle *ar desfloxisticado*. Con todo, o impulso final para o recoñecemento e estudo deste elemento deullo Lavoisier quen, coñecedor dos traballos de Scheele e Priestley, afondou no seu estudo, botou por terra as ideas do floxisto e denominou o novo gas *osíxeno*, derivado do grego *oxys*, ‘ácido’, e *gen*, ‘enxendrar’, co significado de ‘xerador dos ácidos’. Lavoisier cometeu un grave erro, como lle fixo notar o químico español Aréjula, pois nesta definición deixaba excluídos os hidrácidos, como o ácido clorhídrico.

O osíxeno é o elemento máis abundoso no noso planeta: 456 000 ppm. Na atmosfera o 23% en peso é osíxeno, nas augas, o 89% e nas rochas que compoñen a codia terrestre, o 46%, onde forma parte dos aluminosilicatos, dos óxidos e dos oxosales.

Obtención e propiedades

A obtención deste elemento implica partir dalgún dos moitos compostos en que se presenta na natureza. Algúns dos posibles métodos de obtención son: a) partindo do ar, coa



Fig. 31. Joseph Priestley (1732-1804), retratado por Ellen Sharples.

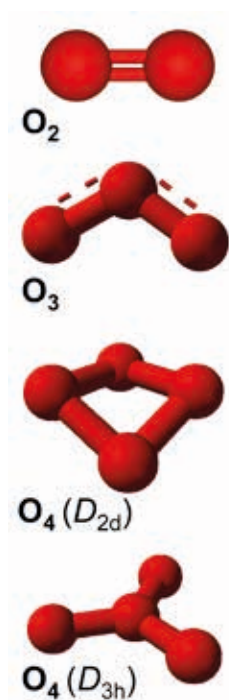


Fig. 32. Na parte superior, o dióxixeno; debaixo, o ozono e, máis abaixo, o oxozono, con xeometrías D_{2d} e D_{3h} .

realización dunha destilación fraccionada cando o ar se licúa; b) partindo da auga, por electrólise; ou c) descomposición térmica dalgún dos seus moitos derivados, como o óxido de mercurio, o clorato potásico, o peróxido de bario ou o nitrato potásico. Todos estes procedementos de obtención son moi pouco custosos.

O osíxeno é un gas incoloro, inodoro e insípido. Os seus puntos de fusión e ebulición son moi baixos ($P_f = -218\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = -183\text{ }^\circ\text{C}$), é un elemento con moi pouca densidade ($\rho = 1,2\text{ g/mL}$) e pouco reactivo. A escasa reactividade débese a que se presenta habitualmente como molécula diatómica —o dióxixeno (O_2)—. É ese dobre enlace o que determina que a molécula sexa bastante inerte, pero a pesar desta inercia, a presenza da auga, do dióxido de carbono e o incremento da temperatura conseguen activar a súa reactividade e axudar a que se produza a reacción cos metais —a corrosión— e a que moitos outros compostos químicos sufran o proceso de oxidación.

O osíxeno presenta catro alotropías: osíxeno (O), dióxixeno (O_2), ozono (O_3) e oxozono (O_4). As dúas variedades máis importantes son o dióxixeno e o ozono. Dado que o dióxixeno é a alotropía máis descrita na bibliografía química, centrarémonos no ozono.

O ozono é unha forma máis oxidada de osíxeno e está presente na atmosfera do noso planeta en dúas zonas concretas: na troposfera e na estratosfera. Na troposfera atópase en concentracións moi pequenas, pois é tóxico para a saúde dos seres que habitan a Terra, por iso cando se incrementa a súa concentración prodúcese a contaminación da troposfera polo ozono. Esta contaminación orixínana os NOX, que transforman o O_2 en O_3 , e tamén as treboadas con moito aparato eléctrico; o exceso de O_3 na troposfera orixina problemas respiratorios e asma. Na estratosfera, sobre os 20 km de altura, está a capa de ozono, que se formou historicamente de forma natural como capa protectora contra todas cantas radiacións perigosas (cósmica, UV etc.) veñen do espazo exterior. Esta capa de ozono é destruída polos CFC, os NOX e outros axentes transformadores do O_3 en O_2 . Os efectos da destrución da capa de ozono na saúde humana son moi variados: glaucoma, afeccións do sistema inmunolóxico, cataratas, cancro de pel etc.

Aplicacións

O osíxeno é, probablemente, o elemento máis importante do sistema periódico. Hoxe prodúcese a grande escala e cada ano aumenta a súa produción industrial. Os seus usos son moi variados.

Máis da metade da produción consómese en procesos aceleradores da combustión, de modo especial na industria metalúrxica, para a obtención de aceiros nos altos fornos, na calcinación dos sulfuros, no mantemento de temperaturas elevadas nos fornos especiais ou nos sopretes oxiacetilénicos, que se empregan para soldar ou cortar metais ou para traballos de soprado do vidro.

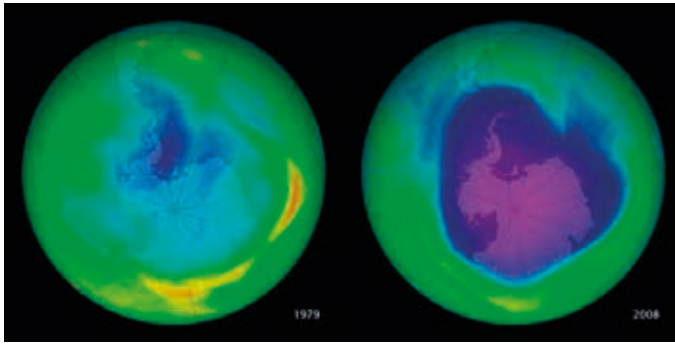


Fig. 33. Evolución do burato de ozono na Antártida, cunha imaxe de 1979 (esquerda) e outra de 2008 (dereita).

Outra parte importante emprégase para asistencia na respiración: en medicina, nas operacións cirúrxicas e nos procesos postoperatorios; na aviación, para os aviadores que voan a elevadas alturas; no salvamento en minas, cando se producen derrubamentos ou explosións polo grisú; nos submarinos, para poder respirar nas profundidades dos mares etc.

Na industria espacial o osíxeno líquido emprégase como combustible dos foguetes espaciais.

En menor escala o osíxeno emprégase en procesos de oxidación de substancias orgánicas; como refrixerante, aínda que o osíxeno líquido é mais perigoso que o nitróxeno; ou en procesos a temperatura elevada, tales como a soldadura.

Importancia biolóxica

O osíxeno é un dos elementos integrantes dos seres vivos e a súa presenza é vital para a respiración, polo tanto non é un elemento tóxico; con todo, o exceso de osíxeno pode ser fatal. Xa Lavoisier no século XVIII deu conta dunha enfermidade chamada *hiperoxia* e nos últimos tempos, como consecuencia de respirar en atmosferas artificiais (os viaxeiros espaciais e os que baixan ás simas mariñas), comprobouse que presións parciais altas de osíxeno orixinan o envelenamento do sangue. O mecanismo a través do cal o osíxeno envelena o sangue é complexo e non moi ben coñecido, pero parece ser que é o sistema encimático o que se envelena, ben directamente por reacción co O_2 ou ben por reacción cos peróxidos que o exceso de osíxeno pode orixinar.



^{19}F , Flúor

Masa atómica 18,9984 u

Estado CE Gas

Densidade 1,1 g/mL

Punto de fusión $-223\text{ }^{\circ}\text{C}$

Punto de ebulición $-187\text{ }^{\circ}\text{C}$

Nome e orixe

O flúor coñecía-se nos seus compostos dende había séculos, pero non foi illado ata o ano 1886 polo químico francés Henri Moissan, 115 anos logo de que Scheele preparase o cloro e setenta anos despois da obtención do bromo e do iodo. A fluorita (CaF_2) mencionouna, por vez primeira, Agricola no ano 1529 e chamoulle *fluor lapis* ('pedra fluída'); máis adiante, no século XVII, preparouse un líquido capaz de atacar o vidro por reacción de ácido sulfúrico con ese mineral; Scheele preparouno de novo no ano 1771 e chamoulle *ácido do flúor*, que hoxe sabemos que era o ácido fluorhídrico. O flúor soamente se puido obter cando a tecnoloxía estivo a punto para permitir a electrólise dun dos seus sales. O nome deste elemento provén do mineral de procedencia, *fluor lapis*, e parece facer referencia á fluidez e relativamente baixo punto de fusión do ácido fluorhídrico.

Este elemento químico é dos máis abundosos do sistema periódico: a súa concentración, de 544 ppm, colócao no lugar 13 por orde de abundancia na codia terrestre. É menos abundoso que o osíxeno ou o hidróxeno, pero máis que o carbono, o cloro e outros elementos químicos do sistema periódico moito máis coñecidos. Na natureza non se pode presentar libre por mor da súa alta reactividade e sempre aparece como fluoruro. Os tres minerarios máis importantes son: fluorita ou espatoflúor (CaF_2); criolita (Na_3AlF_6) e apatita [$\text{CaF}_2 \cdot 3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$]. O flúor existe nos ósos nunha proporción de 0,2-0,6%, no esmalte dos dentes (0,3-0,6%) e na auga do mar (2 ppm). Os países produtores de fluorita son Os Estados Unidos, Rusia, A China e México. España é un dos primeiros produtores europeos deste mineral e hai unha importante actividade mineira en Asturias cerca da fronteira coa nosa terra.

Obtención e propiedades

A obtención do flúor implica unha oxidación electrolítica dun dos seus sales, o fluoruro, en condicións especiais. Debido á elevada reactividade do flúor, se a oxidación se fai a temperatura elevada, o flúor liberado atacaría os recipientes



Fig. 35. Cristais de fluorita.



Fig. 34. Retrato de Henri Moissan (1852-1907).



Fig. 36. Cristais de fluoroapatita.

onde se realiza a oxidación. Moissan foi o primeiro que conseguiu preparalo por electrólise dunha disolución de KF en fluoruro de hidróxeno líquido, á temperatura de -24°C e con eléctrodos de platino. Con todo, o flúor era tan agresivo que incluso os tecidos humanos eran atacados e Moissan resultou gravemente intoxicado.

O flúor é un non-metal típico. Trátase dun gas amarelo pálido con cheiro picante característico e tremendamente tóxico para o ser humano se se inhala. Os puntos de fusión e ebulición ($P_f = -223^{\circ}\text{C}$; $P_e = -187^{\circ}\text{C}$), así como a súa densidade ($\rho = 1,1 \text{ g/mL}$), son moi baixos. Quimicamente, o flúor é o elemento químico máis reactivo de todo o sistema periódico: reacciona con practicamente todos os elementos en condicións normais, agás co helio, co neon e co nitróxeno. Comportase como un axente oxidante poderosísimo, de modo que é capaz de levar todos os elementos químicos ao seu estado de oxidación máis alto e atópase sempre en estado de oxidación -1 . Por mor desta enorme reactividade o flúor é moi difícil de manexar e cando se traballa con el cómpre extremar as precaucións para evitar accidentes.

Aplicacións

Debido á súa elevada reactividade, o flúor practicamente non ten utilidade industrial, pero si son de grande importancia os seus derivados, de modo particular os fluoruros. Entre as poucas utilizacións do flúor elemental pódese citar a separación do ^{235}U do ^{238}U , de primordial importancia na industria nuclear. Sucede que o flúor oxida o uranio metal a UF_6 e como o uranio ten dous isótopos importantes e moi estables, fórmanse ambos. O $^{235}\text{UF}_6$ é mais denso que o $^{238}\text{UF}_6$, polo que se poden separar con facilidade por destilación fraccionada.

Os fluoruros alcalinos utilízanse, en pequenas proporcións, nas augas de bebidas e nos dentífricos para evitar as caries e fortalecer os dentes, ao evitar que se altere o seu esmalte, que está integrado por fluoroapatita. Cómpre evitar que a proporción de flúor sexa elevada, dado que se se superan as 2 ppm, o flúor tamén ataca o esmalte dos dentes (descolóraos e estrágaos). Os fluoruros utilízanse como conservadores das madeiras para evitar o ataque dos fungos e tamén como insecticidas.

Os derivados fluorados dos hidrocarburos (véxase a figura 37) teñen hoxe elevado interese industrial. Os teflóns, dos que o máis coñecido é o politetrafluoretileno, son compostos moleculares e polímeros con propiedades elastómeras, alta resistencia ao ataque químico e baixos valores da constante

dieléctrica e do coeficiente de fricción, polo que se empregan como illantes, materiais inertes, lubricantes etc. Os freóns son compostos volátiles, mestura de flúor e clorocompostos de metano e etano, utilizados como axentes de bombeo nos frigoríficos ou como propelentes dos aerosois ou similares.

Industrialmente tamén son importantes o ácido fluorhídrico (HF), utilizado como ácido no laboratorio e como disolvente ácido; o BF_3 como axente de síntese e como disolvente non acuoso en procesos dador-aceptor; e o CaF_2 como fundente, para formar mesturas eutécticas en moitos procesos pirometalúrxicos. Cómpre salientar, para rematar, a importancia industrial que teñen os CFC, dos que xa contamos os graves problemas ambientais que orixinan.

Importancia biolóxica

O flúor é tremendamente tóxico para os tecidos humanos debido á súa agresividade e, polo tanto, a maioría dos seus derivados tamén son tóxicos, dado que poden liberar certas cantidades de flúor. Incluso os produtos máis estables, como os fluoruros, poden orixinar intoxicacións serias. Sábese que a inxestión de pequenas cantidades de fluoruro sódico (NaF) orixina efectos crónicos e a dose letal está entre 5-10 g. A fluorose, enfermidade crónica, prodúcese cando os seres humanos inhalan 20-80 mg diarios de fluoruros durante grandes períodos (10-20 anos), como sucede nas plantas de alumina-aluminio, nas plantas de fertilizantes fosfatados ou en certas fábricas de dentífricos. Unha das principais consecuencias é o maior risco de anormalidade no esqueleto óseo. Os síntomas van dende rixidez e reumatismo ata parálise e rixidez permanente do esqueleto.

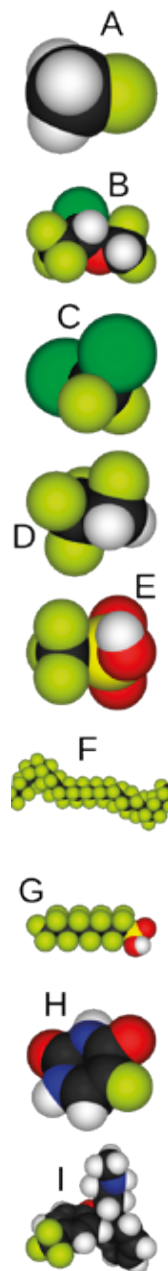
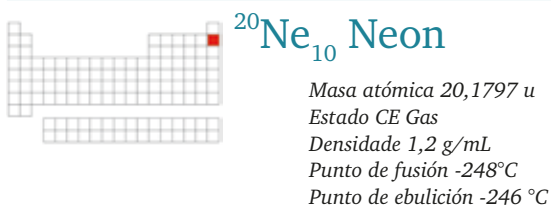


Fig. 37. Estruturas dalgúns fluorocarburos: A, fluorometano; B, isoflurano; C, CFC; D, HFC; E, ácido triflico; F, teflón; G, PFOS; H, fluorouracil; I, Prozac.



Nome e orixe

O neon é un elemento da familia dos gases nobres cuxo nome deriva do grego *neos* ('novo'). Foi descuberto nas investigacións que Rayleigh e Ramsay facían para estudar o nitróxeno obtido partindo do ar. Ambos conseguiron recoñecer a presenza, nese nitróxeno, dun resto inactivo que chamaron *argon*. No ano 1898 Ramsay e Travers fixeron unha nova e máis precisa destilación dese argon primitivo (mestura do elemento químico argon e outros gases nobres) e conseguiron separar unha fracción máis lixeira que mostrou un comportamento espectral distinto e que se atribuíu a un novo elemento: o neon.

O neon é menos frecuente na codia terrestre que o helio: a súa presenza é de 0,009 ppm (a décima parte do helio) e no Universo aínda abunda menos (10^{-3} veces a concentración do helio). Móstrase normalmente atrapado nas rochas ígneas e, ás veces, acompaña o helio no gas natural, pero a súa fonte de obtención no planeta é o ar.

Obtención e propiedades

Está presente no ar, pero como a súa concentración é moi baixa obtense como subproduto do ar líquido. Logo de separar o argon primitivo dos outros gases máis abundosos (N_2 ,

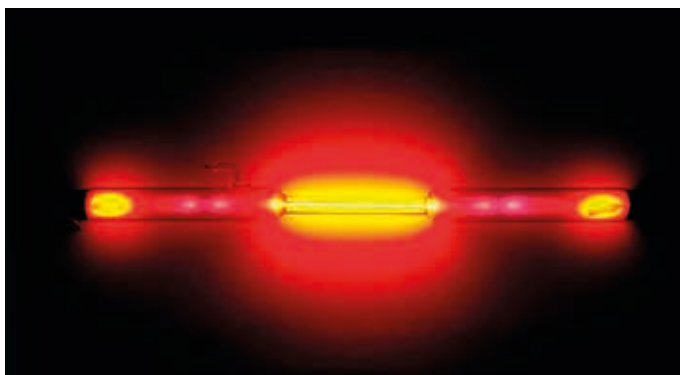


Fig. 38. Tubo de descarga cheo de neon.

O₂ e He) realízase unha nova destilación fraccionada para obter o neon.

Como dixemos, este elemento químico é un gas ($P_e = -246\text{ }^{\circ}\text{C}$) moi lixeiro ($\rho = 1,20\text{ g/mL}$) e con moi reducida reactividade química. Estas propiedades son as que condicionan a súa utilidade industrial.

Aplicacións

Pola semellanza que presenta co helio pódese usar en moitas ocasións en substitución deste: emprégase en estado gasoso como soporte do osíxeno en procesos de respiración asistida ou para encher balóns e globos meteorolóxicos e en estado líquido como refrixerante para obter temperaturas moi baixas, aínda que resulta moito máis caro que o helio (55 veces), polo que a súa substitución non resulta rendible.

O neon úsase nas investigacións físicas de altas enerxías, en detectores de escintileo para advertir o paso de partículas nucleares, para producir luz eléctrica en lámpadas incandescentes de neon utilizando baixa potencia eléctrica etc. Hoxe o neon emprégase moito no terreo industrial na fabricación de anuncios luminosos debido a que, cando este gas se somete ás descargas eléctricas nun tubo especial, dá unha coloración vermella brillante. Tamén se pode empregar na fabricación de lámpadas indicadoras.

Importancia biolóxica

A toxicidade do neon é alta, pois, polo seu baixo punto de ebulición, ocupa rapidamente os espazos baleiros e, como é asfixiante, a súa respiración prolongada pode producir a morte. Tal efecto producirase sempre que se presenten altas concentracións deste gas en locais pequenos.



Fig. 39. Liñas espectrais do neon na rexión do visible.



$^{23}\text{Na}_{11}$ Sodio

Masa atómica 22,9897 u

Estado CE Sólido

Densidade 0,97 g/mL

Punto de fusión 98 °C

Punto de ebulición 883 °C



Fig. 40. Anacos de sodio metal.

Nome e orixe

O sodio é coñecido polo ser humano dende hai moitos séculos, non como elemento químico, pero si pola utilización dos seus compostos. Dende os bíblicos días de Sodoma e Gomorra ata a época da dominación romana, a historia está ateigada de loitas pola posesión do sal do Mar Morto. Tanta foi a importancia deste produto que a palabra *salario* procede dos pagos ou transaccións realizados con sal. No medievo, un composto de sodio, o *sodanum*, derivado do termo árabe *suda* = ‘dor de cabeza’, era empregado para combater as dores de cabeza. O carbonato sódico, ou soda, foi coñecido dende a antigüidade por atoparse nunhas plantas existentes no río Nilo e ser moi rico en *alqali*. A evolución do nome deste elemento químico semella ser: *suda* > *soda* > *sodanum* > *sodium*. Foi Davy quen lle chamou *sodium*, en latín, ao novo elemento químico que descubriu no ano 1808 por electrólise da sosa cáustica (NaOH). O símbolo químico para o sodio (Na) foille dado por Berzelius a partir do termo alquímico-exipcio con que se coñecía ao carbonato sódico hidratado, *natron*, latinizado como *natrium*.

Este metal é o máis abundoso dos alcalinos, aparece nunha proporción de 22 700 ppm e ocupa o sétimo lugar entre todo os elementos do sistema periódico. Non se encontra nunca libre na natureza, senón sempre como catión; aparece decote disolto nas augas, fundamentalmente nas augas mariñas e nos depósitos sólidos que delas derivan (salinas, nitros de Chile e Perú etc.), que son consecuencia da existencia de mares ou lagoas interiores que, en épocas pretéritas, sufriron un proceso de evaporación. Os minerarios máis importantes do sodio son: haluros (sal de rocha e halita), boratos (bórax), carbonatos (soda), nitratos (nitro de Chile) e sulfatos (thenardita).

Obtención e propiedades

De todos os minerarios, tan só os cloruros se empregan habitualmente na obtención do sodio, os restantes son minerarios dos correspondentes anións. Para a obtención deste me-



Fig. 41. H. Davy (1778-1829), retratado por Thomas Phillips.

tal cómpre realizar a electrólise do produto máis abundoso para reducir o catión. Realízase a electrólise dunha mestura eutética de $\text{NaCl}/\text{CaCl}_2$ a temperatura duns $580\text{ }^\circ\text{C}$ nunhas celas características. Este proceso chámase método Downs.

O sodio é un metal alcalino, o que significa que, aínda que non son elevados nin o seu punto de fusión ($98\text{ }^\circ\text{C}$) nin a súa densidade ($\rho = 0,97\text{ g/mL}$), compórtase en todo coma os metais e posúe unha elevada reactividade coa maioría dos elementos químicos do sistema periódico, o que explica que na natureza non se atope como metal.

Aplicacións

A abundancia deste elemento, xunto co relativo baixo custo de produción, determina que o sodio resulte barato e que se empregue moito na industria. O sodio metal ten moitas aplicacións, pero tamén son importantísimas as aplicacións dos seus compostos: NaCl , NaOH e Na_2CO_3 . Comezaremos por falar das aplicacións dos seus sales:

O cloruro de sodio (NaCl) é un composto esencial na vida ordinaria do que se consomen máis de 250 millóns de toneladas por ano, cuns usos do máis variado: o 40% emprégase nos procesos cloro/sosa, nos que se electroliza o NaCl por tres métodos distintos que se comentarán máis adiante; o 30% destínase á limpeza de estradas e autoestradas, xa que evita a formación de capas de xeo cando neva; o 20% ten distintas aplicacións na vida cotiá (alimentación, agricultura, industria do petróleo, produción e curtido de coiros etc.); e o 10% dedícase a obter o propio metal e outros produtos químicos de importancia no laboratorio e na industria.

O hidróxido de sodio ou sosa cáustica (NaOH) é outro produto básico da vida moderna, do que se empregan máis de cincuenta millóns de toneladas ao ano. Obtense da electrólise do NaCl e os seus usos son moi variados: un 30% úsase na química orgánica, para xerar produtos orgánicos importantes; un 30% emprégase na industria dos compostos inorgánicos; un 10% úsase na metalurxia, fundamentalmente na do aluminio; outro 7% utilízase no tratamento de todo tipo de augas; un 7% na industria dos xabóns, xeles e deterxentes; un 5% na industria da transformación da polpa e do papel; un 5% na industria téxtil, e o 6% restante destínase a outros usos.

A produción anual de carbonato e de bicarbonato sódico é duns corenta millóns de toneladas, tanto na forma da trona natural ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{NaHCO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) como dos produtos

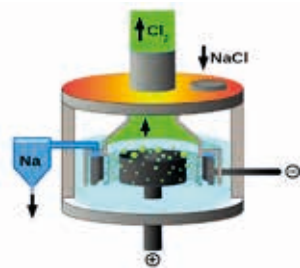


Fig. 42. Esquema dunha cela Downs.



Fig. 43. A cor amarela brillante da chama do sodio pode utilizarse como referencia para a súa identificación.



Fig. 44. Imaxe da combustión de sodio no cargueiro Casón, encallado en Fisterra no 1987 [fonte: fotograma da TVG].

químicos obtidos industrialmente polo proceso Solvay. Estes carbonatos úsanse na fabricación de deterxentes, na regulación do pH de diferentes disolucións (tratamento de augas residuais, procesos de flotación etc.), na fabricación de xabóns e cerámicas, no refino do petróleo, nos procesos pirometalúrxicos para rebaixar a temperatura de traballo, na industria farmacéutica, na industria téxtil, na do papel ou na do petróleo, entre outras.

O sodio metal é un notable redutor, o que determina que se empregue non só como redutor directo, senón incluso en amálgamas, nos procesos de redución química. Unha mostra deste carácter redutor é que o 50% do sodio se empregaba o século pasado no proceso de fabricación do tetraetilo de chumbo (o antidetonante das gasolinas), mais hoxe úsase moito menos por motivos de contaminación ambiental. Outros usos son: o 30% emprégase na metalurxia do titanio e do circonio, a través do método Kroll, así como na obtención doutros moitos metais; un 20% úsase hoxe como amálgama ou en disolventes non acuosos para a realización de procesos de redución selectiva; un 20% utilízase na preparación de compostos inorgánicos do sodio de importancia industrial (NaH , NaBH_4 , NaOR , NaN_3 , Na_2O_2 etc.) etc. Cantidades importantes de sodio metal estanse utilizando hoxe en procesos de intercambio de calor nos reactores rápidos (*fast breeder reactors*), preferentemente como aliaxe Na/K , que está líquida a temperatura ambiente. Aplícase industrialmente como catalizador na preparación de elastómeros a partir do butadieno —de feito, o caucho chamado *buna* é un acrónimo derivado de *butadieno* e *Na*, o símbolo do sodio—. As baterías sodio/xofre (baterías beta) estanse ensaiando nos vehículos eléctricos con resultados prometedores. O ánodo é de sodio fundido e o cátodo é de xofre líquido e están separados por un eléctrodo de alumina β . Opera a unha temperatura relativamente elevada polo que aínda presenta certos inconvenientes.

Importancia biolóxica

O sodio é absolutamente esencial para o crecemento e desenvolvemento normal da vida humana. Nos animais superiores, o sodio é o catión máis importante dos fluídos extracelulares. A relación Na^+/K^+ nos fluídos intra- e extracelulares é a responsable de funcións electrofisiolóxicas vitais, como a transmisión de impulsos nerviosos mediante o mecanismo da bomba Na/K , a regulación da presión osmótica ou a absorción de nutrientes por parte das membranas. Un esquema

do funcionamento da bomba sodio-potasio pódese ver na figura 84. A concentración plasmática de sodio é, en condicións normais, de 135-145 mmol/L.

Na nutrición humana, o sodio é de grande relevancia dende os primeiros días da vida. É importante manter o nivel correcto de sodio no organismo e é tan malo o exceso de sodio —hipernatremia— como a súa carencia —hiponatremia—. As deficiencias de sodio prodúcense como consecuencia da diminución do catión Na^+ , ben por excesiva sudación, por uso excesivo de diuréticos, pola perda de fluídos sanguíneos ou por outras causas. Cando se produce unha clara diminución no nivel de sodio no organismo e non se remedia rapidamente, pode aparecer unha forte sede, náuseas, espasmos musculares, desvaríos mentais e, nos casos máis graves, pode chegar a causar a morte. Os síntomas da hiponatremia poden desaparecer se se administra unha disolución cunha adecuada dose de ións de sodio.

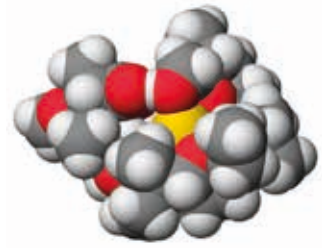


Fig. 45. Estrutura do complexo de Na^+ (resaltado en amarelo) coa monensina, un antibiótico ionofórico poliéter.



$^{24}\text{Mg}_{12}$ Magnésio

Masa atómica 24,305 u

Estado CE Sólido

Densidade 1,74 g/mL

Punto de fusión 650 °C

Punto de ebulición 1091 °C



Fig. 46. Cristais de magnésio depositados polo proceso Pidgeon.

Nome e orixe

O nome deste elemento químico deriva de Magnesia, lugar do distrito de Tesalia (Grecia). Á súa vez, Magnesia semella derivar do nome dunha tribo macedonia que habitou ese lugar, os magnetes, que eran descendentes do heroe grego Magnes, fillo de Zeus, e da ninfa Thya. Mais cómpre lembrar que na antigüidade chamábase *magnesia* a tres minerais distintos: *magnesijs lapis*, correspondente á actual magnetita (Fe_3O_4); *magnesia niger*, a pirolusita (MnO_2); e *magnesia alba*, denominación aplicada a un material mol e untuoso ao tacto, ben coñecido e utilizado na vida cotiá dende a antigüidade, tamén chamado pedra xabonosa ou, nos nosos días, talco. *Magnesia* deu lugar a *magnesium*, nome co que se coñece o elemento químico que estaba no mineral. No século XVIII un granxeiro inglés observou que as súas vacas rexeitaban as augas duns mananciais polo seu cheiro, pero que esas augas curaban as rabuñaduras e as bochas, e decidiu chamarlle ao compoñente que había nas augas *sal de Épsom*, por ser Épsom o lugar onde estaban os mananciais; a sona destas augas espallouse polo mundo e ao mineral que contiñan chamóuselle *epsomita* (MgSO_4). Davy foi o primeiro en obter magnésio moi impuro no ano 1808, a partir da electrólise dunha mestura de *magnesia alba* e óxido de mercurio, e deulle ao metal obtido o nome de *magnium*, pero esta denominación non chegou a prosperar. O descubrimento do magnésio atribúeselle a Antoine Bussy, quen no ano 1836 obtivo un metal moito máis puro que o obtido por Davy, ao quentar MgCl_2 e K a temperatura elevada nun tubo de cristal e separar logo o KCl tras lavallo con auga. Bussy foi tamén, xunto con Wöhler, quen illou o berilio.

Os elementos do grupo dos alcalinotérreos, ao que pertence o magnésio, son moi reactivos e non aparecen endexamais como metais libres na natureza, senón formando parte de combinacións. O magnésio é moi abundoso tanto na codia terrestre —rochas ígneas, solos etc.—, como nas augas dos mares, no manto terrestre —sima— ou no Universo —meteoritos, po

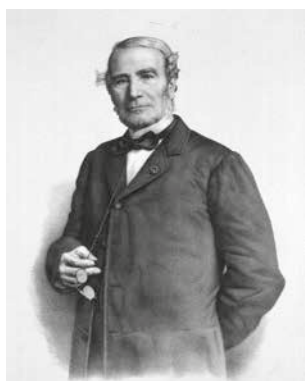


Fig. 47. Retrato de Antoine Bussy (1794-1882).

solar etc.—. É o cuarto elemento químico pola súa abundancia no noso planeta, logo do silicio, do osíxeno e do ferro. Os minerarios máis importantes preséntanse como haluros (carnalita, bischofita etc.), sulfatos (epsomita, kieserita etc.), carbonatos (dolomita), silicatos (magnesia, talco, crisótilo, algunhas micas e arxilas etc.) e hidróxidos (brucita).

Obtención e propiedades

O magnesio pódese obter tanto por redución electrolítica como por redución térmica. O proceso pirometalúrxico de redución térmica utiliza ferro-silicio como redutor, seguindo o método Pidgeon, para tratamento das dolomitas (MgCO_3). Aínda que este proceso se segue a utilizar (por exemplo na China) como método industrial e é de grande importancia teórica para a comprensión dos métodos pirometalúrxicos, a meirande cantidade de magnesio obtense hoxe por electrólise do cloruro de magnesio, seguindo desemeillantes vías para preparar o MgCl_2 en función do minerario de partida utilizado.

Este elemento é un metal típico e cando se lle raspa a superficie vese decontado unha cor prateada e un lustre metálico típico. O seu punto de fusión ($P_f = 650\text{ }^\circ\text{C}$) é moito mais alto que o do sodio, como tamén ocorre coa súa densidade ($\rho = 1,74\text{ g/mL}$), pero aínda continúa a se comportar como un metal moi lixeiro. As restantes propiedades físicas son as dos metais. Como metal é moi redutor, pero atópase na transición do berilio, moi resistente ao ataque químico, e os restantes elementos do grupo, moito máis reactivos e que se atacan con moita facilidade. O magnesio reacciona lentamente debido á formación dunha capa de óxido que o protexe dun ulterior ataque.

Aplicacións

O magnesio é o terceiro metal pola súa utilización, logo do ferro e do aluminio, pero preto deles, e por iso o seu interese industrial é moi grande, cunha produción anual de millóns de toneladas e cunhas perspectivas de utilización no futuro aínda máis favorables. A razón está na elevada cantidade de aliaxes que é capaz de formar, con dúas características de vital importancia: alta resistencia ao ataque químico e gran lixeireza. Estas aliaxes empréganse nas industrias do automóbil e dos avións, na manufactura de ferramentas especiais, na preparación de material portátil, en moitísimos utensilios da vida cotiá etc. O magnesio e os seus compostos teñen unha grande utilidade, como mostran algúns dos seus usos. Máis do 45% do magnesio emprégase na formación de aliaxes, como o importante magnalio —Mg/Al— ; o 35%



Fig. 48. Carnalita ($\text{KMgCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$).

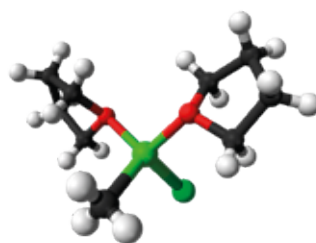


Fig. 49. Estrutura dun organomagnésico ou reactivo de Grignard. Aínda que este composto acotío se representa como RMgX , en realidade o centro de magnesio(II) é tetraédrico cando se dissolve nun disolvente base de Lewis, como se representa na figura do aduto de cloruro de metilmagnesio e THF.

úsase como redutor en metalurxia; o 9% na preparación de forxados lixeiros; o 5% como desulfurante de ferros e aceiros; o 4% para usos variados (bengalas, fogos artificiais etc.); e o 2% para preparar compostos inorgánicos de interese no laboratorio e na industria. Algúns dos seus compostos químicos son de interese sanitario, como o leite de magnesia, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, útil para as indixestións, ou o sal de Épsom, MgSO_4 , como purgante. Debido ao seu carácter redutor emprégase na obtención doutros metais (como o titanio) ou do uranio, por redución do UF_6 ; na fabricación de certos tipos de baterías; ou como ánodo sacrificial en tanques e en tubaxes de condución de augas, fundamentalmente augas a temperaturas elevadas procedentes de centrais térmicas ou nucleares. O magnesio é moi importante para a preparación de organomagnésicos, básicos na síntese orgánica e organometálica. Úsase na fabricación de flashes potentes, por mor da intensísima luz branca que produce ao se queimar.

Na actualidade, o campo de utilización do magnesio está derivando cara ás industrias tecnolóxicas máis modernas, como os dispositivos electrónicos, por mor da súa lixeireza e especiais propiedades mecánicas e eléctricas: teléfonos móbiles, ordenadores, unidades centrais de procesamento, tabletas, cámaras fotográficas e moitos outros aparatos. Unha nova aliaxe de magnesio é o *elektron*, así chamado polos alemáns, cun futuro enorme na industria aeroespacial e dos automóbiles.

Tamén se está utilizando moito o óxido de magnesio (MgO) polo seu elevado punto de fusión, resistencia ás temperaturas elevadas e prezo accesible. Utilízase, por exemplo, na fabricación de ladrillos absorbentes da calor ou en radiadores de acumulación nocturna. O sulfato de magnesio (MgSO_4) é outro composto con interese industrial por ser un grande axente deshidratante. Como é moi inerte, emprégase para eliminar auga de disolventes, de modo que cando cómpre utilizar disolventes anhidros tanto no laboratorio como na industria, deshidrántanse co sulfato de magnesio.

A demanda de magnesio é tan elevada que na actualidade xa se está reciclando máis do 30% do metal empregado na industria, ao igual que se fai co ferro e co aluminio.

Importancia biolóxica

O magnesio é un metal que se pode manipular sen excesivas precaucións por ser un dos elementos químicos esenciais na vida. Así, as plantas realizan a fotosíntese por medio de dous compostos, a clorofila *a* e a clorofila *b*, que son complexos

bioinorgánicos en que o magnesio se comporta como o ión central. Nos seres superiores, o magnesio localízase nos ósos e nos dentes e, xunto co calcio, actúa como regulador do fosfato e encárgase do seu transporte e depósito. O corpo humano conta con 24 g de magnesio (60% no esqueleto, 39% intracelular e 1% extracelular). É aconsellable unha inxestión diaria de 300 mg de magnesio nos homes e duns 270 mg nas mulleres para evitar problemas derivados da carencia deste elemento no organismo. Os ións Mg^{2+} establecen importantísimas interaccións cos fosfatos, que son esenciais na química dos ácidos nucleicos e no funcionamento de máis de trescentos encimas do magnesio (os Mg-encimas). Tamén é importante a función desenvolvida polo Mg^{2+} no adenosintrifosfato (ATP) ou nos ácidos nucleicos que sintetizan ADN ou ARN. O ATP existe nas células normalmente como un quelato do Mg^{2+} .

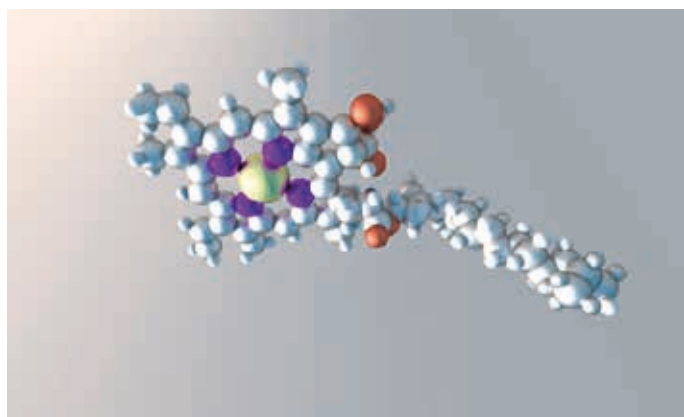
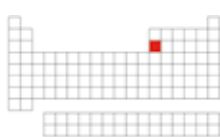


Fig. 50. Estrutura dunha clorofila tipo a: o magnesio está dentro dun anel de porfirina. En amarelo o ión magnesio e en fucsia os átomos de nitróxeno do anel porfirínico.



$^{27}\text{Al}_{13}$ Aluminio

Masa atómica 26,9815 u

Estado CE Sólido

Densidade 2,7 g/mL

Punto de fusión 660 °C

Punto de ebulición 2519 °C



Fig. 51. Prancha de aluminio nervada.

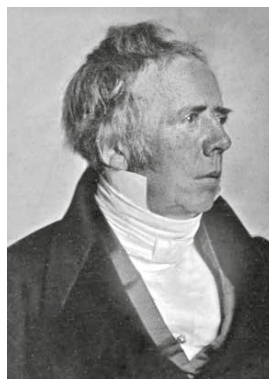


Fig. 52. Retrato de H. C. Ørsted (1777-1851).



Fig. 53. Retrato de H. S. C. Deville (1818-1881).

Nome e orixe

O nome deste elemento procede da denominación que os gregos e os romanos lle daban ao mineral alume. Este produto era moi usado, hai 3000 anos, como adstrinxente en medicina e como mordente na tintura de tecidos e no tratamento dos coiros. A pesar do ben coñecido que era ese mineral, ata o ano 1760 non se recoñeceu que no alume había outro metal ademais dun alcalino; foi Bacon quen o descubriu, pero non soubo que facer para obtelo. Non foi ata o ano 1825 cando H. C. Ørsted preparou o metal por redución de AlCl_3 cunha amálgama de potasio, pero o aluminio que obtivo era de moi pouca pureza. F. Wöhler, no ano 1827, mellorou o método de Ørsted utilizando potasio puro como redutor: obtivo un po gris impuro, pero máis puro que o anterior. Deville foi quen conseguiu, no ano 1854, utilizando sodio como redutor, purificar máis o metal e chegar a deseñar un método industrial para a obtención do aluminio. Nese mesmo ano, Bunsen illou por primeira vez o aluminio por electrólise de NaAlCl_4 fundido. Debido a que o método de obtención do aluminio era tan complexo e o prezo do metal era tan elevado, na Exposición Universal de París do ano 1855 o emperador Luis Napoleón III mostrou, ao lado de pezas de ouro e dos máis afamados diamantes, un xogo de cubertos de aluminio. Na actualidade hai dúas denominacións internacionais admitidas pola IUPAC para este elemento químico: *aluminium* e *aluminum*, aínda que en galego só se usa *aluminio*.

Tendo en conta a súa presenza na codia terrestre, o aluminio é o máis abundoso dos elementos metálicos e o terceiro entre todos os elementos químicos, logo do silicio e do osíxeno. Na codia terrestre atópase extensamente distribuído, onde os minerais de aluminio forman parte das rochas ígneas e integran os aluminosilicatos (sial) na forma de feldespatos ou feldespatoídes (arxilas, caolinitas, montmorillonitas etc.). Os minerarios máis utilizados, polo momento, son os que posúen fundamentalmente o aluminio baixo a forma de óxido ou de hidróxido: gibbsita, diásporo, boehmita, bayerita, corindón e bauxita.

Obtención e propiedades

A obtención de aluminio implica dúas etapas: a) extracción e purificación da bauxita, gibbsita etc. coa súa transformación en alumina técnica (Al_2O_3); e b) electrólise a temperatura elevada desa alumina técnica, disolta en criolita (Na_3AlF_6), formando un eutéctico.

Este elemento químico compórtase como un metal típico, inodoro, insípido, de cor arxentea e lustre metálico, con puntos de fusión e ebulición elevados ($P_f = 660\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 2519\text{ }^\circ\text{C}$), brando, moi bo condutor da electricidade e da calor e abondo lixeiro ($\rho = 2,7\text{ g/mL}$), aínda que menos que o magnesio. Quimicamente compórtase como un reductor, pero é moi estable ao ar, xa que se oxida con facilidade e se recobre dunha capa de óxido que logo impide a progresión do ataque. Este comportamento químico determina que aguante moi ben a corrosión e, polo tanto, sexa dunha grande importancia na formación de aliaxes lixeiras e resistentes de interese industrial e tecnolóxico.

Aplicacións

A importancia industrial deste metal é enorme. Abonda con dicir que nos últimos dez anos a produción de aluminio medrou o dobre que a dos restantes materiais básicos da construción. De entre os metais, soamente se produce máis ferro e, no futuro, parece que o aluminio e o ferro se producirán en cantidades semellantes. A necesidade desta enorme cantidade de aluminio levou a reciclar o utilizado nas aliaxes deterioradas ou inservibles. Na actualidade obtense tanto aluminio a partir da redución da bauxita/alumina como dos procesos de reciclaxe.

Os usos do aluminio están ligados á súa capacidade para formar aliaxes lixeiras, como por exemplo nalgúns sectores da vida cotiá: o 30% emprégase no sector do transporte (coches, barcos, avións etc.); o 22% na industria dos contedores e embalaxes lixeiros; o 15% en materiais de construción (ventás, portas, anteparos, paneis etc.); o 10% na industria química dos derivados (sulfatos, hidruros, aluminatos etc.); o 9% na preparación de bens de consumo doméstico (aparells, perfís, utensilios de cociña, instrumentos, marcos etc.); o 7% na elaboración de materiais eléctricos, incluídos cables e fíos condutores; e o restante 7% en maquinaria lixeira, equipamentos etc. O aluminio en po emprégase como reductor nos procesos chamados aluminotermias, nos flashes luminosos, en explosivos, na fabricación de pinturas resistentes ao lume, como absorbente dos gases... O aluminio en



Fig. 54. Bauxita.



Fig. 55. Aluminio utilizado como elemento estrutural e ornamental na fachada dunha construción en Düsseldorf.

po tamén se usa no aluminado dos espellos de telescopios astronómicos e nas superficies reflectoras dos instrumentos ópticos, por mor da alta reflectividade do aluminio xunto coa elevada resistencia á corrosión.

A alumina, Al_2O_3 , asociada con todos os hidróxidos e os oxohidróxidos de aluminio, constitúe non só a base para a obtención do aluminio metal, senón que tamén conta cunha ampla utilización industrial: como catalizador en moitas reaccións en fase heteroxénea; como absorbente, para eliminar auga dos hidrocarburos e como soporte para moitos catalizadores metálicos que se depositan sobre a súa superficie; como abrasivo, por mor da súa gran dureza etc. O sulfato de aluminio, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, utilízase na vida diaria, por exemplo, no tratamento das augas, na industria do papel, como mordente na industria dos coiros ou como aditivo na industria alimentaria. O cloruro de aluminio, AlCl_3 , é un composto moi importante desde o punto de vista industrial xa que se emprega no refino do petróleo, na obtención do caucho artificial e de moitos polímeros etc.

Existen moitos outros compostos inorgánicos do aluminio con interese industrial, entre os que podemos citar: o acetato de aluminio, como adstrinxente; o borato de aluminio, na industria dos vidros e das cerámicas; o fosfato de aluminio, na industria cosmética, da pel ou das pinturas, entre outras; o hidróxido de aluminio, como antiácido; ou o hidruro de aluminio e litio, como redutor e, de modo moi particular, como desecante de hidrocarburos e éteres. Como composto

especial debemos citar o trietilaluminio (Et_3Al) que, xunto co cloruro de titanio (TiCl_4) e outros haluros metálicos, forman o importante catalizador de Ziegler-Natta. Este catalizador é fundamental na polimerización dos alquenos, de grande importancia industrial por ser a base da obtención de polímeros estereoquimicamente regulares. Estes catalizadores non soamente permiten que as reaccións de polimerización se consigan en condicións normais, senón que tamén controlan a estereoespecificidade desas reaccións e conseguen que as reaccións sexan atácticas, sindotácticas ou isotácticas.

Importancia biolóxica

A pesar da abundancia natural e da enorme importancia do aluminio, hoxe apenas se dispón de información sobre a súa función biolóxica. Os efectos tóxicos do aluminio son case descoñecidos. Os instrumentos de aluminio véñense utilizando dende hai moitos anos e incluso algúns dos seus sales (hidróxido, fosfato, bicarbonato) se empregan, pola súa actividade terapéutica, no tratamento da hiperacidez e das úlceras duodenais. Existe certa controversia sobre os efectos adversos por exposición a altos niveis do metal.

Débase facer notar que, na industria do aluminio e dos seus compostos, a súa manipulación pode producir certas patoloxías, como aluminose, debido á inhalación de bauxita e de alumina no proceso de obtención do metal, ou dermatite e asma bronquial, debido á manufactura de certos compostos. Para evitar isto, é necesario manipularlos con seguridade.

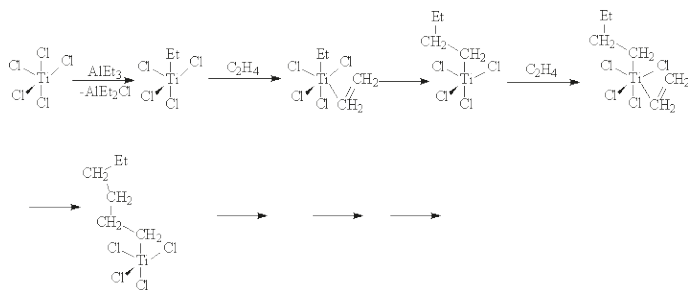
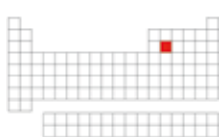


Fig. 56. Primeiros pasos da polimerización co catalizador de Ziegler-Natta.



$^{28}\text{Si}_{14}$ Silicio

Masa atómica 28,085 u

Estado CE Sólido

Densidade 2,33 g/mL

Punto de fusión 1410 °C

Punto de ebulición 2900 °C



Fig. 57. Silicio purificado.



Fig. 58. Litografía de L. J. Gay-Lussac (1778-1850).

Nome e orixe

Non é posible saber nin cando nin por que comezaron a utilizarse os compostos de silicio. A sílice natural e os silicatos foron empregados polo ser humano dende o alboraxar da nosa cultura. Foi precisamente a capacidade de manipular e elaborar utensilios con estes compostos de silicio, como o pedernal ou sílex, a que determinou a aparición do *Homo habilis*. A pesar dos moitos séculos que se levaban usando os silicatos e de saberse como estaban espallados pola codia terrestre, o silicio non se identificou como elemento químico ata o século XIX. No ano 1808, Davy descubriu un novo elemento obtido por redución do sílex, ao que chamou *silicium*, pero que era moi impuro. Thénard e Gay-Lussac, no ano 1811, prepararon por vez primeira algo que podía ser este elemento químico moi impuro, por redución de SiF_4 con potasio puro, mais non o recoñeceron. No ano 1823, Berzelius obtivo un sólido amorfo escuro por redución con potasio do hexafluorosilicato potásico, purificándoo mediante lavados sucesivos con auga para arrastrar o NaF. Houbo que agardar ata o ano 1857 para que Deville conseguira identificar o silicio, moito máis puro, como un sólido de cor gris aceiro que obtivo por electrólise do composto NaAlCl_4 . Tanto Davy como Berzelius chamáronlle a este elemento *silicium*, nome derivado da palabra latina *silex*, que servía para denominar a sílice. O escocés Thomson, no ano 1817, chamoulle *silicon*, acrónimo de *silicium* e *carbon*, ao observar que o silicio tiña un comportamento máis parecido ao boro e ao carbono que aos metais. Hoxe utilízase a dobre denominación: os saxóns chámanlle *silicon* e o resto dos científicos chamámoslle *silicium*, en galego, *silicio*.

O silicio é moi abondoso no Universo e, segundo a súa concentración, ocupa o sétimo lugar, logo do hidróxeno, o helio, o carbono, o nitróxeno, o osíxeno e o argon. Na codia terrestre é o máis abondoso, logo do osíxeno. A súa concentración é de 273 000 ppm. Encóntrase enormemente espallado por todo o planeta, fundamentalmente baixo a forma

de combinacións osixenadas chamadas silicatos e aluminosilicatos ou no interior da codia terrestre, integrando o sima (silicio/magnesio) e o sial (silicio/aluminio). O silicio está moi pouco representado na atmosfera e na hidrosfera. Un mineral moi importante do silicio, abondoso no noso país, é o granito e, de modo particular, o seixo (granito silíceo).

Obtención e propiedades

O proceso de obtención do silicio implica a redución dende as combinacións osixenadas. Normalmente realízase a redución do seixo (SiO_2) en fornos eléctricos con metais (Fe, Mn etc.), o que permite obter as apreciadas aliaxes (ferrosilicio, manganosilicio etc.). Na actualidade empréganse métodos máis sofisticados para obter o silicio superpuro e hiperpuro, que son a base da industria dos transistores, dos paneis solares e de toda a tecnoloxía das comunicacións actuais.

O silicio, con puntos de fusión e ebulición altos ($P_f = 1410\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 2900\text{ }^\circ\text{C}$), densidade baixa ($\rho = 2,33\text{ g/mL}$) e brillo metálico, semella ser un metal, mais é un típico non-metal que debe estas propiedades á estrutura adamantina que posúe. Consecuencia desta estrutura é a súa enorme dureza e tenacidade. O silicio é un semiconductor típico: debido á proximidade das súas bandas de condución e de valencia é moi doado que os electróns poidan pasar dunha banda á outra. É un elemento moi resistente ao ataque químico do osíxeno, da auga e dalgúns ácidos, sobre todo a temperatura ambiente. Por mor deste comportamento é moi utilizado en aliaxes especiais e na preparación de novos materiais moi resistentes. É atacado por algúns reactivos e por elementos químicos como os halóxenos.

Aplicacións

As fontes do silicio son enormemente abondosas, pero poucos son os minerarios que se usan para a obtención de silicio puro. A maioría das veces, na industria do silicio e dos seus compostos, empréganse os produtos tal como se extraen da natureza. Así, a sílice natural e algún silicato —granito— son as bases das industrias da construción, e as arxilas, os caolíns e outros silicatos empréganse nas industrias da cerámica, das porcelanas ou dos vidros, entre outras. Mais para as citadas aplicacións non serve calquera material e eses silicatos especiais para a construción, ornamentación ou a industria cerámica atópanse localizados en zonas privilegiadas. A obtención de silicio superpuro e hiperpuro, aquel que ten unha pureza de 9 a 12 noves (10^{-9} a 10^{-12} en impurezas), realízase por distintos procesos. Un deles, a fusión



Fig. 59. Peza de silicio monocristalino obtida polo crecemento a través do proceso Czochralski.



Fig. 60. Cristais de cuarzo (SiO_2) naturais.

por zonas, consiste na partición dunha barra policristalina de silicio ultrapuro que se vai fundindo, paseniño, cun arco voltaico para arrastrar as impurezas ata o extremo da barra. Outro é o proceso Czochralski, mediante o que, a partir de policristais de silicio ultrapuro obtidos por descomposición térmica de SiHCl_3 , se crean monocristais dese metal da pureza máis elevada. Por último, tamén se pode obter mediante outros métodos patentados. Estas clases de silicio son as que se empregan na fabricación dos paneis solares que converten, por procesos fotovoltaicos, a enerxía solar en enerxía eléctrica mediante a acumulación de células fotovoltaicas para producir un subministro mínimo de voltaxe. Un maior investimento en I+D+i fará máis rendible este sistema de produción de enerxías alternativas.

A sílice (SiO_2) é un material comercial de grande importancia industrial e tecnolóxica. Úsase na construción (cementos, formigón, aglomerados, morteiro etc.); en ornamentación (granitos, andalucitas etc.); para a preparación de vidros de cuarzo, de fibras, de las de vidro e de xel de sílice, utilizado como deshidratante. Tamén se emprega como base nas fases estacionarias das cromatografías.

As arxilas son silicatos ou aluminosilicatos de amplo interese na industria das cerámicas e, tamén, como adsorbente e absorbente de diversos produtos. Pódense clasificar para a súa utilización polas súas estruturas. As do grupo do caolín —as caolinitas— son de importancia na industria das cerámicas; as do grupo das esmectitas —as montmorillonitas— son capaces de absorber grandes cantidades de auga; as do grupo das hormitas —como a palygorskita— son grandes adsorbentes e absorbentes das máis variadas sustancias químicas e de moitos ións metálicos; e as do grupo das ceolitas son capaces de secuestrar moléculas de disolventes moi variados e de catións mono- e bivalentes.

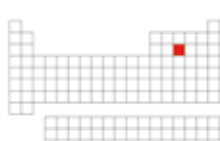
O silicio da orixe a diversos compostos, entre os que destacan os organosilanos que, polo seu comportamento polifuncional, se empregan como base para a elaboración de novos materiais con propiedades de grandes aplicacións na industria. Un dos campos máis desenvolvidos é o das siliconas, produtos con grande interese industrial. As siliconas son un gran grupo de compostos poliméricos con enlaces Si-O-Si como esqueleto, que se poden producir industrialmente como aceites —os PDMS—, como resinas ou como elastómeros, todos eles dunha enorme importancia na vida cotiá.

Importancia biolóxica

O silicio é un dos constituíntes menores das plantas e dos tecidos dos animais inferiores, mais nos animais superiores non é nin sequera un dos micronutrientes; chámase *elemento ultratraza* e descoñécese se ten algunha influencia esencial sobre as funcións metabólicas. É moi importante apuntar que os esqueletos das diatomeas, dos radiolarios e das esponxas silíceas utilizan a sílice xénica como material estrutural. O silicio parece non ter toxicidade para os sistemas biolóxicos e compórtase como un elemento pasivo case sempre benigno. Non se pode dicir outro tanto dos seus compostos, pois a meirande parte dos compostos volátiles (haluros, hidruros etc.) son tóxicos. A silicose é un tipo de fibrose que produce unha forma reactiva e específica do óxido SiO_2 nos pulmóns cando se inhala como po.



Fig. 61. Implantas de silicona.



$^{31}\text{P}_{15}$ Fósforo

Masa atómica 30,9737 u

Estado CE Sólido

Densidade 1,8 g/mL

Punto de fusión 44 °C

Punto de ebulición 280 °C



Fig. 62. Variedades de fósforo: branco, vermello e violeta.

Nome e orixe

O fósforo descubriuse no ano 1669 e o seu descubridor, Hennig Brand, é o primeiro científico coñecido na historia da química por ser capaz de obter un elemento químico de xeito experimental. Brand era un comerciante alemán, considerado o derradeiro alquimista, que tentou atopar a pedra filosofal nos ouriños. Ao destilar o residuo dos ouriños con area obtivo un sólido branco cerúleo que se inflamaba ao entrar en contacto co aire e que «brillaba» na escuridade. Déuselle como nome *fósforo*, do grego *fosforeo*, ‘portador de luz’. Durante cen anos o fósforo obtívose dos ouriños ata que Gahn e Scheele, nos anos 1769-1770, o descubriron como parte integrante dos ósos. No ano 1779 Gahn descubriu un mineral que contiña fósforo, a piromorfito. Finalmente foi Lavoisier quen demostrou a natureza elemental do fósforo e investigou algún dos produtos derivados da súa combustión. Na figura 63 vese a pintura realizada por Joseph Wright, alcumado Wright de Derby, *O alquimista descubrindo o fósforo* (*The Alchemist Discovering Phosphorus*), que inmortalizou ese descubrimento.

O fósforo é un elemento abundoso na codia terrestre: a súa concentración de 1120 ppm colócao no duodécimo lugar dentro da clasificación dos distintos elementos atendendo á súa abundancia. Durante moito tempo, os ósos, que conteñen aproximadamente un 20% en fosfatos, foron a fonte de obtención deste elemento. Na actualidade, o fósforo extráese dos minerarios fosfatados, fundamentalmente a fosforita $[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2]$ e as apatitas $[\text{Ca}_4(\text{F,Cl})_2(\text{PO}_4)_2]$. Os depósitos de rochas fosfatadas máis importantes do mundo están nos EUA e no deserto do Sáhara.

Obtención e propiedades

O método seguido hoxe para obter o fósforo consiste na redución dun dos seus minerais naturais, un fosfato, con carbón. Na industria a redución realízase nun forno eléctrico, que se alimenta cunha mestura de fosfato cálcico, area e coque. O fósforo destíllase e recóllese fóra do forno.



Fig. 63. *O alquimista descubrindo o fósforo*, cadro de Joseph Wright.

O fósforo é un non-metal típico que se caracteriza por presentar moitas alotropías. De todas elas, a variedade máis estable, en condicións normais, é o fósforo branco, pero existe unha variedade chamada fósforo negro que se comporta case como metálica. Outras variedades alotrópicas do fósforo son o fósforo vermello, o fósforo gris, o fósforo violeta etc. O fósforo é un sólido con puntos de fusión e ebulición ($P_f = 44\text{ }^{\circ}\text{C}$; $P_e = 280\text{ }^{\circ}\text{C}$), así como densidade ($\rho = 1,8\text{ g/mL}$), baixos. Quimicamente, o fósforo branco é moi reactivo, pois reacciona coa maioría dos elementos. Cando se expón ao ar o fósforo húmido oxídase lentamente e produce o fenómeno da fosforescencia.

Aplicacións

O fósforo e, en especial, os seus derivados, teñen unha alta importancia industrial: o ácido fosfórico utilízase na eliminación do óxido e da ferruxe das superficies metálicas, é responsable do sabor ácido de moitos refrescos e permite a obtención de moitos fosfatos metálicos; os fosfatos de potasio e os superfosfatos son a base dos fertilizantes fosfatados; o fosfato cálcico emprégase na preparación de porcelanas moi finas; o tricloruro de fósforo é o produto de partida para a obtención de moitos compostos organofosforados, dalgúns dos gases da guerra, de moitos insecticidas e de compostos retardadores das chamas.

O fósforo elemental emprégase en pequenas cantidades para elaborar aliaxes especiais, como o bronce fosforoso ou aceiros especiais; na fabricación de raticidas; na preparación de fogos de artificio; na obtención de derivados do fósforo etc. Debido á facilidade que ten para arder emprégase na elaboración dos mistos, que na actualidade son combinacións sulfuradas de fósforo. Algúns compostos de fósforo actúan como retardadores das chamas, polo que se engaden aos materiais de construción, como sucede co fosfato de tris(1,3-dicloroisopropilo), que se engade ás escumas de poliuretano e ás resinas de poliéster. Este composto, xunto con algúns outros, supoñen o 35% do mercado destes produtos ignífugos. O fósforo branco é punto de partida para a obtención dos moi variados compostos de fósforo (H_3PO_4 , P_4O_{10} , PCl_3 , PCl_5 , POCl_3 etc.); o fósforo vermello é a base dos mistos de seguridade e da xeración de fumes nos fogos artificiais.

O tricloruro de fósforo, PCl_3 , é un produto que se fabrica a grande escala como precursor de moitos compostos de fósforo: oxicloruro de fósforo, pentacloruro de fósforo, derivados

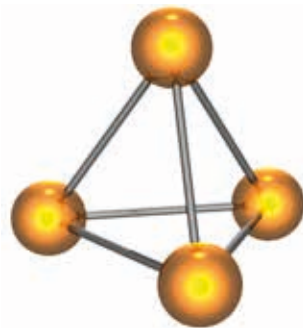


Fig. 64. Estrutura do fósforo branco (P_4).

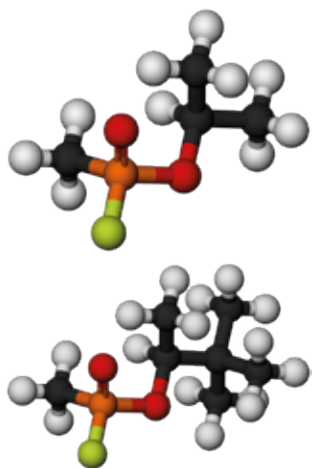


Fig. 65. Estructuras das moléculas que compoñen o gas sarín (metilfosfonofluoridato de O-isopropilo), arriba, e o gas somán (metilfosfonofluoridato de O-pinacolilo), abaixo.



Fig. 66. Imaxe do mar Caspio tomada dende un satélite, onde a cor verde da parte norte evidencia un proceso de eutrofización debido á correntada agrícola, rica en fertilizantes.

organofosforados, derivados utilizados como gases tóxicos na guerra, insecticidas ou retardadores de chama, entre outros.

Alguns compostos de fósforo integran o grupo dos gases da guerra. Estes gases comezaron a utilizarse na primeira guerra mundial (cloro, fósxeno, cloruro de carbonilo etc.), pero o seu desenvolvemento tivo lugar fundamentalmente dende a década dos cincuenta do pasado século. Os gases sarín e somán son derivados do fósforo que funcionan como inhibidores do sistema nervioso central e que poden chegar a producir a morte con só inhalar 1 mg. Na actualidade, a destrución dos arsenais destes compostos supón un problema, en especial á hora de certificar que no proceso non se xeran novos compostos tóxicos.

A aplicación máis estendida do fósforo é a de fertilizante para as plantas, para o cal se emprega habitualmente como fosfato pola súa facilidade de asimilación. A agricultura actual demanda unha enorme cantidade de adobos ou fertilizantes que corrixan as deficiencias dos solos en nutrientes, e máis do 90% dos fosfatos naturais utilízanse hoxe con este fin. Habitualmente a roca fosfatada insoluble $\text{—Ca}_2(\text{PO}_4)_3\text{—}$ disólvese no ácido H_2SO_4 formando os superfosfatos, que conteñen $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + \text{CaSO}_4$ + outros sulfatos. Son importantes tamén os fosfatos de amonio —os NP— e os fosfatos de amonio e potasio —os NPK—, que son fonte dos nutrientes máis necesarios para as plantas (N, P, Ca, Mg e S). A fertilización excesiva con fosfatos representa un problema triplo: en primeiro lugar, polo dispendio económico, pois as plantas non asimilan ese exceso de fosfatos; en segundo lugar, debido á destrución de solo agrícola, dado que os solos se mineralizan con exceso de fosfatos que conducen á formación de AlPO_4 , que degrada os solos; e, por último, por mor da eutrofización, xa que os fosfatos van aos ríos e ás lagoas e provocan a proliferación de plantas e algas, que eliminan gran parte do osíxeno disolto, indispensable para a respiración dos peixes e doutras especies.

Importancia biolóxica

O fósforo branco é tremendamente tóxico e a súa perigosidade foi coñecida dende os primeiros tempos da súa utilización na fabricación dos mistos. O persoal das fábricas de mistos, que estaba constantemente exposto aos vapores do fósforo, padecía necroses endémicas. Este problema de saúde fixo que, en lugar de utilizar o fósforo branco, se pasara a empregar o fósforo vermello, que é moito menos tóxico e ten as mesmas aplicacións. O fósforo pódese manipular hoxe sen moito perigo de intoxicación, sempre que o manexe persoal

especializado. O fósforo inorgánico, na forma de fosfatos, é esencial para todas as formas de vida e desempeña un papel primordial en moléculas como ATP, ADN e ARN, que son ésteres de fosfatos e ácidos nucleicos diversos. O Mg^{2+} e o PO_4^{3-} son cruciais para o funcionamento do ATP, que é a forma en que se acumula e se consome a enerxía celular: a hidrólise provoca a transformación do ATP en ADP nunha reacción que libera fosfato e enerxía, que poderá ser empregada na contracción muscular e o desenvolvemento celular. Os fosfatos atópanse en moitos nucleótidos; nas membranas biolóxicas, como fosfolípidos; nos ósos, como hidroxilapatita; ou nos dentes e no seu esmalte, como apatita e fluoroapatita. As deficiencias en fosfato nos organismos producen hipofosfatemia, cuxos síntomas son: disfunción neurolóxica e muscular e disrupción das células sanguíneas e dos músculos por carencia de ATP. O exceso de fosfatos tamén produce disfuncións nos organismos.

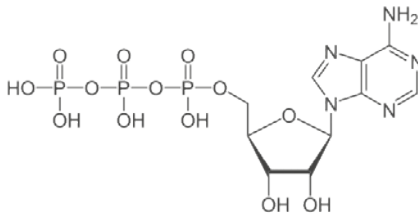


Fig. 67. Estrutura do ATP.


 $^{32}\text{S}_{16}$ Xofre

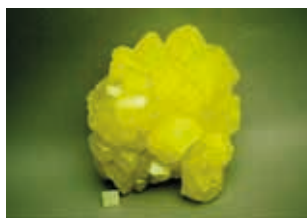
Masa atómica 32,065 u
Estado CE Sólido
Densidade 2,07 g/mL
Punto de fusión 113 °C
Punto de ebulición 444 °C


Fig. 68. Cristais de xofre elemental.



Fig. 69. Retrato de Antoine Lavoisier e Marie-Anne P. Paulze, a súa dona, nun cadro de J. L. David.

Nome e orixe

Este elemento é, xunto cos sete metais clásicos e o carbono, un dos elementos químicos dos que se descoñece a época en que foron descubertos. Homero, no século IX a. C., fala del como «o produto das fumigacións e purificacións divinas». Na India e na China coñécese dende épocas remotas. Nos textos asirios menciónase como «produto das ribeiras» e descríbese como un sólido amarelo. Na Biblia chámasele «pedra inflamable» e Tucídides, no século V a. C., narra como a tribo dos Bootier destruíu as casas de madeira das cidades inimigas con masas incandescentes de xofre, carbón e piche (alcatrán). Nos primeiros tempos da nosa cultura o xofre empregouse con fins médico-relixiosos, para purificarse nas enfermidades e para botar os diaños; máis adiante os gregos e os romanos empregaron os vapores producidos pola combustión do xofre para branquear as teas. A denominación *xofre* deriva do nome latino deste elemento —*sulphur*—, á súa vez procedente da verba sánskrita *śulbāri* ('inimigo do cobre'), coa que se aludía á perda de valor que experimentaba o cobre ao se combinar con el. Foi Lavoisier, a finais do século XVIII, quen convenceu a comunidade científica de que ese coñecido mineral era un novo elemento químico non identificado.

O xofre atópase amplamente espallado pola natureza, a súa concentración é bastante elevada —340 ppm— e ocupa o lugar número 15 entre os elementos químicos máis abundosos na codia terrestre. Logo do osíxeno e do silicio, o xofre é o elemento máis abundoso entre os minerais que compoñen o manto terrestre, onde forma sulfuros cos metais. Na natureza atópase na forma elemental en bolsas mesturado con terra e outros minerais, pero ademais forma parte, como xa se apuntou, dunha enorme cantidade de minerais, tanto na forma de sulfuros —galena, blenda, pirita, calcopirita, cinabrio, estibina etc.—, como integrando os sulfatos —xeso, baritina, celestina etc.—. Acompaña, ademais, a moitos outros metais que se presentan con xofre, por exemplo o lapislázuli, unha pedra semipreciosa (véxase a representación na figura 71) da que se pensa que a súa color procede da presenza do ión S^{3-} na súa composición.

Obtención e propiedades

O xofre obtense a partir das rochas que o conteñen e o método seguido para separalo depende de como se atopen esas rochas na natureza. En Sicilia, onde as rochas xofrentas se atopan na superficie, o método seguido chámase *calcaroni*; en Luisiana ou Texas, onde o mineral está a uns 300 m de profundidade, emprégase o método de Frasch. Sen entrar na discusión pormenorizada dun ou doutro método, pódese sinalar que ambos os dous se basean na facilidade do xofre para fundir e así, de forma líquida, separalo da ganga. Na actualidade aínda se seguen a utilizar estes métodos, pero son máis importantes dúas novas fontes: o ácido sulfúrico, do que se obtén na industria como subproduto; e os derivados do petróleo e do gas natural, cuxo proceso de refino permite extraelo en grandes cantidades.



Fig. 70. Ilustración do *Codex Skylitzes Matritensis*, que representa o uso do «lume grego», unha arma naval usada polos bizantinos que ardía na auga e que contiña xofre na súa composición.

Este elemento é un non-metal típico. É un sólido de color amarela con baixo punto de fusión e ebulición ($P_f = 113\text{ }^{\circ}\text{C}$; $P_e = 444\text{ }^{\circ}\text{C}$), baixa densidade ($\rho = 2,07\text{ g/mL}$) e que presenta un elevado número de formas alotrópicas: rómbico, plástico, fundido, monoclinico (S_8), ciclohexa-xofre (S_6), ciclohepta-xofre (S_7), ciclodeca-xofre (S_{10}) etc. Todas estas formas están caracterizadas pola facilidade con que o xofre se pode enlazar consigo mesmo e concatenar. A reactividade química do xofre é inferior á do osíxeno, pero a temperatura elevada combínase coa maioría dos elementos químicos e é atacado con relativa facilidade polos ácidos.



Fig. 71. Pedras de lapislázu, utilizadas en xoiaría.

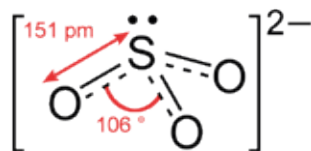


Fig. 72. Estrutura de Lewis do ión sulfito SO_3^{2-} .

Aplicacións

Dende o tempo da alquimia os investigadores amosaron un elevado interese pola utilización do xofre e dos seus derivados, dadas as súas pouco usuais pero importantes propiedades. O xofre, principalmente na forma de ácido sulfúrico e de sulfatos, está presente en produtos industriais de enorme importancia, ata o punto de que se mide a potencialidade dun país pola súa produción e consumo. Son moitas as ramas industriais onde se utilizan compostos de xofre, como por exemplo: no refino dos petróleos e produtos petroquímicos; na agricultura, na preparación de fertilizantes; na metalurxia, para a extracción e obtención de metais; na elaboración de pigmentos inorgánicos, pinturas, vernices e compostos orgánicos relacionados; na industria das papeleiras e dos papeis especiais; na industria da limpeza, xabóns, deterxentes, tratamento das augas etc.; e na preparación de caucho sintético, plásticos e outros produtos.

O tratamento moderno da rexeneración das augas residuais emprega resinas orgánicas que conteñen o grupo ácido ($-\text{SO}_3\text{H}$), colocadas nunha columna que secuestra os ións metálicos, e outras resinas con grupos básicos ($-\text{NR}_3\text{OH}$), situadas noutra columna que secuestra os anións. Con este tratamento obtense auga desionizada e as resinas empregadas rexenéranse e actívanse con disolucións de H_2SO_4 e Na_2CO_3 , respectivamente.

O xofre úsase na fabricación de explosivos e fósforos de ignición —mistos—. Mesturado con cemento e asbesto emprégase na elaboración de baldosas de pedra, e mesturado cun 60% de area forma un morteiro útil no empalme de tubaxes de ferro fundido. Cantidades cada vez maiores de xofre utilízanse na industria das tinturas, na preparación de disulfuro de carbono, na obtención de preparados farmacéuticos de aplicación cutánea e na preparación de insecticidas. O xofre mesturado con cal é bo remedio para combater certos fungos da vide e das árbores froiteiras. Por mor da facilidade que o xofre ten para polimerizar estase empregando arreo na estabilización de certos polímeros especiais, tanto inorgánicos como orgánicos, con interese industrial e tecnolóxico. Un uso moi estendido e coñecido é a vulcanización do caucho.

Na actualidade, unha elevada porcentaxe da produción do xofre (90%) emprégase na obtención de ácido sulfúrico e dos sales derivados. Utilízase cada vez máis en lugar das piritas por diversos motivos, por exemplo, porque é máis limpo, non deixa refugallo, abarata os custos de transporte e non crea problemas de almacenamento. O ácido sulfúrico

e os sulfatos empréganse na industria dos fertilizantes en xeral e na dos fertilizantes fosfatados (NPK) en particular.

Algúns compostos importantes na industria dos viños son o SO_2 , os sulfitos e os disulfitos ($\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_5$). Empréganse no proceso de elaboración do viño para eliminar os microorganismos que poden estragar as uvas e o viño. Os sulfitos son utilizados a pequena escala e o SO_2 úsase nas grandes adegas.

O xofre tamén é moi importante no que se coñece como química fina ou farmacéutica, por mor da súa actividade medicinal. Emprégase na forma de compostos organosulfurados, como por exemplo as sulfonamidas, pola súa actividade antibacteriana; as β -lactamas úsase como importantes antibióticos na forma de penicilinas, cefalosporinas e monolactamas; e os carbonatos e outros organo-sulfurados utilízanse na fabricación de funxicidas e pesticidas; ou na síntese dos bactericidas máis diversos.

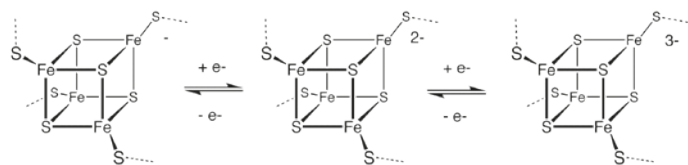


Fig. 73. As ferredoxinas Fe_4S_4 son clústers que transportan electróns nas células.

Importancia biolóxica

O xofre é un compoñente esencial dos seres vivos e, no ser humano, é o sétimo elemento presente en peso. A metionina e a cisteína son as proteínas que acumulan o xofre. As metaloproteínas, como as ferredoxinas —clústers S/Fe que transportan electróns—, as hidroxenases ou as nitroxenases —que conteñen clústers $\text{Mo}/\text{Fe}/\text{S}$ — etc. representan algunhas das manifestacións de diversos compostos de xofre esenciais para a vida. O xofre non é moi tóxico para os seres vivos, de feito emprégase en cantidades moderadas tanto en medicina como en cosmética. O contacto excesivo e prolongado do xofre sobre a pel orixina fortes irritacións, e ataca de modo especial ás pálpebras. A inxestión oral de xofre pode chegar a producir sulfuro de hidróxeno, que resulta máis tóxico. De modo xeral os seus derivados (H_2S , H_2S_n , SO_2 , S_2C etc.) son moito máis tóxicos que o xofre elemental.



$^{35}\text{Cl}_{17}$ Cloro

Masa atómica 35,45 u

Estado CE Gas

Densidade 1,6 g/mL

Punto de fusión $-102\text{ }^{\circ}\text{C}$

Punto de ebulición $-34\text{ }^{\circ}\text{C}$



Fig. 74. Ampola que contén cloro gasoso.

Nome e orixe

A pesar de que o cloro non se coñeceu como elemento químico ata o século XIX, foi o primeiro halóxeno descuberto nos seus compostos, que eran coñecidos dende moito antes, e nalgúns sales que foron empregados mesmo dende a antigüidade. O uso do sal común, NaCl, remóntase aos inicios da historia do ser humano. O termo *salario* deriva del e foi Plinio, na súa obra *Naturalis Historiae*, quen primeiro rexistrou este nome. O ácido clorhídrico, chamado enton *spiritus salis*, preparouse no século XV, aínda que cabe a posibilidade de que os alquimistas xa coñeceran o gas verdoso que se liberaba ao quentar auga rexia con sal e é case seguro que Van Helmont, no século XVII, xa coñecera este ácido e talvez vise os vapores verdosos do cloro. O seu descubridor foi Scheele, quen no ano 1774 fixo reaccionar HCl con dióxido de manganeso e así obtivo un gas amarelo verdoso, que creu que era «ácido muriático desfloxisticado», na terminoloxía do floxisto. Foi necesario agardar ata o ano 1810 para que Davy demostrara que ese gas verdoso era un novo elemento químico, ao que chamou *cloro*, do grego *chloros*, ‘verde’.

O cloro é un elemento químico relativamente abundoso, cunha concentración no noso planeta de 126 ppm. É menos abundoso ca o flúor e ocupa o lugar 20 na ordenación dos elementos pola súa abundancia na codia terrestre, de modo similar ao cromo e ao vanadio. Dada a súa reactividade non se pode atopar libre na natureza e sempre aparece como cloruros de sodio, potasio, magnesio ou outros metais. As fontes máis importantes do cloro son as augas mariñas e determinadas masas de auga interiores con elevada salinidade. As fontes das que se extrae o cloro son: a) minerais procedentes das augas dos océanos, como o sal de roca ou sal común (NaCl), a silvina (KCl), a carnalita ($\text{MgCl}_2 \cdot \text{HCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) e a cainita ($\text{MgSO}_4 \cdot \text{KCl} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$); e b) a salmoira, procedente dos lagos salgados. En España existen explotacións moi importantes de salinas no Levante e en Andalucía.



Fig. 75. Retrato de Carl Wilhelm Scheele (1742-1786).

Obtención e propiedades

A obtención do cloro implica a oxidación do seu anión, o cloruro, que hoxe se fai por diferentes procedementos: a) oxidación electrolítica de disolucións concentradas de salmoira tal e como se realiza nos complexos cloro-sosa; b) oxidación con osíxeno do HCl, coñecido como método Deacon, en presenza de catalizadores; e c) oxidación con outros axentes oxidantes (KMnO_4 , KClO_3 , MnO_2 etc.), que é o método seguido normalmente no laboratorio.

As industrias cloro-sosa producen grandes cantidades de Cl_2 e NaOH de tanta pureza como se queira. Hai tres métodos industriais nos complexos cloro-sosa: o primeiro, o método do cátodo de mercurio, moi importante hai sesenta anos, pero que hoxe case non se utiliza pola enorme contaminación que xera; o segundo, o método de diafragma, que emprega un diafragma de amianto para separar o cátodo de aceiro do ánodo de grafito ou titanio recubertos de platino; e o terceiro, o método de membrana, o máis utilizado na actualidade pola súa sinxeleza e resultados de calidade.

Na figura 76 vese un esquema da operatividade deste proceso. O ánodo e o cátodo están separados por unha membrana intercambiadora de ións, con moi elevada permeabilidade para os catións Na^+ , que se concentrarán no cátodo, e moi baixa permeabilidade para os ións Cl^- e os OH^- , que se concentrarán no ánodo. A alimentación do proceso faise con salmoira, que se vai degradando.

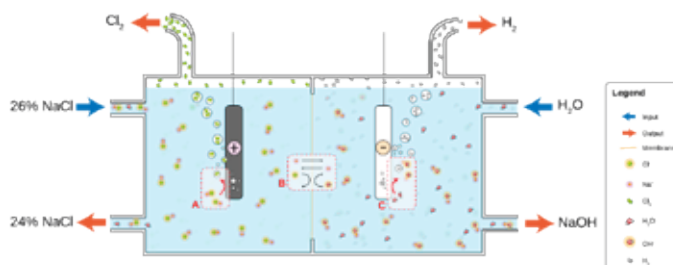


Fig. 76. Esquema da cela de membrana no proceso cloro-sosa.

O cloro é un gas amarelo-verdoso con cheiro penetrante e picante, tremendamente tóxico. Presenta puntos de fusión e de ebulición ($P_f = -102\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = -34\text{ }^\circ\text{C}$), así como densidade ($\rho = 1,6\text{ g/mL}$), baixos. É algo soluble na auga, coa que forma a auga de cloro, polo que se aproveita esta propiedade para potabilizar as augas. Quimicamente é moi reactivo,

aínda que menos que o flúor, e reacciona coa maioría dos elementos químicos metálicos e con moitos non-metais. O seu importante carácter oxidante determina que se empregue con asiduidade no laboratorio e na industria en lugar do flúor, debido a que é moito menos reactivo, menos tóxico e, por todo isto, máis doado de manexar.

Aplicacións

Na actualidade, a utilización industrial do cloro é enorme, ata o punto de medirse a potencialidade industrial dun país pola produción e consumo de cloro. Son numerosísimos os compostos clorados con importancia industrial, polo que a continuación presentamos unha breve clasificación deles pola súa utilización: un 40% do cloro producido emprégase na obtención de compostos organoclorados como precursores; un 30% na preparación de compostos inorgánicos, como disolventes, oxidantes ou branqueadores; un 25% úsase para preparar cloruro de vinilo, 1,2-dicloroetileno e outros compostos orgánicos de importancia na industria dos plásticos (PVC e outros); e un 5% utilízase no tratamento das augas residuais, no saneamento das piscinas e na industria do branqueo da polpa do papel. A continuación, indicaremos algo máis sobre o uso dos máis de 15 000 compostos derivados do cloro:

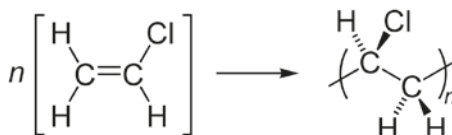


Fig. 77. Reacción de polimerización do cloruro de vinilo coa que se obtén policloruro de vinilo (PVC).

— Produción de moitos compostos inorgánicos de interese industrial: HCl, ClO₂, HClO, NaClO₃, bromo, iodo, cloruros metálicos e non metálicos —AlCl₃, tetracloruro de titanio, CCl₄ etc.—. Con estes e outros compostos clorados pódense obter polycarbonatos, poliuretanos, siliconas e os seus derivados, politetrafluoroetilenos (teflóns), óxido de propileno, celulosa, carboximetilcelulosa etc.

— Extracción e refino de metais: Ti, Zr, Cu, Pb, Zn, Ni etc. pódense extraer como cloruros e outros, como Al, Mg ou Pb, pódense purificar transformándoos en cloruros.

— Produción de compostos organoclorados de importancia, como disolventes e propelentes; na preparación de plásticos, resinas, elastómeros etc.; intermedios na obtención de deterxentes e outros materiais como insecticidas e praguicidas; tintas, anticonxelantes e antidetonantes; na industria do automóbil etc. Estes compostos prepáranse partindo de compostos máis coñecidos, como o cloruro de metilo, o cloruro de metileno, o cloroformo, o CCl_4 , o cloruro de alilo, o clorobenceno ou o tetracloroetileno.

— Tratamento da polpa da madeira e branqueo da polpa, do papel e das fibras téxtiles.

— En sanidade, desinfección e limpeza: no tratamento das augas de consumo, na purificación das augas residuais, na obtención de lixivias ou na preparación de produtos farmacéuticos (antisépticos, Valium etc.). Durante moito tempo empregouse o Cl_2 tanto na industria do papel e das fibras como no saneamento das augas, pero dende o protocolo de Montreal —década dos noventa— estase a eliminar o seu uso e a substituílo polo ClO_2 , que non emite cloro á atmosfera e non actúa sobre o burato de ozono. Tamén se usa H_2O_2 e O_3 no tratamento das augas. Hoxe emprégase no saneamento un 70% de ClO_2 , un 20% de Cl_2 (e en descenso) e un 10% de H_2O_2 e O_3 (e en aumento).

Importancia biolóxica

Os cloruros son importantes en todo tipo de vida coñecida, pero calquera outro tipo de derivados do cloro son raros nos seres vivos e cando aparecen poden ser inertes ou tóxicos. Na estratosfera os cloroderivados (como os CFC) destrúen a capa de ozono e as elevadas concentracións de cloro son venenosas para os organismos vivos. Este elemento foi empregado na primeira guerra mundial como o primeiro gas de guerra venenoso, antes da aparición do fósxeno e o gas mostaza.

Os vapores de cloro son altamente tóxicos, afectan ao tramo respiratorio e causan forte proído e tose aguda; tamén afectan á membrana dos ollos, provocando proído e caída de bágoas. Cando estes primeiros síntomas non se combaten e se continúa a exposición aos vapores, as seguintes fases son a inflamación e conxestión do sistema respiratorio, o edema pulmonar e, nalgúns casos, a morte. De todos os xeitos o cloro pode ser manexado por persoal cualificado. Os cloruros atópanse disoltos nos líquidos celulares e son vitais para os organismos vivos.



$^{40}\text{Ar}_{18}$ Argon

Masa atómica 39,948 u

Estado CE Gas

Densidade 1,78 g/mL

Punto de fusión $-189\text{ }^{\circ}\text{C}$

Punto de ebulición $-186\text{ }^{\circ}\text{C}$



Fig. 78. Tubo de descarga cheo de argon.

Nome e orixe

O seu nome é consecuencia da súa escasa actividade, pois deriva do grego *a-ergon* ('inactivo'). Foi descuberto hai máis dun cento de anos cando Rayleigh e Ramsay estudaban o gas nitróxeno obtido partindo do ar e comprobaron que era máis denso que o nitróxeno que se obtiña por reacción química. No ano 1884 Ramsay intuía a existencia, nese nitróxeno do ar, dun elemento máis pesado, pero foi Crookes quen confirmou espectroscopicamente que se trataba dun novo e descoñecido elemento químico, ao que chamou *argon*. Ramsay, no ano 1895, encontrou argon formando parte do mineral chamado cleveíta.

O argon é con moito o gas nobre máis abundoso no noso planeta (43,6 veces máis que o helio). Pola contra, está moi pouco representado no Universo. A súa presenza pódese estimar en 0,4 ppm en peso da codia terrestre, cantidade comparable á doutros elementos máis coñecidos como o I (0,46), o Sb (0,2) ou o Tl (0,7). Na codia terrestre preséntase, fundamentalmente, como compoñente do ar (1%) aínda que tamén se atopa atrapado nas rochas ígneas.

Obtención e propiedades

Dado que o argon é o 1% do ar, obtense por destilación fraccionada do ar líquido e, se ben ata hai pouco este proceso se realizaba só para obter osíxeno, hoxe móntanse plantas completas que extraen N_2 , O_2 e argon, ademais dos restantes gases nobres como subprodutos.

O argon presenta propiedades físicas moi semellantes ás do nitróxeno e ás do osíxeno: punto de ebulición ($P_e = -186\text{ }^{\circ}\text{C}$) e densidade ($\rho = 1,78\text{ g/mL}$) moi baixos, pero é diferente no tocante á reactividade química (o argon é moito menos reactivo ca eles).

Aplicacións

O uso industrial do argon estase estendendo moito nos últimos tempos. Así, xa é o gas máis utilizado na enchedura de lámpadas incandescentes debido a que alonga a vida dos



Fig. 79. Retrato de John William Strutt (1842-1919), terceiro barón de Rayleigh, coñecido no ámbito científico como Rayleigh.

filamentos e permite unha maior eficacia luminosa. Tamén se emprega en substitución do xenon en lámpadas fluorescentes cando se quere producir cor verde ou azul. Úsase nos laboratorios e na industria en cámaras con atmosfera inerte —caixas secas inertes— para manipular compostos sensibles ao ar.

Na industria, o argon utilízase principalmente para crear atmosferas non reactivas en procesos de soldadura ou fusión de metais. En efecto, unha atmosfera de argon crea unha pantalla no entorno do metal que se ten que traballar que impide a súa oxidación. Emprégase na soldadura de aceiros de aliaxe CrNi e cunha ampla variedade de metais. Pódese empregar argon cunha pureza do 99,99% e esta pureza é esencial cando se trata de traballar con metais como Ti, Ta, Nb, ou Zr porque, a temperatura moi elevada, se oxidan con facilidade.

Importancia biolóxica

Non é un elemento tóxico, pero é un 38% máis denso que o ar, polo que un escape deste gas pode provocar asfixia en áreas pechadas. Neste sentido, que sexa incoloro e inodoro pode dificultar a súa detección. O argon foi usado por atletas como axente estimulante de condicións hipóxicas (deficiencia de osíxeno en sangue), pero dende o ano 2014 o seu uso está prohibido e está clasificado como substancia dopante pola Axencia Internacional Antidopaxe.



Fig. 80. Liña de baleiro utilizada no laboratorio para traballar con substancias reactivas ao ar; o interior dos tubos das liñas adóitase encher cun gas inerte como o argon.



$^{39}\text{K}_{19}$ Potasio

Masa atómica 39,098 u

Estado CE Sólido

Densidade 0,86 g/mL

Punto de fusión 63 °C

Punto de ebulición 759 °C



Fig. 81. Potasio metal.

Nome e orixe

Ao igual que o sodio, o potasio coñécese dende a antigüidade grazas aos seus compostos, fundamentalmente o carbonato potásico (K_2CO_3), que se empregaba na preparación de xabóns por reacción con graxas animais. O símbolo do elemento procede do latín *kalium* e o nome probablemente proceda do inglés *potash*, contracción de *pot ashes* ('cinzas de pota'), en referencia ao nome que lle daban ao proceso seguido polos exipcios para obter carbonato potásico: sometían a ebulición cinzas de arbustos e herbas da ribeira do Nilo con auga do mar ata a evaporación da auga e a concentración do carbonato nunha pota. No ano 1702, G. Stahl obtivo a evidencia experimental que lle permitiu diferenciar os sales de sodio e de potasio, pero non os puido separar. O potasio foi obtido por vez primeira por Humphry Davy quen, no ano 1807, daba noticia da súa preparación, así como da do sodio, por un proceso de redución electrolítica dun dos seus sales. O potasio foi o primeiro elemento metálico obtido por electrólise da potasa (KOH).

O potasio é un dos elementos do sistema periódico máis abundosos: ocupa o oitavo lugar na lista de abundancia e a proporción en que aparece na codia terrestre é de 18 400 ppm. Ao igual que lle sucedía ao sodio, este elemento preséntase na natureza como catión, formando sales normalmente disoltas nas augas e localizadas preferentemente nos mares, aínda que existen tamén depósitos terrestres orixinados pola evaporación, en épocas prehistóricas, de grandes masas acuáticas que cubrían o que hoxe é a Terra. As principais fontes son o cloruro potásico (silvina), o cloruro dobre de potasio e magnesio (carnalita) e o sulfato dobre de potasio e magnesio (langbeinita).

Obtención e propiedades

O método de obtención do potasio difire moito do empregado no caso do sodio. Por diferentes razóns, a redución electrolítica non se pode realizar con facilidade e o método que se segue hoxe consiste na redución do KCl con sodio metal a unha temperatura duns 850 °C.



Fig. 82. Retrato de Georg Ernst Stahl (1659-1734).

Este metal alcalino ten puntos de fusión e ebulición e densidade un pouco inferiores aos do sodio ($P_f = 63\text{ }^{\circ}\text{C}$; $P_e = 759\text{ }^{\circ}\text{C}$; $\rho = 0,86\text{ g/mL}$), aínda que quimicamente os dous se comportan de idéntico modo. Incluso moitos dos seus usos industriais serían os mesmos se non fora porque o potasio é notablemente máis caro que o sodio debido ao complexo proceso de obtención. Esta carestía do potasio con respecto ao sodio é o que explica que o potasio soamente se utilice cando as reaccións de redución con sodio non van ben ou en procesos particulares.



Fig. 83. Silvina (KCl).

Aplicacións

Mais do 80% da produción do potasio destínase á preparación de fertilizantes (NPK), dado que este metal, xunto co nitróxeno e mais o fósforo, son os nutrientes esenciais das plantas. O desenvolvemento e crecemento das plantas están intimamente ligados á presenza do potasio entre os seus nutrientes. Os sales de potasio adoitan utilizarse como fertilizantes, o KNO_3 emprégase na elaboración da pólvora, o superóxido de potasio $\text{—KO}_2\text{—}$ serve como subministrador de osíxeno en atmosferas enrarecidas e a aliaxe Na/K estase a utilizar como fluído intercambiador de calor nos reactores nucleares rápidos (*fast breeder reactors*).

Importancia biolóxica

No apartado do sodio xa se indicou a importancia biolóxica do equilibrio na relación Na^+/K^+ nos fluídos corporais. É importante subliñar que a presenza dos ións sodio e potasio é antagónica nestes fluídos e que nas células sanguíneas e nos tecidos existe un mecanismo que permite regulala. Sábese que namentres que os ións Na^+ están nos fluídos extracelulares, os ións K^+ atópanse nos fluídos intracelulares. O potasio subministrase aos seres superiores a través dunha alimenta-

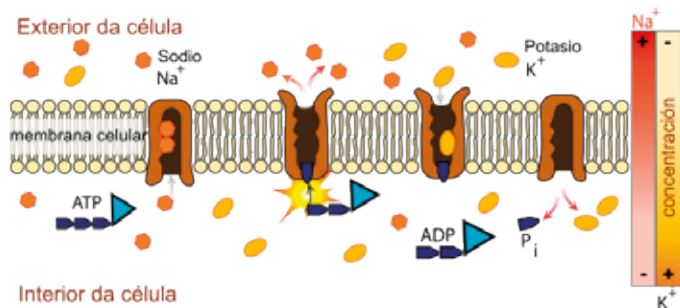


Fig. 84. Esquema do funcionamento da bomba sodio-potasio.

ción variada que inclúa vexetais e froitos frescos e permite que os músculos do corazón se relaxen entre cada latexo, entre outras funcións. Os ións potasio pérdense, ao igual que os de sodio, a través dos riles na urina e por esta razón cómpre repór a posible perda deste ión no organismo. A dose diaria de potasio debe ser de 200 mg e a súa diminución orixina a enfermidade chamada hipocalemia, que provoca vómitos, diarreas e aumento da diurese.

O potasio débese manexar con moito tino, pois é moi reductor; oxídase con liberación de moita enerxía e é particularmente violenta a reacción coa auga. O potasio debe ser manipulado por persoal especialmente coñecedor da súa perigosidade.



$^{40}\text{Ca}_{20}$ Calcio

Masa atómica 40,078 u
 Estado CE Sólido
 Densidade 1,5 g/mL
 Punto de fusión 843 °C
 Punto de ebulición 1527 °C

Nome e orixe

O calcio non só é o máis abundoso e coñecido dos metais alcalinotérreos, senón que é entre todos eles o que se coñece dende épocas máis remotas nas súas combinacións. No Antigo Exipto xa se descubriera a calcaria, unha rocha que contén principalmente carbonato cálcico (CaCO_3), e aprendérase a empregala na preparación do morteiro (mestura de areia $\text{—SiO}_2\text{—}$ e cal $\text{—Ca(OH)}_2\text{—}$ en auga) para a construción. Ese mesmo uso déuselle ao xeso ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), empregado polos exipcios na tumba de Tutankamón e nas pirámides de Guiza. O mármore (outra variedade do carbonato cálcico) tamén se empregaba na escultura e na arquitectura. Con todo, o calcio non se identificou como elemento ata 1791, ano no que T. H. Hope apreciou nunha chama a súa cor laranxa característica que lle permitiu diferenciarlo do estroncio e do bario. No ano 1808 Humphry Davy conseguiu illar por vez primeira o calcio metal, realizando unha redución electrolítica dun dos seus sales. O nome deste elemento provén do latín *calx* ('cal'), quizais derivado da forma grega *kylix*. Relacionada con estes termos está a forma *calcificación*, procedente dos tempos da alquimia e empregada na teoría do floxisto para indicar a transformación dun elemento químico no seu «cal» —o seu óxido— por quecemento ao ar.

Na codia terrestre, o calcio é o máis abundoso dos metais do seu grupo e, no Sol e nos meteoritos, unicamente abunda máis o magnesio. Na Terra, está presente cunha concentración de 46 600 ppm, o que o converte no quinto elemento químico máis representado. Os minerarios do calcio son do máis variado e atópanse espallados por todo o globo terráqueo en forma de carbonatos (calcita, aragonita, espato de Islandia, dolomita etc.), sulfatos (xesos, anhidrita etc.), fosfatos (apatita), fluoruros (fluorita) e silicatos (enormemente representados).

Obtención e propiedades

Aínda que o calcio se pode obter comercialmente tanto por redución electrolítica como por redución térmica, este segundo método case non se emprega por motivos económicos. O proceso universalmente máis seguido consiste en electrolizar



Fig. 85. Calcio metal purificado e gardado en atmosfera inerte de argon.



Fig. 86. Terrazas de travertino (rocha de carbonato cálcico) en Pamukkale (Turquía).



Fig. 87. As cunchas de mexillóns, así como as doutros bivalvos e crustáceos, están compostas fundamentalmente por carbonato cálcico.

unha mestura eutéctica fundida de CaCl_2 , CaF_2 e KCl anhidra, a temperaturas de 780-800 °C.

O calcio é un metal de cor e brillo metálicos cando se lle raspa a capa de óxido que se lle forma pola simple exposición ao ar. Ten puntos de fusión e de ebulición ($P_f = 843$ °C; $P_e = 1527$ °C), así como a densidade ($\rho = 1,5$ g/mL), máis elevados que o magnesio e os metais do grupo dos alcalinos e compórtase en todo como os metais típicos. Quimicamente compórtase como un redutor enérxico, razón pola que non se presenta endexamais libre na natureza. O osíxeno oxida rapidamente o metal e a auga reacciona vigorosamente con el, disolvéndoo e formando o hidróxido Ca(OH)_2 .

Aplicacións

O calcio emprégase fundamentalmente como redutor. Utilízase industrialmente para obter a meirande parte dos elementos metálicos importantes mediante un proceso clásico de redución térmica chamado calciotermia.

Debido á súa alta reactividade emprégase para eliminar fósforo e xofre do ferro ou do aceiro fundido e para separar o nitróxeno do argon e os outros gases nobres que están no ar.

Débese subliñar a enorme importancia que teñen os compostos de calcio na vida diaria e a cada vez máis reducida utilidade que ten o metal. Para resaltar a pouca utilidade do calcio pode mencionarse que se producen anualmente pouco máis de 1000 tm deste metal cando de magnesio se superan as 400 000 tm. Entre as aplicacións dos compostos de calcio debemos destacar:

— O cloruro cálcico (CaCl_2) úsase no desxeo das estradas e vías urbanas para evitar o efecto corrosivo que producía o sal sobre os coches e porque ao se disolver na auga libera moita calor que funde o xeo máis rápido. Este composto absorbe grandes cantidades de auga, polo que se usa como deshidratante.

— O sulfato cálcico (CaSO_4) é un bo axente desecante, polo que se emprega para eliminar a auga de xeito reversible. O xeso, unha forma de sulfato, utilízase dende a antigüidade ata hoxe en lucidos, placas resistentes á humidade, cubertas, anteparos ou mobles.

— O hidróxido de calcio [Ca(OH)_2] foi moi empregado na preparación da argamasa, para recubrimento de fachadas, e como punto de partida para a obtención de moitos outros compostos inorgánicos de calcio. Hoxe emprégase moito nos procesos de desulfuración para minimizar os efectos contaminantes que orixina a choiva ácida, co obxectivo de eli-

minar ou minimizar o efecto dos efluentes industriais que conteñen SO_2 . Tal procedemento consiste en facer pasar os gases industriais por unha torre que contén $\text{Ca}(\text{OH})_2$ para que os fixe como CaSO_3 ou se oxiden para recollelos como $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, que non é tóxico.

— O carburo cálcico (CaC_2) foi utilizado ao longo da historia como un método industrial e caseiro para obter acetileno disolvéndoo en auga. Aínda hoxe, en países ricos en carbón ou petróleo séguese a utilizar este procedemento para xerar acetileno como precursor para obter moitos outros compostos orgánicos. O carburo de calcio tamén se emprega para producir cianamida cálcica — CaNCN —, que serve como adubo nitroxenado.

Importancia biolóxica

O ión calcio e as súas combinacións son esenciais para a vida, xa que son os responsables máximos da estrutura ósea dos animais superiores. As necesidades humanas de calcio son importantes e ben coñecidas: na idade de crecemento os nenos necesitan 1,5 g/día, mentres que na idade adulta abonda con 0,5 g/día. O calcio atópase en alimentos como o leite, o queixo, o iogur ou os ovos. Unha dieta con déficit de calcio provocará problemas na dentición, de crecemento e de desenvolvemento, mais a función deste elemento no organismo non se reduce á formación da estrutura ósea, senón que tamén se encarga de rexistrar o transporte e depósito do fosfato, que ten, entre outras funcións, a de actuar como regulador enerxético do organismo a través do ADP e do ATP. Ademais, a inxestión de calcio é necesaria para manter o correcto ritmo do corazón, colaborar na conversión do fibrinóxeno en fibrina, permitir a coagulación do sangue etc. A deficiencia de calcio non soamente afecta a coagulación do sangue ou aos ósos, senón que pode orixinar espasmos musculares e convulsións. O calcio non se debe tocar coas mans xa que normalmente está recuberto dunha capa de hidróxido que ataca a pel.

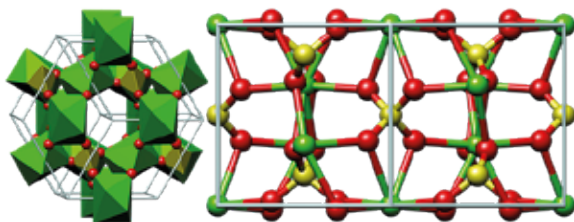
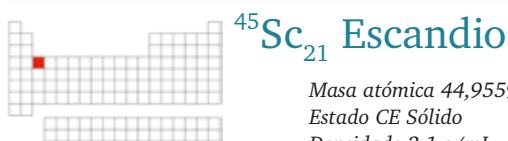


Fig. 88. Estrutura da anhidrita (sulfato de calcio anhidro), un mineral que ten a capacidade de absorber auga para transformarse no xeso (sulfato de calcio hidratado).



Masa atómica 44,9559 u

Estado CE Sólido

Densidade 3,1 g/mL

Punto de fusión 1541 °C

Punto de ebulición 2836 °C



Fig. 89. Escandio dendrítico purificado por sublimación xunto cunha peza cúbica do metal de 1 cm³.

Nome e orixe

Cando no ano 1869 Mendeleev postulou o seu sistema periódico dos elementos químicos, deixou un feixe de ocios para uns elementos aínda por descubrir, pero que estaba convencido de que existían. Un destes elementos foi o situado no grupo III, ao que, por analoxía co boro, chamou *eka-boro* e ao que lle asignou unha masa atómica de 44 u. No ano 1879, o químico sueco L. F. Nilson conseguiu preparar de forma accidental unha nova terra rara mentres estudaba a iterbia. Constatou que era o óxido dun novo elemento químico e chamoulle *escandia* (nome en latín de Escandinavia), en loanza da rexión onde se atopara o mineral iterbita. Posteriormente conseguiu illar o metal e chamoulle *escandio*. Mais a historia non rematou aquí, senón que foi outro químico sueco, Teodor Cleve, quen se decatou de que o escandio se semellaba moito ao eka-boro predito por Mendeleev e constatou as grandes semellanzas entre as propiedades do novo elemento químico e as intuídas polo químico ruso.

O escandio non é un elemento escaso na codia terrestre. A súa concentración é de 25 ppm, o que representa un valor medio comparable ao doutros metais moito máis coñecidos como o cobalto, o galio ou o niobio. Na natureza preséntase bastante diseminado, normalmente nos grupos de minerais das itrias, nome das terras en que por primeira vez se atoparon. Os minerarios máis importantes son: a xenotima, un fosfato de lantanoides, que contén tamén escandio e itrio; a gadolinita, un silicato; a euxenita, un óxido mixto de titanio, niobio, tántalo e lantanoides; e a thortveitita, mineral que contén ata un 45% de Sc₂O₃ e o resto de Y₂O₃ e que se atopa case na súa totalidade na península escandinava.

Obtención e propiedades

A obtención do escandio implica a concentración do minero e, posteriormente, a separación dos correspondentes elementos metálicos como óxido por medio de moi diferentes técnicas, como a descomposición térmica fraccionada, o cambio iónico, a separación cromatográfica ou a separación



Fig. 90. Retrato de Per Teodor Cleve (1840-1905).

con disolventes. Finalmente, a partir do óxido realízase unha redución pirometalúrxica por medio dun redutor axeitado. Aínda que o elemento se identificou no ano 1879, ata o ano 1937 non se preparou en grandes cantidades e con elevada pureza. O metal obtívose por electrólise dunha mestura eutéctica de ScCl_3 , LiCl e KCl a temperaturas de 700-800 °C. Na actualidade o método de obtención máis empregado é a redución do ScF_3 con calcio metal. As primeiras aliaxes importantes coñecidas do escandio foron preparadas no ano 1970.

O escandio ten un comportamento metálico intermedio entre o do aluminio e o dos metais do grupo dos lantanoides. Parécese ao aluminio na súa lixeireza ($\rho = 3,1 \text{ g/mL}$), na súa configuración e en parte do seu comportamento químico; aseméllase aos lantanoides na súa reactividade química, no feito de se presentar xunto a eles na natureza e en moitas das súas propiedades físicas, como os puntos de fusión e de ebulición moi altos ($P_f = 1541 \text{ °C}$; $P_e = 2836 \text{ °C}$).

Trátase dun metal con todas as características físicas propias: cor, brillo, condutividade, puntos de fusión e ebulición moi altos etc. Quimicamente compórtase como un metal que se oxida con facilidade e é moi reactivo cos ácidos.

Aplicacións

O escandio é un metal do que, ata a década dos setenta do pasado século, non se coñecían utilizacións específicas. Hoxe emprégase fundamentalmente na elaboración das aliaxes metálicas, como as ferrosas, ás que proporciona poder desulfurante, resistencia física e química e propiedades pirofóricas.



Fig. 91. Algunhas partes do MIG-29, como o da imaxe, están feitas dunha aliaxe Al-Sc.



Fig. 92. Lámpada comercial de haluros metálicos que contén ScI_3 .

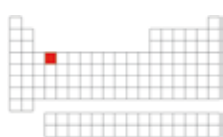
No ano 1970 descubriuse a extraordinaria importancia industrial e tecnolóxica das aliaxes de $\text{Sc}/\text{Al}/\text{Ti}$, dada a súa lixeireza, gran resistencia á rotura, robustez e resistencia ao ataque químico. Para conseguir estas aliaxes cómpren cantidades moi pequenas de escandio: 0,5-1%.

As aliaxes Al/Sc empréganse na industria aeroespacial, para estruturas e na preparación de espellos visores; na industria deportiva, onde son moi apreciadas para a fabricación de equipamento, como bates de béisbol, cadros de bicicletas ou sticks de hóckey; na industria armamentística, para a fabricación dos revólveres; en endodoncias, para a preparación de empastes, próteses, implantes etc. As aliaxes con titanio son igual de efectivas e máis baratas, polo que se están a utilizar hoxe en día moito máis que as de aluminio.

Alguns compostos de escandio tamén teñen unha grande importancia industrial. Así, o Sc_2O_3 úsase en lámpadas de descarga de alta intensidade, e o ScI_3 , xunto co NaI , é de importancia nunha forma modificada das lámpadas de mercurio chamada lámpada de haluros metálicos.

Importancia biolóxica

A nivel toxicolóxico non é moito o que se sabe deste metal, se ben parece que o seu manexo non supón un perigo para as persoas, dado que o seu valor linde toxicolóxico é elevado. Non obstante, a inxestión de grandes cantidades de escandio ou dalgúns dos seus compostos si pode orixinar trastornos. O valor linde toxicolóxico para o ScCl_3 en ratas é de 755 mg/kg por administración oral. Os compostos de escandio deben ser manipulados por persoal especializado e extremando as precaucións, por mor da moderada toxicidade que presentan.



$^{48}\text{Ti}_{22}$ Titanio

Masa atómica 47,867 u

Estado CE Sólido

Densidade 4,5 g/mL

Punto de fusión 1668 °C

Punto de ebulición 3287 °C

Nome e orixe

O titanio foi descuberto no ano 1791 por William Gregor, un clérigo afeccionado á química, cando estudaba unhas areas negras do mineral hoxe coñecido como ilmenita procedentes dunha praia de Cornualles. Catro anos máis tarde, Klaproth atopou este mesmo elemento no rútilo e deulle o nome de *titanio* en referencia aos Titáns, xigantes da mitoloxía grega e fillos de Urano, o deus dos ceos, e de Xea, a deusa da Terra.

A abundancia do titanio na codia terrestre é moi grande en comparación coa da maioría dos elementos metálicos e sitúao no noveno lugar entre todos os elementos químicos do sistema periódico. A súa concentración é de 6320 ppm (cent veces máis que a do cobre ou o cinc e 10 000 veces máis que a do mercurio, pero dez veces menos que a do ferro ou o aluminio). O titanio preséntase acotío na natureza formando parte das rochas ígneas e sedimentarias. Os minerarios máis importantes son silicatos (titanita, benitoíta etc.) ou óxidos (rútilo, brookita, anatasa, ilmenita, perovskita etc.). De todos eles só se explotan os mineraiis óxidos, de modo especial o rútilo (TiO_2), pero recentemente comezouse a explotar a ilmenita (FeTiO_3), que é moi abundosa nas areas escuras, case negras, de moitas praias.

Obtención e propiedades

A obtención do titanio a partir dos seus minerarios implica un proceso de redución cun axente axeitado. Non serven como redutores os máis habituais —C, H, Si etc.— dado que só permiten obter un titanio impuro; en consecuencia séguese o proceso Kroll —moi habitual na obtención dos metais de transición—, que implica a transformación do titanio no seu tetracloruro e o posterior uso do Mg como redutor. No proceso Kroll tanto o rútilo coma a ilmenita transfórmanse en TiCl_4 , que é un líquido que se pode purificar por destilación tanto canto se quixer, e logo redúcese con magnesio metal a 1200 °C. O proceso Kroll permite obter titanio —e moitos outros metais— de moi distinta pureza, sempre elevada, de



Fig. 93. Titanio metal.



Fig. 94. Retrato de Martin Heinrich Klaproth (1743-1817).



Fig. 95. Na fotografía, Isidro Parga Pondal posa xunto a outros colaboradores diante da empresa mineira Titania, establecida na posguerra na praia de Balarés (Ponteceso) e da que foi o seu principal impulsor.

modo que se pode deseñar o proceso de obtención en función do tipo de aliaxes que se queira obter.

O titanio é un sólido de cor arxentea coas típicas propiedades metálicas: puntos de fusión e ebulición altos ($P_f = 1668\text{ }^{\circ}\text{C}$; $P_e = 3287\text{ }^{\circ}\text{C}$), densidade media ($\rho = 4,5\text{ g/mL}$), carácter condutor etc. Presenta un conxunto de propiedades singulares: é máis lixeiro que o ferro, máis forte que o aluminio e case tan resistente á corrosión como o platino. Todo isto determina a súa enorme importancia na preparación de aliaxes lixeiras, duras, con gran fortaleza e moi resistentes ao ataque químico. Esta resistencia provén da tendencia que ten a se oxidar moi axiña ao ar e a crear unha capa de óxido inatacable logo polos axentes químicos. Como última propiedade significativa cabe destacar que o titanio metal é fisioloxicamente inerte, o que quere dicir que se pode empregar para a fabricación de próteses, implantes, placas etc. útiles no organismo humano.

Aplicacións

Logo de discutir as propiedades singulares do titanio, é doado comprender o enorme interese industrial que este metal está despertando. A súa utilidade fundamental atópase na preparación de aliaxes que reúnan as propiedades de ser lixeiras, moi fortes, duras e resistentes. Estas aliaxes con metais como Mg, Al, Mo, W e Fe son de grande importancia na industria da navegación marítima, na espacial e na dos coches. O titanio forma moitas outras aliaxes coa maioría dos elementos metálicos, de singular e específico interese. O titanio tamén se pode utilizar como reductor na preparación de determinados metais. Unha aliaxe particular é a de Nb/Ti, que constitúe unha parte da moderna técnica RMI (Resonancia Magnética de Imaxe), utilizada na forma de condutores multinucleares que fan máis eficientes os imáns supercondutores.

Entre os compostos máis importantes de titanio na vida cotiá debemos citar o TiO_2 e o TiCl_4 . Máis do 90% da industria do titanio destínase á produción de TiO_2 cun alto grao de pureza, que se obtén por dous métodos: o método do sulfato, que consiste en atacar a ilmenita con H_2SO_4 , e o método do cloruro, polo que se transforma o rútilo en TiCl_4 , que logo se purifica por destilación e finalmente se hidroliza. A utilización do TiO_2 na industria é enorme: na preparación de pinturas (ben como branco de titanio ou engadido a outras pinturas), en vernices, en lacas, na fabricación de papel de parede, na obtención de caucho, na cosmética e nas cremas

solares, como aditivo en alimentación, na pasta de dentes, na industria dos cementos, cerámicas e refractarios e na síntese de pedras semipreciosas e preciosas. O TiCl_4 é un líquido que, como se dixo, se pode purificar e empregar para obter TiO_2 moi puro, pero ademais utilízase como un catalizador de Zigler-Natta (véxase a figura 56) nos procesos de polimerización isotáctica de olefinas para a obtención de plásticos, para formar pantallas de fume por se hidrolizar moi doadamente, para producir vidros iridiscentes etc.

Importancia biolóxica

Sobre a importancia biolóxica do titanio débese dicir que certos compostos organo-titánicos poden desempeñar un importante papel como catalizadores no proceso de fixación do nitróxeno. O estudo destes procesos pódenos axudar a coñecer como actúan as plantas e as bacterias fixadoras do nitróxeno, o que redundará nun máis racional enriquecemento dos solos en nitróxeno.

A pesar de que a maioría das combinacións químicas de titanio son tóxicas, o titanio metal non exerce ningunha acción fisiolóxica negativa polo que, ao ser biocompatible, se pode utilizar como tal metal con fins médicos. Empezou utilizándose en próteses e implantes ortopédicos (véxase a figura 96) en todas as partes do corpo, incluíndo os dentes. Na actualidade continúa a usarse, pero xa en implantes con capacidade de integración e rexeneración ósea.

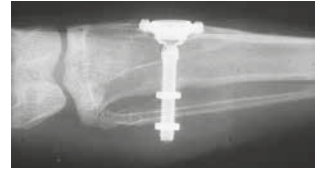
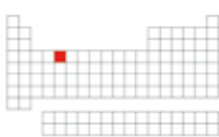


Fig. 96. Radiografía orixinal realizada por P. I. Brånemark do primeiro implante de titanio nun rato. Este investigador descubriu accidentalmente que non era quen de retirar unha peza de titanio da tibia dun rato, o que conduciu ao concepto de integración ósea e permitiu desenvolver os implantes dentais e as próteses óseas.



$^{51}\text{V}_{23}$ Vanadio

Masa atómica 50,9415 u

Estado CE Sólido

Densidade 6,1 g/mL

Punto de fusión 1902 °C

Punto de ebulición 3409 °C

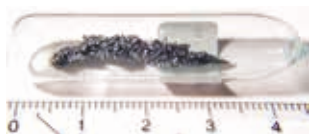


Fig. 97. Cristais de vanadio.

Nome e orixe

A gloria do descubrimento deste elemento químico corresponde a un científico español emigrado en México, Andrés Manuel del Río, quen no ano 1801 recoñeceu a presenza dun novo elemento químico nunha mina de chumbo mexicana. Creu que era moi semellante ao cromo e por mor do brillante colorido que producía nun medio ácido chamoulle *eritronio*, denominación formada a partir de *érythros*, ‘vermello’. No ano 1830 o químico sueco Sefström descubriu este mesmo elemento nunha mina de ferro sueca e illou o seu óxido en colaboración con Berzelius. Ao novo elemento chamáronlle *vanadio*, en honra da deusa escandinava da beleza e da fertilidade, Vanadis, debido á beleza e colorido de moitos dos compostos do vanadio e do propio metal en medio ácido. No ano 1831 Wöhler identificou o vanadio co eritronio de Del Río, polo que se lle recoñeceu a paternidade do descubrimento e da obtención do novo elemento —a partir do mineral vanadinita— a Andrés Manuel del Río, pero o nome que quedou na historia foi o de vanadio.

O vanadio é pouco coñecido para o gran público, malia a súa abundancia. A súa concentración na codia terrestre é de 136 ppm, é dicir, dúas veces a cantidade de cobre ou cinc e cen veces a de chumbo, aínda que é menos abondoso que o ferro, o aluminio, o titanio ou o manganeso, entre outros. Non se pode dicir, pois, que o vanadio sexa escaso (ocupa o lugar 20 entre os elementos do sistema periódico), o que sucede é que se atopa moi diseminado sobre a codia terrestre. De feito, está presente en máis de sesenta e cinco minerais. Os minerarios que normalmente se explotan son sulfuros (patronita) ou vanadatos (vanadinita, carnotita etc.). Os minerarios de vanadio considéranse apropiados para a explotación cando o contido en metal é superior ao 2%.

Obtención e propiedades

O proceso de obtención deste elemento implica unha etapa previa de calcinación do minerario sulfurado ao óxido (V_2O_5) ou a conversión dalgún dos vanadatos no correspondente



Fig. 98. Retrato de Andrés Manuel del Río (1764-1849).

óxido. Seguidamente redúcese este óxido con C, Al, Si ou Fe, dependendo do tipo e calidade do metal que se precise. Das aliaxes que se obteñen, a máis importante é o ferrovanadio. Cando se trata de obter vanadio puro eses métodos non serven, pero si se pode obter realizando outras reducións de VCl_4 con sodio ou magnesio, por exemplo (o xa citado método Kroll).

O vanadio é un sólido gris metálico con puntos de fusión e ebulición elevados ($P_f = 1902\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 3409\text{ }^\circ\text{C}$), con densidade media ($\rho = 6,1\text{ g/mL}$), bo condutor, elevada dureza etc. Quimicamente é un metal que aguanta moi ben o ataque dos ácidos e das bases a temperatura ambiente, non se oxida por debaixo dos $600\text{ }^\circ\text{C}$ e non sofre corrosión nin sequera pola acción da auga do mar. Todas estas propiedades condicionan a súa utilidade na preparación de aliaxes de gran dureza, moita fortaleza e moi resistentes ao ataque químico.

Aplicacións

A utilidade industrial do vanadio non era moi grande ata hai vinte anos, por mor do difícil que era atopar minerarios concentrados en que a extracción do vanadio non resultase complicada en exceso. Na actualidade os coñecementos metalúrxicos progresaron moito e cada vez é mais doada e barata a obtención do vanadio metal e, sobre todo, das súas aliaxes. O vanadio forma aliaxes coa maioría dos elementos metálicos e incluso pode formar disolucións sólidas con moitos dos metais que son moi semellantes a el, como o cromo. Entre as aliaxes máis utilizadas ata hoxe está o ferrovanadio, con propiedades físicas e químicas que comentaremos seguidamente.

A industria actual dos aceiros consome máis do 90% da produción anual de vanadio na forma de ferrovanadio. Estes aceiros son dunha grande importancia na industria dos aceiros rápidos e das ferramentas de corte, pero tamén na fabricación de resortes, de instrumentación cirúrxica e de xogos de cubertos especiais. Estas aliaxes conteñen un 0,15-0,25% de vanadio e prepáranse por redución directa de V_2O_5 e Fe_2O_3 con aluminio. Aliado con Ti e Al é de moita utilidade en motores de avións, nas estruturas das naves espaciais ou en implantes. Hai aliaxes e compostos de vanadio con comportamento superconductor, como o V_3Si , descuberto no ano 1952, ou o vanadiogalio, utilizado en magnetos superconductores (o superconductor V_3Ga é tan importante como os Nb_3Sn e Nb_3Ti na RMI).



Fig. 99. Cristais de vanadinita sobre goethita.



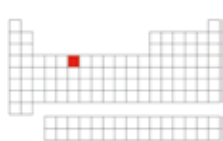
Fig. 100. Ferramentas feitas cunha aliaxe de vanadio.

O V_2O_5 é un composto de grande importancia industrial en procesos químicos de catálise, en que se utiliza como catalizador para a oxidación do SO_2 a SO_3 , como parte do método de contacto para obter ácido sulfúrico; na oxidación selectiva de naftaleno a ácido ftálico; como soporte doutros catalizadores; na oxidación de anhídrido málico a ácido málico etc.

Importancia biolóxica

Este elemento químico, ademais de se atopar moi espallado na codia terrestre, existe en cantidades residuais en moitas plantas e animais. Nos últimos tempos estase a estudar cal é a función que desempeña este metal neses organismos, pero aínda non é moi ben coñecida. Coñécense vanadio-encimas de interese, como a vanadionitroxenase, que utilizan certos microorganismos, como as acetobacterias, para fixar o nitróxeno atmosférico e transformalo en NH_3 ; certas algas producen haloperoxidasas (vanadio-bromoperoxidasas) que poden reducir peróxidos e haloxenar substratos orgánicos; outros vanadio-encimas son quen de acumular vanadio etc.

Hoxe sábese que cantidades non moi elevadas dalgúns compostos de vanadio son tóxicas para o ser humano. Así, o valor linde toxicolóxico (VLT) para o po de V_2O_5 é de $0,5 \text{ mg/m}^3$, namentres que o máximo que se pode respirar como vapor é de $0,1 \text{ mg/m}^3$.



⁵²Cr₂₄ Cromo

Masa atómica 51,9961 u
 Estado CE Sólido
 Densidade 7,1 g/mL
 Punto de fusión 1857 °C
 Punto de ebulición 2672 °C

Nome e orixe

Nicolas-Louis Vauquelin foi o descubridor deste elemento químico, con $Z = 24$, no ano 1797, nun mineral da Siberia chamado crocoíta (PbCrO_4). O seguinte ano foi capaz de illar o cromo por redución con carbón do CrO_3 obtido partindo do mineral. Nos seguintes anos, Lowitz, Klaproth e Tassaert fórono obtendo doutros minerais (cromitas) existentes nos seus países. O nome do elemento suxerírono Fourcroy e Haüy, quen propuxeron *cromo*, do grego *chroma* ('cor'), dado que os compostos deste elemento eran moi coloridos. Ao longo do século XIX desenvolveuse enormemente a química deste elemento metálico por mor das súas interesantes propiedades físicas e químicas.

O cromo é un metal relativamente abondoso na codia terrestre, preséntase cunha concentración de 122 ppm, máis ou menos como o vanadio, e ocupa o lugar 21 entre todos os elementos do sistema periódico. A pesar de ser algo máis escaso ca o vanadio, é moito máis importante ca el, tanto industrial como tecnoloxicamente, debido a que os minerarios de cromo están moito máis concentrados e son máis doados de explotar, polo que a súa obtención resulta máis fácil e moito máis barata. Aínda que o material do que Vauquelin obtivo o cromo foi un cromato (crocoíta), este non é un minerario utilizado na actualidade; hoxe o metal obtense, fundamentalmente, da cromita, un óxido mixto de fórmula FeCr_2O_4 . O cromo preséntase tamén na natureza, como impurezas, dándolle coloracións moi vistosas a certas xemas de gran valor, como as esmeraldas (silicatos de aluminio e berilio) e os rubís (variedade de corindón).

Obtención e propiedades

Para obter o metal transfórmase a cromita en Cr_2O_3 e, a seguir, lévase a cabo a redución con C, Al, Fe, Si etc. Deste xeito prepárase cromo impuro (90%), normalmente na forma de aliaxes, algunhas tan importantes como o ferro-cromo. O cromo puro pódese obter por electrólise química ou electroquímica realizando reducións dos seus óxidos ou haluros



Fig. 101. Cromo puro.



Fig. 102. Retrato de Nicolas-Louis Vauquelin (1763-1829).



Fig. 103. Cristais de crocoíta (PbCrO_4).

con metais específicos e logo purificándoo. Na actualidade estase recuperando moito cromo por reciclaxe dos aceiros inoxidables que están fóra de uso. Estes aceiros conteñen un 10-20% de cromo, por iso a reciclaxe desa chatarra é outra importante fonte de obtención do cromo.

As propiedades físicas do cromo son as típicas dun metal: cor e lustre característicos, puntos de fusión e ebulición elevados ($P_f = 1857\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 2672\text{ }^\circ\text{C}$), densidade relativa ($\rho = 7,1\text{ g/mL}$), bo condutor, dúctil e maleable, moi duro etc. Quimicamente o cromo é resistente ao ataque químico dunha ampla variedade de reactivos, tanto ácidos como básicos, a temperatura ambiente e só reacciona con algúns a temperaturas elevadas.

Aplicacións

O cromo emprégase en aliaxes ou en recubrimentos doutros metais para lles conferir propiedades mecánicas (dureza, fortaleza, tenacidade, ductilidade etc.) e, así, incrementar a súa resistencia á corrosión e ao ataque químico incluso a elevadas temperaturas. Todo isto determina o uso xeneralizado do cromo tanto en variadas aliaxes como en procesos de recubrimento protector (chapado de cromo) ou de electrodeposición, que consiste en depositar electroticamente o cromo sobre as superficies metálicas que se quere protexer.

O interese industrial do cromo, consecuencia do anteriormente indicado, determina que se utilice na preparación de aliaxes resistentes á corrosión e con acabados brillantes, como por exemplo: o cromado de metais para a súa protección, que consiste na electrodeposición sobre unha superficie metálica dunha capa moi fina de cromo; as aliaxes férreas, fundamentalmente os aceiros mixtos —os aceiros con alto contido en cromo ($>10\%$), coñecidos como aceiros inoxidables, e os aceiros con baixo contido en cromo ($<3\%$), chamados aceiros ao cromo, de interese na preparación de todo tipo de ferramentas industriais—; e as aliaxes non férreas, entre as que destacan o nicromo (Ni/Cr); o cromel (Cr/Ni e Fe); o iconel (Cr/Fe e algo de Ni) e outras aliaxes con propiedades singulares como o Hastelloy C ou as estelitas.

Os aceiros inoxidables son de alto valor comercial pola súa resistencia á corrosión: o cromo oxídase na superficie a Cr_2O_3 , o que evita a formación da ferruxe e pasiva a aliaxe. Pódese pulir doadamente, polo que é de moita utilidade en todos os usos cotiáns.

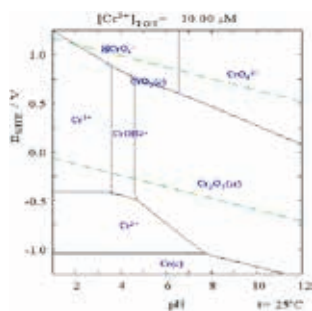


Fig. 104. Diagrama de Pourbaix do cromo en auga, que amosa a estabilidade das diferentes especies en disolución en función do potencial electroquímico aplicado e o pH.

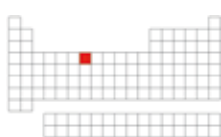
Aínda que a maioría da produción do cromo se dedica ao seu uso como metal, hai compostos de cromo de grande importancia industrial, por exemplo: os cromatos e dicromatos utilízanse como oxidantes, como reactivos volumétricos, como axentes de limpeza etc.; algúns óxidos metálicos úsanse como catalizadores específicos, como o Cr_2O_3 na síntese do NH_3 ; certos cromatos e óxidos empréganse, por mor dos seus coloridos, como colorantes na elaboración de pigmentos, como mordentes etc.; a cromita utilízase en cerámica, na preparación de ladrillos refractarios ou no recubrimento de fornos de alta temperatura; os sales de cromo serven no curtido dos coiros; o Cr_2O_3 úsase no tratamento das madeiras para preservalas do ataque dos insectos e dos fungos; o CrO_2 emprégase para fabricar cintas magnéticas para as casetes; moitos dos seus óxidos empréganse para darlle cor ás pinturas (por exemplo, Cr_2O_3 na verde ou PbCrO_4 na amarela) e tamén se utilizan para colorear os vidros.

Importancia biolóxica

O cromo é outro dos metais que, en pequenas cantidades, é esencial no metabolismo dos mamíferos superiores. Sábese que o cromo(III) se coordina con proteínas e se localiza preferentemente nos ósos, no fígado e no bazo, pero que está pouco presente nos músculos e no cerebro. Existen moitos estudos sobre o papel metabólico do cromo nos seres vivos e sábese que cantidades suplementarias de cromo normalizan a deteriorada tolerancia á glicosa dalgúns diabéticos, persoas maiores e nenos desnutridos. Polo momento aínda non se atopou ningunha metaloproteína que conteña cromo. A cantidade recomendable diaria de cromo nos organismos vivos é de 50-200 μg . A toxicidade do cromo metal para o ser humano é insignificante, mais algúns dos seus compostos son moi prexudiciais, polo que se deben manipular con tino.



Fig. 105. Válvula de bóla en Hastelloy C276, unha superalíaxe de níquel-molibdeno-cromo.



⁵⁵Mn₂₅ Manganeso

Masa atómica 54,938 u

Estado CE Sólido

Densidade 7,4 g/mL

Punto de fusión 1246 °C

Punto de ebulición 2061 °C



Fig. 106. Manganeso metal.

Nome e orixe

Este elemento metálico foi descuberto polo químico sueco Scheele no ano 1774, cando utilizaba un dos seus compostos, o MnO_2 , para obter cloro por oxidación do ácido clorhídrico, pero non foi capaz de illalo. Con todo, algún dos seus minerarios xa se coñecían dende a antigüidade. Por exemplo, sábese que a pirolusita (MnO_2) se empregaba dende o comezo da presente era como aditivo para conseguir vidros incoloros cando se partía de materiais impurificados por óxidos de ferro. Foi J. G. Gahn, outro discípulo de Berzelius, quen illou e estudou o metal por vez primeira nese mesmo ano, quentando MnO_2 con carbón e aceite. A pureza do metal obtido era moi baixa e non foi ata o ano 1930 cando se conseguiu obter o elemento puro. O nome deste metal deriva dun erro histórico, o de considerar a pirolusita como magnética, ao igual que os parecidos óxidos do ferro, pero foi o alemán H. Pott quen demostrou que a pirolusita non contiña ferro. Á pirolusita chamábaselle *lapis magnes* ou *magnesia nigra* (no capítulo do magnesio pódense lembrar as tres magnesias) e o nome do metal, *manganeso*, derivou do francés *manganese*, baseado no xermano *mangan* e este no latín *magnes* ('magnético').

Este metal está amplamente distribuído na codia terrestre de forma bastante abundosa. A súa concentración é de 1060 ppm e ocupa o lugar 12, pola súa abundancia, entre os elementos do sistema periódico e un dos primeiros entre os metais. Os seus minerarios están espallados polo mundo, e entre eles destacan os óxidos (pirolusita, manganita, hausmannita); os carbonatos (rodocrosita) e os silicatos (rodonita). O minerario máis importante e de maior importancia industrial é, con diferenza, a pirolusita.

Obtención e propiedades

A obtención deste metal vén condicionada polas impurezas contidas no minerario, que cómpre separar para non encarecer moito o proceso. Estas poden ir co mineral na forma metálica (Pb, Zn, Ag etc.) ou non metálica (S, P etc.). As impurezas non metálicas elimínanse por calcinación para evitar



Fig. 107. Retrato de Johan Gottlieb Gahn (1745-1818).

propiedades non desexadas no elemento, pero en cambio, as metálicas poden ser aproveitables, sobre todo cando se pretende obter manganeso bruto ou aliaxes.

O manganeso impuro, o ferromanganeso ou o silicomanganeso obtéñense pola redución do minerario con coque e o metal da aliaxe elixida, utilizando un forno eléctrico. Se se pretende preparar manganeso de elevada pureza tense que acudir a un refino electrolítico de disolucións que conteñen MnSO_4 .

O manganeso é un metal con propiedades típicas, cor e lustre característicos, puntos de fusión e ebulición altos ($P_f = 1246\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 2061\text{ }^\circ\text{C}$), moderadamente denso ($\rho = 7,4\text{ g/mL}$), moi duro (resistencia a raiarse) pero moi fráxil (tendencia a racharse por golpe), bo condutor etc. Quimicamente o manganeso é un metal reactivo, oxídase con facilidade ao ar e incluso é atacado lentamente pola auga e os ácidos minerais. Cando se incrementa a temperatura, a súa reactividade tamén aumenta moito. Estas propiedades determinan que case nunca se empregue industrialmente como metal puro, senón formando parte de aliaxes ás que confire a súa extraordinaria dureza.

Aplicacións

O manganeso é de grande importancia non só para a preparación de aliaxes ás que lle confire apropiadas características mecánicas (fortaleza, dureza, ductilidade, maleabilidade etc.), senón que tamén é de grande interese noutras industrias.

Aliaxes de manganeso: os bronceos ao manganeso (55% de Cu, 40% de Zn e ata 3,5% de Mn); o metal monel (65-70% de Ni e 20-30% de Cu); e outras aliaxes importantes como cromo-níquel ou prata-níquel.

Aceiros ao manganeso: o manganeso engádeselle aos aceiros con tres finalidades: a primeira, como desulfurante; a segunda, como desoxidante e para a limpeza do metal; e a terceira, para incrementar a súa dureza (esta é a forma máis barata de obter aceiros duros). Os aceiros ao manganeso obtéñense engadindo o metal á escoada que sae do alto forno, como manganeso puro, como ferromanganeso ou como silicomanganeso. Case todos os aceiros conteñen algo de manganeso, pero poden chegar a ter un 12% en función dos intereses desexados. Os de alto contido en manganeso posúen gran resistencia ao choque e ao desgaste e son industrialmente axeitados para traballos con maquinaria pesada, por exemplo, para escavadoras, en muíños de bólas para triturar ou en procesos de prensado.



Fig. 108. Disolución acuosa de permanganato potásico, un oxidante onde o manganeso está en estado de oxidación +VII.



Fig. 109. Etiqueta no cadro dunha bicicleta que indica a presenza de mangallo, unha aliaxe de aceiro ao manganeso caracterizada pola súa alta resistencia ao impacto e á abrasión.

Usos non metalúrxicos: algúns compostos importantes son o dióxido de manganeso, que se utiliza aínda hoxe na industria dos vidros, para descoloralos cando levan impurezas de óxidos de ferro, ou na fabricación de baterías eléctricas, onde actúa como despolarizador. Outro composto moi empregado é o permanganato potásico (KMnO_4), o oxidante máis importante e máis utilizado na industria química, do que se producen cada ano moitos miles de toneladas. O permanganato non só se utiliza como oxidante industrial, senón que é moi importante nos procesos de depuración das augas residuais en substitución do cloro por varias razóns: non é tóxico nin contamina o ambiente, non deixa sabor nas augas e fórmase MnO_2 no proceso de redución, que actúa como floculante de moitas impurezas sólidas que levan as augas. O KMnO_4 tamén é moi utilizado na industria das fibras téxtiles e dos tecidos como oxidante ou branqueador. Outros compostos de manganeso pódense utilizar como fertilizantes, funxicidas, pesticidas e como antidetonantes das gasolinas.

Importancia biolóxica

O manganeso é un metal de importancia biolóxica grande, pois non só forma parte dos solos e serve como fertilizante das plantas, senón que ademais debe estar presente na dieta dos animais. O complexo de manganeso chamado fotosistema II (véxase a figura 110) desenvolve un papel importante na fotosíntese: dunha banda actúa no pequeno laboratorio celular das plantas verdes —os cloroplastos— como convertedor da

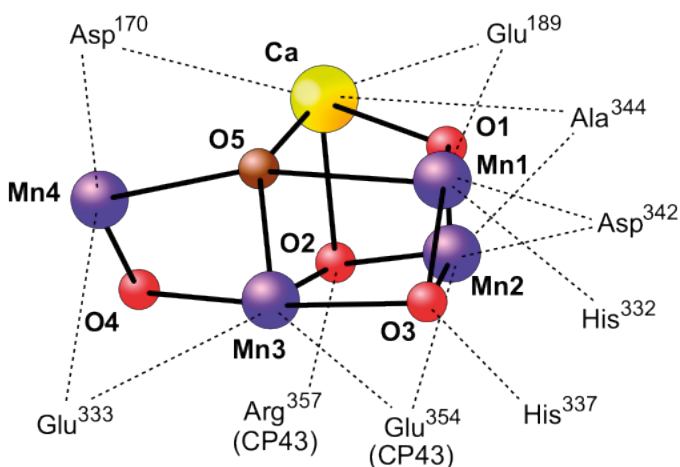
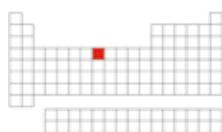


Fig. 110. Estrutura do agrupamento Mn_4CaO_5 do complexo oxidante da auga no fotosistema II.

enerxía e doutra banda é esencial na etapa fotosintética na que a planta transforma CO_2 e H_2O , xunto coa luz solar absorbida, en enerxía viva $(\text{COH})_n$ e expelle o osíxeno á atmosfera.

Nos seres vivos superiores o manganeso participa en importantes procesos encimáticos. Crese que actúa na fosforilación oxidativa, que participa na activación de encimas (arxinase, enolase, peroxidase etc.) e incluso que forma parte dos ácidos nucleicos e promove a síntese do colesterol.

Se en pequenas cantidades o manganeso é imprescindible para a vida, en concentracións elevadas é moi tóxico. A inhalación de elevadas cantidades de po de manganeso ou dos seus compostos orixina a enfermidade chamada manganose. Os primeiros síntomas son de tipo psíquico: orixina períodos de alegría e pranto incontrolado e chega incluso a desencadear tendencias homicidas. Na segunda etapa os cambios son neurolóxicos e os síntomas son tremores, rixidez e párkinson. O envelenamento crónico con manganeso é incurable.



⁵⁶Fe₂₆ Ferro

Masa atómica 55,845 u

Estado CE Sólido

Densidade 7,9 g/mL

Punto de fusión 1535 °C

Punto de ebulición 2750 °C



Fig. 111. Ferro metal.

Nome e orixe

O ferro foi un dos primeiros elementos metálicos que se descubriron, de feito, hai constancia de que xa se utilizaba hai polo menos 6000 anos. O ser humano debeu empregar primeiramente ferro procedente de meteoritos ou ferro nativo, dado que a súa metalurxia non se coñeceu ata o 1200 a. C. O nome deste elemento químico deriva do latín *ferrum*, pero a súa orixe é máis ben incerta, pois podería estar relacionado co vocábulo latino *firmus*, que significa ‘firme’, polo que, de ser isto certo, non sería de estrañar que este procedese á súa vez dalgunha palabra hebrea ou árabe. O ferro e o aceiro están ligados a todos os procesos de desenvolvemento das sociedades. Sen ir máis lonxe, a Idade de Ferro comezou precisamente cando este elemento foi introducido polos hititas como metal de guerra, e a Primeira Revolución Industrial estivo marcada inequivocamente polo desubrimento do aceiro, de igual modo que tampouco o mundo actual sería o mesmo sen a multitude de aliaxes ferrosas que empregamos hoxe en día. Así, podemos afirmar que o ferro estivo, está e sempre estará na historia da humanidade.

O ferro é o metal máis abundoso da codia terrestre, logo do aluminio, e ocupa o cuarto lugar entre todos os elementos químicos. Crese que o núcleo do noso planeta, coñecido como NiFe, é fundamentalmente de ferro, e tamén se sabe da existencia de ferro disolto nas augas dos mares. A concentración do ferro é de 62 200 ppm, mil veces máis abundoso que o cobre. O ferro preséntase raramente como metal nativo e normalmente aparece en minerarios moi espallados por todo o planeta. Entre os máis importantes destacan os óxidos (magnetita, olixisto, hematita, limonita etc.), os carbonatos (siderita) e o sulfuro (pirita).

Obtención e propiedades

Os métodos seguidos para a obtención do ferro sufriron moitos cambios ao longo dos séculos e serven como espello onde ver a evolución histórica da metalurxia. En síntese, o proceso de obtención implica a redución dos seus minerarios



Fig. 112. Casco de ferro da Confederación Gaya (situada na actual Corea do Sur) do século V.

oxidados ou sulfurados, pero a elección do redutor é o que condiciona o tipo de ferro que se quere obter. A obtención de ferro doce, fundición, aceiro, ferromanganeso, ferrosilicio, ferróníquel, ferrovanadio, ferrocromo etc. implica a utilización duns redutores ou outros, pero todos eles específicos, así como de métodos especiais en cada metalurxia concreta.

O ferro puro é un sólido de cor arxentea e lustre metálico con todas as propiedades dos metais: punto de fusión e de ebulición elevados ($P_f = 1535\text{ }^{\circ}\text{C}$; $P_e = 2750\text{ }^{\circ}\text{C}$), densidade moderada ($\rho = 7,9\text{ g/mL}$), ductilidade e maleabilidade, con propiedades condutoras e magnéticas etc. O ferro puro é brando, máis que o aluminio, polo que non sería de interese industrial nin tecnolóxico, aínda que estas propiedades se ven alteradas en función das impurezas que teña na súa composición; así, os aceiros (alíaxes de ferro con diferentes metais) converten o ferro brando nunha alíaxe moi dura. O ferro, quimicamente, é un metal e, polo tanto, é sensible ao ataque dos axentes externos (O_2 , H_2O , CO_2 etc.). A diferenza doutros metais, o óxido de ferro disólvese na auga e dá lugar ao fenómeno da ferruxe, un tipo de corrosión que orixina perdas económicas enormes para a sociedade, o que determina a necesidade de alíalo con outros metais para que se faga duro e resistente á corrosión ou ben de recubrilo con baños metálicos ou pinturas especiais que cumpran a misión protectora fronte aos máis diversos axentes químicos atmosféricos.

Aplicacións

Falar da importancia industrial do ferro parece innecesario, dado que todo o mundo coñece o seu emprego na vida diaria; por outra banda, as diversas alíaxes que o ferro pode dar teñen propiedades derivadas do metal con que se alía, polo que parece lóxico estudalas cando se trate cada unha das correspondentes alíaxes metálicas que forma. Por todo iso, aquí indicaremos só algunhas alíaxes moi específicas.

O carbono pode estar presente, en maior ou menor medida, nos aceiros, aos que lles confire características peculiares; por exemplo, cando o contido é de 0,002-2,1% pódese endurecer ata mil veces o ferro puro. A fundición, o ferro doce e os aceiros responden ás distintas alíaxes que proceden do ferro fundido derivado do alto forno. Dentro dos aceiros hai alíaxes como a cementita, a austenita, a perlita ou a martensita. Algunhas, como a martensita, son aceiros durísimos, pero moi fráxiles.



Fig. 113. Ferreiros traballando no mazo de Ferreiravella (Riotorto) nunha fotografía de Walter Ebeling do ano 1933.



Fig. 114. Aliaxe de ferrosilicio. As fábricas da empresa FerroAtlántica en Cee e Dumbria producen anualmente ao redor de 79 000 toneladas deste material.

Ademais dos aceiros, cómpre sinalar a existencia doutras aliaxes moi importantes como o ferrovanadio, o ferromanganeso, o ferrosilicio, o ferrovolframio ou o ferrocromo, así como outras con propiedades magnéticas especiais de grande utilidade en aparatos ou sistemas electromagnéticos.

Debido á enorme produción e consumo de instrumentos derivados do ferro (como latas, coches, neveiras e diversos utensilios), xunto co problema derivado da corrosión, estase procedendo a reciclar a máxima cantidade posible do ferro utilizado nos países industrializados. Na actualidade recíclase sobre o 60% do ferro que se consome, pero cumprirá chegar a reciclar todas as distintas aliaxes de ferro, especialmente os aceiros, para recuperar os metais que se utilizan na súa preparación.

Támén se está comezando a empregar o ferro na fabricación de pilas. As pilas secas de $\text{MnO}_2\text{-Zn}$ teñen grande interese pola súa longa duración na variedade de pilas alcalinas, pero na actualidade estase a traballar nunha pila de superferro composta de ferratos de bario, estroncio ou potasio (MFeO_4) como material catódico en lugar do MnO_2 . Están manifestando resultados moi prometedores, posto que son moito máis duradeiras e teñen un rendemento superior.

Importancia biolóxica

A importancia biolóxica do ferro é moi grande, pois hai determinados complexos do ferro que cumpren funcións esenciais nos organismos: a hemoglobina e a mioglobina forman o sistema transportador do osíxeno nos seres que respiran; as ferredoxinas e os citocromos son os responsables da realización dos procesos redox nas reaccións celulares; as ferritinas son o reservorio do ferro nos organismos; a fosfatase ácida é a responsable da hidrólise dos fosfatos; a superoxodismutase encárgase da dismutación e oxidación das distintas formas de osíxeno que se pode producir nas células; as catalases e as nitroxenases son cruciais no proceso de fixación do nitróxeno polas plantas etc.

En todos estes complexos o ferro atópase rodeado de moléculas de ligandos formando compostos de coordinación. No caso da hemoglobina, o complexo presenta un ferro penta-coordinado e a sexta posición de coordinación pode ocupala un osíxeno; así é como os glóbulos vermellos do sangue actúan como transportadores do osíxeno. Non obstante, o ferro ten maior tendencia a enlazarse ao monóxido de carbono (CO) que ao O_2 . Por iso, cando se respira en atmosfera de CO , fórmase a carboxi-hemoglobina e os glóbulos vermellos

non poden cumprir a función respiratoria, polo que se orixina a intoxicación por CO. Outro tanto acontece pola intoxicación con cianuro, que presenta un mecanismo semellante.

O ferro é un metal de extraordinaria transcendencia para a vida humana, pois é un constituínte básico do sangue e dos tecidos animais. A falta de ferro nas concentracións precisas nos organismos vivos pode orixinar problemas gravísimos, como as distintas anemias, que malia que poden chegar a ser graves, son moi doadas de controlar simplemente subministrando Fe(II) ou Fe(III) ás persoas afectadas. O xeito máis cómodo e barato de inxerir ferro é como FeSO_4 , pero tamén se pode tomar como gliconato ou succinato de ferro(II).

De todo o dito dedúcese que o ferro non é tóxico, senón ao contrario, toda dieta equilibrada implica o consumo continuado de compostos de ferro por parte dos seres vivos.

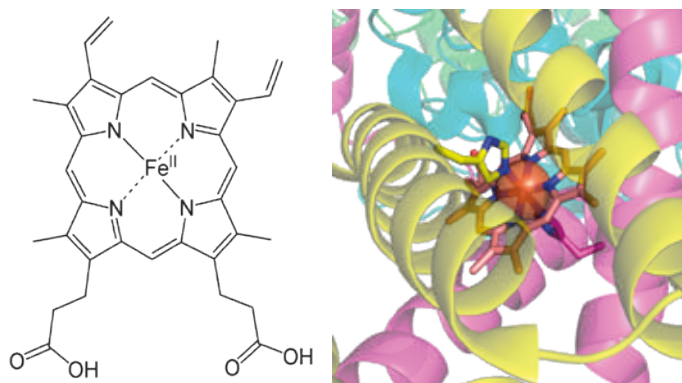


Fig. 115. Á esquerda, estrutura do grupo hemo, grupo prostético que forma parte de varias proteínas. Á dereita, detalle da succinato deshidroxenase, encima que participa na cadea de transporte electrónico da mitocondria. Neste encima o grupo hemo está unido a un residuo histidina.



Masa atómica 58,9332 u

Estado CE Sólido

Densidade 8,9 g/mL

Punto de fusión 1495 °C

Punto de ebulición 2927 °C



Fig. 116. Cobalto puro obtido por refino electrolítico.

Nome e orixe

A utilización de compostos de cobalto para a coloración do vidro é coñecida dende a antigüidade clásica, hai cando menos 4000 anos, aínda que este elemento non se conseguiu illar como metal puro ata o ano 1917. No ano 1735 o químico sueco Brand identificou o cobalto como un novo elemento químico e puido obter unha pequena porción de metal, mais cumpriu agardar ata o século seguinte para coñecer as súas propiedades e a súa utilidade na fabricación das máis duras e importantes aliaxes. O seu nome fai referencia ás minas, posto que en Alemaña aos gnomo (ananos que viven baixo terra e se consideran os gardiáns das minas) chámaseselles *kobold* e, segundo dicían os mineiros, mataban a quen os molestase. A realidade científica é que os minerarios habituais de cobalto son arsenicais e os costumes mineiros da época consistían en queimar, in situ, o mineral extraído para calcinalo e eliminar parte da ganga. Nesta calcinación liberábanse gases tóxicos (o As₄O₆ é moi volátil) que producían a morte dos mineiros.

A concentración de cobalto na codia terrestre non é grande, 29 ppm, pero é maior ca a doutros metais moito máis coñecidos, como o mercurio ou o chumbo. O que sucede con este metal é que se atopa moi espallado pola codia e se presenta, normalmente, en minerais en que coexisten varios metais (Cu, Zn, Ni, Pb etc.), o que determina que neses minerais a súa concentración sexa baixa. Nos fondos das augas dos mares atópase formando parte dos nódulos metálicos, pero ata hoxe non se dispón dunha tecnoloxía válida para a súa explotación. Os minerarios máis importantes son os arseniuros (skutterudita), os sulfuros (carrollita) e os sulfoarseniuros (cobaltita). Hai minerais osixenados, pero son mesturas de óxidos de ferro e magnesio con algún óxido de cobalto.

Obtención e propiedades

Como consecuencia da baixa concentración de cobalto nos minerais nas explotacións actuais, o metal resulta caro debido ao complexo proceso de obtención. As etapas que se deben seguir implican a concentración dos minerais, a redución

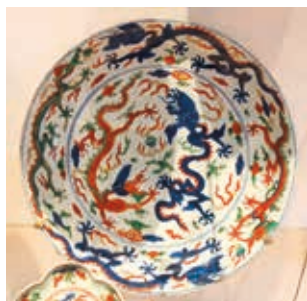


Fig. 117. Porcelana chinesa do período Wanli (1573-1620) da dinastía Ming, con tinturas azuis a base de cobalto.

posterior por métodos electroquímicos, a obtención dunha barra metálica en que vai mesturado con todos os outros metais e, finalmente, a separación do cobalto.

O cobalto é un metal que lembra moito no seu aspecto ao ferro e ao níquel, de cor branca arxentea, con puntos de fusión e ebulición elevados ($P_f = 1495\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 2927\text{ }^\circ\text{C}$), denso ($\rho = 8,9\text{ g/mL}$) e coas propiedades características dos condutores. Destaca que se trata dun dos elementos metálicos máis duros, xa que supera incluso o mesmo ferro, de modo que se emprega decotío en aliaxes para endurecer moito máis os outros metais. Trátase dun elemento con reducida reactividade química fronte aos axentes habituais (O_2 , H_2O , ar etc.).

Aplicacións

Este metal é de elevado interese tecnolóxico, pero a súa utilización vese diminuída por mor da súa carestía. As súas aplicacións máis sobranceiras son as aliaxes de singulares propiedades (dureza, condutividade e magnetismo) e o uso dos seus compostos como catalizadores en sínteses específicas e aplicacións nucleares. Cómpre subliñar que se emprega na produción de aceiros rápidos, aliaxes duras, tenaces e resistentes, e na preparación de aliaxes magnéticas especiais. Entre as aliaxes duras pódense citar o metal vidia (W/Co e 3% de C); a estelita (Co/Cr e algo de W, Fe, C e Si); o Vittalium (Co/Cr), de importancia na fabricación de próteses dentais por non ser atacado polos fluídos corporais; ou o magnalio (Mg/Co/Al). Entre as aliaxes magnéticas destacan o alnico (Al/Ni/Co), os supermendurs (Co/Fe e 2% de V) e os perminvars (Co/Ni/Fe).

Os vidros e as cerámicas azuis, xunto cos esmaltes, son produtos de regalo moi demandados pola súa función decorativa. Nestes artigos, a fonte xeradora da cor son os pigmentos azuis do cobalto, que xa se coñecen dende a antigüidade, particularmente dende a época dos exipcios, e que aínda hoxe non foron superados en vistosidade e duración. Os pigmentos son compostos do tipo Co_3O_4 que, en cantidades case imperceptibles, se transforman en CoO , que é o que lles confire a cor. Pódense obter distintas tonalidades industriais mesturando CoO con outros óxidos metálicos; por exemplo, a mestura ao 50% de CoO/MnO produce tonalidades violetas moi vistosas.

O cobalto-60 é un isómero do cobalto que ten comportamento radioactivo, polo que se utiliza como fonte de radiación γ en investigación, en metalografía, en traballos biolóxicos, en estudos con trazadores, en medicina nuclear ou nas diferentes terapias para tratar tumores malignos, entre outros.

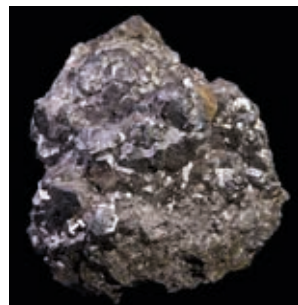


Fig. 118. Mineral de skutterudita $(\text{Co},\text{Ni},\text{Fe})\text{As}_{2,3}$.

Importancia biolóxica

O cobalto é un dos micronutrientes vitais para os organismos superiores, dado que, entre outras funcións, se encarga de regular a nutrición animal. A súa carencia pode orixinar perda de apetito e incluso anemia perniciosa. Nin o elemento nin os seus compostos parecen ser tóxicos para o ser humano; de feito, as dietas moi elevadas neste metal e nos seus compostos tan só orixinan trastornos leves como irritación gastrointestinal, náuseas, vómitos e diarrea, pero transitorios.

No ano 1948 descubriuse a vitamina B₁₂, un complexo de cobalto(III) de enorme importancia para o organismo, sobre todo polo efecto sinérxico que parece exercer sobre certos antibióticos como a penicilina.

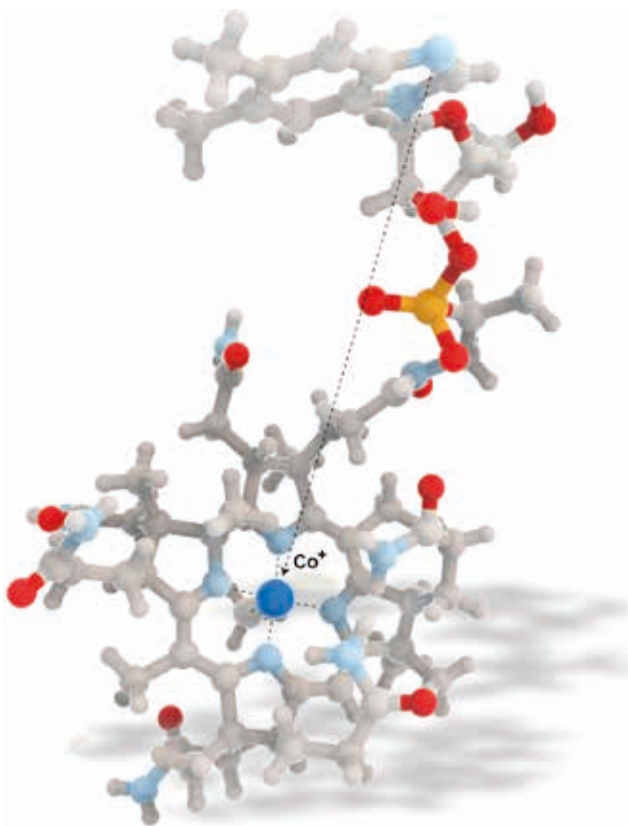
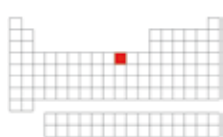


Fig. 119. A vitamina B₁₂ é un composto de coordinación de cobalto que o noso organismo non pode sintetizar, senón que se asimila despois da inxestión dos alimentos en que está presente (fígado, carne, ovos, leite, peixe etc.).



$^{59}\text{Ni}_{28}$ Níquel

Masa atómica 58,693 u

Estado CE Sólido

Densidade 8,9 g/mL

Punto de fusión 1453 °C

Punto de ebulición 2732 °C

Nome e orixe

O níquel é un metal coñecido dende hai tan só uns 260 anos, aínda que unha aliaxe deste elemento, chamada *baitong*, era coñecida polos chineses hai máis de 2000 anos. Ata o século XVII non se descubriron minerais deste metal e nun principio os mineiros pensaron que se trataba dun mineral de cobre. No ano 1751 Cronstedt tratou de obter níquel partindo dun mineral de cobalto e, logo de grandes esforzos, separou un metal de cor prateada, duro e brillante, moi diferente do cobre. No ano 1775 Bergman obtivo un níquel de maior pureza a partir dun mineral procedente dunha mina de *kupfernickel* —e que resultou ser niquelina (NiAs)—. O nome *níquel* semella proceder da cultura mineira xermánica e pode derivar da expresión *kupfernickel* ('cobre do vello Nick' ou 'cobre do diaño'). Esta expresión empregábase cando, dun mineral de cobre dado, non era posible obter o cobre por métodos tradicionais, polo que lle botaban a culpa ao vello Nick. Ao se descubrir o novo metal chamáronlle *nick* ou *nickel*, que en galego deu *níquel*.

Este metal foi moi pouco coñecido ata agora, emporiso, é un metal moito máis abundoso que outros máis populares, como o chumbo, o cobre ou o cinc. A súa concentración na codia terrestre é de 99 ppm e crese que nas profundidades mariñas, nos nódulos metálicos, aínda hai máis cantidade. Ata hoxe o níquel resultaba caro polos custosos métodos de obtención, por mor de como se presenta na natureza. Os seus minerarios son de catro tipos: a) minerais sulfurados (calcopirita, pentlandita etc.), nos que acompaña outros metais e precisa procesos de separación custosos; b) minerais silicatados (garnierita), moi distribuídos pero con reducido contido en metal; c) minerais arsenicais (niquelita, skutterudita etc.), con importantes xacementos en España; e d) minerais óxidos (limonita), moi estendidos e importantes, aínda que aparecen acompañados do óxido de ferro e cómpre separalos. Os minerais oxidados proporcionan a terceira parte da produción do níquel e, paseniño, ao se perfeccionar os procedementos metalúrxicos, van desprazando



Fig. 120. Esferas de níquel purificado.



Fig. 121. Retrato de Torbern Olof Bergman (1735-1784), realizado por Ulrika Pasch.



Fig. 122. Mineral de niquelita da mina Keeley-Frontier, en Ontario (Canadá).

os métodos clásicos, pero aínda segue sendo de máis importancia a extracción dos minerais sulfurados e arsenicais. O aumento no uso do níquel en aliaxes levou a buscar novas vías de obtención deste metal e, hoxe, a reciclaxe dos aceiros inoxidables austeníticos constitúe xa unha importante fonte. Espérase conseguir o 50% da produción de níquel por esta vía, pero na actualidade tan só se recupera o 30%.

Obtención e propiedades

No proceso de obtención do níquel, a primeira etapa consiste na concentración do mineral ata que a cantidade de metal faga rendible a súa extracción. A segunda etapa é a redución e a obtención dun concentrado metálico que leva Ni, Cu, Ga, Zn, Ag etc. Para obter níquel de elevada pureza, dous son os procedementos a seguir: o do refino electrolítico clásico ou o proceso Mond, que implica a formación do $\text{Ni}(\text{CO})_4$, moi volátil, que se descompón termicamente e libera con moita facilidade o metal.

O níquel é un metal branco arxenteo moi brillante, con puntos de fusión e ebulición elevados ($P_f = 1453\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 2732\text{ }^\circ\text{C}$), densidade moderada ($\rho = 8,9\text{ g/mL}$) e boa condutividade da electricidade. Tamén é moi dúctil e maleable, o que permite transformalo con facilidade e manexalo en fíos, esponxas, láminas, placas, pranchas, limaduras etc. sen que as súas propiedades de resistencia mecánica ou fortaleza se vexan alteradas. Quimicamente é moi resistente tanto aos axentes de ataque normal (H_2O , O_2 etc.), como aos ácidos e ás bases habituais, polo que é moi utilizado no recubrimento doutros metais e na preparación de interesantes e modernas aliaxes.

Aplicacións

O enorme interese industrial do níquel radica na súa utilización como anticorrosivo en técnicas de recubrimento coñecidas como niquelado (5%), na preparación de compostos químicos diversos (4%), no seu uso como catalizador en procesos de hidroxenación (6%) e, sobre todo, na preparación de aliaxes tanto férreas como non férreas. A esta última finalidade dedícase o 85% da produción anual de níquel. Algunhas das aliaxes máis coñecidas e importantes do níquel son:

— As aliaxes non férreas (46%), entre as que destacan o metal monel (Ni/Cu con algo de Mn e Fe); o cuproníquel, co que se confeccionan as moedas inglesas, americanas e os euros actuais; a prata alemá (Ni/Cu e algo de Zn); o nicromo (Ni/Cr); e o iconel (Ni/Fe e algo de Cr).

— As aliaxes ferrosas (39%), en que o níquel se engade ao ferro doce, á fundición, ao aceiro etc. para incrementar as súas propiedades mecánicas (a súa dureza), a resistencia ao ataque químico, a maleabilidade e ductilidade etc. O reforzamento dunhas ou outras propiedades depende da proporción de níquel presente. Son aliaxes férreas de interese o aceiro inoxidable (Fe, Cr, e Ni), o níquel-ferro e o Nomag (Fe/Ni e Mn). Hai aliaxes especiais de ferro con níquel con grande interese en telegrafía e telefonía, como o permalloy (Ni/Fe) e o supermalloy (Ni/Fe e algo de Mo). A aliaxe alnico (Al/Ni/Co) tamén ten importancia na produción de materiais con magnetismo permanente.

Unha importante e actual aplicación do níquel son as baterías de níquel-hidruro metálico, que están substituíndo as clásicas e contaminantes baterías de NiCd. Nestas modernas baterías, o cátodo é a aliaxe metálica e o ánodo é Ni(OH)_2 , mentres que o electrólito é unha disolución de KOH ao 35%. Estas baterías acadan os 500 ciclos de carga e descarga.

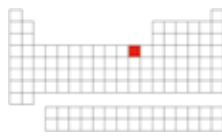
Importancia biolóxica

A importancia biolóxica do níquel é moito menor que a do ferro, a do cobalto, a do manganeso e a dalgúns outros metais xa estudados; de todos os modos, descubriuse recentemente que o níquel intervéen de maneira destacada no metabolismo do ADN e o ARN e, ademais, coñécense algúns níquel-encimas de importancia para animais e plantas, como a urease, as hidroxenases Ni-Fe, o cofactor F_{430} ou o encima M.

A toxicidade do níquel metal para o ser humano pódese considerar insignificante, agás para persoas moi sensibles, a quen lles pode orixinar dermatite e algúns tipos especiais de alerxias. Recentemente, os dermatólogos iniciaron unha campaña en contra do uso do níquel por estes problemas de dermatite e solicitaron a retirada do seu uso, particularmente nas moedas circulantes. A inxestión dalgúns dos seus sales solubles pode producir náuseas, vómitos e diarreas. Algúns destes sales máis tóxicos son o NiS, xa que o seu po e os seus fumes son carcinóxenos, e o Ni(CO)_4 , que é un gas moi tóxico.



Fig. 123. Moeda de níquel de 25 céntimos do ano 1934.



⁶³Cu₂₉ Cobre

Masa atómica 63,536 u

Estado CE Sólido

Densidade 9,0 g/mL

Punto de fusión 1083 °C

Punto de ebulición 2595 °C



Fig. 124. Mineral nativo de cobre.

Nome e orixe

O cobre foi o primeiro metal en ser maipulado polo ser humano e é considerado unha das pedras angulares das civilizacións debido á súa grande utilidade, só superada pola do ferro. Coñécese o seu uso dende máis aló do ano 5000 a. C. e os seus produtos metalúrxicos lévanse empregando con normalidade dende o 3500 a. C. Debido á súa capacidade para endurecer cando se alía con outros metais, empregouse na fabricación de multitude de utensilios e armas de guerra, e unha das súas importantes aliaxes deu orixe a unha época histórica, a Idade de Bronce. Outra importante aliaxe da historia, o latón, úsase dende a época do emperador Augusto. A importancia industrial do cobre foi enorme ao longo de toda a historia da humanidade, xa que, por exemplo, foi transcendental nos estudos sobre a electricidade: Volta, Faraday, Morse e outros científicos usárono nos seus experimentos ao longo dos séculos XVIII e XIX.

O nome deste metal débese aos romanos, que lle chamaban *aes cyprium*, ‘metal de Chipre’, que co tempo se reduciu a *cyprium* e posteriormente evolucionou a *cuprum*. Existe tamén unha lenda sobre este nome, que o fai derivar da cultura grega, que chamaba *Kypros* á illa de Chipre, *chalcos kuprios* ás minas e *kyparisso* aos cipreses —árbores da illa de Chipre—, e deles derivou *cypern*, que sería a orixe de *cyprium* > *cuprum* > *cobre*.

O cobre é un elemento que se atopa moi estendido na natureza, pero como é pouco abundoso (68 ppm) e a concentración con que aparece nos minerais é moi baixa (aprovéitanse minerais cun contido en cobre inferior ao 1%), resulta máis custoso que outros metais. Este metal é un dos poucos que se atopa como tal na natureza; os minerarios de cobre nativo non son moi numerosos, algúns foron explotados en Chipre polos romanos, mais aínda hoxe existen algunhas explotacións de cobre nativo. De todos os xeitos, máis do 80% do cobre que se obtén no mundo é a partir de minerais oxidados (cuprita, tenorita), carbonatados (malaquita, azurita) e, sobre todo, sulfurados (calcocita, calcopirita etc.).



Fig. 125. Panorámica da explotación de cobre a ceo aberto Corta Atalaya, en Minas de Riotinto (Huelva), antes do seu asolagamento.

Obtención e propiedades

A obtención do cobre procedente dos minerais carbonatados ou oxidados realízase mediante unha sinxela redución con carbón, pero cando se trata de obtelo partindo dos minerais sulfurados o proceso é moito máis complexo. Normalmente eses minerais levan moitos outros metais, algúns dos cales, como o platino, son máis valiosos que o propio cobre. O primeiro proceso consiste, como xa se explicou para outros elementos, na concentración do minerario. Posteriormente téntase separar os diferentes sulfuros presentes e, a seguir, realízase unha fusión e calcinación do concentrado para, finalmente, obter uns bloques de cobre impuro (cobre acompañado de moitos outros metais) que se chama *cobre blíster*. Este cobre impuro purifícase habitualmente por refino electrolítico. Dado que os recursos do cobre na Terra son cada vez máis escasos e este se trata dun metal imprescindible para a nosa civilización —xa que dos metais, tan só o ferro-aceiro e o aluminio se utilizan máis ca el—, cómpre reciclar a maior cantidade posible. A reciclaxe é hoxe unha das vías de obtención de cobre máis importantes e confíase en que, no futuro, máis do 50% da súa produción proveña desta fonte.

O cobre é un elemento metálico sólido de cor vermella ou roxa cando está puro ou ben pulido, con puntos de fusión e ebulición altos ($P_f = 1083\text{ }^{\circ}\text{C}$; $P_e = 2595\text{ }^{\circ}\text{C}$), densidade moderada ($\rho = 9,0\text{ g/mL}$) e moi boa condutividade da calor e da electricidade. O cobre é un metal nobre que aguanta relativamente ben o ataque químico dos compostos normais, pois nin o osíxeno, nin a auga, nin os ácidos non oxidantes conseguen atacalo con facilidade e só se produce un lento ataque deste metal a temperaturas elevadas ou en condicións extremas. A súa resistencia ao ataque químico é a base da súa extensa utilización en aliaxes.



Fig. 126. Destilería con alambiques de cobre.

Aplicacións

Debido á súa excelente condutividade eléctrica, o cobre é o material condutor predominante, de xeito que case o 50% do seu consumo a escala mundial se dedica a esta finalidade. O uso máis estendido do cobre é na preparación de aliaxes caracterizadas pola resistencia ao ataque químico e, ao mesmo tempo, pola súa dureza, tenacidade e facilidade para seren traballadas. Entre elas atópanse os latóns, aliaxes de cobre e cinc, aínda que tamén poden admitir como terceiro metal chumbo, estaño, níquel etc.; os bronzes, aliaxes de cobre con estaño, que tamén poden levar outros metais como fósforo, silicio ou aluminio; e outras aliaxes de interese, como o cobreberilio e as aliaxes magnéticas.

Importancia biolóxica

O cobre é un dos micronutrientes esenciais para as plantas e os animais superiores: nos humanos hai entre 1,4 e 2,1 miligramos por quilo de peso, que se concentran no fígado, nos músculos e nos ósos. Forma parte como metal central dunha serie de metaloenzimas cuxas misións son ben coñecidas: a hemocianina é a responsable da respiración dos crustáceos e xoga idéntico papel ao da hemoglobina nos animais superiores; o citocromo c oxidase, fundamental no proceso de respiración aerobia; a superoxodismutase; as plastocianinas etc. Unha grave deficiencia de cobre no organismo dos mamíferos orixina anemia debido á influencia dobre que exerce sobre a hemoglobina: por unha banda, forma parte dun encima responsable da formación da porfirina e, pola outra, axuda á liberación do ferro daqueles depósitos do organismo onde se atopa. O albinismo nos mamíferos parece estar relacionado coa ausencia da tirosinase, un encima de cobre responsable da síntese da melanina encargada de pigmentar os tecidos. O cobre forma parte do grupo prostético de moitos outros encima oxidantes, como o citocromo c oxidase, a monoamina oxidase ou a galactosa oxidase.

Así como é imprescindible para o organismo humano en cantidades residuais —dietas de 2-5 mg/día—, en cantidades grandes é tóxico, sobre todo para os organismos inferiores como fungos, algas ou bacilos. Afortunadamente, o cobre non parece ser demasiado tóxico para o ser humano grazas a que non é absorbido na súa totalidade e se expulsa axiña do organismo. A intoxicación con sales de cobre orixina vómitos e diarrea, e cando o mal se converte en crónico pode danar o fígado, o cerebro e o sistema nervioso.

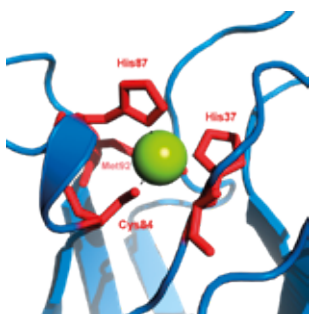
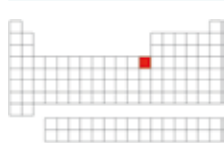


Fig. 127. Contorno de coordinación do cobre na plastocianina, unha cuproproteína implicada na cadea de transporte de electróns.



⁶⁵Zn₃₀ Cinc

Masa atómica 65,409 u

Estado CE Sólido

Densidade 7,1 g/mL

Punto de fusión 420 °C

Punto de ebulición 908 °C

Nome e orixe

O cinc como elemento químico só se coñece dende o século XVIII, emporiso, as aliaxes de cinc con cobre (o latón) e con estaño empréganse dende a época dos exipcios. Existe un latón que data de 1400-1000 a. C., atopado en Palestina, aínda que de orixe descoñecida. Os romanos xa preparaban o latón a partir do cobre fundíndoo con carbonato de cinc. Tamén se coñece unha moeda chinesa do 1450 e un libro do 1637, onde se describe a metalurxia e a utilidade deste elemento. No ano 1743, William Champion produce cinc destilando unha mestura de ZnCO₃ con coque.

O nome deste elemento deriva do alemán *Zink*, de orixe incerta. O nome podería ser da autoría do alquimista Paracelso, que lle chamou *zirkum* ou *zinken*. En realidade, *zinken* era como lle chamaban os alemáns ao método empregado polos gregos para a produción dos latóns partindo da calamina —un silicato chamado tecnicamente hemimorfita— e reducíndoa con cobre e carbón á temperatura de fusión desta mestura. *Zinke* tamén podería derivar do termo sánscrito *seng*, ‘pedra’.

Existen indicios na bibliografía química de que o cinc se atopaba nalgúns minerais como metal nativo, ao igual que acontece cos metais nobres, pero isto é difícil de crer dada a reactividade do metal e a tendencia a formar o óxido ZnO. O normal é que se atope na forma de minerais sulfurados (blenda, wurtzita, esfalerita), carbonatados (calamina, smithsonita), silicatados (goslarita, hemimorfita, willemita) ou fosfatados (hopeita) moi espallados na natureza, aínda que os minerais deben estar concentrados para a súa explotación. A presenza do cinc na codia terrestre non é moi abundosa e, a pesar de ocupar o lugar 25 pola abundancia, a concentración é só de 76 ppm —algo máis que a de cobre— pero coa vantaxe de que os minerais de cinc son máis doados de explotar e están máis concentrados.



Fig. 128. Esfalerita (ZnS).



Fig. 129. Modelo de forno para destilar cinc utilizado por William Champion, recreado polo Bristol Industrial Museum.

Obtención e propiedades

O método que se segue para obter o cinc partindo dos minerais máis usados (blenda, esfalerita e smithsonita) consiste na redución con carbón a temperatura suficientemente elevada como para que o metal destile. Previamente os minerais téñense que concentrar e logo calcinar para obter o óxido que despois se ha reducir. Cando se quere obter un cinc de alta pureza procédese a realizar un refino electrolítico dun dos seus sales disolto, o que permite separar a maioría das impurezas metálicas que o acompañan (Pb, Ag, Ge, Ga, In etc.), algunhas delas con elevado interese tecnolóxico. O consumo do cinc ao longo da historia fai necesaria hoxe a reciclaxe, por haber cada vez menos minerais. A reciclaxe do cinc aumentou moito nos últimos tempos, de modo que é xa unha fonte secundaria para a obtención do metal tanto cando se parte dos seus compostos como cando se obtén partindo das aliaxes das que forma parte.

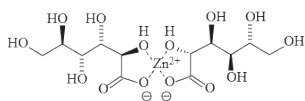


Fig. 130. O gliconato de cinc utilízase como suplemento alimenticio.

O cinc é un metal con todas as características destes: cor, brillo, puntos de fusión e ebulición elevados ($P_f = 420\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 908\text{ }^\circ\text{C}$), densidade moderada ($\rho = 7,1\text{ g/mL}$) e boa condutividade, e ademais é moi válido para preparar aliaxes de propiedades interesantes. Quimicamente compórtase como reactivo, xa que reacciona tanto cos restantes elementos do sistema periódico como coa auga, os ácidos e as bases. En condicións normais cóbrese dunha capa de óxido que impide que continúe o ataque químico na súa superficie (pasivación), razón pola que se utiliza na técnica da galvanización.

Aplicacións

Este metal ten un elevado interese industrial e tecnolóxico, con catro grandes grupos de aplicacións:

— Case o 20% da produción total emprégase como cinc metal en forma de fitas, pranchas, labras, esponxas ou láminas. Exemplos destes usos son a fabricación de baterías secas, a construción de canalizacións para a recollida das augas pluviais dos edificios, a protección dos materiais férreos ou o seu uso como cuberta externa (especialmente se están sometidas á acción da auga do mar). O cinc utilízase como ánodo nas baterías clásicas da época de Volta e Galvani, nas baterías alcalinas, nas baterías de litio, nas de Zn-C etc.

— Aproximadamente o 45% da produción emprégase como recubrimento de materiais para dificultar o ataque dos axentes químicos ambientais. As principais técnicas que se utilizan para recubrir son: a) galvanización en quente, con-

sistente en afundir a peza metálica nun baño de cinc a uns 450 °C durante uns instantes; b) electrogalvanización, isto é, a deposición electrolítica do cinc nunha capa minúscula sobre o metal; c) pinturas ricas en cinc; e d) pulverización do cinc fundido.

— Máis do 20% da produción do metal dedícase ao uso en aliaxes. As aliaxes a que pode dar lugar o cinc son moitas e con propiedades variadas, das cales as máis importantes son a dureza, a maleabilidade e a resistencia ao ataque químico. Entre as aliaxes máis importantes temos os latóns, a aliaxe con Al e Mg e a de titanio, chamada Ti-Cinc.

— A outros usos do cinc dedícase máis do 15% da produción, como por exemplo: o cinc metálico, utilizado como catalizador ou pigmento branco na preparación do caucho, como dispersor e protector dos polímeros, como semiconductor...; o ZnCl_2 , empregado como retardador das chamas e preservador das madeiras; o $(\text{CH}_3)_2\text{Zn}$, usado nas sínteses orgánicas; o ZnS , destinado á preparación de pigmentos luminescentes; o ZnSO_4 , aproveitado na industria dos pigmentos e das tintas; o cinc-piritione, utilizado na preparación de xampús anticapa; ou o lactato de cinc, que se engade ás pastas de dentes para controlar a halitose.

Importancia biolóxica

O cinc, ao igual que o cobre e outros micronutrientes, é imprescindible para a vida das plantas e dos animais: os seres humanos temos entre 2 e 4 gramos de cinc distribuídos polo cerebro, os músculos, os riles, o fígado, os ósos e, nos homes, tamén pola próstata e o seme, particularmente rico neste elemento. Coñécense máis de cen encimas en que intervéñen o cinc, debido ao seu comportamento como ácido de Lewis. Algúns exemplos destes encimas son a anhidrase carbónica e a carboxopeptidase, fundamentais na regulación do CO_2 no sangue dos vertebrados, e as metalotioneínas, encargadas de regular o cinc no intestino e no fígado dos animais. Sábese que as deficiencias de cinc no ser humano orixinan problemas de crecemento e inmaduridade sexual, pero a presenza de reducidas doses na dieta (10-50 ppm) resolve o problema. Nas plantas, o cinc é un dos constituíntes dun encima que cataliza a conversión do CO_2 en ácido carbónico e carbonatos.

A toxicidade do cinc é moi baixa, aínda que pode producir dermatite; só altas concentracións (1000 ppm) poden orixinar problemas como diarreas e vómitos. Algúns derivados, en particular o óxido e algúns haluros, son máis perigosos.

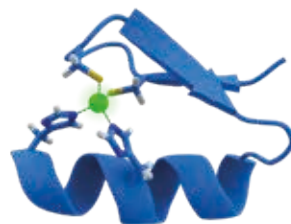
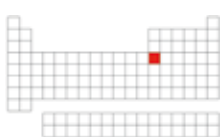


Fig. 131. Representación do motivo do dedo de cinc, que consiste nunha hélice α e unha lámina β antiparalela. Estes dedos de cinc funcionan como módulos de interacción que unen ADN, ARN, proteínas e moléculas pequenas.


 $^{70}\text{Ga}_{31}$ Galio

Masa atómica 69,723 u

Estado CE Sólido

Densidade 5,9 g/mL

Punto de fusión 30 °C

Punto de ebulición 2250 °C



Fig. 132. Cristalización do galio fundido.



Fig. 133. Retrato de Paul Émile Lecoq de Boisbaudran (1838-1912).

Nome e orixe

O descubridor do galio, elemento químico con $Z = 31$, foi o químico francés Lecoq de Boisbaudran, un dos científicos que desenvolveron a espectroscopia. No ano 1875 ocorrúselles a idea de ver se podía atopar o elemento químico que faltaba na familia dos térreos —entre o aluminio e o indio— e que Mendeleev chamara *eka-aluminio*. Ese ano, mentres traballaba nunha mostra de cinc e miraba o seu espectro, atopou dúas novas liñas violetas que atribuíu a ese novo elemento químico. Pouco despois foi quen de illar 1 g do novo metal partindo de varias toneladas dun minerais de blenda. Deulle a denominación de *gallium*, que provén de *Gallia* (o nome de Francia en latín), como forma de inmortalizar o seu país. Porén, existe outra teoría segundo a cal esta denominación faría referencia ao seu propio nome, que contén a palabra francesa *coq* ('galo'), *gallus* en latín, forma da que derivaría o nome do elemento. O descubrimento do galio supuxo un avance cara á validación da táboa periódica de Mendeleev, de feito, Boisbaudran determinou como densidade do elemento $\rho = 4,7$ g/mL, namentres que a predición de Mendeleev fora de $\rho = 5,9$ g/mL, polo que este escribiu a Boisbaudran para pedirlle que revisara os seus cálculos, pois tiñan que estar mal. Lecoq comprobou que a densidade estaba mal calculada e que Mendeleev tiña razón.

O galio é un elemento que, a pesar de non atoparse nunha concentración moi grande —na codia terrestre é de 19 ppm—, resulta máis abundoso que o arsénico, o chumbo ou o estaño, pero é difícil de obter en cantidades importantes porque os seus minerais están moi espallados pola codia. Non existe ningún mineral propio do metal ou que conteña galio nunha cantidade importante como para que resulte rendible a súa extracción. O galio está decote asociado co cinc, co xermanio e co aluminio, de xeito que para a súa obtención se parte dos minerais en que se presentan eses elementos químicos. A xermanita —un sulfuro complexo de Zn, As, Ge e Cu— considérase o minerais fundamental do galio.

Obtención e propiedades

O galio obtense como subproduto na metalurxia dos elementos metálicos aos que acompaña nos diferentes minerais; así, pódese obter no proceso de extracción da alumina a partir da bauxita e tamén acompaña o cinc no chamado *cinc cru* —ou *cinc blíster*—, do que é doado separalo por destilación.

As características físicas dominantes do galio son: punto de fusión baixo ($P_f = 30\text{ }^{\circ}\text{C}$), punto de ebulición alto ($P_e = 2250\text{ }^{\circ}\text{C}$) e densidade media ($\rho = 5,9\text{ g/mL}$). O feito de se fundir a tan baixa temperatura, xunto coa capacidade de se manter líquido nun rango de temperaturas tan alto ($>2200\text{ }^{\circ}\text{C}$), determina a súa posible utilización como intercambiador de calor. Polo demais, compórtase como un metal típico (cor, brillo, condutividade etc.), ten unha reactividade semellante á do cinc e algo menor que a do aluminio e, ao igual que este, recóbrese cunha capa de óxido que dificulta o ataque químico posterior.

Aplicacións

A utilidade industrial do galio vén condicionada pola súa carestía. Poderíase empregar como redutor, como medidor de temperaturas ou como intercambiador de calor, pero pola súa reactividade e o seu custo hai outros metais que resultan moito máis axeitados. Serve tamén para preparar aliaxes con moitos metais, pero soamente se usa en condicións moi especiais. A máis importante das súas aplicacións é a formación de compostos intermetálicos (con P, As, e Sb) para preparar semicondutores. Estes semicondutores empréganse como rectificadores e transistores en baterías solares e outros enxeños onde se use o efecto fotovoltaico. Os fosfuros, arseniuros e antimoniuros de galio e indio son de grande importancia na industria dos semicondutores, especialmente o GaAs. Estes compostos son importantes nas industrias dos transistores e díodos emisores de luz (LED), na produción de circuítos integrados para obter fotodetectores e díodos láser, na fabricación de paneis solares da alta eficiencia etc. Máis do 60% do galio producido emprégase na industria dos ordenadores e o resto, en calculadoras, paneis solares, transistores etc.

Os semicondutores III-V están integrados por elementos dos antigos grupos III (Ga, In, Al) e V (P, As, Sb), entre os cales o máis interesante é o GaAs, de grande importancia por utilizarse na preparación de dispositivos electrónicos de alta velocidade, ademais de por comportarse como un semiconductor *direct band gap*, que produce unha emisión de luz moi



Fig. 134. Díodos emisores de luz (LED) azuis baseados en Ga.

eficaz. O seu comportamento como semiconductor é consecuencia de presentar moi xuntas as bandas de valencia e as de condución no material formado, de modo que se poden producir con gran facilidade saltos do tipo p ou n entre elas, o que orixina a condución.

Importancia biolóxica

A toxicidade dos derivados do galio é moi reducida, pero cómpre saber que a inxestión do galio pode producir efectos perniciosos, como caída dos dentes, dor dos ósos e das articulacións, desordes nerviosas e gastrointestinais, dor de cabeza e debilidade xeral.

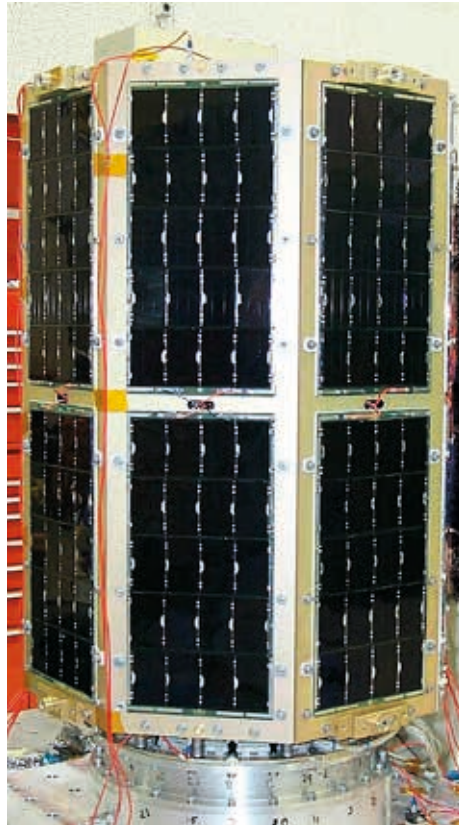
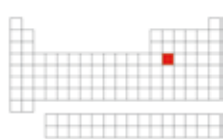


Fig. 135. Células de GaAs de tripla unión que cobren o satélite MidSTAR-1.



$^{73}\text{Ge}_{32}$ Xermanio

Masa atómica 72,640 u
 Estado CE Sólido
 Densidade 5,3 g/mL
 Punto de fusión 947 °C
 Punto de ebulición 2830 °C

Nome e orixe

O xermanio foi un dos elementos químicos postulados teoricamente na historia. Foi Mendeleev, no ano 1871, quen o chamou *eka-silicio*, indicou a súa posición no sistema periódico e incluso profetizou algunhas das súas propiedades (peso atómico = 72 e $\rho = 5,3$ g/mL), mais foi necesario agardar quince anos para que se comprobasen e validasen os cálculos de Mendeleev. Con anterioridade a Mendeleev, no ano 1864, Newlands predixera unha das súas famosas tríades —silicio, estaño e o inexistente elemento, o xermanio—. Foi o químico alemán Winkler quen, no ano 1886, mentres traballaba co mineral arxirodita, descubriu un resto que parecía ser un novo elemento químico, ao que lle chamou *xermanio* en loanza á súa patria, Alemaña —*Germania* en latín—. Pola semellanza de comportamento co antimonio pensouse que debía pertencer ao mesmo grupo que este, e mesmo Mendeleev dubidou se colocalo no grupo do cadmio e do mercurio, pero foi Lothar Meyer quen o identificou co eka-silicio.

Este elemento é moi pouco abondoso na codia terrestre, pois aparece cunha concentración de 1,5 ppm, semellante á do berilio, moito menor que a do níquel, o cobre ou o cinc, pero maior que a do mercurio. O xermanio preséntase bastante diseminado na natureza, especialmente en minerarios en que vai acompañando o cinc, o estaño, o arsénico, o cobre, o chumbo, o antimonio etc. O mineral máis importante en que está presente é a arxirodita — Ag_8GeS_6 —, que é o mineral usado habitualmente para a súa extracción. Outros minerais de interese son a canfieldita — $\text{Ag}_8(\text{SnGe})\text{S}_6$ — e a xermanita — $\text{Cu}_{13}\text{Fe}_2\text{Ge}_2\text{S}_{16}$.

Obtención e propiedades

A obtención do xermanio elemental implica a concentración do mineral e, posteriormente, a calcinación ata chegar ao óxido. O dióxido, GeO_2 , redúcese con hidróxeno a temperaturas duns 540 °C. Na actualidade, para obter xermanio ultrapuro para uso en semicondutores, transfórmase GeO_2



Fig. 136. Bloque de xermanio policristalino.



Fig. 137. Retrato de Clemens Winkler (1838-1904).

en GeCl_4 polo método Kroll e o haluro purifícase canto se queira por destilación, logo hidrolízase a GeO_2 e redúcese con hidróxeno. Aínda se pode purificar máis por medio do proceso de refino por fusión por zonas.

O xermanio é un metaloide típico, é dicir, está na transición do carácter metálico ao non metálico e as súas propiedades así o indican. É un sólido crebadizo de cor branca agrisada semellante ao níquel, que non perde o brillo ao ar. Os seus puntos de fusión e ebulición son moderadamente elevados ($P_f = 947\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 2830\text{ }^\circ\text{C}$), a súa densidade é media ($\rho = 5,3\text{ g/mL}$) e a súa dureza é de 6 na escala de Mohs. A diferenza dos metais, o xermanio non se comporta como un condutor típico da calor e da electricidade, non é nin dúctil nin maleable e as súas propiedades mecánicas son difíciles de medir con precisión. Quimicamente resiste bastante ben o ataque dos axentes atmosféricos (H_2O , O_2 , CO_2 etc.) e nin sequera o atacan os ácidos nin as bases diluídas, pero si as bases fundidas, e tamén o oxidan con relativa facilidade os ácidos oxidantes e concentrados. Ademais, forma amálgama co mercurio e aliaxes ou fases intermetálicas con moitos metais.

O xermanio pon de manifesto o seu carácter transicional do metálico ao non metálico no seu comportamento como semiconductor, tanto intrínseco como extrínseco. Nun elevado estado de pureza non conduce a corrente eléctrica, polo que se comporta como un illante —ao igual que o silicio e o carbono diamante—. Isto débese a que ten a súa banda de valencia chea de electróns, a de condución totalmente baleira e ambas as bandas separadas, de forma que está impedido o tránsito electrónico entre elas. Porén, distínguese do silicio ou do carbono en que a diferenza de enerxía existente entre esas dúas bandas non é moita e se pode compensar con relativa facilidade (incrementando a temperatura, a presión ou a voltaxe ou incorporándolle impurezas). Así, a temperatura elevada, un certo número de electróns da banda de valencia poderán pasar á de condución e, nesas condicións, o xermanio farase condutor; por iso se di que se trata dun semiconductor intrínseco. O xermanio tamén se pode facer condutor se entre as dúas bandas citadas, que están moi próximas, colocamos outra banda de natureza tal que se poidan producir tránsitos electrónicos entre a banda de valencia e esta nova banda, ou entre esta e a banda de condución. A nova banda orixínase pola introdución de certas impurezas que favorecen unha condución provocada dende fóra, por iso se chama semicondución por impurezas ou semicondución extrínseca.

Aplicacións

Debido ás súas propiedades e comportamento, o xermanio empregouse como semiconductor na industria, tanto na rectificación de corrente nos radares, como na amplificación de correntes de moi pouca intensidade nos transistores. Precisamente a chegada dos transistores ao campo da electrónica permitiu o auxe deste campo e a entrada na era da informática. Na actualidade xa non se emprega tanto como semiconductor por mor da súa carestía e da menor eficiencia fronte aos semicondutores modernos como os de GaAs.

Hoxe a demanda industrial de xermanio diminuíu moito no campo da electrónica e as aplicacións máis importantes danse no campo das fibras ópticas de infravermellos, debido á actividade óptica do GeO_2 puro. O 50% do xermanio utilizado na industria actual procede da reciclaxe dos semicondutores de xermanio empregados durante os últimos corenta anos.

Importancia biolóxica

Sábese que na dieta diaria dos seres humanos se inxire 1,5 mg de xermanio por día e, por tanto, a eses niveis ten moi reducida toxicidade. Ata hoxe descoñécese como participa este elemento nas funcións vitais dos organismos superiores. Existen sospeitas de que algúns compostos organometálicos poidan exercer efectos bactericidas ou funxicidas e de que incluso actúen como estimulantes da formación dos eritrocitos (glóbulos vermellos do sangue), pero non está totalmente confirmado.

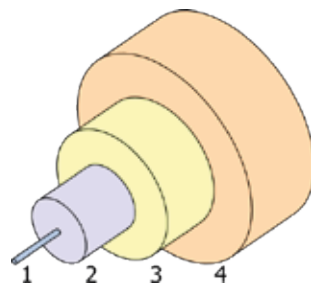
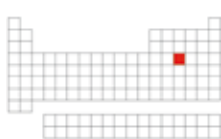


Fig. 138. Esquema típico dunha fibra óptica monomodal en que o óxido de xermanio se utiliza como dopante do núcleo interior de silicio. Na figura represéntase o núcleo (1), o revestimento (2), o illante (3) e a funda (4) dun cabo de fibra óptica.



⁷⁵As₃₃ Arsénico

Masa atómica 74,921 u

Estado CE Sólido

Densidade 5,7 g/mL

Punto de fusión 614 °C

Punto de ebulición 817 °C

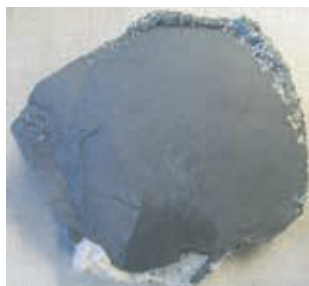


Fig. 139. Anaco de arsénico nativo.

Nome e orixe

Os minerais que conteñen arsénico son coñecidos e utilizados polo ser humano dende a remota antigüidade, fundamentalmente como pigmentos e velenos. Tanto a civilización chinesa como a grega e a romana empregaban os sulfuros de arsénico (auripigmento e realgar) con estes fins. Precisamente os gregos identificaban o auripigmento —sulfuro amarelo (As_2S_3)— co varón, polo que lle chamaron *arsenikon* (“masculino”). Probablemente os primeiros alquimistas foron quen de obter o arsénico a partir do seu mineral, mais na historia da química foi santo Alberte o Magno o seu descubridor, no ano 1250. Alberte o Magno describiu un método polo que, ao quentar o auripigmento con xabón, chegaba a obter unha substancia agrisada con certas propiedades metálicas. O novo elemento químico descuberto foi chamado *arsénico* por mor da relación do mineral de procedencia co varón: os seus sulfuros empregábanse como pigmentos na preparación de afeites usados polos homes para se pintar e embelecer a cara.

O arsénico é un elemento químico moi escaso na natureza. A súa concentración é só de 1,8 ppm, como a do xermanio, o estaño ou o berilio, e é moitísimo menos abondoso que outros elementos menos coñecidos como o manganeso, o magnesio ou o vanadio. Na natureza preséntase libre ou en minerais sulfurados, pero moi espallado, polo que a súa extracción resulta moi difícil e se encarece o custo deste elemento. Os minerais máis coñecidos son o realgar ou sulfuro vermello (As_4S_4), o auripigmento ou sulfuro amarelo (As_2S_3), o mispíquel (FeAsS) e un mineral oxidado chamado arsenolita (As_2O_3).

Obtención e propiedades

A obtención deste elemento químico implica o tratamento dos seus minerais sulfurados. Así, cando se parte do mispíquel, o arsénico pódese obter con só descompoñer termicamente o mineral na ausencia do ar. Cando se parte doutros minerais sulfurados realízase a calcinación do mineral e



Fig. 140. Retrato de Alberte o Magno pintado por Tommaso da Modena no convento de San Nicolao de Treviso.

o óxido obtido redúcese con carbón ata o elemento puro. O arsénico é un sólido crebadizo, de aspecto cristalino e color gris aceiro. Trátase dun metaloide con propiedades transicionais entre o non metálico e o metálico. Parécese moito ao fósforo no seu comportamento e presenta varias alotropías, entre as que destacan a amarela cristalina, moi semellante ao fósforo branco, a negra, que é amorfa, e a gris, a máis estable en condicións normais, que é cristalina e se comporta como metálica, de xeito que recorda o fósforo violeta. O arsénico non ten un punto de fusión moi elevado (614 °C) e sublíbase con extraordinaria facilidade. Quimicamente é bastante inerte en condicións normais, por iso non reacciona nin co O_2 nin co ar a temperatura ambiente, pero si o fai a temperaturas elevadas. Oxídase cos ácidos oxidantes e é atacado pola sosa concentrada.

Aplicacións

Historicamente a utilización do arsénico foi sempre ligada á súa forte capacidade tóxica. Dende a Idade Media, en que a técnica da administración de venenos se consideraba como unha das «belas artes», o arsénico e, moi frecuentemente, o arsénico branco (As_4O_6) empregáronse con estes fins. No decorrer dos tempos, certos preparados arsenicais pasaron a se utilizar con fins contrarios, como tónicos e como remedio para posibles envelenamentos, dado que, en reducidas doses, o organismo non soamente os tolera, senón que xera defensas para actuar en caso da aparición de doses mortais.

Na actualidade, os usos máis importantes do arsénico e os seus compostos tamén están relacionados coa súa capacidade tóxica: un 90% úsase en agricultura e no tratamento e conservación das madeiras nobres, un 6% na preparación de aliaxes non férreas e de semicondutores en electrónica (Ga/As), un 3% na industria dos vidros e un 1% na preparación de compostos de arsénico para usos diversos. Algunhas aplicacións concretas son os preparados arsenicais, arsinas e sales de arsénico, que foron de interese na agricultura (como insecticidas e antiparasitarios para tratar o gando e as madeiras nobres, e para combater enfermidades parasitarias etc.), aínda que na actualidade caeron en desuso por mor dos problemas tóxicos que orixinaban. O arsénico tamén se usa na obtención de certas aliaxes especiais; foi de novo santo Alberte o Magno quen recoñeceu que a aliaxe de cobre e arsénico tiña un enorme parecido coa prata, e hoxe en día a aliaxe de chumbo con 0,5% de arsénico é moi útil na fabricación de munición e de perdigóns, dado que resulta moito máis dura que o propio chumbo puro. Na actualidade,

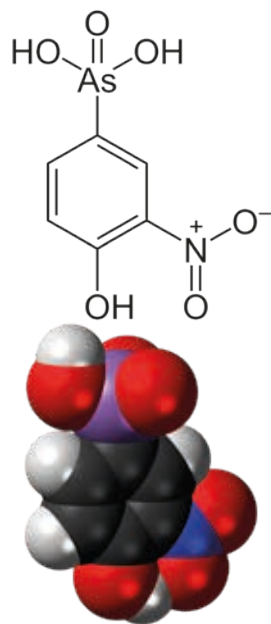


Fig. 141. A roxarsona (arriba, a súa fórmula e, abaixo, a súa estrutura tridimensional) é un composto organoarsénico utilizado para o engorde animal, aínda que está prohibida en numerosos países pola súa toxicidade.

o arsénico e os seus compostos atopan unha importantísima aplicación na industria dos semicondutores; por exemplo, o Ga/As ten un uso xeneralizado como semiconductor na preparación de dispositivos especiais.

Importancia biolóxica

Todos os compostos derivados do arsénico, en concentracións altas, son fortemente tóxicos, polo que a manipulación deste elemento e os seus derivados non a debe realizar persoal que descoñeza a súa toxicidade.



Fig. 142. No proxecto de mina de Corcoesto, en Cabana de Bergantiños, o filón de ouro estaba asociado ao mispíquel ou arsenopirita (FeAsS). Os habitantes da comarca expresaron o seu temor á contaminación por arsénico das augas do río Anllóns a consecuencia desta explotación.



$^{79}\text{Se}_{34}$ Selenio

Masa atómica 78,96 u

Estado CE Sólido

Densidade 4,8 g/mL

Punto de fusión 220 °C

Punto de ebulición 685 °C

Nome e orixe

O selenio, o telurio e o polonio constituíron tradicionalmente o grupo dos calcóxenos (“formadores de minerais”), aínda que posteriormente tamén se incluíron nesta categoría todos os elementos do grupo do osíxeno. Algunhas referencias datadas no século XIV aluden á existencia dun xofre vermello que probablemente era selenio, aínda que este non se identificou como elemento químico ata que Berzelius e Ghan estudaron os lodos vermellos do fondo dunha cámara de chumbo dunha fábrica de ácido sulfúrico no ano 1817. Nun principio, creron que o elemento químico atopado era o xa coñecido telurio, mais en febreiro do ano 1818 recoñeceron o seu erro e demostraron que ese suposto telurio en realidade era un novo elemento químico moi semellante a el. Dado que a denominación *telurio* deriva do nome latino da Terra, decidiron chamar ao novo elemento *selenio*, do grego *selene* (“Lúa”).

O selenio é un elemento moi escaso na natureza. A súa concentración é de 0,08 ppm, semellante á do mercurio e á da prata. Aínda que o selenio se pode atopar nativo, é pouco frecuente e o habitual é que se presente na natureza na forma de seleniuros de chumbo, cobre, prata, mercurio etc., pero sempre acompañando os sulfuros. Estes minerais son coñecidos cos nomes de clausthalita, naumannita e crookesita, pero son moi pouco frecuentes no noso planeta.

Obtención e propiedades

Clasicamente o selenio obtíñase polo método usado por Berzelius, é dicir, a partir dos lodos vermellos procedentes das cámaras de chumbo de plantas produtoras de ácido sulfúrico. Posteriormente obtívose a partir dos pos residuais dos procesos de calcinación de minerarios sulfurados que contiñan selenio. Na actualidade, o selenio obtense como subproduto no refino electrolítico do cobre e tamén se pode recuperar en cantidades industrialmente aprobeitables nos barros anódicos que se forman na electrólise da purificación do cobre.



Fig. 143. Selenio negro e vermello amorfos.



Fig. 144. Retrato de Jöns Jacob Berzelius (1779-1848).

O selenio ten variadas formas alotrópicas, aínda que non tantas coma o xofre. A forma máis estable é un sólido vermello cristalino e monoclinico que se pode transformar noutro gris de aspecto metálico cando se mantén por un tempo a temperaturas de 200 °C. Presenta un punto de fusión non moi alto ($P_f = 220\text{ °C}$), pero o seu punto de ebulición ($P_e = 685\text{ °C}$) e a súa densidade ($\rho = 4,8\text{ g/mL}$) son máis elevados que os dos restantes elementos químicos do grupo. O selenio é un metaloide, como o xermanio; a variedade vermella do selenio é tipicamente non metálica e recorda ao xofre no seu comportamento, pero a variedade gris é metálica e compórtase como un semiconductor intrínseco. Quimicamente é bastante reactivo, oxídase con facilidade ao ar e por efecto dos ácidos oxidantes.

Aplicacións

Polo seu comportamento como semiconductor, ou máis ben como fotoconductor —é capaz de converter luz en electricidade—, o selenio utilízase moito en células fotoeléctricas (células de selenio). Úsase para regular a intensidade de corrente en circuitos eléctricos que accionan determinados mecanismos ou para medir a intensidade luminosa entre certas lonxitudes de onda. A súa utilización baséase no feito de que o selenio gris moi puro conduce mil veces máis na presenza da luz que na escuridade. Úsase tamén como rectificador de corrente alterna debido ao seu comportamento como condutor asimétrico.

Tamén se emprega nas fotocopiadoras de selenio. O selenio amorfo e o seleniuro de arsenio (As_2Se_3) deposítanse como unha película moi fina nun tambor de aluminio que se instala na fotocopiadora. Cando se emprega a fotocopiadora, esta película cárgase cunha voltaxe e, ao expoñela á luz, créase unha imaxe latente que finalmente se revela empregando un tóner con po que se distribúe pola imaxe electrostática e se deposita no papel da fotocopia. Un tambor fotorreceptor de selenio ten unha vida media capaz de producir máis de 100 000 fotocopias.

Emprégase tamén na industria do vidro e da cerámica. O selenio dá unha tonalidade rosada ao vidro, o que serve para contrarrestar a coloración verdosa que lle dan os sales de ferro e, así, poder obter vidros transparentes. Cando a proporción de selenio ou seleniuro sódico é moi elevada, os vidros adquiren unha cor vermella escarlata. Úsase tamén para preparar vernices e esmaltes de utilidade na decoración das cerámicas. O caucho vulcanizado con selenio é resistente



Fig. 145. Froito dunha colaboración de investigación entre a cooperativa Feiraco e a USC, xa se comercializa un leite enriquecido de forma natural con selenio, de propiedades antioxidantes.

ao desgaste por fricción e emprégase no revestimento de cables eléctricos para evitar que se inflamen en incendios. O selenio tamén confire propiedades especiais a algunhas aliaxes como aceiros, bronces etc.

Importancia biolóxica

O selenio é un elemento tremendamente tóxico: o seu valor linde toxicolóxico (VLT) é de $0,1 \text{ mg/m}^3$, unhas cen veces máis baixo —polo tanto, cen veces máis tóxico— que o cianuro de hidróxeno (10 mg/m^3). Afecta particularmente ao fígado e aos riles. O selenio e os seus compostos deben ser manipulados por persoal capacitado, quen debe ter moito coidado ao traballar con eles.



Fig. 146. As castañas do castiñeiro de Pará, tamén coñecido como *castiñeiro do Brasil*, son unha excelente fonte de selenio.


 $^{80}\text{Br}_{35}$ Bromo

Masa atómica 79,82

Estado CE Líquido

Densidade 3,2 g/mL

 Punto de fusión $-7\text{ }^{\circ}\text{C}$

 Punto de ebulición $59\text{ }^{\circ}\text{C}$


Fig. 147. Vial de bromo líquido en equilibrio coa fase gas dentro dun recipiente de metacrilato.



Fig. 148. Retrato de Antoine-Jérôme Balard (1802-1876).

Nome e orixe

Dos tres halóxenos máis coñecidos (cloro, bromo e iodo), o bromo foi o último en se descubrir e obter. Porén, ao igual que sucedía co cloro, os seus compostos eran ben coñecidos dende a antigüidade. Na Biblia fálase do precioso pigmento púrpura, que os romanos chamaron *tintura púrpura de Tiro* (porto do actual Líbano), pero ata o 1909 non se descubriu que a composición deste pigmento contiña 6,6'-dibromoíndigo. Esta preciosa tintura obtíñase do cornecho espiñoso (*Bolinus brandaris*) e cumprían arredor de 12 000 exemplares para preparar un só gramo. A denominación de halóxeno para os elementos deste grupo foi dada por Davy sobre o 1810 e foi consecuencia da tendencia natural que teñen estes elementos a dar sales, xa que *halóxeno* procede do grego *halogenos* ('xerador de sales mariños'). O bromo foi obtido por Balard no ano 1826 cando estaba a estudar as augas nais da cristalización dos sales procedentes das augas dos pantanos de Montpellier, que son ricos en bromuro de magnesio. Balard investigou esas augas e, facéndolles pasar auga de cloro, obtivo un líquido pardo avermellado moi irritante e de cheiro desagradable. Primeiro chamoulle *muride*, pero unha comisión de científicos franceses cambiou máis tarde esta denominación por *brome*, do grego *bromos* ('cheiro forte'), en referencia ao seu irritante e forte fedor, e que deu lugar na nosa lingua a *bromo*. Este é un dos poucos elementos químicos ao que non se lle respectou o nome dado polo seu descubridor.

O bromo é un elemento químico moito menos abundoso que o cloro. A súa concentración é de 2,5 ppm, o que o coloca no medio da ordenación dos elementos, tan abundoso como o estaño e máis ca o mercurio. Na natureza encóntrase como bromuro de sodio, potasio e magnesio acompañando sempre os correspondentes cloruros. Os bromuros atópanse maiormente nas augas dos mares e dos océanos, que conteñen un 0,0065% de bromo fronte ao 1,9% de cloro, o que indica unha relación cloro/bromo de pouco menos de 300:1 nas augas salgadas.

Existen certos xacementos onde a proporción de bromo é máis favorable, como o caso de Michigan e Ohio nos Estados Unidos, polo que se obtén preferentemente destes lugares. Obtención e propiedades

A obtención do bromo implica necesariamente a oxidación do bromuro, que é como habitualmente se amosa na natureza. Este proceso de oxidación realizábase tradicionalmente por electrólise ou por oxidación con oxidantes típicos (MnO_2 , KMnO_4 etc.) en medio ácido, mais na actualidade úsase o cloro como oxidante e, posteriormente, purifícase o bromo obtido por destilación fraccionada do líquido.

O bromo é un líquido denso de color parda avermellada, con cheiro penetrante e picante, como o cloro. Presenta puntos de fusión e ebulición baixos ($P_f = -7\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 59\text{ }^\circ\text{C}$) e densidade baixa ($\rho = 3,2\text{ g/mL}$), aínda que superiores aos do cloro. Disólvese na auga moito máis que o cloro, formando a auga de bromo, e tamén se dissolve noutros disolventes habituais como alcol, cloroformo, sulfuro de carbono, tetracloruro de carbono etc. Quimicamente é reactivo e compórtase como un oxidante de mediana capacidade, pero é moito menos reactivo que o flúor e o cloro.

Aplicacións

Este elemento ten menor interese industrial que o cloro —que se utiliza unhas cen veces máis— debido a que é moito máis caro. Porén, nalgúns aplicacións úsase antes que o cloro, como por exemplo, as que se mencionan a continuación:

— Na manufactura de produtos inorgánicos, como o bromuro de prata (AgBr), utilizado en fotografía; os bromuros alcalinos, empregados como sedantes; o bromuro de hidróxeno, usado como catalizador; os bromatos, utilizados como oxidantes etc.

— Na síntese dalgúns produtos orgánicos, como o MeBr e outros bromoderivados empregados como controladores dos insectos e como funxicidas. Os compostos organobromados úsanse tamén como retardadores das chamas e engádense ás fibras, moquetas, cortinas, plásticos etc., pois resultan catro veces máis eficaces que os cloroderivados similares.

— Na preparación de dibromuro de etileno, útil como aditivo nos motores de fuel para eliminar o chumbo que se forma por descomposición do aditivo antidetonante das gasolinas (Et_4Pb), aínda que na actualidade decaeu moito este uso dado que xa non se emprega nas gasolinas.

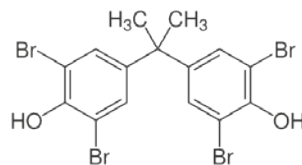


Fig. 149. Estrutura do tetrabromobisfenol A, que se utiliza na polimerización de ésteres ou resinas epoxi.

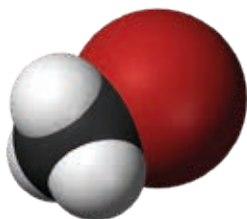


Fig. 150. Estrutura tridimensional do bromometano, praguicida usado con regularidade ata que se prohibiu seguindo o protocolo de Montreal pola súa acción destrutora da capa de ozono.

— Nas disolucións acuosas de bromo, que se usan como axente desinfectante e branqueador, a fin de evitar a toxicidade maior do cloro e os seus problemas ambientais. De especial importancia resulta tamén o seu uso na desinfección das augas.

— Na produción de disolventes orgánicos de elevada densidade, moi importantes na industria das tinturas e na farmacéutica, e como fluídos das máquinas perforadoras etc.

— Na preparación de produtos intermedios de interese na industria das tinturas e dos produtos sanitarios.

Importancia biolóxica

O ión bromuro ten efecto inhibitor sobre o sistema nervioso central, de modo que os sales de bromo foron o mellor remedio sedante ao longo da historia ata a aparición das modernas drogas de acción inmediata. Aínda hoxe os bromuros seguen tendo aplicación farmacolóxica, especialmente como antiepiléptico.

O bromo é un elemento químico cun comportamento toxicolóxico semellante ao do cloro, se ben ao non ser tan volátil e oxidante, a súa perigosidade é un chisco menor. En estado líquido débese ter tino de non o derramar sobre as mans ou levalo aos ollos, debido a que ataca a pel e os tecidos e chega a producir irritacións, queimaduras e necrose, dependendo da cantidade de líquido derramado. Cando se derrame bromo líquido débese engadir rapidamente sobre el unha disolución concentrada de base e, se se derrama sobre as mans, lavalas con abundosa auga limpa ou cunha disolución amoniacal moi diluída. Os ións bromuro forman parte dos organismos vivos superiores, pero nin o seu papel biolóxico nin a súa actuación fisiolóxica son, ata hoxe, ben coñecidos.



⁸⁰Kr₃₆ Cripton

Masa atómica 83,78 u

Estado CE Gas

Densidade 3,7 g/mL

Punto de fusión -157 °C

Punto de ebulición -153 °C

Nome e orixe

A orixe do cripton está ligada á historia dos gases nobres xa estudados. O seu nome deriva do grego *kriptos* ('oculto, secreto') e está relacionado cos problemas derivados do seu descubrimento. Ramsay, logo de descubrir o argon, predixo, no ano 1897, a existencia dun elemento químico con masa atómica intermedia entre a do helio e a do argon. A destilación fraccionada do ar líquido que realizou no ano 1898 en compañía do seu discípulo M. W. Travers permitiulle identificar un novo elemento químico, aínda que con masa atómica moito máis alta. Ramsay e o seu equipo seguían a descubrir diversos compoñentes do ar: N₂, O₂, argon e, agora, cripton. O cripton non abunda moito nin no Universo (10⁻⁸ veces a presenza do He) nin na Terra (10⁻³ veces o He), onde forma parte do ar e vai ligado ao argon.

Obtención e propiedades

Para obter o cripton cómpre realizar a destilación fraccionada do ar líquido e separar o argon acompañado doutros gases nobres menos abundosos. A cantidade de cripton no ar é de 1,14 ppm en peso, polo que unha planta que produza 1000 Tm/día de osíxeno producirá menos de 1 Tm/día da mestura cripton/xenon. Polo tanto, para obter o cripton puro, primeiro obtense o argon cun contido de 0,2-1% de cripton/xenon. A continuación, purifícase esa mestura Kr/Xe e, por último, realízase a separación do cripton, aínda que esta separación non sempre é necesaria, dado que para fins industriais moitas veces xa se usa esa mestura.

O cripton, ao igual que os outros gases nobres, é un gas con puntos de fusión e ebulición moi baixos ($P_f = -157\text{ °C}$; $P_e = -153\text{ °C}$) e densidade baixa ($\rho = 3,7\text{ g/mL}$). Aínda que é pouco reactivo, a súa reactividade é maior que a dos outros elementos do seu grupo con número atómico inferior, por mor do incremento do seu número atómico e da diminución do seu potencial de ionización.



Fig. 151. Tubo de descarga cheo de cripton puro.



Fig. 152. Fotografía de Morris William Travers (1872-1961) traballando no laboratorio con cripton.

Aplicacións

A importancia do cripton redúcese á súa utilización en lámpadas de incandescencia por ser máis eficaz aínda que o argon. A súa pouca abundancia, xunto co seu custo relativamente elevado, determina que soamente se empregue en pequenas lámpadas e con propósitos moi especiais, por exemplo, cando se quere conseguir unha extraordinaria eficiencia luminosa.

Importancia biolóxica

O cripton é un gas asfixiante non tóxico, pero ten unha potencia narcótica sete veces superior á do ar. Respirar unha mestura dun 50% de cripton e un 50% de ar produce o mesmo efecto narcótico que respirar sometido a catro atmosferas de presión.

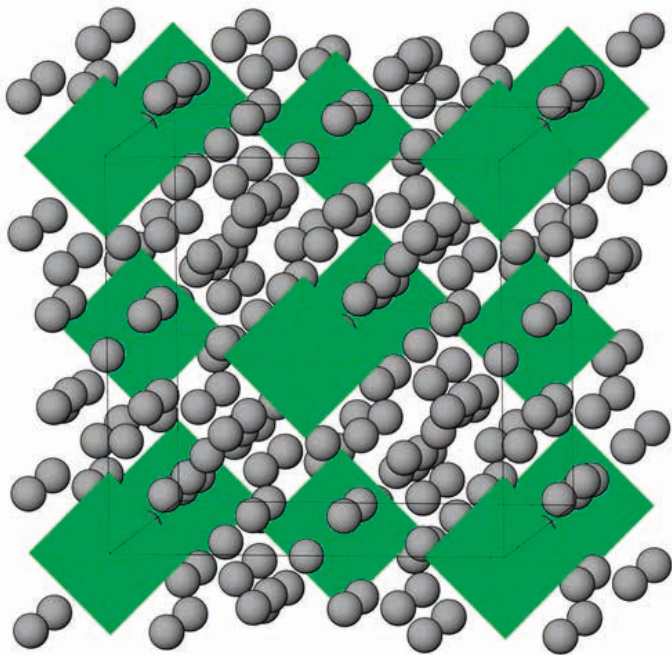


Fig. 153. Estrutura do hidruro de cripton (en verde os octaedros do metal) obtida con presión superior a 5 GPa no ano 2014.



⁸⁵Rb₃₇ Rubidio

Masa atómica 85,467 u

Estado CE Sólido

Densidade 1,5 g/mL

Punto de fusión 40 °C

Punto de ebulición 688 °C

Nome e orixe

Bunsen e Kirchhoff son os pais da espectroscopia moderna: deseñaron o primeiro espectroscopio de chama para identificar novas substancias e novos elementos químicos nelas. No ano 1859 estaban estudando o espectro de chama dunha mostra de lepidolita cando atoparon unhas liñas descoñecidas na zona vermello-violeta que, supuxeron, corresponderían a un novo elemento químico aínda non identificado. Foi o propio Bunsen quen, no ano 1861, conseguiu illar o rubidio como metal puro por vez primeira, ao distinguilo como un compoñente menor da explotación do litio na mica chamada *lepidolita*. A este novo elemento chamoulle *rubidus* (en latín, ‘vermello moi intenso’) en alusión á cor da zona espectral onde apareceron as liñas que o identificaron, e que derivou na forma actual *rubidio*. A importancia práctica do rubidio e do cesio é moi escasa, cun interese maiormente académico.

O rubidio, como metal alcalino que é, non se presenta na natureza como tal por ser moi redutor, senón que aparece como catión acompañando anións como cloruros, sulfatos, silicatos etc. Aínda que este elemento non ten ningún mineroario específico, si se atopa nos do litio, do sodio e do potasio e obtense como subproduto, por exemplo, da lepidolita, da carnalita ou da biotita. A pesar diso, este elemento é abondoso na codia terrestre, aínda que se atopa moi diseminado pola terra e polo mar, cunha abundancia de 78 ppm, moi inferior á presenza de sodio e de potasio, superior á do litio e da orde da de metais moito máis coñecidos, coma o cinc, o cobre e o níquel.

Obtención e propiedades

O enorme interese industrial do litio, utilizado con propósitos term nucleares e como base da preparación de graxas lubricantes na industria do automóbil, levou a desenvolver en gran medida a tecnoloxía ligada ao seu proceso de obtención e, polo tanto, a simplificar a preparación dos seus subprodutos —rubidio e cesio—. Na actualidade, a obtención destes metais estímase en dúcias de toneladas anuais.



Fig. 154. Mostra de rubidio metal.



Fig. 155. Retrato de Robert Bunsen (1811-1899).

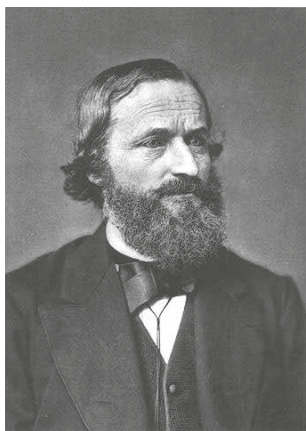


Fig. 156. Retrato de Gustav Kirchhoff (1824-1887).

O rubidio obtense como subproduto dos outros metais alcalinos, pero cando se quere obter o metal puro, o proceso consiste en separalo dos outros metais como cloruro e logo proceder á redución con sodio ou con calcio. O método máis seguido consiste en mesturar ben RbCl con anacos de calcio e quentalo a $700\text{--}800\text{ }^{\circ}\text{C}$ no baleiro.

O rubidio é un metal alcalino típico. Presenta cor e brillo característicos, é brando e dúctil e posúe un punto baixo de fusión ($P_f = 40\text{ }^{\circ}\text{C}$), o que determina que case a temperatura ambiente sexa un líquido. Porén, o seu punto de ebulición é elevado ($P_e = 688\text{ }^{\circ}\text{C}$), polo que sería útil —coma o sodio e o potasio— como intercambiador de calor, aínda que debido á súa carestía non adoita empregarse con esta función. A súa densidade é baixa ($\rho = 1,5\text{ g/mL}$), a súa condutividade térmica e eléctrica son das máis altas entre todos os metais e é moi reactivo, polo que forma compostos químicos con moitos outros elementos do sistema periódico. A pesar destas interesantes propiedades, é pouco utilizado por mor do seu custo.

Aplicacións

O emprego industrial do rubidio é o típico de todos os metais alcalinos, pero ao ser moito máis caro que o sodio, soamente se usa en contadas ocasións.

Úsase na produción de células fotoeléctricas e nos tubos de baleiro, pois a luz visible é capaz de ionizalo. Na actualidade estase valorando o seu uso como fuel en máquinas de propulsión iónica e para producir enerxía eléctrica por medios termoiónicos e magnetohidrodinámicos.

O rubidio utilízase en reloxos atómicos de alta precisión: emprégase a estrutura hiperfina dos seus niveis de enerxía para medir o tempo coa maior exactitude. Estes altos estándares do rubidio úsanse co GPS para xerar frecuencias primarias estándar que teñen tanta precisión como a conseguida con estándares de cesio, pero cun custo menor. Na actualidade estanse utilizando habitualmente os estándares de rubidio na industria das telecomunicacións.

Importancia biolóxica

A actividade biolóxica do rubidio aínda non é moi ben coñecida. Sábese que se acumula nos músculos antes que o potasio, pero descoñécese cal é a súa misión específica no organismo. Os ións rubidio son manexados polos organismos vivos ao igual que os ións K^+ , que son conducidos polas células dos animais e das plantas. Os ións Rb^+ non son tóxi-

cos e acumúlanse no organismo como fluídos intracelulares. Unha persoa de 70 kg de peso contén unha media de 36 g de rubidio. De momento, sábese que cando aos animais se lles cambian grandes cantidades de rubidio por potasio experimentan trastornos importantes: hiperirritabilidade, espasmos e, nos casos máis graves, a morte. A inxestión de grandes cantidades de rubidio parece ser tan prexudicial como a súa ausencia.



Fig. 157. Reloxo atómico con fonte de rubidio, situado no Observatorio Naval dos Estados Unidos.

$^{87}\text{Sr}_{38}$ Estroncio

Masa atómica 87,62 u

Estado CE Sólido

Densidade 2,6 g/mL

Punto de fusión 777 °C

Punto de ebulición 1382 °C



Fig. 158. Cristais sintéticos de estroncio nunha ampola de vidro.

Nome e orixe

En 1787, mentres se traballaba nunha mina de chumbo en Escocia, descubriuse de modo accidental o que parecía ser un novo mineral. Esta mina atopábase no lugar de Strontian e, por iso, ao novo mineral chamóuselle *estroncianita*. No ano 1790, A. Crawford descubriu que se trataba dun mineral xenuíno e, un ano despois, T. C. Hope someteu este mineral á chama e percibiu a cor vermella brillante que presentaba e que permitía distinguilo dos outros metais xa coñecidos deste grupo. O químico Davy, no ano 1808, utilizou o seu método electroquímico para separar por primeira vez o novo metal. A este novo elemento púxoselle o nome de *estroncio* por derivar da estroncianita (SrCO_3), de maneira que o lugar de Escocia onde se atopou o mineral quedou inmortalizado no nome do elemento e do mineral.

Dentro do grupo dos metais alcalinotérreos, o estroncio é pouco abondoso, cunha concentración cen veces menor que o calcio. Porén, é un metal relativamente frecuente e, de entre os elementos químicos, ocupa o lugar 15 pola súa presenza na Terra. A súa concentración é de 384 ppm, polo que é máis abondoso que o xofre, pero menos que o flúor. O estroncio preséntase na natureza como catión, fundamentalmente en minerarios acompañados do anión sulfato (celestina) ou carbonato (estroncianita), e tamén aparece acompañando outros metais alcalinos e alcalinotérreos, pero en cantidades moi pequenas.

Obtención e propiedades

O estroncio é un metal alcalinotérreo e, polo tanto, fortemente redutor. O seu proceso de obtención implica a redución dende o estado catiónico ao metálico, que se fai normalmente por medios térmicos con redutores potentes. Habitualmente obtense do óxido a partir do minerario escollido e, a seguir, redúcese a temperatura elevada con aluminio.

Trátase dun metal de color e lustre arxenteos e propiedades tipicamente metálicas: puntos de fusión e de ebulición

elevados ($P_f = 777\text{ }^{\circ}\text{C}$; $P_e = 1382\text{ }^{\circ}\text{C}$), boa condutividade da calor e da electricidade e densidade non moi elevada ($\rho = 2,6\text{ g/mL}$), pero máis alta que a dos alcalinos. Dende o punto de vista químico, compórtase como un metal moi reactivo que se oxida rapidamente ao ar e que reacciona velozmente con moitos outros elementos e compostos habituais.

Aplicacións

O interese industrial do estroncio é moi reducido e, se ben a súa utilidade sería moi semellante á do calcio, por mor da súa menor abundancia resulta, como mínimo, dez veces máis caro ca este, o que restrinxe a súa utilización.

Máis do 70% do estroncio producido emprégase na fabricación de placas de vidro nos tubos de raios catódicos dos televisores en cor, para controlar as emisións de raios X, moi prexudiciais para a saúde. Utilízase como óxido de estroncio (SrO) para mellorar a calidade de imaxe dos televisores e os sales de estroncio son moi apreciados en pirotecnia polas vistosas coloracións vermellas que producen. Ademais, certos sales de estroncio son utilizados na preparación de imáns cerámicos, como as ferritas.

Importancia biolóxica

No tocante á súa actividade biolóxica, cómpre saber que este elemento acompaña o calcio como micronutriente nos organismos vivos. Non obstante, en cantidades elevadas orixina graves lesións internas debido á fraxilidade do carbonato de estroncio (SrCO_3), polo que a súa presenza nos ósos en grandes concentracións fai que estes se volvan crebadizos. A este respecto, é de importancia coñecer que un dos isótopos do estroncio (^{90}Sr) se produce na fisión nuclear, polo que, de ter lugar unha explosión nuclear, sería liberado como chuvia radioactiva, que podería caer á terra e pasar a formar parte do alimento das vacas. O leite producido levaría concentracións moi altas dese estroncio, que se convertería en alimento con efectos totalmente contrarios aos que se persegue, xa que, en lugar de fortalecer os ósos, faríalos máis fráxiles. Este efecto comprobouse hai anos na poboación infantil dunha cidade americana próxima ao deserto de Nevada, onde se realizaban explosións atómicas: os nenos sufrían roturas óseas nunha porcentaxe moi superior á que se daba en nenos doutros lugares non sometidos a ese condicionante. Recentes investigacións en que se usaron sales de estroncio nos osteoblastos parecen suxerir unha importante mellora da consolidación ósea. O ranelato de estroncio é un novo fármaco utilizado para incremen-



Fig. 159. Espectáculo de pirotecnia en que se utilizan sales de estroncio.

tar o crecemento e a densidade dos ósos, ademais de diminuír as lesións e as fracturas vertebrais. O estroncio non o deben manipular persoas que non estean ben capacitadas por idénticas razóns ás xa indicadas no capítulo dedicado ao calcio.

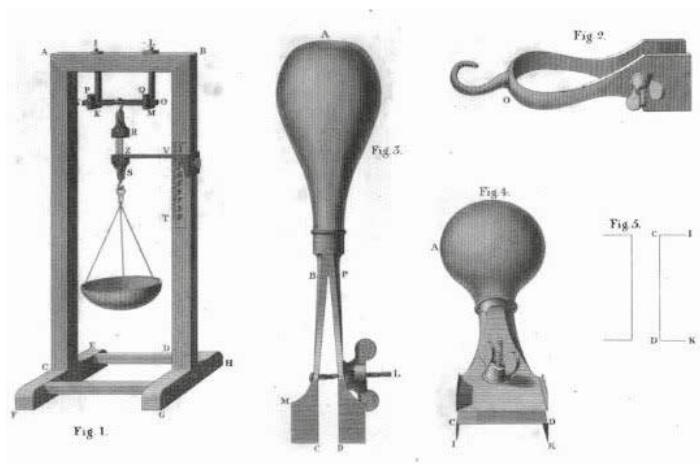
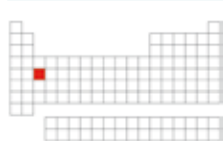


Fig. 160. Debuxo dalgúns elementos do equipamento do laboratorio de Adair Crawford (1748-1795), cuxa autoría foi atribuída a el mesmo e ao seu irmán Alexander.



$^{89}\text{Y}_{39}$ Itrio

Masa atómica 88,905 u
Estado CE Sólido
Densidade 4,5 g/mL
Punto de fusión 1526 °C
Punto de ebulición 3336 °C

Nome e orixe

Era o ano 1794 cando Johan Gadolin, químico finlandés discípulo de Bergman, descubriu un óxido dun metal aínda non coñecido mentres estudaba as terras (óxidos metálicos variados) da canteira de Ytterby. A esa terra déuselle o nome de *yttria* polo nome da cidade onde se atopou. Tiveron que pasar moitos anos ata que se descubriu que a itria non era unha terra simple, senón que era un óxido mixto que contiña varios metais. No ano 1843, C. G. Mosander atacou a itribita e conseguiu separar os diferentes compoñentes (itria, erbia e terbia), nun dos cales (itria) logrou identificar o que hoxe se sabe que é o metal itrio. Se ben se lle atribúe a Gadolin o descubrimento deste metal no ano 1794, o metal puro obtívose logo da separación dos metais da itria, realizada por Mosander cincuenta anos máis tarde. O nome do metal deriva do nome do seu minerais: *yttria* > *yttrium* > *itrio*.

Do itrio, ao igual que do escandio, non se pode dicir que sexa un metal escaso na natureza. A súa concentración, de 31 ppm, é superior á do cobalto, á do galio ou á do niobio. Na codia terrestre preséntase moi espallado, o que dificulta a súa obtención, pero existen moitos minerais dos que se pode extraer. Os máis importantes son aqueles que presentan unha elevada concentración en itria, entre os que destacan os minerais silicatados (a gadolinita), os minerais fosfatados (a xenotima) e os minerais oxidados (a euxenita). De menor interese son as monacitas e as ceritas. A xenotima, fosfato rico en itrio, é o minerais principal, abondoso en Noruega e Suecia.

Obtención e propiedades

Para obter o itrio cómpre realizar o proceso de separación dos restantes elementos que o acompañan nos seus minerais, pero previamente tense que realizar un proceso de concentración deses minerais naturais en minerais con elevado contido en metal. Logo deste proceso, o itrio pódese separar relativamente ben mediante o método de descomposición térmica fraccionada. O minerais atácase con ácido



Fig. 161. Anacos de itrio puro.



Fig. 162. Retrato de Johan Gadolin (1760-1852).



Fig. 163. Pastillas de YBaCuO.

nítrico e os nitratos formados descompóñense termicamente. Os óxidos formados lávanse con auga e o itrio sitúase na fracción máis básica, o que permite separalo dos lantanoides máis pesados. O óxido (Y_2O_3) sométese logo a unha redución pirometalúrxica e obtense un metal de alta pureza. Un método moderno de obtención de itrio de alta pureza consiste en transformar o Y_2O_3 en YF_3 ou YCl_3 e reducilos con Ca ou K a temperatura elevada.

O itrio é un metal moi semellante ao escandio no seu comportamento físico e químico: elevados puntos de fusión e ebulición ($P_f = 1526\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 3336\text{ }^\circ\text{C}$), densidade media ($\rho = 4,5\text{ g/mL}$) e boa condutividade térmica e metálica. Quimicamente compórtase como un metal reactivo que se oxida con facilidade e é atacado polos reactivos ordinarios.

Aplicacións

O itrio, ao igual que o escandio, é un metal do que non se coñecen aínda moitas aplicacións específicas. Trátase dun metal fortemente redutor e, polo tanto, pódese empregar como tal, aínda que, por mor da súa carestía, se usan para os mesmos fins outros metais moito máis baratos, como o aluminio, o magnesio, o calcio, o sodio etc.

O itrio utilízase principalmente na fabricación de aliaxes especiais, ás que lles confire propiedades singulares. Así, engádeselle ao ferro fundido para incrementar a súa resistencia, ao grafito para aumentar a súa nodularización e a metais refractarios e as súas aliaxes para mellorar a súa ductilidade e incrementar a súa resistencia á oxidación a temperaturas elevadas.

O itrio emprégase bastante na fabricación de materiais fosforescentes para tubos de imaxe, na forma de Y_2O_3 ou YVO_4 ; na preparación de aliaxes moi resistentes á corrosión; na síntese de granates de itrio, para uso en filtros de microondas; na obtención de pedras preciosas sintéticas, granates de itrio e aluminio ($Y_3Al_5O_{12}$); na obtención de eléctrodos, filtros electrónicos láseres, supercondutores etc.

Os granates sintéticos de itrio teñen unha enorme importancia industrial na actualidade. Por exemplo, o granate de Y/Fe — $Y_3Fe_5O_{12}$ —, chamado YIG (*yttrium/iron garnet*), é un filtro de microondas moi efectivo que se pode utilizar como transmisor e transdutor; o granate de Y/Al/Fe — $Y_3(Fe,Al)_5O_{15}$ — ten propiedades magnéticas moi interesantes; e o granate de Y/Al — $Y_3Al_5O_{12}$ —, chamado YAG (*yttrium/aluminium garnet*), cunha dureza de 8,5 na escala de Mohs, úsase en xoiería como xema preciosa e tamén como ferramenta de

corte de metais ou como perforadora metálica; ademais, dopado con neodimio, compórtase como láser no infravermello próximo.

Os primeiros supercondutores de alta temperatura foron os YBaCuO, de fórmula empírica $\text{YBa}_2\text{Cu}_3\text{O}_{7-x}$. Estes supercondutores, descubertos por Müller e Bednorz na década dos noventa do pasado século, son capaces de conducir por riba da temperatura de ebulición do nitróxeno líquido (77 K), mentres que os supercondutores coñecidos ata entón tiñan que ser refrixerados a temperaturas sensiblemente máis baixas (próximas á do helio líquido). Xunto ao itrio, seguen a utilizarse moitos outros metais trivalentes (Bi, Tl etc.), o que dá lugar á aparición de novos e interesantes supercondutores.

Importancia biolóxica

Da toxicidade do itrio e dos seus compostos non é moito o que coñecemos a día de hoxe, aínda que parecen ser pouco tóxicos e, polo tanto, susceptibles de ser manipulados sen demasiadas complicacións para a saúde do ser humano. Os seus sales, solubles en auga, teñen unha toxicidade moderada e poden danar o fígado e os pulmóns. A inhalación prolongada destes compostos de itrio pode orixinar dificultades respiratorias, dor de peito e cianose.

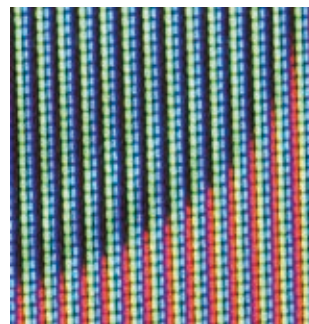


Fig. 164. O itrio é un dos elementos utilizados para xerar a cor vermella nos televisores de tubos de raios catódicos.



⁹¹Zr₄₀ Circonio

Masa atómica 91,224 u

Estado CE Sólido

Densidade 8,6 g/mL

Punto de fusión 1855 °C

Punto de ebulición 4409 °C



Fig. 165. Barra de circonio.

Nome e orixe

Algunhas formas de circón (ZrSO_4) parece que se coñecen dende os tempos bíblicos. Aparecen como xemas semipreciosas na natureza cunha ampla variedade de cores: azul, amarelo, verde, laranxa, vermello e, ocasionalmente, púrpura. O óxido de circonio (ZrO_2) foi recoñecido primeiramente polo alemán Klaproth no ano 1789, e o novo elemento químico, chamado *circonio*, foi preparado como metal impuro por Berzelius trinta e cinco anos despois, cun contido de hafnio de entre o 0,5 e o 2%. Ata o ano 1925 non foi posible obter o metal puro, grazas a Van Arkel e De Boer, que o prepararon utilizando o seu método de purificación de metais, consistente na descomposición dun haluro —neste caso, o ZrI_4 — a temperatura elevada sobre un filamento de volframio. Na actualidade é posible preparar circonio puro mediante a previa separación do hafnio. O nome do circonio deriva do latín científico *zirconium*, que se formou a partir de *zircon* ('circón'), procedente á súa vez do persa *zargum* ('cor dourada') ou *zerk* ('pedra preciosa'), que fan referencia, no primeiro caso, á cor do mineral de procedencia e, no segundo, á súa utilización.

Este elemento químico é un metal de transición bastante abundoso na litosfera. A súa concentración é dunhas 200 ppm, máis do dobre que a do cinc ou do níquel, o triplo que a do cobre e unhas sete veces máis que a do cobalto, pero moito menor que a concentración de manganeso, titanio ou ferro sobre a Terra. Na natureza encóntrase moi espallado, fundamentalmente como silicato (circón) e tamén como óxido (baddeleyita). Os minerarios máis ricos atópanse nos Estados Unidos, en países de Europa do Leste, no Brasil e en Australia.

O circonio e o hafnio aparecen conxuntamente na natureza na forma de minerarios únicos e, por esta razón, os dous elementos son moi difíciles de separar. Nos minerais que conteñen Zr/Hf , o hafnio aparece unhas corenta veces menos que o circonio. O circonio obtense principalmente a partir de minerarios silicatados, en especial o circón $-(\text{Zr,Hf})\text{SiO}_4-$, con contido en hafnio inferior ao 2%, e a alvita, unha variedade de circón cun contido en hafnio superior ao de circonio.



Fig. 166. Imaxe de Anton Eduard van Arkel (1893-1976).

Obtención e propiedades

A obtención do circonio metal implica a redución do seu óxido cun redutor axeitado. Hoxe precísase dun circonio de alta pureza, dado que se volve crebadizo pola presenza de pequenas cantidades de nitróxeno, carbono, hidróxeno etc. Na actualidade obtense o metal moi puro partindo do metal bruto, obtido da redución normal do seu óxido de procedencia, e someténdoo ao refino desenvolvido por Van Arkel e De Boer. Tamén se obtén puro partindo do óxido e seguindo o método Kroll, utilizando finalmente o sodio metal como redutor a temperatura elevada.

O circonio é un elemento metálico e, por tanto, un sólido con altos puntos de fusión e de ebulición ($P_f = 1855\text{ }^{\circ}\text{C}$; $P_e = 4409\text{ }^{\circ}\text{C}$), de cor arxentea, brillo metálico e densidade moderada ($\rho = 8,6\text{ g/mL}$). Como moitos outros elementos metálicos, o circonio é moi resistente ao ataque químico en condicións normais e só sofre este ataque a temperaturas elevadas; ademais, aguanta moi ben a corrosión. As razóns deste comportamento están relacionadas coa formación dunha película de óxido que recobre toda a superficie do metal e que o protexe do ataque químico.

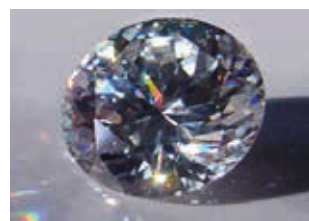


Fig. 167. Circonita (ZrO_2) de corte brillante.

Aplicacións

As propiedades indicadas xustifican o interese do uso do circonio na preparación de aliaxes resistentes á corrosión, de gran dureza e tenacidade. Pode formar aliaxes coa maioría dos elementos metálicos, xa que a adición de pequenas cantidades de circonio a outros metais potencia notablemente as súas propiedades metálicas; polo contrario, as impurezas doutros metais no circonio determinan a perda das súas características.

Entre as aliaxes industriais máis importantes deste metal atópanse as seguintes: Zircaloy, unha aliaxe de circonio cun 2,5% de Sn e 0,3% de Fe, Cr e Ni, de grande interese no mercado actual; a aliaxe Zr/V, usada na fabricación de magnetos supercondutores; e os sistemas Zr/U, que se están estudando na tecnoloxía nuclear. Neste campo, o circonio estase empezando a utilizar no revestimento das barras dos reactores nucleares por mor da combinación das súas propiedades mecánicas, alta resistencia á corrosión e ao ataque químico, e baixa capacidade de absorción de neutróns.

Certos compostos químicos de circonio teñen importancia industrial e tecnolóxica: o ZrF_4 emprégase para fabricar fibras ópticas e compoñentes de espectroscopios por infravermello; o ZrCl_4 úsase como catalizador de Zigler-Natta; o ZrO_2 puro

é de ampla utilidade na preparación de apatita sintética, úsase en odontoloxía para conferir opacidade ás cerámicas e aos esmaltes, e tamén se emprega como soporte de catalizadores e para obter materiais refractarios; e o ZrN é de gran valor na protección de ferramentas de corte de alta velocidade e, depositado nunha capa moi fina, actúa como barreira de difusión en dispositivos semicondutores.

Importancia biolóxica

Así como moitas das combinacións do circonio son tóxicas, o circonio metal non parece selo. Ao igual que o titanio, é fisioloxicamente inerte e parece ser compatible cos tecidos dos seres vivos superiores. Isto determina que o circonio se poida empregar, ao igual que o titanio e o tántalo, na fabricación de próteses útiles para os seres vivos na substitución de determinados ósos.

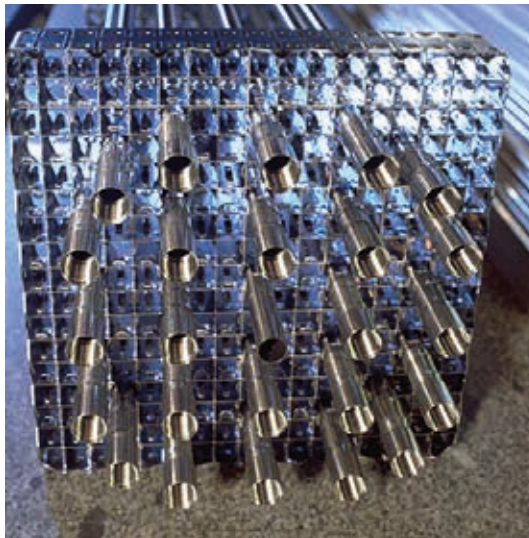
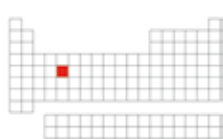


Fig. 168. Aliaxe con circonio coñecida como Zircaloy.



⁹³Nb₄₁ Niobio

Masa atómica 92,906 u
 Estado CE Sólido
 Densidade 8,6 g/mL
 Punto de fusión 2477 °C
 Punto de ebulición 4744 °C

Nome e orixe

O elemento químico de número atómico 41 foi identificado polo químico inglés Charles Hatchett no ano 1801 partindo dun mineral negro doado polos Estados Unidos ao Museo Británico. A este mineral chamoulle *columbita*, en alusión a Columbia, nome poético de América creado na honra de Cristovo Colón, e ao novo elemento descuberto chamoulle *columbio*. Máis tarde, no ano 1809, Wollaston errou ao identificar o columbio e o tántalo como o mesmo elemento químico, dada a profunda semellanza entre eles e o feito de que tenden a atoparse xuntos na natureza. Non foi ata o ano 1844 cando Heinrich Rose conseguiu separar, partindo de columbitas e de tantalitas, un primeiro elemento, o tántalo, xa descuberto por Ekeberg no ano 1802, e outro elemento, o columbio, identificado por Hatchett e finalmente denominado *niobio*. Déuselle este nome en lembranza de Níobe, que na mitoloxía grega é a filla de Tántalo, en alusión ao seu forte vínculo paterno-filial, dado que este metal se presenta na natureza tan unido ao tántalo que custa moito separalos quimicamente. Na actualidade aínda existe esta variación na denominación para o elemento químico de $Z = 41$. A maioría da colectividade científica chámalle *niobio*, con símbolo Nb, seguindo o nome oficial da IUPAC, pero algúns americanos, principalmente metalúrxicos e mineraloxistas, seguen a utilizar o nome *columbio* e o símbolo que se lle deu no seu tempo: Cb.

O niobio é moito menos abundoso que o vanadio, pero é máis frecuente na codia terrestre que outros metais ben coñecidos, como o estaño, o chumbo e incluso o cobalto. A súa concentración é de 20 ppm, polo que, atendendo á súa abundancia, ocupa unha posición intermedia con respecto ao total dos elementos químicos. Os minerais en que se presenta son todos osixenados, feito que o diferencia do vanadio, que aparecía tamén como sulfuro (patronita). Destes minerais destacan as niobitas, as tantalitas, o pirocloro e a euxenita. Os minerarios máis importantes son as niobitas, de fórmula $(\text{Fe}, \text{Mn})(\text{Nb}, \text{Ta})_2\text{O}_6$, con contido en Nb_2O_5 de 47-78%. As



Fig. 169. Cristais hexagonais de niobio xunto a un cubo de 1 cm³.



Fig. 170. Retrato de Charles Hatchett (1765-1847).

niobitas de Nixeria e as da República Democrática do Congo son de alto interese industrial e tecnolóxico, dado que forman o coñecido coltan.

Obtención e propiedades

O proceso de obtención do niobio é de enorme complexidade, polo que soamente indicaremos que a etapa inicial implica a separación do niobio e do tántalo. A etapa final case sempre implica a redución do óxido de niobio (Nb_2O_5) mediante un redutor axeitado (carbón ou algún metal como o aluminio, por exemplo) a temperaturas elevadas, de 1600-2500 °C.

O niobio é un metal con puntos de fusión e ebulición moi elevados ($P_f = 2477$ °C ; $P_e = 4744$ °C), moderada densidade ($\rho = 8,6$ g/mL) e coas características típicas de todos os metais: color, brillo, condutividade, maleabilidade, ductilidade etc. É un metal bastante resistente ao ataque químico e á corrosión, pero é menos resistente que o circonio, o tántalo ou algúns outros metais.



Fig. 171. Escáner clínico de resonancia magnética por imaxe que utiliza unha aliaxe de niobio como superconductor.

Aplicacións

O niobio emprégase moito na industria actual, aínda que, a diferenza do circonio ou do tántalo, moi poucas veces se utiliza en estado puro, pois o normal é formar con el aliaxes de interese industrial e tecnolóxico. O coltan (acrónimo de *columbita* e *tantalita*) é un mineral estratéxico, base da fabricación de moitos compoñentes electrónicos de gran consumo na actualidade, como os móbiles, os ordenadores, as tabletas e moitos outros aparellos de comunicación semellantes.

O niobio úsase como estabilizador de aceiros moi especiais e engádese aos aceiros inoxidables baixo a forma de ferroniobio ou ferroniobiotántalo para prever a precipitación do carburo e reducir a súa creba. A presenza do niobio nas aliaxes inhibe a corrosión intergranular e incrementa a resistencia ao ataque químico a temperaturas elevadas. Ademais, nos aceiros ao cromo reduce a súa dureza, incrementa a forza do impacto, reduce o escorregamento, acurta o tempo de temperado e aumenta a resistencia á corrosión.

As aliaxes que teñen que soportar altas temperaturas normalmente levan niobio (0,5-4%), por exemplo, as utilizadas na preparación de motores de avións a reacción e dos discos e as partes especiais das turbinas. O feito de que o niobio funda a temperatura tan alta, xunto coa súa resistencia a reaccionar con metais e a súa baixa capacidade de captura neutrónica, determina que se poida utilizar como un consti-

tuínte dos combustibles nucleares. O niobio pódese empregar nos eléctrodos de variña para soldadura e, en menor escala, nos tubos electrónicos.

No campo da supercondutividade é importante citar o par Nb/Ti, que se emprega para construír electroimáns superarrefriados de grande utilidade na técnica de resonancia magnética nuclear (RMN). Os imáns supercondutores Nb/Zr resisten a supercondutividade na presenza de grandes campos magnéticos. No campo da química organometálica é importante o niobioceno $(C_5H_5)_2Nb$, que se usa como catalizador no proceso de polimerización das olefinas e que, pola súa aparente actividade citotóxica, podería empregarse contra certas células canceríxenas.

O Nb_2O_5 úsase como catalizador en moitas reaccións químicas, nas industrias cerámicas e como sensor de humidade. Os óxidos mixtos $M^I NbO_3$ presentan propiedades piezoeléctricas, polo que son moi útiles como dispositivos electroópticos e acústicos.

Importancia biolóxica

Pouco se coñece ata hoxe da actividade toxicolóxica do niobio metal, pero pénsase que é tan pouco tóxico como o tantaló e o circonio.



Fig. 172. Peza de coltan, mineral utilizado para desenvolver condensadores en equipos electrónicos de alta eficiencia volumétrica.

⁹⁶Mo₄₂ Molibdeno

Masa atómica 95,940 u

Estado CE Sólido

Densidade 10,3 g/mL

Punto de fusión 2623 °C

Punto de ebulición 4639 °C



Fig. 173. Anaco de molibdeno cristalino xunto cun cubo de 1 cm³.

Nome e orixe

O mineral do que hoxe se obtén o molibdeno, a molibdenita (MoS_x), coñécese dende hai séculos como un mineral negro e brando que se confundía co grafito e cuxo nome derivou do grego *molybdos* —o nome con que se denominaba o chumbo—, dado que, antigamente, era considerado un mineral do chumbo. No ano 1745, Bengt Andersson Qvist investigou a molibdenita e comprobou que contiña moi distintos metais: ferro, cobre, estaño e algúns outros metais non ben coñecidos. No ano 1787, C. H. Heyer obtivo o metal chamado *molibdeno* por redución do óxido (MoO₃). Aínda que para algúns autores C. H. Heyer foi o descubridor deste metal, en honor á verdade debería selle atribuír este mérito a Peter Jacob Hjelm, profesor de docimasia en Upsala. A historia do achado deste metal comeza no ano 1778, cando o químico sueco Scheele demostrou que, ao tratar a molibdenita con ácido nítrico, se obtiña un residuo branco que chamou *acidum molibdenae*, ‘ácido do molibdeno’. Acertadamente, Scheele considerou que a molibdenita era un sulfuro dun novo elemento metálico e decidiu enviarlle o mineral ao seu amigo Hjelm para que o estudara. Hjelm tardou tres ou catro anos en estudalo e, finalmente, quentou o hipotético ácido —en realidade ese ácido era MoO₃·nH₂O— con carbón e conseguiu obter o novo metal. Porén, este feito quedou escurecido na historia ao concedérselle a C. H. Heyer a autoría do descubrimento do novo elemento químico.



Fig. 174. Retrato de Peter Jacob Hjelm (1746-1813).

Este metal non abunda moito na codia terrestre e ocupa o lugar 58 entre todos os elementos químicos do sistema periódico. A súa concentración é de 1,2 ppm, moito menos (unhas cen veces) que o cromo, o vanadio ou o circonio, pero máis abondoso que o mercurio ou o talio e tan abundante como o estaño. O único minero importante do molibdeno a nivel industrial é a molibdenita, un mineral sulfurado (MoS_x), pero tamén pode presentarse como molibdatos (wulfenita, PbMoO₄) ou como un óxido mixto (Fe₂O₃·3MoO₆·7H₂O). As reservas máis importantes do molibdeno están en Colorado (Estados Unidos).

Obtención e propiedades

A obtención do molibdeno faise a partir do seu sulfuro, pero a concentración do metal no mineral é moi baixa: por cada tonelada de minerais metálicos obtéñense 3,5 kg de sulfuro e 2 kg de molibdeno. O método industrial de obtención de molibdeno consiste, en liñas xerais, na separación por flotación do sulfuro presente no mineral, a posterior calcinación do sulfuro concentrado ata obter o óxido (MoO_3) e, por último, a súa redución con hidróxeno nun forno eléctrico a temperatura de 500-1150 °C.

O molibdeno é un sólido tipicamente metálico: presenta cor e brillo propios, puntos de fusión e ebulición altos ($P_f = 2623$ °C; $P_e = 4639$ °C), bastante densidade ($\rho = 10,3$ g/mL) e as restantes propiedades metálicas (dureza, tenacidade, maleabilidade, ductilidade, condutividade etc.). É moi resistente ao ataque químico e á corrosión a temperatura ambiente, pero pódese atacar máis doadamente cando a temperatura de reacción se incrementa e cando o medio é fortemente ácido.

Aplicacións

A utilización industrial do molibdeno iniciouse no ano 1910, pero foi a partir da segunda guerra mundial cando se xeneralizou o seu uso masivo na preparación de aliaxes metálicas moi resistentes e de alto interese industrial e tecnolóxico. Na actualidade, a pesar da súa escaseza, prodúcense ao ano non menos de 200 000 Tm deste metal. Algunhas das aplicacións máis importantes do metal e dos seus compostos son as seguintes:

— O molibdeno metal emprégase para fabricar aliaxes que forman parte de moitos mecanismos eléctricos e electrónicos, como fíos de incandescencia nos tubos de baleiro e soportes e enganches para filamentos das lámpadas. Emprégase para incrementar a resistencia á fricción e ao desgaste dos metais e de certos aceiros, para o cal se electrodeposita o molibdeno en películas moi finas, ao igual que o cromo, sobre os metais que se van tratar. Así, úsase na fabricación de bancos de torno ou en ferramentas ou maquinarias cuxas superficies sofren enormes desgastes.

— Como compoñente das aliaxes emprégase na preparación dos aceiros especiais, aos que confire fortaleza, tenacidade e resistencia ao ataque químico e atmosférico. Os aceiros ao molibdeno son moi resistentes á corrosión a altas temperaturas e teñen enorme fortaleza e dureza, polo que se empregan na fabricación de certas partes das turbinas de vapor e de gas. O molibdeno engádese en moi pequenas proporcións aos aceiros inoxidables.



Fig. 175. Disco elaborado cunha aliaxe de molibdeno/cobre.

— Algúns derivados do molibdeno teñen tamén interese industrial, como é o caso do seu sulfuro, que se emprega como lubricante por soportar grandes presións e temperaturas. O polisulfuro de molibdeno (MoS_x) purifícase e convértese nun sólido pulverulento de tamaño reducido que se utiliza como lubricante sólido, dado que diminúe o desgaste e o rozamento das pezas metálicas nas engrenaxes e resiste as elevadas temperaturas que se poden producir na fricción das partes sólidas da maquinaria pesada; este comportamento é consecuencia da estrutura en capas que presenta o MoS_x , similar á do grafito. Este sulfuro emprégase tamén como catalizador na hidroxenación e deshidroxenación de mesturas de hidrocarburos.

— Outros compostos importantes a nivel industrial que debemos citar son o MoO_3 e os molibdatos, que se empregan como catalizadores; unha combinación de MoO_3 e CoO , soportados sobre alumina, que son axentes de desulfuración (eliminación do SO_2) de gases efluentes contaminantes; outros catalizadores de molibdeno, moi eficaces nas transformacións de benceno a ciclohexano, de propileno a acetona e de etilbenceno a estireno; e o catalizador de bismuto/molibdato, moi eficaz na transformación de metil-etileno a acrilonitrilo (a base das fibras acrílicas, as resinas e certos cauchos).

É importante comentar que o ^{99}Mo (con vida media de 2,9 días) se transforma no isótopo radioactivo $^{99\text{m}}\text{Tc}$ (con vida media de 6 horas), que se utiliza como axente de contraste para diagnóstico en resonancias magnéticas por imaxe (RMI), en especial no radiodiagnóstico de cerebro, corazón e riles.

Importancia biolóxica

O molibdeno é un dos elementos esenciais no metabolismo das plantas e dos animais, é responsable do crecemento das plantas e desenvolve unha función crucial na fixación do nitróxeno polo encima nitroxenase. É un constituínte de variados encimas animais, tales como a oxidase xantina e a oxidase aldehído, as redutases e as hidroxilasas.

A pesar de que este metal é imprescindible para a vida tal e como a coñecemos, en grandes cantidades é tóxico e pode producir unha enfermidade preocupante, chamada *molibdenose*, caracterizada por fortes diarreas. Esta doenza cúrase rapidamente cunha dieta de sulfato de cobre, o que parece incidir sobre o antagonismo Mo-Cu nos seres vivos e nas plantas. Parece comprobado que a presenza simultánea de altas concentracións de cobre e de molibdeno son incompatibles tanto nas plantas como nos animais.

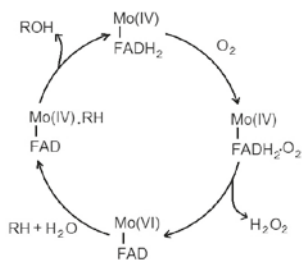
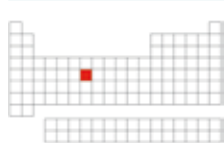


Fig. 176. Mecanismo de actuación da oxidase aldehído polo que o aldehído é convertido a ácido carboxílico (FAD representa o dinucleótido de flavina e adenina).



$^{98}\text{Tc}_{43}$ Tecnecio

Masa atómica 98,906 u
 Estado CE Sólido
 Densidade 11,5 g/mL
 Punto de fusión 2157 °C
 Punto de ebulición 4265 °C

Nome e orixe

Ata o ano 1925 non se tivo noticia deste novo elemento químico. A raíz da primeira vez que se preparou o renio, pensouse que o seu mineral de procedencia debía conter tecnecio, tal e como acontecía co circonio e o hafnio ou co tántalo e o niobio, mais tal suposición demostrouse incorrecta. O matrimonio Noddack e Otto Berg descubriu no ano 1925 o renio (elemento con $Z = 75$ chamado por Mendeleev *dvi-manganeso*) e nese momento pensaron que o elemento con $Z = 43$ sería o que Mendeleev chamara *eka-manganeso*, polo que, consecuentemente, debería aparecer xunto con el na codia terrestre e debería poderse obter a partir do minero do renio. En varias ocasións deron conta da obtención deste novo elemento con $Z = 43$ e mesmo chegaron a chamarlle *masurio* polo lugar de Masuren, na Prusia xermánica, de onde procedía o mineral do que se obtiña o renio, pero nunca puideron demostrar de forma clara que atoparan un novo elemento químico. O tecnecio foi preparado por vez primeira, de maneira inequívoca, no ano 1937 polos italianos C. Perrier e E. Segrè, ao bombardear unha placa de molibdeno con deuteróns no ciclotrón de Lawrence, en California. Neste bombardeo detectaron unhas radiacións que, con moito esforzo, conseguiron atribuír a un novo elemento químico descoñecido. En realidade, tratábase de dous isótopos β -emisores: o ^{95}Tc e o ^{97}Tc , con vidas medias de 61 e 90 días respectivamente. O nome deste novo elemento químico de número atómico 43 provén do grego *technetos*, que significa 'artificial' e fai referencia a que este metal foi o primeiro elemento químico do sistema periódico preparado polo ser humano de xeito artificial.

O tecnecio non é un metal que ata hoxe se atopase na Terra, por iso non podemos falar da súa concentración ou da súa abundancia relativa. Tampouco se pode falar, de momento, de ningún mineral que conteña cantidades significativas de tecnecio, por ser tan só un estado de paso na cadea de descomposición das familias radioactivas. No ano 1952 detectouse a presenza de tecnecio en certas estrelas.



Fig. 177. Pastillas de tecnecio.



Fig. 178. Emilio Gino Segrè (1905-1989) recibiu, xunto con Owen Chamberlain, o Nobel de Física en 1959 polo descubrimento do antiprotón.

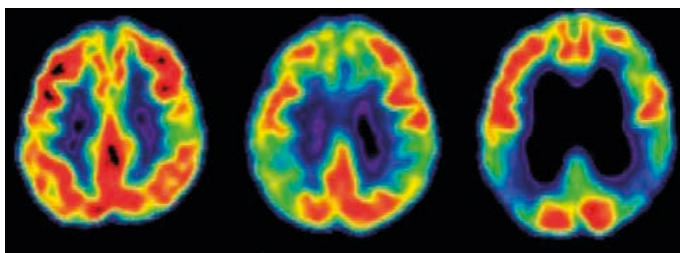


Fig. 179. O ^{99m}Tc utilízase como axente de contraste en medicina nuclear.

Obtención e propiedades

Hoxe en día o tecnecio prodúcese principalmente como consecuencia da fisión do uranio. De feito, aproximadamente o 6% dos produtos derivados desta fisión, como refugallos, son tecnecio.

Este tecnecio ten que separarse dos refugallos radioactivos producidos na fisión nuclear e, logo de ser transformado en Tc_2S_7 , ten que reducirse con hidróxeno a $1100\text{ }^\circ\text{C}$, co que se obtén tecnecio metal cunha pureza media. Son moitos os isótopos coñecidos de tecnecio e todos son de orixe e natureza radioactiva. De todos eles, o ^{98}Tc é o que ten a vida media máis longa ($1,5 \cdot 10^6$ anos), e o ^{99}Tc é o que ten maior importancia industrial.

O tecnecio é un sólido gris metálico e con brillo arxenteo que se comporta en todo como un metal: ten puntos de fusión e ebulición moi elevados ($P_f = 2157\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 4265\text{ }^\circ\text{C}$), é bastante denso ($\rho = 11,5\text{ g/mL}$) e comparte as restantes propiedades dos metais. É moito menos resistente ao ataque químico que a maioría dos metais e lembra no seu comportamento ao seu familiar, o manganeso. En estado de barra metálica resiste a oxidación, pero finamente dividido é pirofórico (arde ao ar). En atmosfera húmida o metal perde brillo. Por todo iso, e debido á súa natureza radioactiva, o tecnecio ten escaso interese na súa utilización tanto como metal como na preparación de novas aliaxes con importancia industrial.

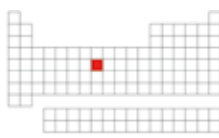
Aplicacións

A pesar de todo o dito e do prezo que posúe ($>70\text{ €/g}$), este metal presenta utilidade varia. Así, son moi prometedoras algunhas das súas aliaxes con molibdeno, niobio e circonio, que presentan propiedades superconductoras, pero ademais amosan un comportamento anticorrosivo, polo que se poden empregar na tecnoloxía nuclear e en procesos catalíticos.

O tecnecio ten fundamentalmente utilidade radioquímica e nuclear. Así, o isótopo ^{99m}Tc utilízase no radiodiagnóstico por resonancia magnética por imaxe, dado que, por ser unha fonte de radiación γ , permite localizar os tecidos danados no corpo cunha gran precisión. Esta técnica utiliza o ^{99m}Tc baixo a forma dun sal soluble en auga (o $^{99m}\text{TcO}_4^-$) e ten un gran futuro na medicina clínica. O ^{99m}Tc tamén se emprega para marcar fragmentos de anticorpos capaces de identificar tumores dun xeito moi eficaz. O isótopo ^{99}Tc úsase para preparar fontes de radiación β debido a que, por ter unha vida media tan longa, permanece practicamente invariable.

Importancia biolóxica

Sábese pouco, ata hoxe, dos efectos fisiolóxicos do tecnecio, pero parece que a súa eliminación dos órganos humanos é rápida e doada cando as concentracións deste elemento son baixas. Cando son elevadas, o tecnecio acumúlase na glándula tiroide e pode danala por mor da radiación β que produce. Tamén se ignoran os efectos tóxicos que producen os poucos compostos de tecnecio coñecidos e utilizados. A pesar dos perigos indicados, o tecnecio pódese manipular sen grandes riscos se se garda un mínimo de precaucións: non traballar con grandes cantidades ($<0,05$ g), usar recipientes de vidro que reteñan a radiación β , operar en vitrina de gases con bo tiro e gardar as precaucións lóxicas derivadas da manipulación de materiais radioactivos.



$^{101}\text{Ru}_{44}$ Rutenio

Masa atómica 101,070 u

Estado CE Sólido

Densidade 12,0 g/mL

Punto de fusión 2334 °C

Punto de ebulición 4150 °C



Fig. 180. Barra de rutenio.



Fig. 181. Retrato de Karl Ernst Claus (1796-1864).

Nome e orixe

O rutenio, derradeiro metal separado da platina, constitúe o elemento máis lixeiro e escaso deste minerario, que está integrado fundamentalmente por platino e por outros elementos (rodio, osmio, iridio, paladio e algúns outros metais nobres) que o impurifican. O rutenio puro foi obtido no ano 1844 polo químico xermano e profesor de química da Universidade de Kazán, K. Claus, a partir dun minerario procedente dos Urais. Porén, foi o químico polaco J. Śniadecki o primeiro que illou este metal, no ano 1807, a partir dun minerario de platino, pero aínda que o seu traballo se publicou ao ano seguinte nunha revista polaca, tivo pouca difusión e axiña quedou esquecido na historia. Posteriormente, Berzelius e o químico estoniano G. Osam, no ano 1827, deron conta do que parecía ser un novo elemento químico, mais Berzelius retractouse ao non seren capaces de repetir o procedemento de obtención e entrou nunha forte polémica con Osam, quen estaba tan seguro do descubrimento que lle deu o nome de *ruthenia*, nome latino para Rusia, lugar de procedencia do minerario deste elemento. Deste modo, K. Claus pasou á historia como o único descubridor do elemento con $Z = 44$, aínda que demostrou a súa honestidade ao conservar o nome elixido polo estoniano Osam.

Os elementos do minerario do platino son os menos frecuentes de todos os elementos metálicos do sistema periódico e, dentro deste grupo, o rutenio e o rodio son os menos abundosos. A concentración do rutenio na codia terrestre é de 10^{-4} ppm, menos abundoso incluso que o ouro e comparable en cantidade ao exíguo renio. O rutenio preséntase na natureza asociado cos outros metais do seu minerario na forma de aliaxes pouco definidas, das que tamén se pode obter o metal. A maiores do minerario do platino, existe outro minerario importante dende o punto de vista industrial: a laurita, RuS_2 , presente en rocas de tipo ígneo.

Obtención e propiedades

A obtención do rutenio a partir dos seus minerarios é tremendamente complicada e require tecnoloxía avanzada.

O rutenio é un metal que presenta as propiedades típicas: cor arxentea e brillo metálico, altos puntos de fusión e ebulición ($P_f = 2334\text{ }^{\circ}\text{C}$; $P_e = 4150\text{ }^{\circ}\text{C}$), densidade alta ($\rho = 12,0\text{ g/mL}$), ademais de interesantes propiedades mecánicas (dureza, maleabilidade, ductilidade etc.) e atractivas propiedades eléctricas e térmicas (boa condutividade). É resistente á corrosión e ao ataque químico que, en condicións normais, lle poden orixinar os axentes químicos habituais.

Aplicacións

Na actualidade prodúcese algo máis de vinte toneladas anuais deste metal para usos diversos: en xoiería, na industria e na tecnoloxía. As propiedades físicas e químicas que presenta fano moi útil na tecnoloxía moderna, e úsase decoete na preparación de aliaxes. Porén, debido a que é moi caro, en estado puro non se emprega case nunca.

A misión do rutenio nas aliaxes é a de contribuír a endurecelas e incrementar a súa resistencia á corrosión e ao ataque químico. Entre as aliaxes que forma destacan as de Pt/Ru e de Pd/Ru (14% de Ru), utilizadas para fabricar compoñentes eléctricos e electrónicos especiais e termopares; as aliaxes con alto contido en Ru (30-50% de Ru), utilizadas para conseguir unha alta resistencia ao ataque químico e á corrosión; e a aliaxe Ru/Mo (50% de Ru), supercondutora por riba dos 10 K.

O rutenio é moi útil como catalizador. Como a maioría dos elementos do grupo do platino, pódese empregar nos procesos de hidroxenación catalítica (de olefinas, acetileno, derivados aromáticos), de oxidación (de amoníaco a ácido nítrico, de SO_2 a SO_3 etc.), no refino do petróleo, nos procesos Fischer-Tropsch etc. O rutenio é particularmente importante como catalizador selectivo na redución de azucres e polisacáridos a polihidroxilalcohois; na hidroxenación de derivados nitrados (tanto aromáticos como alifáticos), de acetonas, de nitrilos etc.; nos procesos Fischer-Tropsch para transformar a mestura $\text{CO} + \text{H}_2$ en CH_4 etc. O rutenio exerce un bo efecto «sinérxico» sobre os outros catalizadores do minero do platino. Así, a dureza, a resistencia á corrosión e a actividade catalítica das aliaxes Pt/Ru, Pd/Ru e Rh/Ru son moito maiores que as dos metais por separado.



Fig. 182. Po de cloruro de tris(bipiridin)rutenio(II).

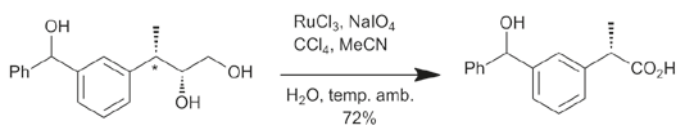
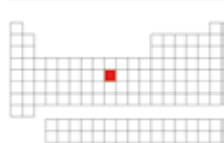


Fig. 183. Oxidación dun diol a ácido carboxílico catalizada por RuO_4 , xerado in situ. Esta oxidación transcorre en condicións suaves, de xeito que se conserva o estereoisómero.

Importancia biolóxica

Non se coñece ningunha función biolóxica para o rutenio, pero sábese que pode ser carcinóxeno e que pode acumularse nos ósos. O tetróxido de rutenio é altamente tóxico.



¹⁰³Rh₄₅ Rodio

Masa atómica 102,905 u
Estado CE Sólido
Densidade 12,0 g/mL
Punto de fusión 1964 °C
Punto de ebulición 3695 °C

Nome e orixe

O elemento de número atómico 45 forma parte do minerario do platino e descubriuse como consecuencia da investigación realizada para obter platino de alta pureza, partindo do seu minerario histórico, a platina. No ano 1804, a partir dos traballos realizados en Londres por Wollaston, identificouse un novo elemento químico no residuo que quedaba de tratar o platino bruto con auga rexia, ao que se lle chamou *rodio*, que deriva do grego *rhodon*, ‘rosa’, en alusión á coloración vermella intensa dos seus derivados.

Este elemento químico é un dos metais menos abundosos do minerario do platino, xunto co rutenio, o que significa que é un dos elementos máis escasos de todos cantos integran o sistema periódico. A súa concentración é de 10⁻⁴ ppm, o que o coloca na cola da clasificación dos elementos químicos segundo a súa abundancia, xunto co renio, o rutenio e algúns gases nobres. Na natureza preséntase en aliaxes de composición indefinida xunto cos outros elementos da platina, fundamentalmente co platino, na forma de depósitos aluviais granulares de cor gris aceiro ou branco arxénteo.

Obtención e propiedades

O rodio é un dos metais máis escasos e caros, ao tempo que útiles, dos que se coñecen e se utilizan na industria e na tecnoloxía. Prodúcese unhas trinta toneladas ao ano e o seu prezo é tremendamente flutuante no mercado dos metais. Como media custa 70-75 €/g, unhas seis ou oito veces máis caro ca o ouro, unhas 450 veces o prezo da prata ou 27 000 veces o custo do cobre. A obtención dos elementos do minerario do platino esixe unha tecnoloxía moi sofisticada, polo que nesta obra non afondaremos na súa descrición.

O rodio é un sólido tipicamente metálico e a súa cor e o seu brillo así o indican. Posúe puntos de fusión e ebulición elevados ($P_f = 1964\text{ °C}$; $P_e = 3695\text{ °C}$), e é un metal denso ($\rho = 12,0\text{ g/mL}$), moi bo condutor da calor e da electricidade, moi forte, moi resistente, dúctil, maleable, duro... Qui-



Fig. 184. Rodio en po e compactado en forma cilíndrica.



Fig. 185. Cadro de William Hyde Wollaston (1766-1828), pintado por John Jackson.

micamente aguanta moi ben o ataque dos ácidos, das bases e dos axentes químicos habituais.

Aplicacións

O conxunto das súas propiedades determina a idoneidade do uso do rodio como elemento metálico de altas especificacións. Con todo, é un metal moi caro, polo que habitualmente se usa pouco e, cando se fai, é en aliaxes moi especiais, debido a que ten unha dureza superior á doutros metais como o ouro, o platino etc. Por estas razóns, as súas aliaxes cos outros metais nobres son moi apreciadas en xoiería e na industria dos catalizadores.



Fig. 186. Anel de ouro branco recuberto dunha capa de rodio.

O rodio emprégase tamén electrodepositado sobre outros metais para así conferirlles as súas propiedades. Depósitase unha capa deste metal cun espesor que non chega a 0,1 mm sobre cobre, prata, níquel, cadmio, cinc, latón, ferro, aceiro etc. Alíase co platino en todas as proporcións, e a aliaxe resultante funde a temperatura moi elevada e é case inerte ao ataque químico. Tamén forma aliaxes de grande importancia industrial cos metais Pd, Ir, Ag, Au, Ti, Zr e Fe.

O rodio serve, ao igual que todos os metais do minerario do platino, como catalizador en moitos e importantes procesos químicos, por exemplo, na hidroxenación de olefinas, acetilenos e aromáticos; nas oxidacións de amoníaco a ácido nítrico, de SO_2 a SO_3 etc.; no tratamento do petróleo para obter gasolinas de elevado octanaxe etc. Entre os catalizadores homoxéneos máis importantes debemos citar o catalizador de Wilkinson $\text{—RhCl(PPh}_3)_3\text{—}$ e algúns outros compostos organometálicos de Rh(I), todos eles moi eficaces nas hidroxenacións, en condicións moi suaves, dos alquenos, dienos, alenos, terpenos, cauchos derivados do butadieno, esteroides, prostaglandinas etc.

O rodio, o paladio e o platino son cruciais, como catalizadores, para manter o ambiente libre da contaminación procedente dos tubos de escape dos medios de transporte, das calefaccións e das industrias térmicas que queiman combustíbles fósiles. Estes convertedores catalíticos activan a transformación dos gases refugallo das combustións das gasolinas e do fuel —CO_x , NO_x etc.— en CO_2 , N_2 , H_2O etc. Os catalizadores ambientais, formados por aliaxes dos metais nobres, están conseguindo controlar estas emisións contaminantes, de xeito que fan máis saudables os ambientes das cidades modernas.

Importancia biolóxica

O rodio é un metal nobre sen efectos toxicolóxicos coñecidos no organismo humano, o que determina que se poida empregar en medicina como un metal fisioloxicamente inerte. Algúns compostos de rodio si son tóxicos; por exemplo, a dose media letal do RhCl_3 para ratos é de 198 mg por quilo de peso.

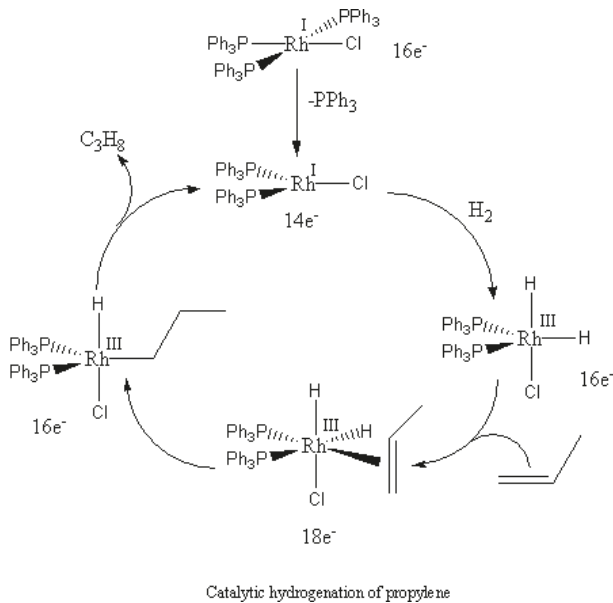


Fig. 187. Ciclo de actuación do catalizador de Wilkinson $\text{RhCl}(\text{PPh}_3)_3$ na hidroxenación de olefinas.



$^{106}\text{Pd}_{46}$ Paladio

Masa atómica 106,420 u

Estado CE Sólido

Densidade 12,0 g/mL

Punto de fusión 1555 °C

Punto de ebulición 2963 °C



Fig. 188. Anaco de paladio.

Nome e orixe

Un dos primeiros elementos químicos que se separaron do platino, cando se intentou preparar platino puro partindo da platina, foi o elemento de número atómico 46, chamado *paladio*. O seu descubridor foi o científico inglés Wollaston, no ano 1803, cando identificou un composto —descoñecido ata o momento— no líquido que quedaba cando se precipitaba o platino como hexacloroplatinato, logo de atacar o mineral impuro con auga rexia. Nesa disolución quedaba o que hoxe chamamos *cloropaladiato de amonio* $(\text{NH}_4)_2\text{PdCl}_4$ que, ao quentalo con carbón, permitía obter o novo metal, tamén preparado por descomposición térmica da disolución. O nome deste elemento fai referencia a *Pallas*, pero existe discrepancia sobre se esa denominación fai alusión ao descubrimento no ano 1802 do planeta Pallas, así denominado en lembranza da deusa grega da sabedoría Palas Atenea, ou se fai referencia directamente ao nome da deusa.

O paladio e o platino son os metais máis abundosos do minerario do platino, de tal modo que entre os dous supoñen máis do 80% da concentración de metal obtido no tratamento dos minerarios. A concentración do paladio na natureza é de $1,5 \cdot 10^{-3}$ ppm, polo que a pesar de ser cen veces maior que a dos outros metais do minerario, non é comparable á doutros metais como a prata ($1 \cdot 10^{-1}$) ou o cadmio ($1,6 \cdot 10^{-1}$). Na natureza preséntase normalmente na aliaxe do platino bruto e, con menos frecuencia, en minerais sulfurados como a braggita $(\text{Pt}, \text{Pd}, \text{Ni})\text{S}_2$ ou a estibiopaladinita (Pd_3Sb) .

Obtención e propiedades

Obtense seguindo o mesmo proceso que o resto de elementos presentes no minerario do platino, a partir dun método de separación química que implica o tratamento conxunto do minerario e a separación selectiva de todos os metais. Unha importante fonte de obtención destes metais é a reciclaxe das súas aliaxes, en especial, os catalizadores medioambientais. O paladio é un sólido de cor arxentea e brillo metálico, con puntos de fusión e ebulición elevados ($P_f = 1555$ °C;



Fig. 189. Representación de Palas Atenea nun cadro de Gustav Klimt datado no ano 1898.

$P_e = 2963\text{ }^{\circ}\text{C}$), densidade bastante alta ($\rho = 12,0\text{ g/mL}$) e propiedades tipicamente metálicas: elevada condutividade, gran dureza, maleabilidade, ductilidade etc. Ademais, é un metal bastante resistente ao ataque químico en condicións normais e é pirofórico cando está finamente dividido.

Aplicacións

O uso industrial deste elemento vén determinado polas súas propiedades. Normalmente utilízase como substituto do platino, tanto en xoiería como en aliaxes especiais ou na preparación de catalizadores homoxéneos e heteroxéneos.

O paladio forma aliaxes importantes con cobre, prata e ouro, todas elas caracterizadas pola súa enorme dureza, gran resistencia ao ataque químico e boa fortaleza. Algunhas delas empréganse na preparación dos contactos nos relés eléctricos, mentres que en xoiería se usa unha aliaxe de Pd con Ru (4%) e Rh (1%) e, en ourivería, unha de Pd e Au, coñecida como *ouro branco*. O paladio metal úsase na industria electrónica, en circuitos impresos e nos condensadores cerámicos multicapa. Ademais, a súa capacidade para absorber e adsorber grandes cantidades de hidróxeno determina a súa aplicación nos procesos industriais de utilización do hidróxeno, especialmente como catalizador das modernas pilas de fuel que combinan $\text{H}_2 + \text{O}_2$ para producir electricidade, enerxía e auga.

O uso fundamental do paladio na industria é como catalizador, tanto homoxéneo como heteroxéneo. Ao igual que os demais elementos do seu grupo, úsase en procesos de hidroxenación (particularmente de acetilenos e diolefinas), oxidación e, sobre todo, no refino do petróleo nos procesos de craqueamento e reformado. Actúa como catalizador heteroxéneo na maioría dos procesos citados anteriormente e, como indicamos no apartado dedicado ao rodio, úsase como catalizador ambiental dos derivados da combustión das gasolinas. Como catalizador homoxéneo actúa en moitos procesos industriais, como por exemplo, no proceso Wacker, que oxida etileno a etanal en condicións moi suaves: o catalizador de Pd(II) redúcese a Pd(0) para volver logo a Pd(II).

Suscita grande interese a utilización do composto PdCl_2 como sensor do CO en atmosferas contaminantes, por mor da súa enorme toxicidade. A función deste sensor consiste en avisar dos niveis perigosos de CO na atmosfera. O detector ou sensor consiste nunha chapa recuberta de $\text{PdCl}_2 + \text{CuCl}_2$ que se activa ao reducirse o PdCl_2 a paladio metal na presenza do CO, de xeito que se escurece e avisa así do risco

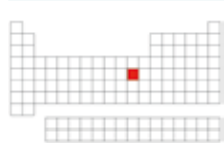


Fig. 190. Moeda soviética de 25 rublos feita con paladio. Trátase dun raro exemplo de uso deste metal en moedas conmemorativas.

de envelenamento. O sensor recupérase doadamente, pois nunha atmosfera normal o CuCl_2 oxida o $\text{Pd}(0)$ a PdCl_2 e o CuCl que se forma oxídase co O_2 do ar a CuCl_2 , co que se volve iniciar o ciclo.

Importancia biolóxica

Ao igual que os seus compañeiros do minerario do platino, o paladio é fisioloxicamente inerte e pódese empregar en medicina. Certas aliaxes de paladio úsanse xa con maior frecuencia que o platino, tanto na elaboración de próteses dentais como na substitución de ósos en procesos traumáticos. Recentemente sinalouse algún problema de dermatite derivado das aliaxes de paladio, pero son moi pouco frecuentes e de escasos efectos.



¹⁰⁸Ag₄₇ Prata

Masa atómica 107,868 u
 Estado CE Sólido
 Densidade 10,5 g/mL
 Punto de fusión 962 °C
 Punto de ebulición 2162 °C

Nome e orixe

Este elemento químico metálico foi probablemente o segundo metal en descubrirse e ser utilizado polo ser humano, logo do ouro. Na antigüidade o seu uso era moito máis frecuente que na actualidade. Coñécense obxectos de prata procedentes da Capadocia e de Asia Menor que datan do 4000 a. C. As minas de España foron moi importantes durante a dominación de Cartago e de Roma, mais esgotáronse logo da invasión árabe no século VII. En Galicia, algúns topónimos evidencian a abundancia da prata na nosa terra, como o nome do río Arenteiro —explotado na época romana—, que deriva do latín *argentum* ('prata'). Na época moderna foi de grande importancia a prata americana traída polos descubridores españois e portugueses.

A orixe do nome da prata é moi incerta. Chamábaselle *seolfor* en anglosaxón, *silbar* en xermánico, *silfr* en noruegués, *siluvar* en gótico, *sirebro* en eslavo antigo etc., facendo sempre referencia ao seu aspecto externo. En latín chamáronlle *argentum*, probablemente derivado do grego *argyros*, que podería vir do indoeuropeo *arg-u-ro* e do sánscrito *arj-un* —todos estes termos co significado de 'brillante'—. A denominación *prata* do galego e do portugués, harmónica coa forma *plata* do castelán e catalán, deriva do adxectivo latino *plattus* ('aplanado'), que fai referencia ao nome que daban os romanos aos lingotes deste material. O símbolo da prata, Ag, procede do seu nome latino *argentum*.

Como todos os elementos do grupo dos metais nobres, a prata preséntase no estado nativo na natureza, mais a maior parte das minas fóronse esgotando ao longo da historia e son xa moi poucas as que quedan en explotación, por mor da diminución da súa lei. A presenza do elemento na codia terrestre é reducida (0,1 ppm) e, nas augas dos mares, como forma catiónica, aparece nunha concentración dez veces máis baixa. Debido a que os minerarios de prata nativa son pouco numerosos, explótase o metal procedente doutros minerarios, fundamentalmente sulfurados (arxentita, prous-



Fig. 191. Medalla de prata utilizada nos primeiros Xogos Olímpicos da Era Moderna, celebrados en Atenas en 1896.



Fig. 192. Cadro que representa unha explotación mineira de prata en Kutná Hora (República Checa) no século XV.

tita, pirarxirita etc.) e telurados (silvita). A reciclaxe da prata é outra das fontes de obtención deste metal.



Fig. 193. Baterías de óxido de prata.

Obtención e propiedades

Ao longo da historia, a prata empregouse tal como saía das minas, mais hoxe a súa lei é moi baixa e cómpre sometela a unha serie de etapas para a súa obtención. Tres son os procesos básicos seguidos para a extracción da prata da natureza: o proceso de amalgamación, o proceso de cianuración e o proceso de flotación e fusión. Todos eles conducen á preparación de concentrados de prata por medio de procedementos que, ao remate, permiten separar con facilidade o metal. O método de cianuración, tanto na obtención do ouro como da prata, débese rexeitar por atender contra a conservación do medio natural e, cando se utiliza, débense controlar os refugалlos cianurados que se xeran e transformalos quimicamente por oxidación con hipoclorito sódico ou con peróxido de hidróxeno.

A prata tamén se aproveita como subproduto da minería de moitos outros metais: cobre, ouro, cinc, chumbo etc. Na actualidade estase a reciclar o 30% da prata utilizada, mais axiña cumprirá chegar ao 90 ou ao 100%. Estanse a reciclar, por exemplo, refugалlos fotográficos (disolucións fixadoras, placas de raios X, materiais de artes gráficas etc.), catalizadores esgotados, refugалlos das xoierías, utensilios empregados na vida cotiá etc.

A prata é un metal con brillo e cor característicos (de feito, aplícase o adxectivo *arxénteo* a boa parte dos metais), con puntos de fusión e ebulición altos ($P_f = 962\text{ }^{\circ}\text{C}$; $P_e = 2162\text{ }^{\circ}\text{C}$) e alta densidade ($\rho = 10,5\text{ g/mL}$), con moi boa condutividade da corrente eléctrica e da calor etc. É o máis reactivo dos metais nobres pero, aínda así, non se oxida co ar e non o atacan a auga nin os ácidos en condicións normais. A súa reactividade só se incrementa cando se chega a temperaturas superiores aos $200\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Aplicacións

Historicamente, a prata era un obxecto de troco e de adorno e aínda hoxe segue tendo este uso. Emprégase en xoiería e como metal de acuñar por medio das moitas aliaxes que pode formar. Son moi importantes, polas súas propiedades e utilidade, as aliaxes que forma co ouro, o magnesio, o cinc, o cobre, o estaño, o paladio e o platino. A prata utilízase en soldaduras, baterías de alto rendemento, equipamentos eléctricos e electrónicos e circuítos impresos.

Outro campo importante en que se utiliza a prata, máis concretamente os sales de prata, é na fotografía, aínda que o seu uso diminuíu en gran medida na actualidade. As películas fotográficas están impregnadas dun sal de prata (cloruro, mercapturo etc.) que se expón á radiación electromagnética para impresionala. Logo de desenvolverse a imaxe fotográfica, fíxase mediante unha substancia —o tiosulfato sódico— que forma complexos co sal de prata. A nova tecnoloxía fotográfica reduciu enormemente este uso, pero aínda continúa a empregarse nas placas para radiografías, nas artes gráficas, nos vidros fotocromáticos etc.

Importancia biolóxica

A prata exerce un poder de efecto oligodinámico semellante ao xa descrito no cobre. Actúa como microbicida, polo que ten un efecto letal para os organismos inferiores (bacterias, virus, algas etc.), namentres que en cantidades residuais é beneficiosa para os organismos superiores. Dende a antigüidade coñécese o poder xermicida da prata e sábese do elevado potencial desinfectante que teñen os seus sales. Así, hoxe empréganse cantidades oligodinámicas dos sales de prata na agricultura, como funxicida e como desinfectante dos solos, e no tratamento das augas para bebidas, como supresor de bacterias e esporas. As disolucións de sales de prata —dispersións coloidais de sales de Ag^+ en disolución acuosa— teñen aplicacións como eficaces axentes bactericidas, dado que o seu axente activo, o catión Ag^+ , afecta ao metabolismo das bacterias.

As cantidades tóxicas da prata ou dos seus sales son moito máis elevadas para o ser humano que para os seres inferiores causantes e transmisores de enfermidades, polo que en medicina existen preparados de sales de prata con acción antiséptica. A inxestión continuada de derivados de prata pode provocar arxirismo, unha enfermidade caracterizada pola coloración gris cincenta da pel, das mucosas e dos órganos internos producida pola acumulación de partículas de prata nos tecidos a consecuencia da súa absorción polo organismo, proceso que non se pode inverter por métodos clínicos.



Fig. 194. Forma xeneralizada de arxirismo.



¹¹²Cd₄₈ Cadmio

Masa atómica 112,414 u

Estado CE Sólido

Densidade 9,0 g/mL

Punto de fusión 321 °C

Punto de ebulición 765 °C



Fig. 195. Barra de cristal de cadmio xunto cun cubo do metal de 1 cm³.

Nome e orixe

O cadmio, con $Z = 48$, preparouse por vez primeira en Alemaña, en 1817, a partir dun dos seus minerarios sulfurados, a greenockita —(Zn,Cd)S—. Con anterioridade observárase unha cadmía, hoxe chamada *calamina* —(Zn,Cd)CO₃—, que se usaba en traballos de soldadura e que presentaba unha coloración amarela en lugar da branca habitual. Nun principio pensouse que esta cor se debía a que tiña ferro, pero non había presenza dese metal nese mineral de cinc, polo que se deduciu que contiña un novo elemento químico metálico distinto do cinc. Stromeyer e Hermann conseguiron obter este novo elemento a partir deste mineral e da greenockita e chamáronlle *cadmium*, nome derivado do latín *cadmia*, ‘calamina’, á súa vez procedente do grego *cadmeia*, en alusión a Kadmeia, unha rexión da Grecia clásica onde historicamente se descubriu a calamina.

O cadmio é un elemento químico escaso, tan pouco abundoso como a prata, pero dentro do grupo dos metais de transición é máis abundoso que o mercurio, aínda que unhas 500 veces menos que o cinc. A concentración deste metal na codia terrestre é de 0,16 ppm. Atópase moi espallado pola codia terrestre e normalmente acompaña o cinc como impureza nos seus minerarios. Así, aínda que se coñecen minerais sulfurados (greenockita), óxidos e carbonatos, os minerarios máis importantes para a súa obtención son a esfalerita ou blenda (ZnS) e a calamina, onde se atopa en concentracións de 0,2-0,4%.

Obtención e propiedades

A obtención do cadmio depende do produto de partida. Se partimos dun mineral con contido dominante en cadmio (greenockita) os pasos serán: concentración do mineral, calcinación e redución electroquímica do óxido e, finalmente, destilación do metal. Cando se parte de minerarios sulfurados do cinc (esfalerita ou blenda) ou dos carbonatados (calamina), obtense entre as impurezas do cinc metálico no proceso da súa purificación electrolítica, nos barros anódicos. O proceso final, en calquera dos métodos citados, impli-



Fig. 196. Retrato de Friedrich Stromeyer (1776-1835).

ca a purificación electrolítica e o refino da fusión por zonas do cadmio obtido.

O cadmio é un sólido metálico de cor gris e lustre metálico cando está puro, pero cóbrese dunha pátina marrón cando se expón durante algún tempo ao ar. Posúe puntos de fusión e ebulición medios ($P_f = 321\text{ }^{\circ}\text{C}$; $P_e = 765\text{ }^{\circ}\text{C}$) e boa condutividade térmica e eléctrica; trátase dun metal brando con elevada densidade ($\rho = 9,0\text{ g/mL}$) e coas restantes propiedades dos metais. Quimicamente é algo máis reactivo que o cinc, pero ao igual ca el, cando se oxida ou se descompón coa auga (aínda que o fai moi lentamente) recóbrese dunha capa de CdO de cor marrón que impide que o ataque continúe.

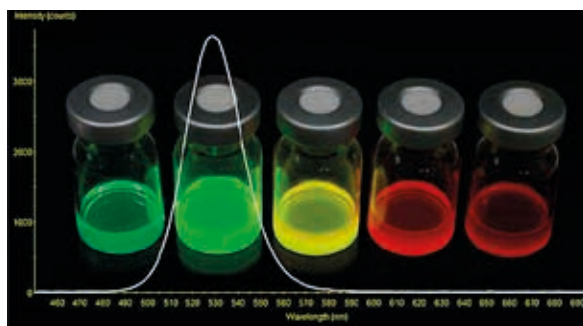


Fig. 197. Fotografía sobre a que se representa o espectro ultravioleta-visible correspondente á fotoluminescencia de puntos cuánticos coloidais de CdSe .

Aplicacións

O interese industrial do cadmio é relativamente escaso debido a dúas razóns: dunha banda, o seu elevado custo, por mor da súa escaseza e a carestía do proceso de obtención; e, doutra banda, a posibilidade de substituílo por cinc, que é igual de eficaz e moito máis barato. Como consecuencia, o cadmio emprégase só en condicións moi especiais, por exemplo, como cuberta de materiais férreos para retardar a súa corrosión, sobre todo cando estes materiais se van someter á acción da auga do mar. O cadmio emprégase na preparación de aliaxes moi especiais que se caracterizan por presentar puntos de fusión moi baixos, algunhas delas de interese comercial, como a composta de 99% de Cd e 1% de Ni , a integrada por 40% de Cd e 60% de Zn ou a formada por 50% de Bi , 26,7% de Pb , 13,3% de Sn e 10% de Cd . A adición dun 1% de cadmio ao cobre endurece moi notablemente sen va-



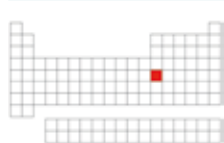
Fig. 198. Baterías comerciais de Ni/Cd.

riarlle as súas características. Debido á capacidade do ^{113}Cd para absorber neutróns, úsase na industria nuclear como integrante das barras de control e nas pantallas protectoras.

O principal uso industrial do cadmio é na preparación de baterías de Ni/Cd que xa comentamos con anterioridade. Algúns compostos de cadmio con interese industrial ou tecnolóxico son o seleniuro e o telurio de cadmio (CdTe), que se empregan na industria electrónica por ser semicondutores. O CdTe ten tamén aplicación na construción de células e paneis solares, pero non pode competir coas máis baratas células de silicio. Os efectos tóxicos do cadmio e dos seus compostos determinan que o seu uso estea decaendo moito.

Importancia biolóxica

A diferenza do cobre e do cinc, o cadmio non se comporta como micronutriente, senón que é un metal moi tóxico tanto para os seres inferiores como para o ser humano. A inxestión oral de cadmio orixina o inmediato envelenamento, co que se producen graves danos no fígado e nos riles que poden chegar a orixinar a morte. A inhalación de cadmio en forma de po orixina rápidos efectos nas vías respiratorias, no intestino e nos riles. O valor linde toxicolóxico é de $0,1 \text{ mg/m}^3$ e, cando a inhalación é persistente, remata por se producir un edema pulmonar e, en última instancia, a morte. Esta contaminación é enganosa, pois os síntomas poden estar agachados e tardar en se presentar algunhas horas. Débese, polo tanto, ter moito tino cando se traballa con cadmio en po e con algúns dos seus derivados volátiles. O cadmio en estado sólido é moito menos perigoso dado que a súa presión de vapor é baixa.



¹¹⁵In₄₉ Indio

Masa atómica 114,818 u
 Estado CE Sólido
 Densidade 5,8 g/mL
 Punto de fusión 156 °C
 Punto de ebulición 2070 °C

Nome e orixe

O elemento químico de número atómico 49 foi descuberto no ano 1863 por F. Reich e H. T. Richter, profesores na escola de minas de Freiberg, cando estudaban unhas mostras de esfalerita ou blenda (ZnS) desa localidade para tratar de obter o talio. Cando analizaron espectroscopicamente o cloruro de cinc impuro que prepararon, atopáronse cunha liña índigo brillante que endexamaís fora observada antes. Partindo dese cloruro de cinc impuro foron capaces de preparar o novo metal, o indio. Este nome deriva do latín científico *indium*, creado a partir de *indicum*, á súa vez do grego *indicon*, ‘índigo’, en alusión á coloración anil que presentaban os seus compostos ao sometelos á chama.

Este metal é o menos abundoso de todos os elementos químicos do seu grupo. A súa concentración é de 0,2 ppm na codia terrestre, só un pouco maior que a da prata; porén, esta presenta a vantaxe de se amosar como metal puro nalgúns minerarios, namentres que o indio se presenta na forma catiónica en minerarios sulfurados, moi espallados pola codia e con moi baixas concentracións en metal. Nas blendas máis antigas dende o punto de vista xeolóxico, aparece en forma de impureza xunto con outros elementos, como o xermanio.

Obtención e propiedades

A consecuencia da súa manifestación na natureza, o indio obtense como subproduto, como sucedía co galio, a partir da esfalerita. O indio sepárase do cinc impuro que se obtén logo de calcinar e reducir o minerario. Tamén se pode obter como refugallo na minería das calcopiritas —(CuFe)S₂—: o indio sepárase nos lodos vermellos que se forman nos baños electrolíticos cando se purifican o cobre ou o cinc.

O indio é un metal de aspecto arxenteo e con lustre brillante. O seu punto de fusión non é moi elevado ($P_f = 156\text{ °C}$), pero si máis que o do galio. Ten todas as propiedades dos metais: é un sólido con punto de ebulición alto ($P_e = 2070\text{ °C}$) e densidade media ($\rho = 5,8\text{ g/mL}$), ademais de ser dúctil e



Fig. 199. Lingotes de indio.



Fig. 200. Retrato de Ferdinand Reich (1799-1882).

máis brando que o chumbo (Pb). No seu comportamento químico segue a secuencia dos metais da súa familia: é reactivo, pero estable ao ar e á humidade debido a que se cobre dunha capa de óxido.

Aplicacións

As aplicacións industriais deste metal son moi numerosas. É particularmente útil para recubrir outros metais e protexelos contra a corrosión. Frecuentemente a cuberta de indio quéntase para que se funda e se incruste na superficie do outro metal que se quere protexer. Úsase en aliaxes con cobre, aluminio ou cinc, entre outros, e en pequenas proporcións, confírelles dureza e fortaleza, así como tenacidade e resistencia á corrosión. Tamén serve para preparar aliaxes de baixo punto de fusión utilizadas en reguladores da calor, en sistemas de seguridade antilume etc. En xoiería úsase para aumentar a dureza, durabilidade ou resistencia á corrosión das alfaias e para mellorar o aspecto das aliaxes con ouro, prata e platino.

Os filamentos de indio empréganse en resistores, galvanómetros, termopares etc. Utilízanse na tecnoloxía dos semicondutores, especialmente nos transistores que forma co xermanio de tipo p-n-p. Os semicondutores In/As e In/Sb pertencen aos semicondutores III-V e úsanse en termistores, transistores de baixa temperatura e en dispositivos ópticos (fotocondutores). O semiconductor In/P emprégase en transistores de alta temperatura. Algunhas aliaxes de indio úsanse como barras de control nos reactores nucleares. O maior uso industrial do indio é na forma de recubrimentos moi finos (visualizadores de cristal líquido, lámpadas electroluminescentes, espellos especiais que reducen o cegamento producido polos faros etc.). Interesantes son as propiedades e a utilización do óxido de indio e estaño (máis coñecido pola sigla ITO, creada a partir do seu nome en inglés, *indium tin oxide*), un óxido mixto que é transparente, condutor e reflector da radiación infravermella. Utilízase para pantallas planas de ordenadores, nos dispositivos electrocromáticos, nos parabrisas de coches e avións, nos paneis de vidro da construción etc.

O ^{111}In é radioactivo e úsase en tests de medicina nuclear, como un radiorrastrexador, para seguir o movemento de certas proteínas e de leucocitos no organismo dos seres humanos.

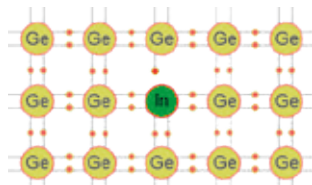


Fig. 201. Esquema dun semiconductor de tipo p de xermanio dopado con indio.

Importancia biolóxica

A toxicidade dos compostos de indio é baixa. A inxestión de indio metal como po ou como derivados catiónicos disoltos non parece orixinar trastornos significativos cando a dose é baixa. Nos casos en que a exposición á contaminación sexa moi prolongada, os efectos poden ser semellantes aos indicados para o galio. En cantidades moi altas, os sales de indio parecen producir o mesmo efecto tóxico que os sales de aluminio(III), pero non presentan a toxicidade dos sales dos metais pesados, moi probablemente por mor da súa baixa absorción en medio básico polo organismo.



Fig. 202. Parabrisas dun Airbus en que se utiliza unha capa transparente e condutora de ITO para protexelo das xeadas.



$^{119}\text{Sn}_{50}$ Estaño

Masa atómica 118,71 u

Estado CE Sólido

Densidade 7,3 g/mL

Punto de fusión 232 °C

Punto de ebulición 2270 °C



Fig. 203. Candeeiro de estaño.

Nome e orixe

O estaño é un dos sete metais clásicos. Non se sabe exactamente dende cando o coñece o ser humano, pero si podemos achegar algúns datos históricos que dan fe da antigüidade do seu uso. Nas tumbas dos faraóns atopáronse obxectos deste metal; na literatura india, nos Vedas, fálase del co nome de *trapu*; na Biblia, no Libro dos Números, chámasele *bedil*; e en xermánico chamábanlle *tina* ('bastonciño brillante') en referencia ao aspecto que ten a súa aliaxe co chumbo. A denominación *Idade de Bronce* fai referencia á aparición dunha importantísima aliaxe que, precisamente, constaba de estaño e cobre. Parece demostrado que os fenicios chegaron ata a nosa terra na procura do mineral do estaño e lles chamaron *Casiterites* ás actuais Illas Cíes, en alusión á casiterita, o mineral do estaño. Durante a antigüidade e ata o século XII foron as minas de Cornualles (Inglaterra) as que subministraron o mineral para a obtención do estaño; ao se esgotar estas minas ganaron importancia as minas de Bohemia. En Galicia foron moi importantes, sobre todo na segunda guerra mundial, as minas de Silleda e do Monte Neme. O nome *estaño* deriva do latín *stannum*, á súa vez derivado de *stagnum* e procedente do indoeuropeo *stag* ('o que gotea'), en referencia á facilidade con que se funde este metal. En grego chamóuselle *kassiteros*, derivado do nome do seu minarario, a casiterita (SnO_2).

A pesar de ser un metal moi coñecido, o estaño non é abondoso. A súa concentración é de 2,1 ppm, algo maior que a do xermanio, pero moito menor que a doutros metais como o manganeso, o cromo, o titanio etc. Na natureza preséntase fundamentalmente como casiterita (SnO_2), pero tamén existe en pequenas concentracións como estaño metal ou como estannita ($\text{Cu}_2\text{FeSnS}_4$). Na actualidade, Malaisia e Bolivia son os primeiros produtores mundiais, pero os maiores depósitos atópanse na China, en Australia e en Alasca.



Fig. 204. Balsas mineiras do Monte Neme (Malpica de Bergantiños), onde se explotaba estaño e volframio.

Obtención e propiedades

A obtención deste metal implica a concentración do mine-rario por flotación para separar a ganga, seguida dunha se-paración magnética para eliminar impurezas metálicas de volframo e similares. O concentrado do óxido obtido, SnO_2 , redúcese con carbón nun forno para obter o estaño fundido, que se moldea en bloques. Cando se quere obter o metal puro realízase unha electrólise.

O estaño é un metal branco arxénteo con punto de fusión baixo ($P_f = 232\text{ }^\circ\text{C}$), pero con punto de ebulición normal para os metais ($P_e = 2270\text{ }^\circ\text{C}$) e con densidade media ($\rho = 7,3\text{ g/mL}$); é bo condutor da calor e da electricidade e ten a peculiaridade de ser moi dúctil e maleable a tempera-turas de $100\text{ }^\circ\text{C}$, razón pola que, a esa temperatura e logo de se bater, se transforma en follas moi finas (papel de estaño). Este metal non é atacado pola auga nin polo osíxeno en condicións normais, polo que se emprega no recubrimento doutros metais, como o ferro, que si son atacados. Os ácidos, incluso os diluídos e os non oxidantes, atacan con facilidade o estaño.

Aplicacións

O estaño foi amplamente utilizado ata hai uns trinta anos, mais na actualidade vai perdendo importancia nalgúns dos seus usos ante a chegada doutros metais máis baratos e a aparición de novos materiais. De calquera xeito, aínda hoxe se emprega cos seguintes usos: o 25% dedícase a procesos de soldadura, como fío de aliaxe, dado que funde a tempe-raturas moi baixas; o 20% destínase á preparación do papel de estaño, tamén chamado *papel de prata*, que hoxe está perdendo uso ao se impoñer a utilización do papel de alu-minio e os polifilms; o 30% dedícase a aliaxes variadas; o 10%, ao recubrimento por electrodeposición doutros metais, como ferro ou cobre, para impedir o ataque dos axentes at-mosféricos; e o 15% emprégase na manufactura de produtos químicos de interese industrial.

O estaño, como recubrimento protector de metais, utilizouse de dous modos diferentes. O proceso antigo consistía en fun-dir o metal: introducíase a lámina de aceiro ou o recipiente de cobre no baño e recubríase dunha película de $0,025\text{ mm}$ de espesor. Hoxe faise galvanicamente, mediante a electrodepo-sición dunha capa de $0,005\text{ mm}$ de espesor sobre a superficie do metal que se quere recubrir.

Entre as aliaxes máis importantes do estaño atópanse o pel-tre (cobre e estaño), usado nos utensilios de cociña e nos



Fig. 205. Casiterita.



Fig. 206. A lata é unha folla de ferro recuberta dunha capa de estaño para que non se enferruxe.

adornos; a lata (ferro e estaño), de grande importancia na industria das conservas e na fabricación de botes de baixo custo, aínda que hoxe se está a substituír polo aluminio; as aliaxes de soldadura (estaño e chumbo), onde o estaño lle confire á aliaxe a capacidade de soldar; os bronce (cobre e estaño), fáciles de manufacturar e con boa combinación de resistencia química e forza mecánica; o metal Babbitt (aliaxe rica en estaño con pouco cobre e antimónio), moi útil na fabricación de variñas e chumaceiras antifricción integran-tes dos motores dos automóviles, dos barcos e dos avións; o metal branco ou metal de imprenta (chumbo, estaño e anti-mónio); a aliaxe dos tubos de órgano (Pb/Sn) etc. O metal de soldadura, empregado ata hai ben pouco, era unha aliaxe de Sn/Pb, pero por mor dos problemas medioambientais que xera o chumbo, está a ser substituído por unha nova aliaxe de SnAgCu (3-4% de Ag, 0,5-1% de Cu e Sn), moi utilizada nas soldaduras electrónicas.

O óxido de estaño (SnO_2) úsase como sensor de gases tóxicos en lugares pequenos e pechados (garaxes, discotecas etc.), posto que as súas propiedades semiconductoras de tipo *n* son útiles con este fin. Os sensores de SnO_2 son xa comerciais e, xunto cos óxidos doutros metais, son moi eficaces e selectivos na detección de lixeiros excesos de gases tóxicos.

Moitos compostos organometálicos de estaño empréganse con funcións biocidas, como funxicidas, pesticidas, alxicidas, preservadores da madeira etc. Con todo, estase a controlar o seu uso dado que non se degradan con facilidade e son moi daniños.

Importancia biolóxica

Pouco se coñece do comportamento toxicolóxico do estaño, se ben parece que, ao igual que o xermanio, non é tóxico, a diferenza do chumbo. Algúns derivados do estaño, sobre todo os organometálicos, teñen propiedades biocidas, cos efectos non desexados xa comentados, mais ata hoxe non se coñecen ben os efectos nocivos que poden orixinar nos seres superiores.



¹²²Sb₅₁ Antimonio

Masa atómica 121,76 u
 Estado CE Sólido
 Densidade 6,6 g/mL
 Punto de fusión 630 °C
 Punto de ebulición 1380 °C

Nome e orixe

A estibina ou antimonita (Sb_2S_3) empregouse na antigüidade como medicamento e como sombra de ollos das mulleres orientais; de feito, aparece unha referencia concreta a este mineral nun papiro do século XVI a. C. Os caldeos e os gregos xa usaban o antimonio, como demostra un vaso do 3000 a. C. que contén antimonio case puro, conservado no Louvre. A primeira descrición da preparación do antimonio aparece recollida no libro *O carro triunfal do antimonio*, publicado polo químico alemán Johann Thölde no ano 1604, no que atribúe ao monxe Basilio Valentín a obtención do antimonio no ano 1450. O nome actual deste elemento, *antimonio*, deriva do vocábulo do latín medieval *antimonium*, introducido polo alquimista sevillano do século VIII Geber (Abou Moussah Diafar al Sofi Geber). O seu símbolo é Sb, creado a partir da forma latina *stibium*, procedente do grego *stibi*, ‘po negro de antimonio’.

O antimonio é aínda máis escaso na natureza que o xermanio e que o arsénico. A súa concentración, de 0,2 ppm, é dez veces menor ca a deles, mais, a pesar da súa escaseza, é moito máis abondoso que o mercurio, o platino ou o ouro. O mineral máis importante en que se presenta este elemento químico é a estibina (Sb_2S_3).

Obtención e propiedades

Para a obtención deste elemento químico cómpre realizar unha etapa inicial que consiste na concentración do mineral. Para obter o antimonio a partir da estibina, que presenta unha alta concentración deste elemento, quéntase o mineral e redúcese con ferro. Se se parte doutros minerarios máis pobres, sométense primeiramente a un proceso de calcinación e, a seguir, redúcense os óxidos formados con carbón, o que permite obter un antimonio co 90% de pureza. Se se quere purificar máis, tense que acudir aos métodos de refinado habituais.

O antimonio é un metaloide, como o arsénico, pero con propiedades metálicas un chisco máis acusadas. Presenta varias



Fig. 207. Anaco de antimonio.



Fig. 208. Frontispicio de *Chymische Schriften* (Escritos químicos) na edición de 1717, obra de Basilio Valentín.

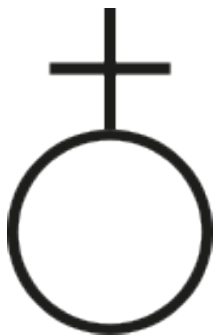


Fig. 209. Símbolo do antimonio na alquimia.

alotropías, pero tan só a variedade metálica, moi semellante ao bismuto, é a forma estable. Trátase dun sólido arxén-teo con puntos de fusión e ebulición medios ($P_f = 630\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 1380\text{ }^\circ\text{C}$) e densidade próxima á dos metais típicos ($\rho = 6,6\text{ g/mL}$), o que lle permite conducir a calor e a electricidade, aínda que moito peor que os metais. A reactividade é moi semellante á do arsénico: non reacciona en frío, pero si o fai con facilidade a temperatura elevada.

Aplicacións

Ao falar das aplicacións do antimonio cómpre indicar que máis do 40% se emprega na fabricación do Bi_2O_3 ; aproximadamente un 35% vai ligado á súa capacidade para se aliar con metais, aos que lles confire propiedades singulares; e arredor dun 15% úsase na preparación de material de soldadura, na fabricación de chumaceiras planas e tamén na obtención dos modernos semicondutores III-V.

Entre as aliaxes de antimonio destacan:

— Estaño/antimonio: ao estaño engádeselle antimonio en proporción inferior ao 10%, xunto con algo de cobre, para formar o metal Babbitt e o metal Britania, utilizados na fabricación de xogos de cubertos de baixo prezo e na elaboración de chumaceiras antifricción.

— Chumbo/antimonio: ao chumbo engádeselle unha porcentaxe comprendida entre o 10 e o 30% de antimonio para endurecelo, polo que se pode usar na fabricación de balas, de metralla e de baterías, especialmente de chumbo-ácido. As aliaxes con 15-30% de antimonio son moi útiles na fabricación do metal de imprenta, que se caracteriza por dilatarse ao solidificarse, razón pola que se empregaba, e aínda rexistra certo uso, para cubrir os caracteres da imprenta.

— Fases Al/Sb, Ga/Sb e In/Sb: son todas semicondutores III-V e son moi útiles en microelectrónica.

O antimonio e os seus derivados empregáronse ao longo da historia como colorantes de vidros e esmaltes, na preparación de produtos medicinais e na fabricación de fósforos, fulminantes, cartuchos, granadas trazadoras etc. O Sb_2O_3 utilízase en pinturas, esmaltes, adhesivos e plásticos como retardador das chamas: engádese aos plásticos, moquetas, cortinas, alfombras, papel de paredes etc. como medida de seguridade. Tamén resulta moi útil na preparación de dispositivos fotoeléctricos e dos materiais de gravación electrofotográficos.

Importancia biolóxica

No tocante á toxicoloxía do antimonio débese mencionar que moitos dos compostos de antimonio son case tan tóxicos como os de arsénico. O envelenamento por antimonio, ao igual que por arsénico, é cardiolóxico, de modo que causa miocardite. A inhalación de po de antimonio é daniña: en pequenas doses produce dor de cabeza, vertixe e depresión, e en grandes doses vense afectados os riles e o fígado, provoca vómitos e, nos casos máis graves, pode producir a morte.

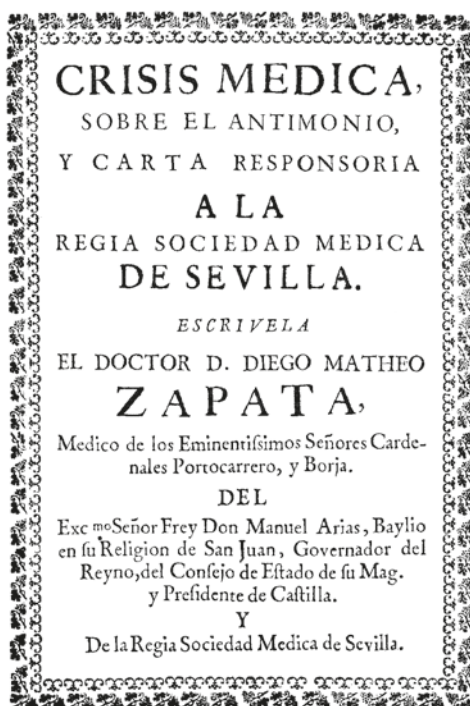


Fig. 210. Portada da edición en español de *Crisis médica sobre el antimonio*, publicada en 1701 por Diego Mateo Zapata (1664-1775), médico e filósofo sevillano perseguido pola Inquisición.



$^{128}\text{Te}_{52}$ Telurio

Masa atómica 127,60 u

Estado CE Sólido

Densidade 6,2 g/mL

Punto de fusión 217 °C

Punto de ebulición 688 °C



Fig. 211. Barra de telurio puro.

Nome e orixe

O elemento químico de $Z = 52$, o telurio, foi identificado e estudado a fondo por Klaproth a partir do mineral calaverita (AuTe_2). Porén, tivo a honestidade científica de sinalar que o seu descubridor fora Müller von Reichenstein, un mineraloxista húngaro que, no ano 1782, separara dun mineral de ouro un novo elemento químico, de aspecto metálico, ao que chamou *metallum problematicum* ('metal problemático'). Nun principio, Müller pensou que podía tratarse dunha aliaxe de antimonio e bismuto, polo que lle mandou unha mostra ao químico alemán Klaproth para que llo confirmase, e foi este quen comprobou que non era un elemento coñecido, senón un novo elemento químico. O estudo definitivo sobre o telurio fíxoo Berzelius no ano 1832 e nel sinalou as súas semellanzas co xofre e co selenio, polo que os colocou no mesmo grupo. No ano 1798, Klaproth deulle a este novo elemento o nome *telurio*, derivado do latín *Tellus*, 'Terra'.

O telurio, ao igual que lle sucede ao selenio, é un elemento químico que se presenta en moi reducida concentración na natureza (0,002 ppm). É máis raro na Terra que no Universo, probablemente porque a temperatura do noso planeta era moi alta cando se formou o elemento, de xeito que o telurio reaccionou co hidróxeno para dar H_2Te , que é moi volátil, e escapou ao espazo exterior. É menos abondoso na codia terrestre que o mercurio e a súa concentración está na orde dos metais do minerario do platino ou do ouro. O telurio atópase nativo, en moi pequenas proporcións, acompañando o xofre e o selenio, pero é moi pouco frecuente; normalmente atópase espallado na forma de teluriuros de prata, ouro e chumbo. Algúns minerarios de interese para a súa obtención son a calaverita — AuTe_2 —, a silvanita — AgAuTe_4 —, e a nagyaxita — $[\text{Pb}_3(\text{Pb},\text{Sb})_3\text{S}_6](\text{Au},\text{Te})_3$.



Fig. 212. Selo austríaco conmemorativo do 250 aniversario do nacemento de Franz-Joseph Müller von Reichenstein (1742-1825).

Obtención e propiedades

Ata hai pouco, o telurio obtíñase dos lodos vermellos separados nas cámaras de chumbo das plantas de ácido sulfúrico, cando as piritas ían acompañadas de teluriuros de prata ou

chumbo. Na actualidade obtense, ao igual que o selenio, dos barros anódicos formados ao refinarse electroliticamente o cobre ou o chumbo. O selenio e o telurio sepáranse dos outros elementos metálicos dos minerarios mediante procedementos pirometalúrxicos.

O telurio parécese algo ao xofre no seu comportamento, pero sobre todo aseméllase ao selenio, particularmente á súa variedade gris. Como no caso do selenio, coñécense varias alotropías, das cales a máis estable é a forma metálica. Os puntos de fusión e ebulición ($P_f = 217\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 688\text{ }^\circ\text{C}$), así como a densidade ($\rho = 6,2\text{ g/mL}$), son superiores aos que amosa o selenio. Quimicamente, é máis reactivo que o xofre e que o selenio, oxídase con enorme facilidade ao ar e é rapidamente atacado polos ácidos e pola maioría dos axentes químicos.

Aplicacións

A pesar da súa semellanza co selenio, a utilidade do telurio viuse minguada pola súa menor abundancia e, por tanto, maior carestía. O telurio utilízase como aditivo en cantidades moi reducidas ($<0,1\%$) para formar aliaxes especiais e aproximadamente a metade da súa produción úsase como semiconductor. Dos seus compostos destaca o teluriuro de cadmio (CdTe), de importancia na fabricación de paneis solares e de puntos cuánticos, e o dióxido de telurio (TeO_2), usado como catalizador. Algúns dos usos máis importantes do telurio son os seguintes:

- O elemento e o seu óxido, TeO_2 , engádense aos vidros especiais para lles conferir cores características que, en función da súa concentración, dan distintas coloracións (azul, pardo, vermello etc.). Tamén se empregan na fabricación de esmaltes e vernices con que pintar as cerámicas.
- Úsase para preparar algunhas aliaxes ferrosas e non ferrosas con propiedades singulares. Así, engádese ao chumbo ($0,1\text{-}0,6\%$) para incrementar a súa resistencia á corrosión e agrégase ao ferro fundido para endurecer as pezas temperadas.
- Emprégase como axente vulcanizador do caucho, na preparación de compostos organometálicos, como inhibidor da oxidación dos aceites e dos lubricantes etc.

Importancia biolóxica

Da toxicoloxía do telurio cómpre recordar o que xa dixemos do selenio, pois o seu comportamento é semellante. Trátase dun elemento medianamente tóxico, ao igual que os seus



Fig. 213. Po de óxido de telurio.

derivados, aínda que non se coñecen envelenamentos graves. Polo tanto, cómpre que sexa manexado con moito tino e por persoal moi cualificado. A exposición do ser humano a tan pouca cantidade como $0,01 \text{ mg/m}^3$ ou menos conduce á súa metabolización como $(\text{CH}_3)_2\text{Te}$, que é moi volátil e se expele na respiración cun forte cheiro a allo. Sábese que moitos organismos metabolizan parcialmente o telurio e algúns fungos o incorporan ao seu sistema, ocupando o lugar do xofre ou do selenio en certos aminoácidos tales como a telurocisteína e a telurometionina.



Fig. 214. Paneis solares que incorporan CdTe.



¹²⁷I₅₃ Iodo

Masa atómica 126,904 u

Estado CE Sólido

Densidade 4,9 g/mL

Punto de fusión 114 °C

Punto de ebulición 183 °C

Nome e orixe

Corría o ano 1811 cando o químico industrial francés Bernard Courtois, que tiña unha fábrica de pólvora, intentaba utilizar o extracto obtido por lixiviación das cinzas das algas mariñas para producir salitre e potasa. Observou que os recipientes de cobre que utilizaba se corroían rapidamente ao entrar en contacto co produto obtido, polo que pensou na posibilidade da existencia dun novo elemento químico descoñecido capaz de reaccionar co cobre. Logo de moito experimentar, no ano 1812 observou que, ao tratar ese extracto das cinzas con ácido sulfúrico en quente, se desprendían uns vapores violetas intensos que se condensaban en forma de escamas cristalinas dunha cor violeta moi brillante. No ano 1813 Gay-Lussac demostrou a analoxía química existente entre este novo elemento químico e o xa ben coñecido cloro, e chamoulle *iode*, do grego *yódes*, ‘violeta’, en referencia ao seu aspecto externo e, particularmente, aos seus vapores. Ese nome adaptouse despois ao galego como *iodo*.

O iodo é, dos halóxenos normais, o máis escaso. A súa concentración, de 0,46 ppm, é entre 5 e 500 veces menor que a de bromo e a de cloro, respectivamente. Como os elementos do seu grupo, o iodo atópase nas augas dos mares en moi reducida concentración e, dado que é absorbido polos organismos mariños, pode obterse a partir das algas. A maioría do iodo que se consome procede do NaIO₃, contido no nitro de Chile (NaNO₃) nunha proporción do 0,2%. No corpo humano a maior cantidade de iodo atópase na glándula tiroide.

Obtención e propiedades

A obtención do iodo depende do material de partida. Cando partimos das algas ou de compostos onde se atopa como ioduros, cómpre realizar unha oxidación, ben con cloro, ben con outros axentes oxidantes típicos (MnO₂, H₂O₂ etc.). Cando se parte de iodatos, o proceso de obtención implica unha redución que, habitualmente, se realiza con bisulfito.

O iodo é un sólido non metálico que funde a 114 °C, ferve a 183 °C e ten unha densidade media ($\rho = 4,9$ g/mL). É esca-



Fig. 215. Sublimación do iodo.



Fig. 216. Retrato de Bernard Courtois (1777-1838), quen illou por vez primeira a morfina e o iodo.

mento e de cor violeta escura e, cando se sublima nun vaso, pódense visualizar os vapores violetas que o identifican. A diferenza do bromo, é moi pouco soluble na auga, onde só se dissolve na presenza de ioduros que o transforman en I_3 , que si é soluble. Porén, disólvese moito mellor en disolventes como cloroformo, éter, alcohol etc. O iodo é o menos reactivo dos halóxenos e, aínda que se comporta como un oxidante mediano, tarda en reaccionar coa maioría dos metais: tan só ao incrementar a temperatura se acelera o proceso de formación dos ioduros.

Aplicacións

As aplicacións do iodo e dos iododerivados son moi variadas: o 45% dedícase ao servizo sanitario, o 25% úsase como complemento da alimentación para combater o bocio, o 10% destínase a preparar produtos farmacéuticos, o 8% serve para obter catalizadores homoxéneos, un 5% úsase como estabilizante térmico e un 5% emprégase na industria dos pigmentos, tinturas, produtos de fotografía etc. Outros usos complementarios do iodo e dos seus compostos, orgánicos e inorgánicos, son os seguintes:

— O elemento puro úsase como catalizador nalgúns procesos químicos, como axente de absorción selectiva ou como antiséptico. Tamén se emprega para controlar o crecemento bacteriano, preparar tintura de iodo e iodoformo, elaborar lámpadas de iodo-cuarzo etc.

— Entre os ioduros inorgánicos, o AgI emprégase na fotografía e na xeminação de nubes para producir choiva artificial. Outros ioduros e algúns compostos organometálicos — NiI_2 , TiI_4 , $[Rh(CO)I_2]^-$ etc.— úsanse como catalizadores ou para preparar metais especiais con alta pureza polo método Van Arkel-De Boer.

— Os ioduros orgánicos utilízanse na preparación de tinturas, colorantes e indicadores; na produción de axentes xermicidas; na elaboración de líquidos e de disolventes de elevada densidade, etc. O iodo e os seus derivados son importantes nas técnicas volumétricas chamadas *iodometrías*.

Importancia biolóxica

A diferenza dos restantes elementos do grupo, o iodo é un elemento esencial para a saúde humana. A glándula tiroide contén un derivado do iodo, a tiroxina, cuxa carencia produce o bocio. Aquelas comunidades que non consomen habitualmente iodo padecen o bocio endémico, que se trata con inxeccións de iodotirina ou cunha alimentación equilibrada



Fig. 217. Proba iodométrica de presenza de amidón nun froito.

que incorpore as cantidades precisas de iodo. Nas comunidades próximas ao mar, onde predomina a alimentación con produtos mariños frescos ou se usa o sal sen refinar, endemais aparece o bocio como endémico.

En relación coa influencia que pode ter algún dos isótopos radioactivos do iodo sobre a saúde humana, pode mencionarse que o ^{131}I , cunha vida media de 8,02 días, é absorbido con moita facilidade pola glándula tiroide, polo que unha exposición prolongada a el produce cancro. Esta foi a situación que se viviu en Chernóbil no ano 1986, cando estoupou un reactor nuclear e lanzou á atmosfera cantidades importantes dos isótopos ^{131}I e ^{134}Cs , e as elevadas doses orixinaron milleiros de casos de cancro na poboación da contorna. De igual modo que estas doses elevadas do isótopo ^{131}I producen cancro, en doses controladas pódese usar como rastrexador radioactivo para comprobar o comportamento da tiroide, posto que esta técnica non é nada invasiva dada a súa curta vida.

A pesar de todo o dito sobre a necesidade do iodo, cómpre engadir que en grandes cantidades resulta tóxico, aínda que non o é tanto como os outros halóxenos. O contacto do iodo coa pel orixina un efecto similar ao da tintura de iodo e o contacto prolongado pode orixinar unha dermatite alérxica ou queimaduras leves.

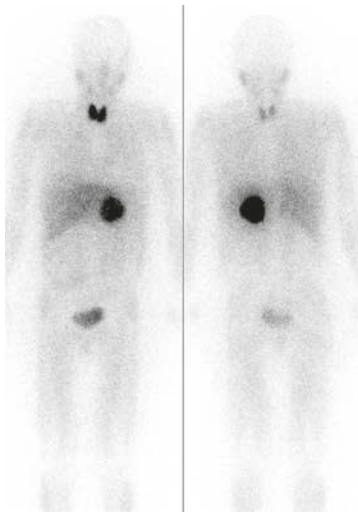


Fig. 218. Imaxe por gammagrafía MIBG dun paciente (vista frontal e posterior) cun tumor feocromocitoma na glándula suprarrenal provocado por radiación do ^{131}I .


 $^{131}\text{Xe}_{54}$ Xenon

Masa atómica 131,293 u
Estado CE Gas
Densidade 3,1 g/mL
Punto de fusión -111,75 °C
Punto de ebulición -108,1 °C


Fig. 219. Tubo de descarga cheo de xenon puro.

Nome e orixe

O descubrimento do elemento químico de $Z = 54$ vai da man dos traballos de Ramsay e do seu equipo no estudo do fraccionamento do ar para obter os gases nobres. O xenon descubrírono Ramsay e Travers no ano 1898 ao facer a destilación fraccionada do argon primitivo. No estudo dos gases derivados deste fraccionamento apareceu unha especie química nova, con espectro descoñecido ata o momento, e que foi denominado *xenon*. O nome deste elemento procede do grego *xenos* ('estranho, raro').

Este elemento químico gasoso é moi pouco abundoso no Universo e na Terra. No noso planeta preséntase 10^{-4} veces do que o helio e cunha concentración de 10^{-5} ppm en peso da codia terrestre, o que o converte nun dos elementos químicos máis escasos. Pódese encontrar atrapado nas rochas ígneas, pero o máis habitual é atopalo como un dos compoñentes do ar en cantidades moi pequenas.

Obtención e propiedades

Debido á escasa presenza do xenon no ar (0,086 ppm en peso), a obtención deste elemento é custosa. O proceso implica as etapas que xa se indicaron ao tratar o cripton. Normalmente non se prepara o xenon puro, senón que se emprega mesturado co cripton. Tan só se obtén puro cando se preparan compostos químicos de xenon e, nese caso, sepáranse todos os gases.

O xenon é un gas ($P_f = -111,75\text{ °C}$; $P_e = -108,1\text{ °C}$) con densidade baixa ($\rho = 3,1\text{ g/mL}$) e moito máis reactivo que os restantes elementos da familia dos gases nobres. Precisamente foi con este elemento químico co que Bartlett preparou compostos químicos por primeira vez no ano 1962 e, en consecuencia, refutou a idea de que estes elementos eran inertes. O primeiro composto dos gases nobres que se preparou foi o XeF_6 .

Aplicacións

O xenon emprégase cos mesmos fins que o cripton, polo que normalmente se utiliza a mestura dos dous. O seu interese principal reside na fabricación de lámpadas que subministren luz case natural, dado que produce un espectro case continuo cando se somete a unha descarga eléctrica. Recentemente utilizouse na fabricación de lámpadas para flash ou para proxectores de diapositivas, que necesitaban posuír unha luz extraordinariamente brillante. As lámpadas de xenon son máis eficaces, dado que permiten elevar a temperatura do filamento de volframio sen que este se deteriore, o que determina que se poidan fabricar lámpadas de menor tamaño. Na actualidade estase a deseñar un novo sistema de propulsión de naves espaciais onde se utiliza como propelente o gas xenon, que é dez veces máis eficiente que calquera dos utilizados hoxe. Ademais, na técnica de RMI estase probando a utilidade do isótopo ^{129}Xe como axente de contraste pola súa inocuidade: xa se probou en ratos, introducíndolles ^{129}Xe nos pulmóns, e as imaxes que se observan son excelentes e dunha gran resolución.

Importancia biolóxica

Non é un elemento tóxico, pero si é máis denso que o ar, polo que un escape do gas pode provocar asfixia en áreas pechadas.



Fig. 220. Faro dun coche con lámpada de xenon.



¹³³Cs₅₅ Cesio

Masa atómica 132,905 u

Estado CE Sólido

Densidade 1,9 g/mL

Punto de fusión 28,5 °C

Punto de ebulición 678 °C



Fig. 221. Cesio de alta pureza preservado en atmosfera de argon.



Fig. 222. Retrato de Carl Theodor Setterberg (1853-1883).

Nome e orixe

O cesio foi identificado por primeira vez como un novo elemento químico no ano 1860. Foron Kirchhoff e Bunsen os que, ao estudar espectroscopicamente residuos procedentes de auga do mar, observaron a presenza dunhas liñas nítidas na zona espectral do azul e atribuíronas á presenza dun novo elemento químico, ao que chamaron *caesius* (do latín, ‘azul celeste’), do que deriva a denominación actual, *cesio*. Bunsen intentou, infrutuosamente, preparar o cesio metal; varios anos máis tarde, a sorte acompañou a Setterberg e permitiulle pasar á historia da química como o primeiro en preparar este novo elemento químico con elevada pureza.

O cesio é o metal alcalino menos frecuente na codia terrestre. A súa concentración é de 2,6 ppm, pero dentro do sistema periódico non é nin dos máis raros nin dos máis escasos, xa que ocupa o lugar 45 pola súa presenza na Terra. Por ser un metal moi redutor preséntase decote como catión na compañía de anións como os silicatos, os boratos, os haluros etc. Os dous minerarios máis importantes son a polucita, un aluminosilicato complexo, e a rodicita, un borato que contén aluminio, potasio, berilio e cesio.

Obtención e propiedades

Para obter o cesio como metal puro, cómpre transformar algún dos seus minerarios no correspondente haluro e, a seguir, realizar a redución, ben por medio da corrente eléctrica, ben mediante un redutor enérxico. O método máis empregado industrialmente consiste en realizar a redución do CsCl cun grande exceso de calcio utilizando cachos moi pequenos dese redutor, a unha temperatura de 700-800 °C.

O cesio comparte as propiedades físicas e químicas dos alcalinos, especialmente as do rubidio. O punto de fusión do cesio ($P_f = 28,5\text{ °C}$) é mais baixo que o dos outros alcalinos, polo que funde con moita máis facilidade, mesmo coa calor das mans; é un dos cinco metais que están líquidos a temperatura ambiente. É un metal lixeiro ($\rho = 1,9\text{ g/mL}$) e cun punto de ebulición alto ($P_e = 678\text{ °C}$). Estas características fan que, nos

últimos tempos, se estea a investigar a posibilidade de usar cesio, rubidio ou aliaxes destes metais como intercambiadores de calor nas centrais nucleares con reactores rápidos. O problema que ten a súa utilización como intercambiadores é que, ao seren metais moi activos, reaccionan con moitos outros elementos químicos (como o osíxeno) e cos produtos máis habituais (como a auga), polo que pode resultar perigosa. O cesio é pirofórico e reacciona violentamente ao expoñerse ao ar.

O cesio ten 39 isótopos coñecidos, dous dos cales son particularmente perigosos: o ^{134}Cs , con vida media de dous anos, e o ^{137}Cs , con vida media de 30,2 anos. Nalgúns lugares, estes isótopos atópanse na atmosfera en grandes cantidades, como por exemplo en Chernóbil, a consecuencia da explosión dun reactor nuclear.

Aplicacións

O cesio emprégase de igual modo que o rubidio, se ben se prefire a utilización do cesio pola súa maior eficacia. Este metal utilízase para facer máis eficiente a reacción de obtención do metanol, partindo do gas de síntese ($\text{CO} + \text{H}_2$). Tamén se mestura co catalizador Cu/Zn para impurificalo e facelo máis efectivo.

No ano 1967 unha frecuencia específica do espectro de emisión do Cs foi elixida como definición internacional do segundo. No ano 1995 construíuse o primeiro reloxo atómico de cesio, cunha desviación de só un segundo nun millón de anos. Con posterioridade, fabricouse o reloxo máis preciso, chamado NIST-F1, que funciona na actualidade como estándar primario do tempo; ten unha precisión de 2-3 partes en 10^{14} , que corresponde a unha seguridade de dous nanosegundos por día. As últimas versións permiten unha certeza de 1 en 10^{15} , o que equivale a un atraso de só dous segundos dende a época dos dinosauros.

Importancia biolóxica

A actividade metabólica do cesio, ao igual que sucedía co rubidio, non é moi ben coñecida, aínda que si se sabe que a carencia del nos organismos dos animais superiores pode orixinar trastornos, do mesmo modo que a inxestión en exceso está contraindicada. O cesio e os seus compostos son medianamente tóxicos, de modo que a súa inhalación pode producir hiperirritabilidade e espasmos. A dose media letal do cloruro de cesio (CsCl) en ratos é de 2,3 g/kg, da orde da toxicidade do cloruro de potasio (KCl). O cesio metal tamén é un material perigoso e os seus isótopos radioactivos presentan alto risco para a saúde humana.



Fig. 223. Po de cloruro de cesio nun vidro de reloxo.



Fig. 224. Imaxe do FOCS1, reloxo atómico de cesio, en Suíza, que comezou a operar en 2004 cunha desviación de 1 s en 30 millóns de anos.



$^{137}\text{Ba}_{56}$

Bario

Masa atómica 137,327 u
Estado CE Sólido
Densidade 3,5 g/mL
Punto de fusión 710 °C
Punto de ebulición 1770 °C



Fig. 225. Anaco de bario nunha atmosfera protectora de argon.

Nome e orixe

Como sucede cos restantes elementos químicos do grupo dos alcalinotérreos, o bario coñeceu-se nas súas combinacións químicas antes que de forma illada. Así, no século XVII descubriuse en Bolonia (Italia) un mineral sulfato, ao que se lle chamou *baritina* (BaSO_4). No ano 1784 Withering descubriu un mineral carbonato, pero ata 1791 non foi posible comprobar que se trataba dun composto que contiña un novo elemento químico. Nese ano, Hope observou a chama da cor amarelo-verdosa característica dos compostos de bario e, no ano 1808, Davy conseguiu separar e identificar este novo elemento. O seu nome deriva, probablemente, do grego *barys* ('pesado'), dado que se obtivo da baritina e da barita, que son compostos pesados ($\rho = 4,5 \text{ g/mL}$).

A presenza do bario na natureza é moi parella á do estroncio, se ben o primeiro é un pouco máis abundoso. A súa concentración é de 390 ppm e atópase repartido a partes iguais entre os solos e as rochas ígneas, aínda que tamén existe en pequenas proporcións nas augas dos mares. Sábese que o bario está presente nas rochas lunares e é pouco abundoso nos meteoritos e nas estrelas. Os minerarios máis importantes do bario son os carbonatos (witherita) e os sulfatos (baritina), e algunha cantidade de bario acompaña a moitas rochas silicatadas.

Obtención e propiedades

O proceso que se segue na obtención do bario é semellante ao mencionado para o estroncio. O minerario transfórmase no correspondente óxido e, a seguir, redúcese con aluminio a temperatura elevada.

O bario, como todos os elementos alcalinotérreos, é un elemento metálico, con puntos de fusión e ebulición elevados ($P_f = 710\text{ }^{\circ}\text{C}$; $P_e = 1770\text{ }^{\circ}\text{C}$), densidade propia do grupo ($\rho = 3,5\text{ g/mL}$), elevada condutividade tanto térmica como eléctrica, así como cor e brillo metálicos. Quimicamente é un elemento moi reactivo que se comporta e emprega decote como un redutor forte.

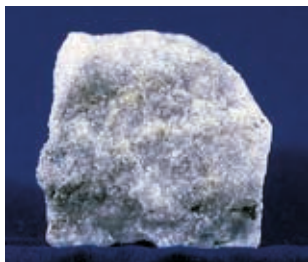


Fig. 226. Anaco de baritina (BaSO_4).

Aplicacións

Industrialmente o interese do bario é moi semellante ao do estroncio, se ben este resulta máis barato por ser máis abundoso. De todos os xeitos, só se emprega como metal na preparación de aliaxes moi específicas. O bario metal úsase tamén nos tubos de baleiro como captador de N_2 e O_2 , debido ao seu alto poder reductor.

Os seus sales son máis empregados que os de estroncio; concretamente, o sulfato de bario ($BaSO_4$) emprégase baixo a forma de suspensión acuosa —papila bária— como contraste nas exploracións radiolóxicas, con raios X, do tramo gastrointestinal. O uso principal da baritina ($BaSO_4$) é como material suplementario nos fluídos de perforación dos pozos de petróleo e de gas natural. Os compostos de bario, fundamentalmente os carbonatos, utilízanse en pirotecnia para conseguir as vistosas coloracións verdosas dos fogos artificiais.

Os primeiros supercondutores de alta temperatura (100 K) foron os $YBaCuO$, onde un dos compoñentes metálicos é o bario.

Importancia biolóxica

Cómpre evitar a manipulación do bario metálico coas mans, así como o contacto con outras partes do corpo, xa que pode producir graves queimaduras debido a que se cobre dunha capa de hidróxido tremendamente básica que é un forte desidratante e extrae a auga dos tecidos e da pel.

Os sales de bario débense manexar con cautela, coa precaución de non inxerir os solubles pola alta toxicidade que presentan en doses non moi elevadas, probablemente debida á habilidade do ión Ba^{+2} para bloquear as canles do ión potasio, que son esenciais para o bo funcionamento do sistema nervioso central. Este comportamento toxicolóxico non se aplica aos sales insolubles, como sucede co sulfato bórico.

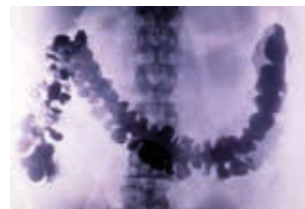
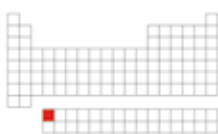


Fig. 227. Radiografía en que se utiliza o sulfato de bario como contraste no colon.



$^{139}\text{La}_{57}$ Lantano

Masa atómica 138,905 u

Estado CE Sólido

Densidade 6,2 g/mL

Punto de fusión 920 °C

Punto de ebulición 3454 °C



Fig. 228. Anaco de lantano puro.

Nome e orixe

Ao igual que o escandio e o itrio, que foron descubertos en terras raras, como se explicou nas súas respectivas seccións, o lantano tamén se atopou nunha terra rara chamada *cerita*. O descubridor deste novo elemento químico foi Carl Gustaf Mosander, un dos axudantes de Berzelius que, como o seu mestre, se dedicou á cirurxía, á química e á mineraloxía. Entre os anos 1839 e 1841 estudou a cerita e observou que, cando era atacada con ácido nítrico, disolvíase unha parte e quedaba un resto insoluble; da disolución obtivo dúas novas terras (véxase a figura 257). Unha delas foi nomeada *didimia* e a outra, por suxestión do seu mestre, *lantana*, derivado do grego que significa ‘o que fica agachado’. Da terra lantana (Ln_2O_3) obtívoase seguidamente o novo metal, o lantano.

Non se pode dicir que o lantano sexa un metal pouco abondoso ou raro, como sucedía co escandio e co itrio. Aparece na natureza cunha concentración de 34,6 ppm, superior á da media dos metais, e é máis abondoso que outros metais ben coñecidos como o cobalto, o cadmio, o galio, o litio etc. Na natureza preséntase como monacita, un fosfato que contén cerio e lantano xunto con pequenas proporcións doutros metais — $(\text{Ce},\text{La})\text{PO}_4$ —. O lantano tamén está presente noutros minerais como a bastnasita e a cerita, pero teñen un menor interese. As minas máis importantes de monacita están na India, aínda que este mineral tamén se atopa nas areas das praias de tonalidade escura. De feito, moitas das praias das nosas rías son ricas en areas monacíticas.

Obtención e propiedades

A obtención do lantano implica a concentración das areas monacíticas ata conseguir elevados contidos en metais lantanoides. A seguir, o lantano sepárase dos restantes metais do grupo mediante un proceso consistente na cristalización fraccionada ou precipitación fraccionada a partir da disolución que contén todos os metais lantanoides.



Fig. 229. Retrato de Carl Gustaf Mosander (1797-1858).

Ao atacar o minerario con HNO_3 , os nitratos formados sepáranse e, ao engadir NH_4NO_3 , fórmanse os nitratos dobres que se separan fraccionadamente. O nitrato de lantano separado — LaNO_3 — descomponse termicamente como óxido e logo sométese a un proceso de redución electrolítica do fundido ou ben a un proceso de redución metalotérmica.

O lantano é o primeiro elemento tipicamente lantanoide, tanto polas súas propiedades físicas como químicas. Trátase dun metal típico: cor e brillo metálicos, altos puntos de fusión e ebulición ($P_f = 920\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 3454\text{ }^\circ\text{C}$), densidade media ($\rho = 6,2\text{ g/mL}$), condutividade térmica e eléctrica, ductilidade, maleabilidade etc. Quimicamente trátase dun metal fortemente redutor, polo tanto, oxídase con facilidade ao ar e é atacado tanto por ácidos como por bases.

Aplicacións

A súa utilización industrial vai ligada á súa capacidade para actuar como redutor e como formador de aliaxes interesantes. A demanda dos lantanoides aumentou moito nos últimos anos e o máximo produtor mundial é A China. As aliaxes que forma o lantano ao se engadir ao ferro, ao aceiro ou aos metais caracterízanse en xeral por incrementar as súas propiedades físicas e a súa resistencia ao ataque químico. Algunhas das súas aliaxes férricas presentan comportamento pirofórico, polo que se inflaman con facilidade ao ar. Entre as aliaxes máis notables encontramos as seguintes: o mismetal, formado por un 50% de Ln (por ser máis barato) e por Ce/Nd/Pr/Gd/Yb, empregado nas pedras dos chisqueiros debido á súa capacidade pirofórica; a esponxa de hidróxeno, capaz de absorber hidróxeno catrocentas veces de xeito reversible; ou o Ni-hidruro metálico, empregado nas baterías dos coches híbridos.

Algúns compostos de lantano son de importancia industrial. Por exemplo, o La_2O_3 úsase na fabricación de vidros ópticos especiais, o carbonato de lantano — $\text{La}_2(\text{CO}_3)_2$ — utilízase no tratamento das insuficiencias renais crónicas pola súa capacidade para precipitar os fosfatos e reducir a hiperfosfemia, e os óxidos e haluros do lantano empréganse como eficaces catalizadores especiais no craqueamento do petróleo.

Importancia biolóxica

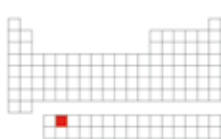
Pouco é o que se coñece sobre a toxicidade do lantano, pero, polo xeral, parece que nin os elementos deste grupo nin as súas combinacións ofrecen perigo para a saúde dos seres humanos.



Fig. 230. Po de La_2O_3 .



Fig. 231. Batería Ni-MH utilizada nos modelos híbridos Toyota Prius.



¹⁴⁰Ce₅₈ Cerio

Masa atómica 140,116 u

Estado CE Sólido

Densidade 6,8 g/mL

Punto de fusión 798 °C

Punto de ebulición 3257 °C

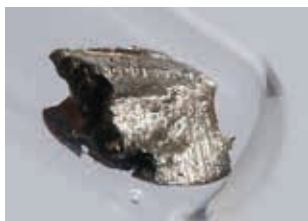


Fig. 232. Anaco de cerio puro en atmosfera de argon.

Nome e orixe

No ano 1751, o mineraloxista sueco A. F. Cronstedt encontrou nunha mina próxima á cidade de Batsnäs un mineral singular e moi pesado que despertou o interese dos investigadores: a bastnasita. Wilhelm Hisinger atopou, sobre o ano 1780, cando tiña quince anos, unha mostra deste mesmo mineral e, como lle parecía sorprendente, envioullo a Scheele para que o analizase e lle axudase a descubrir que novo elemento químico había nel. Cóntase que Scheele colocou o mineral no que os químicos chamamos «o armario dos erros» e non lle contestou. En 1803, Wilhelm Hisinger logrou obter unha nova terra a partir dese mineral, á que chamou *ceria* (Ce₂O₃), para lembrar o asteroide Ceres, descuberto no ano 1801 e así chamado en lembranza da deusa da agricultura romana, e ao mineral de procedencia chamoulle *cerita*. Pola mesma época, Klaproth e Berzelius obtiveron a ceria partindo de minerais que contiñan cerita, polo que os tres químicos foron os descubridores do metal de Z = 58, o cerio (véxase a figura 257). De todos os xeitos, o metal non era puro, senón que estaba impurificado por outros metais lantanoides, particularmente por lantano. O metal puro obtívoo Mosander ao tratar a ceria con ácido. O nome deste novo metal lantanoide, o cerio, deriva do nome do óxido do que se obtivo, a ceria.

O cerio é o metal do grupo dos lantanoides máis abundoso e non se pode dicir de modo ningún que sexa un elemento escaso na natureza. A súa concentración é de 66,4 ppm, da mesma orde que a doutros metais tan comúns coma o cobre ou o cinc, e moito máis abundoso que o estaño ou o chumbo. O cerio está presente en minerais do grupo dos fosfatos, silicatos, fluorocarbonatos ou óxidos mixtos. Os minerarios máis importantes son a bastnasita —CeCO₃F—, a monacita —CePO₄—, a cerita —(Ce)₃M^{II}H₃Si₃O₁₃— e, en menor medida, a gadolinita ou euxenita. Todos estes minerais son ricos na terra chamada ceria.



Fig. 233. Retrato de Wilhelm Hisinger (1766-1852).

Obtención e propiedades

Para obter o cerío, en primeiro lugar débese realizar a concentración do minerais e, en segundo lugar, a separación do cerío dos lantanoides. Cando se dispón de cerita concentrada, o cerío sepárase mediante un proceso de oxidación selectiva: baséase en que os sales de cerío(III) se oxidan a cerío(IV) con facilidade en disolución, e estes sales son moito máis doados de separar que os correspondentes a Ln(III) (Ln = lantanoides). Os procesos de hidrólise, precipitación, cristalización ou extracción selectiva dos sales de Ce(IV) realízanse de forma moi doada e, a continuación, obtense o correspondente óxido CeO_2 , que se reduce cun axeitado redutor a cerío metal.

O cerío é un metal típico con brillo e color metálicos, puntos de fusión e ebulición elevados ($P_f = 798\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 3257\text{ }^\circ\text{C}$), densidade media ($\rho = 6,8\text{ g/mL}$), alta condutividade térmica e eléctrica etc. Quimicamente é un metal reactivo que, como redutor típico, se oxida ao ar e é atacado con facilidade polos axentes químicos habituais.

Aplicacións

Dende o punto de vista industrial, este metal é o máis importante de todos os lantanoides por ser o máis abundoso e porque se obtén con relativa facilidade, o que determina o seu abaratamento. Utilízase na preparación de aliaxes especiais. Engádesse para facer máis efectiva a capacidade antioxidante e desulfurante das aliaxes, ao tempo que mellora as propiedades físicas (ductilidade, anticorrosión etc.) dos aceiros con baixo contido en carbón. Unha importante aliaxe do cerío é o mismetal, con características pirofóricas que o fan moi útil como pedra dos acendedores. Emprégase tamén para producir vidros especiais capaces de absorber os raios ultravioleta e as radiacións caloríficas e para fabricar as lentes dos sopradores de vidro.

Un composto de cerío moi importante na industria da automoción é o convertedor catalítico de óxidos de cerío: o sistema $\text{CeO}_2/\text{Ce}_2\text{O}_3$. O funcionamento deste sistema é moi simple: almacena osíxeno cando o coche está parado —o Ce_2O_3 oxídase a CeO_2 — e, no período de funcionamento, cando se require moito osíxeno para realizar ben a combustión dos hidrocarburos e do CO, o CeO_2 redúcese a Ce_2O_3 . Este óxido é tamén un importante catalizador no craqueamento das naftas e úsase no pulido dos vidros e nas cerámicas.



Fig. 234. Po de sulfato de cerío(IV).

Os sales de cerio(IV) son moi utilizados polos químicos no laboratorio como oxidantes na análise volumétrica en lugar do permanganato.



Fig. 235. Convertedor catalítico dun automóbil cun corte aberto para amosar a superficie metálica do catalizador.

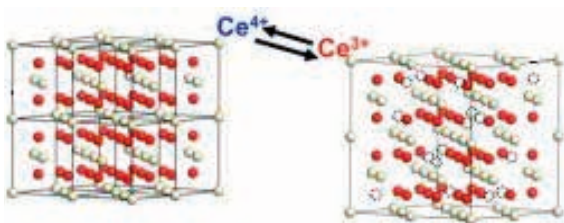
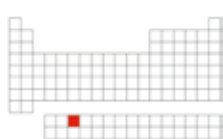


Fig. 236. Cambio estrutural entre a forma oxidada (CeO_2) e reducida (Ce_2O_3) no convertedor catalítico.

Importancia biolóxica

O cerio metal e os seus sales non parecen ter efectos toxicolóxicos para os seres vivos en cantidades pequenas, polo que o seu uso, así como a manipulación dos seus compostos, non é nada perigoso. Tan só a inxestión de elevadas cantidades do po metálico ou dos seus sales semella que pode producir riscos para a saúde. O maior perigo derivado do manexo do cerio vén como consecuencia do seu comportamento pirofórico (arde con facilidade a temperaturas de 60-80 °C) e dos fumes que produce, que son tóxicos.



$^{141}\text{Pr}_{59}$ Praseodimio

Masa atómica 140,908 u

Estado CE Sólido

Densidade 6,5 g/mL

Punto de fusión 935 °C

Punto de ebulición 3257 °C

Nome e orixe

Durante case 150 anos, os elementos metálicos do grupo dos lantanoides foron chamados *terras raras*. O nome *terra* era a denominación clásica que recibían os óxidos dos que procedían, e o adxectivo *raras* aplicábaselles por ser pouco coñecidas a comezos do século XIX. Hoxe en día rexéitase esta denominación por mor da súa abundancia na natureza. Sobre o ano 1840, Mosander atacou con ácido nítrico a cerita e obtivo unha disolución que se descompoñía termicamente e da que se obtiñan dúas terras: a xa mencionada *lantana* e outra, de cor rosada, á que chamou *didimia* (véxase a figura 257). Boisbaudran e Marignac encargáronse de demostrar que a didimia era un óxido que contiña moitos metais e conseguiron illar o que crían que era o óxido puro, ao que chamaron *didimia xenuína*, e ao metal resultante, *didimio*. O químico austríaco Carl Auer von Welsbach foi quen, no ano 1885, conseguiu atacar a didimia xenuína deixando unha didimia pura, da que se obtería o gadolinio, e outras dúas novas e xenuínas terras. A unha delas, de cor verde, chamoulle *praseodimia* ('didimia verde'), xa que *praseios*, en grego, significa 'verde porro'; dela obtívose o novo metal lantanoide, ao que chamou *praseodimio*.

Dentro do grupo dos lantanoides, o praseodimio preséntase na natureza cunha concentración media de 9,1 ppm, o que representa entre a cuarta e a sexta parte dos máis abundosos, pero, así e todo, non se pode dicir que sexa un metal escaso na Terra, dado que é tan abundoso como o chumbo e máis que o estaño. Preséntase acompañando os lantanoides, preferentemente nas rochas ricas en cerita, e os seus minerarios máis importantes son a monacita, a bastnasita e a propia cerita.

Obtención e propiedades

Na obtención deste metal débese seguir o procedemento común a todos os lantanoides, que consiste na concentración do mineral existente nun minerario rico en cerita, seguida da separación dos diferentes lantanoides presentes nese mine-

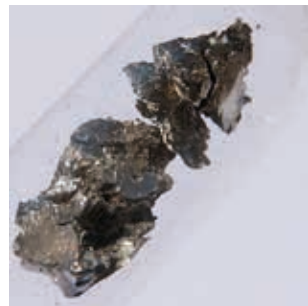


Fig. 237. Anaco de praseodimio baixo atmosfera de argon.



Fig. 238. Detalle dun billete austríaco onde aparece Carl Auer Freiherr von Welsbach (1858-1929).

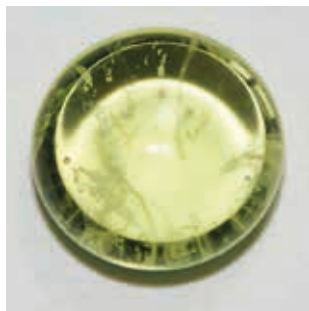


Fig. 239. A cor deste vidro débese á presenza de praseodimio.

rario con métodos axeitados e a posterior separación e purificación do metal. No caso do praseodimio, o metal sepárase como nitrato polo procedemento de cristalización fraccionada ou precipitación a partir da disolución obtida, tal e como se indicou no lantano. O nitrato separado $\text{—Pr(NO}_3)_3\text{—}$ transfórmase no óxido correspondente $\text{—Pr}_2\text{O}_3\text{—}$ e, a seguir, sométese a un proceso de redución metalotérmica. Este método consiste en transformar o óxido en fluoruro e logo reducir o PrF_3 con litio, magnesio ou calcio á menor temperatura posible en fundido.

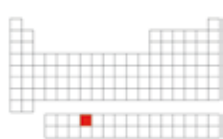
O praseodimio é un metal lantanoide de cor e brillo característicos, altos puntos de fusión e ebulición ($P_f = 935\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 3257\text{ }^\circ\text{C}$), densidade media ($\rho = 6,5\text{ g/mL}$), boa ductilidade, maleabilidade, condutividade etc. O seu comportamento químico é o dun metal reactivo, polo que se oxida con facilidade ao ar e é atacado polos ácidos e polas bases.

Aplicacións

Industrialmente ten interese na preparación de aliaxes con ferro, aceiros e mesmo aliaxes non férreas ás que lles confire propiedades singulares. A aliaxe con níquel (PrNi_5) presenta un efecto magnético-calórico de tal natureza que permite acercarnos a unha milésima do cero absoluto. Os compostos de praseodimio úsanse para colorear vidros e esmaltes dándolles unha tonalidade amarela.

Importancia biolóxica

Do praseodimio non se pode dicir que sexa un metal tóxico, polo que se poden manipular sen demasiadas precaucións tanto o metal como as súas combinacións. Ata o momento non se coñece ningunha función fisiolóxica relevante para este metal.



$^{144}\text{Nd}_{60}$ Neodimio

Masa atómica 144,242 u
 Estado CE Sólido
 Densidade 7,0 g/mL
 Punto de fusión 1016 °C
 Punto de ebulición 3127 °C

Nome e orixe

A obtención do neodimio foi un proceso longo, de máis de cen anos, que se iniciou co descubrimento de A. F. Cronstedt, no ano 1751, dun mineral pesado atopado nunha mina da cidade de Bastnäs, en Suecia. Este mineral, a cerita, foi considerado unha terra pura ata que C. G. Mosander, sobre o ano 1840, demostrou que ao atacalo con ácido nítrico se obtiña unha disolución transparente e un precipitado escuro. O precipitado chamouse *ceria* e permitiu obter o cerio metal, como xa se explicou. A disolución resultante, ao se concentrar, deu lugar a uns nitratos que se descompuxeron termicamente e produciron dúas novas terras, a lantana e a didimia. Ambas foron consideradas terras xenuínas, ata que Boisbaudran e Marignac demostraron que da didimia se podían obter outras terras, de modo que quedaba un residuo ao que se chamou *didimia xenuína* (véxase a figura 257). No ano 1885 o químico suízo Von Welsbach conseguiu atacar esta nova terra e demostrar que se desdobraba noutras dúas: unha de cor verde, á que chamou *praseodimia*, e outra, á que chamou *neodimia*, ‘nova didimia’. Da neodimia obtivo un novo metal lantanoide ao que chamou *neodimio*, denominación derivada do nome da súa terra de procedencia.

Dos dous metais que forman a didimia, praseodimio e neodimio, este último é o máis abundoso, catro veces máis que o praseodimio. A súa presenza na codia terrestre é elevada: a súa concentración é de 39,6 ppm, máis abundoso que o lantano e o cobalto. Os minerais en que se presenta son aqueles ricos en cerita, tales como a monacita, a bastnasita e a propia cerita; de menor importancia é a gadolinita.

Obtención e propiedades

A obtención do neodimio puro segue os pasos indicados para a obtención do praseodimio: logo de concentrar o mineral procedese á separación dos diferentes lantanoides. Os procedementos que se poden seguir para facer unha completa separación son os seguintes: en primeiro lugar, realízase a oxidación ou redución selectiva, soamente factible

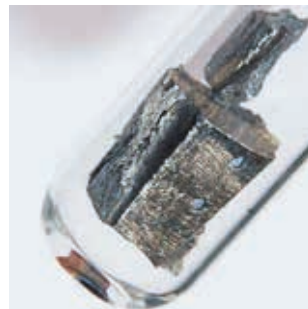
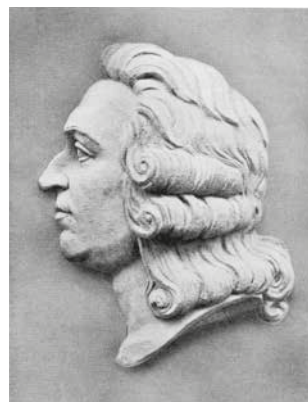


Fig. 240. Anaco de neodimio baixo atmosfera de argon.



Åxel F. Cronstedt.
 Bildning av F. Kjöltens, avseende öfver ålens porträtt. Uppsala.
 Bockström.

Fig. 241. Axel Fredrik Cronstedt (1722-1765).



Fig. 242. Cristais de sulfato de neodimio(III).

cando o metal presenta algún estado de oxidación diferente do M(III), estable, como no caso do cerio; a continuación, obsérvanse os cambios na basicidade do medio para os distintos metais no mesmo estado de oxidación e sepáranse os distintos M(III) mediante a) cristalización fraccionada ou precipitación a partir da disolución obtida por ataque con ácido nítrico, b) descomposición térmica fraccionada, c) cambio iónico ou d) extracción con disolventes; e por último, apróveitanse as diferenzas existentes nas propiedades físicas dalgún composto particular. No caso do neodimio, este adóitase separar por precipitación a partir dunha disolución na que se encontraba como nitrato. Unha vez separado o neodimio como óxido, obtense o metal por redución metalotérmica ou, no caso de que se vaia formar algunha aliaxe con ferro, por redución electrolítica do cloruro metálico (NdCl_3), fundido nun eutéctico con ferro.

O neodimio é un metal típico con todas as propiedades físicas e químicas que os caracterizan: punto de fusión e ebulición altos ($P_f = 1016\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 3127\text{ }^\circ\text{C}$), densidade media ($\rho = 7,0\text{ g/mL}$), boa condutividade e alta reactividade. Industrialmente pódese empregar exactamente igual que o cerio ou o lantano, pero a maior dificultade na obtención deste metal determina o seu encarecemento e, en consecuencia, unha menor utilización. As aliaxes que forma son das mesmas características que as xa citadas ao tratar o cerio.

Aplicacións

O neodimio é moi empregado na fabricación de imáns permanentes do tipo $\text{Nd}_2\text{Fe}_{14}\text{B}$, que xeran grande intensidade de campo e son máis baratos e potentes que os clásicos imáns de samario/cobalto, polo que se utilizan en ferramentas sen fíos, en selos magnéticos, en discos duros etc. Os láseres de neodimio son dunha enorme importancia industrial e tecnolóxica. Están formados por unha barra de YAG (un granate de itrio/aluminio de fórmula $\text{Al}_5\text{Y}_3\text{O}_{12}$) impurificado por ións Gd^{3+} . Este láser é de grande importancia e utilidade en medicina e odontoloxía, pero tamén se usa para cortar, soldar e marcar metais.

Algúns cristais de neodimio empréganse para dopar granates e obter deste xeito láseres sintéticos que poden ser utilizados para producir frecuencias moi definidas no infravermello (1054-1064 nm). Algúns láseres importantes de neodimio son o xa citado Nd:YAG, o Nd:YLF (fluoruro de itrio e litio) ou o Nd:YVO (vanadato de itrio).

Importancia biolóxica

Do comportamento toxicolóxico do neodimio pouco máis se pode engadir ao xa dito para outros metais deste grupo. Ata onde se sabe, a manipulación deste metal e os seus compostos non ofrece perigo para a saúde.



Fig. 243. Tulipa de cristal con neodimio baixo dous tipos de luz, fluorescente á esquerda e incandescente á dereita.

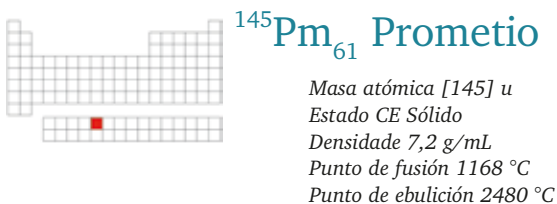


Fig. 244. Liñas espectrais na rexión do visible correspondentes ao prometio.



Fig. 245. Na parte superior esquerda, Jacob A. Marinsky (1918-2005), na parte superior dereita, Lawrence Elgin Glendenin (1918-2008) e na parte inferior, Charles DuBois Coryell (1912-1971).

Nome e orixe

O derradeiro metal lantanoide e o último dos metais en se descubrir, con exclusión dos modernos actinoides, foi o prometio ou promecio. Trátase dun elemento que non existe en cantidade apropiada en ningún mineral natural como para que se puidese atopar na Terra. O achado deste elemento foi complicado e durante moito tempo sucedéronse múltiples investigacións para atopalo. No ano 1926, dous equipos de investigadores creron atopar evidencias espectroscópicas da existencia de minúsculas cantidades dun novo elemento químico. Un deles detectouno nunha fracción de samario e suxeriu denominalo *florencio*, mentres que o outro o observou nunha fracción de neodimio e propuxo sinalalo *illinio*. Con todo, ningún dos traballos descritos na bibliografía química se puido repetir con éxito. No ano 1941, nun experimento no que se bombardeaba neodimio e samario nun ciclotrón, creuse comprobar a existencia de núclidos con número atómico 61, mais houbo que agardar ata o ano 1947 para que Marinsky, Glendenin e Coryell identificasen, inequivocamente, a presenza dun ión derivado do prometio como resultado da fisión nuclear inducida do uranio-235. A fisión nuclear puxo á nosa disposición a enerxía do núcleo atómico e o prometio foi un dos elementos descubertos con este procedemento, aínda que non sería ata o ano 1962 cando se preparou o primeiro gramo.

O nome orixinal do elemento con número atómico 61 foi *prometeo*, mais ao pouco tempo mudouse polo de *prometio*, que é o que perdura. O nome foille dado en loanza de Prometeo, o titán da mitoloxía grega que roubou o lume aos deuses para llelo entregar aos homes, motivo polo que foi condenado por Zeus para toda a eternidade.

Este elemento é o menos abondoso dos lantanoides e a súa presenza na codia é puramente testemuñal e froito da descomposición natural do uranio. A súa concentración estímase en $4,5 \cdot 10^{-20}$ ppm. Para dar unha mostra da súa presenza na codia terrestre, o químico finés O. Erämettä, no ano

1965, partindo de 6000 Tm de apatita, obtivo 20 Tm de concentrado en lantanoides e, logo de múltiples separacións coidadosas, illou 350 mg da mostra que identificou como prometio-147. Hoxe tamén se pode obter por bombardeo de samario ou neodimio.

Obtención e propiedades

A obtención do prometio é un proceso complicado que implica a fisión provocada do uranio e, a continuación, a separación dos isótopos máis estables do metal.

O prometio é un metal que conta con moitos isótopos de vida media ($t_{1/2}$) moi variable, dende uns poucos segundos ata algún ano. Os máis interesantes son Pm-146 ($t_{1/2} = 1,94$ anos) e Pm-147 ($t_{1/2} = 2,64$ anos). Poucos estudos se levan feito sobre este elemento químico, pero todos amosan que se trata dun metal típico con densidade media ($\rho = 7,2$ g/mL), elevados puntos de fusión e de ebulición ($P_f = 1168$ °C; $P_e = 2480$ °C), boa condutividade etc. Quimicamente compórtase como todos os elementos da serie dos lantanoides.

Aplicacións

Dos usos do prometio é moi pouco o que se sabe por mor do seu elevado custo de obtención, pero as súas propiedades pódense extrapolar do comportamento doutros metais do seu grupo, se ben non resulta útil na preparación de aliaxes, dadas a súa radioactividade e curta vida. Poderíase empregar como unha fonte de radiación β , pero como xa se indicou, resulta moi caro.

Importancia biolóxica

No aspecto toxicolóxico, o uso do prometio é perigoso por mor da radioactividade que teñen todos os seus núclidos. Incluso a manipulación do isótopo máis estable (Pm-147) se debe facer con pantallas protectoras especiais cando se traballa con cantidades que superan os 100 mg.



Fig. 246. Cloruro de prometio(III) utilizado como fonte de luz tras a aplicación de calor.

¹⁵⁰Sm₆₂ Samario

Masa atómica 150,36 u

Estado CE Sólido

Densidade 7,6 g/mL

Punto de fusión 1072 °C

Punto de ebulición 1900 °C

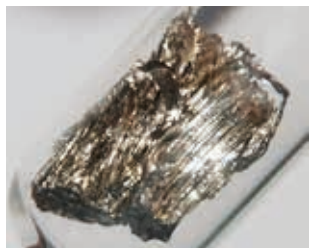


Fig. 247. Anaco de samario ultrapuro.

Nome e orixe

No ano 1879, Lecoq de Boisbaudran descubriu espectroscopicamente o samario no mineral samarskita e, pouco despois, conseguiu separalo. Deulle este nome en lembranza do oficial de minas ruso Samarsky, descubridor da samarskita, que tamén se denomina así na súa honra. Boisbaudran comprobou que a terra didimia, procedente da cerita, non era pura, senón que era un óxido mixto con varios elementos metálicos distintos. Logo de atacar con ácido nítrico a didimia, obtivo unha disolución da que, ao neutralizala e logo alcalinizala con amoníaco, logrou precipitar unha nova e descoñecida terra, que chamou *samaría*, por presentar un aspecto moi semellante ao do samario (véxase a figura 257). A samaria atopouse pouco despois na samarskita. O samario non era un elemento químico puro, senón que cumpriría agardar ata o ano 1901 para podelo preparar puro, tal e como se explicará no capítulo do europio.

O samario é un elemento químico que se presenta na natureza cunha concentración de 7 ppm e que ocupa unha posición intermedia dentro do grupo dos lantanoides. Non se pode dicir, pois, que é un metal raro, dado que é case tan abondoso como o chumbo e máis que o estaño ou o mercurio. Preséntase en pequenas proporcións naqueles minerais que conteñen cerita: monacitas, bastnasitas e a propia cerita. En maiores proporcións preséntase na samarskita, un niobato-tantalato de uranilo, calcio, ferro e lantanoides.

Obtención e propiedades

O proceso de obtención do samario implica unha etapa previa de concentración do minerais, debido ás baixas proporcións en que se atopa este metal. A continuación, débense separar os diferentes metais que acompañan o samario seguindo as técnicas xa indicadas no caso do praseodimio. O samario, ao igual que o praseodimio, sepárase por cristalización fraccionada aproveitando que o seu bromato é o mais soluble de todos os metais lantanoides do seu minerais. O nitrato descomponse termicamente e logo o seu óxido

(Sm_2O_3) redúcese metalotermicamente. Esta redución realízase normalmente con litio ou magnesio a temperatura alta.

O samario é un metal con todas as características típicas destes elementos: cor e brillo metálicos, puntos de fusión e ebulición elevados ($P_f = 1072\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 1900\text{ }^\circ\text{C}$) e densidade tipicamente metálica ($\rho = 7,6\text{ g/mL}$); é dúctil e maleable e conduce ben a calor e a electricidade. No tocante á súa reactividade química é un metal electropositivo, polo que se oxida ao ar con moita facilidade. O seu potencial de redución é moi semellante ao do magnesio e compórtase coma el tanto na auga coma fronte aos ácidos diluídos e concentrados.



Fig. 248. Samarskita.

Aplicacións

A súa utilización industrial vai vencellada ao seu comportamento físico e químico; polo tanto, pódese empregar como redutor ou ben como un metal típico na manufactura de aliaxes. Emprégase con estes fins, pero é moito menos utilizado que o lantano ou o cerio por mor da súa carestía.

A aplicación máis importante do samario é na preparación de imáns permanentes de Sm/Co con composición SmCo_5 ou $\text{Sm}_2\text{Co}_{17}$. O seu comportamento é algo peor que o dos imáns permanentes de neodimio, pero aguantan moito mellor ese comportamento magnético a temperaturas superiores a $700\text{ }^\circ\text{C}$.

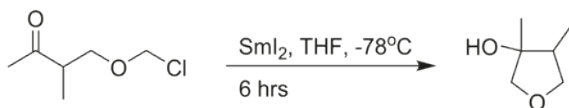
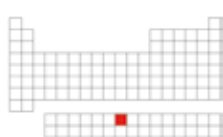


Fig. 249. Arriba, montaxe da reacción de Barbier utilizando SmI_2 . Abaixo, a reacción producida intramolecularmente entre un haluro de alquilo e un grupo carbonilo.

Algúns compostos de samario son axentes catalíticos en reaccións moi importantes, como a reacción de Friedel-Crafts, a reacción de Barbier, a síntese total de Taxol etc. O ^{135}Sm é un emisor β con vida media de 46 horas e utilízase para destruír células tumorais en cancros de pulmón, de próstata, de mama ou de ósos. Este composto de samario comercialízase como Quadramet.

Importancia biolóxica

O samario compórtase toxicoloxicamente como os restantes metais deste grupo. Non se coñecen contraindicacións no seu manexo e soamente a inxestión de grandes cantidades do metal ou dos seus sales pode producir envelenamento. A cantidade total de samario en persoas adultas é de 59 μg , acumulado fundamentalmente nos riles e no fígado, cunha concentración duns 8 $\mu\text{g/L}$. Os seus compostos atópanse disoltos no sangue.



¹⁵²Eu₆₃ Europio

Masa atómica 151,964 u
 Estado CE Sólido
 Densidade 5,2 g/mL
 Punto de fusión 826 °C
 Punto de ebulición 1439 °C

Nome e orixe

O europio, con $Z = 63$, foi obtido por vez primeira en 1901 polo químico francés E. A. Demarçay 150 anos despois de que Cronstedt descubrira a bastnasita. Neste mineral, así como noutros, identificouse a cerita, unha terra que Mosander atacou en variadas condicións ata conseguir demostrar que constaba doutras terras. Nunha desas terras, que denominou *didimia* e que considerou erroneamente un óxido xenuíno, Boisbaudran conseguiu diferenciar outras dúas terras diferentes: unha, á que se chamou *didimia xenuína*, da que logo se soubo que contiña praseodimio, neodimio e gadolinio, e unha segunda terra (véxase a figura 257) á que se chamou *samaría* e que se considerou como o óxido do elemento chamado *samarío*. No ano 1901 Demarçay atacou con ácido nítrico a samaria e conseguiu separar, fraccionadamente, dous nitratos metálicos con comportamento espectral diferente: un deles, o que era máis abundoso, deu lugar ao samario, e o nitrato restante permitiu obter un novo elemento químico, tamén metálico, ao que Demarçay chamou *europio* en loanza do Vello Continente.

O europio é un elemento metálico dos menos abundosos dentro do grupo dos lantanoides, pero aínda así non se pode considerar un metal raro. A súa concentración é de 2,1 ppm, o que representa un valor semellante ao do estaño e moito maior que o dos metais nobres (como o ouro, a prata ou o platino). Na natureza preséntase, ao igual que o samario, en todos aqueles minerais que conteñen cerita, pero neles a súa concentración é moi baixa. O europio, debido a que é moi estable no estado de oxidación II, pódese presentar acompañando o estroncio, o bario e o chumbo nas súas combinacións. Así, preséntase en titanatos, feldespatos, estroncianitas e apatitas de chumbo.

Obtención e propiedades

Por mor da diseminación con que se presenta o europio na natureza, a concentración dos seus minerarios e a separación do metal supoñen un problema delicado. Cando se pre-



Fig. 250. Anaco de europio.



Fig. 251. Retrato de Eugène-Anatole Demarçay (1852-1903).

tende obter o europio da samarskita ou doutros minerarios de lantanoides, emprégase o proceso de redución selectiva aproveitando que o Eu(III) se reduce doadamente con cinc a Eu(II) e, logo, sepárase facilmente da disolución dos outros metais. Posteriormente o óxido puro obtido (EuO_2) redúcese metalotermicamente cun metal redutor forte e purifícase por destilación a baleiro.

A cor, o brillo e as características físicas do europio son tipicamente metálicas: conduce moi ben a calor e a electricidade, ten a densidade típica dos metais deste grupo ($\rho = 5,2 \text{ g/mL}$) e os seus puntos de fusión e ebulición ($P_f = 826 \text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 1439 \text{ }^\circ\text{C}$), aínda que máis baixos do normal, seguen a ser característicos dos elementos metálicos. A reactividade do europio é a característica principal deste metal, se ben cómpre algunha matización. O europio é o máis reactivo dos metais lantanoides: finamente dividido é pirofórico —arde espontaneamente ao se expoñer ao ar—, na presenza da auga disólvese rapidamente e transfórmase no hidróxido, e tamén é atacado con facilidade polos distintos ácidos.

Aplicacións

Industrialmente pódese empregar coas mesmas finalidades que os restantes elementos desta serie, pero debido á súa dificultade de obtención non se utiliza moito, tan só na elaboración dalgunhas aliaxes especiais.

Cando o ortovanadato de itrio (YVO_4) se dopa con europio, prodúcese unha fosforescencia vermella, o que permitiu a aparición da cor nas televisións. De feito, a utilización comercial máis importante deste elemento é a fabricación das pantallas de cor das televisións, que conteñen entre 0,5 e 1 g de europio, e dos ordenadores. Tamén se usa na fabricación de lámpadas e vidros fluorescentes, o que está a provocar que se reciclen todos estes utensilios para obter o metal.

Alguns complexos de europio utilízanse para resolver os sinais de RMN de ^1H , pois facilitan a súa observación en certos compostos orgánicos de difícil caracterización.

Importancia biolóxica

Respecto ao comportamento toxicolóxico, pouco se sabe dos aspectos negativos derivados da manipulación deste metal, pero parece que non é tóxico nin produce un efecto acumulativo perigoso no organismo. Con todo, o estudo toxicolóxico definitivo está aínda por facer. Xa se coñecen algúns valores linde toxicolóxicos, por administración oral, para compostos



Fig. 252. Na parte superior, tubo con sulfato de europio, $\text{Eu}_2(\text{SO}_4)_3$, e na parte inferior, o mesmo tubo coa fluorescencia vermella deste sulfato baixo a incidencia de luz ultravioleta.

de europio; así, tanto para o nitrato coma para o cloruro de europio o valor é de 5 g/kg nos seres humanos. O manexo do europio débese facer con tino, pois pode resultar perigoso por ser pirofórico e explosivo.

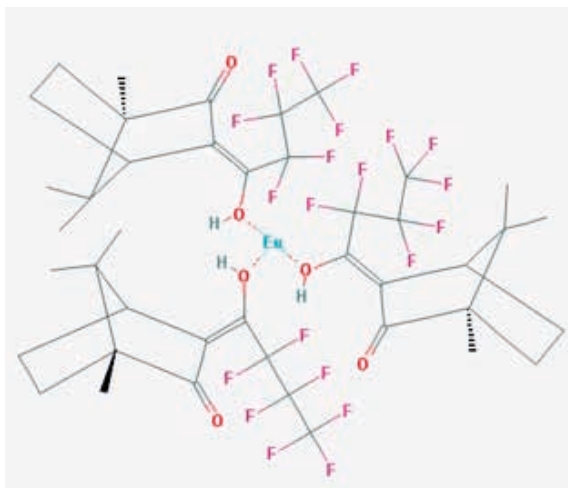
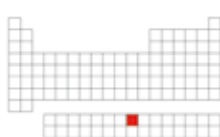


Fig. 253. Estrutura do complexo $\text{Eu}(\text{bfc})_3$, composto dispoñible comercialmente para resolver mesturas de estereoisómeros por RMN de ^1H .



$^{157}\text{Gd}_{64}$ Gadolinio

Masa atómica 157,25 u

Estado CE Sólido

Densidade 7,9 g/mL

Punto de fusión 1312 °C

Punto de ebulición 3000 °C



Fig. 254. Anaco de gadolinio.

Nome e orixe

Aínda que Gadolin pasou á historia como o descubridor dos metais lantanoides, en honor á historia da química debemos dicir que foron Cronstedt e Arrhenius, un tenente da armada sueca, quen iniciaron o descubrimento e a descrición destes elementos químicos metálicos. No ano 1787, Carl Axel Arrhenius descubriu de modo casual, nunha canteira de feldespato situada na cidade de Ytterby, próxima a Estocolmo, un novo mineral negro que foi chamado *iterbita*, pero ao que Ekeberg cambiou o nome no ano 1797 polo de *gadolinita*, coa finalidade de lembrar a Gadolin, quen preparara o óxido chamado *itria*. Sobre o ano 1840 Mosander logrou separar a *iterbita* en tres óxidos diferentes. Tiveron que pasar moitos anos ata que Delafontaine, no ano 1878, conseguiu atacar con ácido unha desas terras, a *terbia*, e separala en dúas fraccións. Dunha delas o químico suízo Marignac, no ano 1880, illou un novo elemento químico metálico ao que chamou *gadolinio*, nome derivado de *gadolinita*, de novo na honra de Gadolin —de modo que este é un dos poucos elementos químicos co nome propio dun científico—. Este mesmo metal foi preparado, no ano 1886, por Lecoq de Boisbaudran partindo da cerita (véxase a figura 257).

A concentración con que se presenta o gadolinio na natureza é de 6,1 ppm, o que representa un valor medio dentro da serie dos elementos lantanoides. O seu valor é semellante ao do samario ou ao do praseodimio e superior ao do estaño e outros metais máis coñecidos como a prata, o ouro ou o platino. Atópase moi espallado na codia terrestre e os minerais en que máis abunda son aqueles ricos en *itria*: *gadolinita*, *xenotima* e *euxenita*.

Obtención e propiedades

A obtención do gadolinio implica a realización de todos os procesos característicos da obtención dos elementos químicos do grupo dos lantanoides: concentración dos minerais, separación dos metais e illamento e purificación do metal. A



Fig. 255. Retrato de Jean Charles Galissard de Marignac (1817-1894).

separación do gadolinio realízase mediante a técnica de extracción con disolventes; precisamente, o primeiro quilo de gadolinio obtívose industrialmente, cunha riqueza en metal do 95%, mediante a extracción con TBP (fosfato de tributilo) a partir dunha disolución en que se encontraba como nitrato. A purificación lévase a cabo a partir do óxido (Gd_2O_3) resultante, que se reduce metalotermicamente utilizando un redutor axeitado.

O gadolinio compórtase como un metal típico: o seu brillo e cor son característicos, os seus puntos de fusión e ebulición ($P_f = 1312\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 3000\text{ }^\circ\text{C}$) son elevados, a densidade ($\rho = 7,9\text{ g/mL}$) é media e a condutividade, boa. A reactividade química é tipicamente metálica: oxídase rápido ao ar, aínda que con máis lentitude con osíxeno seco, é atacado polos ácidos diluídos e incluso se dissolve na auga.

Aplicacións

O carácter de redutor e de metal determina as utilizacións industriais do gadolinio. Emprégase habitualmente na elaboración de aliaxes, dado que a adición deste metal é efectiva para o incremento das propiedades desoxidantes e desulfurantes, así como para as propiedades físicas de certos aceiros especiais.

A importancia dos compostos de gadolinio na actualidade ten que ver coa súa utilización como axentes de contraste na resonancia magnética por imaxe (RMI). Os compostos de coordinación do gadolinio(III) son paramagnéticos e pouco tóxicos no organismo, polo que se poden empregar como líquidos de contraste na obtención de imaxes do fígado, dos pulmóns e doutros órganos, dado que permiten visualizalos moi ben. Moi recentemente descubríronse os gadonanotubos (nanotubos de carbono que conteñen clústeres de ións Gd(III) paramagnéticos e que son corenta veces máis eficaces) e hoxe estanse estudando os gadofulerenotubos coa mesma idea.

Estes mesmos complexos de Gd(III) son de utilidade en investigación para poder caracterizar os espectros de RMN de ^1H para moitos compostos orgánicos complicados, pois permiten ensanchar os sinais.

Importancia biolóxica

Como metal, a día de hoxe non se coñece que o gadolinio sexa prexudicial para a saúde, e nin sequera parece que a súa manipulación orixine efectos acumulativos nos organis-



Fig. 256. Gadolinita, un silicato de fórmula $(\text{Ce,La,Nd,Y})_2\text{FeBe}_2\text{Si}_2\text{O}_{10}$.

mos superiores. Tan só a inxestión de cantidades masivas deste elemento pode ter efectos nocivos para os seres vivos.

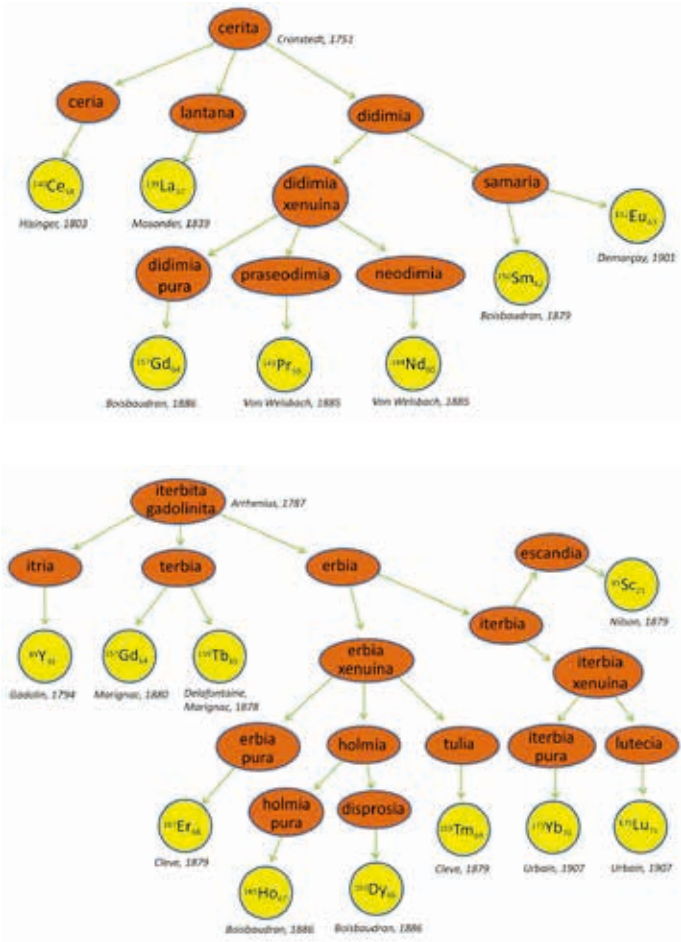
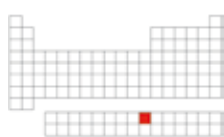


Fig. 257. Esquemas da obtención dos diferentes elementos lantanoides a partir da cerita e da iterbita.



$^{159}\text{Tb}_{65}$ Terbio

Masa atómica 158,925 u
 Estado CE Sólido
 Densidade 8,3 g/mL
 Punto de fusión 1356 °C
 Punto de ebulición 2480 °C

Nome e orixe

O nome deste elemento químico e o seu descubrimento atribúense a Carl Gustaf Mosander, un dos axudantes de Berzelius, mais cómpre analizar máis polo miúdo a súa historia. O descubrimento, por parte de Gadolin, de minerais que contiñan a terra itria sentou as bases para a obtención deste elemento químico. A continuación, Mosander conseguiu separar, no ano 1843, a iterbita en tres terras: a itria, a terbia e a erbia (véxase a figura 257). Mosander creu que as tres terras eran xenuínas e aos metais que obtivo chamoulles *itrio*, *terbio* e *erbio*, mais, en realidade, todas elas eran óxidos mixtos. No ano 1878, Delafontaine conseguiu atacar a terra terbia e separou dúas fraccións. En colaboración con Marignac, dunha das fraccións obtivo o metal que chamou *terbio*. Deste modo, aínda que Mosander foi o descubridor deste metal, en realidade foron Marignac e Delafontaine quen, por primeira vez, obtiveron o metal puro. O nome deste elemento químico, con $Z = 65$, deriva de *terbia*, o nome da terra onde se atopou, e fai referencia, ao igual que itrio, erbio e iterbio, á cidade de Ytterby.

O terbio é, dentro dos elementos lantanoides, dos menos abundosos, cunha concentración de 1,2 ppm, unhas cincuenta veces menor que a do cerio. En comparación cos demais elementos da súa serie, non é nin moi abundoso nin moi escaso na codia terrestre; a súa concentración é comparable á do volframio ou á do tántalo, algo inferior á do estaño e moito maior que a do mercurio, o ouro ou a prata. Na natureza atópase moi diseminado en diferentes minerais que conteñen itria. Os minerais máis importantes son a xenotima, un fosfato de lantanoides pesados semellante ás monacitas; a euxenita, un óxido mixto de titanio/niobio/tántalo e lantanoides; a gadolinita, un silicato; e, por último, os minerarios característicos dos lantanoides máis lixeiros, aínda que estes o conteñen en moita menor proporción.

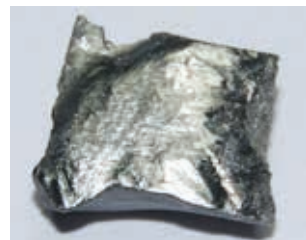


Fig. 258. Anaco de terbio puro.



Fig. 259. Caricatura de Marc Delafontaine (1837-1911), publicada no *Chicago Tribune* en 1897.



Fig. 260. Imaxe dun transdutor acústico baseado en Terfenol-D, utilizado na sondaxe de xacementos de petróleo.

Obtención e propiedades

A obtención deste metal implica a concentración previa dos minerarios ata conseguir elevadas cantidades do material de partida, a itria. A seguir, é preciso realizar a separación do metal, que normalmente se fai por oxidación selectiva aproveitando a estabilidade do Tb(IV). Unha vez que se produce a concentración en óxido de terbio(IV), procédese á obtención do metal por redución metalotérmica e, finalmente, purifícase por destilación ao baleiro.

O terbio é un metal lantanóide de cor e brillo característicos, con puntos de fusión e ebulición elevados ($P_f = 1356\text{ }^{\circ}\text{C}$; $P_e = 2480\text{ }^{\circ}\text{C}$), densidade media ($\rho = 8,3\text{ g/mL}$), boa condutividade da electricidade e da calor etc. A súa reactividade é semellante á dos demais lantanóides. O terbio é particularmente reactivo co osíxeno e reacciona normalmente coa auga, cos ácidos e cos axentes de síntese habituais.

Aplicacións

As aplicacións industriais deste metal son semellantes ás dos restantes metais lantanóides, o que determina que, por mor da súa carestía, soamente se empregue na preparación dalgunhas aliaxes especiais e en ocasións moi concretas.

O terbio e os seus sales utilízanse para preparar utensilios sólidos con características especiais. Ademais, empréganse como estabilizadores de pilas de fuel que operan a temperaturas elevadas; como compoñente da aliaxe Terfenol-D (con fórmula $\text{Tb}_x\text{Dy}_{1-x}\text{Fe}_2$, onde x corresponde a un valor de 0,3), de grande importancia na tecnoloxía naval; como sensor e como sonar etc. A maior parte do terbio e dos seus compostos utilízase para producir a fosforescencia verde, que, xunto coa fosforescencia azul que producen os sales de Eu(II) e a fosforescencia rosa característica dos sales de Eu(III), integran a tecnoloxía da luz tricromática, utilizada como estándar de iluminación interior.

Importancia biolóxica

Dende o punto de vista toxicolóxico débese indicar que este metal lantanóide non é tóxico e se pode manipular sen moitas precaucións.



$^{163}\text{Dy}_{66}$ Disprosio

Masa atómica 162,5 u
 Estado CE Sólido
 Densidade 8,6 g/mL
 Punto de fusión 1407 °C
 Punto de ebulición 2335 °C

Nome e orixe

A autoría do descubrimento deste elemento químico corresponde a Lecoq de Boisbaudran. Este químico francés é considerado como un auténtico «cazaelementos», xa que foi o responsable da separación do disprosio, do galio, do samario e do holmio, ademais do desenvolvemento dun procedemento novo para obter o gadolinio. O disprosio foi descuberto na holmia, unha terra que Cleve identificou na erbia xenuína que lle enviara Marignac. Boisbaudran decatouse, no ano 1886, de que a holmia non era un óxido puro e conseguiu separala en dúas novas terras: a holmia pura e outra á que chamou *disprosia*, do grego *dysprositos*, 'difícil de atopar' (véxase a figura 257). A partir deste óxido liberou o metal que hoxe chamamos *disprosio*, denominación que deriva do nome da terra da que procede.

O disprosio é un elemento lantanoide que se presenta na natureza cunha concentración intermedia dentro da serie: 4,5 ppm. A nivel de comparación con outros metais coñecidos, é máis frecuente na codia terrestre que o estaño, o iodo, o tántalo, o volframio ou o molibdeno e, polo tanto, non se pode dicir que se trate dun metal raro. Ao igual que sucede coa maioría dos lantanoides, atópase moi espallado pola codia en xacementos con baixo contido no metal. Os seus minerarios máis importantes son a euxenita, a xenotima e a gadolinita.

Obtención e propiedades

Para obter o disprosio con pureza elevada primeiro procédese a concentrar o minerario ata conseguir unha cantidade importante de itria. Seguidamente procédese a realizar a separación do metal baixo a forma de óxido, normalmente por cristalización fraccionada ou precipitación partindo da disolución que contén os diferentes lantanoides. O óxido metálico (Dy_2O_3) redúcese a metal mediante un proceso de redución metalotérmica e, finalmente, o metal pódese purificar por destilación ao baleiro.



Fig. 261. Láminas de disprosio.



Fig. 262. Anacos de xenotima.

O disprosio é un metal de cor e brillo característicos, con puntos de fusión e ebulición elevados ($P_f = 1407\text{ }^{\circ}\text{C}$; $P_e = 2335\text{ }^{\circ}\text{C}$), densidade media ($\rho = 8,6\text{ g/mL}$), bo condutor da calor e da electricidade, dúctil e maleable etc. A súa reactividade vén marcada polo feito de ser un metal fácil de oxidar e atacable polos ácidos e pola auga, pero ao ser un lantanoide de masa atómica elevada, a súa reactividade diminúe lixeiramente.

Aplicacións

Úsase como redutor e na formación de aliaxes de interese industrial, pero presenta, na súa utilización, o inconveniente doutros metais lantanoides: a súa carestía.

O disprosio emprégase na preparación de barras de absorción de neutróns en reactores nucleares. Algúns compostos de disprosio que presentan moi elevada magnetización e susceptibilidade empréganse como almacenadores de datos en discos duros de ordenador. Os imáns permanentes de Nd/Fe/B cun 6% de disprosio son importantes nos modernos motores eléctricos dos coches híbridos, de modo que cada coche híbrido leva uns 100 g de disprosio. Como xa indicamos, o disprosio é un dos compoñentes da importante aliaxe Terfenol-D (integrada por terbio, ferro e disprosio).

Importancia biolóxica

O disprosio non é un metal tóxico, aínda que cando un ser vivo o inxire en cantidades masivas (estimadas en 500 g) produce hiperglicemia, dexeneración do bazo, desenvolvemento de graxa no fígado e redución da presión sanguínea. De todos os xeitos, os ións lantanoides, administrados como complexos, son activos anticoagulantes do sangue e os complexos de disprosio compórtanse do mesmo xeito.

$^{165}\text{Ho}_{67}$ Holmio

Masa atómica 164,930 u
 Estado CE Sólido
 Densidade 8,8 g/mL
 Punto de fusión 1470 °C
 Punto de ebulición 2720 °C

Nome e orixe

O holmio é outro dos elementos contidos orixinalmente na iterbita. Lembremos como Mosander no 1843 separara ese mineral en tres terras: a itria, a terbia, e a erbia, correspondente á porción rosada. No ano 1878, Marignac, tras recoñecer que a erbia era un óxido mixto, desdobrouna en dúas: iterbia e erbia xenuína. A partir dese momento, Cleve dedicouse ao estudo desa erbia xenuína ata separala en tres porcións: a erbia pura, a tulia e unha terceira de cor marrón, a holmia (véxase a figura 257). A denominación desta última foi acuñada no 1879 por Cleve e alude ao nome latino da súa cidade de orixe, Estocolmo, que era coñecida nesta lingua como *Holmia* e cuxa raíz *holm-* significa 'illas' —a cidade de Estocolmo está construída sobre moitas illas—. Cleve pensou que a *holmia* era xa o elemento puro, pero no ano 1886 Boisbaudran logrou a separación desa terra en dúas novas, que chamou *disprosia* e *holmia pura*, da que xa obtivo o metal, ao que lle chamou *holmio*, denominación derivada do nome da terra de procedencia.

Ao igual que lle sucedía ao terbio, o holmio é un dos lantanoides menos abondosos, cunha concentración de 1,3 ppm. A pesar de ser 30-50 veces menos abondoso que os lantanoides máis coñecidos, a presenza do holmio na codia terrestre é pequena pero non desprezable, pois é similar á do xermanio, volframio ou molibdeno, un pouco menor que a do estaño e moito maior que a do iodo, mercurio ou antimonio. Os minerais en que se presenta o holmio na codia terrestre son todos aqueles ricos en itria: a gadolinita, a euxenita, a xenotima e, en menor medida, as monacitas e as ceritas.

Obtención e propiedades

No obtención do holmio séguese o mesmo procedemento utilizado cos demais lantanoides: realízase a concentración dos minerais de partida ata obter un minerario concentrado en lantanoides pesados, sepárase o holmio por cristalización fraccionada, aproveitando o feito de que o seu nitrato é dos menos solubles da serie, e unha vez separado, descomponse



Fig. 263. Anaco de holmio ultrapuro.



Fig. 264. Cubeta de cuarzo que contén unha disolución de óxido de holmio (4%) en ácido perclórico (10%), utilizada como estándar de calibración óptica.

o nitrato no seu correspondente óxido (Ho_2O_3), realízase a súa redución metalotérmica e, ao final, purifícase o metal obtido por destilación ao baleiro.

Fisicamente este elemento compórtase como un metal moi semellante aos restantes elementos da serie lantanoide: posúe cor e brillo metálicos, os seus puntos de fusión e ebulición son elevados ($P_f = 1470\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 2720\text{ }^\circ\text{C}$), a súa densidade é media ($\rho = 8,8\text{ g/mL}$), é dúctil e maleable e conduce ben a corrente eléctrica e a calor. A súa reactividade é alta, como corresponde a un metal, porén, ao se incrementar a masa atómica dos lantanoides, a reactividade diminúe un chisco e as reaccións son menos vigorosas. Así, na presenza de humidade, os lantanoides lixeiros oxidáanse rapidamente ao ar, namentres que os lantanoides máis pesados, entre os que se inclúe o holmio, fano con máis dificultade. O holmio non se oxida co osíxeno seco, pero reacciona coa auga e cos ácidos.

Aplicacións

A súa utilidade industrial vai vencellada ás súas aplicacións como redutor e como metal na formación de aliaxes especiais. O feito de existir outros metais máis baratos e con idénticas características determina a escasa utilización deste metal, agás en aplicacións moi específicas. O holmio presenta a forza magnética máis elevada de todos os elementos químicos coñecidos, polo que se utiliza para xerar artificialmente os campos magnéticos máis potentes. Úsase tamén para dopar granates e producir láseres en estado sólido do tipo YIG (*yttrium iron garnet*) e YLF (*yttrium lanthanum fluoride*), moi utilizados en medicina e en odontoloxía, así como para producir fibras ópticas.

Importancia biolóxica

O comportamento toxicolóxico deste metal está na liña do xa indicado para os elementos da súa serie: non desempeña, aparentemente, ningunha función biolóxica no ser humano, pero os seus sales son capaces de estimular o metabolismo. Coa dieta normal, os seres humanos chegamos a inxerir 1 mg de holmio por ano.

$^{167}\text{Er}_{68}$ Erbío

Masa atómica 167,259 u
Estado CE Sólido
Densidade 9,1 g/mL
Punto de fusión 1522 °C
Punto de ebulición 2510 °C

Nome e orixe

A pequena aldea de Ytterby, preto de Estocolmo, en Suecia, pasou á historia da química como o lugar ao que se lle dedicaron máis elementos químicos do sistema periódico. Os nomes do itrio, do erbio, do terbio e, particularmente, do iterbio derivan dese topónimo. O nome do erbio é da autoría de Mosander e, segundo algunhas bibliografías, foi el o descubridor deste metal no ano 1843, aínda que o que Mosander considerou metal era en realidade unha mestura de metais. Disto decatouse Marignac, quen atacou a erbia e a separou noutras dúas terras ben definidas: a iterbia e a erbia xenuína. Esta última foi separada polo químico sueco Cleve en tres novas terras ben identificadas, ás que lles deu os nomes de *erbia pura*, *holmia* e *tulia* (véxase a figura 257). No ano 1879, partindo da erbia pura, obtivo un metal que chamou *erbio*, polo tanto, parece máis adecuado considerar a Cleve como descubridor do metal. O óxido de erbio (Er_2O_3), cun grao razoable de pureza, foi preparado por G. Urbain e C. James no ano 1905 e o metal puro, por Klemm e Bommer no ano 1934, ao reducir o ErCl_3 con potasio vapor. O nome deste metal deriva, como xa se indicou, da denominación da súa terra de procedencia.

A concentración con que se presenta o erbio na natureza é de 3,5 ppm, que representa unha situación intermedia dentro dos elementos da familia dos lantanoides. É unhas 10-15 veces menos abundoso que os lantanoides máis importantes, pero en comparanza con outros metais coñecidos do sistema periódico é abundoso; así, abunda máis ca o uranio, o berilio, o estaño, o arsénico etc. Na codia terrestre preséntase espallado, pero atópase principalmente en todos aqueles minerais que conteñen a terra itria, é dicir, na gadolinita, na euxenita e na xenotima.

Obtención e propiedades

Obter o metal puro implica unha primeira etapa, consistente na concentración do mineral ata obter un concentrado rico en lantanoides, e unha segunda etapa para separar o erbio,



Fig. 265. Anaco de erbio puro.



Fig. 266. Placa na entrada da mina de Ytterby onde se indica que catro elementos químicos (itrio, terbio, erbio e iterbio) foron illados a partir dun mineral de gadolinita desa mina e que os seus nomes derivan dese lugar.



Fig. 267. Cloruro de erbio(III) á luz ultravioleta natural, que permite percibir algunha fluorescencia rosa do Er^{3+} .

que se consegue por un proceso de cristalización fraccionada aproveitando que os sales de erbio (bromatos, nitratos etc.) son os menos solubles de todos os dos lantanoides. Separado o sal transfórmase no óxido correspondente e este redúcese metalotermicamente. O metal purifícase por destilación ao baleiro. O erbio é dos metais máis custosos debido tanto á súa escaseza como á dificultade da súa obtención. Ata a década de 1990 practicamente non se utilizou, pero nese tempo acháronse importantes minerais na China con elevado contido en erbio, o que favoreceu a utilización industrial deste metal.

As características físicas deste elemento lantanoide son as típicas dun metal. Posúe cor e brillo metálicos, puntos de fusión e ebulición elevados ($P_f = 1522\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 2510\text{ }^\circ\text{C}$), densidade media ($\rho = 9,1\text{ g/mL}$) e conduce ben a calor e a electricidade. Quimicamente caracterízase por ser bastante reactivo, aínda que non se oxida en presenza do osíxeno seco, pero si o fai cando se atopa nunha atmosfera húmida.

Aplicacións

A utilización industrial deste elemento vén determinada polas súas características. Pódese empregar como un redutor típico ou ben como metal para formar aliaxes con características especiais. Hoxe os usos do erbio e dos seus compostos son do máis variado: os ións Er^{3+} teñen propiedades fluorescentes e son útiles en aplicacións láser; úsanse cristais e vidros dopados con Er en sistemas de amplificación óptica; os láseres de fibra óptica, baseados en erbio como dopante, son de grande utilidade en medicina (cirurxía, dermatoloxía etc.) e en odontoloxía; o Er_2O_3 presenta unha coloración rosa que o fai útil como colorante de vidros e porcelanas e tamén se pode usar en lentes de sol e en bixutería; e certas aliaxes con níquel (Er_3Ni) e cobalto (Er_3Co) presentan propiedades específicas moi singulares.

Importancia biolóxica

O erbio non é un metal tóxico e tan só cando se toma en grandes cantidades pode producir certos trastornos orgánicos, como xa se mencionou para o disprosio. Os seus compostos non semellan ser nada tóxicos. Ao igual que sucedía co holmio, os seres humanos consumimos 1 mg de erbio por ano na nosa dieta, que se acumula fundamentalmente nos ósos e, en menor medida, no fígado e nos riles.



$^{169}\text{Tm}_{69}$ Tulio

Masa atómica 168,934 u
 Estado CE Sólido
 Densidade 9,3 g/mL
 Punto de fusión 1545 °C
 Punto de ebulición 1725 °C

Nome e orixe

Gadolin, Mosander, Marignac, Boisbaudran, Welsbach e Cleve son os investigadores que máis contribuíron ao descubrimento dos elementos químicos da serie dos lantanoides. Teodor Cleve foi un químico sueco que dedicou gran parte da súa actividade científica ao estudo destes minerais. No ano 1879, cando Marignac acababa de separar a terra erbia noutras dúas, Cleve tomou unha desas porcións, chamada *erbia xenuína*, e conseguiu atacala e separala en tres porcións: á primeira, de cor rosada, chamoulle *erbia pura*, á segunda, de cor marrón, *holmia*, e á terceira, de cor verde, *tulia* (véxase a figura 257). No ano 1879, tomando a tulia como punto de partida, obtívose o metal que hoxe se coñece como *tulio*, nome que deriva da terra de procedencia, que á súa vez procede de *Thule* —o nome dado na antigüidade clásica á rexión máis meridional de Europa, Escandinavia—. Thule tamén era o nome que o explorador grego Piteas lle dera, no ano 325, a unha illa que atopou ao norte das illas británicas, e hoxe crese que se corresponde coa cidade norueguesa de Trondheim.

Este metal é o menos abundoso dos lantanoides e se algún deles se pode considerar raro, debe ser este. A súa concentración é só de 0,5 ppm, cen veces menos abundoso que os outros lantanoides. A pesar de ser o lantanoide máis escaso, non existe ningunha razón para o considerar raro na codia terrestre, dado que é tan frecuente como o iodo, o indio, o cadmio ou o talio e moito máis abundoso que o selenio, o antimonio, o mercurio ou os metais nobres. Por iso, o nome de *terras raras* é, cando menos, equívoco. O tulio preséntase en minerais ricos na terra itria: xenotima, euxenita e gadolinita.

Obtención e propiedades

A obtención do tulio implica a concentración do seu minero, a separación do metal como óxido e a redución do metal. A separación do tulio do concentrado de lantanoides realízase por precipitación fraccionada aproveitando que é dos catións menos solubles en medio amoniacal. O óxido que se obtén (Tm_2O_3) redúcese metalotermicamente a tem-



Fig. 268. Anacos de tulio.



Fig. 269. Láser cirúrxico de tulio utilizado en prostatectomías.

peraturas duns 1000 °C con litio/magnesio como redutor. O metal purifícase por destilación ao baleiro. Ata o ano 1911 non se obtivo unha mostra pura deste metal; C. James foi quen atopou o método para preparalo puro, previa obtención do bromato de tulio $\text{Tm}(\text{BrO}_3)_3$ e logo de realizar 15 000 cristalizaciones fraccionadas. A partir da década de 1950 purifícase pola técnica de intercambio iónico. É o segundo lantanoide máis caro, logo do lutecio.

O tulio é un metal característico, ao igual que todos os elementos do grupo dos lantanoides, de cor e brillo típicos, punto de fusión e ebulición bastante elevados ($P_f = 1545\text{ °C}$; $P_e = 1725\text{ °C}$), densidade considerable ($\rho = 9,3\text{ g/mL}$) e é bo condutor. A reactividade é a principal característica dos metais lantanoides, mais no caso do tulio diminúe un pouco como consecuencia do incremento da masa atómica; aínda así, oxídase en presenza do ar húmido e é atacado polos ácidos tanto concentrados coma diluídos.

Aplicacións

O feito de que este metal sexa dos elementos lantanoides máis caros condiciona enormemente a súa utilización industrial e, aínda que se podería empregar na elaboración dalgunhas aliaxes especiais, na práctica case non se emprega. Úsase máis na fabricación de produtos químicos en que o metal se atopa como ión. A pesar do dito, o tulio emprégase para preparar láseres sólidos especiais con amplos usos en medicina, odontoloxía, meteoroloxía e práctica militar; na fabricación de aparatos de raios X portátiles; para obter supercondutores de alta temperatura do tipo $\text{TmBa}_2\text{Cu}_3\text{O}_{7-x}$ etc.

Importancia biolóxica

Alguns ións lantanoides (Ln^{3+}), o tulio entre eles, actúan como eficaces axentes anticoagulantes do sangue e adminístranse como complexos —do tipo dos sulfoisonicotinatos— ou ben como sales. Os efectos tóxicos do metal son practicamente inexistentes. No organismo humano existen pequenas porcentaxes de tulio, pero descoñécese a súa cantidade exacta: cada ano consómense varios microgramos que se almacenan no fígado, nos riles e nos ósos.



¹⁷³Yb₇₀ Iterbio

Masa atómica 173,045 u
 Estado CE Sólido
 Densidade 7,0 g/mL
 Punto de fusión 816 °C
 Punto de ebulición 1193 °C

Nome e orixe

O químico suízo J. C. G. Marignac foi o descubridor do iterbio no ano 1878, ademais de realizar outros traballos moi notables no estudo e na caracterización dos metais existentes nas terras raras. Marignac non soamente obtivo inequivocamente o iterbio, senón que foi quen de separar, na terra erbia, os metais terbio e gadolinio. Tamén estudou a terra erbia e, convencido de que era un óxido de varios metais, foi quen de separar o que chamou *erbia xenuína* e *iterbia*. Continuou co estudo desta última terra para demostrar que era un óxido mixto de varios metais, separou o que constituía a iterbia xenuína e sospeitou que nela había un novo metal, que conseguiu illar e ao que chamou *iterbio*. Porén, este metal non era puro e, no ano 1907, G. Urbain separou da iterbia xenuína dúas novas terras: a iterbia pura e a lutecia. Nesta iterbia pura atopou o iterbio (véxase a figura 257), e da lutecia separou o lutecio. Aos mesmos resultados chegaron Welsbach e James, mais na bibliografía é Urbain o que figura como descubridor oficial. O nome do iterbio deriva do nome da súa terra de procedencia, iterbia, que fora así chamada para consagrar o lugar de Ytterby, no que se atoparon minerais dos que se obtiveron tantos elementos químicos.

O iterbio é un elemento lantanoide que se presenta na natureza cunha concentración máis ben baixa dentro da serie (3,1 ppm), pero comparado con outros elementos do sistema periódico máis coñecidos, é tan abondoso como o cesio, o berilio, o uranio ou o estaño e moito máis abondoso ca o selenio, o talio ou o mercurio. Na natureza preséntase moi espallado en minerais que conteñen os lantanoides, fundamentalmente aqueles que conteñen os óxidos da itria. Os minerarios máis importantes do iterbio son a gadolinita, a euxenita e a xenotima.

Obtención e propiedades

Para obter o iterbio concéntrase o mineral e logo procéde-se á separación do metal. Como o iterbio é estable no estado de oxidación II, ao igual que o europio, pódese separar por

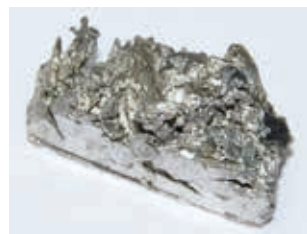


Fig. 270. Anaco de iterbio.



Fig. 271. Fotografía de George Urbain (1872-1938).

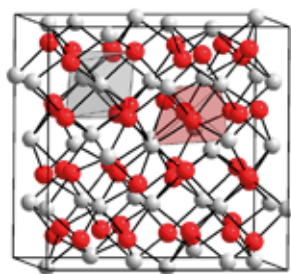


Fig. 272. Estrutura do óxido de iterbio (III).

redución selectiva. O Yb(III) redúcese en medio ácido por cinc a Yb(II) e logo pódese proceder á súa separación, mais o problema radica en que o Yb(II) se oxida con facilidade de novo, polo que separalo resulta máis dificultoso. Na actualidade, o iterbio sepárase, en operacións a grande escala, mediante a técnica do cambio iónico.

O iterbio pertence ao grupo dos lantanoides e presenta un comportamento semellante a todos os elementos do grupo. Fisicamente compórtase como un metal, con cor e brillo característicos e puntos de fusión e ebulición elevados ($P_f = 816\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 1193\text{ }^\circ\text{C}$), densidade media ($\rho = 7,0\text{ g/mL}$) e conduce axeitadamente a calor e a electricidade. Quimicamente trátase dun metal reactivo, aínda que menos que os metais máis lixeiros da serie. Oxídase na presenza do ar húmido e reacciona coa auga e cos ácidos diluídos.

Aplicacións

A nivel industrial pódese empregar na elaboración de aliaxes especiais, tanto con metais férreos como non férreos. Úsase tamén como redutor na obtención de certos metais ou na realización de procesos de redución selectivos. A súa utilización vén condicionada polo seu prezo. O iterbio emprégase como fonte de radiación γ para aparatos portátiles. O reloxo atómico de iterbio é moito máis preciso que o do cesio: a súa precisión é de $2 \cdot 10^{-18}$. O ión Yb^{3+} úsase como dopante en láseres de estado sólido.

Importancia biolóxica

Este metal ten un comportamento toxicolóxico semellante ao dos elementos do grupo. Non é tóxico, pero todos os seus compostos son considerados tóxicos, xa que, entre outros efectos, orixinan fortes irritacións na pel e nos ollos dos seres humanos.



¹⁷⁵Lu₇₁ Lutecio

Masa atómica 174,967 u
 Estado CE Sólido
 Densidade 9,8 g/mL
 Punto de fusión 1675 °C
 Punto de ebulición 3315 °C

Nome e orixe

O último metal lantanoide que se atopou na codia terrestre foi o *lutecio*. O descubrimento deste elemento estivo ligado ao estudo da terra iterbia, descuberta por Marignac na erbia, no ano 1878. Como xa se explicou con anterioridade, Marignac conseguiu separar a erbia no que, creu, eran dúas novas terras, a erbia xenuína e iterbia, e ao metal derivado da iterbia chamoulle *iterbio*. Pouco despois, Nilson separou a iterbia na iterbia xenuína e un novo metal, ao que chamou *escandio*. No ano 1907 o profesor francés G. Urbain descompuxo a iterbia xenuína en dúas novas terras: a iterbia pura, onde se atopa o iterbio, e unha nova terra que chamou *lutecia* (véxase a figura 257), que deriva do nome latino *Lutetia*, a vila predecesora de París, o lugar onde nacera. Desta terra separou o metal, que denominou *lutecio*. Pola mesma época, Welsbach preparou a mesma terra, á que chamou *casiopea*, e ao metal derivado, *casiopeo*, nome derivado dunha constelación, Casiopea, que se descubrira por aquela época. Porén, no ano 1909 a IUPAC aprobou para o elemento de número atómico 71 a denominación *lutecio*, aínda que na literatura xermana continuou a empregarse *casiopeo* ata o ano 1950.

O lutecio é, xunto co tulio, o metal menos frecuente de toda a serie lantanoide. A súa concentración, de 0,75 ppm, é unhas cen veces menor que a dos lantanoides máis abondosos. Mais, a pesar de ser escaso entre os lantanoides, cando se compara coa presenza na codia terrestre doutros elementos químicos, vese que non se trata dun metal raro. É tan abondoso como o talio, o indio, o iodo e moito máis abondoso que o selenio, o antimonio, o mercurio e todos os metais nobres. Ademais de non atoparse nunha concentración elevada, este metal está moi espallado en diferentes minerais, o que dificulta a súa obtención. Os minerais que se empregan para obtelo son aqueles ricos en lantanoides pesados ou, o que é o mesmo, os que conteñen a terra itria: euxenita, xenotima, monacita e gadolinita.



Fig. 273. Anacos de lutecio.

Obtención e propiedades

Na obtención do lutecio cómpre seguir as etapas características da obtención dos lantanoides: concentración do mineral, separación do elemento obxecto do noso interese como óxido e redución do metal. Neste caso a separación realízase mediante a técnica do cambio iónico. O óxido de lutecio (Lu_2O_3) obtense por redución metalotérmica ou ben por redución pirometalúrxica do óxido fundido.

Este elemento é un metal típico: posúe cor e brillo característicos, puntos de fusión e ebulición moi elevados ($P_f = 1675\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 3315\text{ }^\circ\text{C}$), densidade alta ($\rho = 9,8\text{ g/mL}$), é bo condutor etc. Trátase dun metal reactivo, pois reacciona coa auga e cos ácidos incluso diluídos, e oxídase na presenza de ar húmido.



Fig. 274. Monacita do Brasil.

Aplicacións

A súa utilización industrial está fortemente condicionada polo seu elevado custo, pero serve para os mesmos fins que os demais elementos metálicos desta serie.

O lutecio emprégase como catalizador, no craqueamento do petróleo, en procesos de hidroxenación, de alquilación e de polimerización. O granate de aluminio e lutecio ($\text{Al}_5\text{Lu}_3\text{O}_{12}$) úsase na fabricación de lentes especiais. O granate de gadolinio e galio (GGG) dopado con lutecio é útil na preparación de memorias magnéticas. O ortosilicato de lutecio (LSO) dopado con cerio úsase como detector de PET (tomografía por emisión de positróns). O isótopo ^{177}Lu emprégase experimentalmente como radionúclido na terapia dos tumores neuroendócrinos.

Importancia biolóxica

No tocante aos aspectos toxicolóxicos, non hai nada que engadir sobre o xa dito nos outros metais lantanoides. O lutecio, ao non ser tóxico, pódese manipular sen precaucións especiais, pero os seus sales débense manexar con tino porque son perigosos: o contacto con LuF_3 irrita a pel, o $\text{Lu}(\text{NO}_3)_3$ pode arder e explotar ao quentalo e a inhalación ou inxestión de Lu_2O_3 pulverulento é nociva.

$^{178}\text{Hf}_{72}$ Hafnio

Masa atómica 178,49 u
 Estado CE Sólido
 Densidade 13,3 g/mL
 Punto de fusión 2150 °C
 Punto de ebulición 5400 °C

Nome e orixe

A historia do elemento químico metálico de número atómico 72, o hafnio, vai moi unida á doutro elemento do seu grupo, o circonio. Por mor da contracción lantanoide, estes dous elementos teñen un comportamento químico moi similar e preséntanse xuntos na natureza, de modo que, como xa se indicou ao estudar o circonio, o hafnio acompaña formando o que Berzelius chamara, cen anos antes da obtención destes metais, o *circonio impuro*. A existencia do hafnio predíxose en base á teoría de Bohr e a súa presenza no circonio impuro foi confirmada por Coster e Hevely no ano 1923 grazas ao seu espectro de raios X. O hafnio foi o penúltimo elemento químico estable, presente na codia terrestre, en obterse, e foi preparado dous anos antes que o renio. O seu nome provén do latín *Hafnia*, o nome que recibía Copenhague nesta lingua clásica, e representa o recoñecemento das contribucións desta cidade ao mundo da ciencia. Niels Bohr pretendía que o nome deste novo metal fora o de *danium*, creado a partir do nome latino de Dinamarca, pero os seus discípulos non aceptaron esta proposta e decidiron chamarlle *hafnium*, adaptado ao galego como *hafnio*.

A presenza na natureza deste elemento químico, de 2,8 ppm, é moito menor ca a dos seus parentes de grupo (titanio, circonio), polo que non é un metal abundoso. Acompaña o circonio nos seus minerais, cunha concentración inferior ao 2% do circonio presente. Os minerarios do hafnio son os mesmos que os do circonio, minerarios silicatados e oxidados, pero para a súa obtención empréganse aqueles en que a concentración de metal é máis alta (alvita: 13,6% Hf) ou onde a relación Hf/Zr resulte o máis elevada posible (thortveitita: 2,7% Hf e con relación Hf/Zr = 1,8).

Obtención e propiedades

O hafnio puro obtense partindo do circonio impuro, pasándolle unha corrente de flúor e facendo unha cristalización fraccionada dos fluorocomplexos derivados. Partindo deses fluorocomplexos de hafnio, realízase unha redución con so-



Fig. 275. Barra de hafnio de 1,7 kg obtida polo proceso Van Arkel-De Boer.



Fig. 276. Fotografía de Niels Bohr (1885-1962).

dio a temperatura elevada, o que permite obter o hafnio metal con apreciable pureza. O máis normal na tecnoloxía moderna é a utilización da aliaxe Zr/Hf tal e como se obtén dos minerarios, e tan só en moi contadas ocasións se separan e se purifican ambos os dous metais.

Este elemento químico é un metal e, polo tanto, un sólido, de cor e brillo metálicos, puntos de fusión e ebulición moi altos ($P_f = 2150\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 5400\text{ }^\circ\text{C}$) e densidade alta ($\rho = 13,3\text{ g/mL}$), aproximadamente o dobre ca a do circonio e o triplo ca a do titanio. Nas súas restantes propiedades físicas e químicas compórtase de igual xeito que o titanio e o circonio: resistencia ao ataque químico, gran tenacidade, ductilidade, maleabilidade etc.



Fig. 277. A tobeira (esquina inferior dereita da imaxe) do módulo lunar Apolo contén hafnio.

Aplicacións

O hafnio é de interese na preparación de aliaxes para materiais de uso en alta tecnoloxía, pero debido á súa escaseza e, como consecuencia, alto custo, é pouco empregado en aliaxes, en detrimento do circonio ou o titanio. Algunhas superaliaxes empregan o hafnio como compoñente con aplicacións especiais. Tamén se utiliza como filamento especial e en eléctrodos particulares.

Debido a que o hafnio posúe unha moi elevada capacidade para absorber neutróns, é probable que se poida empregar na tecnoloxía nuclear —xusto polo contrario que hoxe se emprega o circonio— como integrante das barras de control, responsables do freado do reactor.

Os nitruros de hafnio (HfN_x) utilízanse nos mesmos comeditos que os de titanio, circonio e tántalo: en recubrimentos protectores de ferramentas de alta velocidade, como barreiras de difusión, en dispositivos semicondutores etc. Como son máis caros, os instrumentos que utilizan aliaxes de hafnio soamente se empregan cando son moito máis eficaces ou en condicións moi especiais.

Importancia biolóxica

Ata hoxe son relativamente poucos os coñecementos químicos de que se dispoñen sobre este elemento metálico de transición, pero parece que, como tal elemento metálico, non presenta efectos tóxicos para os seres humanos, aínda que algún dos seus compostos poida presentar elevada toxicidade.

$^{181}\text{Ta}_{73}$ Tántalo

Masa atómica 180,948 u

Estado CE Sólido

Densidade 16,6 g/mL

Punto de fusión 2980 °C

Punto de ebulición 5429 °C

Nome e orixe

O tántalo e o niobio, ao igual que o circonio e o hafnio, presentan unha fonda semellanza química, o que determina que se presenten xuntos na natureza. Esta situación deu lugar a que, durante moito tempo, Wollaston tivera o niobio e o tántalo polo mesmo elemento químico e non fora quen de conseguir a súa separación das niobio-tantalitas. Foi o sueco Ekeberg, no ano 1802, quen illou o novo metal, aínda que moi impuro, partindo duns minerais procedentes de Finlandia. Como xa se explicou no apartado do niobio, o tántalo puro preparouno por vez primeira, no ano 1844, Heinrich Rose, e foi Marignac en 1866 quen propuxo o primeiro método industrial de separación de niobio e tántalo. O nome de *tántalo* deriva da mitoloxía grega: Tántalo era fillo de Zeus e dunha ninfa e reinaba en Frixia. Tántalo amou tanto os homes que lles revelou coñecementos propios dos deuses, como o lume; por esta razón foi acusado por certos deuses do Olimpo e Zeus, o seu pai, condenouno a sufrir o chamado tormento de Tántalo. Tal castigo consistía en padecer eternamente a sede, xa que estaba somerxido nun baño de auga que lle chegaba ata a queixada e, cando quería beber, a auga retirábase. Esta situación recorda o comportamento do mineral tantalita, moi resistente ao ataque dos ácidos.

O tántalo metal é moito menos abundoso na codia terrestre ca os elementos do seu grupo (niobio e vanadio). A súa concentración é de algo menos de 2 ppm, o que representa a décima parte da concentración do niobio, pero é moito maior que a dos outros metais de transición pesados (renio, osmio, iridio e platino) e doutros metais máis coñecidos como o mercurio, o bismuto ou o talio. Na natureza atópase sempre acompañando o niobio nas súas combinacións osixenadas, das que as tantalitas, de fórmula $(\text{Fe}, \text{Mn})(\text{Nb}, \text{Ta})_2\text{O}_6$, son os minerais máis interesantes con contido en Ta_2O_5 , que varía entre un 81-86%; as tantalitas do Brasil e de Australia son as de maior interese industrial.



Fig. 278. Tántalo metal puro.



Fig. 279. Litografía cun retrato de Anders Gustaf Ekeberg (1767-1813).



Fig. 280. Representación do tormento de Tántalo por L. Szanto.

Obtención e propiedades

Para a obtención do tántalo metal pódese consultar o mencionado na sección do niobio e só quedaría engadir que, na etapa final, o tántalo se prepara por electrólise dunha mestura de K_2TaF_7 e Ta_2O_5 fundida.

O tántalo é un sólido metálico, con brillo e cor arxénteos, puntos de fusión e ebulición dos máis altos entre os metais ($P_f = 2980\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 5429\text{ }^\circ\text{C}$), densidade das máis elevadas ($\rho = 16,6\text{ g/mL}$) e con todas as propiedades características dos metais. É tremendamente resistente ao ataque químico, á corrosión a temperatura ambiente e aguanta moi ben o ataque químico incluso a temperaturas elevadas.

Aplicacións

A gran resistencia do tántalo á corrosión e ao ataque químico, unida á súa fortaleza, maleabilidade e ductilidade, fai aconsellable o uso deste elemento para a fabricación de aliaxes e utensilios que estean sometidos a condicións moi extremas. Cando se oxida na súa superficie, recóbrese dunha película de óxido metálico de inusuais propiedades resistentes, o que permite o seu uso como rectificador electrolítico nos sinais do ferrocarril e na construción de capacitadores, debido á súa vida máis longa e ao amplo intervalo de temperatura no que pode operar.

O tántalo, coma o niobio, ten unha ampla utilidade na tecnoloxía de aparatos electrónicos e de telecomunicacións (teléfonos móbiles, DVD, videoxogos, tabletas, ordenadores etc.) e tamén se fabrican con el imáns supercondutores para RMI. O coltan (acrónimo de *columbita* e *tantalita*) é a base de toda esta tecnoloxía.

As aliaxes ferro/niobio/tántalo son de grande utilidade, pero caras debido á escaseza do tántalo. O tántalo emprégase na fabricación de tubos de baleiro para utilizar en condicións moi especiais.

Moi importante na industria actual é o uso do nitruro de tántalo (TaN). Como todos os nitruros metálicos, é moi resistente ao ataque químico nas condicións de traballo máis enérxicas, polo que se emprega como recubrimento de moitas ferramentas especiais, na forma dunha película moi fina, e tamén é útil como barreira de difusión en dispositivos semicondutores.

Importancia biolóxica

O tántalo é un metal con nula actividade toxicolóxica, é totalmente inerte tanto para os tecidos como para os fluídos

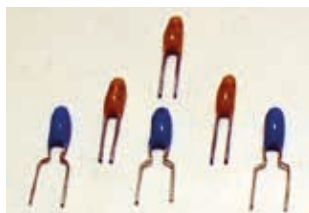
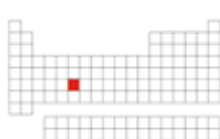


Fig. 281. Condensadores electrolíticos de tántalo.

corporais. Estas características permiten o seu uso na fabricación de próteses e implantes ortopédicos, na utilización en forma de placas para reparacións craniais e como fío de sutura nas operacións cirúrxicas.



Fig. 282. Moedas bimetálicas acuñadas polo banco de Kazakistán cun anel de prata e o centro de tántalo.



$^{184}\text{W}_{74}$ Volframio

Masa atómica 183,84 u

Estado CE Sólido

Densidade 19,0 g/mL

Punto de fusión 3410 °C

Punto de ebulición 5900 °C



Fig. 283. Barras de volframio con cristais do metal na superficie. A oxidación parcial provoca unha coloración característica.

Nome e orixe

O elemento químico de número atómico 74, chamado *volframio* ou *tungsteno*, é outro dos elementos químicos descubertos por investigadores españois. Foron os irmáns Juan José e Fausto Elhuyar quen, no ano 1783, cando traballaban no seminario de Bergara, obtiveron un metal novo por redución do seu óxido con carbón e, posteriormente, por redución da volframita. O óxido de volframio (WO_3) fora descuberto por Scheele no ano 1781 e chamáralle *tungsteno*, do sueco *tungsten*, ‘pedra pesada’, pero os ingleses chamáronlle *wolfram*, a partir do alemán *Wolf*, ‘lobo’, e *rām*, ‘sucidade, baba, lixo’, posto que os mineiros xermanos dicían que o estaño estaba sempre contaminado polo volframio: presentaba a «sucidade do lobo». Así, o termo *volframita* facía referencia a que este mineral e a casiterita (SnO_2) aparecían conxuntamente, polo que era moi difícil separar os metais cando estaban fundidos. Os irmáns Elhuyar chamaron ao novo metal preparado *volframio*, derivado do seu mineral de procedencia. O volframio adquiriu grande importancia industrial xa dende o ano 1855, cando o austríaco Koller inventou os aceiros ao volframio, de grande importancia para preparar ferramentas cortantes de alta resistencia, e logo os aceiros de alta velocidade, utilizados en coitelas cortantes a alta velocidade, que manteñen a súa dureza mesmo cando traballan á temperatura do roxo.

O volframio non é moi abundante na codia terrestre, pero tampouco é dos elementos máis escasos; ocupa o lugar 54 entre os elementos químicos, cunha concentración de 1,2 ppm, ao igual que o molibdeno. Os minerarios deste elemento químico atópanse extensamente distribuídos, presentan un baixo contido neste metal e, ao igual que sucedía co niobio e co tántalo, soamente se presenta en combinacións osixenadas do tipo da scheelita — CaWO_4 — e da volframita — $(\text{Fe}, \text{Mn})\text{WO}_4$ —. Os maiores depósitos atópanse na China; en Europa son importantes os xacementos de Portugal e



Fig. 284. Selo conmemorativo do bicentenario do descubrimento do volframio dedicado aos irmáns Juan José (1754-1796) e Fausto (1735-1833) Elhuyar.

na nosa terra hai minas con baixa lei en Carballo (A Coruña) e en Lobios (Ourense).

Obtención e propiedades

Estes minerarios, con tan baixo contido en metal (2-3%), concéntranse polo método de flotación e transfórmanse no óxido WO_3 , que se reduce con hidróxeno para obter volframio bruto. Cando se quere preparar volframio puro, é preciso purificalo polos métodos clásicos.

O volframio é un metal sólido de cor gris aceiro e brillo metálico, ten uns puntos de fusión e ebulición moi elevados ($P_f = 3410\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 5900\text{ }^\circ\text{C}$), posúe unha das densidades máis altas entre todos os elementos químicos ($\rho = 19,0\text{ g/mL}$) e as restantes propiedades metálicas son similares ás do cromo, o molibdeno e os demais metais de transición. É particularmente resistente ao ataque químico con ácidos, bases, oxidantes e redutores, polo que aguanta moi ben a corrosión, incluso a temperaturas elevadas. Pódese considerar un metal practicamente inerte. Este comportamento é o que determina o seu marcado interese industrial e tecnolóxico, sobre todo na preparación de aliaxes excepcionalmente resistentes.

A escaseza de minerarios ricos en volframio, unido á dificultade da súa obtención, son a causa de que soamente se obteñan unhas 100 000 Tm/ano e que cumpra proceder á súa reciclaxe.

Aplicacións

Este metal é básico para comprender a sociedade moderna, dado que sen el non sería posible fabricar as máquinas pesadas que se utilizan na vida cotiá. Historicamente foi un metal estratéxico para os países máis industrializados e obxecto de conflitos bélicos.

O metal puro emprégase para fabricar filamentos de lámpadas incandescentes e elementos dos tubos de baleiro, así como varíñas, contactos e outras partes dos equipos eléctricos. Con todo, o seu uso principal reside na preparación de aliaxes férreas moi resistentes en que o ferro-volframio se engade aos aceiros especiais para lles comunicar as súas propiedades. Así, prepáranse aceiros inoxidables ao volframio, aceiros de alta resistencia e aceiros de alta velocidade. Con este metal tamén se preparan aliaxes non férreas como prata/volframio, cobre/volframio, estelitas (W/C/Co/Cr) etc. De singular interese é o carburo de volframio, obtido por reacción directa do carbono e o volframio a elevada tempe-



Fig. 285. Fotografía da antiga mina de volframio dos Alemáns, en Casaio (Carballeda de Valdeorras, Ourense).



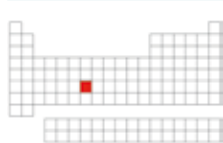
Fig. 286. Detalle dun filamento de volframio nunha lámpada halóxena.

ratura en atmosfera inerte. O derivado pulverulento que se obtén sintetízase con cobalto en po. O produto cementado é case tan duro como o diamante e pódese utilizar para a fabricación de ferramentas de extraordinaria dureza e resistencia ao ataque químico, como martelos para perforar rocas. O carburo de volframio pódese empregar para endu-recer superficialmente certos tipos de aceiros.

O WO_3 desenvolve unha función primordial na elaboración de fiestras intelixentes que se utilizan para reducir a transmisión de luz cando a intensidade luminosa supera uns determinados limiares. A fiestra é unha célula electrónica integrada por $\text{WO}_3/\text{Li}_x\text{V}_2\text{O}_5$ que permite o tránsito dun determinado número de ións Li^+ á capa de WO_3 , ao tempo que o transforma nun bronce de volframio ($\text{Li}_x\text{WO}_{3-x}$) e orixina o cambio de incoloro a azul.

Importancia biolóxica

Coñécese a presenza do volframio nas plantas e nos animais, en especial no sangue e nas células vermellas dos mamíferos, pero ata hoxe non existe evidencia da función biolóxica deste metal. Ao igual que sucedía no antagonismo Mo/Cu, parece que tamén o molibdeno é pouco compatible coa presenza do volframio, polo que se pode falar dun antagonismo Mo/W análogo.



¹⁸⁶Re₇₅ Renio

Masa atómica 186,207 u
 Estado CE Sólido
 Densidade 21,0 g/mL
 Punto de fusión 3100 °C
 Punto de ebulición 5870 °C

Nome e orixe

O renio foi o último elemento químico estable do sistema periódico obtido por métodos químicos convencionais. Mendeleev, que coñecía a existencia do manganeso, postulou, para encher os ocos que tiña na súa táboa periódica e completar os elementos deste grupo, a necesaria aparición de dous novos elementos químicos, aos que chamou *eka-manganeso*, que logo sería o tecnecio, e *dvi-manganeso*, o renio. Estas predicións realizadas arredor do 1860 tardaron en demostrarse e o renio non se descubriu ata o ano 1925. Foron os alemáns Walter Noddack, Ida Tacke e Otto Berg quen descubriron este elemento nun mineral de platino ao mesmo tempo que os británicos Loring e Druce o encontraron nun mineral de manganeso. A denominación deste novo elemento químico con $Z = 75$ débemoslla aos investigadores alemáns, que o chamaron así en lembranza do río Rhin, a partir do seu nome latino, *Rhenus*.

O renio é un dos elementos químicos menos abundosos sobre a codia terrestre, cunha concentración de $7 \cdot 10^{-4}$ ppm, é dicir, unhas dez veces menos abundoso que o ouro, o bismuto, o paladio e o osmio, que son os elementos máis escasos. Préséntase normalmente en rochas pegmatíticas e, especialmente, asociado con molibdeno e cobre. O principal minerais do que se obtén, dende o punto de vista industrial, parece ser un sulfuro: CuReS_4 . Nas rochas sedimentarias o renio aparece disperso no sulfuro de molibdeno.

Obtención e propiedades

A obtención do renio implica unha etapa na que se separa do molibdeno, como Re_2O_7 , para logo fixalo como K_2ReO_4 e, a seguir, reducilo con hidróxeno a unha temperatura de entre 500-1000 °C.

O renio é un metal sólido de cor arxentea e brillo metálico que posúe os puntos de fusión e ebulición máis altos de todos os metais ($P_f = 3100$ °C; $P_e = 5870$ °C), despois do volframio; é un dos elementos químicos con densidade máis alta ($\rho = 21$ g/mL) e, como todos os metais de transición,



Fig. 287. Anacos de renio puro.



Fig. 288. Retrato de Ida Eva Tacke (1896-1978), coñecida como Ida Noddack polo apelido do seu marido e colaborador.

é moi duro, forte, dúctil, maleable, bo condutor da calor e da electricidade etc. Ao igual que os seus veciños de familia (Mn, Tc) non é moi resistente ao ataque químico nin á corrosión. En canto está en po ou finamente dividido oxídase con facilidade e é atacado pola humidade.



Fig. 289. Imaxe dun motor a reacción CFM International CFM56 con aspas que conteñen un 3% de renio.

Aplicacións

Os usos do renio están limitados polo seu prezo, que é semellante ao dos metais do grupo do platino. O renio é o máis refractario dos elementos químicos e iso determina o seu interese comercial na preparación dalgunhas aliaxes. Así, emprégase, en primeiro lugar, con volframio para fabricar os filamentos dos espectrofotómetros de masas, na preparación de termopares, na obtención de ventás de fornos etc.; en segundo lugar, con platino ou molibdeno (Pt-Re, Mo-Re) para preparar aliaxes con supercondutividade, de feito, estanse a estudar na actualidade as súas aplicacións para fabricar superimáns permanentes; e en terceiro lugar, con outros metais (Hf, Mo, Nb, Pt etc.) para preparar aliaxes extremadamente duras, refractarias, resistentes á corrosión etc., de elevado interese tecnolóxico e utilizadas en elementos de calefacción, en termopares e filamentos para equipos fotográficos, en espectrofotómetros de masas, como compoñentes de superaliaxes para traballar a altas temperaturas etc. Unha superaliaxe de gran futuro é a baseada en Ni/Re, cun

contido en renio dun 3-6%, que é o compoñente fundamental das turbinas dos avións F-35 e posteriores.

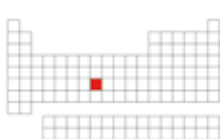
Recentemente cobrou importancia a fabricación de catalizadores de renio puro depositado sobre superficies. O proceso catalítico consiste na absorción dunha disolución de ácido perrénico (HReO_4) sobre silicaxel e na redución desta pasta con hidróxeno a uns 500 °C. Estes novos catalizadores empréganse en reaccións de deshidroxenación ou de hidroxenación, no reformado do petróleo e das naftas e está en estudo a súa utilización nalgúns novos procesos químicos. Tamén debemos lembrar o catalizador Pt/Re, moi resistente ao envelenamento, e que foi o primeiro en permitir a obtención de gasolinas de alta octanaxe sen chumbo.

Importancia biolóxica

Sobre os efectos fisiolóxicos e a actividade biolóxica do renio e dos seus compostos é pouco o que se coñece ata o momento. Sábese que o perrenato soamente se fixa nunha proporción moi pequena nos órganos e comprobouse que o isótopo radioactivo ^{186}Re permanece fundamentalmente retido na glándula tiroide; hoxe utilízase no tratamento do cancro de fígado.



Fig. 290. Representación 3D da estrutura do ácido perrénico (HReO_4), na que se mostra a súa natureza dímica que se pode formular $\text{Re}_2\text{O}_7(\text{OH}_2)_2$.



¹⁹⁰Os₇₆ Osmio

Masa atómica 190,23 u

Estado CE Sólido

Densidade 22,6 g/mL

Punto de fusión 2697 °C

Punto de ebulición 5300 °C

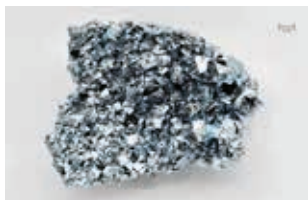


Fig. 291. Osmio metal cristalino.

Nome e orixe

O osmio, elemento químico de número atómico 76, foi descuberto entre os elementos do minerario do platino cando, no ano 1803, Collet e logo Vauquelin identificaron a súa posible presenza no residuo que quedaba ao tratar a platina crúa con auga rexia. No ano 1804, Tennant, que traballaba en Londres con Wollaston, estableceu que no residuo dese ataque químico había dous metais diferentes: o iridio, do que se falará máis adiante, e o osmio. O nome deste elemento deriva do grego *osme*, ‘cheiro’, e fai referencia ao fedor que presenta un dos seus derivados, o OsO₄.

Como todos os elementos metálicos do minerario do platino, o osmio tamén é un dos elementos químicos máis escasos dos presentes na Terra. A súa concentración é de $5 \cdot 10^{-3}$ ppm, aproximadamente a mesma que a do ouro, pero abunda cincuenta veces máis que o renio ou o rutenio. Na natureza preséntase baixo a forma de aliaxes non ben definidas cos outros elementos metálicos do seu minerario, fundamentalmente co iridio. Estas aliaxes aparecen en depósitos aluviais, como grans máis ou menos grandes de cor gris aceiro. O minerario en que o osmio domina sobre o iridio denomínase *osmiridio*. O osmio adoita acompañar o ouro nos seus minerarios, como no caso das minas de ouro de África do Sur.

Obtención e propiedades

Como elemento do minerario de platino, a súa obtención realízase seguindo un método xeral que permite separar cada un dos elementos metálicos que integran a platina, pero por mor da súa complexidade non afondaremos no proceso neste libro.

O osmio é un sólido metálico de cor e brillo característicos. Posúe puntos de fusión e ebulición moi elevados ($P_f = 2697$ °C; $P_e = 5300$ °C) e importantes propiedades, tanto mecánicas (duro, forte, dúctil, maleable) como eléctricas (moi bo condutor tanto da calor como da electricidade). Trátase, ademais, xunto co iridio, do metal máis denso de cantos se coñecen ($\rho = 22,6$ g/mL), de modo que a expre-



Fig. 292. Retrato de Smithson Tennant (1761-1815).

sión ser máis pesado ca o chumbo debería cambiarse pola de ser máis pesado ca o osmio ou ca o iridio. Quimicamente é moi resistente ao ataque dos axentes atmosféricos e incluso ao ataque dos ácidos, das bases e dos reactivos químicos máis habituais; é un dos metais máis inertes.

Aplicacións

Consecuencia das súas propiedades é a utilización do osmio en aliaxes especiais resistentes á corrosión, con extraordinaria dureza e tenacidade. Con todo, este metal é moi caro e por iso non se emprega puro case nunca.

O osmio pode formar importantes aliaxes co platino e sobre todo co iridio, formando o osmiridio (con ata 60% de Os), caracterizado por ser unha das aliaxes máis duras e resistentes ao ataque químico. Emprégase na preparación de pezas de extremada dureza e durabilidade. Aínda que se coñecen outras aliaxes do osmio con moitos outros metais, como o níquel, o molibdeno ou o cobalto, non se utilizan habitualmente pola súa carestía, salvo para situacións moi específicas. Na industria, o osmio utilízase, por exemplo, en contactos eléctricos sometidos a condicións extremas ou nas puntas das plumas estilográficas especiais. Tamén se utiliza na preparación de lámpadas especiais, as Osram, acrónimo de *osmium*, osmio, e *volfram*, volframio. O osmio en po, ao igual que o paladio, absorbe moito hidróxeno, polo que se podería utilizar como eléctrodo nas baterías metal-hidruro, pero de momento non se emprega por ser máis caro.

O osmio pódese utilizar como catalizador en procesos que xa se sinalaron na descrición dos outros metais do minerario do platino, pero a súa eficacia é moito menor que a doutros metais como o paladio, o rodio ou o platino, polo que tampouco se usa con asiduidade, agás en procesos específicos. Certos compostos do osmio, como o OsO_4 e os osmiatos(VI) $-\text{K}_2\text{OsO}_4-$, son de grande utilidade pola súa actividade nas reaccións de dihidroxilación asimétrica de Sharpless, que transforma os dobres enlaces en dioles veciños. Na actualidade estase a estudar a importante actividade citostática de varios compostos de Os(II) no tratamento de certos cancros.

Importancia biolóxica

O osmio metal non é tóxico polo que, ao igual que os restantes metais do minerario do platino, se podería empregar como metal fisioloxicamente inerte; desgraciadamente, o osmio non se utiliza endexamais como tal por mor da natureza extremadamente tóxica do seu óxido OsO_4 . Este óxido é moi



Fig. 293. Lámpada incandescente Osram de 1910.

volátil e pode afectar as vías respiratorias e mesmo producir cegueira, dado que se se deposita sobre a superficie dos ollos redúcese e deixa unha capa opaca que impide totalmente a visión. Cando se traballe con OsO_4 deberá facerse nunha campá de fumes con moi bo tiro. A manipulación do osmio puro débese facer con moito coidado en atmosfera inerte, tendo en consideración que o osmio finamente dividido é pirofórico.

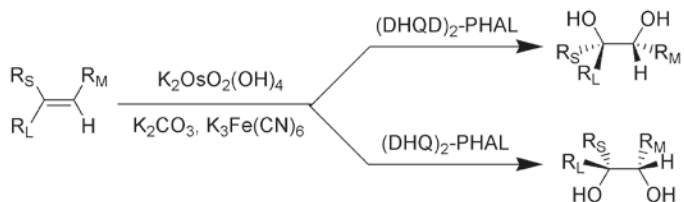


Fig. 294. A dihidroxilación asimétrica de Sharpless é unha reacción química enantioselectiva de alquenos con tetróxido de osmio en presenza dun ligando quinina quiral para formar un diol (R_L = substituínte voluminoso; R_M = substituínte de tamaño medio; R_S = substituínte máis pequeno).



¹⁹²Ir₇₇ Iridio

Masa atómica 192,217 u
 Estado CE Sólido
 Densidade 22,6 g/mL
 Punto de fusión 2454 °C
 Punto de ebulición 4800 °C

Nome e orixe

No ano 1901, Berthelot identificou a presenza de inscricións feitas con iridio cando estudaba un casco de ouro atopado en Tebas e datado do século VII a. C., pero este dato illado non é evidencia dabondo como para crer que os nosos devanceiros coñeceran e usaran este elemento químico. Cumpriu agardar ata que o español Antonio María Ulloa descubrira a platina e logo se identificara o platino para poder illar e preparar iridio puro. Este metal foi identificado por primeira vez, xunto co osmio, no ano 1803 por Tennant e foi preparado puro no ano 1804. Cando se atacaba a platina con auga rexia deixaba un refugallo escuro insoluble que, polo seu aspecto, Proust creu que era grafito. Vauquelin chegou a observar o desprendemento duns gases fedorentos, pero só Tennant, ao tratar grandes cantidades dese refugallo, se decatou de que había dous metais distintos e conseguiu illar o osmio e o iridio no ano 1804. O seu nome deriva do latín *iris*, ‘arco da vella’, en referencia á enorme variedade de cores que presentan os seus sales. Ademais, na mitoloxía grega, Iris era a deusa alada que montaba o arco da vella (véxase a figura 298) e era a mensaxeira do Olimpo.

A concentración con que se presenta o iridio na natureza é moi reducida: 10^{-3} ppm, ao igual que sucede cos outros elementos do minerario do platino; así, o iridio é un metal nobre que ocupa un dos últimos lugares na ordenación dos elementos químicos segundo a súa abundancia na codia terrestre. A manifestación natural deste elemento metálico é na forma de aliaxes de composición non moi ben definida. Os minerarios máis importantes corresponden ás aliaxes que forma co osmio, que se chaman *iridiosmio* cando a concentración do iridio está por riba do 60%. Estes minerarios son de orixe secundaria e aparecen como depósitos aluviais na forma de pequenos grans de color gris aceiro ou branca arxentea.



Fig. 295. Anacos de iridio metal.



Fig. 296. Imaxe de Marcellin Berthelot (1827-1907), que foi un dos fundadores da termoquímica e formulou rutas de síntese de distintos compostos orgánicos (metano, acetileno, benceno etc.).

Obtención e propiedades

Cando se procede á separación do iridio partindo da aliaxe de iridiosmio, o procedemento non é complicado, aínda que non se explica aquí por afastarse das pretensións desta obra, ademais de que resulta máis habitual obtelo a partir de platino cru ou da platina.

O iridio é un sólido metálico coas propiedades características dos metais: cor e brillo, altos puntos de fusión e ebulición ($P_f = 2454\text{ }^{\circ}\text{C}$; $P_e = 4800\text{ }^{\circ}\text{C}$), densidade moi elevada ($\rho = 22,6\text{ g/mL}$) —de feito, é o elemento metálico, xunto co osmio, con maior densidade— e ademais, é moi duro, moi forte, dúctil, maleable e bo condutor da calor e da electricidade. Trátase dun metal case inerte, non é atacado con facilidade nin polos ácidos nin polas bases, aguanta moi ben a corrosión etc. Por todas as propiedades indicadas resulta de utilidade na fabricación de pezas para os enxeños modernos, pero a súa escaseza determina que o metal soamente se poida utilizar puro en moi contadas ocasións e que normalmente se empregue na forma de aliaxes.



Fig. 297. Pluma estilográfica con punta de iridio.

Aplicacións

O iridio adoita usarse como endurecedor do platino, do paladio ou doutros metais nobres e, ao tempo, consegue incrementar a súa resistencia ao ataque químico. Entre as moitas aliaxes que pode formar, citaremos o osmiridio, que contén entre un 35-60% de osmio xunto con pequenas concentracións dos outros metais deste minerario; as aliaxes con outros metais, como volframio/iridio, rodio/iridio etc., de grande importancia nos eléctrodos das industrias cloro-sosa; ou as aliaxes con moitos metais na forma de compostos intermetálicos con características supercondutoras (Ti_3Ir , ZrIr_2 , Nb_3Ir etc.).

A aliaxe Pt90%/Ir10% foi utilizada no ano 1899 para construír o quilo e o metro padróns que foron adoptados pola Comisión Internacional de Pesos e Medidas. A unidade do metro cambiouse no ano 1960, pero o quilo aínda segue vivente como padrón. O iridio metal úsase para fabricar crisóis que soportan temperaturas moi elevadas sen se fundir.

Este elemento é o único metal do minerario que non presenta actividade catalítica importante como metal, xa que non mostra comportamento selectivo fronte a algúns procesos nin efecto sinérxico en conexión cos outros metais. Tampouco ten a actividade catalítica característica dos metais Pd, Pt, ou Rh.

Un composto organométalico do iridio, o catalizador de Vaska $\text{—IrCl(CO)(PPH}_3)_2\text{—}$, realiza un tipo de reaccións de adición oxidante con importantes implicacións catalíticas, pois ten a habilidade de se enlazar co dióxixeno e actuar como un catalizador homoxéneo. Outro catalizador homoxéneo do iridio é o catalizador de Crabtree, de importancia nas reaccións de hidroxenación.

Importancia biolóxica

O iridio metal non é nin bioloxicamente activo nin perigoso para a saúde; porén, a súa manipulación presenta riscos cando está finamente dividido, pois é irritante para a pel e compórtase como pirofórico.



Fig. 298. Representación de Morfeo e Iris nun cadro de Pierre-Narcisse Guérin datado do 1811.

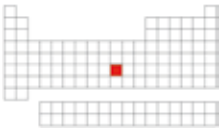
	$^{195}\text{Pt}_{78}$	Platino
	Masa atómica 195,084 u	
	Estado CE Sólido	
	Densidade 21,5 g/mL	
	Punto de fusión 1769 °C	
	Punto de ebulición 3827 °C	



Fig. 299. Anaco de platino nativo.

Nome e orixe

No ano 1748, Antonio de Ulloa deu conta do descubrimento dun novo metal, a platina, que constituía o oitavo metal dos coñecidos ata entón e ao que, polo seu parecido coa prata, chamou *platina do Pinto*. En realidade foi un erro, pois non se trataba dun metal, senón dunha aliaxe que permitiu a obtención de ata seis novos metais nobres, entre eles o platino. Foi no século XVIII cando se tivo conciencia da existencia do platino, aínda que existe evidencia histórica da súa utilización moitos séculos antes: no 1901 Berthelot comprobou e deu a coñecer a presenza de platino nunhas inscricións feitas nun casco de ouro encontrado en Tebas (Alto Exipto) e datado do século VII a. C. A contribución científica española ao coñecemento do platino continuou cos estudos realizados por Fausto de Elhuyar e Chavaneau no Seminario de Bergara, quen idearon un método para a obtención de platino puro e maleable en cantidades industriais. Co gallo deste evento, o rei Carlos III regaloulle ao papa Pío VI, no ano 1789, un cáliz de platino que pesaba 55 onzas (1,710 kg) e que hoxe forma parte do tesouro da basílica de San Pedro. O nome *platino* deriva do seu minenario, a platina, que era como chamaban os mineiros españois en Colombia a unhas pequenas pebidas metálicas atopadas nas minas do Choco, en Nova Granada. O material desas pebidas tiña un aspecto semellante ao da prata, pero non se comportaba nin física nin quimicamente coma ela, polo que, despectivamente, era coñecida como *platina* = ‘prata de baixa calidade’.



Fig. 300. Retrato de Antonio de Ulloa (1716-1795), pintado por Andrés Cortés y Aguilar.

Este elemento químico metálico é o máis abundoso de todos os do minenario do platino e preséntase na codia terrestre cunha concentración de 10^{-2} ppm. Os seus minerarios están repartidos polo planeta e son xacementos secundarios que forman parte de depósitos aluviais. As rochas nais son rochas ígneas do tipo das dunitas, piroxenitas e peridotitas alteradas polos axentes metamórficos. Ademais de se presentar como grans máis ou menos grandes nos depósitos aluviais, o platino está presente noutros minerarios como a esperrylita — PtAs_2 —, a cooperita — PtS —, a braggita — $(\text{Pt,Pd,Ni})\text{S}$ — etc.

Obtención e propiedades

O método de obtención dos elementos que contén o minerais do platino é de elevada complexidade, polo que non se vai describir nesta publicación.

O platino é un metal típico: cor e brillo metálicos, elevados puntos de fusión e ebulición ($P_f = 1769\text{ }^{\circ}\text{C}$; $P_e = 3827\text{ }^{\circ}\text{C}$), moi elevada densidade ($21,5\text{ g/mL}$), moi boa condutividade térmica e eléctrica, elevada fortaleza, resistencia e dureza etc. Quimicamente é case inerte, pois non sofre o ataque químico agás en condicións drásticas. Todo isto determina que o platino sexa o elemento ideal para a preparación de aliaxes metálicas; a única contraindicación que presenta é o seu elevado custo, aínda que ao ser o máis barato dos metais do minerais do platino, é tamén o que máis se usa.

Aplicacións

Ao igual que o ouro, este metal precioso pódese empregar en xoiería, debido á facilidade con que se pode moldear. En electrónica utilízase en filamentos de lámpadas e na confección de cables e conexións especiais, con propósitos moi definidos e altamente especializados. O eléctrodo de platino é de grande importancia en investigación: o eléctrodo estándar de hidróxeno, o de pH e mesmo os microeléctrodos modernos son de platino.

O platino úsase en aliaxes para a protección doutros metais, como catalizador e como metal. Alíase con case todos os metais de transición: as aliaxes con Mo, W, Co, Cu e Ni son de grande relevancia e, por exemplo, a aliaxe Pt/Co ten propiedades ferromagnéticas. De singular importancia industrial son as aliaxes Pt/Ir (ata un 20% de Ir) debido ás propiedades mecánicas e eléctricas que presentan. Úsanse nos laboratorios químicos na preparación de recipientes resistentes ao ataque químico, nos contactos eléctricos, como convertedor catalítico nos coches modernos —o 40% da súa produción actual destínase a esta fin—, na elaboración de termopares para o control de temperaturas, nos utensilios de traballo dos dentistas etc.

Entre as actuais aplicacións catalíticas do platino e das súas aliaxes, destacan os seguintes usos: na hidroxenación de olefinas, acetilenos e aromáticos; na oxidación do amoníaco a ácido nítrico; na oxidación do SO_2 a SO_3 para fabricar ácido sulfúrico; no craqueamento do petróleo para obter hidrocarburos de cadea curta e alta octanaxe; na oxidación electro-lítica dos hidrocarburos nas pilas de fuel; como convertedor dos gases tóxicos dos coches etc.

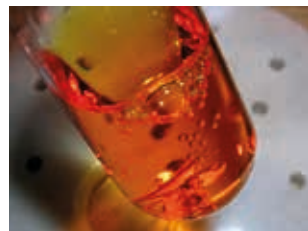


Fig. 301. Imaxe do platino ao ser atacado con auga rexia.

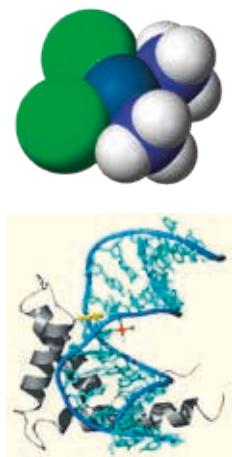
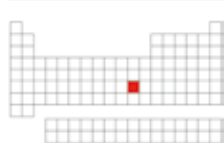


Fig. 302. Arriba, imaxe en 3D do cisplatino; abaixo, representación da interacción do cisplatino co ADN para evitar que se replique.

Importancia biolóxica

Algúns compostos de platino son de grande utilidade en quimioterapia como fármacos antitumorais. Dende a década dos setenta víñase utilizando o cisplatino contra os tumores de vexiga, de colo de útero, de ovarios e de testículos, pero os seus efectos secundarios eran moi nocivos, por se comportar como hepatotóxico e ser acumulativo no organismo. Hoxe empréganse os carboplatinos e outros derivados do platino que son máis efectivos e moito menos agresivos para o organismo. Na actualidade, as investigacións no tratamento dos cancros oriéntanse á obtención de novos citostáticos derivados do platino e doutros metais que resulten aínda máis efectivos e menos tóxicos.

O platino é un metal fisioloxicamente inerte, como todos os elementos do seu minerario, o que determinou que durante moito tempo se empregara este metal ou as súas aliaxes en medicina. Empregouse en odontoloxía e en cirurxía para solucionar problemas relacionados con traumatismos. Hoxe apenas se emprega debido á súa carestía e á existencia doutros metais e aliaxes máis baratos.



¹⁹⁷Au₇₉ Ouro

Masa atómica 196,967 u
 Estado CE Sólido
 Densidade 19,3 g/mL
 Punto de fusión 1063 °C
 Punto de ebulición 2660 °C

Nome e orixe

O ouro é o metal máis antigo e o máis apreciado entre os elementos químicos nobres. Existe constancia da minería do ouro dende o ano 2900 a. C., pero indubidablemente era coñecido dende moito antes, como se puxo de manifesto ao se atopar moedas de ouro exipcias do 3400 a. C. e outros obxectos de ouro moi anteriores. Na necrópole de Varna (Bulgaria) atopáronse restos de ouro procedentes de finais do Calcolítico (4600-4200 a. C.) que semellan ser, ata hoxe, os primeiros obxectos de ouro traballados polo ser humano. O aprecio que se lle concedeu a este metal fixo que, ao longo da historia, ocupara unha posición privilexiada como estándar monetario —aínda hoxe segue a ser o padrón monetario internacional a pesar da súa escaseza—. O nome *ouro* procede do latín *aurum*, ‘idem’, e algunhas hipóteses relacionan a orixe desta forma co nome *Aurora*, en referencia á cor amarela ou ao amencer, pois Aurora era a deusa romana do albor. Segundo algunhas fontes, o topónimo Ourense procede do nome que lle deron os romanos, *Auria* ou *Auriense*, ‘cidade do ouro’, en alusión ao ouro das Médulas.

Este metal precioso tamén existe na natureza como metal nativo e, ao longo da historia, decote foi explotado como o fan os buscadores da actualidade, lavando as áreas dos ríos auríferos. Estes xacementos de ouro están localizados en determinadas zonas do mundo e a meirande parte das vellas minas están xa esgotadas: na época do descubrimento de América producíanse 2000 millóns de onzas (unhas 60 000 Tm), cifra que contrasta cos 50 millóns de onzas (algo máis de 1500 Tm) do ano 1962, e a produción mineira segue a diminuír. Na actualidade, A China é o principal produtor deste metal, seguido por Australia. A súa concentración é de só 0,004 ppm (unhas 15 000 veces inferior á do cobre, que é xa un metal escaso). Ante a escaseza de ouro nativo procedeuse a explotar outros minerais con menor contido, como a calaverita e a silvanita, que se atopan asociados con cuarzo e piritas. Tamén existe ouro disolvido



Fig. 303. Anacos de ouro nativo.



Fig. 304. Panorámica das Médulas, antiga mina romana de ouro a ceo aberto que se explotaba polo sistema *ruina montium*, baseado na forza da auga para derrubar extensións amplas da montaña dun só golpe.



Fig. 305. Dobrón de ouro de oito escudos acuñado en 1798.

nas augas dos mares, pero a dilución é tan grande que de momento a súa explotación non resulta rendible. Hoxe obtense unha cantidade significativa de ouro a través da reciclaxe; así, da produción anual de ouro, o 30% recupérase a partir dos utensilios e obxectos que o conteñen.

Obtención e propiedades

A obtención do ouro nas minas de metal nativo non variou de forma esencial ao longo da historia. Para obter o ouro dos minerarios telurados o proceso que hoxe se segue é o de cianuración, coas etapas xa citadas ao escribir sobre a prata. Cando se quere obter ouro moi puro pódese refinar electroliticamente. Porén, existe un grave problema ambiental derivado da utilización do método de cianuración nesta minería, polo que é necesario minimizar os seus efectos contaminantes no contorno.

O ouro é un metal sólido de cor e brillo característicos, puntos de fusión e ebulición altos ($P_f = 1063\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 2660\text{ }^\circ\text{C}$), así como unha moi elevada densidade ($\rho = 19,3\text{ g/mL}$) e condutividade térmica e eléctrica; é o máis dúctil e maleable dos metais: unha onza de ouro —31 g— pódese estirar ata alcanzar os cen metros de longo e xerar unha lámina de 28 m^2 de superficie. É moi brando, razón pola que se emprega, as máis das veces, aliado. Quimicamente trátase do menos reactivo dos metais, pois non se altera con osíxeno, auga, ácidos etc.

Aplicacións

Tendo en conta o exposto, compréndese o alto interese industrial do ouro. Úsase na súa maior parte (case o 75%) na formación de aliaxes moi útiles, principalmente con Ag, Cu, Fe, Co, Pd, Pt, Ni e Zn, e tamén forma amálgama co mercurio. Un 15% da produción dedícase a fins industriais e científicos e outro 6% emprégase na fabricación de moedas e medallas. A cantidade restante úsase en xoiería, onde o termo *quilate* se emprega para facer referencia á cantidade de ouro presente: o ouro puro ten 24 quilates. Utilízase tamén na fabricación de compoñentes eléctricos e electrónicos, na decoración de vidros e cerámicas artísticas, no recubrimento das vasillas de reacción nos reactores nucleares etc. Ata hai pouco, o ouro era moi usado polos dentistas (no século pasado consumíase aproximadamente nesta actividade o 35% da súa produción), mais hoxe case non se emprega desta forma.



Fig. 306. Torque de Burela (século III-II a. C.), exposto no Museo Provincial de Lugo.

Importancia biolóxica

Ao longo da historia da humanidade, o ouro e os seus compostos usáronse na curación de certas enfermidades, como a tuberculose e a artrite reumatoide, pero hai uns cincuenta anos observouse que estes tratamentos orixinaban dores, insomnio, ansiedade e incluso estomatite. Hoxe sábese que o ouro é o máis tóxico dos metais nobres e que, aínda que a maior parte se expulsa a través dos ouriños, certa cantidade queda no organismo e actúa como un veneno acumulativo. Existen eficaces antídotos contra o envelenamento con sales de ouro, entre os que se atopa un remedio moi ben coñecido, como é a utilización da vitamina C. Na actualidade os tratamentos con ouro están a cambiar: hoxe empréganse diferentes preparados de ouro, como por exemplo os tiolatos, polas súas propiedades antiinflamatorias. A crisoterapia é a rama da medicina que se ocupa da utilización destes compostos de ouro.



Fig. 307. Gravado dunha vasilla (330-340 a. C.) en que se representa a Xasón co vélaro de ouro.

como sulfuro (cinabrio — HgS —), localizados en zonas moi concretas da Terra. A mina de cinabrio máis importante do mundo está en Almadén (España) e véñse explotando sen interrupción dende a época romana.

Obtención e propiedades

O método de obtención deste metal líquido é ben coñecido dende a antigüidade clásica e consiste na calcinación do cinabrio a temperaturas de 600-700°C e posterior recollida do mercurio que se destila. Con anterioridade cómpre concentrar o minerario e, con posterioridade, tense que lavar e purificar o metal obtido.

O mercurio é o único metal que está líquido en condicións normais ($P_f = -38,9\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 356,5\text{ }^\circ\text{C}$), ten unha densidade elevada ($\rho = 13,5\text{ g/mL}$) e posúe unha presión de vapor moi alta. O seu estado líquido determina que moitos metais se poidan disolver nel, formando amálgamas. Quimicamente o mercurio é bastante inerte, non se oxida ao ar con facilidade e non reacciona nin sequera cos ácidos non oxidantes, tan só o atacan os halóxenos.

Aplicacións

O mercurio é un metal que ten sido moi utilizado ao longo da historia. Era moi usado nos métodos antigos de preparación de cloro/sosa como cátodo móbil: o método do «cátodo de mercurio». Con todo, hoxe case non se emprega por mor da súa extrema toxicidade e dos graves problemas de contaminación ambiental que orixina.

Industrialmente utilízase na fabricación das lámpadas fluorescentes e nas lámpadas de alta presión para alumear as rúas. Pola versatilidade das súas propiedades, o mercurio é moi utilizado en aparellos científicos, como termómetros, barómetros, reguladores de presión, bombas de difusión, válvulas McLeod ou relés eléctricos. O mercurio serve como eléctrodo en determinacións analíticas, no eléctrodo de gota e nas análises polarográficas.

As amálgamas de mercurio son coñecidas e utilizadas dende hai moito tempo: a amálgama de prata (50% Hg + 35% Ag + 13% Sn + 2% Cu en peso) utilizouse ata hai ben pouco nos empastes dentais, a amálgama de sodio (Na/Hg) úsase no laboratorio e na industria química como un moi axeitado redutor e a amálgama de cadmio (Cd/Hg) utilízase como cátodo na célula eléctrica estándar de Weston, aínda que hoxe o seu uso decaeu tanto pola toxicidade do mercurio coma pola do cadmio.



Fig. 310. Interior das minas de Almadén, declaradas Patrimonio da Humanidade en 2012.



Fig. 311. Barómetro de mercurio.

Alguns compostos de mercurio teñen importancia industrial: o fulminato de mercurio úsase como detonador, o óxido como xermicida e funxicida e algúns compostos organomercuriais teñen aplicacións terapéuticas diversas.

Importancia biolóxica

Tanto o mercurio como os seus derivados son tremendamente venenosos —o valor linde toxicolóxico para o mercurio é de $0,1 \text{ mg/m}^3$ — e por mor da frecuencia con que se traballa no laboratorio con este elemento, tanto os científicos como os traballadores das industrias que o manexan deben gardar estritamente as medidas de seguridade establecidas. Os síntomas de envelenamento por respiración ou por absorción a través do intestino son: sequidade da boca e da gorxa, inflamación da boca e das enxivas, caída dos dentes, tremores e trastornos físicos, perda da memoria, inseguridade, irritabilidade, insomnio, depresións etc.

O envelenamento por mercurio ten efecto acumulativo. Este metal elimínase moi lentamente a través dos ouriños e das feces e, cando se supera o valor linde toxicolóxico, prodúcense convulsións, parálise e, por último, a morte. A toxicidade do mercurio descríbena ben Lewis Carroll na súa novela *Alicia no país das marabillas* por medio do sombreireiro tolo, quen perdeu a razón polo uso incontrolado do $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, que se utilizaba na fabricación dos sombreiros.

Aínda que a manipulación deste metal é perigosa, o cumprimento das normas de seguridade minimiza enormemente os riscos asociados ao seu uso.



Fig. 312. O sombreireiro tolo no filme de Walt Disney *Alicia no país das marabillas*.



$^{204}\text{Tl}_{81}$ Talio

Masa atómica 204,38 u
 Estado CE Sólido
 Densidade 11,85 g/mL
 Punto de fusión 302 °C
 Punto de ebulición 1453 °C

Nome e orixe

A primeira nova da existencia do talio deuna sir William Crookes no ano 1861 cando, ao examinar espectroscopicamente os residuos dunha planta de ácido sulfúrico, viu unha liña verde brillante que desapareceu rapidamente. Esa cor lembroulle a coloración verde da vexetación na primavera e decatouse de que tal cor podería ser indicativa da presenza dun novo elemento químico. O talio metálico separouno por primeira vez Crookes, en maio do ano 1862, e, ao mesmo tempo, tamén o francés Lamy. Existe discrepancia sobre a quen concederlle a paternidade do descubrimento do talio: o habitual é admitir que foi Crookes quen o descubriu, aínda que foi Lamy quen primeiro ideou un método para obter cantidades significativas do novo elemento metálico con $Z = 81$. A denominación deste elemento químico provén do grego *thallos* ('abrocho' ou 'broto verde'), que derivou no latín *thallium* e deveu hoxe en *talio*.

A súa presenza non é moi grande na codia terrestre, aínda que si maior ca a do seu parente o indio: a súa concentración é dunhas 0,7 ppm pero, ao igual que lle sucede ao indio e ao galio, está moi espallado e aparece en minerais en concentracións moi baixas. Os principais minerarios son sulfurados, como a lorandita (TlAsS_2) ou a hutchinsonita ($\text{TlPbAs}_5\text{S}_2$).

Obtención e propiedades

O método de obtención do talio é moi semellante ao indicado para os veciños do seu grupo, galio e indio. Obtense como subproduto da blenda (ZnS) e da galena (PbS). O talio aparece, xunto cos outros metais do grupo, en pequenas concentracións nas escouras resultantes da calcinación e redución de moitos minerais sulfurados. Desas cinzas tense que recuperar o talio ao mesmo tempo que se obtén o cadmio e outros metais escasos. Na actualidade obtéñense unhas poucas toneladas cada ano.



Fig. 313. Anacos de talio nunha ampola en atmosfera de argon.



Fig. 314. Retrato de sir William Crookes (1832-1919), quen tamén foi o descubridor do tubo de raios catódicos.



Fig. 315. Bote que contén cloruro de talio.

O talio compórtase como un metal típico: densidade alta ($\rho = 11,85 \text{ g/mL}$), cor branca agrisada e lustre metálico parecido ao do estaño. Con todo, os seus puntos de fusión e ebulición non son tan elevados como os doutros metais ($P_f = 302 \text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 1453 \text{ }^\circ\text{C}$). É un metal pesado, dúctil e moi brando, de feito, pódese moldear coas mans.

Quimicamente compórtase como os restantes elementos da familia, resiste a oxidación e a corrosión por mor da película de óxido que o recobre e impide o ulterior ataque químico.

Aplicacións

O interese industrial do talio é moderadamente importante. Emprégase na preparación de aliaxes con propiedades moi peculiares, pois ao engadir pequenas cantidades de talio aos filamentos de volframio increméntase notablemente a súa vida activa. Tamén se utiliza na industria eléctrica e electrónica, na preparación de vidros especiais e como detector de infravermellos; ademais, un YBaCuO de talio e os seus derivados, TlBaCuO_{7-x} , son supercondutores a $T = 130\text{-}150 \text{ K}$.

Alguns compostos de talio teñen grande interese tecnolóxico: o Tl_2S , coñecido como *thallofide*, ten unha condutividade eléctrica que é moi sensible tanto a cambios da temperatura como á intensidade de iluminación, razón pola que se usa en células fotoeléctricas (en métodos de exposición fotográficos, sistemas da medida de radiación de estrelas etc.); ata hai uns trinta anos usábase o sulfato de talio(I) — $\text{Tl}_2(\text{SO}_4)$ — como raticida e insecticida, pero hoxe deixouse de utilizar por mor do perigo que supón a súa elevada toxicidade para os animais superiores, incluídos os seres humanos.

O talio emprégase en medicina na forma de sales de Tl^+ , nas probas de estrés cardíaco; o Tl^+ compite co K^+ e permite determinar afeccións coronarias, infartos, problemas cardiovasculares etc.

Importancia biolóxica

Os compostos de talio, de modo especial os de talio(I), son tremendamente tóxicos. O sulfato de talio acumúlase no organismo e a súa dose letal é de $1,75 \text{ g}$ en humanos. A evidencia do envelenamento aparece aos cinco días da inxestión na forma de desordes no sistema nervioso e gastrointestinal, náuseas, vómitos, diarrea, dores nas extremidades, caída do pelo e debilidade xeral. Nos casos máis graves pode provocar un coma e mesmo a morte.

Un antídoto que parece efectivo para este envelenamento é o azul de Prusia, administrado por vía oral. Con este fin, hoxe

estanse a utilizar diversos tiocarbamatos, tiocarbonatos e outros derivados orgánicos que conteñen átomos de xofre doadores, capaces de secuestrar selectivamente o talio; estes axentes farmacolóxicos intentan mobilizar o talio dos tecidos e axudan a excretalo dos organismos con máis facilidade.

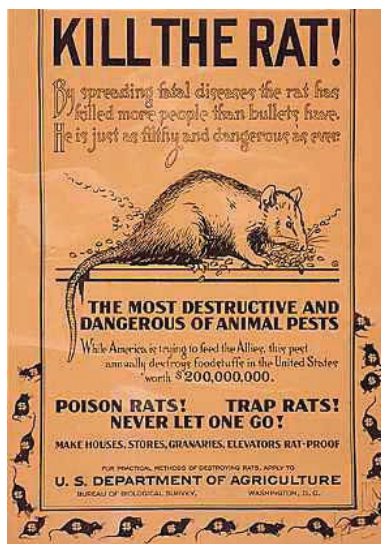


Fig. 316. Entre 1920 e 1972 o sulfato de talio adoitaba empregarse como raticida. Os casos de envelenamento de seres humanos levaron á prohibición do seu uso a partir da década dos setenta.



²⁰⁷Pb₈₂ Chumbo

Masa atómica 207,2 u

Estado CE Sólido

Densidade 11,35 g/mL

Punto de fusión 327 °C

Punto de ebulición 1750 °C



Fig. 317. Peza de chumbo utilizada como chumbada na pesca.

Nome e orixe

Hoxe en día o chumbo non é un metal abundoso: preséntase na codia terrestre tan só cunha concentración de 13 ppm, moi inferior á doutros metais xa citados, pero máis elevada que a do estaño, o mercurio ou outros metais clásicos. O minerario máis importante de chumbo é a galena (PbS), amplamente espallada no mundo, e outros minerais importantes son a anglesita —PbSO₄—, a cerusita —PbCO₃— e a piromorfita —PbCl₂·3Pb₃(PO₄)₂—. Os xacementos españois de Xaén, Murcia e Almería foron os primeiros produtores do chumbo no mundo ata o ano 1881, mais na actualidade a produción baixou moito.

Na nosa terra son importantes as minas de Rubiais en Pedrafito do Cebreiro, cunha produción de 17 500 Tm de chumbo cando estaba a pleno rendemento, e unha lei do 70%.

A facilidade con que se extrae dos seus minerarios determinou que este metal fora coñecido polo ser humano dende as primeiras épocas da nosa civilización e que se convertera nun dos sete metais clásicos. O primeiro obxecto de chumbo do que se ten constancia atopouse nos Dardanelos, nun lugar dunha antiga cidade chamada Abidos, e está datado arredor do ano 3000 a. C. No Antigo Exipto usouse para ornamentar utensilios e para pintar cacharros de barro. Os babilonios e outros pobos antigos empregárono para recubrir as xuntas dos carros e para remachar bulóns de ferro nos barcos, nas pontes e en todo tipo de construcións. Con todo, foron os romanos quen espallaron o uso deste metal ao utilizalo para fabricar as canles da auga nas casas, como se pode ver hoxe nas escavacións arqueolóxicas. Os romanos crearon unha auténtica industria do chumbo cun consumo anual de máis de 80 000 Tm. Estes coñecían este metal como *plumbum*, denominación a partir da que se creou o símbolo do elemento, Pb. Tamén foron eles quen, como indica Plinio, diferenciaron entre o *plumbum album* —o estaño— e o *plumbum nigrum* —o chumbo—. O termo *plumbum* podería estar relacionado co grego *molybdos* e proceder, ambos os nomes, dunha lingua prehelénica da rexión do Exeo, da que tamén derivarían



Fig. 318. Canles romanas de chumbo para a condución da auga.

as palabras xeorxianas *prpeni* ('chumbo') e *brpeni* ('estaño'), así como a vasca *berun*.

Obtención e propiedades

A metalurxia do chumbo véñse practicando dende os primeiros tempos da historia da humanidade e consiste nunha concentración previa do minerario, mediante un proceso de flotación, seguida dunha calcinación e posterior redución nun forno con carbón. A «mata» impura que se obtén pódese refinar electroliticamente ou ben polo método de fusión por zonas.

O chumbo é un metal de cor agrisada, con brillo metálico cando se acaba de cortar, pero que se escurece ao se oxidar. Presenta un punto de fusión baixo ($P_f = 327\text{ }^{\circ}\text{C}$), pero ferve a $1750\text{ }^{\circ}\text{C}$. Trátase dun metal mol, maleable e flexible, aínda que pesado ($\rho = 11,35\text{ g/mL}$) e pouco resistente á tracción. É un metal con alta resistencia á corrosión, pero atacable polos ácidos concentrados e os oxidantes. É atacado pola auga pura e dá lugar a Pb(OH)_2 , algo soluble na auga, o que supón un grave perigo para a saúde dada a toxicidade do chumbo e os seus compostos. As augas duras tamén o atacan e forman sulfatos, carbonatos básicos e fosfatos que se depositan na superficie do metal e impiden o ulterior ataque. Nesas condicións, o chumbo non se dissolve tanto, polo que o risco de envelenamento diminúe moito.

Aplicacións

Consecuencia destas propiedades é a ampla gama de usos que, aínda hoxe, ten o chumbo. Cunha produción anual duns dous millóns de toneladas métricas, os seus usos repártense do seguinte xeito: o 40% emprégase na fabricación de baterías para coches ou acumuladores, e aproximadamente o 80% desta cifra recupérase por reciclaxe e volve ao mercado; un 15% úsase aínda hoxe, a pesar de estar prohibido por ser contaminante, para preparar o tetraetilo de chumbo, o antidetonante das gasolinas; un 15% destínase á fabricación de canles, ao recubrimento doutros metais, ao revestimento de cables eléctricos etc.; un 15% utilízase na preparación de aliaxes especiais; e o restante ten usos variados, como na preparación de compostos derivados (litarxirio, minio, albaialde etc.) nas clásicas fábricas de ácido sulfúrico polo método das cámaras de chumbo ou na fabricación de pantallas antirradiación.

Algunhas aliaxes que cómpre citar como derivados importantes de chumbo son: o metal de soldadura (Pb/Sn), que en función do seu contido en estaño pode ser brando, medio ou



Fig. 319. Mostra de galena (PbS).



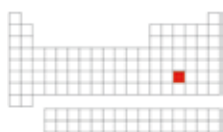
Fig. 320. As pranchas de chumbo utilízanse como escudo contra a radiación.

duro e que se emprega en fontanería; o metal de imprenta (Pb/Sb/Sn); as municións e a metralla (Pb e un chisco de arsénico); o metal fusible (Pb, Sn, Bi, Cd); o metal peltre etc.

Entre os compostos de chumbo con importancia industrial atópanse os seus óxidos, utilizados na fabricación de vidros (os famosos cristais de chumbo), ou chumbo vermello (Pb_3O_4) —tamén coñecido como *minio*—, empregado como pigmento e como recubrimento do ferro e dos aceiros para reducir a súa corrosión. Outras aplicacións industriais do chumbo son as baterías chumbo-ácido, de gran demanda e uso, e os acumuladores de chumbo-ácido, de particular importancia na vida cotiá e que aínda non teñen substituto.

Importancia biolóxica

O chumbo e todos os seus compostos son altamente tóxicos —documentáanse envelenamentos en diferentes períodos históricos—, pero a pesar de que se conta con esta información seguen a ser frecuentes as intoxicacións por derivados de chumbo nas industrias onde se utilizan. Estas son, habitualmente, consecuencia da inhalación de vapores ou de po de chumbo e dos seus derivados en niveis superiores a $0,15 \text{ mg/m}^3$. O organismo pode excretar, a través dos ouriños e das feces, pequenas cantidades de chumbo procedentes da polución gasosa ou dos alimentos e bebidas contaminados, pero a inxestión deste elemento en grandes doses produce desordes cerebrais e sanguíneos e pode chegar a danar o sistema nervioso central. Hoxe existe xa un antídoto para contrarrestar estes efectos, que consiste na administración dunha inxección intravenosa do sal sódico ou potásico do AEDT.



²⁰⁹Bi₈₃ Bismuto

Masa atómica 208,980 u
 Estado CE Sólido
 Densidade 9,8 g/mL
 Punto de fusión 271 °C
 Punto de ebulición 1450 °C

Nome e orixe

O descubrimento do bismuto atribúese ao monxe Basilio Valentín no ano 1450, pero sábese con seguridade que ao remate do século XV xa se extraía dos seus minerarios en Alemaña reducíndoo con carbón a temperatura elevada. Este metal empregábase en lugar do ouro para decorar cascos e petos das armaduras. De calquera maneira, o bismuto, o estaño, o cinc e o chumbo foron confundidos por moitos autores ata que, no ano 1739, o químico alemán Heinrich Pott non só deu cun método preciso para a obtención do bismuto, senón que ademais fixo a primeira descrición clara das súas propiedades características. Moitas veces considérase erroneamente o francés Étienne-François Geoffroy como o descubridor do bismuto porque no ano 1753 illou o metal seguindo o proceso de Marggraf para obter cinc puro e describiu coidadosamente o seu comportamento, pero Pott xa o fixera antes. O nome *bismuto* parece derivar do alemán *Wismut*, quizais procedente da expresión *weiße Masse*, ‘masa branca’, alusiva ao seu aspecto. Parece que foi Agricola quen latinizou os termos *Wissmuth*, *Wismut* ou *Wissmat* a *bismuten*, do que derivou *bismuto*.

O bismuto é o elemento químico máis escaso do grupo do nitróxeno. A súa concentración é de 0,008 ppm, unhas trinta veces menor que a do antimonio e cincocentas veces menor que a do estaño, o que pode dar unha idea da escaseza deste metal na codia terrestre. O bismuto pode presentarse libre na natureza, acompañando a prata ou o chumbo, pero atópase principalmente como bismutina (Bi_2S_3) ou como óxido (Bi_2O_3). En España hai xacementos importantes de bismuto en Córdoba, Granada e Málaga.

Obtención e propiedades

Aínda que se pode presentar nativo na natureza, polo xeral obtense a partir dos minerarios sulfurados, os cales son sometidos a un proceso de calcinación e posterior redución con carbón. O bismuto pódese purificar despois por métodos de refino normais.



Fig. 321. Anacos de bismuto metal puro.



Fig. 322. Cristais de bismuto que amosan as múltiples refraccións iridiscents provocadas polo óxido formado na súa superficie.

Trátase dun metal con algunhas características típicas, como o brillo metálico e punto de ebulición elevado ($P_e = 1450\text{ }^\circ\text{C}$), aínda que o de fusión é baixo ($P_f = 271\text{ }^\circ\text{C}$), ao igual que lles sucede ao chumbo, ao polonio e aos elementos postransicionais con número cuántico 6. Presenta densidade alta ($\rho = 9,8\text{ g/mL}$), pero non é moi bo condutor nin da calor nin da electricidade. Quimicamente compórtase como un metal, pero é moito menos activo que a maioría deles. Non se oxida ao ar nin o ataca a auga a temperatura ambiente, aínda que si reacciona cos ácidos.

Aplicacións

O bismuto empregouse e aínda se emprega na fabricación de aliaxes que se poden fundir, por mor do seu baixo punto de fusión. Entre elas destacan: o metal Rose (Bi = 50%, Pb = 28%, Sn = 22%), que funde a $94\text{ }^\circ\text{C}$, e o metal Wood (Bi = 50%; Pb = 25%; Sn = 12,5%; Cd = 12,5%), que funde a $60\text{ }^\circ\text{C}$. O uso destas aliaxes é moi amplo na fabricación de tapóns de seguridade en caldeiras de vapor, fusibles eléctricos, alarmas de incendios, difusores automáticos, peches de contacto de portas contra incendios etc. A razón da súa utilidade nos sistemas antiincendios radica no feito de que, co incremento da temperatura causado polo lume, a aliaxe fúndese con moita facilidade e rapidez e desencadea a activación da alarma, a saída da auga e o peche das portas. Na actualidade o metal estase a empregar noutros usos. O bismuto moi puro, de 6 ou 7 noes, emprégase na industria dos semicondutores e tamén se usa nas industrias nucleares debido a que presenta un poder de absorción de neutróns moi elevado e que se funde a baixa temperatura.

Algúns compostos de bismuto con especial importancia industrial e tecnolóxica son o BiOCl , de interese en cosmética, en cremas e tinturas para o pelo; o Bi_2O_3 , importante na industria dos vidros e das cerámicas, como catalizador e na industria dos imáns permanentes; os modernos YBaCuO , con fórmulas $[\text{Bi}(\text{Ba}/\text{Sr})_2\text{Cu}_3\text{O}_{7-x}]$, que son supercondutores de alta temperatura ($>150\text{ K}$) etc.

Existen fármacos de bismuto útiles en medicina nos tratamentos de úlceras duodenais, diarreas, enfermidades gastrointestinais, algunhas infeccións oculares etc.

Importancia biolóxica

Dende o punto de vista toxicolóxico, malia ser un metal pesado, o bismuto presenta unha baixa toxicidade e nocividade para os organismos. Como singularidade pódese indicar que, a pesar da súa escaseza, será, probablemente, o último elemento químico coñecido en se desintegrar no Universo. A súa vida media é de vinte trillóns de anos, máis de mil millóns (10^9) de veces a suposta idade do Universo.

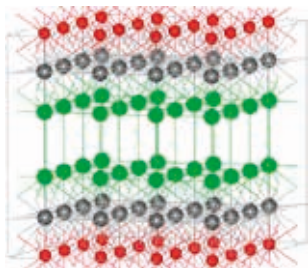


Fig. 323. Estrutura do BiOCl (en vermello, O; en verde, Cl; en gris, Bi).



$^{210}\text{Po}_{84}$ Polonio

Masa atómica [209] u

Estado CE Sólido

Densidade 9,2 g/mL

Punto de fusión 54 °C

Punto de ebulición 962 °C

Nome e orixe

O polonio foi descuberto polo matrimonio Curie no ano 1898, logo de ímprobos esforzos e anos de traballo pois, a diferenza dos elementos do seu grupo, o polonio non se presenta na natureza con isótopos estables.

Sobre o ano 1880 Marie Curie, ao medir a radioactividade dunhas mostras de uranio, decatouse de que algunhas delas amosaban unha radioactividade moi superior á que lle correspondería se soamente foran uranio e torio. Deseguida sospeitou da existencia dun ou máis elementos químicos novos, en moi reducida concentración pero con moi alta radioactividade. Marie e Pierre Curie dedicaron moitos anos da súa vida a concentrar aqueles materiais ata obter minúsculas cantidades dun novo elemento químico altamente radioactivo. O novo elemento era un po branco 400 veces máis radioactivo que a mesma cantidade de uranio, que se parecía ao telurio e que parecía corresponderse co que Mendeleev chamara *eka-telurio*. Marie Skłodowska-Curie chamoulle *polonio* en loanza do seu país de orixe, Polonia. O matrimonio Curie pretendía dar a coñecer a realidade dun país que, a finais do século XIX, constituía unha nación sen estado propio, pois estaba dividido e pertencía a tres estados: Rusia, Alemaña e Hungría. O polonio é, pois, o primeiro elemento químico nomeado así para resaltar unha cuestión política.

Este elemento é moi pouco abundoso na natureza, onde está presente no minerais do uranio nunha proporción moi escasa. A súa concentración na Terra é dunhas $3 \cdot 10^{-10}$ ppm. É o penúltimo membro da serie da descomposición do radio e a maioría dos seus isótopos son radioactivos. O máis estable é o ^{210}Po , cunha vida media duns 140 días.

Obtención e propiedades

Ata hai pouco, o polonio-210 obtíñase da pechblenda, o minerais do uranio, en que se encontra nunha proporción dunha parte en 25 000 millóns. Cómpre tratar 25 Tm de pechblenda para poder conseguir 1 mg deste elemento. Na



Fig. 324. Película delgada de polonio nun disco de aceiro inoxidable, forma en que se vende como fonte de partículas α para uso científico.

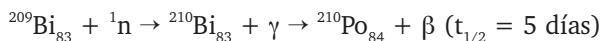


Fig. 325. Retrato de Marie Skłodowska-Curie (1879-1934), coñecida como Marie Curie.

Po 208 2.038 a α 5.115 MeV β 1.262 MeV γ 2.039 MeV	Po 209 132 a α 4.881 MeV β 1.262 MeV γ 2.039 MeV	Po 210 138.38 d α 5.406 MeV β 1.262 MeV γ 2.039 MeV	Po 211 3.826 d α 5.406 MeV β 1.262 MeV γ 2.039 MeV
Bi 207 31.55 a β 1.262 MeV γ 2.039 MeV	Bi 208 3.68 · 10 ⁵ a β 1.262 MeV γ 2.039 MeV	Bi 209 100 a α 5.406 MeV β 1.262 MeV γ 2.039 MeV	Po 210 138.38 d α 5.406 MeV β 1.262 MeV γ 2.039 MeV
Pb 206 24.1 a α 5.406 MeV	Pb 207 22.1 a α 5.406 MeV	Pb 208 22.4 a α 5.406 MeV	Pb 209 3.283 h α 5.406 MeV

Fig. 326. Extracto da táboa de núclidos de Karlsruhe que amosa os datos nucleares dos isótopos do polonio.

actualidade obtense por bombardeo con neutróns do bismuto e a reacción pódese resumir da seguinte maneira:



O polonio sepárase logo do bismuto e así pódense preparar miligramos deste novo elemento químico.

O polonio é un elemento tipicamente metálico. Trátase dun sólido con brillo metálico e cor arxentea, densidade relativamente alta ($\rho = 9,2 \text{ g/mL}$) e boa condutividade térmica e eléctrica. Os seus puntos de fusión e ebulición atópanse na liña de variación característica dos elementos do período con $n = 6$ ($P_f = 54 \text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 962 \text{ }^\circ\text{C}$). O seu comportamento químico non se asemella ao dos elementos do seu grupo, o do osíxeno, senón ao dos metais: cando é atacado polo ar sofre procesos de oxidación, co xofre forma un polisulfuro (Po_2S_3) e cando é atacado polos ácidos hidrácidos descárgase hidróxeno. O polonio é, quimicamente falando, moito máis parecido aos elementos do seu período ($n = 6$) que aos do seu grupo (16), de modo que é considerado por moitos científicos un metaloide.

Aplicacións

Os usos do polonio están condicionados polas súas propiedades e, de modo particular, polo seu comportamento como metal radioactivo. Así o ^{210}Po emprégase como fonte xeradora de neutróns e a aliaxe do polonio con metais como o berilio tende a producir reaccións en que se xeran neutróns. Por esta razón esta aliaxe foi utilizada no detonador da bomba lanzada polos Estados Unidos sobre Nagasaki (O Xapón) no ano 1945, durante a presidencia de Harry Truman, no marco do Proxecto Manhattan.

Este metal ten utilidade como fonte de enerxía eléctrica seguindo un proceso semellante ao dos termopares e emprégase con esta finalidade nos satélites espaciais, pero coa limitación da súa curta vida media.

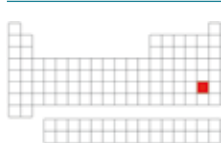
Importancia biolóxica

O polonio é o metal máis perigoso dos elementos do grupo do osíxeno debido á súa intensa radioactividade. Ataca os riles e o fígado, orixinando perdas irreparables nos tecidos. A máxima cantidade de radiación tolerable polo corpo humano é de $0,03 \text{ } \mu\text{C}$, equivalente a $2 \cdot 10^{10}$ átomos de ^{210}Po ou $6,8 \cdot 10^{-12} \text{ g}$ do elemento natural. O traballo con polonio soamente pode ser realizado por persoal altamente cualificado.

O disidente ruso Aleksandr Litvinenko foi asasinado no ano 2006 por envelenamento con ^{210}Po e hai indicios de que esta tamén puido ser a causa da morte de Yasser Arafat.



Fig. 327. Fotografías do disidente ruso Aleksandr Litvinenko, á esquerda internado no University College Hospital de Londres despois de ser envelenado con ^{210}Po .



$^{210}\text{At}_{85}$ Ástato

Masa atómica [210] u

Estado CE Sólido

Densidade 6,4 g/mL

Punto de fusión 302 °C

Punto de ebulición 337 °C

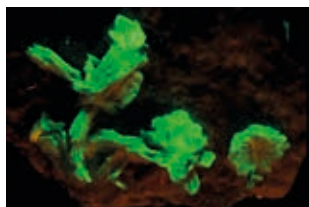


Fig. 328. Imaxe da determinación de ástato mediante espectroscopia de absorción atómica.

Nome e orixe

Cando no ano 1920 Niels Bohr revisou a clasificación periódica dos elementos químicos sobre as bases físicas do número atómico que establecera Moseley, indicou que debía existir un quinto elemento na familia dos halóxenos e que probablemente sería radioactivo, dado o comportamento químico dos elementos veciños. A partir dese momento, moitos «cazaelementos» intentaron descubrir o elemento químico de número atómico 85, pero todos eles fracasaron. Foron Corson, MacKenzie e Segrè quen, no ano 1940, utilizando un ciclotrón de enorme potencia para a época, conseguiron bombardear bismuto con partículas α de suficiente enerxía e así obtiveron a cantidade precisa para poder comprobar inequivocamente as propiedades químicas deste novo elemento. O nome que lle puxeron foi *ástato*, do grego *astatos*, 'inestable', para poñer de manifesto a enorme inestabilidade que mostran os isótopos coñecidos do ástato por mor da súa descomposición radioactiva.

O ástato é o elemento químico máis raro e escaso de cantos se atopan na natureza, como ilustran algúns datos dos seus isótopos: existen minúsculas cantidades de ^{215}At ($t_{1/2} = 10^{-4}$ s) e ^{218}At ($t_{1/2} = 2$ s), formados nos minerarios de uranio como resultado da rama β da descomposición do uranio; e insignificantes cantidades do isótopo ^{219}At ($t_{1/2} = 0,9$ min), atopado nos minerarios de uranio procedente da rama α da súa descomposición, a través do ^{223}Fr . Ata hoxe non se atopou na natureza ningún dos isótopos de vida media elevada, ^{211}At e ^{210}At . Cálculos estimativos sobre a cantidade de ástato presente na codia terrestre indican que non existen máis de 70 mg deste metal, o que dá unha idea da súa escaseza se se compara con elementos escasos como o francio (30 g).

Obtención e propiedades

Tendo en conta a información anterior, pódese entender que a obtención do ástato non se puido levar a cabo partindo de produtos naturais e foi preciso acudir a métodos artificiais. O procedemento seguido consiste no bombardeo, con partí-



Fig. 329. Fotografía de Dale Raymond Corson (1914-2012).

culas α de moi alta enerxía aceleradas nun ciclotrón, sobre unha diana con núcleos de bismuto. Na reacción resultante obtense ^{211}At e neutróns.

De todos os isótopos coñecidos do ástato, tan só son medianamente estables o ^{210}At ($t_{1/2} = 8,3 \text{ h}$) e o ^{211}At ($t_{1/2} = 7,2 \text{ h}$). A consecuencia desta vida extremadamente curta e das reducidas cantidades de mostra que se poden preparar, é moi pouco o que se coñece sobre as propiedades físicas e químicas deste elemento, malia teren transcorrido máis de 75 anos do seu descubrimento.

Sábese que é un sólido, aínda que a maioría das súas propiedades físicas se obtiveron extrapolando as do iodo e do polonio. Ten un comportamento químico similar ao do iodo, dado que presenta química en catro estados diferentes de oxidación, pero amosa un maior carácter metálico, o que o achega máis ao polonio e ao bismuto.

Aplicacións

Debido ao carácter radioactivo do ástato, pódese utilizar con fins terapéuticos como fonte de partículas α e, con esta función, parece ser mellor que a fonte do radio/iodo para a corrección de anormalidades na tiroide. Así, o ástato foi recomendado para o tratamento do hipertiroidismo.

Importancia biolóxica

Pouco é o que se sabe dos problemas toxicolóxicos xerados polo ástato, debido a que as cantidades de que se dispón son insignificantes. Non obstante, non cabe dúbida de que se se aumentasen as cantidades coas que se traballa, este elemento sería moi perigoso para a saúde polo seu carácter radioactivo. De calquera xeito, cómpre manipulalo con moito tino. Experimentos con ratos e monos suxiren que o ástato, ao igual que o ^{131}I , se acumula na tiroide por exposición excesiva e os danos orixinados pola súa acumulación son moito máis graves que os causados polo iodo.

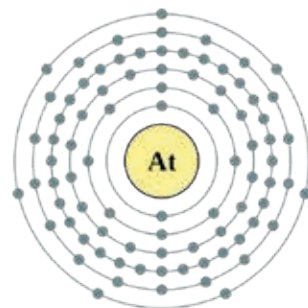


Fig. 330. Distribución electrónica no ástato.



$^{222}\text{Rn}_{86}$ Radon

Masa atómica [222] u

Estado CE Gas

Densidade 4,4 g/mL

Punto de fusión $-71\text{ }^{\circ}\text{C}$

Punto de ebulición $-62\text{ }^{\circ}\text{C}$



Fig. 331. Espectro de emisión do radon fotografado por Ernest Rutherford no 1908. Os números situados debaixo do espectro son lonxitudes de onda, o espectro do medio é o do radon e, sobre el, o do helio, que se usou como calibración.

Nome e orixe

O elemento químico con número atómico 86, o radon, pertence á familia dos gases nobres pola súa posición no sistema periódico e é o último dos que se coñecen en cantidade significativa, aínda que non se presente na natureza como elemento estable. Todos os seus isótopos ata hoxe coñecidos son radioactivos e atópanse acompañando os minerais de uranio, torio etc. O nome que recibe cada un deles deriva do átomo de que proceden na serie de descomposición radioactiva, polo que, se a fonte de procedencia é o torio, chámasele ao isótopo *torón* — ^{220}Rn — e cando procede do actinio, *actinón* — ^{219}Rn —. O isótopo de vida media máis longa e, por tanto, o mellor coñecido, é o radon — ^{222}Rn —, porque a súa fonte de procedencia é o radio. No ano 1900 o físico alemán Friedrich Dorn descubriu este elemento químico como un gas radioactivo asociado co radio e, pouco despois, Ramsey demostrou que ese gas era o sexto gas nobre e chamoulle *radon*. O nome do elemento químico deriva do radio.

A presenza do radon na natureza é moi escasa, inferior a 10^{-6} ppm, e incluso no ar a súa concentración é 150 veces menor que a do máis escaso dos gases nobres, o xenon. Este gas xérase no interior da codia terrestre e libérase á atmosfera a través das fisuras e fendas que hai nela. Por outra banda, debido á súa natureza radioactiva e á súa vida media tan curta, é moi difícil de localizar e de estudar.

Obtención e propiedades

O isótopo de vida media máis longa, ^{222}Rn ($t_{1/2} = 3825$ días), obtense como resultado da descomposición do radio. O método práctico para obtelo é bombear o gas que se produce cando se deixa repousar nun recipiente durante moito tempo unha disolución de cloruro de radio.

Este elemento químico é gasoso ($P_e = -62\text{ }^{\circ}\text{C}$), coma os restantes gases nobres. Debería ser o máis reactivo dos elementos deste grupo e o que amosase un maior carácter metálico. Isto levou a intentar preparar derivados do radon aínda que, polo momento, o fluoruro é o único composto ben caracterizado.



Fig. 332. Retrato de Friedrich Ernst Dorn (1848-1916).

Aplicacións

A posible utilidade do radon está aínda en investigación. Pénsase na preparación de haluros para poder dispor de fontes de radiación γ a vontade. Este método consistiría no almacenamento de radon en forma de haluro —así non é radioactivo— que se podería reducir ou hidrolizar para que o radon volva a emitir radiación, cando se desexa que actúe como emisor γ .

Importancia biolóxica

Débese insistir en que, debido á natureza radioactiva —emisor γ — do radon, ás veces pode dar lugar a niveis elevados de radiación, sobre todo nas minas de uranio. Hoxe coñécese que a inhalación de radon provoca un dos cancros de pulmón con maior índice de mortalidade.

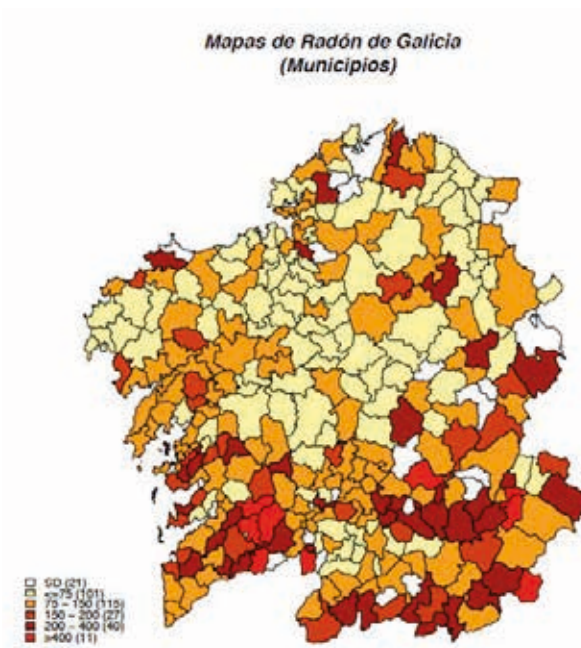


Fig. 333. Mapa das medicións de radon en concellos de Galicia, elaborado pola USC (Laboratorio de radon de Galicia). Os datos danse en becquerels.

do francio por bombardeo de átomos pesados estables (Pb, Bi) con partículas diversas moi aceleradas.

Debido á dificultade que representa a preparación do francio puro, é moi pouco o que se coñece sobre o seu comportamento físico e químico, pero si se pode dicir que se trata dun metal típico e con todas as propiedades características dos metais alcalinos.

A súa elevada reactividade, tanto fronte ao osíxeno como fronte á auga, determina que non se poida presentar na natureza como metal, senón que sempre apareza en determinadas combinacións. Como consecuencia da súa alta radioactividade, desintégrese axiña para dar elementos máis estables: ástato, radio, radon e chumbo.

Aplicacións

Falar das aplicacións do francio non é moi doado por mor de todo o xa indicado, pero si é fácil entender que poida usarse do mesmo xeito que os elementos alcalinos, mais debido á súa escaseza e, por tanto, carestía, non se utiliza habitualmente.

Importancia biolóxica

Sobre a actividade biolóxica do francio cómpre dicir que, a pesar da súa existencia transitoria nos organismos, crese que si ten unha actividade biolóxica significativa. Porén, o efecto biolóxico do par $^{235}\text{U}/^{223}\text{Fr}$ aínda non está complementemente dilucidado e as investigacións en curso avanza con moita lentitude por mor da escaseza anteriormente mencionada.



Fig. 336. Fotografía do laboratorio dos Curie en 1930; na mesa do fondo vese traballar a Marguerite Perey e Sonia Cotellet.

$^{226}\text{Ra}_{88}$ Radio

Masa atómica [226] u

Estado CE Sólido

Densidade 5,0 g/mL

Punto de fusión 960 °C

Punto de ebulición 1140 °C



Fig. 337. Radio electrochapado sobre unha pequena lámina de cobre e recuberto con poliuretano para evitar a súa oxidación ao ar.

Nome e orixe

O máis pesado dos elementos metálicos alcalinotérreos é o radio, que foi o que máis tarde se descubriu. Foi Becquerel quen observou no ano 1896 a radioactividade natural procedente dun mineral de uranio. Marie Skłodowska-Curie, seguindo os traballos de Becquerel, concluíu que o mineral de uranio chamado *pechblenda* (U_3O_8) tiña máis radioactividade que o uranio puro.

Marie e Pierre Curie foron capaces de separar, partindo de toneladas dese mineral, o elemento que semellaba mostrar esa actividade extra como RaCl_2 . O radio foi illado no ano 1910 por Marie Curie e André-Louis Debierne ao reducir electroliticamente o haluro e retiralo logo como unha amálgama. O radio é o produto espontáneo da descomposición do uranio e o seu nome deriva do latín *radius* ('raio').

O radio é un elemento extremadamente escaso na codia terrestre e moito máis no resto do Universo. A súa presenza é de $2 \cdot 10^{-6}$ ppm, máis de cen millóns de veces menos frecuente que o máis escaso dos elementos metálicos do seu grupo. A súa presenza na natureza vai ligada ao proceso químico que lle dá orixe: a descomposición radioactiva do uranio. Isto determina que os minerais en que se atopa este elemento sexan os minerarios de uranio máis importantes (*pechblenda*, *uraninita*, *carnotita* etc.). O radio atópase na proporción de 1 mg por cada 3 kg de uranio.

Obtención e propiedades

A obtención do radio non se realiza a escala industrial, senón que se segue levando a cabo no laboratorio seguindo o método clásico. O proceso consiste na obtención dunha amálgama partindo do seu composto máis habitual, o RaCl_2 , mediante un proceso electrolítico. Esta amálgama (Ra/Hg) permite a obtención do radio puro con só destilar o mercurio. Todos os isótopos do radio son radioactivos, entre os que o máis estable é o ^{226}Ra , con vida media de 1601 anos, que decae en gas radon.



Fig. 338. Debuxo de André Castaigne que representa a Marie e Pierre Curie experimentando con radio no seu laboratorio.

O máis pesado dos elementos do grupo dos alcalinotérreos segue a se comportar como un metal típico: puntos de fusión e ebulición elevados ($P_f = 960\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 1140\text{ }^\circ\text{C}$), color e lustre metálicos, condutividade eléctrica e térmica elevada etc.; é o metal máis denso do seu grupo ($\rho = 5,0\text{ g/mL}$), polo que se parece moito aos metais típicos. Trátase dun material radioactivo que se descompón de moi diversos modos dependendo do isótopo en cuestión. Quimicamente compórtase como os restantes elementos do grupo.

Aplicacións

O interese industrial do radio é grande, a pesar do seu elevado prezo. Así, os seus sales séguense a empregar aínda hoxe: o RaCl_2 , na obtención do radio metal; o RaBr_2 , nos materiais luminosos; e o RaSO_4 , na radiografía industrial. O máis importante dos seus usos foi o médico. Durante moito tempo, os sales de radio usáronse no tratamento do cancro, pero hoxe foron desprazados polo uso do cobalto-60 e do cesio-137, que son emisores máis poderosos ca el, máis seguros de manipular e moito máis accesibles, abondosos e baratos.

Importancia biolóxica

No tocante á manipulación do radio e dos seus sales, deben seguirse as precaucións citadas para o bario. A maiores, débense gardar as debidas medidas de seguridade para o traballo con materiais radioactivos, xa que estes danan as células e poden producir alteracións cromosómicas. A manipulación do radio foi a causa da morte do matrimonio Curie e da súa filla Irène, logo de orixinarlles unha anemia aplásica.

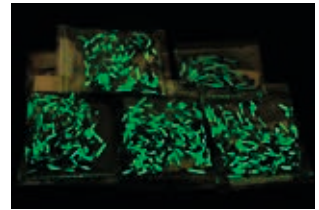
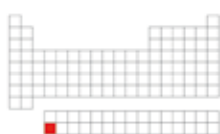


Fig. 339. Xogos de agullas de reloxo que conteñen radio baixo o efecto da luz ultravioleta.



$^{227}\text{Ac}_{89}$ Actinio

Masa atómica [227] u

Estado CE Sólido

Densidade 6,9 g/mL

Punto de fusión 1100 °C

Punto de ebulición 3200 °C



Fig. 340. Dúas mostras de ^{225}Ac en viais. Na escuridade emite unha luz azul debido a que a súa intensa radioactividade excita o ar ao seu redor.

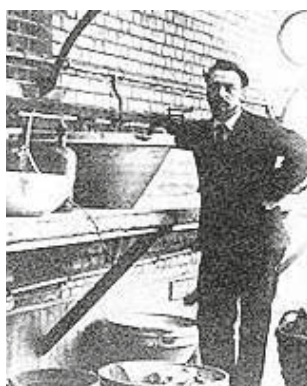


Fig. 341. Imaxe de André-Louis Debierne (1874-1949) no laboratorio.

Nome e orixe

O descubrimento do actinio é consecuencia do estudo da radioactividade natural e dos traballos iniciados polo matrimonio Curie para illar o polonio e o radio. O actinio foi o primeiro elemento químico radioactivo —dos presentes na natureza— en ser illado, pois aínda que o polonio, o radon e o radio eran coñecidos con anterioridade, foron illados máis tarde, logo do ano 1902. O elemento de $Z = 89$ descubriuno, en 1899, o químico francés Debierne, colaborador dos Curie. Para logralo, engadiu amoníaco a unha disolución de pechblenda e obtivo un precipitado de terras raras con características radioactivas. A paternidade deste elemento químico é compartida co químico alemán Giesel, quen tamén o identificou no ano 1902 seguindo un método distinto. O nome que se lle deu ao novo elemento, *actinio*, ten a orixe nas súas propiedades radioactivas e deriva do grego *aktis* ('feixe de raios').

Este novo elemento químico metálico encaixaba na táboa de Mendeleev debaixo do lantano e á esquerda dos xa coñecidos torio e uranio. Ao igual que o lantano foi tomado como cabeza da serie dos lantanoides, o actinio foi considerado o elemento de referencia no grupo dos actinoides. Nesta serie, soamente o torio e o uranio se atopan como isótopos estables na natureza. O actinio si se atopa na natureza, aínda que non en formas estables, xa que ten unha vida media relativamente curta. Forma parte da cadea de descomposición do uranio-235 e do protactinio, pero a escaseza deste último elemento na Terra fai que o interese deste método de obtención sexa soamente histórico. As cantidades de actinio que se atopan na natureza non son moi altas, pois unha tonelada de pechblenda só contén 0,15 mg deste metal.

Obtención e propiedades

Aínda que o actinio se identificou na pechblenda, non é habitual obtelo a partir deste minerais, pois a concentración en que se presenta é baixa e require un complexo proceso de separación. No seu lugar recórrese a un proceso de transmu-

tación artificial do radio-226 por bombardeo con neutróns nun reactor nuclear.

O actinio é un metal cuxo único isótopo relativamente estable é o actinio-227 ($t_{1/2} = 22$ anos); todos os demais isótopos son, como este, radioactivos pero con vidas medias moito máis curtas. Pouco é o que se coñece das propiedades físicas e químicas deste elemento. Sábese que a súa cor e brillo son metálicos, que os seus puntos de fusión e ebulición son elevados ($P_f = 1100\text{ °C}$; $P_e = 3200\text{ °C}$) e que a súa densidade é media ($\rho = 6,9\text{ g/mL}$). Quimicamente compórtase como un metal reactivo de características semellantes ás do lantano.

Aplicacións

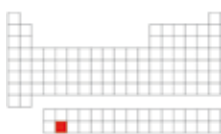
O actinio non se produce actualmente en cantidades moi elevadas, pero ten grande interese industrial como fonte de enerxía dos aparatos termoiónicos. Estes aparatos utilizan como fonte de calor o núclido (actinio-227) e xa conseguiron duplicar a eficiencia das clásicas baterías baseadas na conversión termoeléctrica provocada polo efecto Seebeck. Con todo, o seu emprego vese limitado porque necesitan temperaturas de emisión duns 1800 °C . O actinio utilízase tamén na tecnoloxía espacial, en concreto, na fabricación de xeradores termoeléctricos por radioisótopos (XTR).

Importancia biolóxica

O actinio é altamente radioactivo e cando se traballa con el ou cos seus compostos é preciso ser moi coidadoso e adoptar certas medidas de seguridade, como a utilización dunha caixa seca e luvas especiais.



Fig. 342. Pechblenda.



$^{232}\text{Th}_{90}$ Torio

Masa atómica 232,038 u

Estado CE Sólido

Densidade 11,7 g/mL

Punto de fusión 1750 °C

Punto de ebulición 4788 °C



Fig. 343. Lámina fina de torio dentro dunha ampola con atmosfera de argón.

Nome e orixe

Berzelius foi un dos grandes xenios da química de todos os tempos ao que se lle debe importantes achegas á táboa periódica, como os descubrimentos do selenio, do silicio e do torio ou a súa colaboración no achado do circonio. O torio descubriuno no ano 1828 cando o sacerdote e mineraloxista noruegués H. Morten lle enviou un descoñecido mineral negro, abondoso no seu país, para que o estudase. Logo dunha rigorosa investigación, Berzelius decatouse de que a mostra recibida era un mineral descoñecido que contiña un novo elemento químico. O mineral era un silicato, ThSiO_4 , ao que chamou *torita*, na lembranza do deus da guerra na mitoloxía escandinava. A partir del, deseñou unha ruta para a preparación do novo elemento químico, por redución do ThCl_4 con potasio. O elemento metálico chamouse *torio* en loanza de Thor, ao igual que o mineral.

O torio non é un elemento químico escaso na natureza, é tan abondoso como a maioría dos lantanoides, como se comproba pola súa concentración: 8,1 ppm. Comparándoa coa dos elementos do sistema periódico, ocupa unha posición intermedia entre os elementos químicos: o lugar 41. É máis abondoso que o estaño, o cesio, o berilio, o uranio etc. e moitísimo máis que os metais nobres. Na natureza atópase en minerais diversos, aínda que cunha presenza variable: mentres nuns aparece moi concentrado (torianita cun 90% de ThO_2 ou torita cun 62% de torio), noutros presenta unha concentración moito inferior (as areas monacíticas conteñen un 1-10% de ThO_2).

Obtención e propiedades

O torio obtense normalmente a partir do minerario máis abondoso, as areas monacíticas. A súa obtención implica un proceso de concentración do minerario e a posterior separación do torio como ThO_2 . Para illar o metal, é preciso reducir o ácido ou os seus haluros (ThCl_4 , ThF_4) con metais electropositivos como o sodio, o calcio ou o magnesio. Se se quere obter o metal con elevada pureza, purifícase polo método Van Arkel-De Boer ou mediante o método de fusión por zonas. Na actualidade prodúcese unhas 500-1000 Tm/ano deste metal.



Fig. 344. Cadro da loita de Thor contra os xigantes (1872), obra do artista sueco Mårten Eskil Winge.

O torio é un elemento metálico que conta con numerosos isótopos, todos radioactivos, aínda que un deles é moi estable: o torio-232 ($t_{1/2} = 1,39 \cdot 10^{10}$ anos). O torio é un metal brando de cor branca prateada e brillo característico, con puntos de fusión e ebulición elevados ($P_f = 1750$ °C; $P_e = 4788$ °C), densidade alta ($\rho = 11,7$ g/mL), dúctil e maleable etc. Quimicamente presenta unha reactividade semellante á dos metais lantanoides, oxídase ao ar, pero resiste ben o ataque da corrosión e é bastante inerte ao ataque dos ácidos diluídos.

Aplicaciones

Antes do desenvolvemento da industria nuclear, o torio era o metal do grupo dos actinoides máis utilizado, tanto na preparación de aliaxes resistentes e duras como na industria das lámpadas eléctricas: empregábase, aliado co volframio, na fabricación de filamentos, así como na elaboración das cubertas das lámpadas incandescentes etc.

Na actualidade, logo do descubrimento da enerxía nuclear, a maioría do torio transfórmase en uranio-233 por bombardeo con neutróns. Este uranio-233 é fisionable e, polo tanto, pódese empregar como fuel das centrais nucleares xeradoras de enerxía.

Importancia biológica

Aínda que os isótopos de torio son radioactivos, o máis abundoso, o (^{232}Th), non é tanto, polo que ten unha menor toxicidade para os organismos superiores. Non se coñece ningunha función biolóxica para este elemento, pois aínda que os seres humanos inxerimos ata tres microgramos por día, excretamos a maior parte. Os compostos de torio son lixeiramente tóxicos e poden chegar a producir dermatite.

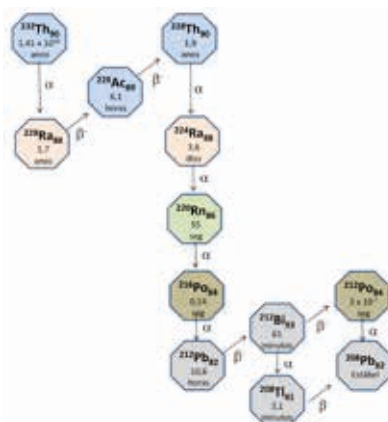
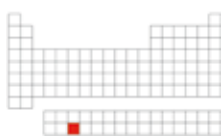


Fig. 345. Cadeia de decaimento do torio.



$^{231}\text{Pa}_{91}$ Protactínio

Masa atómica 231,036 u

Estado CE Sólido

Densidade 15,4 g/mL

Punto de fusión 1567 °C

Punto de ebulición 4027 °C

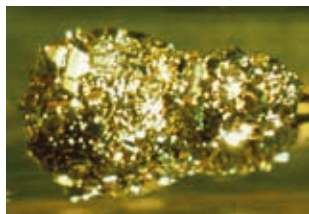


Fig. 346. Protactínio cristalino preparado polo método Van Arkel-De Boer.

Nome e orixe

O protactínio foi un dos elementos que Mendeleev predixera, na súa famosa táboa periódica, co nome de *eka-tántalo*. Polo ano 1917 tan só quedaban tres elementos químicos daquela táboa por descubrir: os de número atómico 85, 87 e 91, que non eran aínda coñecidos na clasificación de Moseley e dos que se sospeitaba que eran radioactivos. Otto Hahn e Lise Meitner —que logo se habían facer famosos pola fisión nuclear do uranio— seguían a pista do elemento de número atómico 91. No ano 1917 descompuxeron a pechblenda con ácido concentrado en quente e, tras separar o radio e os outros metais radioactivos coñecidos ata o momento, aínda quedaba un residuo que seguía a ser radioactivo. No ano 1913, Kasimir Fajans e O. H. Göhring identificaron o mesmo metal, pero neste caso o isótopo $^{234\text{m}}\text{Pa}$, de vida media moi curta ($t_{1/2} = 17$ minutos), polo que lle chamaron *brevium*. Porén, non se puido facer química con el debido á súa reducida vida e á mínima cantidade de metal sintetizado. No residuo atopado por Hahn e Lise Meitner, estes identificaron un elemento químico descoñecido que era radioactivo e que se desintegraba ata chegar ao actinio, razón pola que lle chamaron *protactínio*. É de xustiza citar tamén a Soddy e Cranston quen, case ao mesmo tempo, chegaron a identificar este novo elemento químico. No ano 1949 a IUPAC concedeu a Hann e Meitner a paternidade deste descubrimento polo feito de preparar o isótopo ^{231}Pa , que era de vida media moi to máis longa e, polo tanto, máis estable.

O protactínio é o último elemento químico da táboa periódica descuberto e está presente en cantidades significativas nalgúns minerais existentes na codia terrestre. Atópase sempre nos minerarios de uranio, dado que é un membro da familia de descomposición deste. Nunha tonelada de uranio hai sempre arredor de 340 mg deste elemento metálico. A concentración deste metal na codia terrestre é das máis baixas das ata agora consideradas e tan só algúns elementos radioactivos, como o tecnecio e o prometio, son aínda menos abundosos.



Fig. 347. Imaxe de Otto Hahn e Lise Meitner nos seus laboratorios de Berlín en 1928.

Obtención e propiedades

O protactinio obtense a partir dos minerarios do uranio e, ata a década de 1950, non foi posible preparar varios gramos deste metal. Hoxe obtense dos residuos das plantas de tratamento do uranio: por cada 60 Tm de mineral de uranio tratado obtéñense uns 100 g de protactinio.

Dous son os isótopos máis interesantes do protactinio: o ^{234}Pa ($t_{1/2} = 1$ mes) e o ^{231}Pa ($t_{1/2} = 32\,800$ anos). Este elemento é un metal característico, con cor e brillo metálicos, punto de fusión elevado ($P_f = 1567\text{ °C}$), densidade moi alta ($\rho = 15,4\text{ g/mL}$), importante condutividade eléctrica e térmica, ductilidade e maleabilidade etc. A súa reactividade química non é moi coñecida dado que aínda non se estudaron moito os seus compostos, pero sábese que se comporta de modo semellante ao torio.

Aplicacións

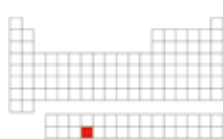
O protactinio pódese utilizar, como a maioría dos elementos actinoides, na fabricación de explosivos nucleares con fins pacíficos ou bélicos, como fonte de enerxía ou en usos médicos en función do seu comportamento como especie radioactiva. A súa utilización está moi condicionada pola escaseza deste elemento e, sobre todo, pola dificultade de obtención.

Importancia biolóxica

O protactinio é altamente tóxico e radioactivo, polo que tan só pode ser manipulado por persoal moi especializado en caixas secas seladas e con luvas.



Fig. 348. Selo dedicado a Lise Meitner (1878-1968).



$^{238}\text{U}_{92}$ Uranio

Masa atómica 238,029 u

Estado CE Sólido

Densidade 19,0 g/mL

Punto de fusión 1133 °C

Punto de ebulición 3927 °C



Fig. 349. Disco de uranio altamente enriquecido procesado no complexo de seguridade Y-12 dos EUA.



Fig. 350. Fotografía de Eugène-Melchior Péligot (1811-1890).

Nome e orixe

Na historia do descubrimento dos elementos químicos adoitá concedérselle a paternidade do descubrimento ao investigador que por primeira vez illa o elemento; emporiso nalgúñas ocasións a paternidade recoñéceselle a outra persoa por razóns que, ao longo deste libro, levamos discutindo. Isto tamén sucedeu no caso do uranio. No ano 1789, Klaproth estaba a investigar a pechblenda (U_3O_8), un mineral pesado e escuro que se acababa de descubrir nunha mina de Bohemia. Atacou o mineral con ácido e, logo de neutralizar a disolución, precipitou un sólido pulverulento de cor amarela, que identificou como o óxido dun novo metal. Ata daquela, críase que a pechblenda era un mineral de ferro e cinc, mais Klaproth creu identificar nela un novo metal, ao que chamou *uranio*, en lembranza do planeta Urano, que fora descuberto pouco antes —no ano 1781— por William Herschel. Na mitoloxía grega, Urano era o deus dos ceos e estaba casado con Xea, a deusa da Terra. Con todo, houbo que agardar cincuenta anos ata que o francés Eugène Péligot, no ano 1841, conseguiu illar o metal puro seguindo o método que Berzelius propuxera para a obtención do torio. Así, tanto Klaproth como Péligot son os seus descubridores. As propiedades deste novo metal serían estudadas por Becquerel no ano 1896.

A abundancia do uranio na codia terrestre é inferior á do torio, pero de calquera maneira non é moi baixa, dentro do común dos elementos químicos. A súa concentración é de 2,3 ppm, intermedia no sistema periódico, da orde da do estaño, do berilio ou do cesio e moito maior que a do mercurio e a dos metais nobres. O uranio preséntase na natureza en varios minerarios principais: a pechblenda, a uranita —un óxido mixto de composición variable— e a carnotita —un vanadato de uranio e potasio—. Os maiores produtores de uranio son Australia, O Canadá, Suráfrica, os EUA e Rusia. En España existen reservas de uranio como para nos abastecer por moitos anos.

Obtención e propiedades

A obtención do metal puro implica complicados procesos de concentración do minerario que non se van explicar polo miúdo por mor da súa complexidade. Logo de preparar o óxido, o metal obtense por redución con carbón, por electrólise do fundido preparado con mesturas eutécticas especiais ou por transformación do óxido no fluoruro e redución deste con sodio ou potasio. O metal puro obtense polo método de Van Arkel-de Boer ou polo método de fusión por zonas.

O uranio é un elemento químico integrado por diferentes isótopos entre os que destacan, pola súa presenza: ^{238}U (99%), ^{235}U (0,7%) e ^{234}U (0,006%). Trátase dun elemento metálico con aspecto externo semellante ao aceiro, con puntos de fusión e ebulición altos ($P_f = 1133\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 3927\text{ }^\circ\text{C}$) e moi alta densidade ($\rho = 19,0\text{ g/mL}$), é bo condutor da calor e da electricidade, dúctil e maleable etc. A súa reactividade química é moito máis elevada que a do torio, oxídase con facilidade ao ar, pero recóbrese dunha capa protectora de óxido; cando está finamente dividido pode chegar a ser pirofórico. A auga e incluso os ácidos diluídos atácanos lentamente, quizais debido á formación dunha capa protectora. Os ácidos concentrados atácanos con facilidade.

Aplicacións

A importancia actual do uranio é tanto política como económica. O papel preponderante do uranio radica non só na produción de enerxía nuclear con fins pacíficos, senón particularmente polo dominio militar das bombas atómicas.

O interese do control do uranio non radica só na posibilidade de fisiónar o ^{235}U , senón, primordialmente, na obtención do plutonio que se xera nas centrais de enerxía nuclear que utilizan o ^{235}U como fuel. Entre os isótopos do uranio cómpre distinguir os que son fisiónables, que se poden rachar e transformar noutros núclidos liberando enormes cantidades de enerxía, e os que non son fisiónables pero que son fértiles, xa que se poden transformar noutros núclidos que si son facilmente fisiónables. O ^{235}U é o único isótopo natural fisiónable: ao bombardealo con neutróns lentos orixina unha reacción nuclear en cadea. O ^{238}U soamente é fisiónable empregando neutróns rápidos, polo que non é doado controlar a súa reacción e non se pode utilizar nos reactores nucleares; porén, é fértil, pois transfórmase con facilidade en ^{239}Pu nun reactor nuclear e este isótopo do plutonio fisiónase con fácil control, polo que se pode utilizar como fuel en reactores nucleares. O isótopo ^{233}U tamén é fisiónable e, aínda que non se

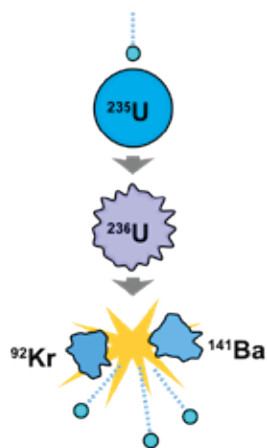


Fig. 351. Fisión nuclear, inducida por un neutrón, do ^{235}U .



Fig. 352. Centrifugadoras utilizadas polo Departamento de Enerxía dos EUA para enriquecer uranio nos seus isótopos fisiónables.

atopa libre na natureza, pódese producir con facilidade partindo do torio e converterse noutro fuel nuclear interesante e importante para xerar enerxía nuclear. Todos estes isótopos citados son os fueles que se empregan habitualmente nos reactores nucleares.

Importancia biolóxica

Aínda que todos os isótopos do uranio son radioactivos e emisores α , a vida media de todos eles é tan elevada (^{238}U : $t_{1/2} = 45 \cdot 10^9$ anos) que se poden manipular sen precaucións especiais. Soamente se debe coidar a manipulación do uranio en po, polos problemas respiratorios que pode producir, e ser precavidos cando se traballe con algún dos isótopos enriquecidos (caso do ^{235}U), que só deben ser manipulados por persoal altamente especializado.



Fig. 353. Á esquerda, mapa onde se sinalan en amarelo as áreas con granitos hercínianos na Península Ibérica, así como os principais xacementos de uranio. Á dereita, veta de fosfato de uranilo (con calidades fosforescentes) nunha canteira de granito de Friol (Lugo).



$^{237}\text{Np}_{93}$ Neptunio

Masa atómica [237] u
 Estado CE Sólido
 Densidade 19,5 g/mL
 Punto de fusión 640 °C
 Punto de ebulición 3727 °C

Nome e orixe

Logo do descubrimento do protactinio, pensouse que debía estar todo dito sobre o sistema periódico dos elementos químicos: o elemento máis pesado era o uranio, de número atómico 92, e para completar a táboa soamente quedaba tapar algúns ocos —os dos elementos 43 (Tc), 61 (Pm) e 87 (Fr)—. Porén, cando en 1932 Chadwick descubriu o neutrón, abriuse un novo campo de posibilidades exploradoras do núcleo dos átomos. Foi o italiano Enrico Fermi quen se decidiu a bombardear o uranio con neutróns, o que lle fixo pensar na posibilidade de obter o elemento químico de $Z = 93$, que el chamou *uranio-X*, por este método. Con todo, Fermi nunca chegou a identificalo. E. M. McMillan, ao realizar o mesmo experimento no ano 1940, descubriu o residuo do que pensou que debía ser un novo elemento, o de $Z = 93$.

McMillan envioulle o novo elemento químico a Segrè para que o identificara e este concluíu que non se parecía ao renio e que non era un metal de transición normal, senón máis ben un lantanoide. McMillan e Abelson confirmaron que o novo elemento químico era o que Fermi identificara como o elemento con número atómico 93 e chamáronlle *neptunio*, porque Neptuno é o planeta que está máis aló do planeta Urano no noso sistema solar. O experimento realizado por Fermi foi, sen el sabelo, a primeira reacción de fisión nuclear da historia. A reacción de fisión nuclear do uranio co neutrón daba lugar á formación de bario ($Z = 56$) e a unha mestura de cripton ($Z = 36$) e outros isótopos metálicos de número atómico semellante. O neptunio foi o primeiro elemento transuránico, da serie dos actinoides, obtido artificialmente, feito que marcou o inicio da era nuclear.

O neptunio é un elemento radioactivo descoñecido nos minerais atopados na codia terrestre e a súa obtención implica, como xa se indicou, procesos artificiais.



Fig. 354. Esfera de ^{237}Np de 6 kg de peso.

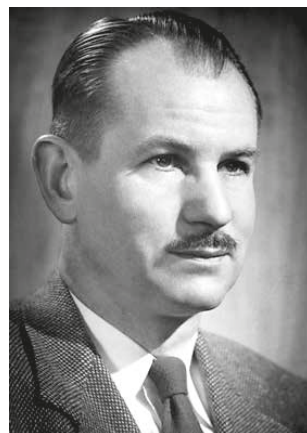


Fig. 355. Retrato de Edwin Mattison McMillan (1907-1991), Premio Nobel de Química no 1951.

Obtención e propiedades

A obtención deste elemento implica o bombardeo de calquera dos isótopos do uranio, preferentemente o ^{238}U , con neutróns acelerados nun ciclotrón e a posterior separación dos materiais de partida. Hoxe este elemento obtense como subproduto nas centrais nucleares e cómpre separalo do plutonio, que tamén se forma neses procesos, mediante un proceso de metalotermia. O neptunio máis ou menos impurificado transfórmase no seu fluoruro e logo este redúcese con calcio.



Fig. 356. Cápsulas KBS-3 para residuos radioactivos.

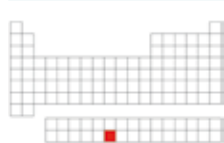
Cando McMillan descubriu que preparara un novo elemento químico, preguntouse que clase de elemento químico sería. O actinio parecíase ao lantano, pero o uranio asemellábase ao volframio, e Segrè indicara que o neptunio se parecía máis aos lantanoides que ao renio. Foi nese momento cando se comezou a falar da serie dos actinoides: unha nova serie de elementos químicos semellante á dos lantanoides. O neptunio é un metal do que se coñecen once isótopos, pero só un deles, o ^{237}Np , é moi estable ($t_{1/2} = 2,14 \cdot 10^6$ anos). Funde e ferve a moi alta temperatura ($P_f = 640\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 3727\text{ }^\circ\text{C}$), é moi denso ($\rho = 19,5\text{ g/mL}$), dúctil, maleable e bo condutor da luz e da electricidade. A súa reactividade é superior á do torio e á do uranio, oxídase con facilidade ao ar, pero recóbrese, coma eles, dunha capa mate que o protexe da oxidación posterior; é atacado polos ácidos, tanto diluídos como concentrados.

Aplicacións

A escasa produción actual de neptunio, así como a limitada información química que se ten del, determina que a súa utilización industrial sexa moi reducida. É importante na obtención do plutonio que se usa nas baterías que subministran a enerxía eléctrica para os marcapasos utilizados para tratar enfermidades cardíacas. Poderíase usar directamente o ^{238}Pu nas baterías, pero este produce radiación γ , que é nociva para a saúde. Con todo, cando se obtén o Pu partindo do Np, obtéñense isótopos de máis alta pureza e maior lonxevidade, que son menos radioactivos.

Importancia biolóxica

A manipulación do neptunio pode ser perigosa, como ocorre coa maioría dos metais actinoides, por ser radioactivos. Porén, aqueles isótopos con vida media suficientemente longa poden ser utilizados, sen moitos problemas, por persoal especializado. Ata o momento non se coñece ningunha función biolóxica importante desenvolvida polo neptunio, pero parece que se absorbe vía tracto intestinal.



$^{239}\text{Pu}_{94}$ Plutonio

Masa atómica [244] u

Estado CE Sólido

Densidade 5,8 g/mL

Punto de fusión 630 °C

Punto de ebulición 3187 °C

Nome e orixe

Logo do avance que supuxo o bombardeo do uranio con neutróns realizado por Fermi, abriuse a porta á preparación de novos elementos químicos máis aló do de número atómico 92. McMillan e Abelson descubriron o neptunio, pero co estalido da segunda guerra mundial non puideron continuar o seu traballo, ao se incorporaren ao exército. McMillan deixou as súas investigacións nas mans do seu colaborador e amigo, G. T. Seaborg, compañeiro na Universidade de Berkeley. Este axiña se decatou de que o neptunio, que era radioactivo, se descompuña dando lugar á aparición dun novo elemento, que resultou ser o de número atómico 94. Ao novo elemento químico, encontrado no ano 1940, déuselle o nome de *plutonio*, por ser Plutón o planeta que está mais aló de Neptuno no noso sistema solar, e nomeado así en alusión ao deus das profundidades na mitoloxía clásica. No ano 2006, a Unión Internacional de Astronomía (UIA) decidiu definir que era un planeta e, dende entón, Plutón perdeu a súa consideración histórica de planeta e foi clasificado como un planeta anano ou un planetóide, aínda que algúns seguen a consideralo un planeta. Seaborg compartiu a paternidade no descubrimento deste novo elemento químico artificial con McMillan, Kennedy e Wahl.

O plutonio, que presenta doce isótopos diferentes, todos radioactivos, aínda non se atopou en cantidades grandes en ningún dos minerais coñecidos na codia terrestre. Sábese que o ^{239}Pu se produce pola radiación natural dos minerais de uranio cando tropezan con neutróns, pero a cantidade que se pode encontrar na Terra é dun átomo de plutonio por cada $3 \cdot 10^{11}$ átomos de uranio, unha concentración insignificante. O plutonio é o elemento químico máis pesado que se atopa na codia terrestre. A pesar de ser radioactivo, tan só se atopa en cantidades residuais. Iso é debido a que o seu isótopo máis estable ten unha vida de 83 millóns de anos.



Fig. 357. Dous discos de plutonio duns 3 cm de diámetro.



Fig. 358. Plutón, representado neste cadro de Agostino Carracci de 1592.

Obtención e propiedades

O plutonio pódese obter por descomposición radioactiva do neptunio, pero este non é o método que se utiliza hoxe para a súa produción. Obtéñense grandes cantidades de plutonio nas pilas atómicas ou nos reactores nucleares como subproduto do bombardeo con neutróns do uranio-235. A obtención do metal puro implica a separación do plutonio do uranio, mais este é un proceso complicado que require unha alta tecnoloxía. O plutonio metal obtense finalmente por redución metalúrxica do PuF_4 con calcio.

A vida media dos isótopos do plutonio é bastante elevada e entre eles destaca o ^{244}Pu ($t_{1/2} = 8,3 \cdot 10^7$ anos), aínda que o isótopo con maior importancia industrial é o ^{239}Pu ($t_{1/2} = 24\,400$ anos).

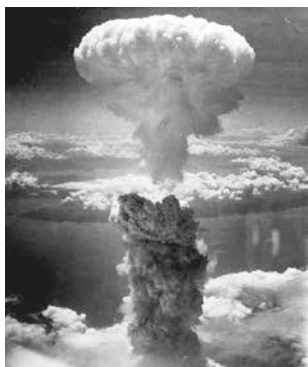


Fig. 359. Imaxe da nube en forma de fungo provocada pola detonación da bomba atómica en Nagasaki, que provocou unhas 76 000 mortes e milleiros de afectados.

O plutonio é un metal de cor e brillo característicos, con puntos de fusión e ebulición elevados ($P_f = 630\text{ }^\circ\text{C}$; $P_e = 3187\text{ }^\circ\text{C}$), pero cunha densidade máis ben baixa ($\rho = 5,8\text{ g/mL}$), bo condutor da calor e electricidade etc. A reactividade do plutonio é moi alta e oxídase rapidamente, de forma especial en atmosferas moi húmidas, pero tamén en atmosferas inertes. Esta reactividade vese incrementada polo feito de que este metal se autoqueanta por mor da descomposición α que sofre (unha mostra de 100 g adoita estar, en condicións normais, a unha temperatura de $90\text{ }^\circ\text{C}$). O plutonio reacciona coa maioría dos axentes inorgánicos e tamén o fai, lenta pero apreciablemente, co nitróxeno.

Aplicacións

Tanto o ^{239}Pu como o ^{241}Pu son fisionables, o que significa que poden manter unha reacción en cadea e liberar enormes cantidades de enerxía. Por este motivo, é un dos actinoides con maior interese industrial. Destaca o seu uso como fuel nos reactores nucleares, onde tamén se empregan o torio e o uranio. Por outra banda, o plutonio tamén ten grande interese militar na fabricación de bombas nucleares con fins bélicos.

Emprégase como fonte de enerxía térmica, calórica, eléctrica etc. de gran duración. Así, os marcapasos usados por persoas con problemas de corazón funcionan cunha batería de ^{238}Pu , que ten autonomía para dez anos, fronte ás baterías convencionais, que funcionan normalmente durante un ou dous anos.

O plutonio-238 empregouse como fonte de calor directa no proxecto Apolo para recuperar a auga usada polos astronautas e para manter a temperatura dos traxes espaciais e dos

utensilios usados na Lúa, onde as temperaturas nocturnas son extremadamente baixas.

Importancia biolóxica

A manipulación do plutonio é extremadamente perigosa debido a que é un metal tremendamente tóxico. O perigo provén de tres factores: primeiro, é un emisor de partículas α e o seu valor linde toxicolóxico é de $0,7 \mu\text{g}$ no corpo humano ou de $3,2 \cdot 10^{-4} \text{ g/L}$ na atmosfera; segundo, pode alcanzar a súa masa crítica, de xeito accidental, en calquera momento; e terceiro, cando o metal se quenta suficientemente convértese nun emisor γ . Por todo isto é importante que o plutonio sexa manipulado por persoal moi especializado.

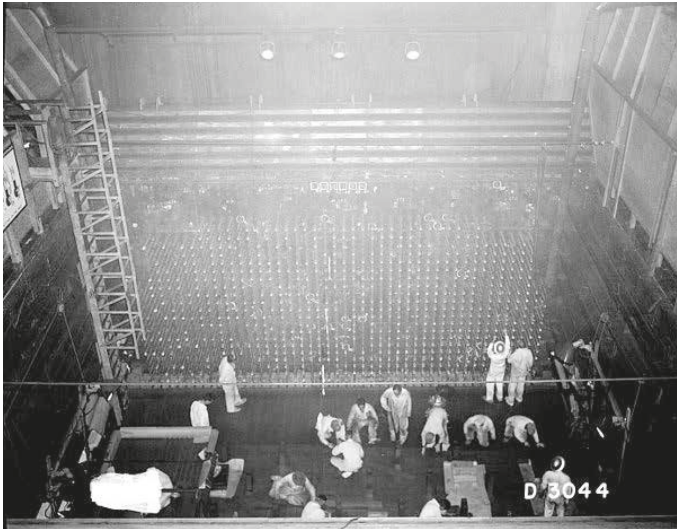
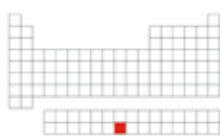


Fig. 360. Imaxe da construción do reactor B da central de Hanford (Washington), primeiro reactor nuclear a grande escala para producir plutonio.



$^{241}\text{Am}_{95}$ Americio

Masa atómica [243] u

Estado CE Sólido

Densidade 11,7 g/mL

Punto de fusión 1173 °C

Punto de ebulición 2607 °C



Fig. 361. Pequeno disco de americio visto ao microscopio.



Fig. 362. Retrato de Albert Ghiorso (1915-2010), codescubridor de doce elementos da táboa periódica.

Nome e orixe

McMillan, Seaborg e os seus equipos foron os primeiros en obter elementos químicos máis aló da barreira do uranio, abrindo as portas para conseguir os elementos transuránicos. Logo de preparar o neptunio e o plutonio, a pregunta foi: por que non preparar novos elementos químicos con números atómicos máis elevados seguindo a mesma técnica? Entre os anos 1945 e 1950, o equipo dirixido por G. T. Seaborg na Universidade de Berkeley, en California, dedicouse ao bombardeo sistemático de elementos pesados, como o uranio e outros transuránicos xa preparados (Np, Pu), con diferentes partículas aceleradas. Axiña comprobaran que algúns isótopos máis inestables do plutonio se descompoñían espontaneamente para producir algo que parecía un novo elemento químico. No ano 1944, Seaborg, James, Morgan e Ghiorso conseguiron bombardear o isótopo do ^{238}U con partículas α e o ^{239}Pu con neutróns, e así prepararon o novo elemento químico de número atómico 95. O descubrimento deste elemento mantívose en segredo ata o remate da segunda guerra mundial e deuse a coñecer á comunidade científica internacional a finais de novembro do ano 1945. Este novo elemento parecíase moito ao europio no seu comportamento químico, e chamóuselle *americio* polo desexo dos seus descubridores de inmortalizar o continente do que procedían, América.

O americio non se atopa en ningún mineral da codia terrestre; porén, é relativamente fácil de obter na actualidade e en cantidades non desprezables.

Obtención e propiedades

O isótopo americio-241 pódese obter case puro a partir do plutonio por bombardeo múltiple con neutróns. O americio obtense decotío como residuo dos fueles altamente irradiados das centrais nucleares; nestes residuos obtense unha mestura de isótopos, sobre todo ^{241}Am e ^{243}Am . Nunha tonelada de residuos pode haber uns 100 g de americio. Actualmente, só nos EUA, obtense máis de 4 kg/ano e a produción mundial aproxímase aos trinta quilos anuais.

Estas cantidades de americio están mesturadas con plutonio e outros elementos químicos e, para obtelo como metal puro, débense separar primeiro os outros elementos metálicos e logo formar compostos como AmF_3 ou AmO_2 para, finalmente, reducilos a temperaturas duns 1000 °C con bario ou reductores semellantes. O americio, ao igual que o neptunio e o plutonio, ten un comportamento moi similar ao dos lantanoides.

Estes resultados afianzaron a idea de que o actinio e todos os elementos que o seguen debían formar unha serie, bastante parecida á serie lantanoide, á que se lle chamou serie dos actinoides.

O americio é un metal arxénteo que presenta oito isótopos, todos eles radioactivos; destes isótopos dous son bastante estables: o ^{243}Am ($t_{1/2} = 7400$ anos) e o ^{241}Am ($t_{1/2} = 458$ anos). Os puntos de fusión e ebulición do americio son elevados ($P_f = 1173$ °C; $P_e = 2607$ °C), posúe alta densidade ($\rho = 11,7$ g/mL), moi boa condutividade térmica e eléctrica, é dúctil e maleable etc. Quimicamente compórtase como os restantes metais do grupo e é altamente reactivo.

Aplicacións

Este elemento non ten, ata hoxe, o interese industrial doutros metais transuránicos, pero si se emprega habitualmente como unha importante fonte de radiación γ ou como fonte de neutróns.

Tamén se utiliza como punto de partida para a obtención do berkelio, doutros elementos transuránicos e dos elementos novísimos con $Z > 114$.

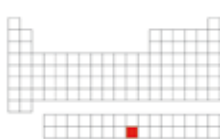
Ao igual que o neptunio, o americio pódese empregar para obter isótopos puros do plutonio, de grande interese na industria de fabricación de marcapasos para persoas con patoloxías cardíacas.

Importancia biolóxica

No aspecto toxicolóxico, o americio compórtase como un emisor α , polo que resulta perigoso para a saúde; porén, a vida media dalgún dos seus isótopos é dabondo longa como para permitir a súa manipulación por persoal altamente especializado. O americio e os seus sales non son tóxicos ao inxerilos, xa que se excretan directamente, de modo que, en poucos días, só queda arredor dun 0,05% no sangue.



Fig. 363. Parte exterior (arriba) e interior (abaixo) dun detector de fume que incorpora americio.



$^{244}\text{Cm}_{96}$ Curio

Masa atómica [247] u

Estado CE Sólido

Densidade 13,5 g/mL

Punto de fusión 1340 °C

Punto de ebulición 3383 °C

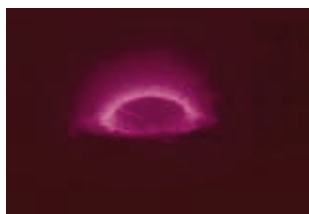


Fig. 364. O curio brilla a consecuencia da súa forte radiación.



Fig. 365. Fotografía de Marie Curie no seu laboratorio en 1913.

Nome e orixe

A historia dos actinoides iniciouse no ano 1789, cando Klaproth identificou o uranio, mais non foi ata despois do ano 1940 cando a maioría dos elementos desta serie foron descubertos e sintetizados. Foron Hahn, Meitner, Strassman e Fermi quen, ao descubrir a fisión nuclear dos átomos no ano 1939 e ao comprender a capacidade de bombardeo de átomos pesados con neutróns para realizar esa fisión, facilitaron o descubrimento e a síntese dos elementos transuránicos. O curio foi identificado por Seaborg nos produtos de descomposición do americio e do plutonio, logo de seren bombardeados con neutróns. A finais do ano 1944, Seaborg, James e Ghiorso, mentres traballaban na Universidade de Berkeley utilizando como acelerador das partículas o ciclotrón de 150 cm de diámetro, deron conta da posibilidade de preparación de cantidades significativas do elemento químico de número atómico 96 a partir do bombardeo do plutonio-239 con partículas α fortemente aceleradas. Este elemento parecíase, no seu comportamento químico, ao gadolinio —chamado así en lembranza de Gadolin— e Seaborg decidiu chamarlle *curio*, en lembranza de Marie Curie. O curio, ao igual que o americio, foi descuberto e preparado no marco do Proxecto Manhattan, que conduciría á obtención das dúas bombas atómicas que foron lanzadas sobre Hiroshima e Nagasaki no verán do ano 1945. Por esta razón o seu descubrimento mantívose en segredo e non se publicaron os resultados ata o remate do ano 1945.

Ao se incrementar o número atómico dos novos elementos actinoides vaise producindo unha notable redución na vida media dos seus isótopos, o que implica que, se algunha vez puideron existir nalgún mineral terrestre, no decorrer dos tempos, descompuxéronse. Hoxe non existen practicamente indicios de curio en ningún mineral da natureza.

Obtención e propiedades

Aínda que, como se indicou, o curio se pode preparar por bombardeo do plutonio con partículas α , na actualidade prepárase partindo do americio-241 e bombardeándoo con

neutróns. Tamén se obteñen cantidades importantes de curio (varios centos de gramos) polo proceso de radiación prolongada do plutonio-239 con neutróns. Sexa cal sexa o procedemento empregado, a segunda etapa implica sempre a separación do curio dos outros elementos transuránicos cos que se prepara conxuntamente. O curio metal obtense finalmente por redución do CmF_3 con bario en fase de vapor. Existen oito isótopos coñecidos do curio, pero de todos os que se obteñen en cantidades significativas (decenas de gramos) destacan, pola súa estabilidade, o curio-244 ($t_{1/2} = 18$ anos) e o curio-242 ($t_{1/2} = 162$ días). O isótopo curio-245, con vida media moito maior ($t_{1/2} = 500$ anos), non se conseguiu preparar, ata o momento, en cantidades importantes.

O curio compórtase como un metal con todas as características físicas destes: cor, brillo, condutividade, puntos de fusión e ebulición elevados etc. A súa reactividade é a típica dos actínidos: oxídase ao ar e é atacado con facilidade polos ácidos.

Aplicacións

O curio emprégase habitualmente como fonte de enerxía, sendo de grande utilidade nas viaxes espaciais. Úsase como xerador termoeléctrico de radioisótopos cando as células solares diminúen a súa eficacia, logo de prolongados períodos de escuridade lonxe do sol. Algúns dos xeradores SNAP (*Systems for Nuclear Auxiliary Power*) utilizados nos proxectos Apolo usaron 7,5 g de curio-242 como fonte de enerxía calorífica. Tamén se pode empregar na obtención doutros metais transuránicos, como o mendelevio, o livermorio ou algúns isótopos do plutonio.

Importancia biolóxica

O curio é un emisor α moi activo e, polo tanto, tremendamente perigoso para a saúde, de modo que debe ser manipulado por persoal especializado. A súa radioactividade é 3000 veces superior á do radio.

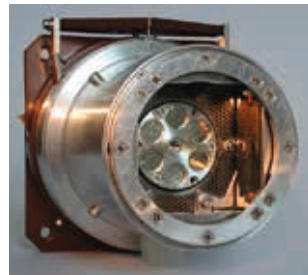


Fig. 366. Espectrómetro de raios X de partículas β usado en sondas de exploración espacial (Mars Exploration Rovers, Philae etc.) cunha fonte de ^{244}Cm .



$^{249}\text{Bk}_{97}$

Berkelio

Masa atómica [247] u
Estado CE Sólido
Densidade 13,25 g/mL
Punto de fusión 986 °C
Punto de ebulición 2627 °C

emprega este método, entre outros motivos porque a cantidade de americio que se precisaría é alta e non se conta con ela. O habitual é obter o berkelio no mesmo proceso no que se obtén o americio e o curio: o proceso de radiación continuada do plutonio con neutróns. O problema radica na separación dos diferentes elementos metálicos formados. Unha vez se consegue separar o berkelio como BkF_3 , redúcese con litio nun crisol de tántalo e deste xeito chéganse a preparar arredor de 5 μg de metal puro. Na actualidade, as pequenas cantidades (miligramos) de berkelio que se obteñen prepáranse no Oak Ridge National Laboratory (ORNL), cerca de Knoxville, en Tennessee (EUA), e no Research Institute of Atomic Reactions, en Dimitrovgrad (Rusia). Calcúlase que dende o ano 1967 se preparou algo máis dun gramo deste metal nos EUA.

O berkelio é un elemento químico que presenta diferentes isótopos, todos eles radioactivos. O máis estable é o berkelio-247 ($t_{1/2} = 1400$ anos), pero é moi difícil de obter aínda hoxe. O berkelio-249 ($t_{1/2} = 314$ días) é o que se obtén preferentemente coa tecnoloxía actual.

Trátase dun metal con todas as características típicas dos actinoides: brillo, cor, condutividade etc., aínda que moitas das súas propiedades físicas aínda non son ben coñecidas por mor das reducidas cantidades de metal de que se dispón. Da súa reactividade é pouco o que se pode dicir, aínda que se supón que é altamente reactivo e, como xa comentamos, presenta considerables semellanzas co terbio.

Aplicacións

Sobre as aplicacións industriais do berkelio é moi pouco o que se sabe, dado que, ata hoxe, non foron moi estudadas debido ao alto custo deste metal. Pódese destacar o feito de que o isótopo ^{249}Bk foi utilizado, no ano 2009, para preparar o elemento químico chamado *ununseptio* (Uus) —hoxe *ténnesso* (Ts)— nunha colaboración entre investigadores estadounidenses e rusos. Este achegamento iniciouse no ano 1989 para sintetizar os elementos con $Z > 113$. Nesta cooperación, os investigadores estadounidenses prepararon 22 mg de ^{249}Bk e purificárono durante noventa días no laboratorio de Oak Ridge. Despois, os rusos bombardearon eses miligramos de berkelio con átomos de ^{48}Ca no ciclotrón U400 de Dubna e obtiveron seis únicos átomos de *ténnesso*.



Fig. 369. Imaxe dun ciclotrón moderno utilizado en radioterapia.

Importancia biolóxica

Por ser altamente radioactivo, o berkelio é un metal moi tóxico que non se pode manipular se non é con precaucións moi especiais, como o uso de caixas de seguridade e luvas especiais. A cantidade máxima de berkelio tolerada no organismo dos seres humanos é de 0,4 nanogramos ($4 \cdot 10^{-10}$ g).

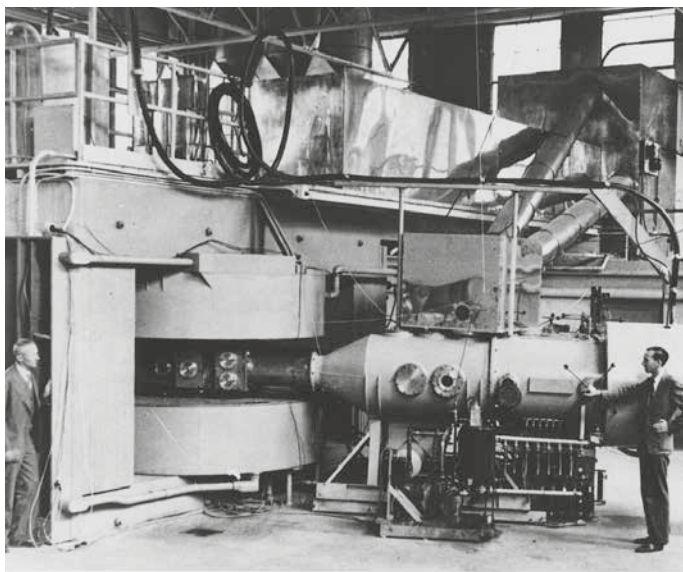


Fig. 370. Fotografía dun ciclotrón de 152 centímetros no Lawrence Berkeley National Laboratory, datada de 1939, na que aparece, á dereita, Edwin M. McMillan, quen participou no descubrimento de varios elementos transuránicos.



$^{252}\text{Cf}_{98}$ Californio

Masa atómica [251] u

Estado CE Sólido

Densidade 15,1 g/mL

Punto de fusión 900 °C

Punto de ebulición 1470 °C

Nome e orixe

Os elementos químicos de número atómico 97 e 98 foron rastrexados e identificados por Seaborg e o seu equipo nos produtos de descomposición do curio, mais a súa obtención foi problemática. O Berkeley Lab foi un dos pioneiros na utilización dos aceleradores de partículas (^1H , ^1n , ^2H , ^4He etc.) e, nas décadas de 1940 e 1950, Seaborg e o seu equipo utilizaron toda esta experiencia para bombardear estes átomos metálicos tan superpesados con partículas cada vez máis pesadas empregando o acelerador de Lawrence. No ano 1949 puideron bombardear con partículas α átomos pesados como os do uranio e o plutonio e así obtiveron o americio e o curio, e no ano 1950 o equipo de Seaborg, Ghiorso, Thompson e Street fabricaron o elemento de número atómico 98 ao bombardear átomos pesados de curio-242 con partículas α . O novo elemento químico sintetizado foi denominado *californio* para perpetuar o nome do estado onde se atopaba a Universidade de Berkeley en que tantos elementos transuránicos se descubriran. A motivación para a selección deste nome tamén podería explicarse por unha analoxía entre a dificultade de obtención deste elemento e a dura busca do ouro nos EUA, que non foi frutífera ata chegar a California.

O californio é un elemento químico que non aparece en ningún mineral coñecido da codia terrestre polas razóns xa expostas noutros metais transuránicos.

Obtención e propiedades

A obtención do californio implica procesos de transmutación artificial duns átomos noutros. Aínda que este elemento químico se pode xerar por bombardeo do curio-242 con partículas α , este método non se emprega por ser moi caro. O californio obtense como subproduto (ao igual que o curio, o americio e o berkelio) no proceso de bombardeo nuclear continuado do plutonio con neutróns.

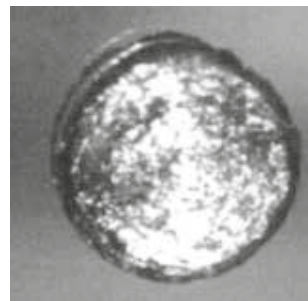


Fig. 371. Disco de californio ampliado para observar a súa textura metálica (diámetro de 1 mm).



Fig. 372. Contedor de cincuenta toneladas construído no Oak Ridge National Laboratory para transportar un gramo de ^{252}Cf .

Este proceso ten lugar nos reactores nucleares, de modo que é nos barros ou escouras que acompañan o fuel esgotado onde se atopa este elemento. O proceso de obtención do californio implica a separación do metal mediante técnicas máis ou menos sofisticadas e, finalmente, a súa purificación. O metal puro non se pode obter por redución do CfF_3 con litio, como se fai noutros elementos transuránicos, polo que cómpre obtelo por redución do Cf_2O_3 con lantano a temperatura elevada.

A cantidade de californio que se obtén ao ano é duns poucos gramos en todo o mundo e, aínda que se coñecen diferentes isótopos, case todo o metal corresponde ao isótopo californio-252 ($t_{1/2} = 2,6$ anos). O isótopo máis estable é o californio-249 ($t_{1/2} = 360$ anos), pero só se obtén en moi reducidas proporcións. O total da produción do californio obtense en Dubna (Rusia) e no Oak Ridge National Laboratory (EUA). Neste laboratorio, no reactor de isótopos de alto fluxo (HFIR) de Tennessee, obtíñanse uns 500 mg no ano 1995, fronte aos poucos gramos que se obteñen na actualidade a escala mundial.

Xunto co einsteinio, o californio é o elemento máis pesado que se pode obter artificialmente en cantidades dabondo grandes como para podelo ver fisicamente.

Aplicacións

A escasa produción deste elemento químico determina que sexa moi pouco o coñecemento que se ten tanto das súas propiedades físicas como químicas; só se pode dicir que se trata dun elemento metálico, con todas as propiedades típicas destes, de modo que sería esperable que mostrase unha elevada reactividade.

O californio é un metal con elevado interese industrial por ser unha boa fonte de calor, pero non conta con moitas aplicacións reais debido ao seu alto custo.

A súa principal utilización é como fonte de neutróns, dado que sofre un proceso rápido de fisión espontánea polo que se liberan neutróns. Con esta función está comezando a utilizarse en radioterapia, no tratamento do cancro, para destruír os tecidos enfermos, e tamén se está a empregar na radiografía neutrónica como complementario dos raios X. Tamén se pode usar como iniciador das reaccións nucleares nos reactores, dado que ten a capacidade de subministrar os primeiros neutróns necesarios para o inicio da reacción en cadea.

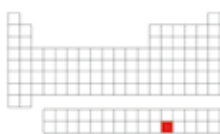
Unha utilización recente do californio, particularmente do ^{249}Cf , é na preparación de elementos químicos de número atómico moi elevado, concretamente o ununoctio, hoxe chamado *oganesson*. Con anterioridade utilizouse como diana para sintetizar o laurencio (elemento químico con $Z = 103$), bombardeando o isótopo ^{249}Cf con núclidos de boro.

Importancia biolóxica

O californio é un elemento radioactivo e, como tal, é tremendamente nocivo para a saúde se non é empregado por persoal especializado. Este elemento acumúlase nos tecidos e libera radiacións que anulan a capacidade do organismo para rexenerar as células vermellas do sangue, producindo importantes anemias aplásicas.



Fig. 373. Imaxe da proba nuclear Baker realizada no atol Bilini (illas Marshall). Estas probas contaminaron o contorno con residuos de californio.



$^{253}\text{Es}_{99}$ Einsteinio

Masa atómica [252] u

Estado CE Sólido

Densidade 8,84 g/mL

Punto de fusión 860 °C

Punto de ebulición 996 °C



Fig. 374. Vial de cuarzo que contén uns 300 microgramos de einsteinio-253, no que se aprecia a iluminación producida a consecuencia da intensa radiación deste elemento.

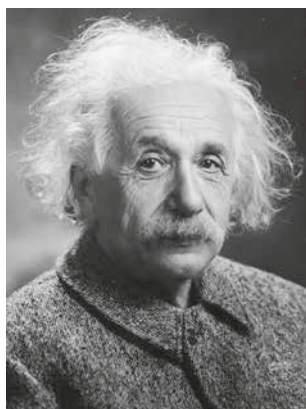


Fig. 375. Albert Einstein (1879-1955).

Nome e orixe

En novembro do ano 1952 descubriuse o elemento químico con $Z = 99$ de xeito accidental, como consecuencia da explosión termonuclear da primeira bomba de hidróxeno provocada no atol Enewetak (no océano Pacífico) e coñecida como *evento Mike*. Nos gases resultantes da explosión detectouse este novo elemento químico, que se chamaría *einsteinio*, e tamén outro elemento que pasaría a ser coñecido como *fermio*.

Logo destes descubrimentos procedeuse á obtención dos novos elementos no laboratorio por un procedemento sintético. O einsteinio foi illado artificialmente no ano 1953 por un grupo moi amplo de científicos: o equipo de Seaborg (no laboratorio Berkeley, en California), o equipo do Argonne National Laboratory (na cidade de Chicago) e o equipo que traballaba no Proxecto Manhattan (no laboratorio científico de Los Álamos, en Novo México). O método que seguiron foi a irradiación prolongada do uranio-238 con neutróns moi acelerados. O nome deste elemento escolleuse como recoñecemento a Albert Einstein.

Esta denominación creou unha forte controversia no mundo da química, que se pode resumir así: en primeiro lugar, cal era a contribución de Einstein ao sistema periódico? Podíase comparar á contribución de Berzelius, Mendeleev, Lavoisier, Joliot-Curie...?; en segundo lugar, por que incumprir de novo o acordo da nomenclatura da química de non lle dar aos novos elementos químicos o nome dun personaxe científico?; e por último, como e por que poñerlle ao elemento o nome dun científico vivo? Certo é que se aceptara o apelido dos Curie para o elemento químico con $Z = 96$, pero a denominación foi aprobada de xeito póstumo. O propio Comité de Nomenclatura da Química Inorgánica (CNIC) da IUPAC rexeitou, inicialmente, este nome proposto polos investigadores estadounidenses, e soamente o aceptou logo da morte de Albert Einstein. A polémica estaba servida e, durante cincuenta anos, os nomes dos novos elementos

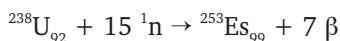
químicos que se írían descubrindo serían obxecto de fortes debates, en gran medida alimentados polo enfrontamento entre o bloque occidental e o comunista durante a guerra fría (1950-1980).

Obtención e propiedades

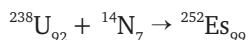
O einsteinio é un elemento artificial (nunca atopado na cordia terrestre) que pertence ao grupo dos actinoides; o seu isótopo máis abondoso é o ^{253}Es , que se obtén en cantidades apreciables por decaemento natural β a partir do ^{253}Cf no proceso:



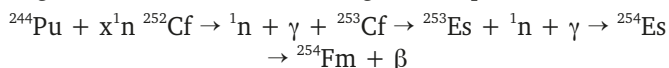
Outro proceso de transmutación que permitiu a obtención do einsteinio foi:



Tamén se preparan os isótopos ^{254}Es e ^{254}Fm por bombardeo do ^{238}U con nitróxeno, seguindo o proceso:



Outro proceso artificial para obter Es e Fm consiste en irradiar fortemente o plutonio con neutróns, transformándoo en californio que, seguidamente, se vai transmutando ata chegar a einsteinio ou fermio seguindo o proceso:



O einsteinio obtense en reactores nucleares de alta potencia en cantidades de 1 mg por ano. Isto supón que sexa o elemento químico máis pesado que se pode obter e manipular no laboratorio en cantidades macroscópicas, o que fai posible realizar todo tipo de estudos físicos e químicos a partir del.

Os dous isótopos máis coñecidos do einsteinio son o ^{253}Es ($t_{1/2} = 20,47$ días) e o ^{252}Es ($t_{1/2} = 471,7$ días); este segundo é o máis estable, pero é moi difícil de obter e, de momento, sábese moi pouco sobre el.

O einsteinio é un metal de cor e brillo característicos, con altos puntos de fusión e de ebulición ($P_f = 860\ ^\circ\text{C}$, $P_e = 996\ ^\circ\text{C}$) e alta densidade ($\rho = 8,84\ \text{g/mL}$), semellante á do holmio, aínda que máis baixa que a do californio. Trátase dun metal paramagnético, con estados de oxidación +2 e +3 estables. As dificultades do seu estudo derivan da súa alta radioactividade e de que se converte, por decaemento β , en Bk e Cf a unha velocidade do 3% cada día.



Fig. 376. Os isótopos de einsteinio foron observados por primeira vez entre os detritos radioactivos da bomba de hidróxeno Ivy Mike (1952).



$^{257}\text{Fm}_{100}$ Fermio

Masa atómica [257] u

Estado CE Sólido

Densidade non disp.

Punto de fusión [852] °C

Punto de ebulición non disp.

Nome e orixe

A historia do descubrimento e da preparación do elemento químico con $Z = 100$ vai intimamente ligada á do einsteinio, pois ambos foron descubertos na explosión da bomba de hidróxeno. Este novo elemento químico foi preparado de forma independente, no ano 1953, por investigadores do Instituto Nobel (Estocolmo) e por un equipo estadounidense dirixido por Seaborg. Os suecos propuxeron darlle o nome de *centurium* (Ct), derivado do latín *centum*, ‘cen’.

Debido ao segredo militar que existía arredor das investigacións nucleares durante a guerra fría, o descubrimento levado a cabo polos investigadores estadounidenses non se fixo público ata o ano 1955. Estes propuxeron denominar o elemento *fermio* (Fm) e a IUPAC, que estaba controlada polos americanos, rexeitou o nome proposto polos investigadores suecos e aceptou o nome e o símbolo suxeridos polos americanos.

Con este nome, Seaborg quixo inmortalizar o físico italiano Enrico Fermi, o verdadeiro cerebro do Proxecto Manhattan. Fermi foi catedrático de Física Teórica na Universidade de Roma entre 1926 e 1938. Antes de estalar a segunda guerra mundial emigrou aos Estados Unidos, onde foi profesor na Universidade de Columbia (Nova York) entre os anos 1939 e 1942 e despois na Universidade de Chicago, dende o 1946 ata a súa morte. Entre o 1942 e o 1946 foi o director científico do Proxecto Manhattan, plan secreto do goberno estadounidense que tiña como principal obxectivo a obtención da bomba nuclear antes de que o fixeran os nazis. A contribución de Fermi á ciencia foi enorme, pero a denominación deste elemento resulta cuestionable, debido ao acordo da nomenclatura da química de non utilizar o nome dun científico para designar os novos elementos, ao igual que sucedeu co elemento con $Z = 99$.

Obtención e propiedades

Como xa indicamos, o fermio descubriuse na primeira explosión da bomba de hidróxeno de 100 quilotóns, no ano 1952. Trátase dun metal sintético, membro da serie dos actinoides,



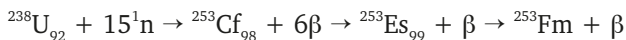
Fig. 378. Fotografía dunha aliaxe fermio-iterbio, utilizada para medir a entalpía de vaporización do fermio metal.



Fig. 379. Imaxe de Enrico Fermi (1901-1954), físico nuclear que participou no Proxecto Manhattan.

é o metal máis pesado obtido por bombardeo de átomos lixeiros con neutróns nun reactor nuclear e pode prepararse en cantidades macroscópicas, aínda que o metal puro non é ben coñecido.

Para obter o fermio precísase moito máis material de partida que para o einsteinio, aínda que o proceso sexa moi similar, e obtense moita menos cantidade: de fermio prepáranse tan só 10^{-4} g/ano. O proceso de obtención represéntase así:



Dado que a cantidade de fermio que se obtén por bombardeo con neutróns é tan pequena, cumprirá atopar outra técnica que permita obtelo en maiores proporcións para que se poida facer algo de química con el.

Coñécense 19 isótopos deste metal, dos que tan só o ^{257}Fm ten unha vida media relativamente longa ($t_{1/2} = 100,5$ días); o ^{253}Fm ten unha vida media de tres días.

O fermio é un metal transuránico, e as súas propiedades son similares ás dos demais elementos do seu grupo: cor, brillo, puntos de fusión ($852\text{ }^{\circ}\text{C}$) e ebulición altos e densidade elevada. Dá química nos estados de oxidación +2 e +3, aínda que o estado +3 se pode reducir con moita facilidade ao +2, tal e como acontece co erbio.



Fig. 380. Paneis de control e operadoras do sistema de cálculo principal do Proxecto Manhattan situado en Oak Ridge (Tennessee).

Aplicacións

Non existe, polo momento, interese no seu uso en investigación científica básica e tan só ten interese académico.

Importancia biolóxica

Aínda que ninguén pode estar en contacto con este elemento químico pola súa escaseza, cómpre repetir que é altamente tóxico, por mor da súa elevada radioactividade, polo que é preciso evitar toda exposición a este metal.



²⁵⁶Md₁₀₁ Mendelevio

Masa atómica [258] u

Estado CE Sólido

Densidade non disp.

Punto de fusión 827 °C

Punto de ebulición non disp.

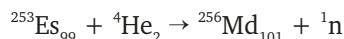
Nome e orixe

O mendelevio, elemento químico con $Z = 101$, foi obtido artificialmente por vez primeira no ano 1955 no laboratorio de Berkeley, nunha cantidade de dezasete átomos. Os responsables deste achado foron os investigadores Albert Ghiorso, Bernard G. Harvey, Gregory R. Choppin, Stanley G. Thompson e Glenn T. Seaborg, que conseguiron obter o metal ao bombardear 109 átomos de einsteinio con feixes de ións helio superacelerados.

A este elemento chamóuselle *mendelevio* (Md) para louvar o químico ruso Dmitri Mendeleev, quen non é só o pai da táboa periódica, pois foi pioneiro en achegar unha razón de ordenamento coherente dos elementos (o incremento dos seus números atómicos), senón que mesmo chegou a predicir teoricamente a existencia dalgúns elementos aínda por descubrir, como por exemplo o eka-boro (designado posteriormente *escandio*), o eka-aluminio (*galio*), o eka-silicio (*xermanio*), o eka-manganeso (*tecnecio*) e moitos máis. A escolla do nome deste elemento químico foi, de novo, controvertida, debido ao acordo de non utilizar o nome dun personaxe científico para designar os novos elementos químicos, se ben é certo que neste caso intentaba inmortalizarse un dos grandes químicos da historia.

Obtención e propiedades

O experimento de obtención do mendelevio consistiu no bombardeo dunha diana integrada por 109 átomos de einsteinio-253, que se depositaron electroliticamente sobre unha fina lámina de ouro, con feixes de partículas α (ións helio), aceleradas no ciclotrón de 152 cm da Universidade de Berkeley. O equipo descubridor foi o de Seaborg, que conseguiu preparar o isótopo ²⁵⁶Md con $t_{1/2} = 87$ min e do que tan só se obtiveron dezasete átomos. A reacción foi:



Este elemento químico é o único producido cun número de átomos tan reducido, polo que cómpre atopar algún outro



Fig. 381. Dmitri Mendeleev (1834-1907).

método de obtención que permita a preparación de cantidades de átomos dabondo importantes como para poder explorar as súas propiedades físicas e químicas.

Cóñécense dezaseis isótopos deste metal, entre os cales o máis estable é o ^{258}Md ($t_{1/2} = 55$ días), aínda que o que mellor se obtén é o ^{256}Md ($t_{1/2} = 87$ min). O seu comportamento é tipicamente metálico e aseméllase ao tulio, o seu homólogo da serie lantanoide.

Aplicacións

As súas aplicacións industriais son descoñecidas e tan só ten interese académico.

Importancia biolóxica

Ao ser radioactivo é un emisor moi activo de partículas diversas, o que o fai moi tóxico e, polo tanto, moi perigoso, de modo que soamente debe ser manipulado por persoal moi especializado.

New Element Mendelevium, Atomic Number 101*

A. GHIORSO, B. G. HARVEY, G. R. CHOPPIN,
S. G. THOMPSON, AND G. T. SEABORG

*Radiation Laboratory and Department of Chemistry,
University of California, Berkeley, California*

(Received April 18, 1955)

WE have produced and chemically identified for the first time a few atoms of the element with atomic number 101. Very intense helium ion bombardments of tiny targets of 99^{253}Sb have produced a few

Fig. 382. Comezo da publicación en *Physical Review* (vol. 98, páx. 1518-1519, ano 1955) do descubrimento do mendelevio polo equipo científico do Berkeley Lab.



$^{254}\text{No}_{102}$ Nobelio

Masa atómica [259] u

Estado CE Sólido

Densidade non disp.

Punto de fusión 827 °C

Punto de ebulición non disp.

Nome e orixe

A historia do descubrimento do elemento químico con $Z = 102$, o nobelio, é a historia dun erro soado da ciencia. A nova do seu achado foi publicada no ano 1957 por un grupo de científicos moi variado pertencentes ao Argonne National Laboratory (Chicago, EUA), ao Harwell Atomic Energy Research Establishment (Reino Unido) e ao Nobel Institute of Physics (Suecia), quen lle deu por nome *nobelio*, na honra de Alfred Nobel, mais o seu experimento non puido ser confirmado.

A correcta identificación deste novo metal foi realizada polo grupo de investigadores rusos dirixidos por Flerov e Kurchatov no Laboratorio de Reaccións Nucleares en Dubna (Rusia) no ano 1966. Con todo, non foi ata o ano 1967 cando, conxuntamente, os investigadores americanos en Berkeley e os rusos en Dubna demostraron, de forma veraz, a obtención deste novo elemento para o que a IUPAC xa aprobara o nome *nobelio*.

Os investigadores rusos quixeron chamarlle ao novo elemento *joliotio*, de símbolo JI, para lembrar a Irène Joliot-Curie, filla de Marie Curie, e o seu home, Frédéric Joliot, que continuaran o traballo iniciado pola gran científica polaca. A contribución dos Joliot-Curie á química é enorme, pois foron eles os que abriron as portas do achado dos elementos radioactivos tras descubrir a radioactividade artificial. Poucos científicos contribuíron tanto coma eles ao desenvolvemento do sistema periódico, mais quizais a razón de que aínda non estean recoñecidos na táboa periódica sexa o feito de seren abertamente comunistas nun país occidental.

Actualmente toda a comunidade científica, incluída a rusa, acepta que o nome do elemento químico 102 é *nobelio* e o seu símbolo, No. Así, o nobelio é dos poucos elementos cuxo nome non é o proposto polos seus descubridores.

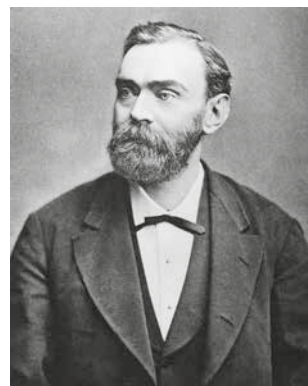
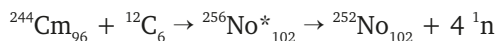


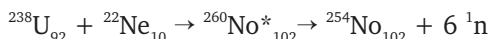
Fig. 383. Retrato de Alfred Bernhard Nobel (1833-1896), quen legou a súa fortuna co encargo de outorgar os premios anuais que levan o seu nome.

Obtención e propiedades

O método de obtención destes elementos pesados seguido polos equipos occidentais durante os anos 1955-1965 consistía en bombardear con núclidos lixeiros de carbono dianas de átomos pesados de curio, seguindo o proceso:



O equipo ruso utilizaba o método deseñado por eles, que consistía en bombardear con núclidos máis pesados, como o neon, dianas moito máis estables e fáciles de conseguir, como o ^{238}U ou o ^{239}Np . No ano 1966 realizaron o proceso que lles permitiu obter o ^{254}No seguindo a reacción de transmutación:



Propuxéronse moitos outros métodos de obtención do nobelio, pero todos eles, a excepción do ruso, son pouco eficientes.

Pouco se coñece das propiedades físicas e químicas do nobelio, pero extrapólanse do seu homólogo da serie lantanoide, o iterbio: é metálico, con $P_f = 827\ ^\circ\text{C}$, con estados de oxidación estables +2 e +3 e cun comportamento semellante ao dos actinoides. Ten moitos isótopos coñecidos, pero a maioría con pouco interese e con vida media reducida: o ^{259}No ten $t_{1/2} = 58\text{ min}$ e o máis coñecido, o ^{254}No , ten $t_{1/2} = 51\text{ s}$.

Aplicacións

A súa química e as súas aplicacións industriais non son case coñecidas e tan só ten interese académico, polo momento.

Importancia biolóxica

Ao ser radioactivo, o nobelio é un emisor moi activo de partículas diversas, o que o fai moi tóxico, e polo tanto, moi perigoso. Soamente debe ser manipulado por persoal moi especializado.



$^{256}\text{Lr}_{103}$ Laurencio

Masa atómica [262] u

Estado CE Sólido

Densidade non disp.

Punto de fusión 1627 °C

Punto de ebulición non disp.

Nome e orixe

O último metal actinoide preparado foi o elemento con $Z = 103$ e, de novo, a súa paternidade resultou ser motivo de forte controversia e enfrontamento, xa que foi descuberto, simultaneamente, polo equipo ruso de Dubna, dirixido por Kurchatov, e o equipo americano de Berkeley, liderado por Seaborg. Ambos os grupos publicaron o seu descubrimento no ano 1961. Os investigadores americanos chamáronlle ao novo elemento químico *laurencio*, con símbolo Lw, para inmortalizar a Ernest Orlando Lawrence, considerado o pai do ciclotrón, a ferramenta precisa para acelerar partículas de maneira que se puideran incrustar no núcleo doutros átomos e así conseguir átomos de número atómico maior.

Os investigadores rusos tardaron máis en elixir a denominación deste elemento e, cando o quixeron facer, o grupo americano xa se adiantara. Con todo, eles chamáronlle *rutherfordio*, co símbolo Rf.

Como non se poñían de acordo nos nomes dos elementos novos, en pleno conflito científico, os equipos rusos propuxeron unha nomenclatura de concordia (a nomenclatura sistemática), pero por ese tempo a idea non callou.

Finalmente, a IUPAC acordou no 1976 que o laurencio sería o último elemento químico ao que se lle daría un nome tradicional. Os seguintes elementos químicos sintetizados, que pertencerían á cuarta serie de transición, levarían xa nomes sistemáticos. Aceptouse que este elemento químico fora chamado *laurencio* e que o seu símbolo pasara a ser Lr, en lugar do Lw proposto polos investigadores americanos.

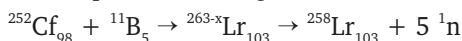
Obtención e propiedades

A historia da obtención deste elemento químico proba que a ciencia nunca debe ser unha carreira contra o tempo. Tanto os científicos americanos como os rusos querían ser os primeiros en obter os novos elementos, de modo que publicaron os resultados sen contrastalos. O método seguido polos investigadores americanos consistía en bombardear unha

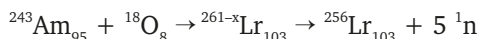


Fig. 384. Imaxe de Ernest Orlando Lawrence (1901-1958), Premio Nobel de Física no 1939, inventor do ciclotrón e fundador do Lawrence Berkeley National Laboratory e o Lawrence Livermore National Laboratory.

diana de átomos superpesados, neste caso 2 mg de isótopos de californio, con núclidos de ^{10}B e ^{11}B , impulsados polo superacelerador de Berkeley, o HILAC. Así, creron identificar o isótopo ^{257}Lr e publicaron os resultados o 14 de febreiro do ano 1961. Porén, os investigadores rusos non foron quen de obter este isótopo co método proposto polos americanos, o que forzou a estes últimos a corrixir os seus datos, coa conseguinte perda de credibilidade. Alegaron que o que prepararan fora o isótopo ^{258}Lr , coa seguinte reacción:



Os científicos rusos foron máis lentos, pero chegaron a un resultado moito máis satisfactorio. Empregaron como proxectís átomos máis pesados (neste caso ^{18}O , pero tamén ^{22}Ne) e, como dianas, elementos transuránicos máis estables. No ano 1967 publicaron os seus resultados definitivos e presentaron un isótopo cunha vida media de 45 s: o ^{256}Lr . Este isótopo preparárase por bombardeo dunha diana de americio con átomos pesados de osíxeno, segundo o proceso:



O laurencio ten as propiedades físicas e químicas asociadas aos elementos actinoides e compórtase como o seu homólogo da serie lantanóide, o lutecio. O punto de fusión é de $1627\text{ }^\circ\text{C}$ e o seu comportamento químico indica que presenta dous estados de oxidación máis estables: o +2 e o +3.

O laurencio presenta moitos isótopos de vida media variada: o ^{262}Lr ($t_{1/2} = 3,6\text{ h}$), o ^{256}Lr ($t_{1/2} = 26\text{ s}$) ou o ^{259}Lr ($t_{1/2} = 6,2\text{ s}$), entre outros.

Aplicacións

As súas aplicacións non son coñecidas.

Importancia biolóxica

Moi perigoso pola súa radioactividade.

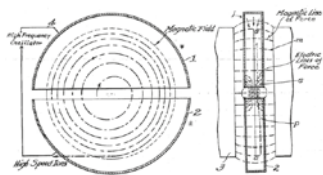


Fig. 385. Diagrama do ciclotrón que aparecía na patente de Lawrence do ano 1934.



$^{259}\text{Rf}_{104}$ Rutherfordio

Masa atómica [267] u

Estado CE Sólido

Densidade [23,2] g/mL

Punto de fusión [2400] °C

Punto de ebulición [5800] °C

Nome e orixe

O elemento químico con $Z = 104$ foi o primeiro elemento cunha denominación sistemática, a de *unnilquadio* (Unq), pero xa hai uns anos que se aprobou o nome de *rutherfordio*. Trátase dun elemento químico sintético —como todos os elementos dende o einsteinio— e radioactivo, que só foi preparado no laboratorio e non se atopou na natureza.

Foi sintetizado no ano 1964 polo equipo soviético do Joint Institute of Nuclear Research (JINR, na cidade rusa de Dubna), mediante o bombardeo de dianas de ^{242}Pu con ións acelerados de ^{22}Ne e a posterior separación do ^{259}Rf . No ano 1969 o equipo americano de Berkeley fixo pública a súa preparación tras obter nobelio como produto do decaemento dun suposto átomo de ^{257}Rf , procedente da reacción nuclear derivada do bombardeo de dianas de ^{259}Cf con proxectís de ^{12}C . Este equipo deulle ao elemento químico a denominación de *rutherfordio* e o símbolo Rf, que mostra o interese por lembrar a figura de Ernest Rutherford, físico e químico brillante de principios do século XX. As súas achegas foron moi importantes nos campos da ciencia, pero o seu nome foi elixido, de xeito particular, pola súa contribución ao descubrimento da estrutura nuclear do átomo, o que lle valeu para acadar o Premio Nobel de Química do ano 1908.

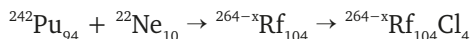
Os investigadores rusos denominaron o elemento que eles prepararan *kurchatovio*, con símbolo Ku. Pretendían, con este nome, immortalizar a Igor Kurchatov, pai dos aceleradores de partículas na antiga URSS —como o fora Lawrence nos EUA— e da bomba atómica rusa. Este nome foi aceptado en primeira instancia pola IUPAC, aínda que máis tarde se retractou, pero utilizouse moito nos textos científicos da URSS e Escandinavia durante algúns anos. Na actualidade a IUPAC recomenda chamarlle *rutherfordio*, con símbolo Rf, e esta indicación é aceptada internacionalmente.



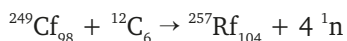
Fig. 386. Ernest Rutherford (1871-1937), considerado o pai da física nuclear e Premio Nobel de Química no ano 1908.

Obtención e propiedades

Este elemento químico obtívose seguindo os dous métodos que existían na década dos sesenta. Os científicos rusos usaron como diana un elemento estable e ben coñecido, o plutonio-242, e bombardeárono con núclidos de neon, seguindo a reacción:



O equipo americano de California utilizou o seu método, que consistía en bombardear dianas de átomos superpesados (curio, berkelio e californio) con núclidos de C-12, de acordo coa reacción:



Tras sucesivas comprobacións, no ano 1973 os investigadores estadounidenses consideraron correcta a síntese do novo elemento ao obter e identificar o isótopo ^{253}No como consecuencia do decaemento α do ^{257}Rf . Ao longo das décadas dos sesenta e setenta fóronse preparando cantidades moi pequenas do isótopo máis estable do rutherfordio: o ^{267}Rf .

O rutherfordio é un elemento metálico da cuarta serie de transición, pertencente ao grupo 4 do sistema periódico e colocado no sétimo período. A pouca química que del se coñece evidencia que o seu comportamento é semellante ao do seu homólogo, o hafnio, aínda que matizado por mor dos efectos relativistas.

O rutherfordio non ten isótopos que aparezan na natureza, e os quince que hoxe se coñecen, preparados polos distintos métodos sintéticos, teñen masas de entre 253-268 u. Os isótopos máis lixeiros, preparados coa tecnoloxía americana, teñen vida media máis curta (sobre 10 ms), os de masa media, algo maior (entre 1-1,5 s) e os de masa máis alta, preparados polo método ruso, son os máis estables (entre 1,3-10 h). O primeiro isótopo, preparado polo equipo ruso, tivo unha $t_{1/2} = 1,3$ h. O novo elemento metálico obtíñase como un composto haloxenado que lembraba as propiedades dos haluros de hafnio. Este novo elemento químico pertence ao grupo do titanio, do circonio e do hafnio, polo que se espera que teña un comportamento químico moi semellante ao deles.

Aplicacións

Non se coñecen.

Importancia biolóxica

Perigoso pola súa radioactividade.



Fig. 387. Igor Kurchatov (1903-1960), director do proxecto atómico ruso, nun selo conmemorativo do ano 1963.



²⁶⁸Db₁₀₅ Dubnio

Masa atómica [268] u

Estado CE Sólido

Densidade [29,3] g/mL

Punto de fusión non disp.

Punto de ebulición non disp.

Nome e orixe

O elemento químico con $Z = 105$ é un elemento sintético que foi preparado artificialmente e en cantidades microscópicas na década dos sesenta do pasado século polos equipos científicos que traballaban en Dubna e en Berkeley e que compartiron a súa paternidade.

O procedemento seguido foi o bombardeo de americio con neon, polo equipo soviético, e de californio con nitróxeno, polo equipo americano. Na elección do seu nome reproduciuse a controversia que existiu durante todo o período da guerra fría, xa que foi fortemente disputado entre os equipos soviéticos e americanos.

No ano 1967, cando este elemento químico foi descuberto polos investigadores rusos, foi chamado *nielsbohrio*, con símbolo Ns, para lembrar a figura de Niels Bohr e as súas contribucións ao sistema periódico.

Pola mesma época, os investigadores americanos sintetizaron algúns átomos deste elemento e chamáronlle *hahnio*, con símbolo Ha, para lembrar a Otto Hahn, o químico alemán que descubriu o protactinio xunto coa súa colega Lise Meitner. A súa investigación sentou as bases da fisión nuclear e, por este motivo, Hahn é considerado o avó da bomba atómica.

Durante vinte anos o elemento denominouse *unnilpentio*, con símbolo Uup, seguindo as normas da nomenclatura sistemática acordadas pola IUPAC no ano 1976. Con todo, o elemento con $Z = 105$ é coñecido hoxe co nome de *dubnio* e co símbolo Db, segundo as normas da IUPAC de 1996. Este nome procede de Dubna, cidade rusa á beira do río Volga e preto de Moscova, onde se estaban sintetizando moitos destes novísimos elementos químicos. Nesta cidade instalouse o Instituto de Investigacións Nucleares ruso (o JINR, na figura 390), o equivalente ao centro de Berkeley nos EUA.

Velaquí temos unha mostra máis deste conflito e da incoherencia do CNIC da IUPAC: non se acepta a proposta de ningún dos seus descubridores (Ns, Ha), rexéitase a nomencla-



Fig. 388. A bandeira oficial da cidade de Dubna mostra a relevancia da química nuclear para os seus habitantes, moitos deles vinculados ao JINR.



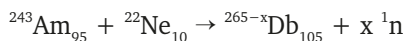
Fig. 389. Otto Hahn (1879-1968), un dos pioneiros dos estudos da radioactividade e radioquímica, recibiu o Premio Nobel de Química no ano 1944.

tura sistemática e, finalmente, pónselle un nome novo a este elemento que non achega nada de orixinal e que despreza todas as normas, pero que establece unha especie de pacto cos rusos.

Obtención e propiedades

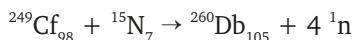
O dubnio obtívose por dous procedementos distintos segundo o equipo que o sintetizou.

O equipo ruso foi o primeiro en dar conta do seu descubrimento, no ano 1968, e empregou o seu clásico método de fusión quente: bombardear átomos pesados de ^{243}Am , utilizados como dianas, con núclidos de ^{22}Ne . A reacción que tiña lugar era:



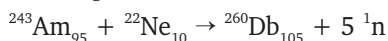
Obtivo e identificou algúns átomos dos isótopos ^{260}Db e ^{261}Db e, dous anos máis tarde, conseguiu preparar e estudar o seu pentahaluro, DbCl_5 . No ano 1976 logrou preparar o DbBr_5 .

O equipo americano preparou, pola mesma época, algúns átomos, pero máis inestables, dos isótopos máis lixeiros do dubnio. O seu método empregaba como dianas de impacto átomos de ^{249}Cf , bombardeados con núclidos de ^{15}N superacelerados. A primeira reacción que fixeron foi:



Os átomos obtidos tiñan unha vida media moi curta (1,6 segundos) e decaían rápido en ^{256}Lr .

Esta reacción do equipo americano non atopou confirmación nin por parte do equipo ruso nin pola dos outros equipos de investigación europeos. Por esta razón, no ano 1971 os investigadores rusos reproduciron a reacción dos americanos, pero utilizando o seu procedemento de síntese. Realizaron a reacción bombardeando americio con ^{22}Ne , pero variaron as condicións do seu experimento anterior xa citado:



Obtiveron o mesmo isótopo que o que afirmaban preparar os científicos americanos.

No ano 1992 a IUPAC confirmou a veracidade destes experimentos e deu por boa a síntese dos novos isótopos do dubnio.

Coñécense dezaseis isótopos diferentes, que se obtiveron por moi distintos procedementos entre os anos 1967 e 2009. Os isótopos de menor masa, obtidos polo proceso de síntese utilizado polo grupo de investigación americano, teñen vidas medias reducidas (entre poucos segundos e o minuto) e os

de masa atómica superior, preparados polo grupo soviético, teñen vidas medias superiores (entre 1,2 h e 29 h). O isótopo máis estable dos coñecidos ata hoxe é o ^{268}Db , con $t_{1/2} = 29$ h.

O dubnio é un elemento metálico de transición, que pertence á cuarta serie, no período sétimo, logo dos elementos transuránicos. Pertence ao grupo do vanadio, do niobio e do tántalo.

A pouca química experimental que con el se fixo ata o momento indica que se comporta como o seu homólogo do grupo, o tántalo.



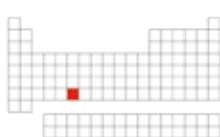
Fig. 390. Composición gráfica do 60 aniversario do Joint Institute for Nuclear Research de Dubna, celebrado no 2016.

Aplicacións

Non se coñecen aplicacións deste elemento.

Importancia biolóxica

Ao ser radioactivo é un emisor moi activo de partículas diversas, o que o fai moi tóxico e, polo tanto, moi perigoso. Soamente debe ser manipulado por persoal moi especializado.



$^{263}\text{Sg}_{106}$ Seaborgio

Masa atómica [269] u
 Estado CE Sólido
 Densidade [35,0] g/mL
 Punto de fusión non disp.
 Punto de ebulición non disp.



Fig. 391. Na imaxe, Glenn T. Seaborg (1912-1999) sinala na táboa periódica o elemento con $Z = 106$, nomeado na súa honra.

Nome e orixe

O seaborgio é o elemento químico sintético de $Z = 106$, descuberto no ano 1974, cuxo isótopo máis estable é o ^{271}Sg . A síntese deste novo elemento químico foi realizada no laboratorio do JINR de Dubna por un equipo de investigadores soviéticos que, en xuño de 1974, fixo pública a obtención do isótopo ^{271}Sg , con vida media de 1,9 minutos. Pouco despois, en setembro dese mesmo ano, o equipo americano que traballaba en California sintetizou outro isótopo, o ^{263}Sg , con $t_{1/2} = 0,9$ s.

De novo, a elección do nome deste elemento serve para exemplificar a controversia da nomenclatura dos elementos químicos sintetizados durante a guerra fría. Por unha banda, os científicos rusos déronlle o nome de *dubnio* e o símbolo Db. A xustificación desta designación fundamentábase en que os científicos americanos tiñan un elemento chamado berkelio (Bk), derivado da localidade de Berkeley, de modo que eles querían ter o dubnio para lembrar a cidade de Dubna, onde estaba o seu acelerador de partículas. Por outra banda, os investigadores americanos quixeron que o elemento 106 se chamara *seaborgio*, con símbolo Sg, para lembrar a Glenn T. Seaborg, Premio Nobel de Química no ano 1951 por ser o descubridor, directa ou indirectamente, de moitos dos elementos químicos sintéticos transuránicos e que, ademais, foi un traballador integral da ciencia que exerceu no Instituto de Berkeley ata a súa morte. O incomprendible desta postura era que Seaborg aínda estaba vivo.

Con todo, de acordo coa normativa de nomenclatura sistemática aprobada pola IUPAC, o nome debía ser *unnihexio*, con símbolo Unh. Este nome empregouse por un breve período de tempo, pero nin os científicos rusos nin os americanos querían renunciar a que se aprobase a súa denominación.

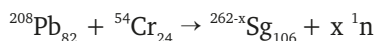
Anos máis tarde e contra todo prognóstico, a IUPAC dobre-gouse á proposta americana e aceptou este nome para o novo elemento, o que supuxo que, por primeira vez, se lle dera a un elemento químico o nome dun científico vivo. Novamente vemos aquí a incoherencia da IUPAC: cando xa había acordo

na nomenclatura sistemática vólvese en contra dela e ademais incumpre a súa histórica norma non escrita de non lle dar o nome dun elemento químico a ningún persoeiro en vida.

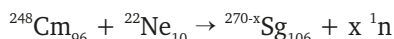
Obtención e propiedades

Para a obtención do seaborgio, o grupo de Dubna, liderado por Flerov, empregou dous métodos distintos: a fusión fría e a fusión quente.

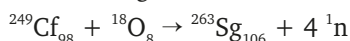
A fusión fría baséase no bombardeo de dianas de láminas metálicas moi finas integradas por átomos moi estables (^{208}Pb ou ^{209}Bi) con átomos acelerados de tamaño mediano (Cr, Fe, Ni, Zn etc.). Neste método empregouse ^{54}Cr , segundo a reacción:



O método da fusión quente emprega dianas de átomos superpesados (Am, Cm, Cf) bombardeados con núclidos de átomos como ^{22}Ne , conforme á reacción:



O equipo americano, liderado por Albert Ghiorso e E. Kenneth Hulet, obtivo isótopos máis lixeiros de seaborgio utilizando o seu método de bombardeo de dianas de californio con ións de osíxeno seguindo a reacción:



Este núclido decae cunha vida media de $0,9 \pm 0,2$ s.

Dos isótopos coñecidos do seaborgio, aqueles de masa atómica máis baixa teñen unha vida media de poucos segundos, pero os de masa atómica máis alta poden vivir entre 1,4 e 2,1 minutos. Precisamente o isótopo máis estable, preparado no ano 2009, é o que sobrevive 2,1 minutos.

O seaborgio é un elemento metálico de transición sintético. Pertence á cuarta serie de transición, está colocado no sétimo período e forma parte, como elemento máis pesado, do grupo 6 (xunto co cromo, o molibdeno e o volframio). É homólogo do volframio e confíase en que teña un comportamento químico moi semellante ao del.

Aplicacións

Non ten aplicacións coñecidas.

Importancia biolóxica

Comparte a perigosidade dos transuránicos pola súa radioactividade.



Fig. 392. Ernest Lawrence, Glen T. Seaborg e J. Robert Oppenheimer operando nos controis do ciclotrón de 467 centímetros en 1946.



Fig. 393. Seaborg no seu laboratorio. Foi codescubridor de dez elementos: plutonio, americio, curio, berkelio, californio, einsteinio, fermio, mendelevio, nobelio e seaborgio.

$^{262}\text{Bh}_{107}$ Bohrio

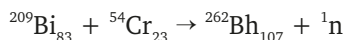
Masa atómica [270] u
 Estado CE Sólido
 Densidade [37,1] g/mL
 Punto de fusión non disp.
 Punto de ebulición non disp.



Fig. 394. Fotografía na que aparecen, de esquerda a dereita, Niels Bohr, James Frank, Albert Einstein e Isidor Isaac Rabi.

Nome e orixe

O bombardeo de brancos moi estables de chumbo e bismuto con átomos con $Z > 20$ permitiu obter os elementos químicos con números atómicos que van dende o 107 ata o 112. Para conseguir o elemento químico sintético con $Z = 107$, bombardeáronse átomos de bismuto con átomos de cromo, segundo a reacción:



Este elemento transuránico, descuberto no ano 1981, foi un dos primeiros aos que se lles deu un nome seguindo as regras de nomenclatura sistemática da IUPAC: *unnilseptio*, con símbolo Uns, mais este non é hoxe o seu nome oficial.

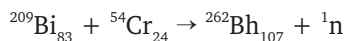
Os seus descubridores, do equipo alemán, decidiron chamarlle *nielsbohrio*, en loanza de Bohr e en consonancia co que fixeran os científicos rusos co elemento con $Z = 105$. No ano 1994, a IUPAC aprobou a denominación *bohrio*, con símbolo Bh, no canto de *nielsbohrio*, de maneira que se volveu rexeitar a denominación escollida polos descubridores, o que provocou de novo controversias e contradicións. As contribucións de Niels Bohr son notabilísimas —como xa indicamos con anterioridade—, pero citaremos aquí soamente algunhas das relativas ao sistema periódico: o modelo de pinga líquida, que permitiu entender a fisión nuclear, ou as investigacións sobre as estruturas atómicas e a radiación e, en particular, o modelo atómico por el proposto.

Non temos nada que opor á consideración científica de Bohr nin a súa inmortalización no sistema periódico, pero cómpre reivindicar a coherencia que parece faltar na forma de proceder do CNIC da IUPAC.

Obtención e propiedades

O método seguido para a obtención deste elemento químico, así como para a dos posteriores, é o iniciado polos grupos rusos, franceses e alemáns: a fusión fría. No ano 1981 un novo grupo de investigación entra en escena: o Instituto para a Investigación de Ións Pesados (coñecido pola sigla GSI do

seu nome alemán), situado na cidade de Darmstadt (Alemaña) e liderado por Peter Armbruster. O método seguido por eles consistiu no bombardeo de dianas de ^{209}Bi con ións superacelerados de ^{54}Cr . Deste xeito conseguiron sintetizar cinco átomos de ^{262}Bh , seguindo a reacción:



No ano 1992, a IUPAC recoñeceu a oficialidade dos resultados obtidos por este novo grupo e confirmou a preparación dun novo elemento químico.

O bohrio non ten isótopos naturais estables, pero si se presenta sinteticamente cun feixe de isótopos de vida media moi curta, con menor estabilidade nos de masa máis baixa ($t_{1/2} = 0,1 \text{ s}$) e maior nos de masa máis elevada. O isótopo máis estable, o ^{270}Bh , ten $t_{1/2} = 61 \text{ s}$.

O bohrio é un elemento metálico que pertence á cuarta serie de transición, no período sétimo, e ao grupo 7 dos elementos químicos. Pertence ao grupo do manganeso, do tecnecio e do renio, e os poucos experimentos químicos que se fixeron con el confirman que se comporta coma o seu homólogo, o renio, e que garda relación cos restantes elementos metálicos deste grupo.

Aplicacións

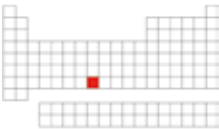
Sen aplicacións coñecidas.

Importancia biolóxica

Elemento radioactivo.



Fig. 395. Peter Armbruster (1931-), líder do GSI alemán, preparou por primeira vez os elementos con $Z = 107-112$.

	$^{277}\text{Hs}_{108}$ Hassio
	Masa atómica [269] u
	Estado CE Sólido
	Densidade [41] g/mL
	Punto de fusión non disp.
	Punto de ebulición non disp.

Nome e orixe

O elemento químico con $Z=108$ foi sintetizado no ano 1984 no laboratorio de Darmstadt (Alemaña) polo equipo dirixido por Armbruster, tras bombardear brancos de láminas de chumbo con núclidos de ferro utilizando un acelerador de ións pesados potentísimo, seguindo a reacción:

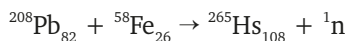


Fig. 396. Entrada principal do GSI en Darmstadt (Alemaña).

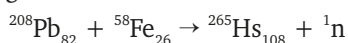
En 1978, previamente a este experimento dos investigadores alemáns, o equipo ruso dirixido por Yuri Oganessian (no JINR de Dubna) xa reclamara o descubrimento do hassio, seguindo o método clásico ruso. Creu detectar os isótopos ^{270}Hs e ^{264}Hs , pero non se deu por bo este experimento ao non poder verificalo.

Nos seguintes anos, os investigadores rusos realizaron novos experimentos, pero como xa se indicou, non sería ata o ano 1984 cando se confirmase oficialmente o descubrimento deste novo elemento metálico. O nome oficial que se lle deu naquela época foi *unniloctio*, co símbolo Uno, consonte a nomenclatura sistemática.

Na nomenclatura actual da IUPAC recoméndase denominar o elemento con $Z = 108$ *hassio*, con símbolo Hs, para lembrar o estado alemán de Hesse (*Hassium*, en latín). A IUPAC intentou homenaxear así o estado onde se atopa o Instituto de Investigación de Ións Pesados (GSI) alemán, ao igual que os investigadores americanos fixeran co californio. Deste modo, a través da referencia ás súas localizacións xeográficas, perpetuábase o recoñecemento na táboa periódica dos tres grandes centros responsables do descubrimento dos novos elementos químicos artificiais: Berkeley, en California (Bk, Cf); Dubna (Db) e Darmstadt, en Hesse (Ds, Hs).

Obtención e propiedades

O método de obtención máis eficiente é o de fusión fría, realizada polo equipo alemán, que consiste en bombardear átomos moi estables de láminas de chumbo ou bismuto con ións de ^{58}Fe , segundo a reacción xa indicada:



Con este procedemento só se obtiveron tres átomos de ^{265}Hs , altamente inestables e cunha vida media de tan só dous milisegundos.

Hoxe coñécense ata doce isótopos radioactivos diferentes do hassio, con masas atómicas comprendidas entre 263-277 u, a maioría preparados por decaemento de átomos máis pesados e todos con vidas medias de poucos segundos. Os isótopos lixeiros teñen vidas medias de poucos milisegundos e os máis pesados teñen $t_{1/2} = 1\text{-}30$ segundos.

O hassio é un elemento metálico da cuarta serie de transición, colocado no sétimo período. Pertence ao grupo 8, integrado polo ferro, o rutenio e o osmio. Pola pouca química que se fixo con el ata o momento, semella comportarse de forma moi similar a como o fai o seu homólogo, o osmio, e tamén coma o ferro e o rutenio. Confíase en que cando se sintetice en cantidades macroscópicas e se poida estudar a súa química en maior profundidade, dea lugar a compostos como o HsO_4 , moi volátil, e que tamén poida formar sistemas semellantes ao ferroceno, rutenoceno e osmoceno.

Aplicacións

A ínfima cantidade obtida deste elemento xustifica que non se desenvolveran aínda aplicacións.

Importancia biolóxica

Como o resto dos transuránicos, trátase dun elemento radioactivo.



Fig. 397. Imaxe do TASCA (TransActinide Separator and Chemistry Apparatus) do GSI utilizado para a separación de elementos pesados.

$^{278}\text{Mt}_{109}$ Meitnerio

Masa atómica [278] u
 Estado CE Sólido
 Densidade [37,4] g/mL
 Punto de fusión non disp.
 Punto de ebulición non disp.



Fig. 398. Lise Meitner (1878-1968) nunha fotografía de 1946.

Nome e orixe

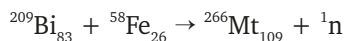
Os elementos químicos obtidos en Darmstadt polo grupo dirixido por Armbruster foron saíndo do crisol nuclear ao variar os brancos utilizados (Pb e Bi) e ao acelerar núclidos de átomos cada vez máis pesados (Cr, Fe, Ni e Zn, Ge, Se, Kr).

Estes experimentos iniciáronse no ano 1981 e, pouco a pouco, fóronse descubrindo os elementos con $Z = 108, 109, 110, 111, 112...$ Para a obtención do elemento con $Z = 109$ bombardeouse unha diana de bismuto con ferro, co que se lograba a formación dun único átomo cunha vida media de 7,6 milisegundos. Estas probas non seguían a regra histórica da reproducibilidade, polo que os resultados debían someterse a comités externos de avaliación que certificaran a súa veracidade.

O nome escollido para o elemento con $Z = 109$ no momento en que se sintetizou foi *unnilennio*, seguindo as normas da nomenclatura sistemática, con símbolo Une. Na reunión da IUPAC de agosto de 1997, o Comité de Nomenclatura de Química Inorgánica decidiu chamarlle *meitnerio*, con símbolo Mt, en loanza de Lise Meitner (na figura 398), colaboradora de Otto Hahn e codescubridora, xunto con el, do protactinio. Meitner realizou traballos de investigación sobre a estrutura dos átomos: aclarou as relacións entre as radiacións β e γ e explicou o proceso da fisión nuclear, para o que utilizou o modelo de pinga líquida de Bohr. Este proceso abriu as portas da bomba atómica e tamén do bombardeo de átomos pesados para obter outros elementos químicos con números atómicos máis grandes.

Obtención e propiedades

Na obtención deste novo elemento químico utilizouse o método da fusión fría, que consiste en bombardear dianas de ^{209}Bi con ións ^{58}Fe superacelerados. O experimento realizouse o 29 de agosto do ano 1982, coa seguinte reacción:



Coñécense oito isótopos diferentes do meitnerio, con masas atómicas entre 266-278 u, e todos eles son extraordinariamente radioactivos, presentan vidas medias moi curtas e sofren fisión espontánea polo que decaen noutros isótopos de inferior número atómico.

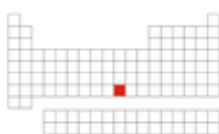
Na táboa periódica sitúase entre os elementos metálicos de transición da cuarta serie e no sétimo período. Pertence ao grupo 9, xunto co cobalto, o rodio e o iridio. Semella comportarse de xeito similar a como o fai o seu homólogo do grupo, o iridio.

Aplicacións

O escaso número de átomos obtido xustifica a ausencia de aplicacións deste elemento.

Importancia biolóxica

Os elementos artificiais con números atómicos moi elevados son todos altamente radioactivos, polo que só deben ser manipulados por persoal moi especializado.



$^{269}\text{Ds}_{110}$ Darmstadtio

Masa atómica [281] u

Estado CE Sólido

Densidade [34,8] g/mL

Punto de fusión non disp.

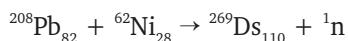
Punto de ebulición non disp.



Fig. 399. Fotografía da Luisenplatz de Darmstadt (Alemaña).

Nome e orixe

Dende o ano 1981, o equipo dirixido por Armbruster no centro GSI de Darmstadt andaba na procura dos elementos superpesados do sistema periódico a partir do elemento con $Z = 108$. Tardou máis de trece anos en sintetizar o elemento químico de número atómico 110, ata que no ano 1994 obtivo uns poucos átomos deste elemento ao bombardear brancos moi estables de láminas de chumbo con ións superacelerados de ^{62}Ni , seguindo a reacción:

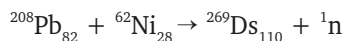


Este novo elemento químico de $Z = 110$ foi chamado, seguindo a nomenclatura sistemática da época, *ununnilio*, co símbolo Uun. Os alemáns pretenderon que se chamara *armbrustio*, para inmortalizar o líder do seu grupo de investigación, Armbruster —ao igual que fixera o grupo americano con Seaborg—, pero ese nome non foi aceptado.

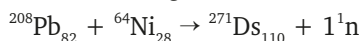
No ano 2003, o CNIC da IUPAC decidiu aprobar para este elemento a denominación *darmstadtio*, con símbolo Ds, en honor á cidade de Darmstadt, onde se descubriu. Ao igual que os investigadores americanos tiñan o californio e o berkelio, tamén a Alemaña lle correspondía lembrar o estado de Hesse e a cidade onde estaba o acelerador.

Obtención e propiedades

A obtención do darmstadtio é froito da tecnoloxía da fusión fría, desenvolvida polos científicos rusos e empregada polos xermanos do GSI. Consiste en bombardear dianas de átomos moi estables (chumbo ou bismuto), neste caso de ^{208}Pb , con núclidos de ^{62}Ni para obter uns poucos átomos seguindo a reacción xa indicada:



Durante esta xeira de experimentos, o mesmo equipo alemán, utilizando como partículas de bombardeo ^{64}Ni , sintetizou nove átomos de ^{271}Ds , segundo a reacción:



Os nove átomos foron perfectamente identificados polo seu decaemento α a outros isótopos máis lixeiros e ben coñecidos. No ano 2001, a IUPAC aceptou tal descubrimento como válido e deulle o nome e símbolo indicados.

Todos os isótopos coñecidos do darmstadtio son extremadamente inestables e radioactivos. Os isótopos máis lixeiros, con masas entre 267-273 u, teñen unha vida media duns milisegundos e os de masa superior, entre 278-281 u, de poucos segundos. O ^{269}Ds ten vida media de 0,3 ms e o isótopo máis estable dos coñecidos ata hoxe, o ^{281}Ds , de 11 s.

O darmstadtio é un elemento metálico de transición da cuarta serie, correspondente ao sétimo período. Está colocado no grupo 10 do sistema periódico xunto co níquel, o paladio e o platino; compórtase como o seu homólogo, o platino, e polo pouco que se sabe del, parece ter un comportamento semellante ao dos elementos do seu grupo.

Aplicacións

Non se coñecen aplicacións deste elemento.

Importancia biolóxica

Ao ser radioactivo é un emisor moi activo de partículas diversas, o que o fai moi tóxico e, polo tanto, moi perigoso. Soamente debe ser manipulado por persoal moi especializado.



Fig. 400. Fotografía do detector de raios γ no experimento R3B-Land no GSI de Darmstadt (xullo de 2015).

$^{281}\text{Rg}_{111}$ Roentgenio

Masa atómica [280] u

Estado CE Sólido

Densidade [28,7] g/mL

Punto de fusión non disp.

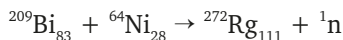
Punto de ebulición non disp.



Fig. 401. Wilhelm Conrad Roentgen (1845-1923), descubridor dos raios X.

Nome e orixe

O elemento químico de $Z = 111$ foi sintetizado a finais do ano 1994 polo equipo de Armbruster no centro GSI de Alemaña. Obtívose ao bombardear unha lámina fina de bismuto-209 con átomos de níquel-64 superacelerados no reactor do GSI en Darmstadt, seguindo a reacción:

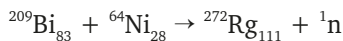


A IUPAC asignou a este novo elemento químico o nome *unununio*, con símbolo Uuu, seguindo os acordos da nomenclatura sistemática.

Na reunión de xuño do ano 2004, o CNIC da IUPAC decidiu cambiarlle o nome sistemático por *roentgenium*, en galego *roentgenio*, en honor do físico alemán Wilhelm Konrad Roentgen, Premio Nobel de Física no ano 1901 polo descubrimento dos raios X. Esta decisión supuxo unha volta atrás na nomenclatura dos elementos químicos, xa que durante dez anos a comunidade científica se referiu ao elemento químico 111 como *unununio* e, a partir de entón, tivo que adoptar a nova denominación.

Obtención e propiedades

O roentgenio sintetizouse por vez primeira o 8 de decembro do ano 1994 en Darmstadt, seguindo o método da fusión fría, mediante o bombardeo con isótopos pesados de ^{64}Ni superacelerados de dianas integradas por láminas delgadas de ^{209}Bi . Detectouse así a presenza duns poucos átomos do isótopo ^{272}Rg , cunha vida media de tan só 0,7 ms. A reacción seguida foi a xa indicada:



No ano 2001, a IUPAC considerou que estaba demostrada a existencia deste novo elemento químico e que era o correspondente ao de $Z = 111$. O mesmo equipo de investigación repetiu o experimento no ano 2002 e detectou a presenza de tres novos átomos.

Os isótopos do roentgenio teñen un comportamento moi similar aos do darmstadtio. Os isótopos de masa atómica máis lixeira teñen vida media de poucos milisegundos, como o ^{272}Rg , con $t_{1/2} = 0,7$ ms, namentres que os máis pesados viven algúns segundos. O isótopo máis estable dos coñecidos é o ^{281}Rg , con $t_{1/2} = 26$ s.

O roentgenio corresponde ao grupo dos metais de acuñar, como o cobre, a prata e o ouro. Sitúase no sétimo período e no grupo 11 do sistema periódico, e o seu comportamento é similar ao do seu homólogo, o ouro.

Aplicacións

Non ten aplicacións coñecidas.

Importancia biolóxica

Comparte a perigosidade dos transuránicos por mor da súa radioactividade.

The image shows a large, three-dimensional periodic table of elements. The elements are represented by colored tiles, each with its chemical symbol and atomic number. The table is organized into groups and periods, with the lanthanide and actinide series shown separately at the bottom. The background is a dark, industrial-looking structure, likely part of a museum exhibit.

Fig. 402. Panel de fondo utilizado na presentación do roentgenio no GSI de Darmstadt.

$^{285}\text{Cn}_{112}$ Copernicio

Masa atómica [285] u

Estado CE non disp.

Densidade [23,7] g/mL

Punto de fusión non disp.

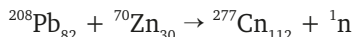
Punto de ebulición non disp.



Fig. 403. Retrato de Nicolao Copérnico (1473-1543), quen formulou a teoría heliocéntrica do sistema solar.

Nome e orixe

O derradeiro elemento obtido, polo momento, en Darmstadt coa técnica do GSI foi o elemento químico sintético con $Z = 112$. Unha vez identificado, fíxose público o seu descubrimento o 9 de febreiro do ano 1996. Xerouse a consecuencia do bombardeo dun branco de láminas finas de chumbo con núclidos de ^{70}Zn , seguindo a reacción:



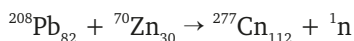
O único átomo deste elemento químico obtido na reacción citada foi o isótopo ^{277}Cn , que tiña unha vida media de 0,24 milisegundos. Anos despois identificáronse novos isótopos deste elemento químico noutros experimentos, por procesos de decaemento de partículas α , partindo de átomos máis pesados preparados por outros métodos sintéticos.

Logo do seu descubrimento, o elemento con $Z = 112$ foi denominado *ununbio*, con símbolo Uub, conforme á nomenclatura sistemática da IUPAC.

A principios do ano 2009, o CNIC da IUPAC confirmou oficialmente o descubrimento deste novo elemento químico realizado polo centro GSI en Darmstadt e pediulles aos seus integrantes que lle deran un nome. No mes de xullo do ano 2009 o grupo descubridor, liderado polo profesor Sigurd Hofmann, propuxo o nome de *copernicio*, co símbolo Cp, na honra do científico e astrónomo Nicolao Copérnico. Pasados seis meses, a IUPAC aceptou este nome e fíxoo oficial, aínda que cambiou o símbolo Cp, proposto polo grupo alemán, por Cn. Por tanto, o 19 de febreiro do ano 2010 a IUPAC sancionou para o elemento con $Z = 112$ o nome *copernicio* e co símbolo Cn.

Obtención e propiedades

Como xa indicamos, o copernicio preparouse artificialmente no laboratorio de Darmstadt o 9 de febreiro do ano 1996 seguindo o método da fusión fría, que consistiu no bombardeo dunha lámina moi fina de ^{208}Pb con isótopos pesados de ^{70}Zn , coa reacción xa indicada:



No proceso obtívose un único átomo, o isótopo ^{277}Cn , cunha vida media de 0,24 milisegundos, e que decaeu, seguidamente, nos elementos químicos coñecidos con números atómicos 110, 108, 106, 104, 102 e 100, coa conseguinte emisión de partículas α . O segundo isótopo de copernicio preparado foi rexeitado no proceso de avaliación. En maio do ano 2000 conseguiron preparar un novo átomo e no ano 2004 preparáronse outros dous. En maio do ano 2009 a IUPAC deu por bo o descubrimento do novo elemento químico con $Z = 112$. Na actualidade lévanse preparados máis de 75 átomos deste elemento, utilizando as diversas técnicas de síntese e de identificación.

Coñécense diversos isótopos de copernicio, todos eles radioactivos e altamente inestables, con masas atómicas entre 277-288 u. Os isótopos máis lixeiros teñen vida media dalgúns milisegundos, mentres que os máis pesados poden vivir moitos segundos. O ^{277}Cn ten unha vida media de 0,67 ms e o isótopo máis estable, o ^{285}Cn , de 29 s.

O copernicio é un metal de transición da cuarta serie e pertence ao sétimo período. Forma parte do grupo 12 do sistema periódico pero, polo que se sabe ata o momento, difire moito dos elementos metálicos máis lixeiros do seu grupo (cinc, cadmio e mercurio), xa que se comporta como un verdadeiro metal de transición, cunha tendencia a estabilizarse no estado de oxidación +4, que é moi pouco estable no mercurio e nada estable no cinc e no cadmio.

Aplicacións

Non ten aplicacións coñecidas.

Importancia biolóxica

Comparte a perigosidade dos transuránicos pola súa radioactividade.



Fig. 404. Imaxe da cámara de destino para os experimentos de feixe láser e de ións no acelerador UNILAC do GSI de Darmstadt.

$^{284}\text{Nh}_{113}$ Nihonio

Masa atómica [286] u

Estado CE Sólido

Densidade [16] g/mL

Punto de fusión [430] °C

Punto de ebulición [1130] °C

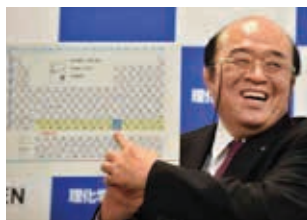


Fig. 405. Kosuke Morita (1957-) durante a presentación do elemento 113 a principios do 2016.

Nome e orixe

O descubrimento do elemento químico de número atómico 113 é outro resultado máis do esforzo colaborativo da ciencia.

Despois dos grandes logros obtidos polos investigadores alemáns de Darmstadt na preparación dos elementos con $Z = 108-112$ coa técnica da fusión fría, os científicos rusos de Dubna e os americanos de Berkeley estaban doídos no seu orgullo e competiron para lograr a preparación dos seguintes elementos químicos do sistema periódico con $Z > 112$. Os investigadores americanos volveron á súa técnica da fusión quente, co bombardeo de dianas metálicas que contiñan átomos superpesados (Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es etc.). Non obstante, como a súa técnica de uso de proxectís lixeiros de número atómico baixo (^1n , ^2D , He, B, C, N, O, Ne) xa non lles servía, pensaron en utilizar como proxectís núclidos integrados por átomos máis pesados, como os de calcio-48 impulsados en aceleradores moi potentes, cuxa técnica dominaban os científicos rusos co seu ciclotrón U-400.

Por todo iso decidiron que, neste proxecto de investigación, deberían traballar ambos os equipos conxuntamente na procura dos elementos químicos máis pesados aínda non sintetizados. O resultado foi a preparación de átomos pertencentes aos elementos químicos superpesados con $Z = 114, 116$ e 118 . Os de número atómico impar ($113, 115$ e 117) resistíronselles nun primeiro momento, aínda que tamén se foron descubrindo co paso do tempo. De feito, o descubrimento do elemento químico 113 fíxose público en agosto do ano 2003, pero non por fusión nuclear doutros átomos coñecidos, senón por decaemento natural do elemento 115, o moscovio, ao perder unha partícula α segundo a reacción:

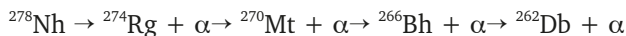


As reaccións completas propostas para esta obtención eran:

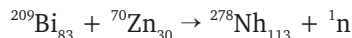


A vida media deste novo elemento químico, o nihonio, obtido por decaemento α , foi de vinte segundos, moi alta respecto á doutros elementos pesados preparados anteriormente.

Ao descompoñerse o Nh, emitía catro partículas α e chegaba a xerar dubnio, que tiña unha vida media dun día, cando a dos átomos de dubnio obtidos mediante a técnica sintética utilizada no ano 1967 era de 1,6 segundos (véxase o capítulo do dubnio). O proceso, representado na figura 407, sería:



No ano 2004 preparouse por vez primeira este elemento químico, mediante un proceso de fusión fría por síntese directa do que se obtivo un único átomo cunha vida media de milisegundos. O proceso foi realizado polo equipo xaponés do RIKEN Nishina Center, dirixido polo doutor Kosuke Morita, e o método seguido foi:

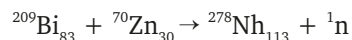


Entre o ano 2004 e o 2012 este equipo nipón preparou, noutras catro ocasións, catro novos átomos, pero os resultados eran inconsistentes, polo que, na reunión do ano 2011 do comité de nomenclatura da IUPAC, non se aceptou este descubrimento.

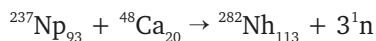
De todos os modos seguíase falando deste elemento químico como algo real e foi nomeado, seguindo as regras de nomenclatura sistemática da IUPAC, como *ununtrio*, co símbolo Uut.

A historia da obtención do Uut (Nh) serve para ilustrar os métodos seguidos na preparación destes elementos con Z entre 113-118: a vía sintética e a vía de decaemento α .

Entre decembro do ano 2003 e agosto do 2004, os alemáns do GSI empregaron o método de fusión fría. Logo de oito meses de bombardeos foron capaces de detectar tan só un átomo de ^{278}Nh e, no ano 2005, un novo átomo. A reacción viña realizándose dende o ano 1998 e consistía no bombardeo de dianas de ^{209}Bi con ións acelerados de ^{70}Zn , seguindo o mesmo proceso proposto polos nipóns:



En xuño do ano 2006, o equipo conxunto de rusos e americanos (Dubna/Livermore) realizou a fusión quente do elemento ununtrio e detectou dous átomos do isótopo ^{282}Nh seguindo o proceso:



Entre os anos 2003 e 2012 os equipos rusos e americanos conseguiron preparar uns cen átomos deste elemento, se-



Fig. 406. Imaxe dunha parte do acelerador lineal de partículas utilizado no RIKEN Nishina Center.

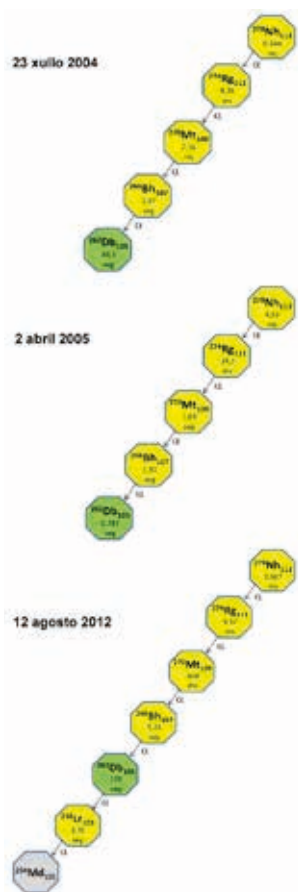


Fig. 407. Decaemento do nihonio en tres eventos diferentes correspondentes aos anos 2004, 2005 e 2012.

guindo os dous métodos sintéticos (a fusión e o decaemento α) e, ao confrontar os seus datos cos obtidos polos alemáns do GSI e os nipóns, chegaron a certificar a evidencia experimental da existencia deste novo elemento químico.

O 12 de agosto do ano 2012, o equipo xaponés, utilizando o seu método sintético, deu conta da preparación dun novo átomo deste elemento, ao que lle puideron seguir o seu decaemento α con facilidade, e resultou ser consistente cos datos publicados múltiples veces polos outros equipos de investigación. Este decaemento é:



Cómpre sinalar que o método de fusión fría utilizado polos franceses, xaponeses e alemáns semella esgotado, debido a que os isótopos que xera son de vida media moi curta; por iso parece que será o método da fusión quente, que permite obter isótopos estables e con vida media moito máis longa, o que terá futuro.

Hoxe coñécense seis radioisótopos altamente inestables do elemento Nh, con masas atómicas comprendidas entre 278 e 286 u. Ademais do isótopo estable ^{284}Nh , obtido por decaemento α do moscovio e cunha vida media de 20 s, os outros isótopos preparados teñen vidas moi curtas (entre milisegundos e poucos segundos).

O 31 de decembro do ano 2015, o comité de nomenclatura da IUPAC, á luz de todos os datos dispoñibles, recoñeceu a existencia deste novísimo elemento e, sorprendentemente, concedeu a paternidade do descubrimento soamente ao equipo xaponés do RIKEN Nishina Center. En xuño do 2016, este equipo propuxo o nome *nihonio*. *Nihon* é unha das dúas formas nipoas (*Nippon/Nihon*) de chamar á súa terra, O Xapón, e significa ‘terra do sol nacente’.

Obtención e propiedades

Xa se describiron en detalle os diferentes métodos de obtención na sección anterior. O elemento Nh é artificial e non ten isótopos moi estables, agás o ^{284}Nh .

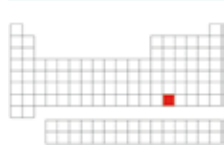
Pertence ao sétimo período e atópase no último lugar do grupo 13 do sistema periódico, xunto cos elementos do grupo do boro, e comportáse como homólogo do talio.

Aplicacións

Non ten aplicacións coñecidas.

Importancia biolóxica

É perigoso pola súa radioactividade.



$^{289}\text{Fl}_{114}$ Flerovio

Masa atómica [289] u

Estado CE Sólido

Densidade [14] g/mL

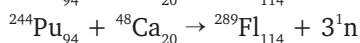
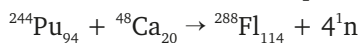
Punto de fusión [67] °C

Punto de ebulición [147] °C

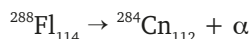
Nome e orixe

Continuando coa colaboración entre equipos científicos, os investigadores americanos do Lawrence Livermore National Laboratory e os rusos do JINR de Dubna propuxéronse, na década dos noventa do pasado século, a síntese dos elementos químicos con $Z = 114$ e 116 . Logo de moitos esforzos, no ano 1999 conseguiron un só átomo do elemento 114 pola reacción derivada do bombardeo de plutonio-244 con núclidos de calcio-48 superacelerados.

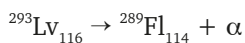
Este elemento químico, hoxe chamado *flerovio*, foi primeiro identificado en Dubna. Nos últimos anos, foi posible repetir moitas veces este experimento, tanto en Dubna como en Berkeley, onde se prepararon diversos átomos e distintos isótopos deste novo elemento. Para a obtención dos isótopos do flerovio utilizáronse dúas reaccións semellantes, pero conducen a isótopos distintos en función do tempo de bombardeo:



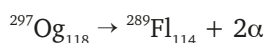
Este novo elemento químico sintético ten unha vida media relativamente alta: o seu isótopo $^{288}\text{Fl}_{114}$ vive dous segundos e o seu isótopo $^{289}\text{Fl}_{114}$, trinta segundos. Ambos os dous isótopos decaen no elemento copernicio por emisión dunha partícula α , seguindo a reacción:



En reaccións de decaemento α (tanto dende o Lv como dende o Og), tamén se atoparon evidencias da formación de diversos isótopos do elemento químico flerovio, seguindo os decaementos α :



ou



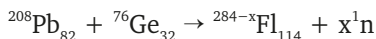
Os procedementos de obtención do flerovio son os xa indicados (a síntese directa e o decaemento α).

O primeiro ensaio de fusión fría foi realizado no ano 2003 polos investigadores franceses no seu grande acelerador de

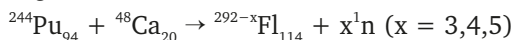


Fig. 408. Selo ruso do ano 2013 dedicado a Georgy N. Flerov (1913-1990).

ións pesados GANIL, pero non tiveron éxito e non detectaron, polo momento, ningún átomo. A reacción que realizaron foi:



Os equipos de investigadores de Dubna-Livermore, como xa se indicou, realizaron dende o ano 1998 múltiples experimentos seguindo a reacción:



Obtiveron multitude de isótopos deste átomo en moitos e diversos experimentos que permitiron confirmar a existencia deste novo elemento químico. Coa colaboración dos equipos rusos e americanos obtivéronse máis datos sobre este elemento químico pesado, que foron contrastados polo equipo de Darmstadt en Alemaña.

A IUPAC designou este elemento *ununquadio*, con símbolo Uuq, seguindo as regras de nomenclatura sistemática. En xuño do ano 2011, a IUPAC aceptou oficialmente que os elementos 114 e 116 eran os elementos máis pesados sintetizados ata ese momento.

O nome seleccionado finalmente para o elemento con $Z = 114$ foi o de *flerovio*, con símbolo Fl, elixido en honor do Laboratorio de Reaccións Nucleares Flerov, onde foron sintetizados moitos dos elementos superpesados, como o elemento 114. Georgy N. Flerov foi un físico ruso que descubriu a fisión espontánea do uranio e un pioneiro na física dos ións pesados; foi tamén o fundador do Instituto Mixto de Investigación Nuclear de Dubna que, no ano 1991, recibiría o seu nome.

Obtención e propiedades

Xa se discutiron as liñas de obtención deste elemento. Coñécese, ata hoxe, cinco isótopos confirmados do flerovio e, probablemente, dous isómeros nucleares. O isótopo máis estable é o ^{289}Fl , con vida media de 2,6 s. Tamén se atopou, nunha reacción de decaemento α , a presenza do mesmo isótopo, o flerovio-289, con $t_{1/2} = 2,7$ min, moito máis estable.

O flerovio é un elemento químico do grupo 14 do sistema periódico (o grupo do carbono), pertence ao sétimo período e sitúase debaixo do chumbo —de aí que se lle chamara *eka-chumbo*— polo que se debe comportar coma o seu homólogo, aínda que con algunhas diferenzas debidas ao seu maior número e masa atómicos.

Aplicacións

Non se coñecen aplicacións deste elemento.

Importancia biolóxica

É perigoso pola súa radioactividade.

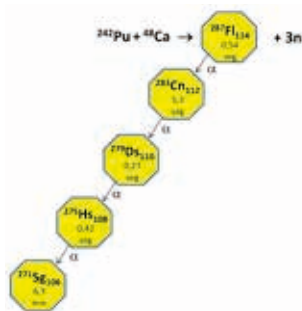
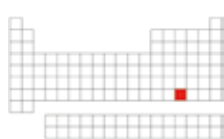


Fig. 409. Cadea de decaemento do flerovio.



²⁸⁸Mc₁₁₅ Moscovo

Masa atómica [289] u

Estado CE Sólido

Densidade [13,5] g/mL

Punto de fusión [400] °C

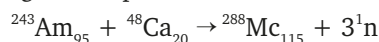
Punto de ebulición [1100] °C

Nome e orixe

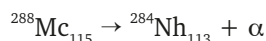
Este elemento químico é un dos últimos preparados sinteticamente ata hoxe e cuxo descubrimento xa foi aceptado pola IUPAC. A primeira nova do seu achado deuse en maio do ano 2004, como consecuencia duns experimentos realizados en Dubna froito da colaboración entre os equipos rusos e americanos.

O seu descubrimento permitía afondar nas propiedades dos átomos superpesados e, ao tempo, achegaba datos experimentais que permitiron a comprobación das predicións teóricas realizadas sobre estes novísimos elementos.

Os catro átomos obtidos sinteticamente do elemento 115 resultaron da reacción de bombardeo de isótopos do americio-243, como diana, cun feixe de ións calcio-48 altamente enerxéticos, segundo o proceso:



A vida media deste isótopo foi duns cen milisegundos, ata decaer no átomo ²⁸⁴Nh, como xa se indicou no capítulo do nihonio:



Esta reacción foi tamén confirmada en Berkeley, onde se obtivo o mesmo elemento químico. O isótopo que obtiñan os investigadores americanos descompoñíase tamén en poucos milisegundos, emitindo unha partícula α e xerando o elemento Nh.

A partir de múltiples reaccións realizadas nestes últimos doce anos, os equipos rusos e americanos levan preparados máis de cen átomos (utilizando os diversos métodos sintéticos e de decaemento α) de diversos isótopos con números máxicos entre 287-291 u, que evidencian a existencia deste novo elemento con $Z = 115$.

A pesar de todo isto, o comité de nomenclatura da IUPAC, na súa reunión de xuño do ano 2011, considerou que non se cumprían os criterios esixidos e non aceptou o descubrimento deste novo elemento.



Fig. 410. Catedral de San Basilio, en Moscova. O JINR de Dubna sitúase no óblast de Moscova.

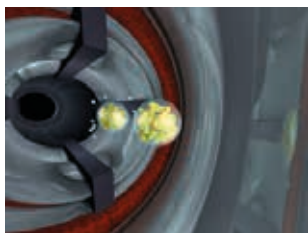
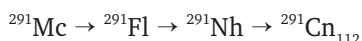


Fig. 411. Simulación da colisión dun núclido de calcio-48 cunha diana de americio-243.

Nos anos 2012-2013 conseguíronse preparar novos isótopos, esta vez máis pesados, os ^{289}Mc e ^{290}Mc , que teñen maior estabilidade e que presentan unha liña de decaemento que se pode seguir con moita máis facilidade e seguridade.

En agosto do ano 2013 o equipo alemán do GSI de Darmstadt anunciou que repetiran o experimento dos investigadores rusos e americanos e que estaban en condicións de confirmar os resultados de Dubna.

Na actualidade estase a traballar nunha reacción que permita a obtención dun isótopo máis pesado deste elemento (^{291}Mc), que resultaría do decaemento α do isótopo ^{295}Ts preparado pola reacción $^{249}\text{Bk}(^{48}\text{Ca}, 2n)^{295}\text{Ts}$. Estudos teóricos amosan que o isótopo ^{291}Mc estaría situado dentro da illa de estabilidade, polo que sería moito máis estable que os outros isótopos coñecidos. Ademais, este isótopo ^{291}Mc podería decaer na liña:



O isótopo do copernicio-291 así preparado estaría xusto no medio da illa de estabilidade e podería ter unha estabilidade altísima: unha vida media duns 1200 anos.

Igualmente, na actualidade estase deseñando un novo experimento utilizando dianas de ^{241}Am , un isótopo máis lixeiro, para tratar de obter isótopos de moscovio de maior estabilidade.

No ano 2004, este elemento químico foi nomeado polos investigadores que traballaban nel como *ununpentio*, con símbolo Uup, seguindo as regras de nomenclatura sistemática da IUPAC, aínda que tamén era coñecido como *eka-bismuto*. O día 31 de decembro do ano 2015, como consecuencia de todos os experimentos e dos descubrimentos achegados, a IUPAC aceptou a síntese do novo elemento con $Z = 115$ e concedeu a paternidade do descubrimento conxuntamente aos equipos de Dubna e Berkeley, a quen solicitou que lle deran un nome. En xuño de 2016 a IUPAC aprobou o nome *moscovio*, para lembrar a Moscova, rexión onde se sitúa Dubna. Nesta cidade está a sede do JINR (Joint Institute for Nuclear Research), onde se prepararon os elementos 114 e 118.

Obtención e propiedades

Xa se mencionaron os procesos de obtención deste elemento. O moscovio pertence ao sétimo período do sistema periódico e ao grupo 15, como o nitróxeno. Debería ter propiedades similares ás do bismuto, pero matizadas polas diferenzas en número e masa atómicas.

Aplicacións

Non ten aplicacións coñecidas.

Importancia biolóxica

Comparte a perigosidade dos transuránicos pola súa radioactividade.

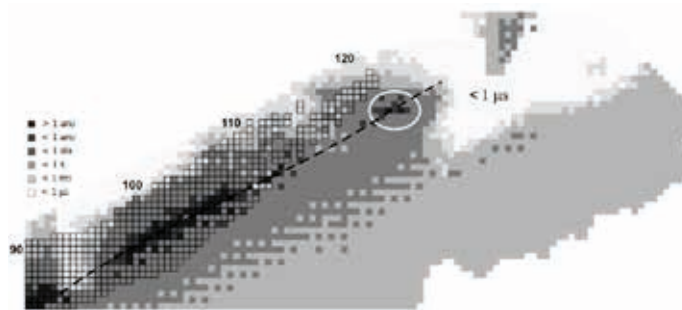


Fig. 412. Localización esperada da illa de estabilidade segundo a curva de Zagrebaev.

$^{293}\text{Lv}_{116}$ Livermorio

Masa atómica [293] u

Estado CE Sólido

Densidade [12,9] g/mL

Punto de fusión non disp.

Punto de ebulición non disp.



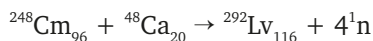
Fig. 413. Vista aérea do Lawrence Livermore National Laboratory.

Nome e orixe

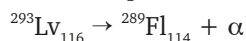
O primeiro ensaio para tratar de obter este elemento químico foi realizado nos EUA, no ano 1977, por un grupo liderado por Hulet, pero nese experimento os investigadores americanos foron incapaces de obter ningún átomo identificable. No ano 1978, o grupo de investigación dirixido polo ruso Yuri Oganessian, no laboratorio de Dubna, intentouno de novo, pero tamén fracasou, ao igual que fracasou en 1985 un traballo conxunto dos grupos de investigación de Berkeley (EUA) e de Darmstadt (Alemaña), este último liderado por Armbruster.

Como os resultados experimentais dos grupos individuais non eran satisfactorios, iniciouse unha colaboración entre os grupos de investigación americanos, alemáns e rusos, que foi esencial para conseguir a síntese dos elementos con $Z > 112$.

En decembro do ano 2000, catro grupos de investigación (tres rusos e un americano) deron conta da obtención e caracterización dun átomo do elemento químico con $Z = 116$. Utilizaron o método da fusión quente, consistente no bombardeo de brancos dun metal superpesado, curio-248, con ións de calcio-48 superacelerados seguindo a reacción:



Por outra parte, os poucos átomos que se ían obtendo en novos experimentos eran altamente inestables e decaían en diferentes isótopos do flerovio, por aquel entón aínda Uuq, con emisión dunha partícula α . Isto parecía confirmar a obtención deste novo elemento químico. A reacción era:



Esta colaboración entre os grupos de investigación fixo que, xa no ano 2009, se puidera realizar un experimento que levou a conseguir preparar seis átomos do elemento con $Z = 116$. Nun ulterior experimento conxunto realizado en Darmstadt entre xuño e xullo do ano 2010, detectáronse seis novos átomos (dous do isótopo ^{293}Lv e catro do isótopo

²⁹²Lv); igualmente, neste experimento, foron quen de identificar a liña de decaemento α dalgúns destes novos isótopos.

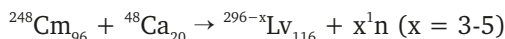
Este novísimo elemento químico foi nomeado nun principio polos investigadores e pola IUPAC, seguindo as regras da nomenclatura sistemática, como *ununhexio*, co símbolo Uuh.

En xuño do ano 2011, a IUPAC aceptou oficialmente o descubrimento do elemento químico con $Z = 116$ e deulle o nome de *livermorio*, co símbolo Lv, en loanza do Lawrence Livermore National Laboratory (LLNL) da cidade de Livermore (California), pola contribución deste laboratorio á preparación artificial dos elementos 114 e 116, os máis pesados sintetizados ata ese momento.

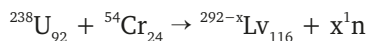
Obtención e propiedades

O livermorio obtívose por varios procedementos: por fusión quente de átomos pesados, polo decaemento dos seus isótopos de vida media moi baixa a flerovio, copernicio, darmstadtio etc. con emisión de partículas α e polo método da fusión fría.

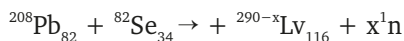
A reacción de síntese máis aceptada foi o experimento de fusión quente realizado conxuntamente no ano 2009 polo equipo americano do Oak Ridge National Laboratory (en Tennessee, EUA) e os equipos rusos do JINR (Joint Institute for Nuclear Research, en Dubna, Rusia). Os investigadores americanos sintetizaron 22 mg de ²⁴⁸Cm, obtido por irradiación de plutonio con neutróns durante 250 días e posterior purificación durante outros 90 días. Esta mostra foi empregada como diana e bombardeada con ións ⁴⁸Ca acelerados no ciclotrón U-400 de Dubna. O resultado foi a obtención de seis átomos do novo isótopo ²⁹³Lv. A reacción xeral é:



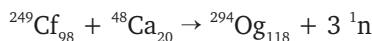
Outro exemplo dunha reacción de fusión sería o proceso:



Un exemplo de reacción de fusión fría sería a realizada polo GSI, no ano 1998, pero que non foi positiva e ata o de agora non permitiu conseguir ningún átomo:



O livermorio preparouse tamén polo decaemento α do elemento Og ($Z = 118$). En outubro do ano 2006 anunciouse a preparación de tres átomos de Og polo procedemento que consistía en bombardear dianas de ²⁴⁹Cf con ións ⁴⁸Ca, seguindo o proceso:



Estes novos átomos decaeron no livermorio-290 por emisión α seguindo o proceso:



Este isótopo ^{290}Lv probou, indirectamente, a formación sintética do ^{294}Og .

O livermorio é un elemento químico artificial que non ten isótopos estables. Ata hoxe coñécense catro isótopos artificiais e radioactivos con masas atómicas de 290-293 u. O isótopo máis estable e con maior vida media é o ^{293}Lv , con $t_{1/2} = 53$ ms.

O livermorio é un elemento químico do grupo 16 do sistema periódico e do sétimo período, e probablemente terá un comportamento semellante ao do polonio —o elemento máis pesado do grupo do osíxeno presente na natureza—, aínda que condicionado polas diferenzas de número e masa atómicos. Por esta razón, o livermorio coñecía-se no pasado como *eka-polonio*.

Aplicacións

Sen aplicacións coñecidas.

Importancia biolóxica

Elemento radioactivo.

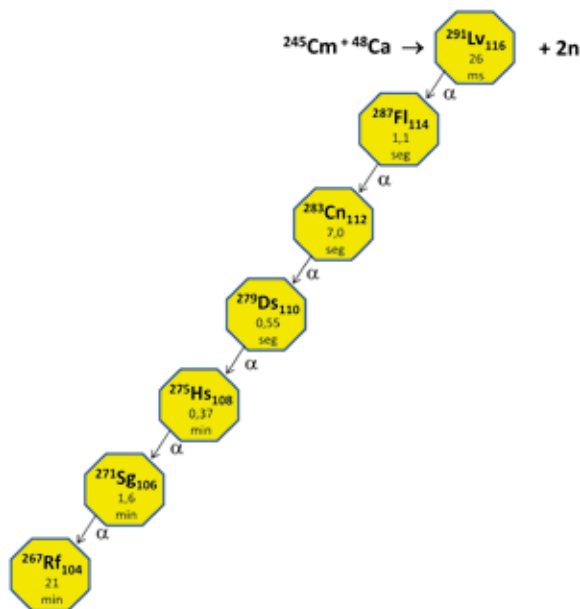


Fig. 414. Cadea de decaemento α do livermorio.



$^{293}\text{Ts}_{117}$ Ténnesso

Masa atómica [294] u

Estado CE Sólido

Densidade [7,1-7,3] g/mL

Punto de fusión non disp.

Punto de ebulición [610] °C

Nome e orixe

O ténnesso é un elemento superpesado artificial, chamado anteriormente *eka-ástato* ou *ununseptio*. Na actualidade lévanse sintetizados quince átomos admitidos como tales: seis recoñecidos no ano 2010, sete no 2012 e dous no ano 2014.

Dende decembro do ano 2015, o comité de nomenclatura química da IUPAC deu por válida a síntese deste novo elemento e recoñeceu a súa existencia. Concedeulle a paternidade conxunta do descubrimento aos equipos rusos e americanos, quen propuxeron para este elemento a denominación *ténnesso*, coa que se homenaxeaba o estado de Tennessee, onde se atopan o Oak Ridge National Laboratory e a Universidade de Vanderbilt.

A obtención deste elemento químico é unha nova mostra da colaboración entre os distintos grupos de investigación de diferentes países que traballan na síntese destes novos átomos superpesados.

No ano 2004 iniciáronse os contactos entre os equipos rusos e americanos para realizar os experimentos conxuntos que conducirían á obtención deste elemento químico. Os investigadores americanos contaban coa tecnoloxía para preparar miligramos de átomos pesados (Cm_{96} , Bk_{97} , Cf_{98} etc.) que constituirían as dianas que se bombardearían con outros átomos máis lixeiros. Os científicos rusos contaban cun poderoso acelerador (o U-400) capaz de impulsar núclidos do ^{48}Ca ata conseguir velocidades suficientemente altas e incrustalos nas dianas e, ao incrementar o número de protóns do núcleo, xerar os novos átomos superpesados. Ademais destes equipos, tamén os alemáns, os franceses e os xaponeses dispoñían dos coñecementos científicos necesarios para tratar os datos resultantes dos experimentos e verificar así a síntese dos novos elementos químicos.

A obtención deste elemento químico, con $Z = 117$, foi realizada no JINR de Dubna por un amplo equipo de investigadores rusos, axudados polos investigadores americanos do Oak Ridge National Laboratory e do Lawrence Livermore

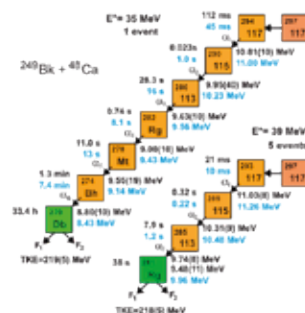


Fig. 415. Cadeas de decaemento α do ténnesso.

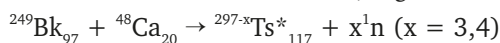
As cifras a carón das frechas indican os valores experimentais (en negro) e teóricos (en azul) dos tempos de vida media e da enerxía de cada transformación.



Fig. 416. Disolución da diana de berkelio utilizada para a síntese do ténnesso.

National Laboratory. Os americanos sintetizaron 22 mg de ^{249}Bk , obtido por irradiación de plutonio con neutróns durante 250 días e purificación posterior durante 90 días. O único núclido de berkelio que se prepara en cantidades considerables é o ^{249}Bk , pero ten unha vida media de tan só 330 días, polo que cumpría finalizar o experimento global de síntese e caracterización do elemento químico preparado nese tempo.

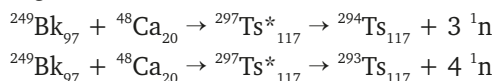
Cando a diana chegou dos EUA a Rusia, o equipo de Dubna levou a cabo a reacción de síntese durante sete meses —entre xullo do ano 2009 e febreiro do 2010—, que consistiu en bombardear esa diana de ^{249}Bk con ^{48}Ca , seguindo o proceso:



A reacción indicada achegou unha clara evidencia da presenza de seis átomos dos isótopos ^{293}Ts e ^{294}Ts , dos que se admitiu a súa existencia, ademais, polos respectivos decaementos aos elementos ^{270}Db e ^{281}Rg (véxase a cadea de decaemento na figura 415).

O descubrimento do ^{293}Ts fíxose público no mes de abril do ano 2010, pero a súa evidencia era moi precaria, de modo que a IUPAC non admitiu o descubrimento na súa reunión de xuño do ano 2011 ao considerar que non cumpría os criterios esixidos.

As reaccións que se realizaron nos anos 2012 e 2014, que achegaron a síntese de sete e dous átomos respectivamente, foron as seguintes:



No ano 2014 a colaboración de equipos americanos e rusos, xunto coa contribución dos alemáns, levou á confirmación dos datos obtidos polos investigadores rusos, polo que se aceptou a preparación e a existencia deste novo elemento químico.

O produto do decaemento α do isótopo ^{294}Ts (procedente do experimento do ano 2010) foi o isótopo ^{289}Uup (hoxe chamado ^{289}Mc), que aínda non estaba sintetizado, pero cando no ano 2011 se preparou este isótopo comprobouse que o seu comportamento coincidía completamente cos datos xa obtidos, o que reafirmou a validez de ambos os experimentos e constituíu unha nova evidencia experimental da existencia de ambos os dous elementos químicos aínda non aceptados pola IUPAC.

O día 31 de decembro do ano 2015, o comité de nomenclatura da IUPAC recoñeceu o descubrimento deste novo ele-

mento químico e concedeulles a paternidade do descubrimento, conxuntamente, aos rusos e aos americanos, a quen solicitou a proposta de nome para este novo elemento químico, que finalmente foi o de *ténnesso*, segundo o comunicado da IUPAC de xuño do 2016.

Obtención e propiedades

Xa se discutiron as vías de obtención. Polo momento, os isótopos preparados deste elemento químico novísimo son o ^{294}Ts e o ^{293}Ts , cunha vida media de 1 s. Cálculos teóricos realizados predín a posibilidade de obter o isótopo ^{295}Ts . A vida media dos isótopos sintetizados evidencia que estes átomos superpesados se atopan na illa de estabilidade que predixeran G. Seaborg e o seu equipo de investigación de California (véxase a figura 412).

O elemento químico Ts, antes chamado *eka-ástato*, pertence ao sétimo período do sistema periódico e ao grupo dos halóxenos. Débese comportar como o ástato, pero con diferenzas debido ao seu maior número e masa atómicos.

Aplicacións

O escaso número de átomos obtido xustifica a ausencia de aplicacións deste elemento.

Importancia biolóxica

Os elementos artificiais con números atómicos moi elevados son todos altamente radioactivos, polo que só deberán ser manipulados por persoal moi especializado.

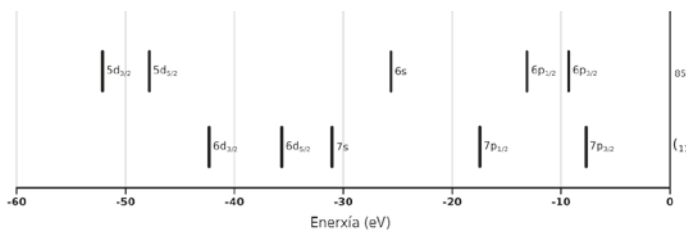


Fig. 417. Niveis atómicos externos s, p e d para ástato e ununseptio (ténnesso).



²⁹³Og₁₁₈ Oganesson

Masa atómica [294] u
 Estado CE Sólido
 Densidade non disp.
 Punto de fusión non disp.
 Punto de ebulición non disp.



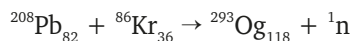
Fig. 418. Yuri Oganessian (1933-), dirixiu o Flerov Laboratory of Nuclear Reactions no JINR de Dubna.

Nome e orixe

O elemento químico con $Z = 118$, chamado *oganesson* dende 2016 e anteriormente *ununoctio* ou *eka-radon*, é o único elemento sintético do grupo 18 do sistema periódico, correspondente aos gases nobres. Trátase do elemento químico con maior número atómico sintetizado polo momento e que pecha o período sétimo do sistema periódico.

Este elemento químico foi, durante algún tempo, o elemento químico da controversia. No ano 1999 un equipo de investigación da Universidade de Berkeley publicou un traballo científico onde daba conta do seu descubrimento. Os investigadores rusos de Dubna cuestionaron os resultados obtidos e, en xullo do ano 2002, os investigadores americanos retractáronse publicamente deses resultados nunha revista científica, dado que nin eles, nin ningún outro laboratorio, foran capaces de reproducir o experimento e comprobar a veracidade dos datos expostos. Ese mesmo mes de xullo do ano 2002, o director do laboratorio de Berkeley declarou que o traballo publicado dende o seu laboratorio non era válido, senón que fora preparado con datos falsos polo autor principal, Victor Ninov. Na figura 420 pódese ver a nota na que todos os membros do equipo americano se retractan do descubrimento, a excepción do investigador implicado no falseamento dos datos.

Porén, o reto desta síntese estaba lanzado. Os investigadores americanos afirmaran, nese experimento falido, que se podía preparar o elemento con $Z = 118$ mediante unha reacción que consistía nunha fusión fría na que se bombardeaban brancos moi estables de chumbo cun feixe altamente acelerado de núclidos do isótopo ⁸⁶Kr. A reacción sería:



A vida media do hipotético isótopo ²⁹³Og₁₁₈ (daquela representado como ²⁹³Uuo₁₁₈) sería dun milisegundo e decaería, emitindo partículas α , nos elementos Lv $\rightarrow$ Fl $\rightarrow$ Cn $\rightarrow$ Ds $\rightarrow$ Hs $\rightarrow$ Sg.

Na actualidade todos estes datos foron confirmados polos equipos rusos, americanos e alemáns. Por estas razóns, o comité de nomenclatura da IUPAC, na súa reunión de decembro do 2015, acordou dar por bos os resultados obtidos e confirmou a preparación do elemento con $Z = 118$. En xuño de 2016 fixouse para este elemento o nome *oganesson*, en recoñecemento a Yuri Oganessian, director do grupo do JINR de Dubna que o sintetizou, por vez primeira, no 2006.

Obtención e propiedades

Xa se discutiron as súas vías de obtención. Aínda que xa se indicou que o Og pertence ao sétimo período e á familia dos gases nobres, é probable que non se trate dun gas, nin que sexa moi nobre. De feito, os cálculos teóricos dispoñibles a día de hoxe indican que non será un gas (dado que estará sólido en condicións normais, terá un punto de ebulición entre 50-100 °C) e a súa reactividade non será tan nobre, senón que será bastante maior que a do radon, polo que daría lugar á posible preparación de numerosos compostos químicos. Estes estudos teóricos, derivados do coñecemento actual deste elemento, suxiren que será mesmo máis reactivo que o flerovio e o copernicio e, como xa se indicou, moito máis reactivo que o gas radon.

Aplicacións

Non se coñecen aplicacións deste elemento.

Importancia biolóxica

Elemento radioactivo.

VOLUME 89, NUMBER 3

PHYSICAL REVIEW LETTERS

15 JULY 2002

Editorial Note: Observation of Superheavy Nuclei Produced in the Reaction of ^{86}Kr with ^{208}Pb [Phys. Rev. Lett. 83, 1104 (1999)]

V. Ninov, K. E. Gregorich, W. Loveland, A. Ghiorso, D. C. Hoffman, D. M. Lee, H. Nitsche, W. J. Swiatecki, U. W. Kirchbach, C. A. Laue, J. L. Adams, J. B. Patin, D. A. Shaughnessy, D. A. Strellis, and P. A. Wilk
(Received 26 July 2001; published 1 July 2002)

DOI: 10.1103/PhysRevLett.89.039901

PACS numbers: 25.70.Jj, 27.90.+b, 99.10.+g

All but one of the authors of the original Letter have asked us to publish the following retraction:

In our Letter, we reported the synthesis of element 118 in the $^{208}\text{Pb}(^{86}\text{Kr}, n)$ reaction based upon the observation of three decay chains, each consisting of an implanted heavy atom and six sequential high-energy alpha decays, correlated in time and position. Prompted by the absence of similar decay chains in subsequent experiments [1–4], we (along with independent experts) reanalyzed the primary data files from our 1999 experiments. Based on these reanalyses, we conclude that the three reported chains are not in the 1999 data.

We retract our published claim for the synthesis of element 118.

[1] S. Hofmann and G. Münzenberg, Rev. Mod. Phys. **72**, 733 (2000).

[2] K. Morimoto *et al.*, in *Tours Symposium on Nuclear Physics IV, Tours, 2000*, AIP Conf. Proc. No. 561 (AIP, New York, 2001), p. 354.

[3] C. Stodel *et al.*, in Ref. [2], p. 344.

[4] K. E. Gregorich *et al.* (to be published).

Fig. 420. Nota editorial do ano 2002 en que o grupo de investigación de Berkeley se retracta do descubrimento do elemento 118.



A batalla polo descubrimento e obtención dos elementos químicos superpesados non rematou: continúa e continuará. O interese particular pola síntese do novo elemento Uue deriva de que este elemento químico iniciará un novo período (o oitavo, con $n = 8$) e pertencerá ao grupo dos metais alcalinos con configuración electrónica externa $8s^1$.

Como se foi explicando, os elementos ultrapesados (con $Z > 112$), obtéñense por bombardeo de dianas dos elementos transuránicos máis pesados —en cantidades de gramos ou décimas de gramos, colocados sobre láminas moi finas de metais— con núclidos específicos, ata hoxe de ^{48}Ca . Polo tanto, cómpre empregar dianas que conteñan berkelio, californio, einsteinio, fermio etc. e bombardealas con ións metálicos semipesados ben coñecidos (calcio, cromo, níquel, cinc etc.) acelerados en ciclotróns ata que impacten e se fusionen nos novísimos elementos con número atómico superior a 118.

No ano 1985 realizouse o intento de transmutar ^{254}Es nun novo elemento ultrapesado: o elemento con $Z = 119$. A diana consistía en microgramos de ^{254}Es que se bombardeaban con núclidos de ^{48}Ca impulsados no acelerador lineal de Berkeley, seguindo a reacción:



O experimento foi falido ao non atoparse ningún átomo.

Na actualidade, equipos rusos e americanos traballan conxuntamente na réplica dun experimento semellante, pero empregando o ciclotrón U-400 do laboratorio de Dubna.

Polo momento non se conseguiu, aínda, ningunha evidencia da preparación de átomos de ningún dos isótopos deste elemento químico, mais seguiremos agardando por novos intentos, na forma de novos experimentos de síntese artificial.

Non queremos finalizar este libro sen mencionar que, nos vindeiros anos, froito dos avances conseguidos na investigación, é posible que se sinteticen novos elementos químicos, polo que non dubidamos que, como predixo Mendeleev, a táboa periódica rexistre novas incorporacións.



Fig. 421. Na imaxe, os investigadores Christoph Düllmann e Alexander Yakushev posan diante da montaxe experimental do GSI.

Créditos das figuras

Figuras de elaboração propia: Fig. 3, Fig. 5, Fig. 6, Fig. 25, Fig. 27, Fig. 32, Fig. 56, Fig. 130, Fig. 141, Fig. 149, Fig. 150, Fig. 176, Fig. 183, Fig. 187, Fig. 257, Fig. 290, Fig. 294, Fig. 345, Fig. 377, Fig. 407, Fig. 409, Fig. 414.

Figuras de domínio público sen necesidade de atribución: Fig. 4, Fig. 7, Fig. 8, Fig. 9, Fig. 15, Fig. 65, Fig. 144, Fig. 152, Fig. 156, Fig. 174, Fig. 177, Fig. 179, Fig. 189, Fig. 190, Fig. 209, Fig. 220, Fig. 223, Fig. 233, Fig. 239, Fig. 241, Fig. 246, Fig. 279, Fig. 292, Fig. 298, Fig. 303, Fig. 316, Fig. 329, Fig. 334, Fig. 335, Fig. 340, Fig. 346, Fig. 348, Fig. 351, Fig. 360, Fig. 376, Fig. 383, Fig. 385, Fig. 388, Fig. 392, Fig. 403.

Figuras de dominio público vía Wikipedia commons: Fig. 18, Fig. 19, Fig. 20, Fig. 26, Fig. 34, Fig. 35, Fig. 40, Fig. 41, Fig. 51, Fig. 53, Fig. 59, Fig. 61, Fig. 72, Fig. 77, Fig. 79, Fig. 82, Fig. 88, Fig. 93, Fig. 94, Fig. 98, Fig. 102, Fig. 117, Fig. 148, Fig. 165, Fig. 181, Fig. 191, Fig. 192, Fig. 198, Fig. 212, Fig. 226, Fig. 234, Fig. 262, Fig. 305, Fig. 308, Fig. 320, Fig. 324, Fig. 325, Fig. 332, Fig. 396, Fig. 401.

Figuras CC BY-SA de Alchemist-hp: Fig. 14, Fig. 38, Fig. 78, Fig. 89, Fig. 97, Fig. 101, Fig. 106, Fig. 111, Fig. 116, Fig. 119, Fig. 147, Fig. 151, Fig. 158, Fig. 161, Fig. 169, Fig. 173, Fig. 180, Fig. 184, Fig. 195, Fig. 219, Fig. 268, Fig. 273, Fig. 275, Fig. 278, Fig. 283, Fig. 287, Fig. 291, Fig. 299, Fig. 321, Fig. 322, Fig. 343.

Figuras de dominio público con atribución (autor entre parénteses e cursiva): Fig. 1 (*Gus Pasquerella*), Fig. 2 (*George Wilson*), Fig. 10 (*Tomihahndorf*), Fig. 11 (*Fehr and Miller of Stockholm*), Fig. 12 (*Krzysztof Woźnica*), Fig. 22 (*Louis Jean Desire Delaistre*), Fig. 24 (*Materialschemist*), Fig. 28 (*David Pérez*), Fig. 30 (*Ben Mills*), Fig. 31 (*Ellen Sharples*), Fig. 33 (*NASA*), Fig. 37 (*Ben Mills*), Fig. 39 (*Teravolt*), Fig. 44 (*TVG*), Fig. 45 (*adamchemik*), Fig. 47 (*Soulange Tessier*), Fig. 49 (*Ben Mills*), Fig. 52 (*digitalmuseum.se*), Fig. 57 (*Enricoros*), Fig. 58 (*François Séraphin Delpéch*), Fig. 64 (*Trengarasu*), Fig. 66 (*Jeff Schmaltz*), Fig. 67 (*NEUROtiker*), Fig. 68 (*Smithsonian Institution*), Fig. 69 (*Jaques-Louis David*), Fig. 70 (*Codex Skylitzes Matritensis*), Fig. 73 (*Smokefoot*), Fig. 75 (*Popular Science Monthly*), Fig. 85 (*Mattias Zepper*), Fig. 92 (*Dave H. Ozguy*), Fig. 100 (*Benedikt Seidl*), Fig. 104 (*Cadmium*), Fig. 107 (*Mary Elvira*), Fig. 115 esquerda (*Yikrazuul*), Fig. 121 (*Ulrika Pasch*), Fig. 133 (*Von Unbekannt*), Fig. 135 (*United States Naval*

Academy), Fig. 137 (Von Edgar Fahs Smith Collection), Fig. 139 (Aram Dulyan), Fig. 140 (Tommaso da Modena), Fig. 155 (C. H. Jeens), Fig. 157 (US Naval Observatory), Fig. 160 (Adair Crawford, Alexander Crawford), Fig. 162 (Peter B. Dean, Kirsti I. Dean), Fig. 164 (Loongyh), Fig. 166 (DBNL Biblioteca Dixital da Literatuta Neerlandesa), Fig. 178 (Lawrence Berkeley Lab), Fig. 182 (Ben Mills), Fig. 185 (John Jackson), Fig. 196 (Archiv für Sippenforschung), Fig. 197 (NASA), Fig. 200 (Mary Elvira), Fig. 205 (Reno Chris), Fig. 206 (Schtone), Fig. 208 (Chemical Heritage Foundation), Fig. 210 (Diego Mateo Zapata), Fig. 214 (National Renewable Energy Laboratory), Fig. 222 (Okänd-Vasabladet), Fig. 224 (Okänd-Vasabladet), Fig. 225 (Matthias Zepper), Fig. 227 (Mae Melvin, E. West), Fig. 229 (Karl Gustaf Plagemann), Fig. 231 (Hatsukari715), Fig. 238 (Österreichische Nationalbank), Fig. 245 (Oak Ridge National Laboratory), Fig. 248 (Andrew Silver), Fig. 249 (Walkerma), Fig. 251 (M. Fontani), Fig. 255 (École Nationale Supérieure des Mines de Paris), Fig. 259 (Chicago Tribune), Fig. 264 (National Institute of Standards and Technology), Fig. 267 (Walkerma), Fig. 276 (American Institute of Physics), Fig. 277 (NASA Apollo Archive), Fig. 284 (Biblioteca Nacional de España), Fig. 293 (Adam Gowans), Fig. 296 (Magnus Manske), Fig. 300 (Andrés Cortés y Aguilar), Fig. 307 (Marie-Lan Nguyen), Fig. 314 (Georges Charles Beresford), Fig. 315 (Choi), Fig. 331 (Ernest Rutherford), Fig. 338 (André Castaigne), Fig. 341 (American Institute of Physics), Fig. 344 (Mårten Eskil Winge), Fig. 347 (Smithsonian Institution), Fig. 349 (US Department of Energy), Fig. 350 (Gaspard Félix Tournachon), Fig. 352 (US Department of Energy), Fig. 354 (Los Alamos National Laboratory), Fig. 355 (The Nobel Foundation), Fig. 356 (Kallerna), Fig. 357 (US Department of Energy), Fig. 358 (Agostino Carracci), Fig. 359 (Charles Levy), Fig. 362 (Lawrence Berkeley Laboratory), Fig. 363 (Oleg Alexandrov), Fig. 365 (Association Curie et Joliot-Curie), Fig. 366 (NASA), Fig. 367 (Oak Ridge National Laboratory), Fig. 368 (Lawrence Berkeley Laboratory), Fig. 370 (US Department of Energy), Fig. 371 (US Department of Energy), Fig. 372 (US Department of Energy), Fig. 373 (US Department of Defense), Fig. 374 (US Department of Energy), Fig. 375 (Orren Jack Turner), Fig. 378 (Oak Ridge National Laboratory), Fig. 379 (US Department of Energy), Fig. 380 (American Museum of Science and Energy), Fig. 381 (Serge Lachinov), Fig. 384 (The Nobel Foundation), Fig. 386 (George Grantham Bain Collection), Fig. 387 (Post of USSR), Fig. 389 (The Nobel Foundation), Fig. 390 (Joint Institute for Nuclear Research), Fig. 391 (Lawrence Berkeley Laboratory), Fig. 393 (Lawrence Berkeley Laboratory), Fig. 394 (Smithsonian

Institution), Fig. 395 (*American Institute of Physics*), Fig. 397 (*GSI Helmholtzzentrum für Schwerionenforschung*), Fig. 398 (*Smithsonian Institution*), Fig. 405 (*Riken Nishina Center*), Fig. 406 (*Riken Nishina Center*), Fig. 408 (*Russian Federation Stamp issuing authority*), Fig. 411 (*Lawrence Livermore National Laboratory*), Fig. 412 (*Zagrebaev*), Fig. 413 (*Lawrence Livermore National Laboratory*), Fig. 416 (*Oak Ridge National Laboratory*), Fig. 418 (*Joint Institute for Nuclear Research*), Fig. 421 (*GSI Helmholtzzentrum für Schwerionenforschung*).

Figuras con licenza CC BY (entre parénteses o autor ou autora de recoñecemento): Fig. 13 (*Tesla Motors*), Fig. 16 esquerda (*Gunnar Ries Amphibol*), Fig. 16 centro (*Christel45*), Fig. 16 dereita (*Junho Jung*), Fig. 17 (*James L. Marshall*), Fig. 21 (*Robert Lavinsky*), Fig. 23 (*Michael Ströck*), Fig. 29 (*Jeff Potter*), Fig. 36 (*Robert Lavinsky*), Fig. 42 (*Pchemiker*), Fig. 43 (*Søren Wedel Nielsen*), Fig. 46 (*Warut Roonguthai*), Fig. 48 (*Miguel Sierra*), Fig. 50 (*Arturo SO*), Fig. 54 (*Fernanda Ligabue*), Fig. 55 (*Woodfaery*), Fig. 60 (*J.J. Harrison*), Fig. 62 (*Weiber*), Fig. 63 (*Richard Tailby*), Fig. 71 (*cobalt123*), Fig. 74 (*W. Oelen*), Fig. 76 (*Tilak V. Bommaraju*), Fig. 80 (*Polimerek*), Fig. 81 (*Dnn87*), Fig. 83 (*Luis Miguel Bugallo Sánchez*), Fig. 84 (*Lady of Hats*), Fig. 86 (*Pvasiliadis*), Fig. 87 (*Stefan Schweihofer*), Fig. 90 (*Heinrich Osti*), Fig. 91 (*Dmitry A. Mottl*), Fig. 96 (*Per-Ingvar Brånemark*), Fig. 99 (*Géry Parent*), Fig. 103 (*Eric Hunt*), Fig. 105 (*John Locke Lost*), Fig. 108 (*David Mülheims*), Fig. 109 (*Abby Abraham*), Fig. 110 (*Eigenes Werk*), Fig. 114 (*Focal Point*), Fig. 113 (*Walter Ebeling*), Fig. 115 dereita (*Zephyris*), Fig. 118 (*Didier Descouens*), Fig. 120 (*René Rausch*), Fig. 122 (*Didier Descouens*), Fig. 123 (*coin database*), Fig. 124 (*Jonathan Zander*), Fig. 125 (*Vtornet*), Fig. 126 (*Colin Smith*), Fig. 127 (*Yikrazuul*), Fig. 128 (*Andreas Früh*), Fig. 131 (*Thomas Splettstoesser*), Fig. 132 (*Tmv23*), Fig. 134 (*Alex F. Dodd*), Fig. 136 (*Jurii*), Fig. 138 (*Bob Mellish*), Fig. 143 (*W. Oelen*), Fig. 146 (*Quadell*), Fig. 153 (*A. K. Kleppe et al. [2014]: "New high-pressure van der Waals compound Kr(H₂)₄ discovered in the krypton-hydrogen binary systems". Scientific Reports 4, art. 4989*), Fig. 154 (*Dnn87*), Fig. 159 (*Alchimista*), Fig. 163 (*Puppy8800*), Fig. 167 (*Gregory Phillips*), Fig. 168 (*Areva*), Fig. 171 (*Kasuga Huang*), Fig. 172 (*Robert Lavinsky*), Fig. 175 (*CTOMS*), Fig. 186 (*Schtone*), Fig. 188 (*Images of Chemical Elements*), Fig. 193 (*A. Lukas*), Fig. 194 (*Herbert L. Fred, Hendrik A. van Dijk*), Fig. 199 (*Nerdtalker*), Fig. 202 (*Etan J. Tal*), Fig. 203 (*Jack no. 1*), Fig. 207 (*Images of Elements*), Fig. 211 (*Dschwen*), Fig. 213 (*Material scientist*), Fig. 215 (*Matias Molnar*), Fig. 217 (*Biology Big Brother*), Fig. 218 (*Drahreg01*), Fig. 221 (*Dnn87*), Fig. 228 (*Images of Elements*), Fig. 230

(Material scientist), Fig. 232 (*Images of Elements*), Fig. 235 (Stahlkocher), Fig. 237 (*Images of Elements*), Fig. 240 (*Images of Elements*), Fig. 242 (Bahmtec), Fig. 243 (Scientific29), Fig. 244 (McZusatz), Fig. 247 (*Images of Elements*), Fig. 250 (*Images of Elements*), Fig. 252 (*Images of Elements*), Fig. 254 (*Images of Elements*), Fig. 256 (Western Devil), Fig. 258 (*Images of Elements*), Fig. 261 (Material scientist), Fig. 263 (*Images of Elements*), Fig. 265 (Material scientist), Fig. 266 (Uwezi), Fig. 270 (*Images of Elements*), Fig. 272 (M. Marezio), Fig. 274 (Robert Lavinsky), Fig. 280 (L. Szanto), Fig. 281 (Jens Both Elcap), Fig. 282 (Hayko), Fig. 285 (Eduardo Calvo), Fig. 286 (Planemad), Fig. 288 (Dome), Fig. 289 (David Monniaux), Fig. 295 (*Images of Elements*), Fig. 297 (Ben Frantz Dale), Fig. 301 (Alexander C. Wimmer), Fig. 304 (Rafael Ibáñez Fernández), Fig. 306 (Luis Miguel Bugallo Sánchez), Fig. 309 (Kippelboy), Fig. 310 (Raimundo Pastor), Fig. 311 (Hannes Grobe), Fig. 313 (W. Oelen), Fig. 318 (Wolfgang Sauber), Fig. 319 (Robert Lavinsky), Fig. 323 (Material scientist), Fig. 327 (Sandro Schmitt), Fig. 330 (Greg Robson), Fig. 337 (Grenadier), Fig. 339 (Mauswiesel), Fig. 342 (Rob Lavinsky), Fig. 361 (Bionerd), Fig. 369 (Bild), Fig. 399 (Heidas), Fig. 400 (Alexander Blecher), Fig. 402 (Alexander Blecher), Fig. 404 (commander-pirx), Fig. 410 (Julius Silver), Fig. 415 (Material scientist), Fig. 417 (Begoon).

Figura 95 cortesía de Laboratorio Xeolóxico de Laxe; **Fig. 112** cortesía de Pressapochista; **Fig. 129** cortesía de Bristol's Industrial Museum; **Fig. 142** cortesía de Salvemos Cabana; **Fig. 145** cortesía de Feiraco; **Fig. 170** cortesía de Charles Hatchett Foundation; **Fig. 201** cortesía de Iridium Corporation; **Fig. 204** cortesía de Un paseo, una foto; **Fig. 236** cortesía de R. Wang (Youngstown State Univ.); **Fig. 253** cortesía de PubChem; **Fig. 260** cortesía de Active Signal Technologies; **Fig. 269** cortesía de Quanta System; **Fig. 271** cortesía de IUPAC; **Fig. 302** cortesía de American Chemical Society; **Fig. 312** cortesía de Walt Disney; **Fig. 317** cortesía de surfcasting; **Fig. 326** cortesía de Karlsruhe Nuclide Chart; **Fig. 328** cortesía de Servicio Geológico Mexicano; **Fig. 333** cortesía de Universidade de Santiago de Compostela; **Fig. 336** cortesía de Musée Curie; **Fig. 353** cortesía de Michel Cuney; **Fig. 364** cortesía de Institute of Transuranium elements; **Fig. 382** cortesía de American Chemical Society; **Fig. 419** cortesía de American Chemical Society; **Fig. 420** cortesía de American Physical Society.

Índice

Limiar.....	7
Hidróxeno	13
Helio	18
Litio.....	21
Berilio	24
Boro	26
Carbono.....	29
Nitróxeno	33
Osíxeno	37
Flúor	41
Neon	44
Sodio.....	46
Magnesio.....	50
Aluminio	54
Silicio	58
Fósforo	62
Xofre	66
Cloro	70
Argon	74
Potasio.....	76
Calcio	79
Escandio.....	82
Titanio.....	85
Vanadio	88
Cromo	91
Manganeso	94
Ferro	98
Cobalto.....	102
Níquel.....	105
Cobre	108
Cinc.....	111
Galio	114
Xermanio.....	117
Arsénico	120
Selenio	123
Bromo	126
Cripton	129
Rubidio.....	131
Estroncio	134
Itrio	137
Circonio.....	140

Niobio	143
Molibdeno	146
Tecnecio	149
Rutenio.....	152
Rodio.....	155
Paladio	158
Prata	161
Cadmio.....	164
Indio.....	167
Estañ o	170
Antimonio	173
Telurio.....	176
Iodo.....	179
Xenon.....	182
Cesio	184
Bario	186
Lantano	188
Cerio	190
Praseodimio.....	193
Neodimio.....	195
Prometio.....	198
Samario.....	200
Europio	203
Gadolinio.....	206
Terbio	209
Disprosio	211
Holmio	213
Erbio	215
Tulio.....	217
Iterbio	219
Lutecio	221
Hafnio	223
Tántalo	225
Volframio.....	228
Renio.....	231
Osmio.....	234
Iridio	237
Platino.....	240
Ouro.....	243
Mercurio.....	246
Talio	249
Chumbo.....	252
Bismuto	255
Polonio	257
Ástato.....	260

Radon.....	262
Francio	264
Radio.....	266
Actinio.....	268
Torio	270
Protactinio.....	272
Uranio	274
Neptunio	277
Plutonio.....	279
Americio.....	282
Curio	284
Berkelio.....	286
Californio	289
Einsteinio	292
Fermio.....	295
Mendelevio.....	297
Nobelio.....	299
Laurencio	301
Rutherfordio.....	303
Dubnio	305
Seaborgio	308
Bohrio	310
Hassio	312
Meitnerio.....	314
Darmstadtio	316
Roentgenio	318
Copernicio	320
Nihonio	322
Flerovio	325
Moscovio	327
Livermorio	330
Ténnesso	333
Oganesson	336
Ununennio.....	339
Créditos das figuras	341

ISBN: 978-84-453-5297-7

