



Año Internacional de la Tabla Periódica de los Elementos Químicos

<p>1 H 1,008 hidrógeno</p> <p>2 He 4,0026 helio</p>																	
<p>3 Li 6,94 litio</p> <p>4 Be 9,0122 berilio</p>																	
<p>5 B 10,81 boro</p> <p>6 C 12,011 carbono</p> <p>7 N 14,007 nitrógeno</p> <p>8 O 15,999 oxígeno</p> <p>9 F 18,998 flúor</p> <p>10 Ne 20,180 neón</p>																	
<p>11 Na 22,990 sodio</p> <p>12 Mg 24,305 magnesio</p>																	
<p>13 Al 26,982 aluminio</p> <p>14 Si 28,086 silicio</p> <p>15 P 30,974 fósforo</p> <p>16 S 32,06 azufre</p> <p>17 Cl 35,45 cloro</p> <p>18 Ar 39,948 argón</p>																	
<p>19 K 39,098 potasio</p> <p>20 Ca 40,078 calcio</p>																	
<p>21 Sc 44,956 escandio</p> <p>22 Ti 47,867 titanio</p> <p>23 V 50,942 vanadio</p> <p>24 Cr 51,996 cromo</p> <p>25 Mn 54,938 manganeso</p> <p>26 Fe 55,845 hierro</p> <p>27 Co 58,933 cobalto</p> <p>28 Ni 58,693 níquel</p> <p>29 Cu 63,546 cobre</p> <p>30 Zn 65,38 zinc</p>																	
<p>31 Ga 69,723 galio</p> <p>32 Ge 72,630 germanio</p> <p>33 As 74,922 arsénico</p> <p>34 Se 78,971 selenio</p> <p>35 Br 79,904 bromo</p> <p>36 Kr 83,798 criptón</p>																	
<p>37 Rb 85,468 rubidio</p> <p>38 Sr 87,62 estroncio</p>																	
<p>39 Y 88,906 itrio</p> <p>40 Zr 91,224 zirconio</p> <p>41 Nb 92,906 niobio</p> <p>42 Mo 95,95 molibdeno</p> <p>43 Tc 98 tecnecio</p> <p>44 Ru 101,07 rutenio</p> <p>45 Rh 102,91 rodio</p> <p>46 Pd 106,42 paladio</p> <p>47 Ag 107,87 plata</p> <p>48 Cd 112,41 cadmio</p>																	
<p>49 In 114,82 indio</p> <p>50 Sn 118,71 estaño</p> <p>51 Sb 121,76 antimonio</p> <p>52 Te 127,60 telurio</p> <p>53 I 126,90 yodo</p> <p>54 Xe 131,29 xenón</p>																	
<p>55 Cs 132,91 cesio</p> <p>56 Ba 137,33 bario</p>																	
<p>57 La 138,91 lantano</p> <p>58 Ce 140,12 cerio</p> <p>59 Pr 140,91 praseodimio</p> <p>60 Nd 144,24 neodimio</p> <p>61 Pm 144,91 prometio</p> <p>62 Sm 150,36 samario</p> <p>63 Eu 151,96 europio</p> <p>64 Gd 157,25 gadolinio</p> <p>65 Tb 158,93 terbio</p> <p>66 Dy 162,50 disprosio</p> <p>67 Ho 164,93 holmio</p> <p>68 Er 167,26 erbio</p> <p>69 Tm 168,93 tulio</p> <p>70 Yb 173,05 iterbio</p>																	
<p>71 Lu 174,97 lutecio</p> <p>72 Hf 178,49 hafnio</p> <p>73 Ta 180,95 tantalio</p> <p>74 W 183,84 wolframio</p> <p>75 Re 186,21 renio</p> <p>76 Os 190,23 osmio</p> <p>77 Ir 192,22 iridio</p> <p>78 Pt 195,08 platino</p> <p>79 Au 196,97 oro</p> <p>80 Hg 200,59 mercurio</p>																	
<p>81 Tl 204,38 talio</p> <p>82 Pb 207,2 plomo</p> <p>83 Bi 208,98 bismuto</p> <p>84 Po 209 polonio</p> <p>85 At 210 astato</p> <p>86 Rn 222 radón</p>																	
<p>87 Fr 223 francio</p> <p>88 Ra 226 radio</p>																	
<p>89 Ac 227 actinio</p> <p>90 Th 232,04 torio</p> <p>91 Pa 231,04 protactinio</p> <p>92 U 238,03 uranio</p> <p>93 Np 237 neptunio</p> <p>94 Pu 244 plutonio</p> <p>95 Am 243 americio</p> <p>96 Cm 247 curcio</p> <p>97 Bk 247 berkelio</p> <p>98 Cf 251 californio</p> <p>99 Es 252 einsteinio</p> <p>100 Fm 257 fermio</p> <p>101 Md 258 mendelivio</p> <p>102 No 259 nobelio</p>																	
<p>103 Lr 262 lawrencio</p> <p>104 Rf 261 rutherfordio</p> <p>105 Db 262 dubnio</p> <p>106 Sg 263 seaborgio</p> <p>107 Bh 264 bohrio</p> <p>108 Hs 265 hasio</p> <p>109 Mt 266 meitnerio</p> <p>110 Ds 267 darmstadtio</p> <p>111 Rg 268 roentgenio</p> <p>112 Cn 269 copernicio</p>																	
<p>119 Uue ununennium</p> <p>120 Ubn unbinilium</p>																	

174 W 183,84
wolframio

1 Número atómico
2 Símbolo
3 Peso atómico
4 Nombre
5 Año del descubrimiento
6 Estados de oxidación
7 Radio (Atómico/Covalente, pm)
8 Electronegatividad (Pauling)
9 Punto de fusión (°C)
10 Punto de ebullición (°C)
11 Configuración electrónica

Sólido
Líquido
Gas
Símbolo



Año Internacional de la Tabla Periódica de los Elementos Químicos



Socios Corporativos

- Sigma Aldrich (Merck)
- Bruker
- Cepsa
- UCB Biopharma
- Janssen Cilag
- Feique
- Lilly España
- Basf

Entidades Colaboradoras



Universidad Complutense
de Madrid

Monográfico Año Internacional de la Tabla de los Elementos Químicos

Editor

Gabriel Pinto
Universidad Politécnica de Madrid

Comité Editorial

Manuela Martín
*Grupo Especializado de Didáctica e Historia
de la Física y la Química*

Pascual Román Polo
Universidad del País Vasco

Inés Pellón
Universidad del País Vasco



Anales de Química Revista de la Real Sociedad Española de Química

Editor General

Miguel Ángel Sierra
Universidad Complutense de Madrid

Comité Editorial

Fernando P. Cossío
Universidad del País Vasco Ikerbasque

Silvia Lacorte Bruguera
Instituto de Diagnóstico Ambiental y Estudios del Agua, CSIC

Óscar Millet
CIC bioGUNE

Gabriel Pinto
Universidad Politécnica de Madrid

M.^a Carmen Redondo
Colegio Estudio

María C. de la Torre
Instituto de Química Orgánica General, CSIC

Gregori Ujaque
Universitat Autònoma de Barcelona

Secretaría Editorial

Patricia Yáñez-Sedeño
Real Sociedad Española de Química
www.rseq.org

Facultad de Ciencias Químicas. Universidad Complutense Ciudad Universitaria.
28040 Madrid
Tel (+34) 913 944 356



Composición y producción:

Moisés Fernández
Edinnova Taller Editorial



Anales de Química está disponible en versión
impresa. Para más información, por favor,
contactar con pyanezs@ucm.es

Editorial	54
<i>Gabriel Pinto Cañón</i>	
Ensayo	
Dimitri Ivánovich Mendeléiev, el profeta que ordenó los elementos químicos	56
<i>Pascual Román</i>	
La tabla periódica de EuChemS. La tabla que resalta la escasez y disponibilidad de los elementos químicos naturales	60
<i>Pilar Goya</i>	
Nota aclaratoria sobre la información inicial de cada artículo	62
Elementos químicos de la Tabla Periódica	
Z = 1, hidrógeno, H. Un vector para la gestión sostenible de la energía, <i>Miguel Antonio Peña</i>	63
Z = 2, helio, He. Tan fugaz como indispensable, <i>Miguel Á. Sierra</i>	64
Z = 3, litio, Li. El elemento sólido más ligero, capaz de flotar en el agua, <i>Marta Elena González Mosquera</i>	65
Z = 4, berilio, Be. Uno de los elementos más tóxicos conocidos, <i>Manuel Yáñez</i>	66
Z = 5, boro, B. Del desierto a las momias pasando por los reactores nucleares y los fármacos, <i>Clara Viñas i Teixidor</i>	67
Z = 6, carbono, C. El elemento químico más próximo al ser humano, <i>Nazario Martín León</i>	68
Z = 7, nitrógeno, N. Un elemento esencial para la química de la vida, <i>José María Hernández Hernández</i>	69
Z = 8, oxígeno, O. Elixir de vida y muerte, <i>Almudena de la Fuente Fernández</i>	70
Z = 9, flúor, F. Elemento más oxidante que el oxígeno, <i>Adelina Vallribera Massó</i>	71
Z = 10, neón, Ne. El gas noble más inerte, <i>María Jesús Cascón Sanz</i>	72
Z = 11, sodio, Na. Un elemento imprescindible para la vida, <i>Manuela Martín Sánchez</i>	73
Z = 12, magnesio, Mg. Elemento esencial para la vida, <i>Raimundo Pascual González</i>	74
Z = 13, aluminio, Al. El metal más abundante en la corteza terrestre, <i>José Antonio Martínez Pons</i>	75
Z = 14, silicio, Si. Segundo elemento más abundante en la corteza terrestre, <i>Beatriz Alonso Garrido</i>	76
Z = 15, fósforo, P. El fósforo: ángel o demonio, <i>Esther Gómez Caballero</i>	77
Z = 16, azufre, S. Yahvé hizo llover azufre y fuego sobre Sodomá y Gomorra (Génesis 19, 24), <i>Roberto Martínez Álvarez</i>	78
Z = 17, cloro, Cl. Elemento fundamental en la vida cotidiana y en la industria, <i>Juan Antonio Llorens Molina</i>	79
Z = 18, argón, Ar. El isótopo radioactivo ⁴⁰ K se desintegra en ⁴⁰ Ar, <i>Omayra Hernández Rubio</i>	80
Z = 19, potasio, K. El primer metal aislado por electrolisis, <i>Juan José Navarro Sánchez</i>	81
Z = 20, calcio, Ca. El metal más abundante en el cuerpo humano, <i>Ángel Rodríguez de Lera</i>	82
Z = 21, escandio, Sc. El ekaboro de Mendeléiev, <i>Pedro J. Sánchez Gómez</i>	83
Z = 22, titanio, Ti. Un metal casi ideal: fuerte, ligero, resistente y biocompatible, pero caro, <i>Félix Urpí Tubella</i>	84
Z = 23, vanadio, V. El elemento descubierto dos veces, <i>Fernando Carrillo Hermosilla</i>	85
Z = 24, cromo, Cr. El elemento del color, <i>Israel Fernández</i>	86
Z = 25, manganeso, Mn. El metal del centro generador de O ₂ en la fotosíntesis, <i>Miquel Costas Salgueiro</i>	87
Z = 26, hierro, Fe. El metal de transición más abundante en la corteza terrestre, <i>Anna Company Casadevall</i>	88
Z = 27, cobalto, Co. El elemento químico de los "duendes", <i>Sergio Menargues Irlés</i>	89
Z = 28, níquel, Ni. El cobre del diablo, <i>Verónica Palomares Durán</i>	90
Z = 29, cobre, Cu. Puede reciclarse una y otra vez sin perder sus propiedades, <i>Blanca M.^a Caballero Iglesias</i>	91
Z = 30, zinc, Zn. Un elemento necesario para tener buena salud, <i>Amor Rodríguez Iglesias</i>	92
Z = 31, galio, Ga. Un metal un tanto chovinista, <i>José Ramón Belsué Cuartero</i>	93
Z = 32, germanio, Ge. El primer transistor se hizo con germanio, <i>Pablo García-Álvarez</i>	94
Z = 33, arsénico, As. ¿qué haremos con el cadáver en el rincón?, <i>Benigno Agustín Palacios Plaza</i>	95
Z = 34, selenio, Se. No hay que ir a la Luna para encontrarlo, <i>Dolores Corripio Centeno</i>	96
Z = 35, bromo, Br. El líquido irritante que huele fatal, <i>Ana María González Noya</i>	97
Z = 36, kriptón, Kr. El gas noble "oculto" en el aire, <i>Marcelino Maneiro</i>	98
Z = 37, rubidio, Rb. Un nuevo estado de la materia: el condensado de Bose-Einstein, <i>Guillermo Mínguez Espallargas</i>	99
Z = 38, estroncio, Sr. El único elemento cuyo nombre honra a una localidad de las Islas británicas, <i>Antonio Marchal Ingrain</i>	100

Z = 39, itrio, Y. El “portal” de las tierras raras en tu móvil, <i>Jesús R. Berenguer Marín</i>	101
Z = 40, circonio, Zr. El metal plateado que se llama “dorado”, <i>Pedro José Campos García</i>	102
Z = 41, niobio, Nb. Más de cien años para encontrar su nombre, <i>Antonio F. Antiñolo García</i>	103
Z = 42, molibdeno, Mo. Un elemento bioesencial y de uso industrial, <i>Antonio Luque Arrebola</i>	104
Z = 43, tecnecio, Tc. El elemento más peculiar de la tabla periódica, <i>Bernardo Herradón García</i>	105
Z = 44, rutenio, Ru. Un elemento para “connoisseurs” según Geoffrey Wilkinson (1921-1996), <i>Joaquín Pérez Pariente</i> ..	106
Z = 45, rodio, Rh. Un metal que hace menos contaminantes a nuestros vehículos, <i>Ernesto de Jesús Alcañiz</i>	107
Z = 46, paladio, Pd. Un metal precioso con gran interés industrial y versatilidad catalítica, <i>Daniel Solé Arjó</i>	108
Z = 47, plata, Ag. La reina de la tabla periódica que se mira en su espejo, <i>Antonio José Sánchez Arroyo</i>	109
Z = 48, cadmio, Cd. El elemento presente en las baterías, <i>Yolanda Pérez Cortés</i>	110
Z = 49, indio, In. El metal de la pantalla del móvil, <i>Luis A. Sarandeses</i>	111
Z = 50, estaño, Sn. El elemento que inició la aleación de metales, <i>Óscar Castillo García</i>	112
Z = 51, antimonio, Sb. “Antimoneno”. Su alótropo de marca España, <i>Félix Zamora</i>	113
Z = 52, telurio, Te. Un calcógeno en extinción, <i>Garikoitz Beobide Pacheco</i>	114
Z = 53, yodo, I. El elemento químico del vapor violeta, <i>Kilian Muñiz</i>	115
Z = 54, xenón, Xe. El extraño gas noble enfrentado a la aristocracia, <i>Beñat Artetxe Arretxe</i>	116
Z = 55, cesio, Cs. El elemento que define el tiempo (y el espacio) en la era atómica, <i>José Ramón Galán Mascarós</i>	117
Z = 56, bario, Ba. Elemento muy reactivo que se encuentra en la naturaleza en forma de minerales muy densos, <i>Josep María Poblet Rius</i>	118
Z = 57, lantano, La. Primer elemento de las tierras raras, <i>Juan F. González Matilla</i>	119
Z = 58, cerio, Ce. El elemento químico en el que la tabla periódica se hace tridimensional, <i>María del Carmen de la Torre</i> ..	120
Z = 59, praseodimio, Pr. El gemelo verde, <i>Regino Sáez Puche</i>	121
Z = 60, neodimio, Nd. El nuevo gemelo más “atractivo”, <i>Eduardo J. Fernández Garbayo</i>	122
Z = 61, prometio, Pm. La más rara de las “tierras raras”, <i>Emilio Morán Miguélez</i>	123
Z = 62, samario, Sm. El primer elemento químico con nombre de persona, <i>José Luis Chiara</i>	124
Z = 63, europio, Eu. El metal que inmortaliza al viejo continente, <i>Manuel Rafael Bermejo Patiño</i>	125
Z = 64, gadolinio, Gd. Primer elemento con nombre en honor de un investigador, <i>Pilar Gómez Sal</i>	126
Z = 65, terbio, Tb. El elemento luminiscente, <i>Javier Cepeda Ruiz</i>	127
Z = 66, disprosio, Dy. Un elemento difícil de obtener, <i>Sonia Pérez Yáñez</i>	128
Z = 67, holmio, Ho. Un átomo, un bit, <i>Juan M. Gutiérrez Zorrilla</i>	129
Z = 68, erbio, Er. ¿El elemento de las comunicaciones cuánticas del futuro?, <i>Enrique Colacio Rodríguez</i>	130
Z = 69, tulio, Tm. El menos abundante de los lantánidos encontrados de forma natural, <i>Josefa María González Pérez</i> ...	131
Z = 70, iterbio, Yb. El iterbio natural es mezcla de siete isótopos estables, <i>Juan Nicolás Gutiérrez</i>	132
Z = 71, lutecio, Lu. Un elemento muy escondido, <i>Inés Pellón González</i>	133
Z = 72, hafnio, Hf. El elemento químico gemelo y esquivo acompañante del circonio, <i>Juan Carlos Flores</i>	134
Z = 73, tántalo, Ta. Esencial en electrónica, refractario y biocompatible, <i>María José Ruiz García</i>	135
Z = 74, wolframio, W. El único elemento químico aislado en la Península Ibérica, <i>Pascual Román Polo</i>	136
Z = 75, renio, Re. Elemento muy escaso pero muy apreciado, <i>Francisco Sotres Díaz</i>	137
Z = 76, osmio, Os. El más noble de los metales, <i>Miguel A. Esteruelas</i>	138
Z = 77, iridio, Ir. El metal más resistente a la corrosión, <i>M.ª Vanessa Taberero Magro</i>	139
Z = 78, platino, Pt. Único elemento con etimología española, gracias a Antonio de Ulloa, un “caballero del punto fijo”, <i>Gabriel Pinto Cañón</i>	140
Z = 79, oro, Au. El elemento metálico más conocido, <i>Antonio M. Echavarren</i>	141
Z = 80, mercurio, Hg. El líquido metal ancestral, <i>Luis Moreno Martínez</i>	142
Z = 81, talio, Tl. Uno de los elementos más tóxicos, <i>Juan Quílez Pardo</i>	143
Z = 82, plomo, Pb. Un dulce veneno que te puede volver loco, <i>Luis Ignacio García González</i>	144
Z = 83, bismuto, Bi. No hay otro metal que supere su diamagnetismo, <i>Jesús María Arsuaga Ferreras</i>	145
Z = 84, polonio, Po. El primer elemento químico descubierto gracias a su radiactividad, <i>Ana Isabel Elduque Palomo</i> ..	146
Z = 85, astato, At. El elemento más raro de la naturaleza, <i>Pilar Amo-Ochoa</i>	147
Z = 86, radón, Rn. El elemento que se acumula en nuestras casas, <i>Alberto Esteban</i>	148

Z = 87, francio, Fr. El menos electronegativo de los elementos, <i>Luis Moreno Martínez</i>	149
Z = 88, radio, Ra. El elemento radiactivo por excelencia, <i>Jordi García-Orellana</i>	150
Z = 89, actinio, Ac. Un elemento muy activo y raro; naturalmente escaso pero sintéticamente accesible, <i>Francisco Monroy</i>	151
Z = 90, torio, Th. El dios Thor entre bisontes, <i>Ana Pérez Antón</i>	152
Z = 91, protactinio, Pa. Uno de los elementos que predijo Mendeléiev, <i>Andrés Tejedor Reyes</i>	153
Z = 92, uranio, U. El elemento químico básico de la era nuclear, <i>Emilio Mínguez</i>	154
Z = 93, neptunio, Np. El elemento transuránico responsable de dos premios Nobel, <i>Eider Goikolea</i>	155
Z = 94, plutonio, Pu. El elemento primordial más pesado que existe en la naturaleza, <i>Valentín González García</i>	156
Z = 95, americio, Am. El pandemonium de América, <i>Idoia Ruiz de Larramendi Villanueva</i>	157
Z = 96, curio, Cm. En honor a Marie y Pierre Curie, pioneros en el campo de la radioactividad, <i>Rubén D. Costa Riquelme</i>	158
Z = 97, berkelio, Bk. El primero de una larga serie, <i>Efraím Reyes</i>	159
Z = 98, californio, Cf. El elemento más pesado con aplicaciones, <i>Rubén Manzano</i>	160
Z = 99, einstenio, Es. Descubierta en el hongo de la primera bomba termonuclear, <i>Gabino A. Carriedo Ule</i>	161
Z = 100, fermio, Fm. Último elemento que puede sintetizarse mediante bombardeo de neutrones a partir de elementos más ligeros, <i>Izaskun Gil de Muro Zabala</i>	162
Z = 101, mendelevio, Md. El último elemento químico, <i>Javier García Martínez</i>	163
Z = 102, nobelio, No. El único elemento del bloque f para el que el estado de oxidación +2 es el más estable, <i>Luis M. Lezama Diago</i>	164
Z = 103, lawrencio, Lr. En busca de su ubicación en la tabla periódica, <i>Maité Insausti Peña</i>	165
Z = 104, rutherfordio, Rf. El elemento sintético con doble nacionalidad nombrado en honor al padre de la física nuclear, <i>Gotzone Barandika Angoitia</i>	166
Z = 105, dubnio, Db. Más de 27 años de existencia sin nombre reconocido, <i>Aintzane Goñi Zunzarren</i>	167
Z = 106, seaborgio, Sg. Primer elemento nombrado en honor de una persona viva, <i>Javier I. Beitia Gómez de Segura</i>	168
Z = 107, bohrio, Bh. Nombrado en honor al científico danés Niels Bohr, <i>Alazne Peña Zorrilla</i>	169
Z = 108, hasio, Hs. El elemento que perdió la "s", <i>María Luz Fidalgo Mayo</i>	170
Z = 109, meitnerio, Mt. Único elemento químico con nombre de mujer científica, <i>Carmen Blanco Delgado</i>	171
Z = 110, darmstario, Ds. El desconocido metal pesado de tan solo unos pocos años de edad, <i>Alejandro Manchado Cascón</i>	172
Z = 111, roentgenio, Rg. Nuevo metal nombre con propiedades sin descubrir, <i>Ignacio E. Tobal</i>	173
Z = 112, copernicio, Cn. El posible metal fluido superpesado, <i>Alejandro Martín Roncero</i>	174
Z = 113, nihonio, Nh. Primer elemento descubierto e identificado correctamente en Asia, <i>Narciso Martín Garrido</i>	175
Z = 114, flerovio, Fl. El puerto de la isla de la estabilidad, <i>Sanjiv Pashar</i>	176
Z = 115, moscovio, Mc. en este preciso instante, lo más posible es que no haya ningún átomo de moscovio en la Tierra, <i>Luis Rojo Franco</i>	177
Z = 116, livermorio, Lv. Un "superpesado" que nació de la colaboración internacional, <i>Mario González Jiménez</i>	178
Z = 117, teneso, Ts. En ruta hacia la isla de estabilidad de los elementos superpesados, <i>Luis Mario Fraile</i>	179
Z = 118, oganesón, Og. El último gas noble, <i>Pedro Velarde Mayol</i>	180
Z = 119, ununennium, Uue. El primer transoganesónido, aún por descubrir, <i>Gabriel Pinto Cañón</i>	181
Z = 120, unbinilium, Ubn. ¿El último elemento en poder ser creado e identificado?, <i>Joaquín Martínez Urreaga</i>	182

Gabriel Pinto Cañón

El Año Internacional de la Tabla Periódica de los Elementos Químicos (IYPT2019, en sus siglas en inglés), del que se informa ampliamente en el portal web <https://www.iypt2019.org/>, se está viviendo muy intensamente por la comunidad química española y, en concreto, por la Real Sociedad Española de Química (RSEQ). Cuando al escribir estas líneas se ha cumplido solo un tercio de dicho año, ya se han celebrado decenas de conferencias, exposiciones y talleres, se han propuesto una gran diversidad de concursos, especialmente en el ámbito de la educación, y se han desarrollado otras muchas iniciativas. Dichas iniciativas incluyen desde la emisión de un sello postal conmemorativo, a acciones de reconocimiento (placas, artículos, jornadas...) a la labor desarrollada por los cuatro españoles más directamente implicados en el descubrimiento de elementos químicos (Antonio de Ulloa el platino, los hermanos Juan José y Fausto Delhuyar el wolframio y Andrés Manuel del Río el vanadio).

Para estar al tanto de lo llevado a cabo y de lo que aún está por venir en relación al IYPT2019, se recomienda el seguimiento de la página web de la RSEQ, <https://bit.ly/2Gkl12k>, así como de las redes sociales *Twitter* (<https://twitter.com/RSEQQUIMICA>) y *Facebook* (<https://bit.ly/2DvBTnF>).

Una de las iniciativas para conmemorar el IYPT2019 es la que se aborda en este número especial de *Anales de Química* de la RSEQ, donde se recoge información de todos los elementos químicos. La idea partió de nuestro editor general, Miguel Ángel Sierra. A finales de octubre de 2018 me comunicó que había pensado que sería interesante realizar un esfuerzo especial por parte de *Anales*, y que sugería que se invitara a profesores de todas las etapas educativas e investigadores para que, cada uno, realizara un texto de una página sobre un elemento químico, para elaborar un número monográfico. También me indicó que pensaba que yo podría ser el editor de ese número especial, como miembro del consejo de redacción de la revista. Tras una reticencia inicial, pensando en el trabajo y en el tiempo que supondría la labor, acepté con gusto por varios motivos: mi aprecio por la RSEQ, la química y todo lo que concierne a la tabla periódica, la ayuda que podría recibir por parte de apreciados colegas, y el hecho de que se pensara que ese número podría salir editado en septiembre de 2019, con lo que se dispondría de bastante tiempo.

Las profesoras Manuela Martín Sánchez e Inés Pellón González y el profesor Pascual Román Polo aceptaron el reto de colaborar en la formación de un comité de coordinación (Figura 1) y nos distribuimos los elementos químicos entre los cuatro, con las tareas de establecer unas normas comunes de elaboración de los artículos, asignarlos a potenciales autores y realizar una triple corrección. Inicialmente, se asignaron los elementos desde el número atómico 1 (hidrógeno) al 92 (uranio), con la idea de hacer otro artículo sobre los transuránidos en general. Pero la acogida fue tan entusiasta y vivimos un espíritu de colaboración tan



Figura 1. "Tríada" de entusiastas de la tabla periódica (de izda. a der.: Manuela Martín, Inés Pellón y Pascual Román) que integraron con Gabriel Pinto la comisión editora de este número de *Anales de Química* de la RSEQ

positivo entre los receptores de las "invitaciones", que decidimos ampliar la labor con artículos individuales de todos los elementos conocidos, hasta el 118 (oganesón). Finalmente, incluso nos animamos a abordar los dos siguientes, que potencialmente se descubrirán en los próximos años, el 119 (*ununennium*) y el 120 (*unbinilium*), como oportunidad para comentar sobre la nomenclatura de los elementos químicos por descubrir y para discutir acerca del "futuro" de la tabla periódica.

En todo este proceso hubo un "catalizador": a finales de enero de 2019, Miguel Ángel Sierra nos comentó que podría ser muy positivo tener el número editado para la celebración de la Reunión Bienal de la RSEQ, en San Sebastián, del 26 al 30 de mayo próximo. Decidimos intentarlo y, una vez más, contamos con la ayuda de los autores de los capítulos, que agilizaron el proceso de redacción de sus manuscritos.

Y el resultado, amables lectores, está en las siguientes páginas. Se han incluido artículos sobre cada uno de los 118 elementos químicos conocidos y, como se ha dicho, de los de número atómico 119 y 120, potencialmente por descubrir. En cada uno, el autor o autora, partiendo de unas pautas de estilo comunes, por ejemplo en lo referente a la extensión (una página), ha incidido, con plena libertad, en las partes que ha considerado más pertinentes de su elemento (descubrimiento, etimología del nombre, reactividad química, propiedades, aplicaciones, etc.). Cada artículo está acompañado de una o dos fotografías ilustrativas y de entre 3 a 5 referencias para ampliar conocimientos y complementar la información.

También se incluyen dos artículos especiales que complementan este número monográfico. Uno es "La tabla periódica de EuChemS: La tabla que resalta la escasez y disponibilidad de los elementos químicos naturales", donde Pilar Goya Laza, miembro destacado de la RSEQ y presidenta de la *European Chemical Society* (EuChemS) introduce la tabla periódica que ha diseñado este organismo para concienciar sobre la importancia de los elementos químicos. El otro es "Dimitri Ivánovich Mendeléiev: El profeta que ordenó los elementos químicos", en el que Pascual Román Polo describe la vida y obra de este genial químico ruso cuya edición de una primera tabla periódica

hace 150 años es el motivo, junto con el centenario de la IUPAC, de la celebración del IYPT2019.

A mediados de abril, revisaba por última vez las pruebas de imprenta de este número monográfico en un hospital, mientras mi madre, con 89 años, convalecía por una neumonía. Para explicarle lo que hacía, le pasé como ejemplo el capítulo del oxígeno; nada más verlo, exclamó: “es verdad, es fundamental para la vida, como indica el título, por eso me lo están poniendo, y ¿cómo se obtiene el oxígeno?”. Luego le pasé el capítulo del potasio, pues desde hace años toma un plátano cada tarde para reforzar sus niveles de este elemento y esta fruta figura expresamente como uno de los alimentos ricos en potasio en su texto correspondiente. Al leer en el título que fue el “primer metal obtenido por electrolisis”, mi madre me indicó: “vaya, pero pone que es un metal, ¿cómo puede estar en el plátano?”. Sus razonamientos y planteamientos son los típicos de mucha gente no familiarizada con la química y también de nuestros propios alumnos. Cuando se explican este tipo de dudas, se aprecian un respeto y una admiración por la química, que ponen en valor nuestro trabajo como profesionales de esta ciencia. El ejemplo sirve para resaltar que la curiosidad humana, base del pensamiento científico, trasciende generaciones.

Y también, este ejemplo introduce algo que se aprecia en la lectura de todos los artículos: el conocimiento de los elementos químicos, esto es, su estado natural, obtención, propiedades, aplicaciones, etc., ha sido, es y será clave, para dar respuesta a problemas y mejorar sobre la salud, así como en temas de energía, medio ambiente, nuevos materiales, biomedicina, alimentación y otros que, en suma, contribuyen a hacer un mundo mejor.

La información histórica y curiosidades que acompañan a lo escrito sobre los elementos químicos contribuyen, sin duda, a conocer mejor sobre historia, mitología, lingüística, arte, idiomas..., es decir, sobre el campo del saber que se suele agrupar bajo la denominación de humanidades. Además, la aplicación de los elementos y sus compuestos, así como su forma de obtención, nos introducen de pleno en el ámbito de la tecnología. De este modo, ciencia, tecnología y humanidades se presentan unidas para afrontar los retos de la humanidad, a través del conocimiento sobre los elementos químicos. No es extraño, con ellos está hecha absolutamente toda la materia.

Aparte de colaborar en la mejora de la comprensión de lo que significa la tabla periódica y familiarizar al público en general con su importancia, la efeméride que se celebra este año (IYPT2019) está sirviendo para destacar, entre otros, tres aspectos:

1. Es el fruto de una obra colectiva, realizada con el esfuerzo de cientos de personas de distintos países y generaciones;
2. Su desarrollo es un éxito no solo de la química, sino también de otras áreas, como la física y la mineralogía;
3. Es el resultado de un proceso científico donde los docentes, tanto de educación secundaria como de universidad, han desempeñado una importante labor.

Para la elaboración de este número monográfico, es justo el agradecimiento al profesor Sierra, por ayudarnos y darnos la oportunidad de llevar a cabo esta tarea fascinante, y a Patricia Yáñez-Sedeño, diligente secretaria editorial de *Anales*, que agilizó la comunicación entre la comisión editorial, los autores y Moisés Fernández Carrera quien, aparte de maquetar con primor los artículos, ha cristalizado la idea colectiva de realizar un dibujo emblemático para cada uno de los elementos químicos, resaltando su posición en la tabla periódica. Se agradece además la labor de Coral Bastos Velasco, de la secretaría de la RSEQ, por colaborar también en la comunicación con los autores. Y, por supuesto, en nombre de los cuatro integrantes de la comisión editora, se agradece el esfuerzo de los autores, que han realizado una labor sobresaliente. Se trata de 120 profesores e investigadores de cerca de 30 universidades, de varios organismos de investigación (CSIC, IMDEA, INTA, ICREA...) y de diversos centros de educación secundaria, de casi todas las comunidades autónomas de España (con una contribución enviada desde una universidad del Reino Unido).

Para favorecer el conocimiento del icono universal de la ciencia que supone la tabla periódica, junto a otras innumerables iniciativas que han surgido y surgirán con ocasión del IYPT2019, esperamos que este número sea de utilidad.

Y como dice nuestro editor general al final de sus editoriales:

Gracias por leer.



GABRIEL PINTO CAÑÓN
Editor del número monográfico sobre el Año Internacional
de la Tabla Periódica de *Anales de Química*

Dimitri Ivánovich Mendeléiev

El profeta que ordenó los elementos químicos

Dimitri Ivánovich Mendeléiev (Tobolsk, Siberia, Rusia, 8 de febrero de 1834 – San Petersburgo, 2 de febrero de 1907, 72 años), químico ruso, padre de la tabla periódica, gran científico, pensador, inventor y patriota. Formuló la ley periódica de los elementos químicos basada en el orden creciente de sus pesos atómicos. Usó esta ley para corregir las propiedades de algunos elementos ya descubiertos y predecir las propiedades de hasta ocho nuevos elementos.^[1,2]

La idea de celebrar un Año Internacional de la Tabla Periódica de los Elementos Químicos partió del profesor de la Universidad de Nottingham, sir Martyn Poliakoff, quien escribió una carta en julio de 2016 a la presidenta de la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC), Natalia Tarásova, recordándole que en 2019 se celebraría el 150 aniversario de la publicación de la primera versión de la tabla periódica moderna por el químico ruso Dimitri Ivánovich Mendeléiev. Sugería que la IUPAC podría realizar una solicitud para hacer que 2019 fuese el Año Internacional de la Tabla Periódica. La Academia de Ciencias Rusa se dirigió al Secretariado de la IUPAC liderando esta solicitud. A esta iniciativa se unieron otras instituciones científicas y más de 80 organizaciones nacionales adheridas a la IUPAC, academias de ciencias, sociedades químicas e institutos de investigación. El 20 de diciembre de 2017 la Asamblea General de la ONU declaró 2019 el Año Internacional de la Tabla Periódica de los Elementos Químicos (IYPT2019, en sus siglas en inglés) (Figura 1).^[3]

Dimitri Ivánovich Mendeléiev (Figura 2) nació el 8 de febrero de 1834 (el 27 de enero, según el calendario juliano) en la ciudad siberiana de Tobolsk. Fue el benjamín de la familia Mendeléiev compuesta por diecisiete hermanos (tres murieron en el parto), y fue el decimocuarto en recibir el bautismo. Sus padres fueron Iván Pávlovich Mendeléiev (1783-1847) y María Dímitrievna Kornilieva (1793-1850). Su padre se graduó en el Instituto Pedagógico de San Petersburgo y fue profesor de varias escuelas. Se casó en 1809 y en la década de 1820 regresó a Tobolsk como director del Instituto hasta 1834, año en el que perdió la vista. Se tuvo que retirar con una escasa pensión. Su esposa trató de sacar adelante a la familia regentando la fábrica de vidrio familiar sin mucho éxito. Dimitri ingresó en el Instituto de Tobolsk a los 7 años, un año antes de lo que estaba permitido. Se graduó a los 15 años, pero sus profesores certificaron que tenía 16 años para evitarle problemas administrativos. Su padre falleció cuando tenía 13 años.



Figura 1. Logotipo del IYPT2019^[3]

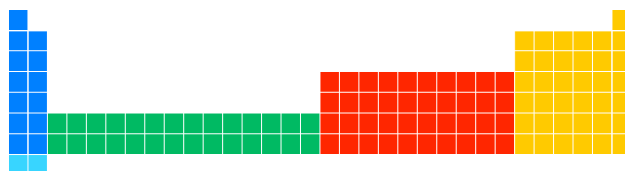


Figura 2. Dimitri I. Mendeléiev (foto del dominio público) [bit.ly/2VxApA5, visitada el 14/04/2019]

Dimitri era un estudiante aventajado en ciencias, historia y geografía; sin embargo, tuvo dificultades con las lenguas clásicas obligatorias -el latín y el griego- y la teología. Durante su formación, hubo algunas personas del entorno familiar que influyeron en él, como Timofei, el químico de la fábrica de vidrio de quien aprendió conceptos sobre la manufactura y el soplado del vidrio. Su cuñado Bessargin, esposo de su hermana mayor Olga, también ejerció una gran influencia sobre él. Había sido desterrado a Siberia por sus ideas políticas, por pertenecer al movimiento revolucionario de los decembristas. Su madre tuvo una influencia decisiva en Dimitri: era su hijo preferido, y desde hacía muchos años había empezado a ahorrar para que Dimitri fuera a la universidad. La fábrica de vidrio se incendió y un poco después murió su esposo.

En el verano de 1849, María tomó a sus hijos más pequeños Dimitri y Elisabeta (o Lisa) y se dirigió a Moscú, distante más de 2.000 kilómetros. Dimitri fue rechazado en la Universidad de Moscú por su origen siberiano. Al año siguiente se dirigieron a San Petersburgo para que Dimitri ingresara en su universidad, que también lo rechazó.^[1,2] Finalmente, gracias a los oficios de Plenov, director del Instituto Pedagógico de San Petersburgo y amigo de su padre, pudo ingresar en el verano de 1850. Obtuvo una beca, pero el 20 de septiembre murió su madre de agotamiento físico y tuberculosis. En 1852 falleció su hermana Lisa, y él mismo estuvo gravemente enfermo. Le diagnosticaron erróneamente tuberculosis. Tras unos comienzos con pobres calificaciones se graduó en 1855 con medalla de oro por sus excelentes notas. Su primer trabajo científico lo publicó en alemán en 1854 sobre el análisis de un mineral de Finlandia y fue supervisado, entre otros profesores, por el químico Alexander Voskresenski. Este fue discípulo del gran químico alemán Liebig, y es considerado como

el abuelo de la química rusa, y Mendeléiev el padre de la química rusa. Ejerció una gran influencia académica y científica en Mendeléiev. Más tarde jugó un importante papel en la vida de Dimitri.

Mendeléiev impresionó a los miembros del tribunal por su profundo conocimiento y los administradores del Instituto Pedagógico de San Petersburgo pensaron en que se quedara para preparar el Máster. Sin embargo, Mendeléiev, siguiendo los consejos del doctor Zdekauer, obtuvo una posición de profesor en Odesa, donde el clima era mejor para su salud. Por un error administrativo fue enviado a la ciudad de Simferopol, donde llegó el 25 de agosto de 1855. El lugar era muy peligroso por la guerra de Crimea, pero allí conoció al cirujano Nicolás Pigorov, que dirigía los servicios médicos de las tropas rusas, quien examinó a Dimitri y le comunicó que no tenía tuberculosis.^[1,2] Los vómitos procedían de una leve lesión cardiaca sin gravedad y no corría peligro. Esta noticia devolvió el ánimo a Mendeléiev quien, a los 21 años, decidió dedicarse a la ciencia para, de este modo, servir al pueblo ruso. De regreso a Odesa, enseñó durante seis meses matemáticas, física y ciencias naturales en su instituto mientras preparaba su trabajo de Máster sobre el isomorfismo y los volúmenes específicos que defendería en la Universidad de San Petersburgo. El 9 de septiembre de 1856 pasó los exámenes para llegar a ser maestro de física y química. Poco después completó un segundo Máster, necesario para obtener el puesto de docente, sobre la estructura de las combinaciones silíceas. Defendió su grado el 21 de octubre de 1856, y en enero de 1857, sin haber cumplido todavía los veintitrés años, era encargado de curso de la Universidad Imperial de San Petersburgo para impartir docencia de química orgánica. Pero como sus ingresos eran insuficientes se vio obligado a aceptar una plaza de profesor de química en el Instituto Pedagógico Central, y también a dar clases particulares.^[1]

En enero de 1859, el Ministerio de Instrucción Pública convocó becas para que los jóvenes rusos se formaran en los países europeos más avanzados. Mendeléiev obtuvo una de estas becas por su excelente currículum. A partir del 14 de abril de 1859 permaneció 22 meses en el extranjero. Los dos primeros meses los dedicó a recorrer una docena de universidades europeas. En París conoció a Berthelot, Wurtz y Dumas; en Múnich se encontró con Liebig, pero finalmente decidió permanecer en la Universidad de Heidelberg al lado de los profesores Bunsen, Erlenmeyer y Kirchhoff, y también de la importante colonia de estudiantes rusos que se formaban en la ciudad de Heidelberg.^[2] En el laboratorio de Bunsen no se encontraba a gusto por su escaso equipamiento y decidió montar un laboratorio en su propio apartamento para continuar sus estudios sobre la capilaridad y la tensión superficial. Midió los volúmenes específicos de series de líquidos y determinó la temperatura absoluta de ebullición, hoy conocida como temperatura crítica, porque no dependía de la presión.

Del 3 al 5 septiembre de 1860, Mendeléiev participó en el Primer Congreso Internacional de Químicos que había sido organizado por Kekulé, Weltzien y Wurtz en la ciudad alemana de Karlsruhe, próxima a Heidelberg. Participaron 127 químicos de once países europeos y México. Entre ellos hay que destacar la presencia de tres jóvenes y entusiastas químicos: el inglés William Odling, el alemán Julius Lothar Meyer y el ruso Dimitri Ivánovich Mendeléiev. Los tres contribuyeron al desarrollo de la tabla periódica de los elementos químicos de forma simultánea y competitiva.

El congreso no logró sus objetivos de poner de acuerdo a sus participantes sobre la definición de los conceptos de átomo, molécula, equivalente, atomicidad y basicidad, y de instituir una notación uniforme y una nomenclatura racional.^[4] El gran triunfador del Congreso de Karlsruhe fue el químico italiano Stanislao Cannizzaro, quien expuso con total claridad sus ideas sobre la teoría atómica y aclaró los conceptos de peso atómico y peso molecular. Estas ideas las había publicado dos años antes en un folleto dirigido a sus estudiantes titulado *Sunto di un corso di filosofia chimica*. Al final del congreso, Meyer y Mendeléiev se hicieron con una copia de tan valiosa publicación. Dimitri reconoció el gran influjo que tuvo en el desarrollo de su ley periódica las ideas expuestas por Cannizzaro. Meyer y Mendeléiev compitieron por ser los primeros en establecer la primera versión de la tabla periódica moderna.

El 14 de febrero de 1861, Mendeléiev regresó a San Petersburgo y se encontró con que había perdido su puesto en la universidad y el Instituto Pedagógico había cerrado. Se hallaba cargado de deudas y sin trabajo, por lo que impartió clases particulares para poder sobrevivir. En menos de cuatro meses después de su regreso, escribió el libro *Química Orgánica* con el que obtuvo el premio Demidov de 1862. La elevada cuantía del premio le permitió pagar la mayor parte de sus deudas. En esta época, también trabajó como traductor de textos de tecnología del alemán al ruso.

Influenciado por su hermana Olga y sin estar enamorado, se casó el 22 de abril de 1862 con Feozva Nikitichna Leshcheva, que era seis años mayor que él, y con quien tuvo tres hijos: María, Vladímir y Olga. Este matrimonio de conveniencia estaba condenado al fracaso. Desde 1871 estuvo prácticamente separado de su mujer, de la que se divorció en 1881. En 1877, cuando contaba con 43 años, Dimitri se enamoró de una joven estudiante de Bellas Artes de 17 años que era amiga de su sobrina Nadiejda. Tras años de zozobra y sufrimiento, al final se casó en 1882 con Ana Ivanova Popova. Tuvieron cuatro hijos: Liubov, Iván, Vasili y María.^[1,2]

Defendió su tesis doctoral el 31 de enero de 1865 con el título "Sobre los compuestos de alcohol y agua". Ese mismo año se incorporó de nuevo a la universidad ocupando diversas posiciones. En junio de 1865, Mendeléiev compró una finca de 60 hectáreas en Boblovo, cerca de Moscú, donde construyó la casa familiar con un laboratorio, tierras de cultivo y una granja, y allí se dedicó a desarrollar sus ideas sobre agricultura y ganadería con excelentes resultados económicos. En octubre de 1867 sustituyó al profesor Voskresenski en la cátedra de Química Inorgánica hasta 1890, cuando dimitió de su cátedra por los compromisos adquiridos con los estudiantes.^[1,2]

En la década de 1860 contribuyó a la creación de la Sociedad Química Rusa, que fue aprobada en 1869. Para mejorar la enseñanza de su asignatura de Química Inorgánica, comenzó a escribir su gran obra *Principios de Química* (1868-1871), que apareció en fascículos entre 1868-69 (primera parte) y 1870-1871 (segunda parte). Esta obra y la titulada *Química Orgánica* fueron libros de texto durante muchos años. Se publicaron 13 ediciones de *Principios de Química* (8 en vida de Mendeléiev) y fue traducida al alemán, inglés y francés. Cada nueva edición era revisada, corregida y expandida por su autor. Este libro y sus posteriores mejoras fueron la principal razón del nacimiento y futuro desarrollo de la tabla periódica.^[2]

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ,
ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ

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

Д. Менделѣевъ.

Figura 3. Primera versión de la tabla periódica moderna de los elementos químicos propuesta por Mendeléiev (1869)^[5]

El 1 de marzo de 1869 (según el calendario gregoriano), Mendeléiev publicó su ley periódica basada en el orden creciente de los pesos atómicos y la tabla periódica que recogía los 63 elementos químicos conocidos entonces (Figura 3).^[5] La ley periódica de Mendeléiev indicaba que era preciso introducir cambios en los pesos atómicos de ciertos elementos que señalaba con signos de interrogación, y lo que era más importante, debían existir nuevos elementos que todavía no habían sido descubiertos para los que propuso sus pesos atómicos y sus propiedades. El carácter predictivo de la ley periódica de Mendeléiev supuso un reto para los científicos de la época, que les animó a buscar dichos elementos.

En vida de Mendeléiev fueron descubiertos por químicos europeos tres de los elementos predichos por él. El carácter predictivo de sus tablas periódicas le condujeron a sus primeros grandes éxitos y reconocimientos. En 1875, con ayuda de las técnicas espectroscópicas, el químico francés Paul Émile Lecoq de Boisbaudran comunicó a la Academia de Ciencias de París el descubrimiento de un nuevo elemento que se hallaba en un mineral de esfalerita (sulfuro de zinc) procedente de una mina de Pierrefitte en los Pirineos franceses al que llamó galio para honrar a su país Francia (*Gallia*, en latín). Mendeléiev le había dado el nombre de eka-aluminio. En 1879, el químico sueco Lars Fredrick Nilson descubrió el escandio, un nuevo elemento que llamó así para honrar a su patria, Escandinavia. El químico sueco Per Teodor Cleve fue el primero en percatarse de que las propiedades de este elemento coincidían con las predichas por Mendeléiev para el eka-boro. En 1886, diecisiete años después de que Mendeléiev propusiera la

primera versión de su tabla periódica, el químico alemán Clemens Alexander Winkler halló un nuevo metal en una muestra del mineral argirodita (Ag_8GeS_6 , sulfuro de plata y germanio), que se había encontrado en una mina de plata cerca de Freiberg (Sajonia). Al nuevo elemento lo llamó germanio, para honrar a su país Alemania (Germania, en latín), que coincidía con el eka-silicio predicho por el químico ruso.^[6] Mendeléiev anunció la existencia de diecisiete nuevos elementos, acertó en ocho de ellos y falló en otros tantos.^[7]

Mendeléiev y Lothar Meyer fueron reconocidos por la *Royal Society* de Londres en 1882 con la Medalla Davy "por sus descubrimientos de las relaciones periódicas de los pesos atómicos". En 1889, Mendeléiev fue nombrado socio extranjero de la *Royal Society* y recibió la Medalla Faraday de la *Chemical Society* de Gran Bretaña. En 1905 fue distinguido con la Medalla Copley de la *Royal Society* de Londres. Sin embargo, Mendeléiev no recibió el premio Nobel de Química en 1906. Aquel año lo consiguió el químico francés Henry Moissan, y Mendeléiev fue propuesto para el premio Nobel de Química de 1907. La fecha límite era el 31 de enero, pero fue demasiado tarde, porque Mendeléiev murió de gripe el 2 de febrero de aquel año, unos días antes de cumplir los 73 años.^[1,2] Mendeléiev fue enterrado en el cementerio de Vólkovo en San Petersburgo. Sobre su lápida de granito rojo solo aparece la inscripción en cirílico con su nombre "Dimitri Ivánovich Mendeléiev" (Figura 4). A su muerte se conocían 86 elementos químicos.

Aunque Mendeléiev revisó su tabla periódica hasta su muerte, los problemas comenzaron a aparecer a finales del siglo XIX. El químico checo Bohuslav Brauner le ayudó a ubicar las tierras raras al pie de la tabla periódica en la serie octava. En la década de 1890 se descubrió una serie de nuevos elementos que no tenían cabida en la tabla periódica: los gases nobles. Fue William Ramsay quien descubrió la mayoría de los gases nobles, y el que propuso introducir el grupo 0 para alojar a los gases inertes.

Por otro lado, se hallaron tres parejas de elementos en las que el primer elemento tenía un peso atómico inferior al segundo; estas eran: argón-potasio, cobalto-níquel y telurio-yodo. Mendeléiev creía que era preciso realizar esta inversión en el orden creciente de sus pesos atómicos para acomodar correctamente los elementos químicos en el grupo que mejor les correspondía con el fin de enfatizar sus propiedades físicas y químicas, aunque siguió insistiendo en que había que revisar los pesos atómicos de estos elementos.^[6]



Figura 4. Tumba de Mendeléiev en el cementerio de Vólkovo en San Petersburgo (fotografía propiedad del autor)

A partir de 1895 comenzaron a aparecer serios problemas a la ley periódica de Mendeléiev con el advenimiento de nuevos descubrimientos científicos y teorías sobre la estructura interna del átomo. Entre ellos destacan: el descubrimiento de los rayos X por Wilhelm Conrad Röntgen en la Universidad de Wurzburg (1895); el hallazgo accidental de la radiactividad natural por el físico francés Antoine Henri Becquerel (1896); el descubrimiento de los dos primeros elementos radiactivos por los esposos Curie (1898): el polonio (en junio) y el radio (en diciembre); el hallazgo e identificación del electrón por sir Joseph John Thomson (1897). El descubrimiento de esta nueva partícula causó una nueva decepción a Mendeléiev, ya que los átomos podían dividirse en partículas más pequeñas en contra del criterio del químico ruso;^[6] así como la formulación de los primeros modelos para justificar la estructura atómica por Thomson, Rutherford y Bohr. Entre 1896 y 1913 se removieron los cimientos de la física con la aparición de los nuevos conceptos asociados con las revoluciones cuántica y relativista. Mendeléiev creía que estos descubrimientos representaban una grave amenaza para su ley periódica. Su reacción desesperada le condujo a clasificar los inexistentes elementos éter y coronio, que le valió el descrédito de la comunidad científica.^[1]

El abogado, matemático economista y físico aficionado holandés Antonius van den Broek fue quien definió el concepto de número atómico en un artículo que publicó en 1911 en la revista *Nature* de Londres. Cada elemento de la tabla periódica tendría una carga nuclear igual a una unidad más que la del elemento anterior. Aunque van den Broek avanzó el concepto de número atómico, no pudo demostrarlo. Es al joven físico británico Henry Gwyn Jeffreys Moseley a quien se le atribuye el honor de haber descubierto el número atómico con sus originales experimentos llevados a cabo con la difracción de los rayos X sobre los metales en 1913 y 1914. En el artículo de 1914 confirmó la ley que lleva su nombre (o de los números atómicos), en la que relacionaba la raíz cuadrada de la frecuencia de las líneas espectrales de rayos X de los elementos químicos con el número atómico, $\nu = A(N - b)^2$, donde ν es la frecuencia de las líneas espectrales de los rayos X, N es el número atómico (actualmente se representa por Z), y A y b son dos constantes de las líneas espectrales.^[8] Aunque su estudio abarcó los elementos metálicos del aluminio al oro, su ley permite predecir la existencia de nuevos elementos con gran precisión, por los huecos que se generan en su gráfica ($N = 43, 61$ y 75) en la que representa los elementos químicos por su símbolo y número atómico frente a la raíz cuadrada de la frecuencia de sus líneas espectrales de rayos X (Figura 5).^[8] La ley periódica de Moseley desplazó a la ley periódica de Mendeléiev y sigue resistiendo el paso del tiempo después de más de 105 años.

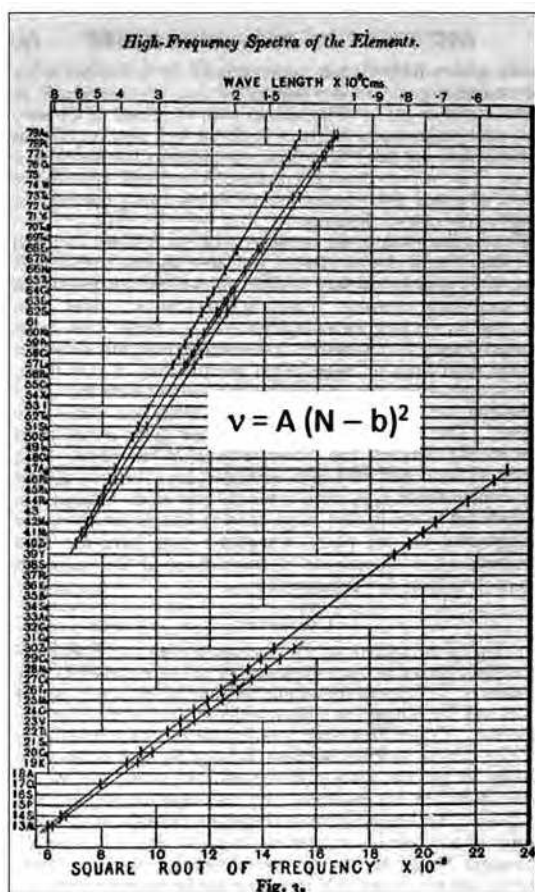


Figura 5. La ley periódica de Moseley ordenada por el número atómico creciente (Moseley, 1914)^[8]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] P. Román Polo, *Mendeléiev: el profeta del orden químico*, 2.ª edición, Nivola libros y ediciones S. L., Tres Cantos, Madrid, 2008.
- [2] E. V. Babaev, D. Mendeleev: A short CV, and a story of life, bit.ly/2TBhp1V, visitada el 26/03/2019.
- [3] N. Tarasova, A good beginning makes a good ending, *Chem. Int.*, **2018**, 40(2), 2-4.
- [4] P. Román Polo, El sesquicentenario del Primer Congreso Internacional de Químicos, *An. Quím.*, **2010**, 106(3), 231-239.
- [5] D. Mendeleev, Sobre la relación de las propiedades de los elementos con sus pesos atómicos (en ruso), *Zhurnal*, **1869**, 1(2-3), 60-67.
- [6] J. Elguero Bertolini, P. Goya Laza, P. Román Polo, *La tabla periódica de los elementos químicos*, Los Libros de la Catarata, CSIC, Madrid, 2019.
- [7] E. R. Scerri, *The periodic table. A very short introduction*, Oxford University Press, Oxford, 2011.
- [8] H. G. W. Moseley, LXXX, The high-frequency spectra of the elements, Part II, *Philos. Mag.*, **1914**, 27(160), 703-713.

PASCUAL ROMÁN POLO
Sección Territorial del País Vasco de la RSEQ
Universidad del País Vasco / Euskal Herriko Unibertsitatea
Real Sociedad Bascongada de los Amigos del País
pascual.roman@ehu.es

La tabla periódica de EuChemS

La tabla que resalta la escasez y disponibilidad de los elementos químicos naturales

El año 2019 ha sido declarado por la Asamblea General de las Naciones Unidas como el Año Internacional de la Tabla Periódica de los Elementos Químicos (IYPT2019, en sus siglas inglesas). La iniciativa, formulada en el año 2016, fue promovida por distintas instituciones científicas y sociedades químicas, entre otras, por la RSEQ y la EuChemS que la apoyaron desde el primer momento

La EuChemS (*European Chemical Society*)^[1] es una organización supranacional que engloba a 42 sociedades químicas de 33 países y que representa a más de 150.000 químicos. Por parte española, pertenecen a la EuChemS, la Real Sociedad Española de Química (RSEQ), la Asociación Nacional de Químicos de España (ANQUE), la Societat Catalana de Química (SCQ) y la Sociedad Española de Química Analítica (SEQA).

Entre los objetivos de la EuChemS cabe mencionar los siguientes: aumentar la visibilidad de la química a nivel europeo hablando con una única voz, crear una identidad común europea entre las diferentes sociedades químicas, colocar a la química en el centro de la política europea participando en debates con las instituciones europeas, y representar a la química europea a nivel internacional. Las sinergias entre las distintas sociedades que componen la EuChemS ayudan a subrayar el papel de la química ante los desafíos globales que la humanidad tiene planteados.

La tabla periódica constituye un verdadero icono para la ciencia. Por esta razón, desde la EuChemS pensamos que nuestra contribución a este Año Internacional debería tener un carácter excepcional, y decidimos elaborar nuestra propia tabla (Figura 1). Como se puede observar, junto con su estética colorista esta tabla incorpora un mensaje claramente conservacionista: no todos los elementos tienen la misma presencia en la corteza terrestre, y los más escasos merecen un cuidado especial: no se pueden malgastar. En la Figura 1 se recoge la tabla periódica en las cuatro lenguas oficiales de España.

La tabla periódica de la EuChemS, fruto del trabajo de un equipo multidisciplinar liderado por David Cole-Hamilton, de la Universidad de Saint Andrews, Escocia, y por Nicola Armadori del CNR, Italia, se presentó en el Parlamento Europeo en una sesión que tuvo lugar el 22 de enero de 2019. En dicha sesión, en la que participaron representantes de distintos países e instituciones, junto con una veintena de alumnos de enseñanza secundaria, se dio a conocer también una tabla periódica mural datada entre 1879-1886, que había sido descubierta en la Universidad de Saint Andrews por un equipo que contó con la participación de la española Pilar Gil.

Esta iniciativa ha sido muy bien acogida por las distintas sociedades miembro de la EuChemS; así, la *Royal Society of Chemistry* (RSC) del Reino Unido ha distribuido 50.000 ejemplares entre todos sus socios, y la *Società Chimica Italiana* va a enviar un ejemplar a cada colegio. Sir Martyn Poliakoff se refirió a ella en su conferencia en la ceremonia inaugural del IYPT2019, que tuvo lugar en la UNESCO en París el 29 de enero de 2019, y ya ha sido traducida a 31 lenguas.

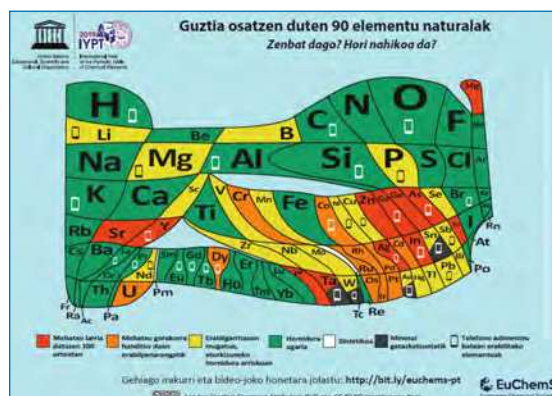
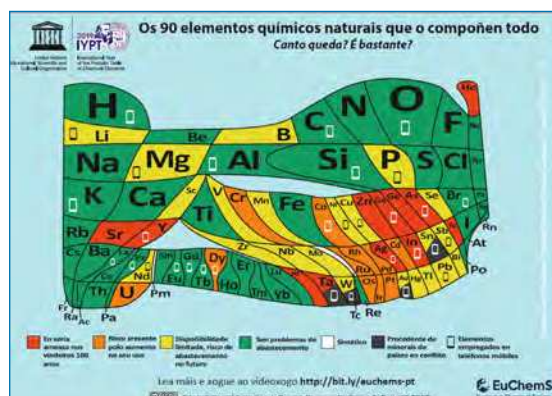
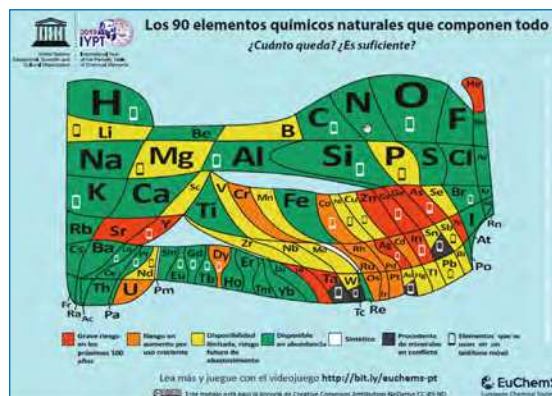
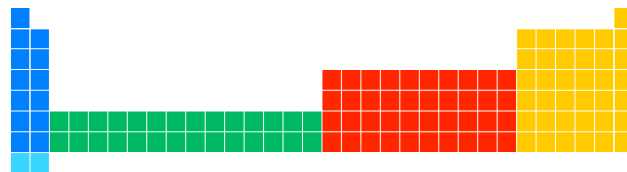


Figura 1. La tabla periódica de los elementos químicos de EuChemS en castellano, catalán, gallego y euskera (de arriba a abajo)^[2]

La tabla de la EuChemS se basa en la diseñada por W. F. Sheehan,^[3] pero se ha modificado para reflejar, de manera más precisa, la abundancia de los elementos a escala logarítmica, y se ha coloreado para llamar la atención sobre aquellos elementos que pueden estar en peligro de desaparición a corto plazo. Recoge los 90 elementos naturales constitutivos de toda la materia, desde las maravillas de la naturaleza hasta los dispositivos electrónicos más sofisticados. A ellos se han sumado el tecnecio y el prometio, que son elementos radiactivos sintéticos, de los que, sin embargo, se han hallado trazas en la naturaleza. No figuran, por el contrario, los elementos transuránidos. La estructura de la tabla no deja espacio entre el berilio y el boro, ni entre el magnesio y el aluminio. Los lantánidos aparecen en su posición correcta.

Como se ha apuntado más arriba, el código de colores hace referencia a la disponibilidad y vulnerabilidad de los diferentes elementos. En rojo, aparecen aquellos cuya disponibilidad será considerablemente menor en los próximos 100 años, tales como el helio, la plata, el telurio, el galio, el germanio, el estroncio, el itrio, el zinc, el indio, el arsénico, el hafnio y el tántalo. Por poner algún ejemplo, el helio se utiliza para la resonancia magnética, las sales de estroncio se añaden a los fuegos artificiales y bengalas para producir el color rojo, mientras que el galio se emplea en dispositivos optoelectrónicos y células solares, y el indio forma parte de las pantallas táctiles.

Los colores naranja y amarillo alertan sobre el riesgo que corren los correspondientes elementos si continuamos con su uso creciente; por ejemplo, el litio, cuya demanda aumenta de forma continuada a causa de su presencia en baterías recargables para automóviles, aunque es un metal que puede ser reciclado de manera bastante sencilla. En verde están los elementos más abundantes. Hay cuatro elementos que aparecen en negro: el estaño, el tántalo, el wolframio y el oro, porque frecuentemente se obtienen de minerales extraídos en las denominadas zonas de conflicto.

Además, se ha incluido un pequeño teléfono móvil en las casillas correspondientes a los 31 elementos que forman parte de los actuales *smartphones* (algunos autores discrepan de esta cifra). La existencia de muchos de estos elementos está en riesgo si continuamos usándolos con la frecuencia con la que lo hacemos en este momento. Se calcula que solo en Europa se sustituyen unos 10 millones de estos teléfonos móviles al mes. Es cierto que una buena parte de ellos se envían a países en desarrollo para su uso o para su reciclaje, aunque sobre la eficacia de estos envíos hay dudas más que razonables.

En definitiva, el mensaje de esta tabla es que se debe hacer todo lo posible para proteger y reciclar los elementos químicos amenazados. Además, como químicos debemos trabajar en la búsqueda de alternativas que permitan utilizar elementos abundantes para sustituir aquellos que están en peligro, ya sea por su uso creciente o por su escasa disponibilidad.

En este año, cuando celebramos que hace siglo y medio Mendeléiev ordenó los 63 elementos entonces conocidos y publicó su primer sistema periódico, deberíamos es-

forzarnos para conservar íntegra nuestra tabla periódica, imagen de una naturaleza ordenada y previsible, sujeta a una bella estructura, para que continúe fascinando a las generaciones futuras, como lo hizo a un joven Oliver Sacks con doce años. Así lo refleja él mismo en su conocido libro,^[4] al describir la impresión que le causó cuando la vio por primera vez:

En 1945 volvió a abrirse el Museo de la Ciencia de South Kensington, que había permanecido cerrado durante gran parte de la guerra, y vi por primera vez la gigantesca tabla periódica que allí se exhibía. La propia tabla, que ocupaba toda una pared en lo alto de las escaleras, era una vitrina de madera oscura con noventa y pico cubículos, y en cada uno estaba grabado el nombre, la masa atómica y el símbolo químico de su elemento. Y en cada cubículo había una muestra del propio elemento (de todos los elementos, cuando menos, que se habían obtenido en forma pura y podían exhibirse de manera segura). Le habían puesto el rótulo de «La clasificación periódica de los elementos, según Mendeléiev».

Más adelante describía el impacto que le había producido su atractiva visión:

La tabla periódica era increíblemente hermosa, lo más hermoso que yo había visto. Jamás pude analizar de manera adecuada lo que yo quería dar a entender por belleza en este caso: ¿simplicidad?, ¿coherencia?, ¿ritmo?, ¿inevitabilidad? O quizá se trataba de la simetría, del hecho de que cada elemento quedara firmemente encerrado en su lugar, sin huecos ni excepciones, de que todo implicara la existencia de todo.^[4]

De las más de mil formas de representar la tabla periódica, la más habitual es la forma media larga, pero cualquiera de ellas es apropiada para aprender los elementos químicos y su ordenación y extasiarse con este icono de la ciencia y la cultura universal.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] EuChemS, <https://www.euchems.eu>, visitada el 22/03/2019.
- [2] EuChemS Element Scarcity - EuChemS Periodic Table, <https://www.euchems.eu/euchems-periodic-table>, visitada el 22/03/2019.
- [3] W. F. Sheehan, A periodic table with emphasis, *Chemistry*, **1976**, 49, 17–18.
- [4] O. Sacks, *El tío Tungsteno. Recuerdos de un químico precoz*, Anagrama, Barcelona, 2006.

PILAR GOYA LAZA
Presidenta de EuChemS
Instituto de Química Médica, CSIC
Juan de la Cierva 3, 28006 Madrid
pgoya@iqm.csic.es

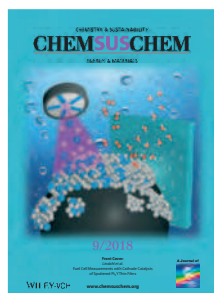
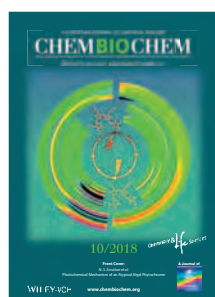
Nota aclaratoria sobre la información inicial de cada artículo

Al inicio de cada artículo de los elementos químicos se incluyen los siguientes datos:

- CE: Configuración Electrónica.
- PAE: Peso Atómico Estándar (adimensional).
- PF: Punto de Fusión normal (a 1 atm de presión), en °C.
- PE: Punto de Ebullición normal (a 1 atm de presión), en °C.
- Densidad: en g/cm³, a 1 atm y 25 °C si es sólido o líquido, y en g/L, en condiciones normales (0 °C y 1 atm), si el elemento se presenta como gas a 1 atm y temperatura ambiente.
- χ (Pauling): electronegatividad (adimensional) en la escala de Pauling, salvo que se indique otra.
- EO: Estados de Oxidación; se indica el valor 0 cuando se han detectado compuestos con este estado o número de oxidación, y se remarcan en negrita los más frecuentes.
- Isótopos más estables.
- Año de descubrimiento, de aislamiento o de obtención, especificándose los principales investigadores responsables y su ciudad y/o país. Estos datos son a veces controvertidos, pero orientan sobre la época de conocimiento concreto de los elementos.

Los autores se han basado para incluir estos datos en las fuentes que han estimado pertinentes. La fundamental y más ampliamente utilizada ha sido la aportada por la *Royal Society of Chemistry* en la dirección web <http://www.rsc.org/periodic-table/>.

Revistas patrocinadas por la Real Sociedad Española de Química



Z = 1, hidrógeno, H

Un vector para la gestión sostenible de la energía

CE: 1s¹; PAE: 1,0079; PF: -259,19 °C; PE: -252,76 °C; densidad (gas, a 0°C y 1 atm): 0,089 g/L; χ (Pauling): 2,20; EO: +1, -1; isótopos más estables: ¹H, D (²H, deuterio), T (³H, tritio); año de aislamiento: 1766 (Henry Cavendish, Reino Unido).

El hidrógeno es el elemento más abundante del universo y el primero que se formó tras el *Big Bang*. En la corteza terrestre es el décimo en abundancia, formando compuestos como el agua o diferentes minerales. En la tabla periódica se le sitúa habitualmente en el grupo 1 de los alcalinos, debido a su configuración electrónica, pero apenas comparte propiedades químicas con ellos. Fue aislado e identificado como elemento por H. Cavendish en 1766. Su nombre deriva del griego *hidro* (agua) y *genos* (generar), es decir, “productor de agua”. Dicho nombre fue propuesto en 1783 por Antoine y Marie Lavoisier durante sus trabajos en torno a la reacción del hidrógeno con el oxígeno, que les permitieron sentar las bases de la química moderna, dejando atrás, entre otras, la teoría del flogisto sobre los procesos de combustión. Es el único elemento cuyos isótopos tienen nombre propio: el deuterio (²H, símbolo D), estable con una abundancia del 0,015 %, y el tritio (³H, símbolo T), sintetizado en 1934.

A pesar de su sencillez, se conocen hasta 40 formas diferentes de hidrógeno: H, H₂, H⁺ (protón), H, H₂⁺, H₃⁺, H₃⁻, orto- y para-hidrógeno (espines nucleares paralelos y anti-paralelos en la molécula H₂), y los correspondientes compuestos isotópicos con D y T, entre otras. Además, es el elemento químico que forma mayor número de compuestos con el resto de los elementos, pudiendo enlazarse a la mayoría de ellos. Humphry Davy consideró en 1810 que era parte esencial de los ácidos, y es precisamente la actividad del protón H⁺ la que permite fijar la escala de pH en medios acuosos. Es la fuente de energía de las estrellas de la secuencia principal como nuestro sol, mediante el proceso de fusión nuclear. Su forma pura más estable en condiciones estándar es la molécula de hidrógeno H₂, gas incoloro, inodoro, el menos denso de los gases conocidos, con temperaturas de licuefacción y solidificación cercanas al cero absoluto. Debido a la energía del enlace H-H (435,88 kJ/mol), el hidrógeno es el combustible con mayor densidad energética por unidad de peso, por lo que ha sido ampliamente usado en la tecnología aeroespacial.

De sus diferentes compuestos destacan los hidruros, combinación directa del hidrógeno con otro elemento. Los hidruros de los metales de transición o sus aleaciones, como el LaNi₅H_x, tienen carácter metálico, y son los más convenientes para el almacenamiento sólido de hidrógeno, dada su reversibilidad. Sin embargo, la forma más habitual de almacenaje es a alta presión, cuyo estándar actual en automoción es de 700 bares de presión (Figura 1).

Entre sus usos destaca la producción de amoníaco, la de metanol, la síntesis de combustibles reformulados limpios (gasolina, diésel), así como aplicaciones menores como la hidrogenación de aceites, o la industria del vidrio.

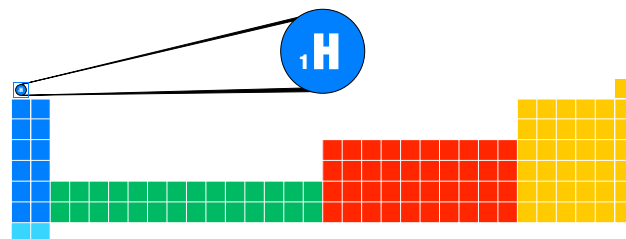


Figura 1. Estación de servicio de hidrógeno (denominada popularmente hidrogenera), junto con un vehículo eléctrico de pila de combustible y depósito de hidrógeno a presión (fotografía cedida por Toyota)

Se puede obtener tratando con ácidos diluidos, o incluso con agua, diversos metales (como los de los grupos 1 al 4 y lantánidos), usando electricidad mediante electrolisis del agua, mediante energía térmica usando ciclos termoquímicos, mediante energía solar directa produciendo fotólisis de agua, y mediante reformado de biomasa o combustibles fósiles. Este último método ha sido el proceso mayoritario hasta el momento, sobre todo por reformado de gas natural, aunque también se usan productos derivados del petróleo, o carbón.

El uso del hidrógeno como vector energético está empezando a permitir una implantación cada vez más amplia y eficaz de las energías sostenibles. Su producción mediante electrolisis, usando electricidad renovable, permite el almacenamiento de esta electricidad en grandes cantidades y a largo plazo (durante meses), gestionando de esta forma la red eléctrica. Igualmente permite su distribución a mercados como el de la automoción, usando vehículos eléctricos con pila de combustible alimentada con hidrógeno, y consiguiendo actualmente autonomías cercanas a los 800 km (Hyundai Nexa), en tiempos de repostaje de hidrógeno de 5 minutos.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] N. N. Greenwood, A. Earnshaw, *Chemistry of the elements*, Pergamon Press, Oxford, 1990, pp. 38–74.
- [2] C. Acar, I. Dincer, Impact assessment and efficiency evaluation of hydrogen production methods, *Int. J. Energy Res.*, **2017**, 39(13), 17571–768.
- [3] J. Rifkin, *La economía del hidrógeno*, Paidós, Barcelona, 2002.
- [4] Hydrogen Roadmap Europe, publicado por *Fuel Cells and Hydrogen Joint Undertaking* (FCH JU), febrero de 2019, <https://bit.ly/2XF3dbe>, visitada el 25/02/2019.

MIGUEL ANTONIO PEÑA
Grupo de Energía y Química Sostenibles
Instituto de Catálisis y Petroleoquímica, CSIC
Asociación Española del Hidrógeno
mapena@icp.csic.es, secretario@aeh2.org

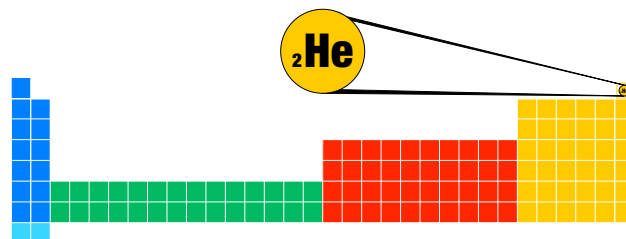
Z = 2, helio, He

Tan fugaz como indispensable

CE: 1s²; PAE: 4,002602(2); PF: -272,20 °C a 2,5 MPa; PE: -268,928 °C; densidad (gas, a 0 °C y 1 atm): 0,1786 g/L; χ (Pauling): -; EO: 0; isótopos estables: ⁴He, ³He; año de aislamiento: detectado en 1868 por Jules Janssen y Norman Lockyer en el espectro de la luz solar. Aislado en 1895 (Sir W. Ramsay en Inglaterra y P. T. Cleve y N. A. Langlet en Suecia).

El aislamiento del helio es una de las historias más fascinantes de la química de finales del siglo XIX. Se detectó espectroscópicamente en 1868 (durante un eclipse solar) por, entre otros, Janssen (Francia) y Lockyer (Inglaterra, el primer editor de la revista *Nature*), quienes asignaron la línea amarilla brillante del espectro de la luz solar que aparecía a 587,49 nm (línea D₃) a un elemento desconocido en la Tierra. Este elemento se denominó helio por el nombre griego “ $\eta\lambda\iota\omicron\varsigma$ ” (el Titán Sol). Posteriormente, Hillebrand, un químico del Servicio Geológico de los Estados Unidos, describió la formación de un gas al tratar minerales de uranio con ácido sulfúrico diluido. Este gas se identificó como nitrógeno por sus líneas espectrales y su comportamiento químico. Ramsay cuestionó esta asignación al creer que el gas era en realidad argón. Al reexaminar los espectros del gas descrito por Hillebrand, notó una línea amarilla brillante que no está presente en el espectro del argón. Junto a Crookes determinaron que la longitud de onda de la línea amarilla de este gas era idéntica a la línea D₃ detectada en la cromosfera solar casi 20 años antes. Ramsay publicó la identificación y el aislamiento del helio el 26 de marzo de 1895, ganando por unos meses a Langlet y Cleve, quienes publicaron su descubrimiento poco después que Ramsay.^[1,2]

A pesar de ser el segundo elemento más abundante del Universo (después del hidrógeno), su abundancia en la atmósfera terrestre es del 0,0005 % en volumen, ya que su volatilidad hace que la gravedad terrestre no pueda retenerlo (otros planetas masivos como Urano están compuestos por hasta un 15 % de helio). Por tanto, su existencia solo sería una curiosidad si no fuera porque el helio se acumula en los campos de gas natural. Las partículas alfa (He²⁺) procedentes de la desintegración de elementos radioactivos pesados, hacen que el gas natural de diferentes partes del mundo tenga hasta un 7 % de helio. El helio puro se obtiene por destilación fraccionada del gas natural. Este descubrimiento ocurrió en 1903 en Dexter (Kansas) durante una perforación petrolífera



en la que apareció un geiser de gas que no ardía. El gas contenía un 1,8 % de ¡helio! La explotación comercial del helio significó una nueva era tecnológica y una nueva física.

La química del helio es la más simple que existe. Hasta la fecha, dejando aparte la detección espectroscópica de moléculas de He₂ y HeXe, y de compuestos de inclusión como He@C₆₀, el único compuesto de helio que se conoce es el Na₂He, sintetizado en 2017^[3] por reacción de sodio metálico en una atmósfera de helio bajo una presión de 115 GPa. Esto hace al helio el elemento menos reactivo de la Tabla Periódica.

El helio permanece líquido a temperaturas próximas al cero absoluto (-273 °C). A temperaturas por debajo de 4,22 K, el ⁴He es un líquido incoloro denominado helio I. Esta forma del helio tiene la propiedad (por encima de 2,176 K, temperatura denominada punto lambda) de no hervir como lo hacen otros líquidos. El helio I se expande según se enfría y sus propiedades solo pueden explicarse usando mecánica cuántica. El helio líquido por debajo de 2,176 K se denomina helio II y es un superfluido, un estado de la materia con propiedades extrañas. Por ejemplo, no tiene viscosidad y su conductividad es la mayor descrita. En este estado el helio fluye por encima de las paredes del contenedor, aparentemente, en contra de la gravedad.

Cerca de un tercio de la producción mundial de helio se usa en enfriar imanes superconductores para su empleo en equipos de imagen de resonancia magnética nuclear (MRI), indispensables en la medicina moderna. Otra aplicación del helio es la creación de atmósferas inertes, fundamentales en la producción de cristales de diferentes metales y metaloides. La electrónica moderna no existiría sin helio. El consumo anual de helio es alrededor de 20 millones de metros cúbicos.

Las propiedades excepcionales que tiene el helio hacen que sea un elemento estratégico. Los Estados Unidos mantienen una reserva (Amarillo, Tejas) de unos 200 millones de metros cúbicos y controlan el mercado de este elemento. Además, excepto si se usan equipos de reciclado caros y no muy eficientes, no hay fuentes renovables de helio en la Tierra. La situación para el mundo en un futuro de escasez de helio puede ser dramática. Por ello, los químicos debemos buscar soluciones alternativas a los equipos y procesos que usan este elemento, a la espera de poder recolectarlo fuera de la Tierra.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] F. Grandinetti, *Noble gas chemistry: Structure, bonding and gas-phase chemistry*, Wiley-VCH, Nueva Jersey, 2018.
- [2] D. E. Fisher, *Much ado about (practically) nothing: A history of the noble gases*, Oxford University Press, Oxford, 2010.
- [3] X. Dong *et al.*, A stable compound of helium and sodium at high pressure, *Nat. Chem.*, **2017**, 9, 440–445.

MIGUEL Á. SIERRA
Departamento de Química Orgánica I
Universidad Complutense de Madrid
sierraor@ucm.es



Figura 1. Tubo de descarga conteniendo He, 1,8 kV, 18 mA junto al espectro del He con su característica línea amarilla

Z = 3, litio, Li

El elemento sólido más ligero,
capaz de flotar en el agua

CE: [He] 2s¹; PAE: 6,94; PF: 180,54 °C; PE: 1342 °C; densidad: 0,534 g/cm³; χ (Pauling): 0,98; EO: +1; isótopos más estables: ⁶Li, ⁷Li; año de descubrimiento: 1817 (Johan August Arfvedson, Estocolomo, Suecia).

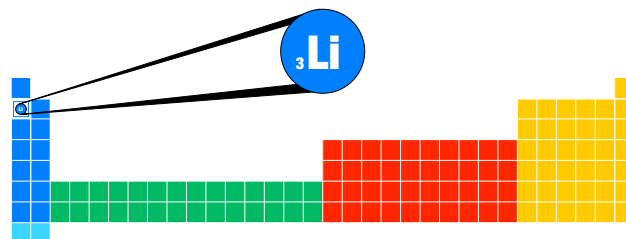
El litio (del griego *lithos*, piedra) es un metal alcalino, de aspecto plateado y tan blando que se puede cortar con un cuchillo. Bajo condiciones estándar es el metal y elemento sólido más ligero, que de hecho puede flotar en el agua. El litio fue descubierto en 1817 por Johan August Arfvedson en el mineral petalita (LiAlSi₄O₁₀), que había sido encontrada por el químico brasileño José Bonifacio de Andrada e Silva en la isla de Utö, en Suecia, hacia el año 1800. Cuando Arfvedson analizaba la petalita detectó la presencia de un nuevo metal que presentaba propiedades similares al sodio y al potasio, pero cuyo carbonato e hidróxido eran menos solubles en agua. Se denominó litio a este nuevo metal para reflejar su descubrimiento a partir de un mineral, en contraste con el sodio o el potasio que se detectaron en fuentes de origen vegetal (Figura 1).^[1] No fue aislado hasta 1820 por William Thomas Brande y Sir Humphry Davy que, trabajando de modo independiente, consiguieron obtener pequeñas cantidades mediante la electrolisis de óxido de litio.^[1] Actualmente se obtiene el litio industrialmente mediante la electrolisis de una mezcla de cloruro de litio y cloruro de potasio.

Tiene una abundancia de un 0,0007 % de la corteza terrestre y debido a su gran reactividad aparece únicamente combinado en sales y minerales. Los principales minerales que contienen litio son, además de petalita, lepidolita, amblygonita y espodumeno. Asimismo, el litio aparece en depósitos de sal. De hecho, los salares de Uyuni, Atacama y Hombre Muerto en Bolivia, Chile y la Argentina contienen más del 70 % de las reservas conocidas y forman lo que se conoce como el “triángulo del litio”. Chile y Australia son los principales productores de litio a partir de salmueras y del espodumeno. En España también existen reservas importantes de este mineral.^[2]

Es uno de los elementos primordiales, se generó en el Big Bang junto con el H y el He. Sin embargo, su presencia en el Universo es inferior a lo esperado. Esto se atribuye a que su núcleo está en el borde de la inestabilidad, ya que sus dos isótopos estables tienen unas de las energías de enlace por nucleón más bajas de todos los nucleidos estables.^[3]



Figura 1. Litio metálico flotando en aceite^[4]



El litio pierde un electrón con facilidad para dar el ion Li⁺ y reacciona con el agua, si bien no tan violentamente como el resto de los metales alcalinos. Además, es uno de los pocos elementos que reacciona con nitrógeno. Aunque la química del litio tiene un marcado carácter iónico, el grado de covalencia es mayor que en el resto de los metales alcalinos debido a que el Li⁺ es el catión más pequeño y polarizante de su grupo.^[4]

Existen muchos usos para el litio y sus compuestos dadas sus especiales propiedades. Se utiliza en aleaciones ligeras para uso en aviación, debido a su baja densidad. Asimismo, el litio tiene un elevado coeficiente de expansión térmica por lo que se utiliza en la preparación de vidrios y cerámicas con propiedades térmicas mejoradas.

El estearato de litio se emplea en la formulación de lubricantes de alta temperatura y durante el siglo xx constituyó el principal uso industrial del litio. Se utiliza el hidróxido o el peróxido de litio para eliminar el dióxido de carbono en atmósferas cerradas, como naves espaciales o submarinos. Por su parte, los compuestos hidruro y organometálicos de litio son reactivos muy importantes en química orgánica como potentes bases y nucleófilos. Asimismo, se usan sales de litio en el tratamiento de enfermedades mentales, en concreto el carbonato de litio Li₂CO₃ se emplea para trastornos bipolares e incluso se relaciona la presencia de litio en el agua de consumo con una menor tasa de suicidios.^[5] También se utilizan sales de litio en los fuegos artificiales porque es capaz de generar un llamativo color rojo-carmesí.^[4]

En el siglo XXI, la principal aplicación del litio se encuentra en la fabricación de baterías. Debido al bajo peso atómico del litio, la relación de carga y potencia por peso es alta. Por ello, las baterías de litio tienen una gran densidad de carga y son esenciales para el desarrollo de dispositivos portátiles ligeros, en especial las baterías de ion-litio recargables. Actualmente, el desarrollo de baterías para el coche eléctrico está repercutiendo en la demanda de este metal, que puede triplicarse en la próxima década y convirtiéndolo en un recurso escaso.^[2]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] M. E. Weeks, The discovery of the elements. IX. Three alkali metals: Potassium, sodium, and lithium, *J. Chem Edu*, **1932**, 9(6), 1035–1045.
- [2] Lithium statistics and information, U.S. Geological Survey, 2019, <https://on.doi.gov/2NXTiV>, visitada el 11/03/2019.
- [3] Lithium element, <https://bit.ly/2EPChwV>, visitada el 09/03/2019.
- [4] W. A. Hart, O. F. Beumel, *Comprehensive Inorganic Chemistry*, Pergamon Press, vol. 1, 1973, pp. 331–365.
- [5] H. Ohgami, T. Terao, I. Shiotsuki, N. Ishii, N. Iwata, Lithium levels in drinking water and risk of suicide, *The British Journal of Psychiatry*, **2009**, 194, 464–465.

MARTA ELENA GONZÁLEZ MOSQUERA
Departamento de Química Orgánica y Química Inorgánica,
Instituto de Investigación en Química Andrés Manuel del Río,
Universidad de Alcalá, Alcalá de Henares
martaeg.mosquera@uah.es

Z = 4, berilio, Be

Uno de los elementos más tóxicos conocidos

CE: $1s^2 2s^2$; PAE: 9,0122; PF: 1287 °C; PE: 2970 °C; densidad: 1,848 g/cm³; χ (Pauling): 1,57; EO: 0, +1, +2; isótopos más estables: ⁷Be, ⁹Be, ¹⁰Be, año de descubrimiento: 1798 (Louis Nicolas Vauquelin, Francia).

El mineral berilo, que es un ciclosilicato de berilio y aluminio ($\text{Be}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_6$), se conoce desde la antigüedad en diversas formas. Esta sal es incolora, pero diferentes impurezas confieren al berilo colores diversos que caracterizan una serie de piedras semipreciosas o preciosas (Figura 1), como el aguamarina (azul, debido a impurezas de Fe^{2+}), el heliodoro (el berilo más abundante cuyo nombre alude a su color amarillo miel debido a impurezas de Fe^{3+}), la morganita o berilo rosa (cuyo color viene causado por impurezas de Mn^{2+}), la esmeralda (verde, color producido por impurezas de Cr y a veces V) o la bixbita o esmeralda roja (cuyo color se debe a impurezas de Mn^{3+}).



Figura 1. Diferentes minerales berilo, de izquierda a derecha: aguamarina, heliodoro, morganita, esmeralda y bixbita

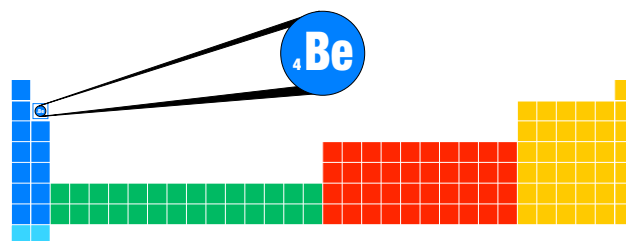
Aunque el elemento Be fue dado a conocer por Vauquelin a finales del siglo XVIII, no sería aislado hasta 30 años más tarde por Friedrich Wöhler y Antoine Bussy, independientemente.

El elemento berilio es bastante singular, tanto en lo que respecta a sus propiedades físicas como químicas. Es uno de los metales más ligeros que existen, unas tres veces menos denso que el Al; pero al mismo tiempo tiene uno de los puntos de fusión más altos entre los metales ligeros y una magnífica conductividad térmica. También es excepcional su óxido, ya que es un conductor térmico mejor que cualquier no metal, si se exceptúa el diamante, y su formación por oxidación superficial del metal le confiere a éste una alta resistencia al rayado, impidiendo además que el berilio arda cuando se funde.

Parte de las aplicaciones del Be están relacionadas con su ligereza y estabilidad, por lo que se utiliza en la fabricación de giróscopos, de elementos de relojería. También se ha utilizado mucho en reactores nucleares, como moderador de neutrones, o en la litografía de Rayos-X para la producción de circuitos integrados. En este sentido quizás su aplicación más llamativa sea la de los espejos primarios del telescopio espacial James Webb, fabricados en Be recubierto de oro.

Una gran variedad de sus aplicaciones tecnológicas está basada en las aleaciones cobre-berilio, en las que la presencia de un 2 % de este último le confiere a la aleación una resistencia seis veces mayor que la del cobre puro, proporcionando un material ideal en instrumentos de precisión, partes móviles de aeronaves, entre otras aplicaciones.

Los átomos Be son sistemas de capa cerrada, al igual que los gases nobles. No obstante el Be es mucho más reactivo



que éstos ya que la separación energética entre el último orbital lleno (2s) y el primero vacío (2p) es mucho menor que en los gases nobles en los que el primer orbital vacío disponible pertenece a la capa electrónica siguiente. Sin embargo esta configuración electrónica está en la base de otra de las singularidades del Be: la muy baja estabilidad de su dímero, Be_2 , que tiene una energía de disociación de solo unos pocos kJ/mol. De hecho, la teoría de orbitales moleculares predice que el Be, como es el caso para los gases nobles, no debería formar moléculas estables en el estado fundamental, si bien cálculos mecanocuánticos muy precisos prueban que los efectos de correlación electrónica son responsables de la existencia de un dímero muy débilmente enlazado.^[1]

Otra característica esencial del Be y por ende de sus compuestos es ser un sistema deficitario en electrones, al tener completamente vacíos en su capa electrónica los orbitales 2p. Eso convierte al Be y a sus derivados en fuertes ácidos de Lewis, capaces de formar fuertes enlaces dativos con todo tipo de dadores electrónicos. Este rasgo confiere a estos derivados la capacidad de cambiar drásticamente la reactividad de otras especies unidas a ellos, pudiendo por ejemplo convertir una base convencional como la anilina en un superácido.^[2] Las interacciones con derivados de berilio facilitan también la formación de pares iónicos en fase gas o la formación espontánea de radicales.^[3] La presencia de centros de Be físicamente próximos, como en los 1,8-derivados del naftaleno, hace que estos sistemas tengan una gran afinidad electrónica o la capacidad de comportarse como verdaderas esponjas de aniones.^[3]

Dentro de las peculiaridades del Be y de sus derivados se encuentra su alta toxicidad, ya que es uno de los elementos más tóxicos que se conocen. La inhalación produce (por encima de 1.000 $\mu\text{g}/\text{m}^3$) lo que se conoce como beriliosis, que en un número no despreciable de casos es mortal, al afectar a los pulmones y el corazón. Hoy en día parece también estar bien establecido que la exposición prolongada al polvo de berilio puede causar cáncer de pulmón.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] M. El Khatib, G. L. Bendazzoli, S. Evangelisti, W. Helal, T. Leininger, L. Tenti, C. Angeli, Beryllium dimer: A bond based on non-dynamical correlation, *J. Phys. Chem. A*, **2014**, *118*, 6664–6673.
- [2] M. M. Montero-Campillo, P. Sanz, O. Mó, M. Yáñez, I. Alkorta and J. Elguero, Alkaline-earth (Be, Mg and Ca) bonds at the origin of huge acidity enhancements, *Phys. Chem. Chem. Phys.*, **2018**, *20*(4), 2413–2420.
- [3] M. M. Montero-Campillo, O. Mó, M. Yáñez, I. Alkorta and J. Elguero, Non-covalent interactions, Chapt. 3. The beryllium bond, *Adv. Inorg. Chem.*, **2019**, *73*, 73–121.

MANUEL YÁÑEZ
Departamento de Química. Facultad de Ciencias,
Universidad Autónoma de Madrid,
Cantoblanco, 28049-Madrid
manuel.yanez@uam.es

Z = 5, boro, B

Del desierto a las momias pasando por los reactores nucleares y los fármacos

CE: [He] 2s²2p¹; PAE: 10,811; PF: 2076 °C; PE: 3927 °C; densidad: 2,08 g/cm³; χ (Pauling): 2,04; EO: -5, -1, 0, +1, +2, +3; isótopos más estables: ¹⁰B, ¹¹B, año de aislamiento: 1808 (Humphry Davy, Inglaterra, no lo reconoció), 1824, (Jöns Jakob Berzelius, Suecia).

El aislamiento del boro tuvo lugar en Penzance (Cornwall, Inglaterra) en 1808, cuando el químico inglés Humphry Davy observó la deposición de un precipitado sobre la superficie de un electrodo al pasar la corriente eléctrica a través de una solución de boratos. Davy propuso el nombre de *Boracium* al precipitado formado por su impresión de que se trataba de un metal.^[1] Pero fue Jöns Jakob Berzelius quien en 1824 lo identificó como un elemento nuevo.^[2] La preparación de boro puro cristalino, que presenta gran resistencia química, dureza extrema (es el segundo elemento más duro), gran opacidad, brillo metálico y propiedades eléctricas asociadas con los sólidos semimetálicos, es compleja y difícil (Figura 1).^[3] El boro se extrae en su mayor parte del desierto “Valle de la muerte” en California, donde se encuentra en forma de boratos de diferentes cationes formando los minerales: kaliborita, karlita, kernita y kurnakovita, entre otros.

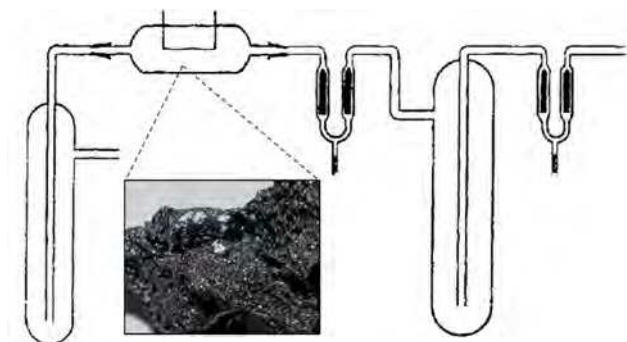
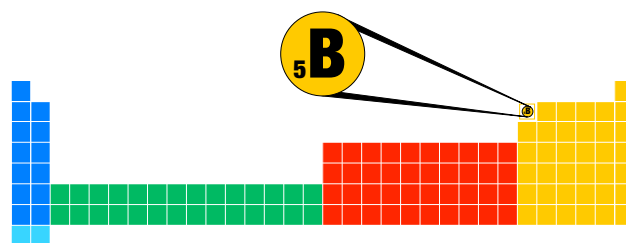


Figura 1. Parte esencial del dispositivo utilizado para la síntesis de boro puro cristalino.^[3] Imagen del boro en estado cristalino

El bórax (Na₂B₄O₇·10H₂O) fue uno de los primeros minerales que se intercambió en los tiempos del Mundo Antiguo. Comenzando con los babilonios y pasando por egipcios, chinos, romanos y árabes, los compuestos de boro se usaron en la soldadura de oro y en la fabricación de vidrio. En el Egipto de los faraones, los fallecidos se embalsamaban con sales de momificación. Había muchas formas diferentes de embalsamar a los difuntos dependiendo de cuánto deseaba gastar la familia, ya que los embalsamadores podrían haberse dado cuenta de que ciertas sales de momificación eran más fiables para la conservación que otras; pero parece bastante improbable que los antiguos egipcios supieran realmente que estaban aplicando sales que contenían borato. El ácido bórico (H₃BO₃), que fue producido a partir del bórax por el químico holandés William Homberg en 1702, se usó ampliamente para administración tópica desde el siglo XVIII debido a su gran actividad bactericida y fungicida.^[4]

El elemento boro, que se encuentra ubicado a la izquierda del carbono en la tabla periódica, existe en abundancia en todo el Universo y forma compuestos estables con una



amplia variedad de los elementos de la tabla periódica. Al igual que el carbono, puede enlazarse consigo mismo formando enlaces B-B que originan los boranos. Éstos están formados por estructuras poliédricas aromáticas 3D^[5] de caras triangulares, en las que los enlaces que mantienen cohesionado el clúster son enlaces tricéntricos a dos electrones (3c-2e). William Lipscomb recibió el premio Nobel de Química en 1976 por sus estudios sobre el enlace 3c-2e de las estructuras de los boranos.^[6] La química del boro forma estructuras moleculares con extraordinaria estabilidad química, biológica, térmica y fotoquímica, que proporcionan aplicaciones únicas que no son posibles con otros elementos, incluido el carbono. Tanto los hidruros de boro como los hidrocarburos son susceptibles a múltiples sustituciones, pero los boranos son aparentemente estables frente a sistemas enzimáticos que han apoyado la evolución de la vida (al menos en este planeta), y parece que son inertes a procesos enzimáticos de degradación. Otra característica única del boro es su distribución isotópica de ¹⁰B (20 %) y ¹¹B (80 %), acompañada por la gran capacidad del isótopo no-radiactivo de ¹⁰B a capturar neutrones térmicos que producen núcleos de ¹¹B* excitado; los cuales instantáneamente por fisión dan lugar a núcleos citotóxicos de ⁴He (partículas α) y ⁷Li. Este proceso de captura de neutrones del boro se acompaña de la liberación de aproximadamente 2,4 MeV de energía cinética y un fotón (partícula γ) de 0,5 MeV. Esta reacción nuclear es la base de la terapia de captura de neutrones de boro para el tratamiento del cáncer (BNCT).

Gracias a esta propiedad de captura de neutrones del ¹⁰B, el boro natural se utiliza en forma de barras en el interior de los reactores nucleares para regular el desprendimiento de neutrones en la reacción en cadena, y por tanto modular la producción de energía nuclear.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] H. Davy, An account of some new analytical researches on the nature of certain bodies, particularly the alkalis, phosphorus, sulphur, carbonaceous matter, and the acids hitherto undecomposed: with some general observations on chemical theory, *Philos. Trans. Royal Soc.*, **1809**, 99, 104.
- [2] J. Berzelius, Undersökning af flusspattsyrans och dess märkvärdigaste föreningar, *Proc. R. Soc.*, **1824**, 12, 46–98.
- [3] A. W. Laubengayer, D. T. Hurd, A. E. Newkirk, J. L. Hoard, Boron. I. preparation and properties of pure crystalline boron. *J. Am. Chem. Soc.*, **1943**, 65(10), 1924–1931.
- [4] C. Viñas, The uniqueness of boron as a novel challenging element for drugs in pharmacology, medicine and for smart biomaterials, *Future Med. Chem.*, **2013**, 5(6), 617–619.
- [5] J. Poater, M. Solà, C. Viñas, F. Teixidor, π aromaticity and three-dimensional aromaticity: Two sides of the same coin? *Angew. Chem. Int. Ed.* **2014**, 53, 1, 2191–2195.
- [6] The Nobel Prize in Chemistry 1976, <https://bit.ly/2NpY95Q>, visitada el 23/02/2019.

CLARA VIÑAS I TEIXIDOR
Institut de Ciència de Materials de Barcelona (ICMAB-CSIC)
clara@icmab.es

Z = 6, carbono, C

El elemento químico más próximo al ser humano

CE: [He] 2s²p²; PAE: 12,011; densidad: 2,25 g/cm³ para el grafito y 3,51 g/cm³ para el diamante; χ (Pauling): 2,55; EO: -4, -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4; isótopos estables: ¹²C, ¹³C; se conoce desde la antigüedad. No tiene fecha de descubrimiento definida.

El carbono es uno de los 92 elementos químicos naturales de nuestro planeta y constituye aproximadamente el 0,1 % de la corteza terrestre. Después del oxígeno, es el elemento químico más abundante en masa (18 %) en el cuerpo humano.

El carbono es el único elemento de la tabla periódica capaz de reunir las propiedades necesarias para la aparición de la vida sobre la Tierra. Su capacidad de hibridación de orbitales atómicos, generando carbonos de naturaleza *sp*³, *sp*² y *sp*, le confiere una situación única para la construcción de una amplia variedad de formas alotrópicas. Sin embargo, resulta sorprendente el hecho de que hasta hace tan solo 35 años, solo dos alotropos de carbono, el diamante –constituido por carbonos *sp*³– y el grafito –constituido por carbonos *sp*²– fuesen conocidos por la comunidad científica. Ambos alotropos presentan una estructura reticular con los átomos de carbono extendiéndose en las tres direcciones del espacio.

Este escenario cambió drásticamente con el descubrimiento de la primera estructura molecular de carbono, los fullerenos^[1] –jaulas cerradas constituidas exclusivamente por un número definido de átomos de carbono con elevada simetría– (Figura 1) seguido, en orden cronológico, por los nanotubos de carbono^[2] –estructuras constituidas por átomos de carbono con forma cilíndrica– y, más recientemente, por el grafeno^[3] –una lámina bidimensional de átomos de carbono de espesor atómico–. Actualmente, se conocen un número significativamente superior de nanoformas de carbono, tales como fullerenos endoédricos, nanocuernos de carbono, nanocubos de carbono, nanotorus (nanotubos de carbono formando un anillo), nanovasos (a modo de una serie de vasos apilados) o los denominados guisantes de carbono (formados por un nanotubo de carbono conteniendo en su interior moléculas de fullerenos), configurando así un nuevo escenario de nanoformas de carbono.^[4] Estas nanoformas de carbono son consideradas materiales excepcionales que están recibiendo la atención de la comunidad científica internacional.

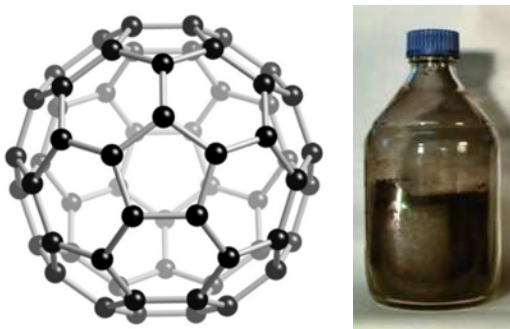
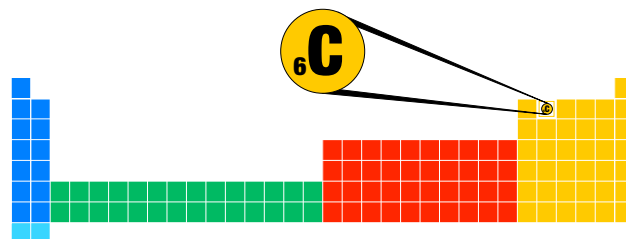


Figura 1. Molécula de C₆₀ y su estado sólido natural



La IUPAC en su *Compendio de terminología química* (2.^a edición, 1997) define el concepto de alotropo como “Las diferentes modificaciones estructurales de un elemento”. Aunque esta definición de la IUPAC parece llevar a considerar las nuevas estructuras de carbono como nuevos alotropos, la comunidad científica ha tendido a considerar los fullerenos como la tercera forma alotrópica del carbono, en donde los átomos se unen entre sí dando lugar a formaciones esféricas, tubulares o elipsoidales, englobando así a todas estas formaciones en un mismo alotropo, “los fullerenos”.

El carbono es, sin duda, el elemento químico más promiscuo de la tabla periódica al ser capaz de enlazarse un solo átomo con hasta cuatro átomos de carbono o átomos de diferentes elementos químicos. Dado el elevadísimo número de compuestos orgánicos conocidos (naturales y sintéticos), la química orgánica es la parte de la química que estudia el carbono y sus compuestos químicos.

La tetravalencia del carbono ha dado lugar a la aparición de una dimensión de control adicional en los compuestos químicos, como es la quiralidad. Un carbono asimétrico o carbono estereogénico es un átomo de carbono que está enlazado a cuatro sustituyentes o elementos diferentes. Actualmente, uno de los grandes enigmas de la ciencia es la relación de la quiralidad con el origen de la vida, ya que los aminoácidos y carbohidratos que componen los seres vivos son quirales.^[5]

Un último aspecto a valorar es la tremenda contribución del elemento carbono al desarrollo de la civilización y, más recientemente, a la creación de la sociedad del bienestar mediante los nuevos materiales basados en el carbono. En este sentido, bastará con mencionar el desarrollo de fármacos, plásticos (a pesar de los problemas recientes como contaminante medioambiental), fibras sintéticas, combustibles, materiales aeroespaciales, materiales fotovoltaicos, y un muy largo etc., para valorar su importancia.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] H. W. Kroto, J. R. Heath, S. C. O'Brien, R. F. Curl, R. E. Smalley, C₆₀: Buckminsterfullerene, *Nature*, **1985**, *318*, 162–163.
- [2] S. Iijima, Helical microtubules of graphitic carbon, *Nature* **1991**, *354*, 56–58.
- [3] K. S. Novoselov, A. K. Geim, *et al.*, Electric field effect in atomically thin carbon films, *Science*, **2004**, *306*, 666–669.
- [4] J. L. Delgado, M. A. Herránz, N. Martín, The nano-forms of carbon, *J. Mater. Chem.*, **2008**, *18*, 1417–1426.
- [5] Para una discusión más elegante sobre la capacidad del carbono para la creación de vida, véase: Primo Levi, *The periodic table*, Schocken Books, Random House Inc., Nueva York, 1995, capítulo: Carbon, 224.

NAZARIO MARTÍN LEÓN
Universidad Complutense. E-28040 Madrid, Spain
IMDEA-Nanociencia. E-28049 Madrid, Spain
nazmar@ucm.es; www.nazariomartingroup.com

Z = 7, nitrógeno, N

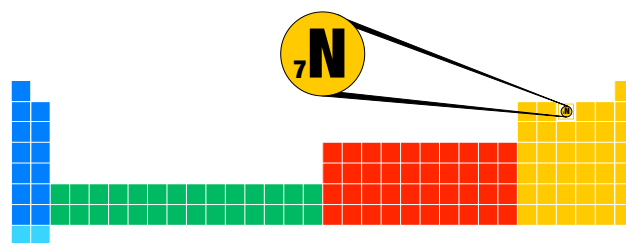
Un elemento esencial para la química de la vida

CE: [He] 2s²2p³ ; PAE: 14,007; PF: -210,0 °C ; PE: -195,8 °C; densidad (gas, a 0° y 1 atm): 1,2506 g/L; χ (Pauling): 3,04; EO: -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5; isótopos más estables: ¹⁴N, ¹⁵N; año de aislamiento: 1772 (Daniel Rutherford, Edimburgo).

En el Antiguo Egipto se obtenía cloruro amónico al calentar orina con sal; posteriormente los alquimistas le dieron el nombre de sal amonia. Los primeros que se percataron de que el nitrógeno era una sustancia distinta que el aire, fueron en 1760 Henry Cavendish y Joseph Priestley, que comprobaron que en su seno no se mantenía la llama y un ratón moría, al igual que demostró Daniel Rutherford en 1772 y, además, sugirió que era un elemento.^[1, 2] El nombre de nitrógeno proviene del griego “nitron”, por su presencia en el nitro (KNO₃, salitre) y “gener” (generación). Fue acuñado en francés, “nitrogène”, por el químico Jean Antoine Chaptal (1756-1832) en 1790. En condiciones ordinarias de presión y temperatura es un gas, incoloro, inodoro e insípido. Lavoisier (1743-1794), lo denominó “*aire mefítico*” y, posteriormente, “*azole*” (del griego, *a*: sin y *zoe*: vida), de donde viene su nombre actual en francés (*azote*). Abunda en la atmósfera terrestre en forma de nitrógeno molecular, N₂ (78,08 % en volumen y 75,0 % en masa). En la litósfera (0,02 % en masa), se encuentra combinado en forma de KNO₃ (salitre) y NaNO₃ (nitro de Chile). En el cuerpo humano, está presente en un 3 % en masa. Industrialmente se obtiene por destilación fraccionada del aire líquido. La pequeña porción de oxígeno presente en la fracción, se elimina por combustión, bien de carbono o de cobre al rojo.

Forma parte de muchos compuestos a pesar de la inercia química de sus moléculas, N≡N, cuyo enlace posee una fortaleza de 946 kJ/mol. Se encuentra en gran diversidad de productos inorgánicos: amoníaco, óxidos de nitrógeno, nitratos y nitritos, y orgánicos: aminas, amidas, nitrilos, alcaloides, azocompuestos, porfirinas, aminoácidos, péptidos, proteínas, ácidos nucleicos, etc. Los óxidos de nitrógeno se pueden encontrar en la atmósfera, procedentes del tubo de escape de los coches. El NO generado en los organismos vivos tiene una función importante en la circulación sanguínea y como neurotransmisor.

El nitrógeno en la atmósfera tiene una importancia fundamental como diluyente del oxígeno. Inhibe la respiración en ausencia de oxígeno, situación que el organismo no puede detectar. Por ello, se le conoce como “*pnictógeno*”, que proviene de la palabra griega que significa “asfixiarse” o “estrangular”. Es el responsable de las espectaculares coloraciones de las auroras boreales.^[3]



En la industria, se emplea para conseguir atmósferas inertes en electrónica y en la conservación de alimentos, en la del acero y en otras muchas. También se utiliza como propelente en el sistema de seguridad “*airbag*” de los automóviles. El nitrógeno líquido se usa como refrigerante para almacenar y conservar diversos materiales utilizados en investigaciones médicas y en otras tecnologías (Figura 1). Se emplea también para quemar criogénicamente granos y vengras.^[4] Compuestos derivados de nitrógeno forman parte de medicamentos como anestésicos, antibióticos, relajantes, ansiolíticos, analgésicos, inmunosupresores, hipotensores arteriales, etc.; de insecticidas, herbicidas, fungicidas, etc. Un alto porcentaje del nitrógeno obtenido es para sintetizar amoníaco, siguiendo el proceso de Haber y de él, el ácido nítrico. Estos dos compuestos son el punto de partida de la industria de muchos abonos, colorantes, fibras y explosivos.

El nitrógeno es un componente fundamental de todos los organismos vivos y su proporción en la atmósfera se mantiene prácticamente constante gracias al “ciclo del nitrógeno”, serie compleja de reacciones por las que el nitrógeno lento pero continuamente, pasa por la litósfera, la hidrósfera y la atmósfera. Los vegetales pueden incorporar el nitrógeno directamente, en forma de nitratos, pero el amoníaco y las sales amónicas, requieren la intervención de las bacterias del suelo, tales como *rhizobium*, que las transforman en nitratos. También se puede convertir en amoníaco, mediante la enzima nitrogenasa de las bacterias que viven en los nódulos radiculares de las leguminosas y libres en el suelo. Por cualquiera de estas rutas, el nitrógeno pasa en los vegetales a formar parte de las proteínas, de los ácidos nucleicos (DNA y RNA), de los alcaloides y de otros muchos tipos de compuestos. Los animales se alimentan de los vegetales sintetizando sus componentes nitrogenados y eliminando los residuos mediante los excrementos, en forma de urea y sales amónicas. Cuando los seres vivos mueren, las bacterias que promueven la putrefacción, convierten sus componentes nitrogenados en amoníaco o en otros derivados del nitrógeno. En este ciclo también influyen las descargas eléctricas en la atmósfera que producen óxidos de nitrógeno que al final terminan formando parte de los nitratos en el suelo.

El nitrógeno es un componente fundamental de todos los organismos vivos y su proporción en la atmósfera se mantiene prácticamente constante gracias al “ciclo del nitrógeno”, serie compleja de reacciones por las que el nitrógeno lento pero continuamente, pasa por la litósfera, la hidrósfera y la atmósfera. Los vegetales pueden incorporar el nitrógeno directamente, en forma de nitratos, pero el amoníaco y las sales amónicas, requieren la intervención de las bacterias del suelo, tales como *rhizobium*, que las transforman en nitratos. También se puede convertir en amoníaco, mediante la enzima nitrogenasa de las bacterias que viven en los nódulos radiculares de las leguminosas y libres en el suelo. Por cualquiera de estas rutas, el nitrógeno pasa en los vegetales a formar parte de las proteínas, de los ácidos nucleicos (DNA y RNA), de los alcaloides y de otros muchos tipos de compuestos. Los animales se alimentan de los vegetales sintetizando sus componentes nitrogenados y eliminando los residuos mediante los excrementos, en forma de urea y sales amónicas. Cuando los seres vivos mueren, las bacterias que promueven la putrefacción, convierten sus componentes nitrogenados en amoníaco o en otros derivados del nitrógeno. En este ciclo también influyen las descargas eléctricas en la atmósfera que producen óxidos de nitrógeno que al final terminan formando parte de los nitratos en el suelo.



Figura 1. Nitrógeno líquido^[4]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] M. E. Weeks, Daniel Rutherford and the discovery of Nitrogen, *J. Chem. Educ.*, **1934**, *11*(2), 101–107.
- [2] J. A. Babor, J. Ibarz, *Química general moderna*, Editorial Marín, Barcelona, 1965, pp. 610–632.
- [3] <https://rsc.li/2dasALK>, visitada el 01/03/2019.
- [4] <https://bit.ly/2XFQRzS>, visitada el 01/03/2019.

JOSÉ MARÍA HERNÁNDEZ HERNÁNDEZ
Universidad de Salamanca
Grupo Especializado de Didáctica e Historia, común a las
Reales Sociedades Españolas de Física y de Química
chemher@gmail.com

Z = 8, oxígeno, O

Elixir de vida y muerte^[1]

CE: [He] 2s²2p⁴; PAE: 15,999; PF: -218,8 °C; PE: -183,0 °C; densidad (gas, a 0 °C y 1 am): 1,429 g/L; χ (Pauling): 3,44; EO: -2, -1, 0, -1, +2; isótopos más estables: ¹⁶O, ¹⁷O, ¹⁸O; año de aislamiento: 1770-1773 (C. W. Scheele).

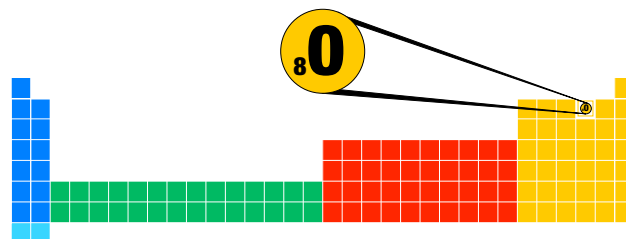
El oxígeno fue aislado por primera vez por el sueco Carl Wilhelm Scheele entre 1770 y 1773 calentando pirolusita (dióxido de manganeso) con *aceite de vitriolo* (ácido sulfúrico concentrado); al observar que una vela ardía en este gas de forma más viva, lo bautizó como “aire de fuego”, pero su descubrimiento no se publicó hasta 1777. Por su parte, el clérigo inglés Joseph Priestley obtuvo oxígeno en 1774 al calentar óxido mercuríco y lo llamó “aire deflogisticado” porque, aceptando la teoría predominante, pensaba que el aire se saturaba con flogisto cuando ya no podía soportar la combustión o la vida. En París, Priestley informó a Lavoisier acerca de la obtención de su “nuevo aire”. Lavoisier se dio cuenta enseguida de la importancia del descubrimiento de Priestley y repitió su experimento; entre 1775 y 1780 desarrolló diversas investigaciones a partir de las cuales dedujo correctamente la naturaleza elemental del oxígeno, lo reconoció como el principio activo de la atmósfera e interpretó su papel en la combustión y la respiración. Además, en 1777 le dio su nombre actual, que significa “generador de ácidos” –del griego *oxys*, ácido y *genes*, que engendra–, convencido de que el oxígeno formaba parte de todos los ácidos y era el “principio acidificante” que permitía que cualquier elemento pudiera transformarse en ácido. Aunque posteriormente se demostró que esta idea era errónea, el término oxígeno se extendió rápidamente entre toda la comunidad científica perdurando hasta la actualidad.^[2, 3]

El oxígeno es el elemento más abundante de la corteza terrestre, representando más del 50 % en masa de los minerales y rocas que la constituyen. También es el componente mayoritario en masa de los seres vivos, ya que supone un 88,9 % de la masa del agua, además de estar presente en todas las biomoléculas orgánicas. En el conjunto del universo es, después del H y el He, el tercer elemento más abundante en masa, procedente en su mayor parte de procesos de fusión de núcleos de helio y carbono en estrellas masivas.

El oxígeno elemental en forma de dióxígeno, O₂, representa un 20,8 % en volumen de la atmósfera, por lo que suele obtenerse por destilación fraccionada del aire líquido. El O₂ en condiciones normales es un gas incoloro, pero en sus formas líquida y sólida es de color azul pálido (Figura 1).



Figura 1. Oxígeno líquido en un vaso de precipitados (Consulta en: <https://bit.ly/2RusrEZ>, visitada el 1 de febrero de 2019)



El O₂ desempeña un importantísimo papel en el metabolismo energético de los organismos vivos: a través de la fotólisis del agua en la fotosíntesis se produce O₂, mientras que en la fosforilación oxidativa de la respiración aerobia el O₂ se reduce a agua, cerrando el ciclo biológico.

Otro alótropo del oxígeno, el ozono o trióxígeno, O₃, se concentra en la estratosfera y absorbe parcialmente la radiación ultravioleta UVB, ayudando a proteger la biosfera de dicha radiación. Sin embargo, el ozono troposférico, formado a partir de óxidos de nitrógeno y compuestos orgánicos volátiles procedentes de la actividad humana, da lugar al *smog* fotoquímico y, por su marcado carácter oxidante, provoca daños en bronquios y pulmones.

El descubrimiento de la importancia crucial del oxígeno para la vida supuso que, ya en el siglo XIX, se generalizara la terapia del oxígeno, proclamándose sus poderes curativos contra todo tipo de dolencias y, en la actualidad, perdura en los denominados “bares de oxígeno” en los que se asegura que inhalaciones de oxígeno durante 15 o 20 minutos ayudan a combatir el estrés, a mejorar la circulación y a eliminar toxinas. En realidad, las terapias con oxígeno solo son útiles para tratar enfermedades que afecten a la capacidad del cuerpo para absorber oxígeno o bien para tratar infecciones causadas por bacterias anaerobias. A presiones parciales elevadas –más de 0,5 atm– el O₂ puede ser tóxico, llegando a provocar convulsiones y por encima de 2 atm la muerte, al dañarse irreparablemente las estructuras mitocondriales. Incluso en sus valores normales de concentración y presión, se considera que el oxígeno es la principal causa de envejecimiento, debido a la producción de radicales libres como el ion superóxido, ·O₂⁻, dentro de las células, a causa de la respiración que, si no pueden ser eliminados por las enzimas antioxidantes, acaban provocando daños celulares que se acumulan gradualmente hasta que se supera la capacidad del organismo para mantener su integridad. Por todo ello no es descabellado afirmar que el oxígeno es, para todos los organismos aerobios, el elixir de la vida, pero también de la muerte.^[1, 4]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] N. Lane, *Oxygen: The Molecule that Made the World*, Oxford University Press, Oxford, 2002, pp. 3–13.
- [2] J. Cartwright, *Del flogisto al oxígeno. Estudio de un caso práctico en la revolución química*, Fundación Canaria Orotava de Historia de la Ciencia, Tenerife, 2000.
- [3] I. Pellón González, Lavoisier y la revolución química, *An. RSEQ*, 2002, 2, 40–49.
- [4] H. Aldersey-Williams, *Periodic tales: a cultural history of the elements, from arsenic to zinc*, Harper-Collins, Nueva York, 2011, pp. 126–135.

ALMUDENA DE LA FUENTE FERNÁNDEZ
Grupo Especializado de Didáctica e Historia de la Física
y la Química de la RSEF y la RSEQ.
Universidad Autónoma de Madrid.
Colegio Nuestra Señora de los Ángeles, Madrid.
almudena.fuente@predoc.uam.es

Z = 9, flúor, F

Elemento más oxidante que el oxígeno

CE: [He] 2s²2p⁵; PAE: 18,998; PF: -219,6 °C; PE: -188,11 °C; densidad (gas, a 0 °C y 1 atm): 1,697 g/L; χ (Pauling): 3,98; EO: -1; isótopo más estable: ¹⁹F; año de aislamiento: 1886 (Henri Moissan, Francia).

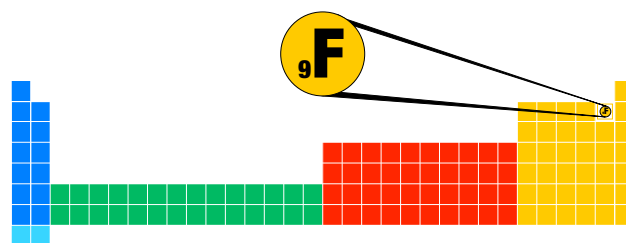
El nombre de flúor deriva del latín “fluere” que significa fluir. Es el halógeno más abundante, hallándose en muchos minerales de la corteza terrestre, o bien disuelto en las aguas de mares y ríos. Sus minerales más relevantes son la criolita (AlF₃·3NaF), la fluorita (CaF₂) y la fluorapatita (Ca₅(PO₄)₃F) que es un componente del esmalte dental (Figura 1). A pesar de su abundancia natural, no fue aislado hasta el año 1886 por el francés Henri Moissan (1852-1886), a través de la electrólisis de una solución de KHF₂ y HF anhidro con electrodos de platino. Por este descubrimiento se le concedió el premio Nobel de Química en el año 1906 (Figura 2).^[1] El gas aislado (F₂) resultó ser un poderoso agente oxidante que reaccionaba de forma violenta con todos los demás elementos, incluido el oro, el platino y los gases nobles como el kriptón y el xenón, y provocaba la combustión de los compuestos orgánicos. De hecho, el flúor es el más electronegativo y reactivo de todos los elementos, siendo tóxico y extremadamente corrosivo. En forma pura es altamente peligroso, causando graves quemaduras químicas al contacto con la piel.

La historia de la química del flúor pone de manifiesto la dificultad de manipular este elemento. Es a partir de la Segunda Guerra Mundial cuando se empieza a dominar la tecnología requerida para el manejo del flúor y de sus compuestos. Cabe destacar como hitos históricos de esta época el Proyecto Manhattan que desarrolló la producción de flúor a escala industrial para sintetizar UF₆ que se utiliza para enriquecer isotópicamente el uranio natural; y la reacción de Balz-Schiemann como método industrial para formar enlaces C_{Ar}-F reemplazando una molécula de N₂. Actualmente, el flúor aún se prepara electroquímicamente usando los principios elaborados por Moissan.

El tratamiento de la fluorita con ácido sulfúrico produce ácido fluorhídrico a partir del cual se preparan fluoruros de valencia alta (CoF₃, AlF₃ y otros) para perfluoración. Además, se han desarrollado métodos basados en el uso de ácido fluorhídrico para la preparación de compuestos organofluorados.^[2] Existen más de 600.000 compuestos que contienen por lo menos un átomo de flúor y la química de los compuestos organofluorados ha supuesto un gran avance en diversos campos como son la química orgánica, ciencia de materiales, polímeros, farmacología y medicina.^[3] Cabe señalar como ejemplos los clorofluorocarbonos usados en el pasado como



Figura 1. Minerales de flúor, de izquierda a derecha: fluorapatita, criolita y fluorita



fluidos de refrigeración, así como el conocido como teflón®, un polímero inerte y muy resistente térmicamente producido a partir de la polimerización del tetrafluoroetileno. Asimismo, debemos nombrar las aplicaciones en las baterías de litio, en la industria electrónica en microchips y en la preparación de cristales líquidos. Además, los compuestos altamente fluorados se usan en recubrimientos con el fin de generar superficies hidrofóbicas con aplicaciones de autolimpieza, antiadhesión y anticontaminación, entre otras.

La introducción de un átomo de flúor o un grupo fluorado en un fármaco aumenta, en general, su biocompatibilidad y su estabilidad metabólica. Es por ello que hoy en día prácticamente en todos los programas de desarrollo de un fármaco nuevo se estudian candidatos fluorados.^[4] Por otro lado, el flúor-19 es un núcleo atractivo en espectroscopía de resonancia magnética nuclear (¹⁹F-RMN) dado que presenta un espín nuclear de ½ y elevada sensibilidad en RMN. *In vivo* se utiliza para identificar y cuantificar los niveles de algunos metabolitos fluorados en tejidos vivos.^[4] Además, durante las últimas dos décadas se ha desarrollado el uso del marcaje con flúor-18. El flúor-18 posee propiedades importantes como emisor de positrones, radionúcleos utilizados por ejemplo, en la preparación de radiosondas para la tomografía por emisión de positrones (PET). El PET es una poderosa técnica para la obtención de imágenes-3D *in vivo* con aplicaciones médicas.^[4]



Figura 2. Celda electroquímica usada por Moissan y diploma del premio Nobel (izda.) Henri Moissan (dcha.)

BIBLIOGRAFÍA

- [1] A. Tressaud, Henri Moissan: Winner of the Nobel Prize for Chemistry in 1906, *Angew. Chem. Int. Ed.*, **2006**, *45*, 6792–6796.
- [2] P. Kirsch, *Modern Fluor organic chemistry*, Wiley-VCH, Weinheim, 2005.
- [3] *Handbook of fluororous chemistry*, J. A. Gladysz, D. P. Curran, I. T. Horváth (Ed.), Wiley-VCH, Weinheim, 2004.
- [4] I. Ojima, *Fluorine in medicinal and chemical biology*, Wiley-VCH, Weinheim, 2009.

ADELINA VALLRIBERA MASSÓ
Universitat Autònoma de Barcelona,
Cerdanyola del Vallès, Barcelona
adelina.vallribera@uab.es

Z = 10, neón, Ne

El gas noble más inerte

CE: [He] 2s²2p⁶; PAE: 20,179; PF: -248,67 °C; PE: -246,05 °C; densidad (gas, a 0 °C y 1 atm): 0,89990 g/L; densidad (líquido en el PE): 1,207 g/cm³; EO: 0; isótopos más estables: ²⁰Ne, ²¹Ne, ²²Ne; año del descubrimiento 1898 (Sir William Ramsay y Morris Travers, Londres, Inglaterra).^[1]

Su nombre deriva del griego νεος (nuevo), es un gas incoloro, inodoro e insípido. Se encuentra en pequeñas cantidades en la atmósfera (65,8 ppm), en menor cantidad en el gas natural y en algunos meteoritos. Se sabe que se sintetiza en las estrellas masivas durante las últimas etapas de estas como gigantes o supergigantes rojas. La fuente fundamental es la atmósfera y el isótopo más abundante es el neón-20, pero se puede encontrar atrapado en diversos minerales como el granito en el que aumentan las proporciones de los isótopos 21 y 22, sin embargo, en el diamante el neón-20 sigue estando en mayor proporción. También se ha encontrado en gases desprendidos en volcanes.

Se obtiene a partir de aire líquido de donde se separa de otros gases por sucesivas destilaciones fraccionadas. El neón fue descubierto por Sir William Ramsay (1852-1916) y William Travers (1872-1961) en 1898.

Teniendo en cuenta las predicciones de Morozov, debería haber en la naturaleza elementos inertes, que serían gases, por lo que su búsqueda debería hacerse en el aire, Ramsay observó que el nitrógeno obtenido del aire (después de eliminar todo el oxígeno) era más pesado que el obtenido a partir de los minerales por métodos químicos. Esta observación fue el punto de partida del descubrimiento de los gases nobles.

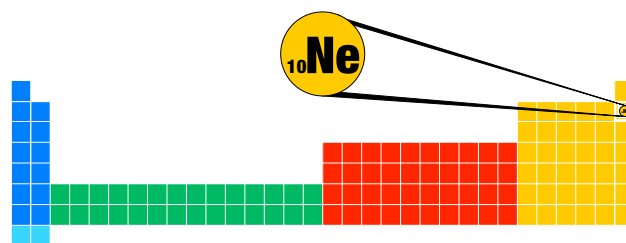
Ramsay descubrió el argón y rápidamente el helio. Esto hizo esperar el descubrimiento de otros gases nobles, e incluso predijo sus propiedades, siguiendo las enseñanzas de Mendeléiev, como es el caso del neón.^[2]

Ramsay y Travers, a partir de argón líquido obtenido del aire, en una serie de cuidadosas evaporaciones, detectaron un gas ligero que hervía antes que el argón, al que asignaron el nombre de neón (nuevo). Confirmaron su hallazgo mediante el empleo de un espectrómetro, observando un destello de luz carmesí sin la necesidad de utilizar los prismas de visión directa.

El neón es el gas noble menos reactivo, sin embargo se sabe que forma un compuesto con flúor F₈Ne₇. A partir de estudios de espectrometría óptica y de masas se han detectado los iones Ne⁺, (NeAr)⁺, (NeH)⁺ y (HeNe)²⁺.



Figura 1. Tubo de descarga de neón^[4]



El neón tiene varias aplicaciones: en la investigación de física alta energía, en las cámaras de centelleo, que se llenan de neón, con las que se detecta el paso de partículas nucleares, y en contadores de Geiger-Müller.

El neón líquido es un económico refrigerante criogénico en un intervalo de 25 a 40 K (-248 a -233 °C). Presenta un poder de refrigeración por unidad de volumen 40 veces superior que el helio líquido y más de tres veces superior que el hidrógeno líquido. Es más compacto, inerte y menos costoso que el helio cuando cumple con los requisitos de refrigeración. También se usa en la fabricación de indicadores de alto voltaje, de pararrayos, tubos de ondas y tubos de TV.^[3]

El neón y el helio se utilizan para fabricar láseres de gas. Sin embargo, su aplicación más conocida es en letreros luminosos (Figura 1). Su luz rojo-anaranjada es visible en condiciones adversas, propiedad que aprovechó el inventor francés Georges Claude para fabricar la primera lámpara comercial de neón, que mostró en 1910 en la feria del motor de París. Añadiendo otros elementos o recubriendo el tubo de sustancias fosforescentes se pueden conseguir varios colores; así, en presencia de vestigios de mercurio, se consigue que el espectro se desplace hacia el del mercurio obteniendo una luz azul, en lugar del verde del mercurio. Cambiando el color del vidrio del tubo a marrón se puede conseguir el color verde.

Debido a que su luz es brillante incluso en los días soleados y puede penetrar el humo de las ciudades se le conoce como “fuego líquido”. También penetra en la niebla, motivo por el cual se utiliza en los aeropuertos.

La luz de los luminosos de neón atrae a los insectos, y en una gasolinera entre Dallas y Fort Worth el lepidopterólogo Vladimir Nabokob descubrió una nueva especie de mariposa a la que denominó *Neonympha dorothea*, como homenaje a la luz por la que la encontró.^[5]

En conclusión, el neón es un elemento fácil de obtener y no demasiado caro. Sus aplicaciones se derivan de su escasísima reactividad química y de la gran penetración de su haz de luz cuando se le somete a una diferencia de potencial.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] *Handbook of Chemistry and Physics*, Ed. CRC, 63.^a ed., 1982, p. B-26.
- [2] N. P. Agafoshin, *Ley periódica y sistema periódico de los elementos de Mendeleiev*, Reverté, Barcelona, 1997, pp. 25-28.
- [3] Neón, Lenntech, bit.ly/2GDYLA6, visitada el 28/01/2019.
- [4] Fotografía tomada por Javier Adrián Torres (enero de 2019).
- [5] H. Aldersey-Williams, *La tabla periódica. La curiosa historia de los elementos*, Ariel, Barcelona, 2013, pp. 389-400.

MARÍA JESÚS CASCÓN SANZ
IES Fernando de Rojas
Salamanca
chuscascon@gmail.com

Z = 11, sodio, Na

Un elemento imprescindible para la vida

CE: [Ne] 3s¹; PAE: 22,99; PF: 97,8 °C; PE: 892 °C; densidad: 0,97 g/cm³; χ (Pauling): 0,93, EO -1, +1 isótopo más estable: ²³Na; año de aislamiento 1807 (Humphry Davy, Londres, Inglaterra).

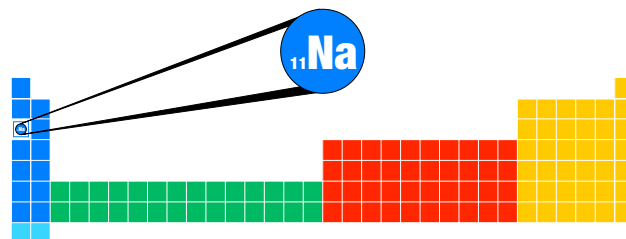
El sodio, el elemento de número atómico 11 de la tabla periódica, es imprescindible para la vida; entre otros aspectos, la “bomba sodio-potasio” es el motor de las células vivas. Se trata de una proteína que facilita el transporte de los iones sodio y potasio a través de la membrana celular.

Dos sustancias que ya se utilizaban en el antiguo Egipto han dado lugar al símbolo y al nombre del sodio. En la zona norte del Delta del Nilo (Egipto), existen ocho lagos productores de sal (mezcla de carbonato y bicarbonato de sodio, cloruro de sodio y sulfato de sodio) cuyas propiedades extraordinarias para conservar los cadáveres (momificación) y para la limpieza hizo que se considerara como de origen divino y se le designara en árabe por *nTrj*, que se tradujo a otros idiomas como *natrón*, y de este nombre procede la palabra latina *natrium* y el símbolo Na. La otra sustancia procedía de las cenizas de las plantas, que según su origen terrestre o marino, son ricas en carbonato de potasio o de sodio y que en árabe se designaban con la palabra *sudā* que se transcribió por *soda*. Se distinguían dos tipos de soda una que servía para limpiar (carbonato de sodio) y otra para cocinar (bicarbonato). La soda con vinagre aparece en Jeremías como remedio para la garganta, una mezcla con soda para el dolor de cabeza que se llamó *sodanum* de la que Humphry Davy (1778-1829) acuñó la palabra sodio, pero no partió de *natrium* porque esta palabra se utilizaba para el nitrato de potasio.^[1,2]

La corteza terrestre contiene 2,27 % de sodio, siendo el séptimo elemento más abundante en la Tierra y el quinto metal más abundante, detrás de aluminio, hierro, calcio y magnesio y delante del potasio.^[2] Al ser un elemento muy activo se encuentra siempre en forma de compuestos que están ampliamente difundidos en la naturaleza. Forma parte de las rocas constituidas por silicatos muy complejos como los feldespatos que al desintegrarse pasan a formar parte de compuestos solubles que la mayor parte terminan en el mar y por eso el agua del mar y algunos lagos tienen una gran proporción de cloruro de sodio y es uno de los yacimientos importantes de este compuesto que se extrae por evaporación en las salinas.

Existen yacimientos en todo el mundo de sales de sodio como sulfato de sodio (glauberita), tetraborato de sodio (bórax), carbonato de sodio (trona), nitrato de sodio (salitre) y cloruro de sodio (sal de roca o natrón) entre los más importantes se pueden citar los de California (Estados Unidos), Stassfurt y Sperenberg (Alemania).

Los compuestos de sodio se conocían y se utilizaban desde tiempos muy remotos, sin embargo el sodio, debido a su actividad, no se pudo aislar hasta principios del siglo XIX cuando se descubrió la electrólisis. Humphry Davy se dio cuenta de que al hacer la electrólisis de disoluciones acuosas de sales, bases, etc., siempre se descomponía el agua. Para eliminar el agua intentó descomponer las sus-



tancias sólidas con pilas de Volta muy potentes sin ningún éxito, porque no conducían la electricidad por lo que optó por fundirlas. Comenzó fundiendo la potasa cáustica (KOH) en una cuchara de platino. Al someterla a la acción de la pila en el cátodo se produjo una llama muy intensa. Repitió la operación de forma que la pila se conectara a la sustancia fundida y comprobó que aparecían unos glóbulos metálicos tan brillantes como si fueran de mercurio. Algunos se quemaban rápidamente y otros se recubrían de una capa blanca. Estaba claro que había conseguido aislar el potasio, el 6 de octubre de 1807 y, en el mismo año, aisló el sodio a partir de la sosa cáustica (NaOH).^[2,3]

El método actual de obtención industrial sigue siendo la electrólisis del cloruro de sodio fundido con cloruro de calcio en la celda de Downs. La celda consiste de un ánodo de carbón (donde se produce el cloro) rodeado por un cátodo de hierro (donde se genera el sodio) [bit.ly/2GeeAIR].

El sodio tiene brillo metálico, aspecto similar a la plata, pero solo recién cortado porque, como es muy activo en contacto con el aire, rápidamente reacciona convirtiéndose en óxido, hidróxido o carbonato. Es muy blando y fácil de cortar (Figura 1),^[4] muy poco denso (algo menos que el agua, 0,97 g/cm³ a 20 °C). Se produce industrialmente a gran escala porque se utiliza en la elaboración de numerosos compuestos orgánicos. También se ha utilizado como refrigerante en algunos reactores nucleares. La química del sodio está dominada por la pérdida de un electrón para formar el catión Na⁺. Sus compuestos tienen múltiples aplicaciones industriales.

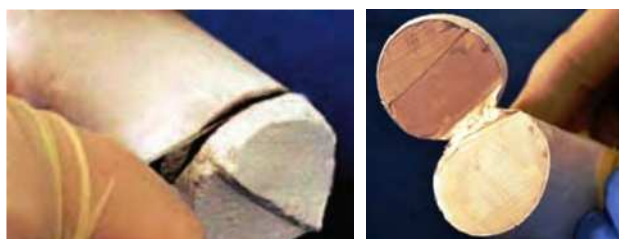


Figura 1. Corte de una barra de sodio (izda.) y su aspecto recién cortada^[4]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] M. E. Weeks, *Discovery of the elements*, 6.^a ed., Ed. Journal of Chemical Education, Easton, EE. UU., 1956, pp. 464–495.
- [2] N. N. Greenwood, A. Earnshaw, *Chemistry of the elements*, 1.^a ed., Pergamon Press, Oxford, 1985, pp. 75–77.
- [3] H. Davy, The Bakerian Lecture, *Phil. Trans. R. Soc. Lond.*, **1808**, 98, 1–44.
- [4] M. Martín, M. T. Martín, F. Sotres, I. Paz, G. Pinto, Reacción entre el sodio y el agua: una demostración experimental para ilustrar fenómenos físicos y químicos, *Rev. Esp. Fis.*, **2015**, 29 (2), 33–40.

MANUELA MARTÍN SÁNCHEZ
Grupo de Didáctica e Historia de las RSEF y RSEQ
manuelamartinsanchez@gmail.com

Z = 12, magnesio, Mg

Elemento esencial para la vida

CE: [Ne] 3s²; PAE: 24,305; PF: 650 °C, PE: 1090 °C, densidad: 1,74 g/cm³; χ (Pauling): 1,31; EO: +1, +2; isótopos más estables: ²⁴Mg, ²⁵Mg, ²⁶Mg; año de aislamiento: 1808 (Humphry Davy, Inglaterra).

El nombre de magnesio deriva de la ciudad de Magnesia, situada en la región de Tesalia en Grecia. Desde la antigüedad eran conocidos y utilizados muchos compuestos de magnesio, como la magnesia blanca (óxido de magnesio), denominada así para distinguirla de la magnesia negra o pirolusita (dióxido de manganeso). Otros como el asbesto, el talco o la magnesia (carbonato básico de magnesio) fueron considerados variedades de la cal. La magnesia fue una sustancia clave en el descubrimiento por Richter de la ley de las proporciones equivalentes. Otro derivado del magnesio, la conocida como sal amarga, MgSO₄·7H₂O, fue aislado en las llamadas “sales de Epsom”, descubiertas en 1618 por Wicker y aislado por J. Black en 1755. En 1789, Thomas Henry cita un mineral conocido como “meerschaum” que era silicato de magnesio que se usaba en Turquía para hacer las pipas de los fumadores. En 1792, Anton Rupprecht calentando magnesia con carbón obtuvo magnesio muy impuro. Fue Humphry Davy el primero en aislar el Mg puro, en cantidades muy pequeñas por métodos electroquímicos en 1808. En 1831 el francés Bussy lo obtuvo en cantidades apreciables haciendo reaccionar MgCl₂ con potasio.

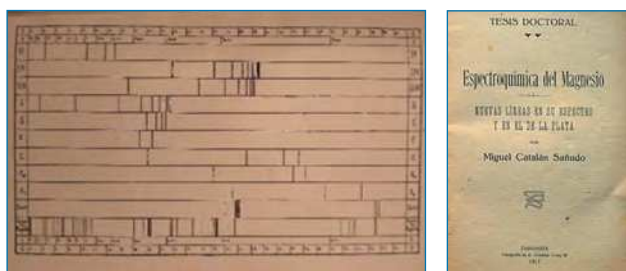
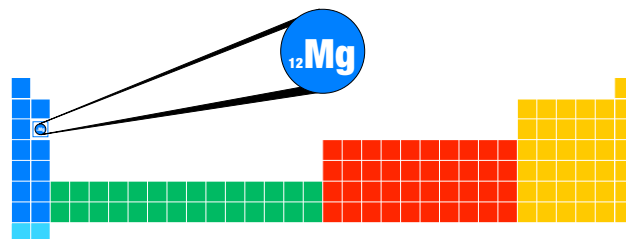


Figura 1. Espectro del magnesio en la tesis doctoral de Miguel Catalán, Universidad de Zaragoza, y su portada

El magnesio es el octavo elemento químico más abundante en la corteza terrestre (2,8 % en peso) y el tercero en el agua del mar. No se encuentra libre. Algunos de sus compuestos naturales son el Mg(OH)₂, la dolomita (CaCO₃·MgCO₃) y la epsomita (MgSO₄·7H₂O).

Se prepara industrialmente por electrolisis del cloruro de magnesio (procedente de salmueras naturales o del agua de mar) fundido. Su aspecto es gris metálico, brillante. Es dúctil, maleable y muy ligero, su densidad es 2/3 la



del aluminio. En contacto con el aire se recubre de una capa de óxido que es de color blanco. Sin embargo, todos estamos acostumbrado a ver el aspecto de la cinta de magnesio de color negro, por un fenómeno curioso de óptica: la capa de óxido de magnesio forma microsurcos que absorben la radiación luminosa.

Es menos reactivo que los alcalinos y su química es similar a las del Ca, Ba y Sr. Arde con facilidad en presencia del aire con una llama muy brillante y con la que es fácil observar su espectro, estudiado en 1917 por el español Miguel Catalán en su tesis doctoral (Figura 1). Fue utilizado en los primeros flashes en fotografía y, actualmente, en pirotecnia y bombas incendiarias.^[1, 2]

Por su densidad es un elemento clave en la fabricación de las aleaciones ligeras, pero su poca resistencia mecánica y baja plasticidad obligan a utilizarlo en aleación. Las aleaciones de aluminio y magnesio son la base de las industrias automovilística y aeronáutica. Estas aleaciones mejoran sus propiedades añadiendo otros elementos como Zr, tierras raras o Y. En la actualidad también se encuentran en implantes cardiovasculares y ortopédicos.

Su óxido e hidróxido son muy básicos, por lo que se utilizan como antiácidos. El Mg reacciona con ácidos desprendiendo hidrógeno. Tiene mucha importancia en química orgánica en la síntesis de reactivos de Grignard.^[3]

El ión Mg²⁺ es esencial para las células vivas; tanto en la vida animal como en la vegetal está presente en la química celular en el funcionamiento de diversas coenzimas y en reacciones que interviene el ATP. Tiene función estabilizadora del ADN y el ARN e interviene en la formación de neurotransmisores. En los vegetales forma parte de la clorofila, esencial para la fotosíntesis. Se recomienda una dieta entre 300-350 mg diarios para un ser humano para compensar las pérdidas.^[4]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] R. Chang, *Química*, McGraw-Hill, Madrid, 1992.
- [2] Royal Society of Chemistry, *Periodic table*, <https://rsc.li/Q8VwpW>, visitada el 01/03/2019.
- [3] Wikipedia, La enciclopedia libre, *Magnesio*, <https://bit.ly/2GR32lm>, visitada el 01/03/2019.
- [4] J. A. Cowan, Structural and catalytic chemistry of magnesium-dependent enzymes, *Biometals*, **2002**, *15*, 225–235.

RAIMUNDO PASCUAL GONZÁLEZ
Grupo Especializado de Didáctica e Historia, común a las
Reales Sociedades Españolas de Física y de Química
raimundop@hotmail.com

Z = 13, aluminio, Al

El metal más abundante en la corteza terrestre

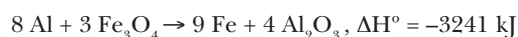
CE: [Ne] 3s²3p¹; PAE: 26,982; PF: 660,32 °C; PE: 2519 °C; densidad: 2,7 g cm⁻³; χ (Pauling): 1,61; EO: -2, -1, +1, +2, +3; isótopo más estable: ²⁷Al; año de aislamiento: 1825 (Hans Christian Oersted, Copenhague, Dinamarca).

A pesar de su abundancia (en forma de Al³⁺) el primero en obtenerlo, aunque muy impuro, fue Hans C. Oersted en 1825, tratando el cloruro con potasio. En 1827 lo obtuvo, con mayor pureza, Friedrich Wöhler usando sodio en lugar de potasio. Previamente, Sir Humphry Davy lo había identificado en 1808. El nombre deriva del latín “*alumen*”, amargo, que se empleaba para denominar al *alumbre*, KAl(SO₄)₂·12H₂O, usado como mordiente de tintes en textiles. Inicialmente denominado (en inglés) *aluminium*, Davy propuso *aluminum*. Actualmente la IUPAC recomienda (en inglés) el primero, pero en Estados Unidos persiste el nombre *aluminum*.

En 1854, Bunsen y Deville, independientemente, lo obtuvieron por electrolisis del cloruro fundido. Deville simplificó el método con aparatos que le proporcionó Napoleón III, pero el Al obtenido era muy caro (se consideraba un metal precioso). Desde finales del siglo XIX se obtiene a partir de la bauxita, mediante dos fases (Figura 1): a) Obtención de alúmina (Al₂O₃), por el *proceso Bayer*, consistente atacar bauxita con disolución acuosa de hidróxido de sodio, para separar impurezas insolubles (TiO₂, SiO₂, Fe₂O₃ y otros óxidos), quedando una disolución con aluminato, [Al(OH)₄]⁻, de la que se precipita alúmina hidratada que se calcina a unos 1.000 °C para obtener Al₂O₃. b) Electrolisis de Al₂O₃ fundido con criolita (actúa de fundente), Na₃AlF₆; el proceso se conoce como Hall-Héroult, por los químicos, norteamericano y francés, respectivamente, que lo idearon de forma independiente (ambos con sólo 22 años) en 1886. El principal productor actual es China.^[1, 2]

El aluminio es el metal más abundante en la corteza terrestre y el tercero de los elementos (tras oxígeno y silicio). Se encuentra combinado con el silicio en feldespato (KAlSi₃O₈), mica [KAlH₂(SiO₄)₃], caolín y arcillas [como Al₂H₂(SiO₄)₂·H₂O] y en varias formas de su óxido (alúmina, Al₂O₃): corindón o esmeril, bauxita (óxido hidratado, Al₂O₃·xH₂O, acompañado de otros óxidos), etc. Se encuentra también en piedras preciosas que, en su mayoría, son óxidos o silicatos coloreados por las impurezas como el zafiro, el rubí y la esmeralda.

El Al es de color plateado, excelente conductor de la electricidad y del calor, poco denso, dúctil y maleable, de cuyas propiedades derivan la mayoría de sus aplicaciones. Químicamente se caracteriza por ser un metal muy activo que desplaza el hidrógeno de los ácidos, del agua y de los álcalis. Aunque es tan activo es muy estable en la atmósfera porque la capa de óxido que se forma le protege como si fuera una pintura, fenómeno conocido como “pasivado”, siendo muy resistente a la corrosión. Por su poder reductor se utiliza para obtener algunos metales a partir de sus óxidos (aluminotermia). Son reacciones exotérmicas, por ejemplo:



Estas reacciones necesitan alta temperatura para iniciarse pero una vez iniciadas alcanzan temperaturas de 2.000-3.000 °C. La mezcla de polvo de Al y de Fe₃O₄, que se prende

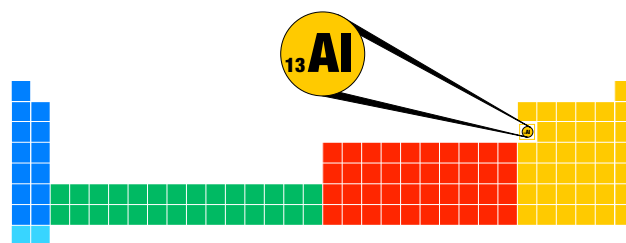


Figura 1. De izquierda a derecha: Bauxita original y molida, alúmina (blanca), y Al (cubo de 2,5 cm de lado y muestra de “papel” de aluminio). Fotografía tomada por G. Pinto de muestras donadas por el Grupo Alcoa España en 2010 a la E.T.S. Ingenieros Industriales (Universidad Politécnica de Madrid)

con magnesio, se denomina “mezcla termita” y se usa, por ejemplo, para soldar carriles ferroviarios.

Por su ligereza y propiedades mecánicas ha sido el metal aeronáutico por excelencia, pero hoy en día está siendo sustituido por distintos materiales compuestos. Una aleación interesante es el duraluminio, descubierto de forma accidental por el alemán Alfred Wilm en 1903. Es una aleación de Al-Cu-Mg y otros elementos (como Mn y Si), que es muy dura y resiste muy bien la tracción. Su nombre no procede de “aluminio duro”, sino de Düren, la ciudad alemana donde se fabricó por primera vez.^[2, 3] En marina, se ha empleado para aligerar la obra muerta de los barcos, aunque debido al mal comportamiento frente al fuego de sus fragatas F-21 Gran Bretaña volvió al acero, no así Estados Unidos.

El Al también se aplica en fabricación de moldes, cacerolas, “papel de cocina” (Figura 1) y otros utensilios de cocina, así como en cubiertas y “carpintería” para construcción. En automovilismo, se utiliza en elementos como bloques de motor, llantas, chapas de carrocería y radiadores. Otros usos son como disipador de calor, por su baja densidad y buena conductividad térmica, cables de conducción de energía eléctrica, y espejos (vaporizando al vacío sobre un soporte se obtienen láminas de gran reflectividad y que no se deterioran como la plata) de telescopios y discos compactos (CD). El aluminio es muy fácil de reciclar, lo que contribuye a abaratarlo y favorece la sostenibilidad.^[4]

Compuestos de aluminio de gran importancia son los alumbres usados como mordientes, ya citados, y las arcillas (silicatos de aluminio hidratados), bases para obtener cemento, hormigón y cerámicos.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] Royal Society of Chemistry, *Periodic table*, <https://rsc.li/1eSIfuQ>, visitada el 03/02/2019.
- [2] A. Doadrio, *Notas de clase de Química Inorgánica*, Facultad de Farmacia, Universidad Complutense de Madrid, 2017.
- [3] F. A. Cotton, G. Wilkinson, *Química inorgánica avanzada*, Limusa, México, 1974.
- [4] Wikipedia, The Free Encyclopedia, Aluminium, <https://bit.ly/10q8e8U>, visitada el 03/02/2019.

JOSÉ ANTONIO MARTÍNEZ PONS
Grupo Especializado de Didáctica e Historia, común a las
Reales Sociedades Españolas de Física y de Química
jamartinez46@gmail.com

Z = 14, silicio, Si

Segundo elemento más abundante en la corteza terrestre

CE: [Ne] 3s²p²; PAE: 28,085; PF: 1414 °C; PE: 3265 °C; densidad: 2,33 g/cm³; χ (Pauling): 1,90; EO: -4, -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4; isótopos más estables: ²⁸Si, ²⁹Si, ³⁰Si; año de aislamiento: 1823 (Jöns Jacob Berzelius, Estocolmo, Suecia).

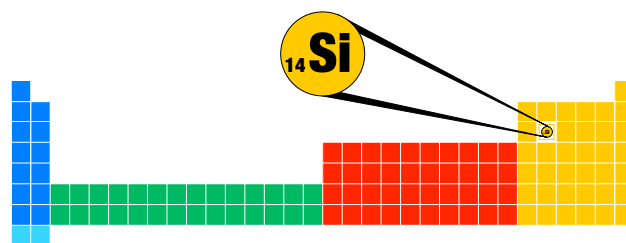
El descubrimiento del silicio (del latín *silex* o *silicis* que significa pedernal) fue un proceso complejo que duró varias décadas.^[1, 2] En 1787 Antoine Lavoisier fue uno de los primeros científicos que sugirió que la sílice era un compuesto que contenía un elemento, probablemente un metal, y oxígeno. En 1808, Sir Humphry Davy intentó descomponerla, sin éxito, haciendo pasar vapores de potasio sobre sílice al rojo vivo. Joseph Gay Lussac y Louis Jacques Thénard, en 1811, observaron que el tetrafluoruro de silicio reaccionaba violentamente con potasio en caliente dando lugar a un sólido marrón rojizo, pero no lo reconocieron como un elemento. No fue hasta 1823 cuando Jöns Jacob Berzelius obtuvo silicio amorfo (polvo de color pardo) al hacer reaccionar tetrafluoruro de silicio gas sobre potasio fundido, purificando el producto obtenido mediante lavados sucesivos hasta lograr eliminar todos los fluorosilicatos. Treinta años después, en 1854, Henri Sainte-Claire Deville preparó silicio cristalino por electrólisis de una mezcla de cloruros. El silicio es un sólido cristalino duro y quebradizo con brillo metálico azul grisáceo (Figura 1)^[3] que transmite más del 95 % de las longitudes de onda de la radiación infrarroja.

El silicio de pureza 98-99 %, denominado silicio metalúrgico, se obtiene por reducción de SiO₂ (arena o cuarzo) con carbón en un horno de arco eléctrico a altas temperaturas. Para obtenerlo con un mayor grado de pureza (99,999 %, denominado silicio solar) se reduce tetracloruro de silicio o triclorosilano con hidrógeno muy puro (Figura 1). También se puede obtener silicio monocristalino con un grado de pureza del 99,9999999 % (silicio de grado electrónico) utilizando el método Czochralski.

Pese a pertenecer al mismo grupo, la química del silicio es muy diferente a la del carbono o la del germanio y sus propiedades son intermedias entre las de ambos. En su forma cristalina, es poco reactivo excepto a altas temperaturas. Bajo estas condiciones, reacciona con los halógenos



Figura 1. Silicio de grado solar (pureza 99,999 %)^[3]



formando tetrahaluros, SiX₄, con nitrógeno nitruros, Si_xN_y, con metales siliciuros metálicos, Si_xM_y, con azufre disulfuro de silicio, SiS₂, y con carbono carburo de silicio, CSi. Se disuelve en ácido fluorhídrico y con álcalis en caliente forma silicatos.

Es el elemento más abundante en la corteza terrestre (~27 %) después del oxígeno (~45,5 %) con el que se encuentra siempre asociado en la naturaleza en forma de dióxido de silicio (cuarzo, amatista, ágata, jaspé, ópalo, pedernal...) y silicatos complejos (granito, feldespatos, micas...).

En la actualidad, el silicio es un elemento muy importante en numerosos procesos industriales. La mayor parte se usa en la industria en forma de sus minerales naturales. La sílice natural y los silicatos se extraen principalmente para la industria de la construcción (ladrillos, hormigón, vidrio, cemento Portland) y la industria de la cerámica (vidriados y esmaltados). Solo un porcentaje muy pequeño de la sílice producida por la industria minera termina siendo silicio para la industria metalúrgica (fabricación de aleaciones), para productos químicos como carburo de silicio (material abrasivo), silicatos solubles (empleados en los detergentes), siliconas (implantes para cirugía estética, lubricantes, lentes de contacto), gel de sílice (desecante, cromatografía, aislante térmico) y para producir el elemento puro. China es el proveedor líder de silicio elemental, la mayor parte en forma de ferrosilicio (aleación de hierro y silicio), seguido de Rusia, Noruega, Brasil y Estados Unidos.

Por sus propiedades semiconductoras, el silicio con un alto grado de pureza se usa en la fabricación de transistores, células solares y todo tipo de dispositivos semiconductores usados en la industria de los ordenadores. La conductividad del silicio se puede modificar añadiendo pequeñas cantidades de otros elementos químicos (dopantes).

Debido al uso extendido del silicio en la fabricación de estos materiales, varios lugares en el mundo llevan su nombre. Uno de los más conocidos es *Silicon Valley*, una región en el norte de California en la que abundan las plantas industriales dedicadas a la fabricación de estos componentes.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] M. G. Voronkov, Silicon era, *Russ. J. Appl. Chem.*, **2007**, 80(12), 2190–2196.
- [2] M. E. Weeks, The discovery of the elements: XII. Other elements isolated with the aid of potassium and sodium: beryllium, boron, silicon, and aluminum, *J. Chem. Educ.*, **1932**, 9(8), 1386–1412.
- [3] Fotografía realizada por el autor. Muestra de silicio cedida por José Luis Plaza, profesor de la Facultad de Ciencias de la UAM.

BEATRIZ ALONSO GARRIDO
Departamento de Química Inorgánica
Universidad Autónoma de Madrid
beatriz.alonso@uam.es

Z = 15, fósforo, P

El fósforo: ángel o demonio

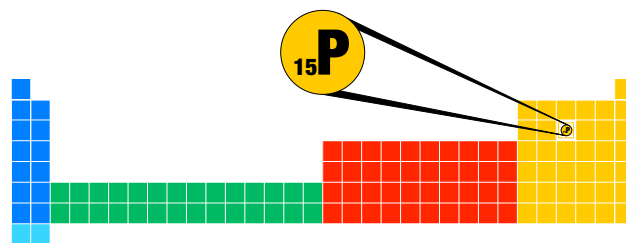
CE: [Ne] 3s²3p³; PAE: 30,974; PF: 44,2 °C; PE: 277 °C; densidad (P blanco): 1,82 g/cm³; χ (Pauling): 2,19; EO: -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5; isótopo natural más estable: ³¹P; fue descubierto por el alquimista alemán Hennig Brandt en 1669 en Hamburgo al destilar una mezcla de orina y arena para buscar la piedra filosofal.^[1]

El fósforo es un elemento no metálico, tiene diversas formas alotrópicas con fuerte contraste de propiedades. Se distinguen tres variedades fundamentales: fósforo blanco, fósforo negro y fósforo rojo. El fósforo blanco está constituido por moléculas tetratómicas, P₄. Es un sólido por debajo de 44,1°C; si se somete a una presión de 12.000 kg/cm² a una temperatura de 200 °C se forma el fósforo negro. El fósforo rojo es la forma de mayor uso comercial del fósforo. Se obtiene calentando fósforo blanco en atmósfera inerte y al someter a éste a la acción de radiaciones. El fósforo blanco se inflama fácilmente (a unos 60 °C) en contacto con el aire. En la oscuridad, en contacto con aire húmedo, produce una luminosidad característica llamada fosforescencia. Es muy tóxico. Su calor de combustión es muy elevado. Por su alta afinidad para el oxígeno, el fósforo es un reductor enérgico. Las reacciones químicas del fósforo suelen referirse al fósforo blanco y al rojo, que son las formas comerciales. El mineral más abundante es el apatito Ca₅(F,Cl,OH)(PO₄)₃. A partir de los apatitos, por erosión se forman yacimientos sedimentarios de fosforita, Ca₃(PO₄)₂. Ambos son materias primas para la obtención del fósforo y sus compuestos. El fósforo es un elemento fundamental en la nutrición vegetal, por lo que la mayor producción de compuestos de fósforo está destinada a abonos.² También existe fósforo en los organismos animales, siendo vital para su buen funcionamiento. Está presente en todas las células del organismo, en mayor proporción en la dentadura y en los huesos. Los fosfolípidos constituyen las membranas celulares, el trifosfato de adenosina se halla en el centro del sistema energético de los organismos y los ácidos nucleicos son poliésteres del ácido fosfórico (H₃PO₄). La aplicación industrial más importante del fósforo en estado elemental es, en su variedad roja, la fabricación de la superficie de frotamiento de las cerillas ordinarias (cerillas de seguridad).^[2]

La toxicidad e inflamabilidad espontánea del P₄ le confiere una característica bélica. Durante la Segunda Guerra Mundial su uso fue masivo.^[1] La investigación realizada an-



Figura 1. Uso de fósforo en la cabeza de una cerilla



tes, durante y después de este conflicto bélico sobre compuestos organofosforados, puso de manifiesto su capacidad de inhibir la acción de la acetilcolinesterasa.^[1] Ejemplos de este tipo de compuestos son los agentes nerviosos como el sarín, somán, tabún y VX. En la década de los 60 del pasado siglo, otros compuestos organofosforados, menos tóxicos para el organismo que los citados anteriormente, lideraron la llamada "revolución verde" ya que permitieron controlar plagas y mejorar la productividad de las cosechas.^[1]

En 1997, tras décadas de difíciles negociaciones, entró en vigor la Convención sobre las Armas Químicas (CAQ). Actualmente, está ratificada por 192 Estados Parte, entre los que se encuentra España. La CAQ estableció por primera vez en la historia la destrucción de armamento químico. Contiene un anexo sobre sustancias químicas sujetas a control clasificadas en tres listas en función de su uso y toxicidad, entre las que se encuentran aquellos compuestos organofosforados empleados únicamente como arma química y sus precursores directos.^[3]

La Organización para la Prohibición de las Armas Químicas (OPAQ) se encarga de velar por el cumplimiento de la CAQ. Su labor consiste fundamentalmente en comprobar la destrucción de todas las armas químicas existentes y cuidar de que no se produzcan nunca más. Fruto de su labor internacional desde sus inicios en 1997 y de la actividad realizada en la guerra de Siria, la OPAQ obtuvo el premio Nobel de la Paz en 2013. Esta organización dispone de una red de veintidós laboratorios designados a nivel mundial, que le dan soporte científico-técnico, entre los que se encuentra el LAVEMA.^[4]

Recientemente, se han desarrollado nuevos usos para el fósforo, en particular en el contexto de nuevos ligandos para transformaciones catalizadas por metales. La utilidad y ubicuidad de este elemento aseguran nuevas aplicaciones pacíficas de la química del fósforo.^[1]

En la tabla periódica de los elementos químicos publicada por EuChemS, el fósforo ha sido clasificado entre los elementos con disponibilidad limitada con riesgo futuro de abastecimiento y se usa en la fabricación de los teléfonos móviles.^[5]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] J. R. Nitschke, The two faces of phosphorus, *Nature Chemistry*, 2011, 3(1), 90.
- [2] E. Gutiérrez Ríos, *Química Inorgánica*, Reverté, 1991, pp. 225–235.
- [3] CAQ, Anexo sobre sustancias químicas, bit.ly/2WZVB2V, visitada el 15/02/2019.
- [4] E. Gómez-Caballero, El LAVEMA, catorce años como laboratorio designado por la OPAQ, *Ingenieros Politécnicos Memorial*, 5, 2018, 16–20.
- [5] Element Scarcity EuChemS Periodic Table, bit.ly/2Dpwa55, visitada el 15/02/2019.

ESTHER GÓMEZ CABALLERO
Área de Defensa Química. Departamento NBQM
Subdirección General de Sistemas Terrestres
INTA. Ministerio de Defensa
gomezcmc@inta.es

Z = 16, azufre, S

Yahvé hizo llover azufre y fuego sobre Sodoma y Gomorra (Génesis 19, 24)

CE: [Ne] 3s²3p⁴; PAE: 32,065; PF: 112,8 °C (ortorrómbico), 119,0 °C (monoclínico); PE: 444,6 °C; densidad: 2,06 g/cm³ (ortorrómbico), 1,96 g/cm³ (monoclínico); χ (Pauling): 2,58; EO: -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5, +6; isótopos más estables: ³²S, ³³S, ³⁴S, ³⁶S; sin fecha de descubrimiento, fue reconocido como un elemento en 1777 (Lavoisier, Francia).^[1]

El azufre es uno de los elementos conocidos desde la antigüedad. Su nombre deriva del latín *sulphurium*. Los egipcios lo usaban para la purificación de los templos, mientras griegos y romanos le atribuían propiedades medicinales. En la Edad Media se vinculó a Satanás con el azufre por suponer que los volcanes eran las entradas a los infiernos subterráneos. Es uno de los elementos que ocupó un papel principal en la alquimia.

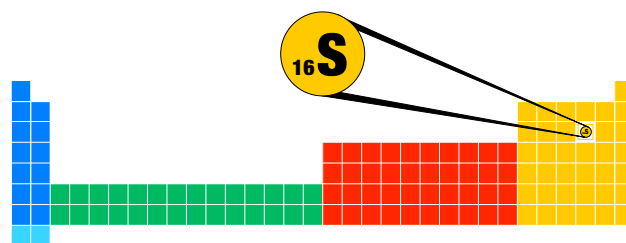
El azufre se encuentra en forma nativa en regiones volcánicas como depósitos, en aguas termales y en yacimientos subterráneos. Es un sólido amarillo, inodoro, quebradizo, insoluble en agua y soluble en disulfuro de carbono.^[1] Combinado aparece en forma de sulfuro (pirita, calcopirita, galena y blenda) y de sulfato (yeso y barita). Tanto el carbón, como el petróleo y el gas natural contienen diferentes compuestos de azufre, especialmente en forma de tiofenos. Si nos atenemos a su abundancia (0,05 %) el azufre ocupa el noveno lugar entre los elementos en la corteza terrestre. Está presente en dos aminoácidos esenciales (metionina y cisteína). La formación de enlaces S-S, como sucede en la conversión de cisteína en cistina, produce el entrecruzamiento de cadenas de proteínas.

La obtención industrial del azufre se basaba en la recogida del azufre nativo en zonas volcánicas (Figura 1) y en el proceso Frasch que usaba la inyección de vapor de agua sobrecalentado para fundir el azufre de yacimientos subterráneos y bombearlo posteriormente a la superficie. El azufre así obtenido es de elevada pureza (99 %). Hoy en día el refinado del petróleo y gas natural son las fuentes más habituales para la obtención industrial del azufre. Aproximadamente el 85 % de la producción de azufre se destina a la fabricación de ácido sulfúrico con una producción mundial de 145 Mt. EE. UU., China, Canadá, y Arabia Saudí lideran la producción de azufre en el siglo XXI.^[2]

Se conocen modificaciones alotrópicas del azufre debido tanto a las diferentes formas de unirse los átomos de azufre



Figura 1. Minería a cielo abierto de azufre en el cráter del volcán Kawah Ijen, Java Oriental, Indonesia



para formar moléculas discretas como al diferente empaquetamiento entre moléculas poliatómicas de azufre. A temperatura ambiente es estable la llamada forma α (azufre ortorrómbico) que por calentamiento da lugar a la forma β (azufre monoclínico). Ambos alotropos están formados por moléculas S₈. Se han descrito otras formas alotrópicas como S₁₂, S₆ y S₂. El azufre es el mejor aislante eléctrico conocido presentando una resistividad, ρ , de 2·10²³ $\mu\Omega\cdot\text{cm}$.

La química del azufre es muy variada de acuerdo al elevado número de estados de oxidación que puede presentar. El sulfuro de hidrógeno y los sulfuros de metales y de no metales son los compuestos inorgánicos más representativos del estado de oxidación -2. Los tioles y tioéteres son los representantes orgánicos de este estado de oxidación, presentando frecuentemente un olor repulsivo muy característico como el 3-metil-1-butanotiol excretado por la mofeta rayada. El dióxido de azufre, una de cuyas fuentes son las erupciones volcánicas y que es responsable de la lluvia ácida, los sulfitos y bisulfitos son los representantes del estado +4, mientras que el trióxido de azufre, los sulfatos y peroxosulfatos pertenecen al estado +6 de oxidación. Existen compuestos de azufre poco frecuentes con estados de oxidación -1, +1, +3 y +5.

El azufre elemental se emplea para el vulcanizado del caucho y fabricación de neumáticos, para la obtención de pólvora negra y en artificios pirotécnicos. La obtención de monocapas autoensambladas, de enorme importancia para aplicaciones de nanotecnología, se basa en la facilidad de formación de enlaces metal-SH cuando se ponen en contacto tioles con superficies de oro.^[3]

Como paradoja podemos citar que mientras el azufre se encuentra en la estructura de numerosos compuestos con aplicaciones médicas beneficiosas como las sulfonamidas, primeros antimicrobianos, las penicilinas, vitaminas como la tiamina y la biotina y sustancias como el ácido lipoico, también está presente en moléculas de elevadísima toxicidad. Así, el azufre forma parte de moléculas como la yperita o mostaza de azufre (sulfuro de dicloroetileno), un agresivo de guerra química con propiedades vesicantes usado en la Primera Guerra Mundial y también se encuentra en el VX, uno de los agentes de guerra química más tóxicos que se conocen.^[4]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] *Handbook of Chemistry and Physics*, CRC Press, 99.^a ed., Nueva York, 2018.
- [2] Sulfur, Encyclopaedia Britannica, [bit.ly/2nxclvJ](https://www.britannica.com/entry/sulfur), visitada el 28/01/2019.
- [3] T. Rauchfuss, Under sulfur's spell, *Nature Chem.*, **2011**, *3*, 648–648.
- [4] Convención de armas químicas: Tratado multilateral establecido en 1997 que prohíbe usar las armas químicas y obliga a destruir las almacenadas, <https://www.opcw.org/>, visitada el 28/01/2019.

ROBERTO MARTÍNEZ ÁLVAREZ
Departamento de Química Orgánica, Facultad de Ciencias
Químicas, UCM, 28040 Madrid.
rma@ucm.es

Z = 17, cloro, Cl

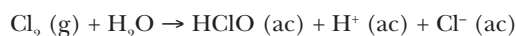
Elemento fundamental en la vida cotidiana y en la industria

CE: [Ne] 3s²3p⁵; PAE: 35,453; PF: -101,5 °C; PE: -34,0 °C; densidad (gas, a 0 °C y 1 atm): 3,214 g/L; χ (Pauling): 3,0; EO -1, +1, +2, +3, +4, +5, +6, +7; isótopos más estables: ³⁵Cl, ³⁷Cl; año de aislamiento 1774 (Carl Wilhelm Scheele, Suecia).

Historicamente, el compuesto de cloro más importante es la sal común o cloruro de sodio (NaCl), que fue el punto de partida para la obtención del Cl₂. En 1648 J. R. Glauber obtuvo por primera vez el HCl (conocido inicialmente como “espíritu de sal” y ácido muriático), al calentar sal húmeda con carbón vegetal y condensar los vapores desprendidos. En 1774, el químico sueco C. W. Scheele trató la pirolusita (dióxido de manganeso) con el HCl, obteniendo un gas identificado después por Sir Humphry Davy en 1810 como un elemento al que denominó cloro por su color (del griego *chloros*: amarillo verdoso).^[1,2] Forma moléculas diatómicas estables (Cl₂).

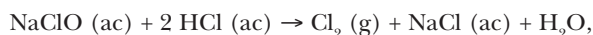
En la naturaleza se halla combinado formando sales, principalmente NaCl, disuelto en el agua del mar (2 %, por término medio) y en depósitos minerales (halita o sal gema). Su valor económico, vinculado al uso como conservante de alimentos, ha sido reconocido desde antiguo (de la sal proviene el término “salario”). También se halla presente en otros minerales como la silvita (KCl) o carnalita (KMgCl₃·6 H₂O). Como ácido clorhídrico libre se halla en el estómago y en forma elemental se ha podido detectar en erupciones volcánicas.^[1]

Desde el punto de vista químico^[1,3] se caracteriza por la elevada reactividad. Por su mayor carácter oxidante, desplaza al bromo y yodo de sus sales. El Cl₂ es moderadamente soluble en agua (unos 700 mg/L), experimentando una dismutación en la que el Cl₂ se halla en equilibrio con HCl y ácido hipocloroso, HClO, en los que los átomos de cloro poseen los estados de oxidación -1 y +1, respectivamente. La reacción es:



La disolución resultante es ácida ya que el HCl es un ácido totalmente dissociado mientras que el HClO es débil (pK_a = 7,53). Cuando el Cl₂ se disuelve en medio básico (NaOH, por ejemplo), se obtiene una disolución de hipoclorito de sodio que es fuertemente oxidante y utilizada como agente desinfectante y blanqueante (lejía). El hipoclorito de calcio se comporta de modo similar pero es más estable (polvo blanqueador). Estas disoluciones son básicas por la hidrólisis del anión hipoclorito.

La obtención del cloro a escala de laboratorio puede tener lugar de diversos modos, entre otros, la oxidación con MnO₂, MnO₄⁻ o Cr₂O₇²⁻ de ácido clorhídrico o cloruros en presencia de ácido sulfúrico. También a partir de disoluciones de hipoclorito por adición de HCl:



reacción que puede ocurrir por la mezcla accidental de dos productos de limpieza de uso común, lejía y *salfumán*, originando cloro extremadamente tóxico por inhalación.

A escala industrial, el Cl₂ se obtiene en el proceso “clorosa”, donde se produce la electrólisis de NaCl disuelto en

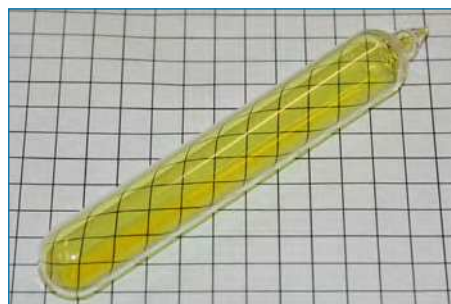
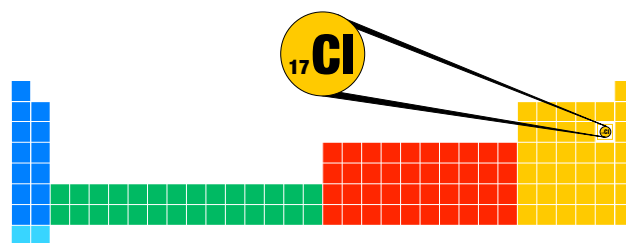


Figura 1. Ampolla con Cl₂ gas^[5]

agua. Aparte del Cl₂ como producto anódico, se obtienen H₂ y NaOH en el cátodo. Este proceso se lleva a cabo en células de membrana o de diafragma y, cada vez menos, por aspectos ambientales, en las de mercurio. También se obtiene Cl₂ como subproducto de las electrólisis de NaCl o MgCl₂ fundidos, donde se prepara Na y Mg, respectivamente.

Las principales aplicaciones del Cl₂ son consecuencia de su carácter oxidante. El cloro gaseoso, fácil de licuar y por tanto de envasar y transportar, puede añadirse directamente al agua, pero la dificultad de su manejo hace que se utilice como una disolución acuosa de hipoclorito. Elemento esencial en la industria química, se usa en el 96 % de los productos fitosanitarios, en el 85 % de los productos farmacéuticos y en el 40 % de los plásticos (como el PVC).^[4]

Algunas de sus aplicaciones más conocidas son la acción blanqueante en la industria textil y papelera o desinfectante, sobre todo en el tratamiento de aguas. Se estima que el 98 % del agua potable en el mundo occidental se desinfecta con cloro.^[4] Esta aplicación conlleva efectos ambientales controvertidos^[6] por las reacciones entre el ácido hipocloroso y algunos contaminantes orgánicos como el fenol o las metilcetonas, dando lugar a productos de sabor desagradable o a la formación de cloroformo, potencialmente cancerígeno. La presencia de estos subproductos de la desinfección puede disminuirse mediante la formación de cloraminas. Estos compuestos también son desinfectantes y, por su estabilidad, de efecto prolongado, siendo utilizados directamente como alternativa a la adición de hipoclorito.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] Encyclopaedia Britannica, <https://bit.ly/2ztEk6G>, visitada el 15/02/2019.
- [2] R. T. Baldwin, Chlorine research, *J. Chem. Educ.*, **1927**, 4(5), 596–603.
- [3] J. A. Young, Chlorine, *J. Chem. Educ.*, **2004**, 81(2), 186.
- [4] Cloro info, <https://bit.ly/2VvCylD>, visitada el 15/02/2019.
- [5] Tavola periodica degli elementi (Università degli Studi di Camerino Scuola di Scienze e Tecnologie), <https://bit.ly/2Xmny5a>, visitada el 15/02/2019.
- [6] J. G. Smith, Chlorine in your water, *J. Chem. Educ.*, **1975**, 52(10), 656–657.

JUAN ANTONIO LLORENS MOLINA
E.T.S. Ingeniería Agronómica y Medio Natural
Universitat Politècnica de València
juallom2@qim.upv.es

Z = 18, argón, Ar

El isótopo radiactivo ^{40}K se desintegra en ^{40}Ar

CE: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$; PAE: 39,948; PF: $-189,34\text{ }^\circ\text{C}$; PE: $-185,85\text{ }^\circ\text{C}$; densidad (gas, a $0\text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm): $1,78\text{ g/L}$; χ (Pauling): $-$; EO: 0; isótopo más estable: ^{40}Ar ; año de descubrimiento: 1894 (Lord Rayleigh y William Ramsay, Escocia, Reino Unido).

En 1785, Henry Cavendish observó que cuando el aire se sometía a descargas eléctricas en presencia de oxígeno para obtener óxido nítrico, alrededor del 1 % del aire quedaba sin reaccionar, lo cual le hizo pensar que éste no estaba formado únicamente por nitrógeno. Sin embargo, no fue hasta 1894 cuando Lord Rayleigh y William Ramsay descubrieron el argón al tratar de entender por qué la densidad del nitrógeno que se obtenía del aire era diferente de la del que se conseguía por descomposición de amoníaco. Ramsay eliminó todo el nitrógeno del aire por reacción con magnesio caliente, formando el correspondiente nitruro de magnesio sólido. Posteriormente, estudió el espectro del gas que no había reaccionado, encontrando nuevos grupos de líneas verdes y rojas, confirmando que se trataba de un nuevo elemento.^[1] En 1904, Rayleigh recibió el premio Nobel por el descubrimiento del argón.

En la naturaleza, el argón se encuentra como un gas incoloro, inodoro e insípido. Se obtiene por destilación fraccionada del aire líquido. Como el argón y el oxígeno molecular tienen casi el mismo punto de ebullición, los dos gases permanecen juntos durante este proceso. La mezcla Ar/O_2 puede separarse parcialmente por un fraccionamiento adicional. La fracción rica en argón se destila y se quema catalíticamente con hidrógeno para eliminar el O_2 en forma de H_2O . Finalmente, se lleva a cabo otra destilación para eliminar el hidrógeno en exceso, obteniéndose el argón con ppm de impurezas.

Habitualmente, la configuración electrónica de los gases nobles en el estado fundamental se asocia con la falta de reactividad química. Sin embargo, el empeño de los investigadores por combinar los gases nobles con otros elementos ha permitido la síntesis de este tipo de compuestos. Hasta 1962, la química del argón se limitaba a unas pocas especies inestables como $[\text{ArH}]^+$ y $[\text{Ar}_2]^+$.^[2] En la actualidad, se conocen diversos compuestos del argón, tanto iónicos $-\text{ArC}^{2+}$ como neutros $-\text{Ar}_2\text{CO}$ y Ar_2CO_2 (trímero de Van der Waals). En el año 2000, se obtuvo HArF , molécula que presenta un átomo de argón enlazado químicamente (Figura 1).^[3]

Cabe destacar que se han realizado numerosos cálculos teóricos que predicen la posibilidad de preparar nuevos compuestos del argón.



Figura 1. Geometría de bipirámide trigonal del compuesto lineal HArF

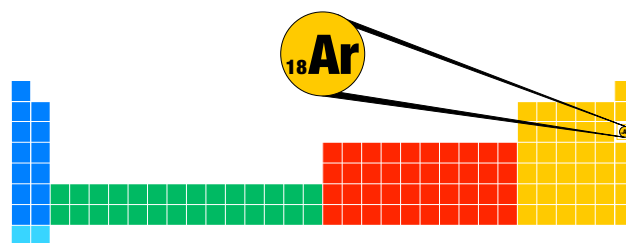


Figura 2. Tubo de descarga relleno de argón. <https://pse-mendelejew.de/argon/>

Por otro lado, se ha sintetizado el fullereno endoédrico $\text{Ar}@C_{60}$, siendo el más estable de todos los preparados con gases nobles.^[4]

Además, cuando el agua se congela en presencia de Ar a presión elevada, se obtienen clatratos de composición $\text{Ar}\cdot 6\text{H}_2\text{O}$; es decir, sólidos cristalinos formados por un receptor (una agrupación tridimensional de moléculas de H_2O que forman disposiciones similares a las jaulas) y moléculas de huésped (átomos de argón que ocupan las cavidades de la red receptora).

El argón presenta diversas aplicaciones. Antiguamente, se empleaba como gas de relleno en lámparas incandescentes ya que no reaccionaba con el material del filamento incluso a altos valores de temperatura. En la actualidad, se utiliza para proporcionar una atmósfera inerte en la soldadura metálica por arco y en cámaras de atmósfera inerte para manejar compuestos sensibles al aire. También se emplea en la formación de cristales de Si o Ge en la industria de los semiconductores y en la datación de núcleos de hielo y aguas subterráneas. En buceo técnico, se emplea para el inflado de trajes secos y en medicina el láser de argón tiene usos en odontología y oftalmología. Además, sustituye al neón en lámparas fluorescentes para conseguir un color diferente (Figura 2).

En un estudio reciente,^[5] el argón se ha empleado en investigaciones médicas debido a sus propiedades como agente narcótico.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] M. E. Weeks, Discovery of the elements, Ed. *J. Chem.*, 1956, pp. 779–785.
- [2] C. E. Housecroft, A. G. Sharpe, *Química inorgánica*, Pearson Education, Madrid, 2006, pp. 492–495.
- [3] M. Ceroni-Galoso, K. Durand, Compuestos de helio, neón y argón, *Rev. Soc. Quím. Perú*, **2006**, *72*(4), 1–13.
- [4] M. Saunders, H. A. Jiménez-Vázquez, R. J. Cross, S. Mroczkowsk, M. L. Gross, D. E. Gibling, R. J. Poreda, Incorporation of Helium, Neon, Argon, Krypton, and Xenon into Fullerenes using high pressure, *J. Am. Chem. Soc.*, **1994**, *116*, 2193–2194.
- [5] D. S. Nowrang, J. Tang, J. H. Zhang, Argon gas: a potential neuroprotectant and promising medical therapy, *Medical Gas Research*, **2014**, *4*(3), 1–8.

OMAYRA HERNÁNDEZ RUBIO
IES Rayuela, Móstoles, Madrid
omayrahr.88@gmail.com

Z = 19, potasio, K

El primer metal aislado por electrólisis

CE: [Ar] 4s¹; PAE: 39,098; PF: 63,25 °C; PE: 760 °C; densidad: 0,862 g/cm³; χ (Pauling): 0,82; EO: -1, +1; isótopos más estables: ³⁹K, ⁴⁰K, ⁴¹K; año de aislamiento: 1807 (Humphry Davy, Londres, Inglaterra).

El potasio fue descubierto por Humphry Davy en 1807 por electrólisis de potasa cáustica (hidróxido de potasio). El propio Davy narra su descubrimiento “Coloqué un pequeño fragmento de potasa sobre un disco aislado de platino que comunicaba con el lado negativo de una batería eléctrica de 250 placas de cobre y zinc en plena actividad. La potasa empezó a fundirse en sus dos puntos de electrificación. En el polo negativo se formaban glóbulos de vivo brillo metálico, algunos ardían con explosión y llama brillante, esos glóbulos eran la base de la potasa: el potasio”.^[1]

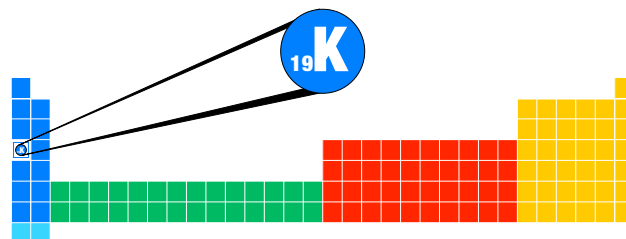
Etimológicamente, el nombre proviene del alemán “*pottasche*” (cenizas de pota, cenizas de plantas). La razón de su símbolo se debe a la palabra árabe “*al qali*” (alcalino) y del latín “*kalium*”.

El potasio es un metal alcalino de color blanco-plateado. Es un sólido blando que se puede cortar fácilmente con un cuchillo; después del litio es el metal más ligero de la tabla periódica. Su estructura cristalina es cúbica centrada en el cuerpo. Es el séptimo elemento químico más abundante de la corteza terrestre, donde se encuentra en un 2,4 %. Es muy característica la identificación de potasio por coloración de la llama, originando un color violeta pálido. También se puede identificar por precipitación con cobaltinitrito.^[2]

Minerales y depósitos de potasa, K₂CO₃, se extraen principalmente en los siguientes países: Canadá (30 %), Rusia, Bielorrusia, Alemania y China. España ocupa el lugar número once; los yacimientos más importantes se encuentran en la Cuenca Potásica Catalana (Barcelona) siendo las minas de potasa más conocidas las de Súrria (Barcelona), que tienen más de cien años de explotación.^[3] Canadá es el mayor productor y exportador del mundo de potasa. Alrededor del sesenta por ciento de las reservas mundiales de potasa se ubican en la provincia canadiense de Saskatchewan. El potasio también se encuentra en el océano (380 ppm), siendo el sexto elemento químico más abundante en solución.

La mayor parte de los minerales de potasio son insolubles y el metal es obtenido con gran dificultad a partir de ellos. Nunca se encuentra puro en la naturaleza, pero se puede obtener por electrólisis de hidróxido de potasio, del mismo modo que hizo Davy. Es frecuente, también utilizar métodos térmicos para su obtención por reducción de componentes del potasio con C, Si o Na.^[4]

Es uno de los metales más reactivos y electropositivos, pierde fácilmente el único electrón cortical, por lo que es extremadamente reductor, dando origen al catión K⁺. Se oxida rápidamente con el aire formando K₂O, el peróxido K₂O₂ y con exceso de oxígeno, el superóxido KO₂, por lo que debe conservarse sumergido en aceites minerales (queroseno). Al igual que otros metales alcalinos reacciona



violentemente con el agua formando hidróxido de potasio y se desprende hidrógeno que se inflama normalmente a temperatura ambiente. Con ácidos acuosos la reacción es casi explosiva. El potasio metálico reacciona vigorosamente con todos los halógenos para formar haluros de potasio.

Entre los compuestos más importantes destacan los cloruros y sulfatos de potasio presentes en minerales como silvita, carnalita, langbeinita y polihalita que se encuentran en la naturaleza en extensos depósitos, de los que se extrae dicho metal. Otros compuestos como hidróxido, carbonato, nitrato o clorato de potasio tienen gran importancia por sus aplicaciones en síntesis industriales, fertilizantes, jabones, vidrio, pólvora, explosivos y fuegos artificiales.

El potasio es el tercer mineral más abundante en nuestro cuerpo. Está implicado en la función neuronal, en el movimiento muscular y en el equilibrio osmótico. Es muy importante en nuestra dieta diaria (3,5 mg), la deficiencia de potasio puede provocar debilidad física, fatiga, náuseas, vómitos, problemas de corazón y musculares.^[5] Alimentos ricos en potasio son: alubias, espinacas, patatas, nueces, aguacate y plátano.

Junto con el nitrógeno y el fósforo, el potasio es uno de los macronutrientes esenciales para el crecimiento y supervivencia de las plantas (fertilizantes). El potasio metal se usa en las células fotoeléctricas. La aleación NaK es empleada para la transferencia de calor en reactores nucleares.



Figura 1. A la izquierda potasio metálico. A la derecha reacción violenta del potasio con agua con inflamación del hidrógeno formado

BIBLIOGRAFÍA

- [1] M. E. Weeks, The discovery of the elements. IX. Three alkali metals: Potassium, sodium and lithium, *J. Chem. Educ.*, **1932**, 9(6), 1035–1045.
- [2] F. Burriel Martí *et al.*, *Química analítica cualitativa*. Ed. Paraninfo. 11.ª edición, 1982, pp. 718–728.
- [3] Minas de Súrria-Minas de sal y potasa, <https://bit.ly/2U70p4G>, visitada el 15/02/2019.
- [4] *Handbook of Chemistry and Physics*, CRC, 63.ª edición, 1982, pp. B-32, B-260–261.
- [5] Lenntech: Potasio-K, <https://bit.ly/2S1Ztwq>, visitada el 11/02/2019.

JUAN JOSÉ NAVARRO SÁNCHEZ
IES Fernando de Rojas. Salamanca
memaalj@yahoo.es

Z = 20, calcio, Ca

El metal más abundante en el cuerpo humano

CE: [Ar] 4s²; PAE: 40,078; PF: 842 °C; PE: 1484 °C; densidad: 1,54 g/cm³; χ (Pauling): 1,00; EO: +1, +2; isótopos más estables: ⁴⁰Ca, ⁴²Ca, ⁴³Ca, ⁴⁴Ca, ⁴⁶Ca (⁴²Ca tiene una vida media de 4,3·10¹⁹ años); año de aislamiento: 1808 (Humphry Davy; Penzance, Reino Unido).

Su nombre deriva del término latino cal (*calix*), que designaba la cal viva o forma física del óxido de calcio. Es el quinto de entre los elementos más abundantes en la corteza terrestre (4,1 %), el tercero de naturaleza metálica, tras el aluminio y el hierro. Se encuentra sobre todo en la piedra caliza (CaCO₃), el yeso (CaSO₄·2H₂O), la fluorita (CaF₂) y la apatita (Ca₅(PO₄)₃X, X = F, Cl). La caliza (calcita romboédrica, dolomita, mármol, tiza o espato de Islandia) forma parte de los sedimentos y restos fosilizados de la superficie terrestre, de los corales, las conchas y las perlas. En mares templados, se presenta como aragonita ortorrómbica y ha contribuido a las formaciones geológicas de territorios como las Bahamas y los Cayos de Florida. El bicarbonato cálcico del “agua dura” precipita (como CaCO₃) en cuevas calcáreas, al filtrarse a través de la tierra y forma estalactitas y estalagmitas.^[1] Se han aislado recientemente complejos estables de Ca(I).^[2]

El metal se emplea como agente reductor para la formación del torio, el circonio y el uranio, y como agente de aleación con el aluminio, el berilio, el cobre, el plomo y el magnesio, entre otros. Su preparación comercial se basa en la aluminotermia o calentamiento de la cal viva (CaO) con

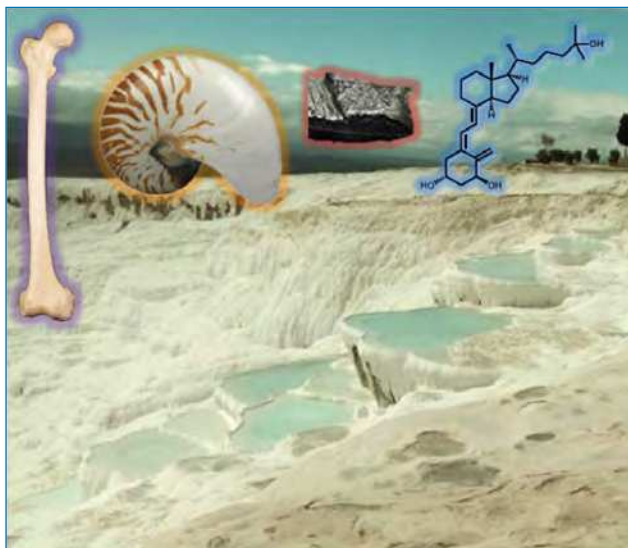
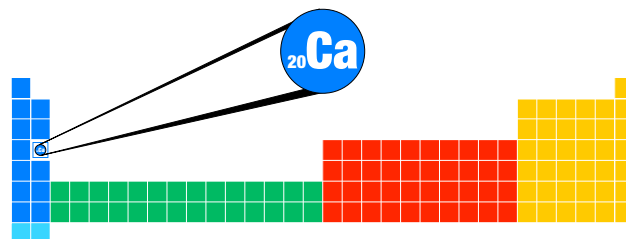


Figura 1. Presencia del calcio en organismos, calcio metálico, y estructura del calcitriol, sobre las terrazas de travertino (depósitos de CaCO₃) de Pamukkale, Turquía



aluminio a vacío. El país de mayor producción de calcio es China (unas 35.000 Tm/año). Su uso industrial se centra en la fabricación de acero, ya que forma inclusiones de aluminato y sulfuro en el acero en flotación, las cuales se dispersan reduciendo su tamaño esférico y mejorando las propiedades del material. Se usan también aleaciones de plomo con un 0,1 % de calcio para baterías de automóviles que no requieren mantenimiento.

Es el metal más abundante en el cuerpo humano, que contiene alrededor de un kilogramo en los adultos, casi en su totalidad (99 %) como hidroxipatito de calcio Ca₁₀(PO₄)₆(OH)₂, la superestructura que rodea las fibras de colágeno, el material de soporte de los huesos. En procesos dinámicos, cada día se intercambia un 40 % de los 25 mmol de iones calcio del fluido extracelular corporal. El intestino absorbe alrededor de un tercio del total del calcio ingerido en la dieta como ion libre y los riñones regulan su nivel en el plasma. La albúmina sérica, la proteína más abundante del plasma, asistida por las bombas activas de calcio, se encarga de su transporte en el organismo, donde suele encontrarse coordinado a proteínas (35-50 %) y formando sales con ácidos orgánicos e iones fosfato (5-10 %).

Su concentración celular es 7000 veces inferior a la plasmática, y está regulada por el calcitriol (1,25-dihidroxit vitamina D₃ o 1,25-dihidroxicolicalciferol), el cual actúa sobre las células epiteliales del intestino delgado promoviendo la absorción del calcio mediante la acción de la proteína calbindina. El fascinante proceso de formación del calcitriol a partir del colesterol comienza con su isomerización por irradiación con luz solar y la formación en las células epiteliales de la previtamina D₃, la cual se convierte de forma espontánea en la vitamina D₃ o colecalciferol, y ésta en calcifediol en el hígado, formando finalmente el calcitriol en el riñón por acción de la hormona paratiroidea.

La falta de control del metabolismo del calcio, por hipocalcemia e hipercalcemia, se asocia a enfermedades como la osteoporosis (relacionada con la menopausia y en personas de edad avanzada), la osteomalacia y el raquitismo, así como el fallo renal crónico.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] A. Stwertka, *A Guide to the elements*, 3.^a ed., Oxford University Press, 2012.
- [2] S. Kriek, H. Görls, L. Yu, M. Reiher, M. Westerhausen, *J. Am. Chem. Soc.*, **2009**, *131*, 2977–2985.

ÁNGEL RODRÍGUEZ DE LERA
Universidade de Vigo
qolera@uvigo.es

Z = 21, escandio, Sc

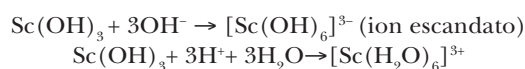
El ekaboro de Mendeléiev

CE: [Ar] 3d¹4s²; PAE: 44,96; PF: 1541 °C; PE: 2836 °C; densidad: 2,98 g/cm³; χ (Pauling): 1,36; EO: +1, +2, +3; isótopo más estable: ⁴⁵Sc; año de aislamiento: 1937 (Werner Fischer, Karl Brün-ger y Hans Grienseisen, Friburgo, Alemania).

El escandio fue uno de los elementos cuya existencia fue predicha por Mendeléiev. El químico ruso llamó eka-boro a uno de estos nuevos elementos, y predijo, entre otras propiedades, que tendría un peso atómico de 44, que su óxido sería de la forma Eb₂O₃ y que el sulfato tendría la fórmula Eb₂(SO₄)₂. En base a estas predicciones, en 1879 el químico Lars Fredrik Nilson identificó el óxido del nuevo elemento cuando investigaba las propiedades de las tierras raras presentes en un mineral llamado euxenita. Dado que la euxenita se obtenía exclusivamente de dos minas en Noruega, que el propio Nilson era sueco y que realizó sus estudios en la Universidad de Upsala (Suecia), que se bautizase el nuevo elemento como *scandium* parece bastante lógico. La identidad entre el escandio aislado y purificado en forma de óxido por Nilson y el eka-boro de Mendeléiev fue confirmada poco después por el químico y geólogo sueco Per Theodor Cleve. Un poco más tarde se identificó el espectro de emisión del nuevo elemento. Con todo, su bajísimo potencial de reducción hizo que no se pudiese obtener en forma metálica hasta 1937, cuando Fischer, Brünger y Grienseisen, en Friburgo, lo obtuvieron por electrolisis de su cloruro fundido.^[1]

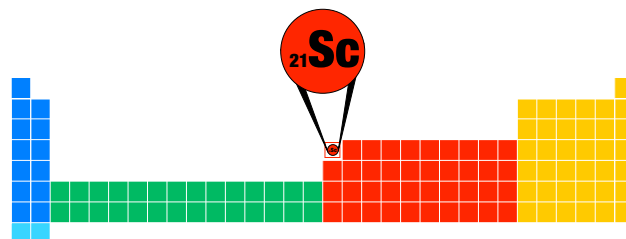
El escandio es un metal plateado, que se recubre casi inmediatamente de una pátina rosada, formada por su óxido. Se trata del metal de transición de número atómico más bajo y el menos denso. Su abundancia relativa en la corteza terrestre no es excesivamente baja. Se estima, por ejemplo, que la cantidad de escandio en la corteza es comparable a la de plomo o cobalto. Sin embargo, apenas hay tres minerales que aporten concentraciones apreciables de este metal. La principal mena es un silicato conocido como thorveitita, que aporta hasta un 45 % de escandio en forma de óxido.

La química del escandio se caracteriza porque prácticamente en todos sus compuestos actúa con un estado de oxidación +3. Tanto el óxido como el hidróxido son anfóteros:



Los estados +1 y +2 son estables aunque muy raros. El más conocido de los compuestos con EO +2 es el cloruro CsScCl₃.

Los usos tradicionales del escandio se limitaban, hasta hace apenas veinte años, casi exclusivamente a las lámparas. En concreto, la adición de una pequeña cantidad de trióxido de escandio a una lámpara de vapor de mercurio o a algunas lámparas halógenas hace que el espectro de la luz producida se asemeje bastante al de la luz solar. A su vez, el óxido de escandio se utiliza para la fabricación de lámparas de descarga de alta intensidad.



En los últimos años ha aumentado espectacularmente el uso del escandio en metalurgia. Así, la aleación de aluminio con pequeñas cantidades (en torno al 0,1 %) de este metal se emplea en la fabricación de reactores de altas prestaciones. Otro uso menos llamativo, aunque económicamente muy relevante, de las aleaciones Al-Sc es la fabricación de equipamiento deportivo para golpear, como bates de béisbol o *sticks* ("palos" con una red en la parte superior) del lacrosse.

La producción mundial de escandio apenas alcanza actualmente las quince toneladas anuales. Puesto que la demanda supera ampliamente esta cantidad, y dado que se prevé un aumento importante de sus usos, el precio de este metal se ha disparado. No es fácil dar cifras, porque, a diferencia de otros materiales, no existe un mercado oficial de escandio, pero de acuerdo con los datos de la compañía Stanford Materials, consultados a fecha 19 de enero de 2019, el precio de un gramo de escandio puro, comprado en grandes cantidades, ronda los diez dólares estadounidenses.^[3]

La producción de escandio está muy ligada a la de uranio, aunque cada vez más se emplean menas específicas de este metal, como la thorveitita. Los principales productores son China, Kazajistán, Ucrania y Rusia. Se considera que a medio plazo las reservas más abundantes se explotarán en Australia.



Figura 1. Escandio sublimado del 99.998% de pureza. Se muestra también un cubo de 1 cm³ de escandio fundido en atmósfera de argón^[2]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] M. E. Weeks, Discovery of the Elements, 6.ª edición, *The Journal of Chemical Education*, Easton, Pennsylvania, 1960.
- [2] Fotografía de Alchemist-hp, www.pse-mendelejew.de, fecha: 13 de junio de 2010.
- [3] <http://www.stanfordmaterials.com/sc.html>

PEDRO J. SÁNCHEZ GÓMEZ
Departamento de Didáctica de las Ciencias Experimentales
Facultad de Educación. Universidad Complutense de Madrid
pedros@edu.ucm.es

Z = 22, titanio, Ti

Un metal casi ideal: fuerte, ligero, resistente y biocompatible, pero caro

CE: [Ar] 3d²4s²; PAE: 47,867; PF: 1668 °C; PE: 3287 °C; densidad: 4,506 g/cm³; χ (Pauling): 1,54; EO: -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4; isótopos más estables: ⁴⁶Ti, ⁴⁷Ti, ⁴⁸Ti, ⁴⁹Ti, ⁵⁰Ti; año de aislamiento: 1887 (Lars Fredrik Nilson y Sven-Otto Pettersson, Suecia).^[1]

El primer mineral de titanio, una arena negra de Cornualles (Gran Bretaña), fue identificado en 1791 por William Gregor, un clérigo inglés y geólogo aficionado, del que extrajo un óxido de un metal desconocido. En 1795, el químico alemán Martin Heinrich Klaproth investigando una turmalina roja de Hungría detectó el óxido de un nuevo elemento, que resultó ser el descrito por Gregor, al que llamó titanio, en alusión los Titanes, los hijos de la diosa Tierra en la mitología griega.^[2]

El titanio se aisló por primera vez, con un 95 % de pureza, por Lars F. Nilson y Otto Pettersson en 1887. En 1910, el metalúrgico neozelandés, Matthew A. Hunter, lo obtuvo con un 99,9 % de pureza en el Instituto Politécnico de Rensselaer en Troy (EE. UU.).^[3]

La obtención del titanio es difícil y costosa. El primer proceso de obtención, el proceso Hunter, implicó la reacción de TiCl₄ con sodio a 850 °C. En 1932, William J. Kroll, metalúrgico luxemburgués, lo mejoró con calcio y en 1940 lo refinó con magnesio en atmósfera de argón. Actualmente, se obtiene vía la cloración del rutilo (TiO₂) o de la ilmenita (FeTiO₃), a 900 °C, para obtener TiCl₄, que se reduce a Ti mediante el proceso Kroll.^[3] La esponja de Ti obtenida se consolida por fusión en argón. Se obtiene mayor pureza con el método de van Arkel-de Boer, cuyo núcleo es la reducción del TiI₄ con un filamento de W a 1200 °C.^[1]

Los compuestos de Ti (II) y de Ti (III) son reductores y se transforman con facilidad en Ti (IV), el estado de oxidación más estable. Desde el punto de vista químico, el Ti es un elemento reactivo en caliente. A baja temperatura, presenta muy buena resistencia a la corrosión, ya que forma una fina capa de TiO₂, y no es atacado por el oxígeno, la humedad, las soluciones alcalinas ni los ácidos diluidos. Sin embargo, se disuelve con ácidos oxidantes concentrados y con álcalis en medio oxidante. Alrededor de los 1000 °C, es muy reactivo: con oxígeno forma el TiO₂; con nitrógeno, el nitruro de titanio (TiN); con carbono, el carburo de titanio (TiC); con halógenos, tetrahalogenuros de Ti.^[2]

Es el noveno elemento más abundante de la corteza terrestre (0,63 % en masa).^[4] Generalmente se encuentra en rocas ígneas, metamórficas y sedimentarias, y nunca sin combinar. Sus principales minerales son el rutilo (TiO₂) y la ilmenita (FeTiO₃), su mayor fuente comercial.^[1,4]

El titanio es un metal plateado, duro y brillante. Presenta dimorfismo: a temperaturas bajas es de forma hexagonal (α) y por encima de los 882 °C, de forma cúbica (β).^[3,4] Tiene excelentes propiedades mecánicas: es más duro, más resistente y más ligero que el acero. Su costosa metalurgia limita sus aplicaciones.

Las aleaciones del titanio se utilizan principalmente en la industria aeroespacial (motores y estructura) y militar (misiles y blindajes) por su baja densidad y alta resistencia. También se emplean en material deportivo (palos

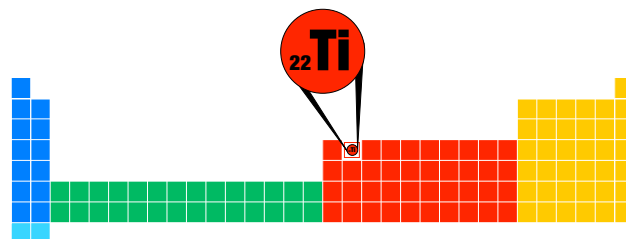


Figura 1. Barra de titanio de alta pureza (99,995 %)^[5]

de golf y bicicletas), ordenadores portátiles, muletas y joyería.^[2]

Su alta resistencia a la corrosión favorece su uso en condensadores de centrales eléctricas, en cascos de barcos y submarinos, así como en ejes de hélices. Su excelente integración ósea y biocompatibilidad permite emplearlo en prótesis articulares, cadera y rodilla, e implantes dentales.

Alrededor de 95 % del titanio se consume como TiO₂. Es el pigmento blanco en pinturas, barnices, plásticos, esmaltes, papel y también en medicamentos, pasta de dientes y en la industria alimentaria (aditivo E171). Al reflejar la radiación IR y absorber la UV, está presente en revestimientos de suelos y techos y en cremas solares.

En química orgánica, el TiCl₄ es uno de los ácidos de Lewis prototípicos. La mezcla de TiCl₄ y Et₃Al (o TiCl₃ y Et₂AlCl) genera especies de Ti(III), los catalizadores de Ziegler-Natta, que polimerizan olefinas a temperaturas y presiones bajas y producen polietileno, polipropileno y polímeros atácticos (Karl Ziegler y Guilo Natta fueron premios Nobel de Química en 1963).^[1,6] La epoxidación de Sharpless de alcoholes alílicos catalizada con un complejo quirral de Ti(IV) demostró que se podía obtener un único enantiómero con un catalizador quirral (Karl Barry Sharpless fue premio Nobel de Química en 2001).^[6]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] J. D. Lee, *Concise inorganic chemistry*, 5.^a ed., Blackwell Science, 1996, pp. 684–696.
- [2] P. Enghag, *Encyclopedia of the elements*, Wiley-VCH Verlag, 2007, pp. 493–509.
- [3] G. Lütjering, J. C. Williams, *Titanium*, Springer-Verlag, Berlín, 2003.
- [4] *Handbook of extractive metallurgy*, Fathi Habashi ed., vol. II. Wiley-VCH, Weinheim, 1997, pp. 1129–1180.
- [5] Fotografía de Alchemist-hp, fecha: 8 de febrero de 2019.
- [6] M. A. Tarselli, Titanium tales, *Nature Chem.*, **2013**, *5*, 546–546.

FÈLIX URPI TUBELLA
Departament de Química Inorgànica i Orgànica
Universitat de Barcelona
felix.urpi@ub.edu

Z = 23, vanadio, V

El elemento descubierto dos veces

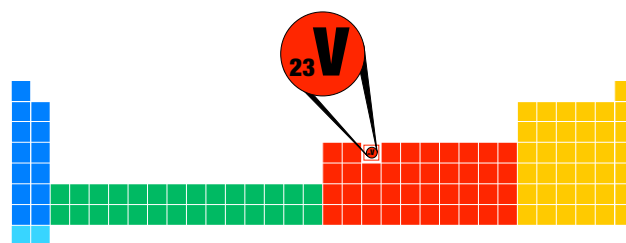
CE: [Ar] 3d³4s²; PAE: 50,942; PF: 1910 °C; PE: 3407 °C; densidad: 6,11 g/cm³; χ (Pauling): 1,63; EO: -3, -1, 0, +2, +4, +5; isótopos más estables: ⁵¹V, ⁵⁰V; año de descubrimiento: 1801 (Andrés Manuel del Río, Zimapán, México).

Andrés Manuel del Río (Madrid, 1764 – Ciudad de México, 1849) fue un prestigioso mineralogista, que estudió en la Universidad de Alcalá de Henares y en la Escuela de Minería de Almadén, y que realizó buena parte de su trabajo en México, donde acabó residiendo y siendo un miembro activo de la sociedad civil y cultural de este país tras su independencia. Hacia 1801, trabajó con un mineral, que ahora conocemos como vanadinita (Pb₅[Cl(VO₄)₃]), del que obtuvo una serie de compuestos de lo que él pensó que era un nuevo elemento químico. Lo variado de los colores de estos compuestos en disolución le llevó a proponer el nombre de pancromio (del griego, varios colores). La facilidad con la que algunos de estos compuestos llevaban a otro de color rojizo, que probablemente era el óxido de vanadio +5, le hizo dudar con el nombre, optando por eritronio (del griego, rojo). Al compartir su descubrimiento con Humboldt y con Collet-Descotils, estos rechazaron la posibilidad de un nuevo elemento, indicando que se trataba del cromo, descubierto pocos años antes por Vauquelin, por lo que del Río se retractó de su descubrimiento.^[1] Treinta años después, Nils Gabriel Sēfstrom, de la importante escuela sueca de química, aisló los mismos compuestos a partir de minerales de hierro y “redescubrió” el elemento. La belleza que le transmitían los colores encontrados le llevó a proponer el nombre de vanadio (*vanadium* según la IUPAC), en honor a Vanadis, la diosa escandinava de la belleza.^[2] El vanadio metálico se obtuvo por primera vez mediante reducción con hidrógeno del derivado dicloruro. En la actualidad se obtiene mediante transformación del óxido en tricloruro y su reducción con magnesio o calcio en atmósfera de argón.

El metal es plateado brillante y se utiliza principalmente para fabricar ferrovanadio, una aleación de hierro y vanadio que se utiliza en la producción de acero y otras aleaciones. China, Rusia, Sudáfrica y Brasil son los principales productores. Aunque existen numerosos minerales de los que se puede obtener, otras fuentes de vanadio son los combustibles fósiles como la turba, el carbón, los esquistos bituminosos y el petróleo crudo.^[3]



Figura 1. Andrés Manuel del Río y disoluciones con vanadio en distintos estados de oxidación



Aunque el metal es reductor, se pasiva con facilidad al aire. Su estados de oxidación principales van del +2 al +5, en especies que, en disolución acuosa, son de bellos colores (Figura 1),^[4] aunque se conocen complejos carbonilo en los que el vanadio presenta un estado de oxidación cero o -1. El óxido de vanadio(V) es anfótero, disolviéndose en disoluciones básicas para formar vanadatos y en ácidos fuertes para formar complejos de [VO₂]⁺. Las especies presentes a pH intermedios están formadas por agregados denominados polivanadatos. La formación de polioxometalatos es una característica de V, Mo, W y, en menor medida, Nb, Ta y Cr.

Como se ha comentado, la mayor parte del vanadio se utiliza para reforzar el acero. Las aleaciones de acero al vanadio se utilizan en piezas de motor, blindaje, ejes y herramientas. Las propiedades de resistencia a la corrosión del vanadio lo hacen ideal para tubos y tuberías fabricados para transportar productos químicos. Las aleaciones de vanadio-titanio tienen la mejor relación resistencia-peso de cualquier material de construcción. Menos del uno por ciento de vanadio y una pequeña cantidad de cromo hace que el acero resultante sea resistente a los golpes y a las vibraciones. De hecho, el primer uso industrial generalizado para el vanadio fue en la estructura de acero del automóvil Ford T, lo que permitió un bastidor más liviano que también era de mayor resistencia a la tensión. Otra aleación se utiliza en los reactores nucleares debido a su baja capacidad de absorción de neutrones.

Una de las aplicaciones más destacadas es en forma de óxido en estado de oxidación +5 (V₂O₅), como catalizador en la obtención industrial de ácido sulfúrico. Pero existe una aplicación que genera cada vez mayor interés: su uso en grandes acumuladores eléctricos. El mismo pentóxido de vanadio sirve como fuente de electrolito en las Baterías de Flujo Redox de Vanadio o VRB (*Vanadium Redox Flow Batteries*), que aprovechan sus diferentes estados de oxidación en medio acuoso.^[5]

Aunque se ha encontrado que el vanadio es un elemento traza esencial de los seres vivos, sus compuestos son considerados tóxicos para los seres humanos.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] J. A. Uribe Salas Asclepio, Labor de Andrés Manuel del Río en México. *Revista de Historia de la Medicina y de la Ciencia*, **2006**, LVIII, (2), 231–260.
- [2] P. Enghag, *Encyclopedia of the elements*, WILEY-VCH Verlag GmbH & Co. KGaA, Weinheim, 2004.
- [3] J. H. Huang, F. Huang, L. Evans, S. Glasauer, Vanadium: Global (bio)geochemistry, *Chemical Geology*, **2015**, 417, 68–894.
- [4] RSC Learnchemistry: The oxidation states of Vanadium, <https://rsc.li/2k2L8Tq>, visitada el 18/02/2019.
- [5] BBC World: Vanadium: The metal that may soon be powering your neighbourhood, <https://bbc.in/2X6oJFE>, visitada el 18/02/2019.

FERNANDO CARRILLO HERMOSILLA
Universidad de Castilla-La Mancha
fernando.carrillo@uclm.es

Z = 24, cromo, Cr

El elemento del color

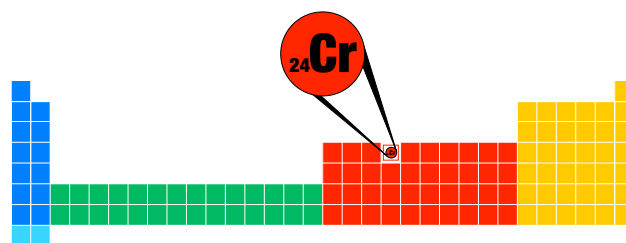
CE: [Ar] 3d⁵4s¹; PAE: 55,996; PF: 1907 °C; PE: 2671 °C; densidad: 7,15 g/cm³; χ (Pauling): 1,66; EO: -4, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5, +6; isótopos más estables: ⁵²Cr, ⁵³Cr, ⁵⁴Cr; año de aislamiento: 1798 (Nicholas Louis Vauquelin, París, Francia).

El químico francés Nicholas Louis Vauquelin aisló por primera vez cromo en 1798 tras disolver el mineral crocoíta (PbCrO₄) en ácido clorhídrico. Una vez filtrado el plomo, fijó su atención en el líquido remanente del que con mucha paciencia consiguió aislar el nuevo metal. Asombrado por el gran número de colores que este elemento producía en disolución, decidió llamarlo cromo, del griego “chroma” que significa color.^[1]

Hoy en día, el cromo se obtiene principalmente reduciendo el mineral cromita (FeCr₂O₄) con carbono en un horno de arco eléctrico o reduciendo Cr₂O₃ con aluminio o silicio, estimándose una producción mundial de unas 20.000 toneladas de dicho metal al año. Las principales minas de cromita se encuentran en Zimbabue, Rusia, Nueva Zelanda, Turquía, Irán, Albania, Finlandia y Madagascar, estimándose unas reservas de cerca de mil millones de toneladas en Groenlandia, Canadá y los Estados Unidos de América.^[2] A pesar de ello y debido a la creciente demanda de cromo, este metal ha sido catalogado como “en creciente amenaza” en la reciente tabla periódica de los elementos químicos de EuChemS.^[3]

En su forma pura el cromo es plateado, brillante (Figura 1), de gran dureza (9,0 en la escala de Mohs), quebradizo y muy resistente a la corrosión (el metal no se ve afectado por el aire o el agua a temperaturas normales, aunque forma Cr₂O₃ cuando se calienta por encima de los 200 °C). El cromo se suele pulir para crear superficies muy brillantes que a menudo se usan para formar cubiertas protectoras muy atractivas visualmente. De hecho, el cromo se ha utilizado tradicionalmente para recubrir coches, estufas y otros aparatos con el fin de protegerlos de la corrosión y mejorar su aspecto. Además, añadido al acero forma la aleación conocida como acero inoxidable (que posee al menos un 10 % de cromo), de innumerables usos en nuestra vida cotidiana. Por lo tanto, podemos resumir los usos y aplicaciones de este metal en (1) galvanoplastia decorativa y resistente al desgaste, (2) formación de aleaciones importantes y (3) fabricación de numerosos productos químicos y materiales refractarios.

De acuerdo con su configuración electrónica, el cromo forma compuestos en los que se encuentra en el estado de oxidación estable +6. Los compuestos con estados de oxidación +2 y +3 también son bastante numerosos. Sin embargo, los compuestos con estados de oxidación +4 y +5 son inestables, excepto bajo condiciones extremadamente alcalinas. El estado de oxidación 0 se encuentra típicamente en compuestos organometálicos, como el sándwich Cr(C₆H₆)₂, Cr(CO)₆ y complejos metal-carbeno de tipo Fischer, de estructura general (CO)₅Cr=C(XR)R', y de gran utilidad en síntesis orgánica.



Prácticamente todos los compuestos de cromo poseen color. Los cationes Cr³⁺ y Cr²⁺, por ejemplo, forman compuestos de coordinación muy fácilmente con un amplio rango de colores. Así, el [Cr(H₂O)₆]³⁺ es violeta mientras que el CrCl₂ es azul. Este último compuesto, mediante adición de acetato, forma Cr₂(OAc)₄, de color rojo y que además presenta un enlace cuádruple Cr–Cr.^[5] El CrF₄ es marrón y el óxido de Cr(IV) es negro, mientras que el inestable CrF₅ es un sólido rojo volátil. El CrO₃, de color verde, se vuelve amarillo cuando se calienta en presencia de K₂CO₃ y KNO₃, por formación de K₂CrO₄. Por último, no nos podemos olvidar del precioso color naranja del K₂Cr₂O₇, compuesto que todos hemos usado durante nuestros estudios de química. El cromo es también responsable del color de los rubíes (óxido de aluminio dopado con cromo), de los tonos rosados de los zafiros y del color verde de las esmeraldas.^[6] Está claro entonces que Vauquelin no podría haber elegido mejor nombre para este elemento: *el elemento del color*.



Figura 1. Cristales de cromo producidos por descomposición de yoduros de cromo (pureza 99,999 %) y cubo de cromo de 1 cm³ de alta pureza (99,999 %) para su comparación^[4]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] J. Emsley, *Nature's building blocks: An A-Z guide to the elements*, 2.^a ed., Oxford University Press, Nueva York, 2011.
- [2] *Van Nostrand's scientific encyclopedia*, John Wiley & Sons, Nueva York, 2005.
- [3] Element Scarcity – EuChemS Periodic Table, bit.ly/2Dpwa55, visitada el 23/11/2018.
- [4] Fotografía tomada de Alchemist-hp, www.pse-mendelejew.de, fecha: 24 de abril de 2010.
- [5] F. A. Cotton, L. A. Murillo, R. A. Walton, *Multiple bonds between metal atoms*, 3.^a ed., Springer, Berlín, 2005.
- [6] A. Lennartsson, The colours of chromium, *Nat. Chem.*, **2014**, 6, 942.

ISRAEL FERNÁNDEZ

Departamento de Química Orgánica I

y Centro de Innovación en Química Avanzada (ORFEO-CINQA)

Facultad de Ciencias Químicas, Universidad Complutense de Madrid

israel@quim.ucm.es

Z = 25, manganeso, Mn

El metal del centro generador de O₂
en la fotosíntesis

CE: [Ar] 3d⁵4s²; PAE: 54,938; PF: 1244 °C; PE: 1962 °C; densidad: 7,44 g/cm³; χ (Pauling): 1,55; EO: -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5, +6, +7; isótopo más estable: ⁵⁵Mn; año de aislamiento: 1744 (Johan Gottlieb Gahn, Suecia).

El origen de su nombre es dudoso; puede provenir del latín *magnes*, que significa imán, porque la pirolusita, el mineral más común de este metal, tiene propiedades magnéticas. Otra posibilidad es que el nombre se origine de *magnesia nigri*, refiriéndose al mineral conocido como magnesia negra, que es un óxido de manganeso que se usaba para decolorar el vidrio.^[1]

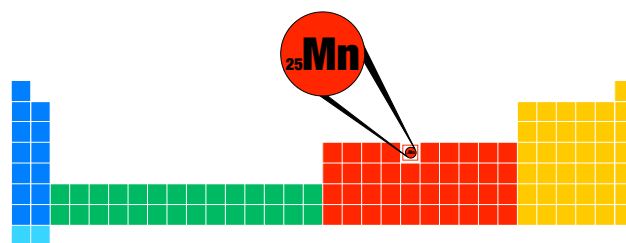
Los compuestos de manganeso se conocen desde épocas muy antiguas, porque el dióxido de manganeso (MnO₂, pirolusita) se utilizaba como pigmento en pinturas rupestres y en la manufactura artesanal del vidrio en la época romana, para eliminar la coloración verdosa debida a la presencia de hierro.

Es el duodécimo elemento más abundante en la corteza terrestre, con una concentración media de 1000 ppm (0,1 %). Los minerales de manganeso más abundantes son la ya citada pirolusita (MnO₂), la rodocrosita (MnCO₃) y diferentes formas de óxidos (psilomelana, criptomelana) y oxohidróxidos (manganita, MnO(OH)). Pero una de las fuentes más sorprendente de manganeso se encuentra en el fondo de los océanos, porque se estima que existen 10¹² toneladas en nódulos ricos en manganeso, especialmente en la zona noreste del Pacífico.

El manganeso metálico es un metal grisáceo muy frágil (Figura 1) y no se usa en estado puro, sino como aleaciones, especialmente en el acero, donde un 1 % de Mn mejora la dureza y resistencia. El acero de manganeso contiene 12-14 % de este metal, es extraordinariamente duro y resistente a la abrasión, y recibe usos especiales como en las vías del tren, cascos o la manufactura de rifles. Otros compuestos de manganeso de interés comercial son el dióxido, el sulfato y el permanganato de potasio; el primero se utiliza como catalizador y en baterías, el segundo en la manufactura del manganeso metálico y en la preparación de fungicidas, y el tercero es un oxidante común, que sirve para purificar gases y aguas residuales que contienen materia orgánica. Asimismo, el dióxido de manganeso es



Figura 1. Fragmentos de Mn puro (99,99 %) refinado electrolíticamente, con el aspecto típico de una superficie oxidada por el aire, así como un cubo de 1 cm³ de Mn de alta pureza (99,99 %), para comparar [https://bit.ly/2TEd7Le, visitada el 12/03/2019]



responsable del descubrimiento del cloro, ya que cuando se añade MnO₂ a una solución de ácido clorhídrico, se genera cloro gaseoso.

El manganeso es un metal esencial para prácticamente todos los seres vivos. Algunos organismos como las diatomeas, los moluscos y las esponjas marinas lo acumulan, de forma que los peces pueden tener hasta 5 ppm y los mamíferos hasta 3 ppm. Los compuestos de manganeso se añaden como fertilizantes y en el alimento de animales de granja, porque este elemento puede ser escaso en algunos suelos. El manganeso es esencial para los seres humanos, si bien su función metabólica no es completamente conocida. Un caso importante es la enzima superóxido dismutasa de manganeso que se encuentra en las mitocondrias y regula el estrés oxidativo.^[2] El ion Mn²⁺ es la forma más común de este metal en los seres vivos y no es venenoso, si bien la forma activa es Mn³⁺. En cambio, el ion permanganato, MnO₄⁻, es tóxico, aunque se ha utilizado históricamente como antiséptico y antiolores, por ejemplo, en preparados contra la halitosis. Por otro lado, el manganeso juega un papel clave en la fotosíntesis.^[3] El centro generador de oxígeno de las plantas verdes contiene un clúster con cuatro átomos de manganeso. Este centro acumula secuencialmente una carga correspondiente a la pérdida de cuatro electrones hasta oxidar la molécula de agua, mediante la formación de un enlace O-O, generando O₂. La variedad de estados de oxidación y de espín de los compuestos de manganeso hace que este metal tenga una química especialmente rica y compleja, en muchos casos parecida a la del hierro. Los compuestos multimetálicos de manganeso tienen mucho interés en el campo de los imanes moleculares.^[4] Otros compuestos de manganeso también tienen un interés creciente como catalizadores en síntesis orgánica; dos casos paradigmáticos son el catalizador de Jacobsen-Katsuki utilizado en la epoxidación enantioselectiva de olefinas, y los catalizadores porfirínicos con un uso diverso en reacciones de funcionalización de hidrocarburos.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] J. Emsley, *Nature's building blocks*, Oxford University Press, Nueva York, 2001.
- [2] I. Bertini, H. B. Gray, E. I. Stiefel, J. S. Valentine, *Biological inorganic chemistry*, University Science Books, Sausalito, California, 2007.
- [3] J. Yano, V. Yachandra, Mn₄Ca Cluster in photosynthesis: Where and how water is oxidized to dioxygen, *Chem. Rev.*, **2014**, *114*(8), 4175–4205.
- [4] G. Aromí, E. K. Brechin, Structure and Bonding, En R. Winpenny (Ed.), *Single Molecule Magnets and Related Phenomena*, vol. 122, Springer, 2006, pp. 1–67.

MIQUEL COSTAS SALGUEIRO
Grup de Química Bioinspirada
Supramolecular i Catalisi (QBIS-CAT)
Institut de Química Computacional i Catalisi (IQCC)
Departament de Química, Universitat de Girona
miquel.costas@udg.edu

Z = 26, hierro, Fe

El metal de transición más abundante en la corteza terrestre

CE: [Ar]3d⁶4s²; PAE: 55,845; PF: 1538 °C; PE: 2861 °C; densidad: 7,87 g/cm³; χ (Pauling): 1,83; EO: -1, -2, 0, +1, +2, +3, +4, +5, +6; isótopos más estables: ⁵⁴Fe, ⁵⁶Fe, ⁵⁷Fe, ⁵⁸Fe; año de aislamiento: se conoce desde la antigüedad.

El hierro es conocido desde la antigüedad y, de hecho, se denomina “Edad de hierro” al período prehistórico durante el cual se popularizó su uso como material para fabricar armas y herramientas (desde 1200 a. C. hasta 550 a. C.). El nombre *hierro* procede de la palabra latina *ferrum*, la cual era usada para referirse al elemento (el símbolo deriva de las dos primeras letras del nombre en latín). Se calcula que el hierro constituye el 35 % de la masa total de la Tierra ya que el núcleo de este planeta está formado principalmente por una mezcla de hierro y níquel. Además, el hierro es el cuarto elemento más abundante en la corteza terrestre (y el metal de transición más abundante), representado un 5 % de su peso. La mayor parte de este hierro más superficial se encuentra combinado con oxígeno en forma de minerales, como hematita (Fe₂O₃), magnetita (Fe₃O₄), limonita [FeO(OH)] y siderita (FeCO₃).^[1]

El hierro puro es un metal blanco y brillante (Figura 1), no especialmente duro que se oxida fácilmente con el aire dando lugar a óxido de hierro(III) hidratado de color rojizo, conocido como herrumbre.^[1] La producción de este metal se lleva a cabo mediante la reducción de sus óxidos minerales en los altos hornos. En la actualidad se utilizan grandes cantidades de hierro para fabricar acero, una aleación de este elemento con carbono (0,3-1,5 %).^[2] La adición de otros componentes como Cr, Ni, Mn, Mo, W o V permite modificar las propiedades del acero resultante; por ejemplo, el acero inoxidable contiene un mínimo del 12 % de cromo lo que le convierte en altamente resistente a la corrosión. El acero se utiliza en muchas aplicaciones que van desde la construcción (puentes, torres, columnas...) a la fabricación de carrocerías, tuercas o utensilios de cocina.

El hierro presenta una química muy diversa y forma compuestos inorgánicos con óxidos, hidróxidos, haluros y sulfuros, siendo +2 y +3 sus estados de oxidación más habituales.^[1] Además, su química de coordinación y organometálica es muy rica y variada, dando acceso a estados de oxidación mucho menos habituales como -2, -1, 0, +1, +4 o +5. Es un metal muy barato, abundante e inocuo, por lo que resulta un elemento muy atractivo para la industria química. Así, se utilizan catalizadores de hierro para la producción de moléculas muy importantes a nivel industrial, como en el proceso de Haber-Bosch para la síntesis de amoníaco a partir de N₂ y H₂ o el proceso de Fischer-Tropsch para la conversión de *syngas* o “gas de síntesis” (mezcla de CO y H₂) en hidrocarburos líquidos, que emplean un catalizador basado en hierro.^[2] Además de estos procesos a gran escala, el uso de catalizadores de hierro permite el desarrollo de reacciones de funcionalización de enlaces C–H transformándolos en enlaces C–O, C–N o C–C. En algunos casos se ha conseguido la transformación altamente selectiva de sustratos muy complejos e incluso transformaciones enantioselectivas, lo que convierte a estos catalizadores en herramientas muy interesantes para la síntesis total o la producción de moléculas complejas relevantes en la industria farmacéutica.^[3]

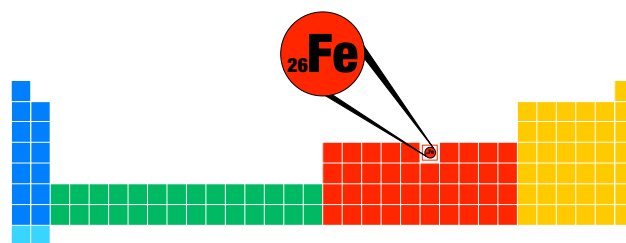


Figura 1. Hierro de alta pureza (más de 99,97 %) refinado electrolíticamente y un cubo de hierro de alta pureza de 1 cm de lado^[4]

Además, el hierro es un elemento esencial para la vida. Se encuentra en prácticamente todos los organismos, lo cual se relaciona con su abundancia en la corteza terrestre y por lo tanto, con su disponibilidad durante la evolución.^[5] La cantidad de hierro que contiene el cuerpo humano está alrededor de 4 gramos y se requiere de un aporte diario de entre 10 y 18 mg. Su deficiencia lleva al desarrollo de la anemia. La mayor parte de este hierro se localiza en el centro activo de proteínas con funciones claves para la vida. Por ello resulta un elemento fundamental en la estructura de la mioglobina, proteína encargada del almacenamiento de O₂, y de la hemoglobina, proteína responsable del transporte de O₂ en la sangre dentro de los glóbulos rojos. Además, existen muchas otras enzimas involucradas en procesos de activación del oxígeno y en el transporte de electrones que también contienen hierro en su centro activo, como por ejemplo citocromo P450, citocromo *c* oxidasa, proteínas Fe-S, catalasas o peroxidases.^[5] Algunos de estos sistemas biológicos sirven de inspiración para el desarrollo de catalizadores sintéticos.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] F. A. Cotton, G. Wilkinson, C. A. Murillo, M. Bochmann, *Advanced Inorganic Chemistry*, John Wiley & Sons, Nueva York, 1999.
- [2] RSC periodic table – Element 26 Iron, <https://rsc.li/1aJfFPg>, visitada el 28/02/2019.
- [3] A. Fürstner, Iron catalysis in organic synthesis: a critical assessment of what it takes to make this base metal a multitasking champion, *ACS Cent. Sci.*, **2016**, *2*, 778–789.
- [4] Fotografía de Alchemist-hp, <https://bit.ly/2NzXoav>, visitada el 27/02/2019.
- [5] I. Bertini, H. B. Gray, E. I. Stiefel, J. S. Valentine, *Biological Inorganic Chemistry*, University Science Books, Sausalito, California, 2007.

ANNA COMPANY CASADEVALL
Grup de Química Bioinspirada
Supramolecular i Catalisi (QBIS-CAT)
Institut de Química Computacional i Catalisi (IQCC)
Departament de Química / Universitat de Girona
anna.company@udg.edu

Z = 27, cobalto, Co

El elemento químico de los “duendes”

CE: [Ar] 3d⁷4s²; PAE: 58,933; PF: 1495 °C; PE: 2927 °C; densidad: 8,9 g/cm³; χ (Pauling): 1,88; EO: -3, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5; isótopo más estable: ⁵⁹Co; año de aislamiento: 1735 (George Brandt, Suecia).

El cobalto fue aislado por primera vez en 1735 por el químico y mineralogista sueco George Brandt a partir del mineral esmaltina (Co₃As₂), que se empleaba en la preparación de vidrios y esmaltes de color azul intenso. Este mineral de color azulado, que parecía contener cobre, era detestado por los mineros por considerarlo tóxico y de escaso valor al no conseguir obtener cobre a partir de él. Lo denominaban *kobold* (del alemán, que significa diablillo) ya que pensaban que se trataba de un mineral embrujado por los duendes que vivían en el interior de la tierra.

El reconocimiento del cobalto como nuevo elemento no fue aceptado hasta que fue confirmado por el también químico y mineralogista sueco Torbern O. Bergmann en 1780.^[1,2]

El cobalto es de color gris azulado (Figura 1),^[3] y al igual que hierro y níquel, es ferromagnético y posee una dureza similar a la de estos. Tiene la temperatura de Curie más alta conocida, 1400 K. Como todos los metales de transición, forma compuestos e iones complejos coloreados. No se ve afectado por el aire y el agua en condiciones normales y es atacado débilmente por HCl y H₂SO₄. El HNO₃ diluido lo disuelve, pero el concentrado hace que se pasivice.

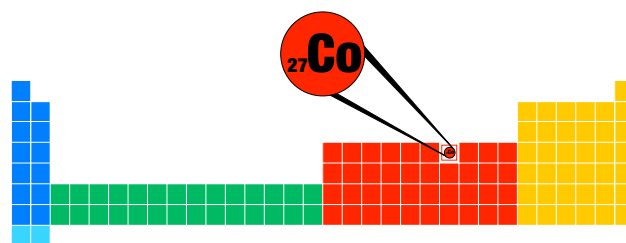
Se presenta en la naturaleza en minerales en forma de arseniuros, sulfoarseniuros y sulfuros, entre los que cabe destacar esmaltina (Co₃As₂), cobaltita (CoAsS) o linneita (Co₃S₄). Los compuestos de cobalto más comunes son las sales de Co(II).

Industrialmente se obtiene por tostación del mineral para su transformación en óxido, seguida de una reducción con Al o con H₂. Otra forma de obtención es mediante lixiviación del mineral con amoníaco o con ácido en un autoclave a presión y temperatura elevadas, seguida de una reducción con hidrógeno.^[3]

El ⁶⁰Co es un isótopo artificial radiactivo cuya vida media es de 5,27 años que se desintegra por emisión beta y gamma (1,17 y 1,33 MeV). Se emplea en esterilización de alimentos, en radiografía industrial, como trazador biológico y como fuente de emisión en radioterapia. La sobreexposición a la radiación que emite puede producir cáncer.

Los principales usos del cobalto se encuentran en la fabricación de superaleaciones y aleaciones para motores de aviones y herramientas de corte, imanes (Alnico, Fernico, Cunico, Cunife...), pigmentos azules para vidrios y esmaltes, secante de pinturas, barnices y tintas, carburos cementados, catalizador en la industria petrolífera y, en los últimos años, como componente de las baterías recargables de iones de litio (LCO) para móviles, tabletas y portátiles.^[3]

El cobalto es esencial para la vida en forma de cobalamina o vitamina B12 (Figura 2) que es un compuesto de coordinación de cobalto cuya carencia produce anemia en animales y humanos. Su estructura tridimensional fue determinada en 1958 mediante cristalografía de Rayos X por Dorothy Crowfoot Hodgking.^[4]



El principal país productor y exportador de cobalto es la República Democrática del Congo, que posee los mayores yacimientos del mundo, seguido de Australia, Cuba, Filipinas, Zambia, Rusia y Canadá.^[5]



Figura 1. Algunos fragmentos de cobalto puro (99,9%) refinado por electrólisis, junto a un cubo de 1 cm³ de cobalto de alta pureza (99,8% = 2N8) para comparar (Fotografía de Alchemist-hp, <https://bit.ly/2RZB0B5>, visitada el 13/01/2019)

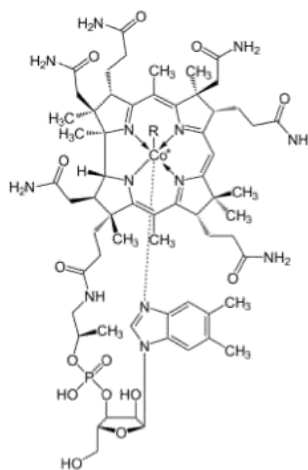


Figura 2. Estructura molecular de la vitamina B12 o cobalamina (Fotografía de NEUROtiker, <https://bit.ly/2CIN3EK>, visitada el 05/01/2019)

BIBLIOGRAFÍA

- [1] J. Babor, J. Ibarz, *Química General* (7.ª ed.), Marín, Barcelona, 1962.
- [2] I. Asimov, *Breve Historia de la Química*, Alianza, Barcelona, 1965.
- [3] F. Ullmann, *Ullmann's Encyclopedia of Industrial Chemistry* (5.ª ed.), vol. 7, VCH, Weinheim, 1986.
- [4] D. Nelson, M. Cox, J., *Principios de Bioquímica*, Omega, Barcelona, 2009.
- [5] A. Kay, Top Cobalt Reserves by Country (<https://bit.ly/2RLfx5G>, visitada el 07/01/2019).

SERGIO MENARGUES IRLES
Sección Territorial de Alicante de la RSEQ
Universidad de Alicante.
sergio.menargues@ua.es

Z = 28, níquel, Ni

El cobre del diablo

CE: [Ar] 3d⁸4s²; PAE: 58,693; PF: 1455 °C; PE: 2913 °C; densidad: 8,908 g/cm³; χ (Pauling): 1,91; EO: -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4; isótopos más estables: ⁵⁸Ni, ⁶⁰Ni, ⁶¹Ni, ⁶²Ni, ⁶⁴Ni; año de aislamiento: 1751 (Axel Fredrik Cronstedt, Suecia).

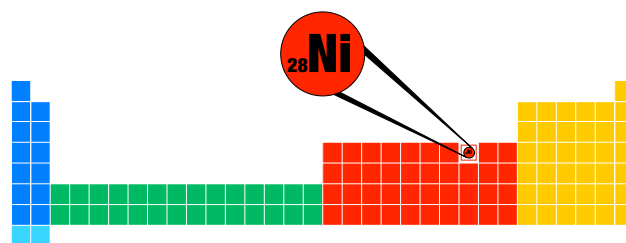
El níquel fue aislado en 1751 por el barón Axel Fredrik Cronstedt en Estocolmo cuando estudiaba un nuevo mineral procedente de una mina en Los, Hälsingland, Suecia. Este mineral era de color rojizo y similar a la mena de cobre, por lo que solía ser confundido con ella, pero su naturaleza hacía que no fuera posible extraer cobre de él. Este detalle y el hecho de que los mineros enfermaran al tratar con él hizo que se le llamara *Kupfernichel*, de *Kupfer* (cobre) y *Nickel* (diablo de la mitología germana), el diablo del cobre, al que culpaban de su mala fortuna. Este mineral era NiAs, ahora llamado niquelina o nicolita. Aunque en un principio el barón Cronstedt pensó que se trataba de cobre, lo que extrajo de este mineral era un nuevo metal cuyo descubrimiento anunció en 1754 y al cual llamó níquel, como el diablo al que hacía referencia el nombre medieval de la niquelina.^[1] No obstante, no fue hasta 1775 cuando Torbern Olof Bergman produjo níquel puro por primera vez y se confirmó la naturaleza de este elemento.

El níquel se extrae principalmente del mineral pentlandita (Ni, Fe)₉S₈ y en menor medida de otros tales como la garnierita (Ni, Mg)₆Si₄O₁₀(OH)₈. Casi un cuarto de todo el níquel producido se extrae de los depósitos de pentlandita de Sudbury, Canadá, que proceden de un meteorito caído en esta zona hace cientos de millones de años.^[2] Australia y Nueva Caledonia poseen un 45 % de las reservas mundiales de este metal. El proceso de extracción de níquel de la pentlandita consiste en la adición de sílice al mineral, para someterlo a diversos procesos de tostado, fundido y enfriado, para obtener un metal con una pureza mayor del 75 %. Para obtener purezas mayores se utilizan procesos electroquímicos.

El níquel es un metal de color plateado que resiste la corrosión, incluso a temperatura elevada, y es ferromagnético a temperatura ambiente. Es un metal de transición cuyo estado de oxidación más estable es +2, por lo que sólo se conoce el óxido NiO. Al ser un metal del bloque d, puede formar multitud de complejos de coordinación con gran variedad de geometrías, e incluso formar enlaces de carácter organometálico con átomos de carbono, como en el caso del [Ni(CO)₄], el primer carbonilo descubierto y que también puede utilizarse para aislar Ni metálico.^[3]



Figura 1. Diferentes monedas en las que se utiliza níquel para su elaboración. Propiedad de la autora



Los complejos de coordinación de Ni(II) no muestran tendencia a sufrir reacciones redox. El Ni(II) forma sales con multitud de aniones y posee una extensa química en medio acuoso basada en el acuatión [Ni(H₂O)₆]²⁺ de color verde.

Sus propiedades hacen que algunos de sus principales usos sean embellecer piezas metálicas (niquelado) o preparar aleaciones. Entre las aleaciones, merece la pena destacar el *alnico* y *permalloy*, de carácter magnético, o el *invar*, *nichrome* y *monel*, que se usan en la fabricación de piezas de precisión, para fabricar resistencias eléctricas y contenedores para materiales corrosivos como el flúor, respectivamente. Además, el níquel ha sido utilizado de forma generalizada durante la historia para fabricar monedas aleado con cobre (*cuproníquel*, con hasta un 80 % en cobre) ya que esta aleación presenta un aspecto muy similar al de la plata. Una de las monedas más conocidas es la de 5 céntimos de dólar, también conocida como *nickel*, o el disco interno de la moneda de 1 euro (Figura 1).

Asimismo, el níquel se usa en polvo como catalizador para la hidrogenación de aceites vegetales y algún compuesto como colorante verde en la fabricación de vidrios. Por otra parte, es un elemento utilizado en baterías recargables como las de Ni-Cd o las de Ni hidruro-metálico, que se han usado en las primeras generaciones de coches híbridos y está presentes en las baterías de ordenadores y teléfonos móviles. Esto último hace que su disponibilidad no esté actualmente en compromiso, pero sí se prevé un posible riesgo para el abastecimiento futuro.^[4] Por otra parte, el níquel también aparece en la naturaleza en algunas enzimas que permiten la vida de algunas plantas, bacterias y hongos. Estas enzimas son parte de las bacterias propias de nuestro intestino (hidrogenasas), aunque también de otras perniciosas para nuestra salud, como la *Escherichia coli* (ureasas). Además, otras enzimas en las que el níquel es importante forman parte del ciclo global del carbono, mediante el cual el CO del ambiente se transforma gradualmente en CO₂, acetato y metano, retirando 10⁸ toneladas de CO de la atmósfera al año.^[5]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] M. E. Weeks, Mary Elvira, The discovery of the elements: III. Some eighteenth-century metals, *J. Chem. Educ.*, **1932**, 9(1), 22–30.
- [2] Nickel, [rsc.li/2UufVHP], visitada el 07/03/2019.
- [3] N. N. Greenwood, A. Earnshaw, *Chemistry of the elements*, Elsevier, Oxford, 2016, pp. 1144–1172.
- [4] Element Scarcity - EuChemS Periodic Table, bit.ly/2Dpwa55, visitada el 07/03/2019.
- [5] C. L. Drennan, In the nickel of time, *Nat. Chem.*, **2010**, 2, 900–900.

VERÓNICA PALOMARES DURÁN
Departamento de Química Inorgánica
Universidad del País Vasco / Euskal Herriko Unibertsitatea,
UPV/EHU
veronica.palomares@ehu.es

Z = 29, cobre, Cu

Puede reciclarse una y otra vez
sin perder sus propiedades

CE: [Ar] 3d¹⁰4s¹; PAE: 63,546; PF: 1085 °C; PE: 2595 °C; densidad: 8,96 g/cm³; χ (Pauling): 1,90; EO: -2, +1, +2, +3, +4; isótopos más estables: ⁶³Cu, ⁶⁵Cu; año de descubrimiento: civilizaciones antiguas.

El cobre (*copper* en inglés) fue uno de los primeros metales utilizados por el ser humano, hace unos 10.000 años, para fabricar monedas y objetos ornamentales. En aquella época era extraído en estado nativo, en forma de pepitas. Posteriormente se desarrolló su metalurgia para obtenerlo a partir de sulfuros, hecho del que tomó el nombre el período histórico *Edad del Cobre*. Además, el descubrimiento del bronce, aleación de cobre y estaño, conocido por su resistencia a la corrosión, supuso un acontecimiento determinante, denominándose a esta época *Etapas del Bronce*. En la antigüedad, Chipre disponía de importantes yacimientos de cobre; así los romanos le dieron el nombre de *cyprum* (que significa Chipre), que más tarde se convirtió en *cuprum*, palabra latina que da origen a su símbolo, Cu, y al nombre en español, cobre.

El cobre se encuentra principalmente en minerales sulfurados como la calcopirita, bornita, calcosina y covelina; también se presenta en forma de carbonatos (malaquita y azurita), óxidos (cuprita), sulfatos (calcantita) y silicatos (crisocola), y como cobre nativo. El cobre producido a partir de sulfuros (0,5-2 % Cu) se obtiene por métodos pirometalúrgicos y sus etapas pueden ser: 1) concentración por flotación; 2) tostación; 3) fundición y formación de la "mata" de cobre; 4) conversión a cobre "blister"; 5) refinado térmico y colada de ánodos; 6) refinado electrolítico (99,99 % Cu). Las menas oxidadas, compuestas por óxidos, carbonatos, silicatos y sulfatos, tienen menor contenido en cobre, empleándose para su extracción y transformación métodos hidrometalúrgicos: lixiviación y electrólisis.^[1]

El cobre es un metal de transición de color rojizo, dúctil y maleable, tiene elevadas conductividad térmica y eléctrica sólo inferiores a las de la plata, presenta buena resistencia a la corrosión y puede prevenir el desarrollo de bacterias. Forma con el zinc una aleación, el latón, conocida por su resistencia y elasticidad, y con el estaño el bronce, que proporciona mayor resistencia a la corrosión, dureza y durabilidad. También se mezcla con otros metales como aluminio, níquel, oro, plomo, silicio y otros, formando aleaciones con multitud de aplicaciones. Como catión, constituye un nutriente y un elemento esencial para la salud humana, encontrándose en gran variedad de alimentos como el chocolate, los frutos secos, los cereales, las legumbres y el marisco. La producción mundial en 2017 fue de 20 millones de toneladas, siendo los principales países productores: Chile (más del 25 % de la producción mundial), Perú, China, Estados Unidos y República Democrática del Congo.^[2]

El cobre aparece con estados normales de oxidación +1 y +2, siendo el Cu²⁺ más estable a bajas temperaturas; las soluciones acuosas de Cu²⁺ presentan un color azul característico, mientras que las de Cu⁺ son incoloras. Con el tiempo se oxida superficialmente en el aire, formando óxido de cobre(II), de color negro. Si el ambiente es húmedo, con el dióxido de carbono y el vapor de agua se convierte en carbonato básico de cobre de color verde conocido como

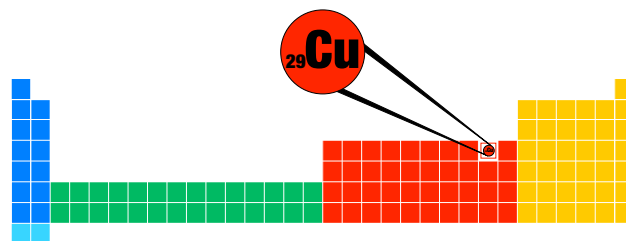


Figura 1. Electrodo de cobre en disolución de CuSO₄
(Laboratorio de Química, Escuela de Ingeniería de Bilbao)

"cardenillo", pátina tóxica. Se disuelve fácilmente en los ácidos nítrico y sulfúrico concentrados por ser oxidantes, y es atacado por los halógenos y el azufre.

Sus propiedades lo hacen muy valioso por sus numerosos usos, los de sus aleaciones (bronce, latón, etc.) y los de sus compuestos (CuSO₄·5H₂O, CuO, etc.). Hoy en día sigue siendo un elemento esencial en aplicaciones eléctricas y en los sistemas de generación de energías renovables, estando también vinculado, al igual que sus aleaciones, a las tecnologías de la información y la comunicación (ordenadores, móviles, etc.), al sector de la construcción, maquinaria y equipamiento industrial, y al transporte e industria del automóvil (coche eléctrico), entre otros usos.

El cobre es uno de los metales más reciclados, dado que puede reutilizarse indefinidamente sin perder ninguna de sus propiedades. El proceso consiste en la recogida y clasificación del residuo según su pureza, para fundirlo directamente o someterlo a tratamientos finales; si se trata de aleaciones, bronce o latón, el residuo se funde y forma aleaciones similares a las de origen. Su reciclado requiere hasta un 85% menos de energía que la producción primaria, equivalente a un ahorro, a nivel mundial, de 40 millones de toneladas de CO₂ anuales, y la reducción de residuos generados; por tanto, constituye un recurso eficiente y sostenible, fundamental para la economía circular.^[3] Se estima que el 29 % del cobre producido mundialmente procede del cobre reciclado.^[2]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] J. Sancho, L. F. Verdeja, A. Ballester, *Metalurgia extractiva. Procesos de obtención*, vol. II, cap. 4., Ed. Síntesis, Madrid, 2000.
- [2] International Copper Study Group (ICSG), *The world copper factbook 2018*. icsg.org, visitada el 29/01/2019.
- [3] Instituto Europeo del Cobre, Copper Alliance. Beneficios del cobre. Economía circular. <https://copperalliance.es/>, visitada el 29/01/2019.

BLANCA M.^a CABALLERO IGLESIAS
Departamento de Ingeniería Química y del Medio Ambiente
Escuela de Ingeniería de Bilbao
Universidad del País Vasco / Euskal Herriko Unibertsitatea
blancamaria.caballero@ehu.es

Z = 30, zinc, Zn

Un elemento necesario para tener buena salud

CE: [Ar] 3d¹⁰4s²; PAE: 65,38; PF: 420 °C; PE: 907 °C; densidad: 7,113 g/cm³; χ (Pauling): 1,65; EO: -2, +1, +2; isótopos más estables: ⁶⁴Zn, ⁶⁶Zn, ⁶⁷Zn, ⁶⁸Zn, ⁷⁰Zn; año de aislamiento: 1746 (Andreas Sigismund Marggraf, Berlín, Alemania).

Muchos años antes de su reconocimiento como elemento, ya existían evidencias del uso del zinc en la Prehistoria, para fabricar utensilios de latón (aleación de Cu/Zn). Su aislamiento tuvo lugar en la India, en el siglo XIII, por reducción de ZnO con materiales orgánicos a 1000 °C. Sin embargo, su descubrimiento se atribuye al químico alemán Andreas Marggraf que lo identificó como un nuevo elemento en el año 1746. El origen de su nombre no está totalmente claro, pero podría estar relacionado con la morfología del mineral del que proviene (del alemán *Zinken*, que significa pico o diente).^[1]

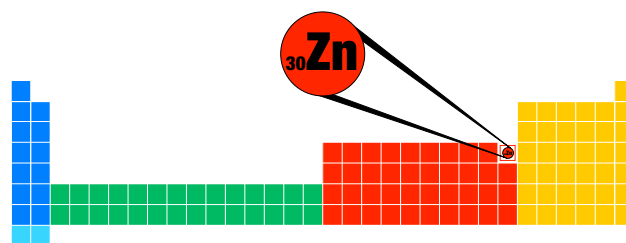
En la corteza terrestre se encuentra principalmente como sulfuro de zinc (esfalerita) (Figura 1) o como carbonato de zinc (smithsonita), ocupando el puesto número 24 en abundancia con un porcentaje del 0,007 %. Los principales depósitos de estos minerales se encuentran en Australia, Canadá, México y Estados Unidos, y en menor proporción, en Polonia, Bélgica, Francia y Reino Unido. Su producción mundial alcanza los 11 millones de toneladas por año siendo los principales productores Canadá, Australia y China. El zinc puede ser reciclado infinitamente sin perder sus propiedades ni calidad. El 45 % del zinc empleado a nivel industrial es reciclado y reutilizado.^[2]

En la actualidad, el procedimiento original de reducción de ZnO con carbón a altas temperaturas es el método empleado para la producción del 60 % del zinc metálico obtenido a nivel mundial. El 40 % restante proviene de la electrolisis de disoluciones de sulfato de zinc. Este método requiere una etapa de purificación más costosa y un equipamiento sofisticado, motivo por el cual todavía no ha sustituido al método original. En ambos casos se consigue zinc metálico con una pureza del 99,99 %.^[3]

El zinc es un metal sólido bastante frágil a temperatura ambiente, de color gris azulado. Entre 100 - 150 °C es un metal blando y dúctil fácilmente maleable que puede ser transformado en cables o enrollado como finas láminas. A temperaturas superiores a 200 °C adquiere de nuevo un carácter quebradizo y puede pulverizarse con facilidad.



Figura 1. Esfalerita (con calcita y cuarzo). Procedencia: Mina Yaogangxian, China^[6]



La mayor parte de los compuestos de zinc presentan el estado de oxidación +2, formando principalmente compuestos con el oxígeno, el azufre, el fósforo y los halógenos. Merecen una mención especial los alquilos de zinc debido a su importancia histórica en química organometálica. En 1849, Edward Frankland describió la síntesis y caracterización de ZnMe₂ y ZnEt₂, que representan los primeros complejos conocidos con un enlace σ metal-carbono.^[4] Pese a haber sido, en cierta medida, eclipsados por el descubrimiento de los reactivos de Grignard, en los últimos años su empleo en síntesis orgánica se ha ido incrementando notablemente. Cabe destacar la utilización de estas especies en procesos de acoplamiento cruzado catalizados por Pd que le valió el Premio Nobel de Química en el año 2010 a Eiichi Negishi (compartido con Richard Heck y Akira Suzuki).

Otro hito histórico en la química del zinc fue la síntesis y caracterización del primer compuesto en estado de oxidación +1 por Carmona y colaboradores en el año 2004.^[5] Este descubrimiento obligó a reescribir los libros de texto que hasta entonces consideraban la química del zinc en estado de oxidación +1 prácticamente inexistente.

El zinc es también un elemento esencial para la vida ya que juega un papel fundamental en muchos procesos biológicos relacionados con la división celular, la síntesis de proteínas, el funcionamiento del sistema inmune y el crecimiento. Se recomienda un aporte de 20 mg diarios en la dieta para disfrutar de buena salud.^[2]

El principal uso del zinc a nivel industrial es el galvanizado del acero para evitar su corrosión. Se estima que cada año se utiliza más del 50 % de su producción mundial para este fin. El resto se usa principalmente en la producción de latón y otras aleaciones empleadas en la industria automovilística, ingeniería aeroespacial o tecnología médica. Las baterías de Zn/aire son empleadas en ordenadores portátiles y el ZnO es uno de los componentes de las cremas de protección solar, productos de higiene personal o materiales diversos como cerámicas, pinturas y materiales ignífugos.^[7]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] N. N. Greenwood, A. Earnshaw, *Chemistry of the elements*, 2.^a ed., Elsevier, Oxford, 1985.
- [2] International Zinc Association, <https://www.zinc.org>, visitada el 04/03/2019.
- [3] N. Wiberg, *Inorganic Chemistry*, 34.^a ed., Academic Press, Nueva York, 2001.
- [4] E. Frankland, Ueber die Isolirung der organischen radiale, *Justus Liebigs Ann. Chem.*, **1849**, 71(2), 213–215.
- [5] I. Resa, E. Carmona, E. Gutiérrez-Puebla, A. Monge, Decamethyldizincocene, a stable compound of Zn(I) with a Zn-Zn bond, *Science*, **2004**, 305(5687), 1136–1138.
- [6] Colección personal del Profesor Manuel López Poveda. Instituto de Investigaciones Químicas de Sevilla.
- [7] B. Clegg, Zinc oxide, bit.ly/2JhzQ81, visitada el 04/03/2019.

AMOR RODRÍGUEZ IGLESIAS
Instituto de Investigaciones Químicas-CSIC
marodriguez@iiq.csic.es

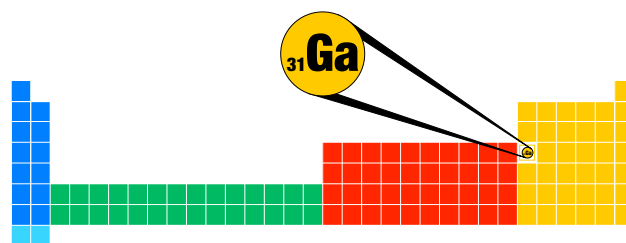
Z = 31, galio, Ga

Un metal un tanto chovinista

CE: [Ar] 4s²3d¹⁰4p¹; PAE: 69,723; PF: 29,76 °C; PE: 2204 °C; densidad: 5,9 g/cm³; χ (Pauling): 1,81; EO: +2, +3, isótopos más estables: ⁶⁹Ga (60,1 %), ⁷¹Ga (39,9 %); año de aislamiento: 1875 (Paul Emile Lecoq de Boisbaudran, París, Francia).

La existencia del galio fue vaticinada por D. I. Mendeleiev en 1871 al que denominó *eka-aluminio*. P. Lecoq de Boisbaudran (1838-1912) lo identificó el 27 de agosto de 1875 en una blenda (mineral de zinc) de Hautes Pyrénées^[1] mediante espectroscopía, y aislado tras la electrolisis de su hidróxido fundido en KOH. Fue el primer elemento de la historia descubierto haciendo uso de la ley periódica. Su nombre, galio, proviene de *Gallia*, el nombre latino para Francia, el país natal de Boisbaudran. Al nombre asignado no le faltó un punto de controversia por la coincidencia, con parte del apellido del descubridor dado que “le coq” en francés se traduce como “el gallo” estableciéndose una relación directa (un tanto chovinista) entre ambos términos que el descubridor siempre negó.^[2] Los minerales de galio son escasos. Se trata de un elemento muy disperso, (ocupa el puesto 35 en abundancia con 16 ppm) que se encuentra en las menas de zinc (esfalerita) y de aluminio (bauxita) de donde se extrae como subproducto. El galio en estado sólido es azulado brillante y grisáceo en estado líquido (Figura 1). Es uno de los pocos metales en estado líquido a temperatura ambiente; tal es así que se derrite en la palma de la mano (el galio no es tóxico) con el calor corporal.

Es un elemento poco abundante y, al ritmo de su demanda, podría agotarse a mediados del siglo XXI. Se producen unas 200 toneladas anuales procedentes principalmente de China y Kazajistán.^[4] De igual modo a como le ocurre al agua cuando se solidifica, el galio aumenta su volumen hasta en un 3,1 % en el cambio de estado. A 1,09 K es superconductor. Al pertenecer al grupo 13 (familia de los térreos) su química es semejante a la del aluminio; esa es la razón por la cual es atacado lentamente por los ácidos y en el aire húmedo se cubre de una capa de óxido insoluble e inerte (pasivado). Su estado de oxidación más estable es +3. Esta trivalencia garantiza su comportamiento anfótero. Forma aleaciones con aluminio, plata o zinc. El *galistán* resulta de la combinación con indio y estaño, funde a -19 °C y es utilizado como líquido termométrico. Sin embargo, más del 95 % de la producción mundial de galio se utiliza para obtener combinaciones con elementos del grupo 15 de entre los que destaca el arseniuro de galio (GaAs);^[3] el 5 % restante se emplea en aleaciones para disminuir la temperatura de fusión de otros metales. El arseniuro de galio resultó tener propiedades parecidas a las del silicio, pero con grandes ventajas para algunas aplicaciones concretas. Por ejemplo, proporciona mayor movilidad a los electrones y resiste mejor los cambios de temperatura. Este compuesto se utiliza para fabricar chips, en particular para comunicaciones. Los cristales emisores de luz en los LED



(diodos emisores de luz violeta) y los diodos láser también contienen mezclas de diferentes compuestos de galio. El lector de discos blue-Ray™ usa un láser de diodos de nitruro de galio. El arseniuro de galio también forma parte de células solares altamente eficientes, pero debido al alto costo sólo se aplica en áreas especiales como satélites y sondas espaciales.

Los investigadores han descubierto la biocompatibilidad del nitruro de galio. Este descubrimiento podría conducir a electrodos más seguros y eficientes que estimulen las neuronas en el cerebro para tratar trastornos neurológicos como el Alzheimer. El isótopo radiactivo ⁶⁷Ga es utilizado en exploraciones mediante scanner para detectar tumores o infecciones en el cuerpo humano.^[5] En el campo de la medicina, los compuestos de galio(III) tienen un importante efecto bactericida al competir con el hierro(III) en las cadenas metabólicas oxidativas de las bacterias.



Figura 1. El galio se derrite en la mano [Fotografía del autor realizada el 03/01/2019]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] P. E. Le Cocq de Boisbaudran, Caractères chimiques et spectroscopiques d'un nouveau métal, le Gallium, découvert dans une blende de la mine de Pierrefitte, vallée d'Argellès (Pyrénées), *Comptes Rendus Acad. Sci.*, **1875**, 81, 493–495.
- [2] M. E. Weeks, *Historia de los elementos químicos*, Manuel Marín editores, Barcelona, 1949, pp. 371–372.
- [3] N. V. Sidgwick, *Los elementos químicos y sus compuestos. Tomo I*, Aguilar, Madrid, 1954, pp. 470–496.
- [4] M. Rütth, *Tradium, The key in your business*, <http://www.agroba.org/downloads/xestec-11/pdf1-230.pdf>, pp. 6–10, visitada el 10/01/2019.
- [5] Wissen Spezial 2/2017–Die elemente, alles zu den bausteinen des universums, <https://www.emedia.de/magazin/wissen-spezial-22017-die-elemente/>, p. 110, visitada el 10/01/2019.

JOSÉ RAMÓN BELSUÉ CUARTERO
IES Duques de Nájera, Logroño
jrbelsuec01@larioja.edu.es

Z = 32, germanio, Ge

El primer transistor se hizo con germanio

CE: [Ar] 3d¹⁰4s²4p²; PAE: 72,630; PF: 938 °C; PE: 2833 °C; densidad: 5,3 g/cm³; χ (Pauling): 2,01; EO: -4, -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4; isótopos más estables: ⁷⁰Ge, ⁷²Ge, ⁷³Ge, ⁷⁴Ge; año de aislamiento: 1886 (Clemens Winkler, Freiberg, Alemania).

El 6 de febrero de 1886, estudiando la composición de un nuevo mineral, la argirodita (Ag₈GeS₆), el alemán Clemens Winkler consiguió aislar, en forma de sulfuro, un nuevo elemento químico, el germanio (del latín “Germania”, Alemania). Poco después, el propio Winkler preparó germanio elemental tras un proceso de tostación y reducción con hidrógeno (Figura 1). Las propiedades físicas del germanio resultaron ser casi idénticas a las predichas en 1871 por Mendeléiev para el elemento “eka-silicio”, situado entre el silicio y el estaño en su tabla de elementos, lo que supuso un espaldarazo para la teoría periódica.^[1]

El germanio, con una abundancia en la corteza terrestre de tan solo 1,6 ppm, es escaso. Se obtiene principalmente como subproducto de la obtención del zinc (a partir de yacimientos de esfalerita) y de la combustión de carbones ricos en germanio en centrales térmicas (tratamiento de las cenizas volantes). Muy pocos minerales (argirodita, briarita, reinerita y germanita) contienen germanio en cantidades apreciables, por lo que la minería propia de germanio no suele ser rentable. Independientemente de la fuente de material, todos los concentrados de germanio son purificados mediante un proceso de tostación (conversión a GeO₂), de cloración y destilación (formación de GeCl₄), de hidrolizado y secado (GeO₂ de alta pureza), y de reducción, que si se lleva a cabo con hidrógeno, permite obtener germanio metal muy puro.^[3,4] Los principales países productores de germanio, considerando el período 2012-2016, son China (más del 70 %) y Rusia (entorno al 3 %), con un precio aproximado de 1.500 dólares americanos por kg [goo.gl/Jn27zt, visitada el 02/03/2019]. El germanio es un elemento estratégico y puesto que su disponibilidad solo está asegurada en los siguientes 100 años [goo.gl/n4Udxq, visitada el 02/03/2019], es imperante su reciclado, lo que actualmente supone un 30 % de la producción global.

El germanio α , alótropo habitual en condiciones normales, es un semimetal de color blanco grisáceo lustroso y quebradizo que tiene la misma estructura que el diamante (Figura 1). Ocupa la posición seis en la escala de Mohs de dureza,

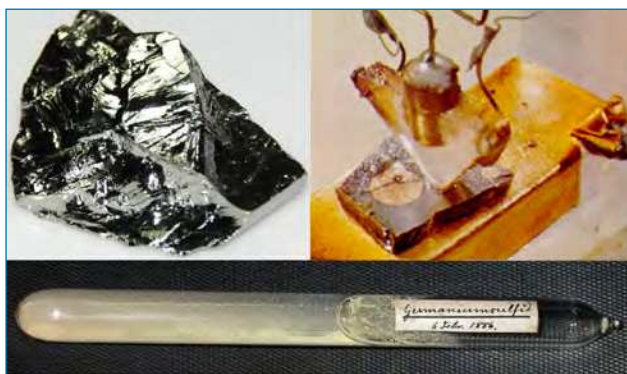
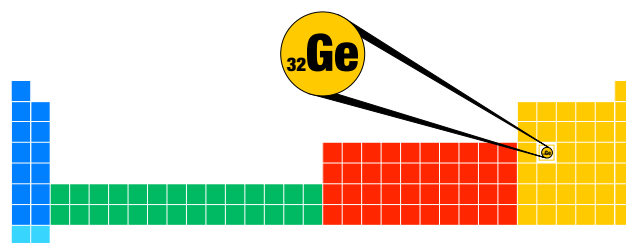


Figura 1. Primera precipitación de sulfuro de germanio (debajo), pedazo de germanio elemental (izquierda) y primer transistor fabricado por los Laboratorios Bell con un bloque de germanio policristalino ultra puro (derecha)^[2]



es estable al aire a bajas temperaturas, no reacciona con ácidos y bases diluidos y, aunque es un mal conductor, se describe mejor como un semiconductor. Sus estados de oxidación más habituales son +2 y +4 y forma gran cantidad de compuestos, incluyendo halogenuros, calcogenuros, hidruros y compuestos organometálicos. La primera aplicación importante del germanio surgió por sus propiedades como semiconductor durante la segunda guerra mundial, en la que se empleó para fabricar los rectificadores de alta frecuencia de los primeros equipos de radar. Se eligió germanio en vez de silicio porque, sumado a su mayor estabilidad, su menor punto de fusión (el silicio funde a 1414 °C) permitió obtenerlo más fácilmente con la pureza necesaria (fusión por zonas). Esta primera aplicación del germanio, llevó a la fabricación del primer transistor (Laboratorios Bell en 1947, Figura 1) y el primer circuito integrado (Texas Instruments en 1958) de la historia.^[5] Sin embargo, el papel dominante del germanio en el desarrollo de los primeros transistores desapareció rápidamente a principios de los 60, cuando se resolvieron los problemas técnicos asociados a la obtención de silicio de alta pureza, que se convirtió en el material de referencia en este campo por su menor precio y mejores propiedades electrónicas.

Hoy en día, el germanio y sus compuestos se usan, por orden de importancia, en: (i) la fabricación de fibra óptica y lentes para los objetivos de microscopios y cámaras (el GeO₂ tiene un gran índice de refracción y baja dispersión óptica), (ii) dispositivos de visión nocturna y de espectroscopia infrarroja (Ge y GeO₂ son transparentes a esa radiación), (iii) catalizador (GeO₂) en la síntesis de plásticos, como el polietilentereftalato (PET), (iv) circuitos integrados de alta velocidad y en paneles solares, generalmente aleado con silicio, compitiendo con los fabricados con GaAs, (v) aleaciones para la fabricación de lámparas fluorescentes y en muchas otras aplicaciones.^[4,5] Desde un punto de vista fundamental, los compuestos de germanio en bajos estados de oxidación^[6] son muy reactivos y están teniendo un papel muy activo como ligandos en química de coordinación, catálisis y en activación de moléculas pequeñas.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] M. Haustein, Germanium: the gap in the periodic table, *Chem. Unserer Zeit*, **2011**, *45*, 398–405.
- [2] Fotografías extraídas de las referencias 1 y 4 de Chemical Elements, goo.gl/wfW57D, visitada el 21/02/2019.
- [3] R. Höll, M. Kling, E. Schroll, Metallogenesis of germanium-A review, *Ore Geol. Rev.*, **2007**, *30*, 145–180.
- [4] R. R. Moskalyk, Review of germanium processing worldwide, *Miner. Eng.*, **2004**, *17*, 393–402.
- [5] E. E. Haller, Germanium: From its discovery to SiGe devices, *Mater. Sci. Semicond. Process.*, **2006**, *9*, 408–422.
- [6] Y. Mizuhata, T. Sasamori, N. Tokitoh, Stable heavier carbene analogues, *Chem. Rev.*, **2009**, *109*, 3479–3511.

PABLO GARCÍA-ÁLVAREZ
Departamento de Química Orgánica e Inorgánica
Universidad de Oviedo, 33071 Oviedo
pga@uniovi.es

Z = 33, arsénico, As

¿Qué haremos con el cadáver del arcón?

CE: [Ar] 4s²3d¹⁰4p³; PAE: 74,922; PS (punto de sublimación): 616 °C; densidad: 5,727g/cm³; χ (Pauling): 2,18; EO: -3, -2, -1, +1, +2, +3, +4, +5; isótopo más estable: ⁷⁵As, año de aislamiento: 1649, Johann Schröder, Alemania.

El arsénico es un elemento que pertenece al grupo de los llamados metaloides o semimetales. Se presenta en tres estados alotrópicos: gris o metálico, negro y amarillo.^[1] El arsénico gris (o forma α) es el estado normal y presenta una estructura cristalina romboédrica.

Es un elemento conocido desde la antigüedad al igual que algunos de los compuestos de los que forma parte.^[2] Los médicos árabes lo utilizaron en píldoras, fumigaciones y pociones, pero se dice que fue Alberto Magno el primero en aislarlo puro alrededor de 1250 y que lo obtuvo por calentamiento de una muestra del mineral oropimente (As₂S₃) con cierto jabón.

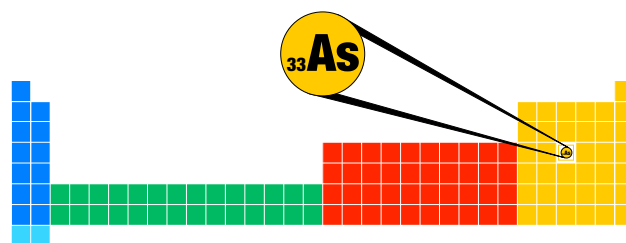
Parece ser que el nombre de este elemento proviene del griego *arsenikos* (αρσενικός), que a su vez lo podría hacer del indoeuropeo *arasan* que hacen referencia a lo masculino, lo vigoroso. Este nombre lo utilizó por primera vez Dioscórides, en el siglo I d. C. para hacer referencia a la sandáraca oriental, lo que sería, posteriormente conocido como el arsénico rojo o rejalgar (As₄S₄).

Fue aislado en su forma metálica por primera vez en 1649 por el químico alemán Johann Schröder quien descubrió que depositando el ácido arsénico (H₃AsO₄) sobre carbón y calentándolo, se reduce, en una reacción lenta y costosa, al metal.

En la naturaleza, además del oropimente (*auripigmentum*, pigmento dorado) (Figura 1) que se puede encontrar en las fumarolas de los volcanes y en fuentes hidrotermales templadas y que se puede formar como subproducto de descomposición de otros sulfuros como el rejalgar por acción de la luz solar, también podemos encontrarlo en forma nativa o en la arsenolita, As₄O₆, la arsenopirita, FeAsS, la enargita, Cu₃AsS₄, y otros minerales en conjunción con otros metales como Pb, Fe o Cu.^[3] Aun así, la abundancia relativa de arsénico es pequeña (0,00021 %) siendo el 52º elemento en abundancia en la corteza terrestre. En España se encuentra en diversos yacimientos de los que destaca el de Guadalcanal (Sevilla) en el que se halla formando nódulos esferoides con plata nativa. En el método que se



Figura 1. Fotografía de una muestra del mineral natural oropimente amarillo. Museo Geominero de Madrid



utiliza actualmente para su obtención, se parte de estos minerales y por fusión se obtiene As₂O₃ que es arrastrado por los gases de chimenea del proceso (estos gases pueden contener un 30 % de dicho óxido) y, posteriormente, por tostación y sublimación, se puede alcanzar una riqueza del 99 %. Por último, reduciendo el óxido con carbono se obtendría el semimetal puro. Se suele comercializar, en su mayoría, como As₂O₃, siendo China el mayor productor tanto del arsénico como de su óxido.

De entre los compuestos de arsénico cabe destacar los organoarsénicos que se vienen preparando desde 1750 que ha dado lugar a una amplia variedad de compuestos cíclicos y lineales. Uno de ellos, la arsfenamina, desarrollado por Paul Ehrlich, fue el primer tratamiento para la sífilis y el primer agente de quimioterapia conocido.^[4]

Aunque se le asocia con la muerte, el arsénico es un elemento esencial para la vida (su abundancia en los humanos es de 0,0000050 %) y se estima necesaria una ingesta diaria de 12-15 µg a través de la dieta y en forma de arsenobetaina (menos tóxica que el arsénico elemental). Parece intervenir en el metabolismo del zinc y en la síntesis de determinadas proteínas.

Mucho se ha hablado sobre el efecto tóxico del arsénico. Historias como el supuesto envenenamiento de Napoleón con sales de arsénico o su presencia en el pigmento verde de París de la Inglaterra victoriana, pero poco se habla de su efecto a nivel metabólico. Parece ser que es capaz de inhibir alostéricamente a la enzima que cataliza la transformación de piruvato en acetil-coA en el ciclo de Krebs interrumpiendo la formación de ATP y dando lugar a la apoptosis celular.^[5]

Entre los usos más notables de este elemento está la preservación de la madera (como arseniato de plomo y cromo) en el que, se estima, se usa el 70 % del arsénico existente, como aditivo para endurecer balines de plomo y como semiconductor, en forma de arseniuro de galio (GaAs), para la construcción de circuitos más rápidos que los de silicio y para la generación de diodos laser y LED. Recientemente, se ha renovado su interés médico y se está estudiando su uso en el tratamiento de la leucemia promielocítica aguda.^[5]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] Arsenic, RSC, rsc.li/1OwpjEI, visitada el 08/03/2019.
- [2] K. Haxton, All about arsenic, *Nature Chem.*, **2011**, 3, 744–744.
- [3] N. N. Greenwood, A. Earnshaw, *Chemistry of elements*, 2.ª ed., Butterworth-Heinemann, Oxford, 1997, pp. 547–554.
- [4] P. Ehrlich, A. Bertheim, Derivatives of oxyarylarsinic acids and process of making same. US Patent 986, 148, 1911, bit.ly/2NV0FKX, visitada el 08/03/2019.
- [5] E. Dopp, A. D. Kligerman, R. A. Diaz-Bone, Organoarsenicals. Uptake, metabolism and toxicity, *Met. Ions Life Sci.*, **2010**, 7, 231–265.

BENIGNO AGUSTÍN PALACIOS PLAZA
Colegio Santo Domingo Savio, Madrid
benigno.palacios@salesianosdosa.com

Z = 34, selenio, Se

No hay que ir a la Luna para encontrarlo

CE: [Ar] 3d¹⁰4s²4p⁴; PAE: 78,971; PF: 221 °C; PE: 685 °C; densidad: 4,809 g/cm³; χ (Pauling): 2,55; EO: -2, -1, +1, +2, +3 +4, +5, +6; isótopos más estables: ⁷⁴Se, ⁷⁶Se, ⁷⁷Se, ⁷⁸Se, ⁸⁰Se, ⁸²Se; año de aislamiento: 1817 (Jöns Jakob Berzelius, Suecia).

El selenio fue identificado en el año 1817 por el químico sueco Jöns Jakob Berzelius, que observó un residuo de color parduzco y aroma a rábanos podridos durante el calentamiento de la piritita de cobre (CuFeS₂) para la obtención industrial de ácido sulfúrico. En principio lo identificó como telurio, pero posteriormente comprobó que había aislado un elemento nuevo. Por su relación con el telurio (tierra), se denominó selenio, que proviene del término griego “σελήνιον», *selené* y que se refiere al resplandor de la Luna.

Se encuentra en unos pocos minerales como la agularita (Ag₄SeS), clausthalita (PbSe), naumanita (Hg₉Se) o berzelianita (Cu₂Se). También en estado nativo, pero en escasa cantidad. Tiene una abundancia en la corteza terrestre de 0,05 ppm y se encuentra, sobre todo, como impureza en depósitos de azufre, sulfuros y sulfatos.^[1,2]

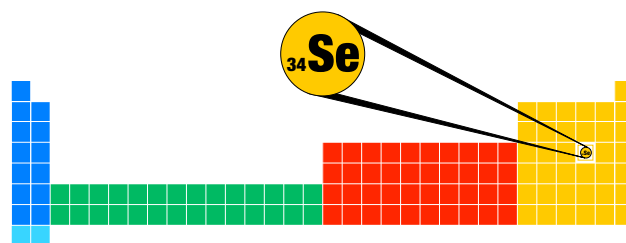
La principal fuente de selenio son los lodos anódicos depositados durante el refinado electrolítico del cobre o del plomo. Estos lodos contienen, además, cantidades apreciables de plata, oro o platino. También se obtiene de los residuos de las plantas industriales de ácido sulfúrico. No se suele extraer directamente del mineral debido a su escasez y alto coste económico.

Se conocen, al menos, ocho formas estructuralmente diferentes de selenio, entre las cuales se encuentran el *selenio rojo* (Figura 1), que tiene estructura monoclinica y tres variantes, (*a*, *b* y *g*). Estas son anillos de Se₈ que se diferencian en el empaquetamiento intermolecular dentro del cristal. También existe el *selenio gris*, de estructura helicoidal, termodinámicamente el más estable de todos, con brillo metálico y el único alótropo de selenio que se comporta como semiconductor fotosensible. Por el contrario, el *selenio negro* (Figura 1), es amorfo, formando una estructura compleja e irregular de grandes anillos polimerizados, que puede contener hasta 1.000 átomos de selenio por anillo, y que representa la forma comercial de selenio.

Se pueden obtener unos alótropos a partir de otros por variación de las condiciones de presión, temperatura y tiempo de procesado.

La fotosensibilidad del selenio gris se aprovecha para el funcionamiento de diversos aparatos fotoeléctricos (por ejemplo, fotocopiadoras, células solares y medidores de luz). Hace tiempo, el selenio se utilizaba mucho en la electrónica y xerografía, pero este uso ha disminuido últimamente. También se utiliza en la fabricación de diodos LED de color azul y blanco. El selenio, igualmente, se usa en algunas cámaras de rayos X y para las fotografías en blanco y negro.

En forma de selenio rojo o seleniuro de sodio (Na₂Se), se utiliza para colorear de rojo escarlata vidrios, barnices y esmaltes. También se emplea a gran escala para eliminar colores en el vidrio, ya que neutraliza el tinte verdoso producido por compuestos de hierro. A menudo se añaden



pequeñas cantidades de selenio al caucho vulcanizado para aumentar su resistencia a la abrasión. Se puede mezclar con bismuto para fabricar un latón sin plomo.

El tetraoxoselenato(IV) de disodio (Na₂SeO₄) se usa como insecticida para las plantas, especialmente para crisantemos y claveles, esparciéndose alrededor de las raíces para alcanzar toda la planta a través de la savia. El sulfuro de selenio (SeS) se emplea en el tratamiento de la caspa, acné, eccemas, dermatitis seborreica y otras enfermedades de la piel.^[3]

En el ser humano es un micronutriente esencial, aunque es tóxico en elevadas cantidades en su forma elemental y en pequeñas concentraciones al estar combinado con otros elementos (¡es más tóxico que el arsénico!).

La ingestión de selenio a través de la comida normalmente es suficiente para satisfacer las necesidades humanas, pero si hay déficit de selenio en el organismo puede haber problemas de corazón o musculares. Si hay exceso de selenio, según la cantidad en el cuerpo, pueden darse efectos tóxicos que abarcan desde sarpullidos, dolor agudo, calor o quemaduras hasta insuficiencia cardíaca o incluso la muerte.^[4]



Figura 1. Izquierda: Muestra de alótropo de selenio negro, vítreo amorfo con una capa delgada de selenio gris; derecha: muestra de alótropo de selenio rojo amorfo en polvo (<https://bit.ly/2s3hSxG>), visitada el 07/03/2019)

BIBLIOGRAFÍA

- [1] G. E. Rodgers, *Química inorgánica. Introducción a la química de coordinación, del estado sólido y descriptiva*, McGraw Hill, Madrid, 1995, pp. 535–563.
- [2] N. N. Greenwood, A. Earnshaw, *Chemistry of the elements*, Ed. BH, Oxford, 1998, pp. 747–788.
- [3] Selenium, rsc.li/1Eb5mKT, visitada el 15/02/2019.
- [4] Selenio, Lenntech, bit.ly/2XlqaAk, visitada el 10/02/2019.

DOLORES CORRIPIO CENTENO
Plataforma Social Pinardi, Madrid
docorripio@gmail.com

Z = 35, bromo, Br

El líquido irritante que huele fatal

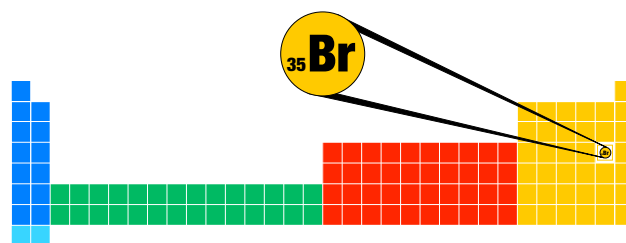
CE: [Ar] 3d¹⁰4s²4p⁵; PAE: 79,82; PF: -7,2 °C; PE: 58,8 °C; densidad (líquido): 3,1 g/cm³; χ (Pauling): 2,96; EO: -1, +1, +3, +4, +5, +7; isótopos más estables: ⁷⁹Br y ⁸¹Br; año de aislamiento: 1825 (Carl Jacog Löwig, Heidelberg, Alemania) y 1826 (Antoine-Jérôme Balard, Francia) independientemente.

El bromo es uno de los pocos elementos químicos que no conservan el nombre dado por su descubridor, porque cuando Balard lo preparó le dio el nombre de *muride*, derivado del latín “*muria*” (salmuera). Posteriormente, una comisión de científicos franceses decidió cambiarlo por el de *brome* (derivado del griego “*bromos*”, que significa fetidez), tratando de evidenciar su fuerte mal olor y su carácter irritante. El bromo fue el último de los halógenos más utilizados (Cl, Br, I) en ser descubierto,^[1] pero era ya bien conocido desde la antigüedad. Se habla de él en la Biblia como un pigmento púrpura, al que los romanos llamaban “tintura púrpura de Tiro”. Balard descubrió y aisló este elemento en el año 1826, cuando estaba estudiando las aguas madres de la cristalización de las sales procedentes de los pantanos de Montpellier, muy ricas en bromuro de magnesio; pero no se preparó en cantidades importantes y puro hasta el año 1860. De *brome* derivó bromo y el símbolo Br.^[2]

La obtención del bromo implica la oxidación de los bromuros, su mena natural. Este proceso de obtención se puede realizar por las vías ordinarias: oxidación química en medio ácido (con MnO₂, KMnO₄...) o bien por oxidación electroquímica. En la actualidad, se obtiene por oxidación de los bromuros con cloro, y el bromo líquido que se obtiene muy impuro, se destila fraccionadamente para obtenerlo como un líquido denso de color rojo parduzco (Figura 1).^[3] El máximo productor de bromo en el mundo es Estados Unidos, cuyas salmueras de Arkansas contienen cerca de 5000 ppm y las de Míchigan poseen unas 2000 ppm. También es importante la producción del Mar Muerto, cuyas aguas tienen una concentración de cerca de 5000 ppm. El bromo se encuentra en todos los mares y lagunas



Figura 1. Vial de bromo líquido en equilibrio con su fase gas dentro de un recipiente de metacrilato^[3]



interiores del planeta, con concentraciones muy variables; en España se obtiene de sus salinas. Conviene señalar que el bromo es mucho menos abundante en la corteza terrestre que el flúor o el cloro; así, en las aguas de los mares, la abundancia del bromo es 300 veces más escasa que la del cloro; por esta razón es mucho más caro.

El bromo es un líquido que se disuelve en el agua para formar el agua de bromo, que se usa como oxidante, y también se disuelve en los disolventes orgánicos.

Químicamente es reactivo, comportándose como un oxidante de mediana potencia, siendo mucho menos reactivo que el flúor o el cloro. Los compuestos de bromo en estados de oxidación positivos son oxidantes y más inestables que los correspondientes de cloro, tanto termodinámica como cinéticamente. La química más estable y abundante del bromo es la de los bromuros, que es como se presenta en la naturaleza.^[4]

La importancia industrial del bromo es 100 veces inferior a la de cloro por las razones ya expuestas, pero tiene muchas e importantes aplicaciones: el AgBr en fotografía (actualmente en desuso); el HBr como catalizador; los bromuros alcalinos, de interés como sedantes; los bromatos, como oxidantes muy eficientes; el agua de bromo, como desinfectante y blanqueante para evitar problemas medioambientales. El MeBr y otros bromoderivados son importantes como biocidas, al ser capaces de controlar el efecto de muchos microorganismos nocivos; como retardadores de las llamas, para impedir el incendio en cortinas, fibras, moquetas, plásticos, etc. debido a que son cuatro veces más eficaces que los cloroderivados. Es importante en la preparación de dibromuro de etileno y en la obtención de disolventes orgánicos de elevada densidad, útil en la industria de tinturas; en la industria farmacéutica, los bromuros alcalinos son utilizados como sedantes (el ion bromuro tiene un notable efecto inhibitor sobre el sistema nervioso central).

El bromo manifiesta un efecto toxicológico muy semejante al del cloro, pero con una menor peligrosidad, debido a ser menos volátil y menos oxidante.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] M. R. Bermejo, A. M. González Noya, M. Maneiro, *Guía dos elementos químicos: Historia, propiedades e aplicacións*. Xunta de Galicia, Santiago de Compostela, 2018, pp. 126–128.
- [2] M. R. Bermejo, A. M. González-Noya, M. Vázquez, *El nombre y el símbolo de los elementos químicos*, Síntesis, Madrid, 2008, p. 99.
- [3] Fotografía de Alchemist-hp, www.pse-mendeleejew.de (fecha: 20 de junio de 2018).
- [4] N. N. Greenwood, A. Earnshaw, *Chemistry of the elements*, 2.ª ed., Butterworth-Heinemann, Oxford, 1998, pp. 789–887.

ANA MARÍA GONZÁLEZ NOYA
Departamento de Química Inorgánica,
Facultade de Química, Universidade de Santiago de Compostela
ana.gonzalez.noya@usc.es

Z = 36, kriptón, Kr

El gas noble “oculto” en el aire

CE: [Ar] 3d¹⁰4s²4p⁶; PAE: 83,80; PF: -157,4 °C; PE: -153,4 °C; densidad (gas, a 0 °C y 1 atm): 3,74 g/L; χ (Pauling): 3,0; EO: 0, +1, +2, isótopos más estables: ⁷⁸Kr, ⁸⁰Kr, ⁸²Kr, ⁸³Kr, ⁸⁴Kr y ⁸⁶Kr; año de aislamiento: 1898 (William Ramsay y Morris William Travers, Inglaterra).

El kriptón o criptón debe su nombre a lo que representó su descubrimiento en el mundo de la química: era el elemento “oculto o secreto” existente tras la destilación del aire líquido. Sir William Ramsay había previsto su existencia cuando, en 1897, consiguió aislar el argón por destilación del aire líquido. En 1898, Ramsay y su discípulo M. W. Travers (Figura 1), consiguieron identificar un nuevo elemento, con masa atómica más elevada que todos los gases nobles destilados del aire líquido. Por todo lo anterior el nuevo elemento kriptón deriva su nombre del griego *kriptos* (oculto o secreto) queriendo significar que, cuando se separan del aire líquido O₂, N₂, y Ar, elementos ya conocidos, todavía permanecía oculto un nuevo gas noble.^[1,2] El kriptón es un elemento muy escaso en la Tierra que, como se ha indicado, se encuentra en el aire, siendo unas 1000 veces más escaso que el He y, en el universo, es todavía más escaso (10⁻⁸ veces menor que el He).

Su obtención sigue realizándose en la actualidad por destilación fraccionada del aire líquido. Una planta de destilación de aire líquido, productora de 1000 Tm/día de O₂, produce 1 Tm/día de la mezcla Kr/Xe (la cantidad de Kr en el aire es tan solo de 1,14 ppm en peso). La obtención de kriptón puro implica la obtención de argón, con la mezcla Kr/Xe en la proporción 0,2-1 % y la posterior separación de esta mezcla. El kriptón puro se obtendría por separación de esa mezcla Kr/Xe pero, en la práctica, casi nunca se realiza tal separación porque para propósitos industriales es más útil la mezcla. El Kr es un gas inodoro e insípido de escasa reactividad, caracterizado por un espectro de líneas verdes y rojo-naranjas muy brillantes. El kriptón sólido es blanco y presenta estructura cristalina cúbica centrada en las caras.

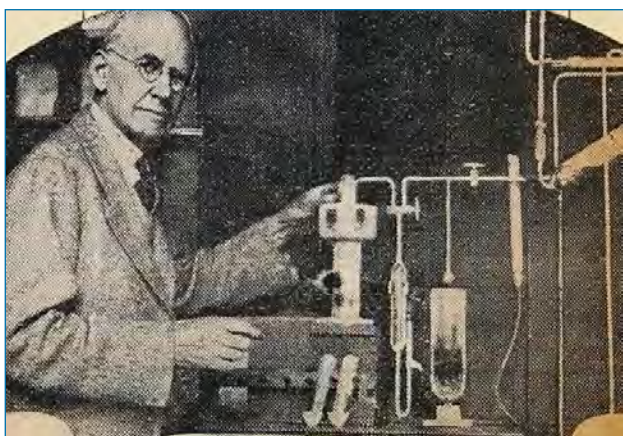


Figura 1. Fotografía de Morris William Travers (1872-1961) trabajando en el laboratorio [bit.ly/2CAiUrB, visitada el 18/03/2019]

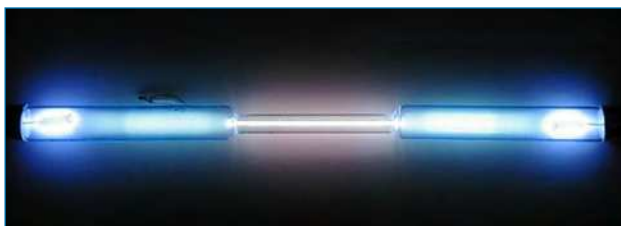
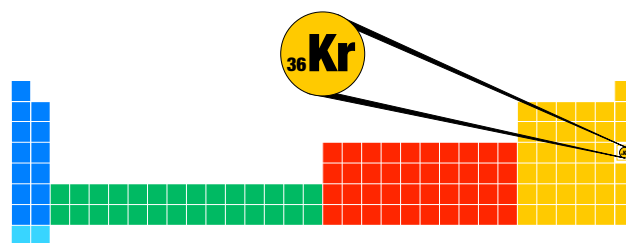


Figura 2. Tubo de descarga lleno de kriptón puro^[3]

La química del kriptón es intermedia a la de los gases nobles conocidos: no es tan escasa como la de los elementos con número atómico más bajo (He, Ne y Ar) ni tan abundante como la del xenón. No se puede decir que sea un gas inerte (como se consideró durante casi todo el siglo XX); pero tampoco forma tantos compuestos conocidos como el xenón. Su química se reduce a la del estado de oxidación 0 y a la de los estados +1 y +2. Son bien conocidos los clatratos formados tanto con quinoles como con el agua, preparados a presiones de 10-40 atmósferas, similares a los preparados con el xenón. Estos clatratos proporcionan un medio óptimo tanto para el almacenaje de Kr como para su manipulación. Los clatratos se utilizan habitualmente para almacenar y transportar ciertos isótopos radiactivos de Kr y Xe que se generan en las centrales nucleares.

Los usos del kriptón van unidos a los del argón; de modo especial se utiliza en fotografía, en la fabricación de lámparas de flash utilizadas en fotografía de alta velocidad, en los proyectores, particularmente, si son de alta definición, y en la fabricación automática de circuitos integrados. De modo especial, se utiliza en la fabricación de lámparas de incandescencia, por ser más eficaz que el argón (Figura 2). También es útil en anestesia y, de modo particular, en la obtención de láseres de kriptón para cirugía ocular. Debido a su carestía se utiliza en muy contadas ocasiones y con propósitos muy especiales, como cuando se pretende obtener una extraordinaria eficiencia luminosa.

El kriptón se comporta como un gas asfixiante simple no tóxico, pero presenta una potencia narcótica 7 veces superior a la del aire. Respirar una mezcla al 50 % de Kr y 50 % de aire produce el mismo efecto que el respirar sometido a 4 atmósferas de presión; por esta razón se debe ser cuidadoso en el manejo y la utilización de este gas noble.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] M. R. Bermejo, A. M. González-Noya, M. Vázquez, *El nombre y el símbolo de los elementos químicos*, Síntesis, Madrid, 2008, p. 103.
- [2] M. R. Bermejo, A. González-Noya, M. Maneiro, *Guía dos elementos químicos: Historia, propiedades e aplicacións*, Xunta de Galicia, Santiago de Compostela, 2018, pp. 129-130.
- [3] Fotografía de Alchemist-hp, www.pse-mendeleejew.de, fecha: 6 de octubre de 2006.

MARCELINO MANEIRO
Universidade de Santiago de Compostela
marcelino.maneiro@usc.es

Z = 37, rubidio, Rb

Un nuevo estado de la materia: el condensado de Bose-Einstein

CE: [Kr] 5s¹; PAE: 85,468; PF: 39,3 °C; PE: 688 °C; densidad: 1,532 g/cm³; χ (Pauling): 0,82; EO: -1, 0, +1; isótopos naturales: ⁸⁵Rb, ⁸⁷Rb; año de aislamiento: 1861 (Robert Bunsen y Gustav Kirchhoff, Heidelberg, Alemania).

El rubidio fue descubierto por los alemanes Robert Bunsen (químico) y Gustav Kirchhoff (físico) en 1861 mediante espectroscopia de emisión atómica usando el mineral lepidolita, un filosilicato del grupo de las micas y que actualmente es la fuente comercial de este elemento. Su nombre procede del latín *rubidus* (que significa rojo oscuro) por las dos rayas rojas características de su espectro de emisión. Fue el segundo elemento que Bunsen y Kirchhoff descubrieron usando el espectrómetro que inventaron, tras el cesio (Cs).

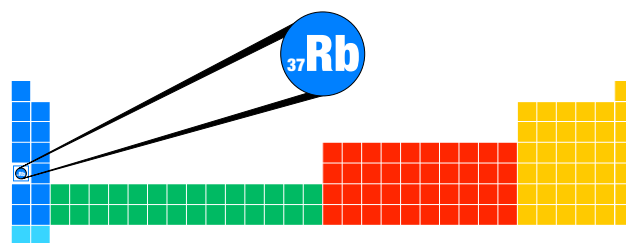
El rubidio elemental es un metal de color gris plata, blando, dúctil, y altamente reactivo, al igual que los demás metales alcalinos. Presenta una estructura cúbica centrada en el cuerpo, y cristaliza en el grupo espacial *Im-3m* ($a = 5,585(1) \text{ \AA}$ a 5 K).^[1,2] Al encontrarse en el quinto período su reactividad es aún mayor que el litio (Li), sodio (Na) y potasio (K), reaccionando muy violentamente con agua, produciendo incluso la ignición del hidrógeno liberado. Por ello, debe almacenarse bajo aceite mineral seco, en vacío o en atmósfera inerte.

Se han sintetizado un total de 24 isótopos de Rb, aunque solamente dos de ellos son naturales: el ⁸⁵Rb (abundancia de 72,2 %), que es estable; y ⁸⁷Rb (abundancia de 27,8 %), que es radioactivo, con una vida media de 48,8·10⁹ años (decae a ⁸⁷Sr). Gracias a esto la datación mediante rubidio-estroncio es una técnica radiométrica de gran certidumbre para el fechado de tiempos muy grandes, y es utilizada para rocas y muestras lunares ya que la vida media del ⁸⁷Rb es superior a la edad de la Tierra (4,6·10⁹ años).

En la actualidad, las dos fuentes más ricas en rubidio se encuentran en Canadá y en Italia, aunque siempre se encuentra en la naturaleza junto con el cesio. La separación de Rb y Cs es difícil, y se realiza a través de una cristalización fraccionada de alumbre de rubidio y cesio, consiguiendo obtenerse alumbre de rubidio puro tras 30 pasos. El metal puede obtenerse reduciendo RbCl con Ca en vacío, o calentando el RbOH con Mg en corriente de H₂.

El rubidio no tiene muchas aplicaciones industriales, por lo que su producción mundial no supera las 4 toneladas anuales, a pesar de ser el vigésimo tercer elemento más abundante de la corteza terrestre. Al ser fácilmente ionizable, se puede utilizar en motores iónicos de vehículos espaciales, aunque el Cs es más eficaz. Los compuestos de Rb son empleados en fuegos artificiales para generar el color púrpura.

El ⁸⁷Rb se emplea en la construcción de relojes atómicos, que utilizan una frecuencia de resonancia atómica normal. El ¹³³Cs es el estándar primario utilizado por la *Oficina Internacional de Pesas y Medidas* para definir el segundo (que es la duración de 9.192.631.770 oscilaciones de la radiación emitida en la transición entre los dos niveles hiperfinos del estado fundamental del ¹³³Cs a una temperatura de 0 K), y el ⁸⁷Rb se usa como estándar secundario. De



hecho, el rubidio se usa para el Sistema de Posicionamiento Global (GPS), para producir un “estándar de frecuencia primaria” que tiene mayor precisión y es menos costoso que los estándares de cesio.^[3]

La aplicación más relevante de la historia del Rb tuvo lugar en 1995, cuando Eric A. Cornell y Carl E. Wieman enfriaron vapores de ⁸⁷Rb a 170 nanoKelvin, descubriendo un nuevo estado de la materia, el condensado de Bose-Einstein (Figura 1). Este tipo de estado, predicho en 1924 por Satyendra Nath Bose y Albert Einstein, se da en ciertos materiales (bosones) a temperaturas cercanas al cero absoluto, en los que una cantidad macroscópica de los bosones pasan al estado fundamental, es decir, los átomos ultraenfriados comparten un estado cuántico común. En este punto fenómenos cuánticos microscópicos se hacen aparentes macroscópicamente. Dos ejemplos de condensados son la superconductividad y la superfluidez. Cornell y Wieman recibieron, junto a Wolfgang Ketterle, el premio Nobel de Física por lograr este nuevo estado de la materia con átomos de rubidio.^[4] Los condensados de Bose-Einstein son muy prometedores para realizar computación cuántica.

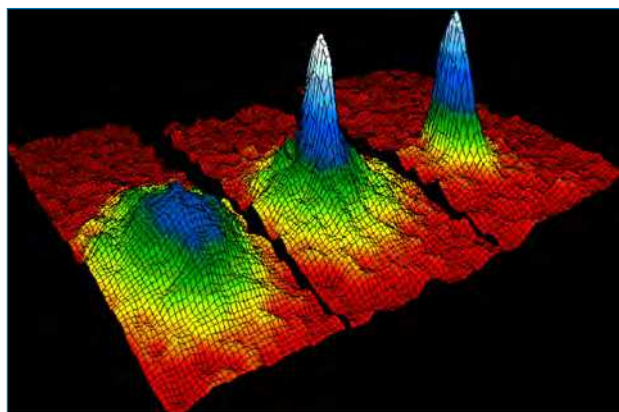


Figura 1. Creación de un nuevo estado de la materia obtenido en un gas de átomos de Rb, el condensado de Bose-Einstein (<https://bit.ly/2FjGrOW>, visitada el 12/03/2019). De izquierda a derecha se muestra la distribución atómica en la nube justo antes de la condensación, al inicio de la condensación y después de la condensación completa. Los picos altos corresponden a un gran número de átomos

BIBLIOGRAFÍA

- [1] F. M. Kelly, W. B. Pearson, The rubidium transition at ~180 K, *Can. J. Phys.*, **1955**, 33, 17–24.
- [2] C. S. Barrett, X-ray study of the alkali metals at low temperatures, *Acta Cryst.*, **1956**, 9, 671–677.
- [3] I. Georgescu, Rubidium round-the-clock, *Nature Chem.*, **2015**, 7, 1034–1034.
- [4] The Nobel Prize in Physics 2001, NobelPrize.org. <https://bit.ly/2EY19Tr>, visitada el 12/03/2019.

GUILLERMO MÍNGUEZ ESPALLARGAS
Instituto de Ciencia Molecular (ICMol)
Universidad de Valencia
guillermo.minguez@uv.es

Z = 38, estroncio, Sr

El único elemento cuyo nombre honra a una localidad de las islas británicas

CE: [Kr] 5s²; PAE: 87,62; PF: 777 °C; PE: 1377 °C; densidad: 2,64 g/cm³; χ (Pauling): 0,95; EO: +1, +2; isótopos más estables: ⁸⁴Sr, ⁸⁶Sr, ⁸⁷Sr, ⁸⁸Sr; año de aislamiento: 1808 (Humphry Davy, Reino Unido).

De todos los elementos aislados o descubiertos en las islas británicas (23), el estroncio es el único cuyo nombre honra a una localidad de estas islas. Concretamente, el nombre deriva de Estroncia, una población minera en las Tierras Altas de Escocia.^[1]

Se conocen varios nombres asociados al descubrimiento de este elemento en el mineral estroncianita (SrCO₃), si bien se considera que fue el médico irlandés Adair Crawford junto con su colega William Cruickshank quienes sospecharon por primera vez de su existencia, a finales del siglo XVIII, al apreciar diferencias entre este mineral y otros ricos en bario como la witherita (BaCO₃). Así, observaron por ejemplo que: (1) el cloruro aislado a partir de la estroncianita era mucho más soluble en agua caliente que en fría, algo que no ocurría con el cloruro aislado a partir de la whiterita; (2) el cloruro de estroncio era más soluble a temperatura ambiente que el cloruro de bario; (3) la disolución en agua del cloruro de estroncio era más endotérmica; y (4) los dos cloruros tenían formas cristalinas diferentes.^[2]

El estroncio sería aislado en 1808, mediante electrólisis, por el químico e inventor inglés Sir Humphry Davy. Se trata de un elemento metálico blando, de color plateado brillante, algo maleable, que rápidamente se oxida en presencia de aire adquiriendo un tono amarillento por la formación de óxido (Figura 1). Reacciona rápidamente con el agua, liberando H₂ y formando Sr(OH)₂. Estas propiedades, similares a las de los elementos calcio y bario, así como el hecho de tener un peso atómico coincidente con la media del peso atómico de ambos, llevó al químico alemán Johann Döbereiner pocos años más tarde a agruparlos, constituyendo una de sus famosas triadas.^[3] Este intento de sistematización culminaría con la tabla periódica del científico Dimitri I. Mendeléiev, cuyo sesquicentenario se celebra en 2019.

El Sr es muy abundante en la corteza terrestre, pero al ser muy reactivo no se encuentra en estado metálico elemental sino combinado con otros elementos en rocas y minerales. Hoy en día, se obtiene principalmente a partir del mineral celestina (SrSO₄), siendo China, España y México los principales países productores.^[4]



Figura 1. Cristales sintéticos de estroncio sumergidos en argón en una ampolla de vidrio (pureza de 99,95 %) [bit.ly/2TT89Kz], visitada el 24/01/2019

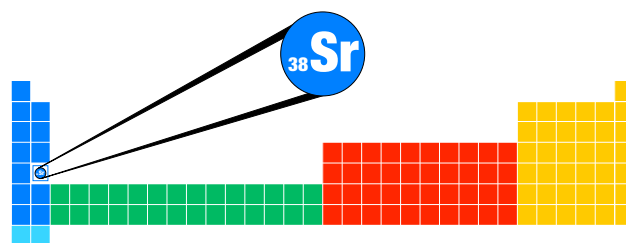


Figura 2. El color rojo de los espectáculos pirotécnicos se debe a los nitratos y cloratos de estroncio. (Fotografía realizada por Agustín Garzón el 15/12/2018, durante el espectáculo "Sueños en Navidad" en Jaén)

Inicialmente, los compuestos de estroncio encontraron utilidad durante décadas en el proceso de refinado del azúcar de caña y luego, protegiéndolos de radiaciones dañinas en los tubos de rayos catódicos de televisores y ordenadores. Actualmente, las aplicaciones de los compuestos de estroncio más importantes son la fabricación de ferritas magnéticas, la pirotecnia civil y militar (bengalas y fuegos artificiales) (Figura 2) y en pinturas anticorrosivas. En cantidades menores se emplea en la obtención de zinc de alta pureza, en la fabricación de vidrios, y en forma de titanato, estanato y zirconato, para aplicaciones electrónicas.

Los isótopos de estroncio son muy útiles en diferentes facetas de la actividad humana. Así, el análisis de éstos en los huesos de un individuo ayuda a determinar la región de donde proviene, dado que el estroncio se incorpora de forma similar al calcio en nuestros huesos, y la distribución de los isótopos tiende a variar de forma considerable de un lugar geográfico a otro. Además, el isótopo ⁸⁹Sr se usa en la terapia del cáncer de huesos, el isótopo radiogénico ⁸⁷Sr se emplea para datar la edad de las rocas, y el más peligroso de todos, el ⁹⁰Sr, se utiliza en generadores de energía autónomos para naves espaciales, por ejemplo.^[5]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] B. Haran, The periodic table of videos (Strontium), bit.ly/2RS1PSy, visitada el 16/01/2019.
- [2] P. Van der Krogt, Elementymology & elements multidict, bit.ly/2M818iI, visitada el 16/01/2019.
- [3] E. Scerri, The role of triads in the evaluation of the periodic table: Past and present, *J. Chem. Educ.*, **2008**, *4*, 585–589.
- [4] Panorama minero 2017, Instituto Geológico y Minero de España, Estroncio, bit.ly/2DbOPz8, visitada el 16/01/2019.
- [5] J. Emsley, *Nature's building blocks: An A-Z Guide to the elements*, Oxford University Press, Nueva York, 2011.

ANTONIO MARCHAL INGRAIN
Universidad de Jaén
amarchal@ujaen.es

Z = 39, itrio, Y

El “portal” de las tierras raras en tu móvil

CE: [Kr] 4d¹5s²; PAE: 88,906; PF: 1799 °C; PE: 3609 °C; densidad: 4,472 g/cm³; χ (Pauling): 1,22; EO: 0, +1, +2, +3; isótopos: ⁸⁹Yd es el único isótopo natural, aunque se han caracterizado 33 isótopos artificiales radiactivos (con masas atómicas entre 77 y 109);^[1] año de aislamiento: 1828 (Friedrich Wöhler, Berlín, Alemania).

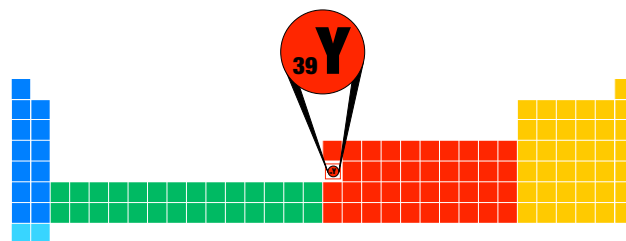
El descubrimiento del itrio se encuentra ligado a Ytterby, una aldea en la pequeña isla de Resarö, al noreste de Estocolmo, en el que se encuentra la mina de feldespato y cuarzo más antigua de Suecia (cerrada en 1933). En 1788, Carl Axel Arrhenius, militar y mineralogista sueco, descubrió allí un mineral negro y denso que pensó que podría ser una fuente de wolframio, metal recientemente aislado. Animado por ello, envió una muestra del mineral al finlandés Johan Gadolin. Aunque el mineral (denominado después gadolinita) despertó la curiosidad de Gadolin, no fue hasta 1794 cuando obtuvo itria (Y₂O₃), identificándola como el compuesto de un elemento nuevo al que llamó itrio en honor a la localidad sueca de la que procedía. El metal fue obtenido como elemento puro por el químico Friedrich Wöhler (el mismo que sintetizó la urea) en 1828 por reducción de YCl₃ con potasio. Conviene puntualizar que C. A. Arrhenius sólo tiene que ver con el premio Nobel sueco Svante Arrhenius en su nacionalidad. Gadolin es el científico en cuyo honor Lecoq de Boisbaudran (quien descubrió y puso nombre al galio), tras aislarlo, lo nombró como gadolinio en 1885.

Aunque fue el primer elemento de las tierras raras en ser descubierto y aislado, el itrio no fue el único cuyo descubrimiento procede de Ytterby, lugar que ya ha entrado en la leyenda científica. En los años posteriores, a partir de gadolinita y otros minerales extraídos en Ytterby, se descubrieron otros siete elementos de las denominadas tierras raras (el Sc y los lantánidos Yb, Er, Tb, Ho, Tm y Gd), así como el Ta. Por ello podemos pensar en Ytterby como el “hogar de las tierras raras” (que no lo son tanto) y en el itrio como en su “portal” de acceso.

Se encuentra especialmente en minerales de tierras raras y se suele preparar comercialmente de manera similar a como lo hizo Wöhler en el siglo XIX, por reducción metalotérmica de YCl₃ con calcio. Es un metal de color plateado, relativamente estable al aire, aunque arde a temperaturas superiores a 600 °C (en forma de virutas puede arder espontáneamente a temperatura ambiente) (Figura 1). Su química presenta muchas similitudes con la observada para el resto de los lan-



Figura 1. Dos muestras de itrio dendrítico sublimado y cubo de itrio de 1 cm³ de alta pureza^[3]



tánidos y se centra fundamentalmente en el estado de oxidación +3; siendo el Y₂O₃ su fuente comercial más usada.

En cuanto a su abundancia, se coloca en la trigésima posición en orden decreciente, con un 0,0029 % de abundancia en la corteza terrestre (lo que lo hace prácticamente tan profuso como el cobalto, el cobre o el zinc). Sin embargo, sus compuestos presentan una gran importancia tecnológica, lo que ha llevado a que, debido a su sobreexplotación, haya sido declarado por EuChemS como uno de los elementos “en peligro de extinción” en los próximos 100 años.^[2] Una de sus aplicaciones es la obtención de compuestos (dopados fundamentalmente con Eu), que producen electroluminiscencia de color rojo intenso. Estos derivados se utilizan como emisores de color rojo en pantallas electrónicas para televisiones, móviles, tabletas, etc. Como metal, se utilizan pequeñas cantidades (0,1 a 2 %) para reducir el tamaño de grano en aleaciones de Cr, Mo y Ti, y para aumentar la tenacidad de aleaciones ligeras de Mg o Al.

Además, el óxido de itrio sirve como precursor de un buen número de materiales de gran interés. Añadido a ZrO₂ en proporciones variables puede dar lugar a la formación de YSZ (circonia estabilizada con itrio) o PSZ (circonia parcialmente estabilizada). La primera tiene estructura cúbica y presenta conductividad iónica en estado sólido y propiedades refractarias, hecho que permite su uso como electrolito, tanto en sensores de oxígeno de alta temperatura como en celdas de combustible de óxido sólido (SOFC) para la generación de electricidad a partir de la reacción electroquímica de oxígeno del aire e hidrógeno. La segunda, con estructura tetragonal, es una cerámica altamente tenaz.

También forma compuestos con propiedades muy interesantes junto con el aluminio o el hierro. El granate de itrio-aluminio (YAG) presenta una dureza y aspecto similar al diamante, siendo usado en joyería. Este material dopado con neodimio forma parte del diseño de los láseres Nd-YAG de estado sólido. Por su parte, el granate de itrio-hierro (YIG) es un material ferromagnético usado como transmisor y transductor de energía acústica, en el diseño de radares o en filtros para microondas. El óxido de itrio también se utiliza para la preparación de varios superconductores de alta temperatura. Entre ellos figura el YBa₂Cu₃O₇, probablemente el más conocido de todos ellos. Este material, que posee una estructura similar a la de la perovskita, fue preparado en 1987, siendo el primer derivado que presentaba superconductividad por encima de la temperatura de ebullición del N₂ líquido.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] Encyclopaedia Britannica, www.britannica.com/science/yttrium, visitada el 20/01/2019.
- [2] Element Scarcity – EuChemS Periodic Table, <https://bit.ly/2TdZpPD>, visitada el 20/01/2019.
- [3] Fotografía de Alchemist-hp, <https://bit.ly/2EJINGx>, visitada el 20/01/2019.

JESÚS R. BERENGUER MARÍN
Sección Territorial de La Rioja de la RSEQ
Universidad de La Rioja
jesus.berenguer@unirioja.es

Z = 40, circonio, Zr

El metal plateado que se llama “dorado”

CE: [Kr] 4d² 5s²; PAE: 91,224; PF: 1855 °C; PE: 4409 °C; densidad: 6,50 g/cm³; χ (Pauling): 1,33; EO: -2, +1, +2, +3, +4; isótopos más estables: ⁹⁰Zr, ⁹¹Zr, ⁹²Zr, ⁹⁴Zr, ⁹⁶Zr; año de aislamiento: 1824 (Jöns J. Berzelius, Estocolmo, Suecia).

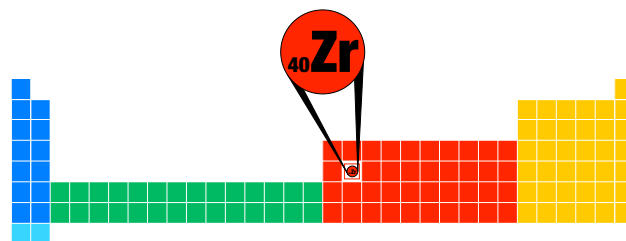
El circonio (también es admitido zirconio [bit.ly/2AU9whA]) fue identificado por el químico y farmacéutico alemán Martin H. Klaproth en 1789 en el circón (ZrSiO₄), piedra semipreciosa conocida desde la antigüedad con diferentes nombres (jacinto si es rojo, jargón si es amarillo, entre otros). Le dio el nombre de *zirconium* que deriva directamente de zircón o circón, que a su vez viene, probablemente, del persa *zargun*, que quiere decir color dorado. Klaproth analizó un circón y separó una nueva “tierra”, *zirconia* que corresponde al dióxido de circonio, ZrO₂. Este investigador no consiguió aislar el nuevo elemento y tampoco lo consiguió el británico Humphry Davy en 1808 mediante la electrolisis. Berzelius obtuvo circonio metal impurificado como un polvo negro al calentar hexafluorocirconato(IV) de potasio (K₂ZrF₆) con potasio. El circonio puro fue obtenido en 1925 por los químicos holandeses Anton E. van Arkel y Jan Hendrik de Boer por descomposición térmica de tetrayoduro de circonio.^[1,2]

En la actualidad, el circonio se obtiene según un procedimiento que recuerda al empleado por Berzelius. El método consiste en el tratamiento de tetracloruro de circonio con magnesio metal a alta temperatura. Es una modificación del proceso Kroll desarrollado para la obtención de titanio. Los minerales circón y baddeleyita (ZrO₂) se tratan con cloro y carbón a 900 °C y se forma tetracloruro de circonio, que, una vez purificado, se hace reaccionar con magnesio metálico en caliente. Así se obtiene el circonio crudo que contiene siempre cantidades de hafnio (1-3 %). El método de Arkel-de Boer permite purificar posteriormente el circonio. Sin embargo, la eliminación total del hafnio es difícil y debe de hacerse mediante costosas extracciones líquido-líquido, cristalizaciones o destilaciones fraccionadas de algunos de sus compuestos.^[2,3]

El circonio es un metal gris plateado, duro y resistente a la corrosión por álcalis, ácidos, agua salada y otros agentes (Figura 1).^[4] Se disuelve en ácido fluorhídrico al formar



Figura 1. Barras de circonio puro del 99,97 % (*crystal-bar*) mostrando diferentes texturas y obtenidas por el método Arkel-de Boer (descomposición de yoduro) y un cubo de 1 cm³ de circonio de 99,95 % de pureza^[4]



fluoruros solubles. Cuando está finamente dividido forma un polvo negro pirofórico que reacciona fácilmente con nitrógeno y oxígeno. Es un metal relativamente abundante en la corteza terrestre (0,016 %) pero se encuentra muy disperso en rocas silíceas y en baja concentración. Forma más de cien minerales diferentes, siendo el más abundante el circón, seguido de la baddeleyita. Los principales países productores de minerales de circonio son Australia, Sudáfrica y China, que extraen circón y Brasil que produce baddeleyita principalmente. También se produce algo de circonio como subproducto de la minería de titanio y estaño. La producción anual del metal son unas 7.000 toneladas. Su disponibilidad está limitada y existe un futuro riesgo de abastecimiento como se muestra en la recientemente publicada tabla periódica de los elementos químicos de EuChemS.^[5]

La química del circonio se asemeja bastante a la del titanio y es prácticamente idéntica a la del hafnio. Esto se debe a la contracción de los lantánidos que hace que los dos elementos tengan idénticos radios iónicos, se presenten unidos en la naturaleza y posean propiedades químicas similares. El estado de oxidación más estable es +4 y en este estado se halla en forma de óxido y silicatos en la naturaleza. También forma haluros, sales con oxoaniones y compuestos de coordinación. Desde 1952 se conocen derivados organometálicos de circonio de tipo metalloceno algunos de los cuales se emplean como catalizadores de tipo Ziegler-Natta.^[2]

La principal aplicación del circonio metal es en los reactores nucleares debido a su resistencia a la corrosión y su muy baja sección de captura de neutrones. En este uso se emplea sobre el 90 % de la producción en forma de aleaciones (*zircaloy*) con estaño, niobio, hierro y otros metales. Se utiliza también como aditivo en aceros y aleaciones especiales para mejorar la corrosión química. Con niobio forma superconductores a alta temperatura para la fabricación de imanes. El dióxido de circonio tiene muchas aplicaciones y forma cerámicas muy duras y resistentes (crisoles, hornos, abrasivos y cuchillos), se utiliza en cosmética, odontología y prótesis. La circonia cúbica es una gema sintética parecida al diamante (circonita).

BIBLIOGRAFÍA

- [1] Periodic Table, Zirconium, RSC, rsc.li/2EIXyYS, visitada el 16/01/2019.
- [2] N. N. Greenwood, A. Earnshaw, *Chemistry of the Elements*, 2.ª ed., Butterworth-Heinemann, Oxford, 1997.
- [3] R. Nielsen, *Zirconium and Zirconium Compounds in Ullmann's Encyclopedia of Industrial Chemistry*, Wiley-VCH, Weinheim, 2005.
- [4] Fotografía de Alchemist-hp, www.pse-mendeleejew.de, fecha: 8 de abril del 2011.
- [5] Element Scarcity - EuChemS Periodic Table, bit.ly/2Dpwa55, visitada el 17/01/2019.

PEDRO JOSÉ CAMPOS GARCÍA
Sección Territorial de La Rioja de la RSEQ
Universidad de La Rioja
pedro.campos@unirioja.es

Z = 41, niobio, Nb

Más de cien años para encontrar su nombre

CE: [Kr] 4d⁴5s¹; PAE: 92,906; PF: 2468 °C; PE: 3300 °C; densidad: 8,4 g/cm³; χ (Pauling): 1,6; EO: -3, -1, +1, +2, +3, +4, +5; isótopo más estable: ⁹³Nb (100 % en estado natural); año de aislamiento: 1864 (C. W. Blomstrand, Vaxjo, Suecia).

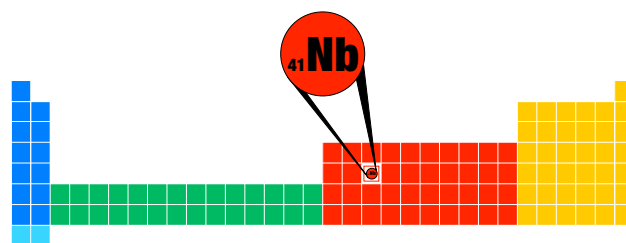
Su nombre proviene de la palabra griega “Niobe”, hija de Tantalus en la mitología griega. El tántalo es el elemento químico con número atómico 73, situado justo debajo del niobio en la tabla periódica, y comparte con él algunas características químicas notables.

El niobio fue descubierto en 1801 por C. Hatchett^[1] en una muestra del mineral columbita que fue enviada a Inglaterra en 1790 por J. Winthrop. Hatchett llamó al nuevo elemento columbio (en honor a Cristóbal Colón) pero no pudo aislar el elemento libre, lo que provocó un considerable desconcierto al confundirlo con el ya conocido tántalo. El tema fue cerrado en falso en 1809 por W. H. Wollaston, quien concluyó (erróneamente) que el tántalo y el columbio eran el mismo elemento. Finalmente, la confusión fue resuelta en 1846 por el químico alemán H. Rose, quien determinó que los minerales de tántalo contenían un segundo elemento, que él nombró niobio. En 1864 el químico suizo J. C. G. de Marignac fue capaz de separar estos dos elementos mediante cristalización fraccionada, un proceso que se usó comercialmente hasta la década de 1950. El aislamiento por primera vez del niobio se produjo en 1864 por Blomstrand mediante reducción del cloruro en atmósfera de hidrógeno, aclarando que el metal aislado y el columbio eran el mismo elemento. Ambos nombres han sido utilizados hasta 1949, año en el que la IUPAC adoptó oficialmente el nombre niobio. La primera muestra del metal puro fue preparada en 1907 por W. von Bolton reduciendo el fluoroniobato con sodio.

El niobio es el 33º elemento más abundante en la corteza terrestre. Con 20 ppm, no se encuentra libre en ella, sino combinado con otros elementos en minerales como la columbita [(Fe,Mn)Nb₂O₆], el coltán (columbita-tantalita) [(Fe,Mn)(Nb,Ta)₂O₆], el pirocloro [(Na, Ca)₂Nb₂O₆(OH,F)] y la euxenita [(Y,Ca,Ce,U,Th)(Nb, Ta, Ti)₂O₆]. Es un metal estratégico, pero su disponibilidad está limitada y existe un futuro riesgo de abastecimiento como se muestra en la recientemente publicada tabla periódica de los elementos químicos de EuChemS.^[2] Hasta la década de 1950 la columbita era la mayor fuente de niobio. Posteriormente se descubrió la mina más grande del mundo de pirocloro (2,5 % Nb₂O₅) en Araxá, Brasil. Los principales países productores de niobio son: Brasil



Figura 1. Cristales de niobio de alta pureza (99,995 %) formados por electrolisis, al lado de un cubo de 1 cm³ de alta pureza (99,995 %) de niobio anodizado (<https://bit.ly/2t05AL4>, visitada el 04/03/2019)



(cerca del 85 %), Canadá, Australia, R. D. del Congo y Mozambique. Desde 2009 la producción anual se ha estabilizado en 50.000 Tm. Actualmente, la obtención del metal implica una primera etapa de separación del tántalo usando disolventes y su transformación en Nb₂O₅. Éste se reduce en dos etapas con carbón; en la primera, a 800 °C, se forma NbC que, en la segunda, a 2000 °C, actúa como reductor del propio óxido y se produce el metal.

El metal puro es de color gris, relativamente blando, dúctil, paramagnético y superconductor a temperaturas criogénicas, pero las trazas de impurezas modifican notablemente sus propiedades. El color cambia cuando se calienta en presencia de aire o es pasado a través de un arco eléctrico (Figura 1). Esta propiedad ha hecho del niobio un material muy deseado entre los joyeros y útil en la fabricación de monedas coloreadas.

El niobio es menos electropositivo y más compacto que su predecesor en la tabla periódica, el circonio, mientras que es casi idéntico en tamaño al tántalo, situado debajo de él en la tabla periódica. Como resultado, las propiedades químicas del niobio son similares a las del tántalo; por ejemplo, la resistencia que presentan ambos a la corrosión se debe a la formación de películas superficiales de óxido. En estado de oxidación +5 (el más estable) se encuentra en forma de haluros, óxidos y niobatos, que es como se presenta en la naturaleza. Debido a su amplio rango de estados de oxidación forma gran número de sales, óxidos y compuestos de coordinación y organometálicos, entre los que se encuentra el singular [Nb(η^5 -C₅H₅SiMe₃)₂H₃], con los estados de oxidación +3 y +5 en equilibrio térmico.^[3]

Es muy usado en forma de aleaciones. Por ejemplo, el ferriónio es utilizado ampliamente en las industrias aeroespacial y de automoción. En aleación con el titanio se puede extrusionar en un alambre superconductor. Debido a su resistencia a la corrosión y su baja sección transversal es usado en la industria nuclear. El revestimiento de cristales con un finísimo polvo de niobio mejora la capacidad del cristal para difundir la luz sin absorberla ni refractarla, por lo que se usa en la fabricación de lentes; también se utiliza como capa protectora para condensadores cerámicos.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] N. N. Greenwood, A. Earnshaw, *Chemistry of the elements*, Pergamon Press, Nueva York, 1984.
- [2] Element scarcity – EuChemS periodic table, bit.ly/2Dpwa55, visitada el 23/11/2018.
- [3] A. Antiñolo, B. Chaudret, G. Commenges, M. Fajardo, F. Jalón, R. H. Morris, A. Otero, C. T. J. Schweitzer, Bonding interactions between three adjacent hydrogen ligands. Preparation and spectroscopic properties of the tantalum and niobium complexes [Ta(H)₃(C₅H_{5-n}R_n)₂](R = SiMe₃, n = 1 or 2) and [Nb(H)₃(C₅H_{5-n}R_n)₂](n = 1, R = Me or SiMe₃; n = 2, R = SiMe₃), *J. Chem. Soc., Chem. Commun.*, **1988**, 1210.

ANTONIO F. ANTIÑOLO GARCÍA
Sección Territorial de Castilla-La Mancha de la RSEQ
Universidad de Castilla La Mancha
Antonio.Antinolo@uclm.es

Z = 42, molibdeno, Mo

Un elemento bioesencial y de uso industrial

CE: [Kr] 4d⁵5s¹; PAE: 95,95; PF: 2623 °C; PE: 4639 °C; densidad: 10,3 g/cm³; χ (Pauling): 2,16; EO: -4, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5, +6; isótopos más estables: ⁹²Mo, ⁹⁴Mo, ⁹⁵Mo, ⁹⁶Mo, ⁹⁷Mo, ⁹⁸Mo, ¹⁰⁰Mo; año de aislamiento: 1781 (Peter Jacob Hjelm, Suecia).

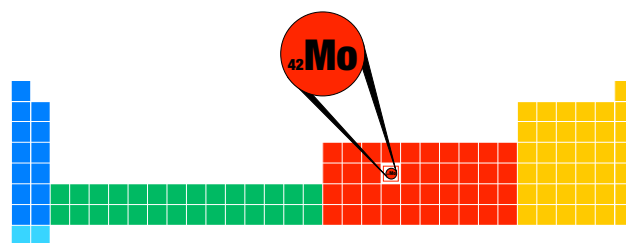
El molibdeno es un metal de transición perteneciente al grupo número 6 de la tabla periódica, de color plateado, con una estructura cúbica centrada en el cuerpo a temperatura ambiente y una dureza de Mohs de 5,5 (Figura 1).^[1] Posee un módulo de elasticidad considerablemente alto y presenta uno de los puntos de fusión más elevados entre los elementos, aunque a temperaturas superiores a 500 °C se oxida fácilmente.

No existe como metal libre en la naturaleza, pero se conocen sus compuestos desde la antigüedad confundidos con el grafito y con minerales de plomo. De hecho, su nombre proviene del término griego “*molybdos*” que significa “similar al plomo”. En 1778, el químico sueco Carl Wilhelm Scheele (1742-1786) hizo reaccionar el mineral más abundante de este metal, la molibdenita (MoS₂), con ácido nítrico caliente en aire para obtener un polvo blanco que llamó “*acidum molibdenae*” y del que dijo que se trataba de un óxido (H₂MoO₄) de un nuevo elemento que no era plomo al que llamó molibdeno. Posteriormente, en 1781, el mineralogista sueco Peter Jacob Hjelm (1746-1813) mediante la reducción de este polvo con carbón y aceite de lino, logró aislar el metal impurificado con carbono y carburo de molibdeno. El mérito de obtener el molibdeno en estado puro le corresponde a Jöns Jacob Berzelius (1779-1848) en el año 1817, por reducción del óxido con hidrógeno.^[2]

Hoy en día, la mayor parte del molibdeno se obtiene de la molibdenita, de la wulfenita (PbMoO₄), de la powelita (CaMoO₄) o como subproducto de la extracción y el procesamiento del wolframio y del cobre. Los principales productores de molibdeno son: China (más del 40 %), Estados Unidos, Chile, Perú y México. La mayor parte de la producción mundial de este elemento se utiliza en aleaciones de uso industrial para endurecerlas o para hacerlas más resistentes a la corrosión: aceros inoxidable, aceros para herramientas, aleaciones de alta resistencia a la corrosión y superaleaciones de alta temperatura con concentraciones



Figura 1. Fragmento macrocristalino de molibdeno (pureza 99,99 %) junto a un cubo monocristal de 1 cm³ de molibdeno de alta pureza (99,999 %)^[1]



entre 0,25 % al 8 %. De hecho, prácticamente todos los aceros de la categoría de ultra-alta resistencia contienen molibdeno en su composición. El molibdeno se usa como catalizador en la industria petrolera para la eliminación de azufre y es un componente importante de los catalizadores de alto rendimiento para la oxidación selectiva de propano, propileno o acroleína en ácido acrílico. El disulfuro de molibdeno se utiliza como lubricante a altas temperaturas, a las cuales los aceites normales se descomponen. El isótopo sintético ^{99m}Mo (vida media de 66 horas) se emplea en los generadores de ^{99m}Tc, una de las fuentes de radiación más intensas que se usan en medicina nuclear.^[3] La “m” incluida en el tecnecio-99m indica que es un isótopo metaestable.

La química del molibdeno se asemeja a la del wolframio, es resistente al ataque del oxígeno, de ácidos y álcalis. Además, debido a su elevado número de estados de oxidación, desde -4 hasta +6, su química es muy variable. En su estado de oxidación más estable, +6, los compuestos más destacados del Mo son los iso- y heteropolioxomolibdatos. Los estados de oxidación intermedios están asociados con los clústeres metálicos, mientras que los más bajos están presentes en los carbonilos metálicos y en complejos con otros ligandos π -aceptores. Debido a su amplio rango de estados de oxidación forma un gran número de haluros, compuestos de coordinación y organometálicos.^[4]

En las aguas naturales se encuentra en forma de anión molibdato (MoO₄²⁻) que es absorbido y transportado dentro de los seres vivos. El molibdeno es esencial en la nutrición de las plantas y su carencia en el suelo puede volver la tierra infértil, ya que algunas bacterias utilizan enzimas conteniendo este elemento para descomponer en átomos las moléculas de nitrógeno e iniciar el ciclo de fijación del nitrógeno. En los seres humanos, el átomo de molibdeno es parte del cofactor de molibdeno (CoMo) en el sitio activo de enzimas oxotransferasas (función de transferencia de electrones: sulfito oxidasa, xantina oxidasa y aldehído oxidasa) y en el componente reductor de la amidoxima mitocondrial que acelera la eliminación de ciertas sustancias tóxicas.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] Fotografía de Alchemist-hp, www.pse-mendeleejew.de, visitada el 22/05/2010.
- [2] D. N. Trifonov, V. D. Trifonov, *Cómo fueron descubiertos los elementos químicos*, Mir, Moscú, 1990, pp. 66–67.
- [3] T. Gray, *Los elementos*, Larousse editorial, Barcelona, 2013, pp. 104–105.
- [4] N. N. Greenwood, A. Earnshaw, *Chemistry of elements*, 2.^a ed., Butterworth-Heinemann, Oxford, 1997, pp. 1002–1039.

ANTONIO LUQUE ARREBOLA
Sección Territorial del País Vasco de la RSEQ
Universidad del País Vasco / Euskal Herriko Unibertsitatea
antonio.luque@ehu.es

Z = 43, tecnecio, Tc

El elemento más peculiar de la tabla periódica

CE: [Kr] 4d⁵5s²; PAE: [98]; PF: 2157 °C; PE: 4265 °C; densidad: 11,5 g/cm³; χ (Pauling): 1,9; EO: -3, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5, +6, +7; isótopos más estables: ⁹⁷Tc, ⁹⁸Tc, ⁹⁹Tc; año de aislamiento: 1937 (Emilio Segrè y Carlo Perrier, Sicilia, Italia).

A estudiar la tabla periódica, lo primero que llama la atención es la forma general de la misma, la distribución de las 118 “casillas” con una cierta “simetría asimétrica”. Si el estudiante continúa interesándose por nuestro icono, se fijará en el código de colores que usamos para distinguir los estados físicos de cada elemento, lo que le conducirá a los 28 elementos que parece que ni son gases, ni líquidos ni sólidos: son los elementos artificiales. Su curiosidad le llevará a preguntar qué significa esto. Tras la respuesta adecuada, debería empezar a extrañarse de porqué un elemento tan ligero como el que ocupa la posición 43 no se encuentra en la naturaleza. Esta característica hace que el *tecnecio sea el elemento más peculiar de la tabla periódica*, pues se encuentra en una “isla” rodeada por elementos estables, algunos muy abundantes en nuestro planeta y con aplicaciones industriales importantes. Por su posición en la tabla periódica, pero también por su historia (con múltiples reivindicaciones de su descubrimiento), por su disponibilidad y por sus interesantes y útiles aplicaciones médicas e industriales, el Tc es un elemento peculiar.

Cuando en 1869 Mendeléiev propuso su tabla periódica, dejó varios huecos que debían corresponder a elementos químicos que se tendrían que descubrir en el futuro.^[1] Aunque predijo la existencia de 16 nuevos y solo se descubrieron ocho, su capacidad de predicción fue admirable, especialmente porque también se atrevió a anticipar sus propiedades y las de sus compuestos. Los (relativamente) rápidos descubrimientos del galio ($Z = 31$),^[2] del escandio ($Z = 21$),^[3] y del germanio ($Z = 32$),^[4] hizo que muchos investigadores se empeñasen en encontrar el siguiente elemento ligero, el que correspondería a un peso atómico de 100 según la predicción de Mendeléiev. Los investigadores responsables de estos descubrimientos se sintieron tan seguros del mismo que se atrevieron a bautizar el “nuevo” elemento, haciendo que el elemento $Z = 43$ (o el hipotético elemento) sea el que más nombres ha recibido en la historia; que empezó incluso antes del año 1869 con tres “descubrimientos”: en 1828 (polinio), en 1846 (limenio) y en 1847 (pelopio). Tras 1869, se volvió a reivindicar su hallazgo. En 1877, Kern afirmó haber encontrado el elemento en una mena de platino (le denominó davio, en homenaje al gran Davy). En 1881 se reivindicó su aislamiento, denominándosele eka-manganeso. En 1908, Ogawa describió el aislamiento del metal, al que llamó niponio; aunque no era el Tc, lo que observó fue la primera evidencia del Re ($Z = 75$).

Otras descripciones de su aislamiento se produjeron tras las investigaciones de Moseley que, efectivamente, indicaban que debería haber un elemento en el hueco que corresponde a $Z = 43$. En 1917 se le denominó neomolibdeno, en 1924 se le llamó moselio y en 1925 se le nombró masurio. Este último nombre estuvo presente en las tablas periódicas muchos años, pues se dio credibilidad a este descubrimiento, debido al enorme prestigio y rigor científico de los investigadores (Tacke, Noddack y Berg) que realizaron experimentos en los que bombardearon una muestra del mineral columbita (mineral de Nb y de Fe con trazas de uranio) con un haz de electrones. Analizando el espectro de rayos X, dedujeron que habían obtenido el elemento $Z = 43$, que no llegaron a aislar. Los experimentos no pudieron reproducirse. En aquellos experimentos también aislaron el renio ($Z = 75$), del que sí recibieron la prioridad del descubrimiento.

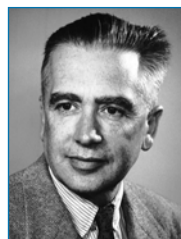
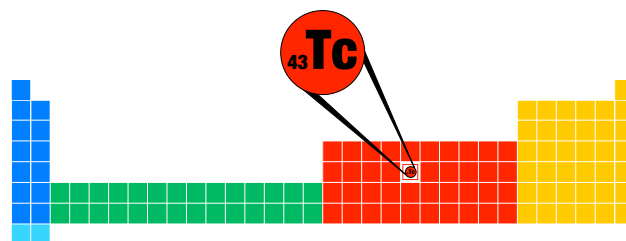


Figura 1. Emilio Gino Segrè (1905-1989), codescubridor del Tc, premio Nobel de Física (1959) por el descubrimiento del antiprotón

Finalmente, en 1937, el elemento $Z = 43$ pudo ser aislado y caracterizado químicamente.^[5] Su descubrimiento definitivo fue también peculiar, pues se encontró en piezas del primer acelerador de partículas instalado en el mundo (diseñado y dirigido por Lawrence, premio Nobel de Física en 1939). Durante unos experimentos en el acelerador, se encontró que unas placas de Mo se habían vuelto radiactivas. Segrè—uno de los discípulos más destacados del gran Fermi, que había realizado una estancia en el acelerador de Lawrence— estaba trabajando en Sicilia. Desde allí pidió que le enviaran muestras de las placas de Mo que analizó con su colega Perrier, encontrando, de manera inequívoca, el nuevo elemento químico, al que en principio se le denominó trinacrio. Su nombre definitivo no se asignó hasta 1947, derivado de la palabra griega *teknetos*: artificial, creado por una máquina.

Se conocen 22 isótopos inestables del Tc, con masas entre 90 y 111. El isótopo 98 es el más estable con una vida media de 4,2 millones de años, bastante más pequeña que la edad de nuestro planeta. Por lo tanto, el Tc no puede existir en la Tierra. Sin embargo, en 1962 se encontraron trazas de Tc en una muestra de pechblenda (un óxido de uranio) en África, confirmadas en otros minerales. Estos descubrimientos dieron credibilidad a las investigaciones realizadas por Tacke *et al.* (ver más arriba).

Aunque el Tc no es natural, se produce en cantidades de toneladas, pues tiene importantes aplicaciones biomédicas en la monitorización de cánceres difíciles de detectar (intestino, cerebro, hígado y hueso) en la que se utiliza un isótopo metaestable del Tc (el ^{99m}Tc), que se obtiene en reactores nucleares y que se desintegra (vida media: 6 horas) emitiendo rayos gamma, que permiten visualizar los órganos afectados por los tumores.^[6]

Se conocen bastantes compuestos de Tc, con estados de oxidación de -1 a +7. Alguno de ellos se han estudiado estructuralmente por difracción de rayos X. La química de los compuestos de Tc en más parecida a la del Re que a la del Mn.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] E. Scerri, *La tabla periódica: Una breve introducción*, Alianza Editorial, Madrid, 2013, pp. 92–99.
- [2] 22 de noviembre de 1875: Mendeleev y el galio, <https://bit.ly/2TqShj4>, visitada el 11/03/2019.
- [3] D. N. Trifonov, *El precio de la verdad*, Mir, Moscú, 1981.
- [4] C. Winkler, *Chem. Ber.*, **1886**, *19*, 210.
- [5] C. Perrier, E. Segrè, Some chemical properties of element 43, *J. Chem. Phys.*, **1937**, *5*, 712–716.
- [6] J. Emsley, *Nature's building blocks. An A-Z guide to the elements*, OUP, Oxford, 2003, pp. 422–425.

BERNARDO HERRADÓN GARCÍA
Sección Territorial de Madrid de la RSEQ
Instituto de Química Orgánica General del CSIC
b.herradon@csic.es

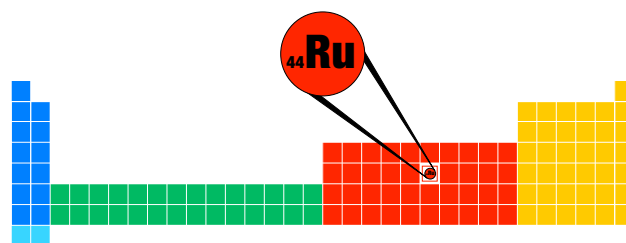
Z = 44, rutenio, Ru

Un elemento para “connoisseurs”
según Geoffrey Wilkinson (1921-1996)^[1]

CE: [Kr] 4d⁷5s¹; PAE: 101,07; PF: 2333 °C; PE: 4147 °C; densidad: 12,1 g/cm³; χ (Pauling): 2,2; EO: -4, -2, 0, +1, +2, +3, +4, +5, +6, +7, +8; isótopos más estables: ⁹⁶Ru, ⁹⁸Ru, ⁹⁹Ru, ¹⁰⁰Ru, ¹⁰¹Ru, ¹⁰²Ru, ¹⁰⁴Ru; año de aislamiento: 1844 (Karl Karlovitch Klaus, Kazán, Rusia).

El rutenio fue aislado y sus propiedades descritas en 1844 por el químico ruso Karl Karlovitch Klaus (1796-1864), nacido en la ciudad de Dorpa (actualmente Tartu, Estonia, entonces parte del imperio ruso), a partir del residuo insoluble en agua regia que se originaba en el proceso de extracción de platino de los minerales de los montes Urales que lo contenían. Obtuvo 6 g de metal a partir de 8 kg de residuo,^[2] siendo el único elemento natural descubierto por un investigador de esa nacionalidad. Designó al nuevo elemento a partir del nombre en latín de Rusia, *Ruthenia*, en homenaje a su país natal, y también como reconocimiento a las investigaciones previas de Gottfried Osann, quien había sugerido en 1827 la existencia de tres nuevos elementos en esos residuos, a uno de los cuales denominó rutenio. Sin embargo, al no ser confirmados esos hallazgos por Berzelius ni aportar pruebas concluyentes de los mismos, se retractó de sus afirmaciones.^[3]

El rutenio pertenece al denominado grupo del platino, junto con Os, Rh, Ir, Pd y Pt, que tienen propiedades físicas y químicas similares y que se encuentran por ello invariablemente asociados en depósitos minerales. Es uno de los elementos menos abundantes (10⁻³ ppm) de la corteza terrestre, pero lo es mucho más en intrusiones de rocas ígneas, en las que llega alcanzar valores de varias ppm asociado a sulfuros metálicos, lo que hace posible su explotación comercial. Los yacimientos más ricos de este tipo se encuentran en Sudáfrica, que atesora la mayor parte de las reservas mundiales de este metal, seguida por Rusia y Canadá. La producción mundial de Ru en 2018 ascendió a 34,7 toneladas, de las que el 41 % se utilizó en la industria eléctrica, seguida por la química (24 %) y la electroquímica (18 %). Su precio ronda en la actualidad los 8 euros por gramo, y aunque se ha multiplicado por 6 en los últimos dos años, sigue siendo varias veces inferior al del platino. Su separación de los otros metales del grupo del platino es compleja. Para ello, los residuos de extracción de este último metal se funden a alta temperatura con compuestos básicos, se tratan con agua y se precipita el rutenio de la disolución bajo la forma de sales que se reducen con hidrógeno para obtener el metal. El rutenio es de color gris plateado (Figura 1)^[4] y solo se oxida a partir de 800 °C, es insoluble en ácidos concentrados y calientes, incluida el agua regia, pero se oxida de forma explosiva si a ésta se añade KClO₃. Es uno de los elementos con mayor rango de estados de oxidación y mayor valor de éste, siendo los más comunes en disolución acuosa +2, +3 y +4. Esa amplitud explica en buena parte la riqueza y peculiaridades de su química, a las que se debe la frase de Wilkinson que encabeza este artículo. Por su dureza y la de sus aleaciones con otros metales del grupo del platino, se utiliza en la industria eléctrica para recubrir contactos con una película delgada de este metal, siendo este su principal uso. Su



aplicación más destacada en química es como catalizador de diversas reacciones de síntesis orgánica, estudios que han sido reconocidos con dos premios Nobel en este siglo. Probablemente la más relevante de ellas sea la metátesis de olefinas, una de las reacciones que más impacto ha tenido en la síntesis orgánica en los últimos años. Aunque ya era conocida en los años 60 del siglo pasado, recibió un impulso decisivo para su aplicación industrial con la introducción de los catalizadores homogéneos de rutenio de composición bien definida y estables al agua y al aire desarrollados por Robert H. Grubbs,^[5] a quien se concedió junto a Yves Chavin y Richard Schrock el premio Nobel de Química en 2005 por el desarrollo del método de metátesis en síntesis orgánica. El otro premio Nobel (compartido) es el otorgado a Ryoji Noyori en 2001 por sus trabajos sobre hidrogenaciones enantioselectivas con catalizadores quirales de Ru. También se ha explorado como catalizador del proceso Fischer-Tropsch para la síntesis de hidrocarburos a partir de H₂ y CO, en la que presenta ventajas frente a los catalizadores de Co y Fe. Algunos de sus compuestos se están estudiando por su actividad antitumoral, en la que tiene beneficios respecto al cisplatino, y por sus propiedades fotoquímicas.



Figura 1. Barra de rutenio de alta pureza (99,99 %) obtenido mediante un procedimiento de fusión con haz de electrones^[4]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] M. L. H. Green, W. P. Griffith, Geoffrey Wilkinson and platinum metals chemistry, *Platinum Metals Rev.*, **1998**, *42*, 168–173.
- [2] V. N. Pitchkov, The discovery of ruthenium, *Platinum Metals Rev.*, **1996**, *40*, 181–188.
- [3] E. A. Seddon, K. R. Seddon, *The chemistry of Ruthenium*, Elsevier, Amsterdam, 1984.
- [4] Fotografía de Alchemist-hp, www.pse-mendeleejew.de, visitada el 20/03/2010.
- [5] R. H. Grubbs, Olefin metathesis, *Tetrahedron*, **2004**, *60*, 7117–7140.

JOAQUÍN PÉREZ PARIENTE
Instituto de Catálisis y Petroleoquímica (CSIC), Madrid
jperez@icp.csic.es

Z = 45, rodio, Rh

Un metal que hace menos contaminantes a nuestros vehículos

CE: [Kr] 4d⁸5s¹; PAE: 102,90550(2); PF: 1966 °C; PE: 3670 °C; densidad: 12,410 g/cm³; χ (Pauling): 2,28; EO: -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5, +6; isótopo presente en la naturaleza: ¹⁰³Rh; año de aislamiento: 1803 (William Hyde Wollaston, Londres, Reino Unido).

El rodio fue descubierto en 1803 por el químico inglés Wollaston,^[1] quien realizó importantes contribuciones en varias ramas de la ciencia como la de encontrar un método de purificación del platino en cantidades prácticas. En los análisis químicos que realizó de las menas de Pt, descubrió la presencia de dos nuevos metales: paladio y rodio (a la vez, su colaborador Smithson Tennant descubría el iridio y osmio en las mismas menas). El nombre de *rhodium* (del griego ῥόδον, *ródon*, rosa) tuvo su origen en “el color rosa de una disolución de las sales que lo contienen” (estas sales eran Na₃[RhCl₆]_xnH₂O).^[2]

El rodio se encuentra en la naturaleza en forma elemental o de compuestos en minerales de Cr, Fe, Ni y Cu, usualmente en asociación con otros metales del grupo del platino (Ru, Os, Rh, Ir, Pd y Pt). La UE lo clasifica como materia prima crítica debido al riesgo de suministro y, en especial, a su importancia económica.^[3] El mayor proveedor es Sudáfrica (83 % del mercado global), que posee minerales de sulfuro de cobre y níquel relativamente ricos en este metal. Se extrae separándolo del resto de metales presentes en los *concentrados de platino* (Pt en crudo que también contiene Ru, Os, Ir, Pd y, a veces, Ag y Au) gracias a las diferencias en su susceptibilidad a la oxidación y en la solubilidad de sus sales. La demanda global de rodio en 2016 fue de unas 29 toneladas (77 % procedente de fuentes primarias y 23 % del reciclaje), que se usaron principalmente en convertidores catalíticos de vehículos (85 %), producción química (5 %), manufactura de vidrio (4 %) y electrónica (4 %).^[4]

El rodio es un metal de color blanco plateado (Figura 1), dúctil y duro, que cristaliza en una red cúbica centrada en las caras. Incluso pulverizado finamente, se disuelve muy lentamente en agua regia o ácido sulfúrico concentrado (se disuelve mejor en una mezcla de HCl y NaClO₃ en caliente). El máximo estado de oxidación alcanzable es el +6, *i. e.* RhF₆, pero los estados de oxidación superiores a +3 son oxidantes fuertes. Mientras que el estado de oxidación +2 es el más estable para cobalto en agua, Rh(III) es mucho más estable que Rh(II), que es un reductor fuerte. La importante química de coordinación de Rh(I) está casi enteramente dominada por ligandos aceptores π .



Figura 1. Un gramo del elemento químico rodio en diversas formas: polvo, cilindro obtenido por presión, bola refundida obtenida bajo argón usando un arco eléctrico. Fotografía: Alchemist-hp (www.pse-mendeleejew.de, visitada el 06/02/2019)

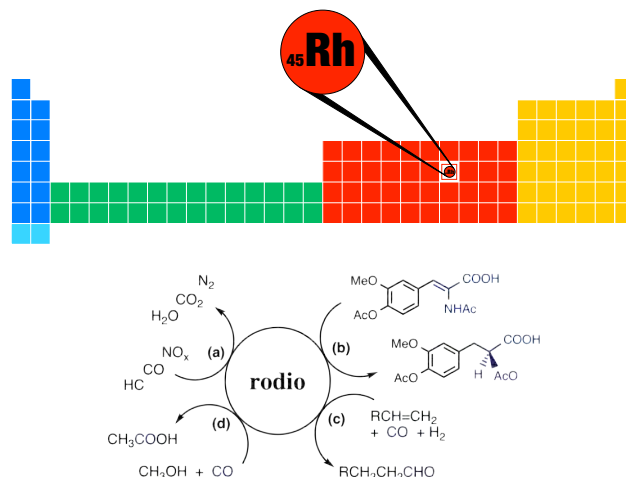


Figura 2. Algunos procesos catalizados por rodio [catalizadores típicos]. (a) Purificación de los escapes de automóviles [Pt, Rh y Pd metálicos]. (b) Hidrogenación enantioselectiva de olefinas [Rh(*R,R*-DIPAMP)(COD)]⁺. (c) Hidroformilación de olefinas [RhH(CO)(PR₃)₃]. (d) Carbonilación de metanol [Rh₂(CO)₂]⁻

El rodio se usa a menudo aleado con Pt y otros metales del grupo del Pt, que tienen propiedades físicas y químicas cercanas. Algunas aplicaciones se basan en su elevada temperatura de fusión, resistencia a la oxidación, dureza o reflectividad (industria del vidrio, por ejemplo), pero la mayoría se apoyan en su utilidad catalítica. Así, las aleaciones de Rh(1-10 %)-Pt se usan en la purificación de los escapes de automóviles, en la oxidación de amoníaco y en reacciones de hidrogenación e hidroformilación. Los convertidores catalíticos de los automóviles contienen una dispersión del 1-2 % de Pt, Rh y, a veces, Pd en alúmina. Aunque los tres metales son activos en la eliminación de CO, NO_x e hidrocarburos, el rodio destaca por su eficiencia en la transformación catalítica de NO en N₂ (Figura 2a).^[5]

El complejo [RhCl(PPh₃)₃] (catalizador de Wilkinson) fue el primer catalizador homogéneo capaz de hidrogenar alquenos a presión y temperatura ambiente. W. S. Knowles (premio Nobel en 2001) reportó en 1968 el primer catalizador capaz de hidrogenar enantioselectivamente una olefina proquiral, tras sustituir el ligando PPh₃ por una fosfina quiral (Figura 2b). Estos trabajos permitieron implementar la primera síntesis industrial enantioselectiva basada en un catalizador metálico (síntesis del aminoácido L-DOPA para el tratamiento del Parkinson).^[6] Actualmente se utilizan catalizadores homogéneos de Rh para la hidroformilación de olefinas o la producción de ácido acético por carbonilación de metanol (Figura 2c y 2d).

BIBLIOGRAFÍA

- [1] M. C. Usselman, The platinum notebooks of William Hyde Wollaston, *Platinum Met. Rev.*, **1978**, 22, 100–106. W. P. Griffith, Rhodium and Palladium, *Platinum Met. Rev.*, **2003**, 47, 175–183.
- [2] W. H. Wollaston, On a new metal, found in crude Platina, *Philos. Trans. R. Soc. Lond.*, **1804**, 94, 419–430.
- [3] Critical Raw Materials, European Commission (2017), <https://bit.ly/2TyvC09>, visitada el 06/02/2019.
- [4] Platinum-Group Metals Yearbook, CPM Group, EE. UU., 2017.
- [5] The three-way catalytic converter, The Open University, 2016, <https://bit.ly/2MSateZ>, visitada el 06/02/2019.
- [6] W. S. Knowles, Asymmetric Hydrogenations (Nobel Lecture), *Angew. Chem. Int. Ed.*, **2002**, 41, 1998–2007.

ERNESTO DE JESÚS ALCAÑIZ
Instituto de Investigación Química “Andrés M. del Río”
Universidad de Alcalá, Alcalá de Henares
ernesto.dejesus@uah.es

Z = 46, paladio, Pd

Un metal precioso con gran interés industrial y versatilidad catalítica

CE: [Kr] 4d¹⁰; PAE: 106,42; PF: 1554 °C; PE: 2963 °C; densidad: 12,02 g/cm³; χ (Pauling): 2,20; EO: 0, +1, +2, +3, +4; isótopos más estables: ¹⁰⁵Pd, ¹⁰⁶Pd, ¹⁰⁸Pd; año de aislamiento: 1803 (William Hyde Wollaston, Inglaterra).

El paladio fue descubierto en 1803 por William Hyde Wollaston, quien lo aisló a partir de un mineral de platino bruto procedente de Sudamérica y le dio el nombre de paladio en honor del asteroide Palas, que había sido descubierto en las mismas fechas.^[1] Wollaston no le asignó ningún símbolo químico. Berzelius sugirió inicialmente el símbolo Pl, posteriormente lo cambió a Pa y finalmente le asignó como símbolo definitivo Pd.

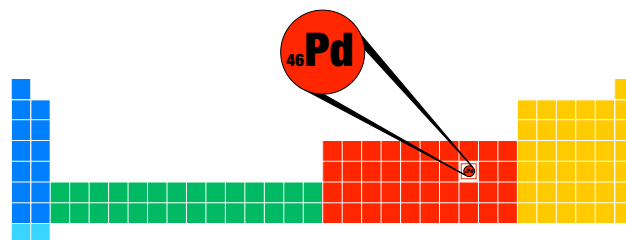
En su procedimiento optimizado para el aislamiento del paladio, Wollaston disolvió mineral de platino en agua regia. Tras neutralizar el exceso de ácido con hidróxido sódico, precipitó el platino con cloruro de amónico y lo separó por filtración. El líquido filtrado se neutralizó y se trató con cianuro mercúrico, originándose un precipitado blanco amarillento de cianuro de paladio. El calentamiento de esta sal proporcionó paladio en estado metálico.

El paladio nativo se presenta aleado con otros metales del grupo del platino, así como con plata, oro, níquel y cobre, y se encuentra en la corteza terrestre con una abundancia de 0,015 ppm. En la actualidad, el paladio se obtiene comercialmente como subproducto en el refinado de los minerales de cobre y níquel.

El paladio es el elemento del grupo del platino menos denso y con menor punto de fusión, y es un metal de color blanco acerado, blando, dúctil y maleable. No se oxida al aire ni se patina, aunque pierde lustre en atmósferas contaminadas con azufre. Se disuelve en ácido sulfúrico y en ácido nítrico, y más lentamente, en ácido clorhídrico. A temperatura ambiente puede absorber más de 900 veces su propio volumen de hidrógeno. Esta propiedad se aprovecha en los purificadores de hidrógeno.

Una de las primeras aplicaciones del paladio, que todavía continúa, fue el desarrollo de impresiones fotográficas, que se popularizó durante el siglo XIX. En la actualidad el principal uso del paladio se encuentra en la industria automovilística (77 % de la demanda en 2017),^[2] donde se utiliza para el desarrollo de convertidores catalíticos que reducen las emisiones de gases contaminantes transformándolos en dióxido de carbono, nitrógeno y agua. También se utiliza para la producción de capacitadores cerámicos de capas múltiples (9 % en 2017), que forman parte de los componentes electrónicos de, entre otros, teléfonos móviles y ordenadores. Se emplea en joyería (3 % en 2017), ya sea solo, debido a su blancura natural, plasticidad, dureza y hipoalergenicidad, o aleado con oro para formar el llamado oro blanco. También se utiliza en aleación con otros metales para la elaboración de implantes dentales (4 % en 2017).

Entre las aplicaciones del paladio destaca también su utilización como catalizador en diversas reacciones químicas. En estado metálico se utiliza como catalizador en reacciones de hidrogenación, y numerosos complejos de paladio actúan como catalizadores en multitud de reacciones



de acoplamiento cruzado. El premio Nobel de Química del año 2010 se concedió a Richard F. Heck, Eiichi Negishi y Akira Suzuki por “su contribución al desarrollo de métodos sintéticos catalizados por complejos de paladio, que han permitido la preparación de miles de compuestos orgánicos de estructuras variadas, útiles en todas las áreas en las que influye la química”. La concesión de este galardón ilustra la importancia de la química organometálica del paladio.^[3]

Es un metal estratégico de disponibilidad limitada, cuyo precio llegó a superar al del oro en 2018. El aumento de la demanda de vehículos de gasolina debido a las restricciones de los motores diésel ha disparado su demanda. Su abastecimiento está sometido a tensiones geopolíticas, con un control casi monopolístico de la oferta por parte de Rusia y con un riesgo en aumento por su uso creciente.^[4] Más del 80 % de la producción mundial de paladio se concentra entre la Federación Rusa, que produce cerca de la mitad del suministro mundial, y Sudáfrica. La producción minera mundial de paladio en 2017 fue de 210 toneladas. Adicionalmente, la gran demanda de paladio ha impulsado el reciclaje del metal a partir de los catalizadores de automoción, que en 2017 superó las 67 toneladas, la cifra más alta de la historia.^[2]

El creciente interés por el paladio como herramienta de inversión ha llevado a su cotización en bolsa. Al igual que sucede con el oro, la plata y el platino, los lingotes de paladio están codificados según el estándar internacional de divisas ISO 4217, que le asigna los códigos XPD y 964.

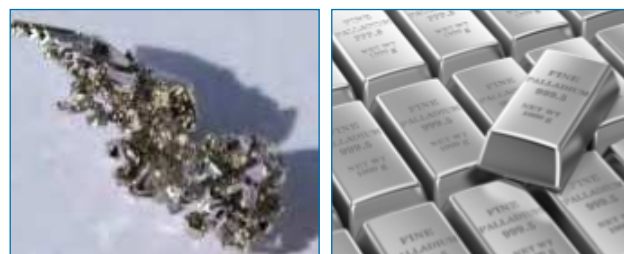


Figura 1. Cristal de paladio de aproximadamente 1 g y lingotes de paladio de 1000 g^[5]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] W. P. Griffith, Bicentenary of four platinum group metals, **2003**, 47(4), 175–183.
- [2] GFMS Platinum group metals survey 2018, <https://bit.ly/2UcNpKZ>, visitada el 19/02/2019.
- [3] A. M. Echavarren, El premio Nobel de Química 2010 a la química organometálica del paladio, *An. Quim.*, **2010**, 106(4), 293–295.
- [4] Element Scarcity – EuChemS Periodic Table, bit.ly/2Dpwa55, visitada el 19/02/2019.
- [5] Fotografía de <https://bit.ly/2E8wF0u>, visitada el 19/02/2019.

DANIEL SOLÉ ARJÓ
Facultat de Farmàcia i Ciències de l’Alimentació
Universitat de Barcelona
dsol@ub.edu

Z = 47, plata, Ag

La reina de la tabla periódica
que se mira en su espejo

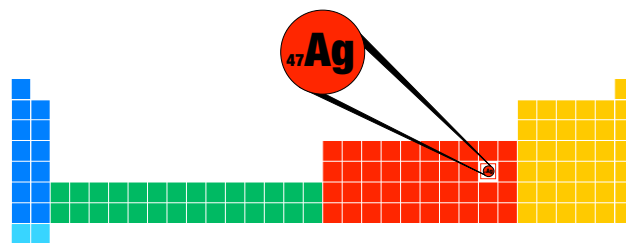
CE: [Kr] 4d¹⁰5s¹; PAE: 107,87; PF: 962 °C; PE: 2162 °C; densidad: 10,5 g/cm³; χ (Pauling): 1,93; EO: -2, -1, 0, +1, +2, +3; isótopos más estables: ¹⁰⁷Ag, ¹⁰⁹Ag; conocida desde la antigüedad.

Debido a su valor económico, su belleza inherente y que es el único elemento de la tabla periódica con género femenino, bien se justifica el título que se le ha dado a esta reseña. La plata se puede encontrar en la naturaleza en estado nativo, formando sulfuros (Ag₂S) en minerales como la argentita o la acantatita, mezclada con oro, o asociada a otros sulfuros como los de plomo, cobre, zinc y antimonio. Precisamente la producción actual de plata procede de su extracción como producto secundario en la obtención de otros metales, fundamentalmente el cobre, el zinc y el plomo. Los primeros procesos de obtención de plata se pueden situar en torno al año 2000 a. C., e implicaban un tratamiento en horno de mufla de las mezclas de plata con plomo. Durante la etapa colonial española en América, el principal método implicaba la amalgamación con mercurio (en este sentido las minas de mercurio de Almadén jugaron un papel fundamental), aunque posteriormente, durante el siglo XIX, la amalgamación fue superada por la cianuración y por el electrorrefinado, siguiendo los métodos de Moebius, Thum y Balbach.^[1]

Aunque la plata es un metal precioso cuyo uso más extendido en el imaginario popular es el de la joyería y el de la numismática (Figura 1), existen otros campos donde presenta unas propiedades que la convierten en un elemento especial. Por ejemplo, es el metal con una mayor conductividad térmica y eléctrica. Por las propiedades eléctricas de la plata es habitual el uso del electrodo de referencia Ag/AgCl en medidas electroquímicas.^[2] Sin embargo, el elevado coste de la plata en comparación con el del cobre limita hoy en día su uso extendido y masivo en los circuitos de los dispositivos electrónicos comunes. En segundo lugar, la plata es el metal que a longitudes de



Figura 1. Moneda conmemorativa de plata emitida por la Fábrica Nacional de Moneda y Timbre con motivo del Año Internacional de la Química celebrado en 2011 (imagen tomada por el autor)



onda mayores a 450 nm presenta la mayor reflectividad de la luz, por lo que, convenientemente protegida, la plata fue usada históricamente en la fabricación de espejos, aunque actualmente ha sido desplazada en esta aplicación por el aluminio, nuevamente por motivos económicos.

Un campo donde la plata ha resultado fundamental es en el desarrollo de la fotografía. Durante los siglos XVIII y XIX, J. H. Schulze, C. W. Scheele y H. Davy observaron que las sales de plata se oscurecían al ser iluminadas con la luz solar.^[3] Este hecho se debe a la formación de átomos de plata en el seno de los cristales de la sal. En la fotografía clásica, la imagen captada en la película fotográfica se desarrolla usando un agente reductor que reduce a plata elemental aquellos granos de sal que contienen en su interior plata que se ha formado previamente por la interacción con la luz. Posteriormente, la imagen se fija utilizando una disolución de tiosulfato de sodio, que da lugar a una sal soluble en agua que permite lavar el exceso de aquella sal de plata que no ha reaccionado en el paso anterior, obteniéndose así el negativo.

Otra aplicación cotidiana de la plata que puede llamar la atención es su presencia (como sulfadiazina de plata) en las pomadas que se usan en el tratamiento tópico de las quemaduras para evitar el crecimiento de bacterias. Se considera que esta actividad contra organismos patógenos se debe a que los iones de plata tienen especial preferencia por coordinarse a grupos tiolados de enzimas fundamentales para el funcionamiento y crecimiento bacteriano.^[4]

No podría concluirse esta reseña sin destacar que la plata, o su equivalente en latín *argentum*, es el único caso de elemento químico que por sí mismo ha dado su nombre a un país, Argentina, que se sitúa en la región que Juan Díaz Solís y Sebastián Caboto denominaron Río de la Plata a principios del siglo XVI. Quizá para que un siglo después Calderón de la Barca encontrara inspiración en los lamentos iniciales de Segismundo, versos cumbre del teatro español: “nace el arroyo, culebra que entre flores se desata y apenas sierpe de plata [...]” (*La vida es sueño*, Jornada I - Escena II).

BIBLIOGRAFÍA

- [1] Silver, chemical element. Encyclopaedia Britannica, bit.ly/2rptLyJ, visitada el 30/12/2018.
- [2] D. C. Harris, *Análisis químico cuantitativo*, Reverté, Barcelona, 2007, pp. 315–316.
- [3] S. Sattar, R. J. Olsen, Writing with sunlight: recreating a historic experiment, *J. Chem. Educ.*, **2018**, *95*, 2006–2008.
- [4] S. L. Percival, J. Thomas, S. Linton, T. Okel, L. Corum, W. Sloane, The antimicrobial efficacy of silver on antibiotic-resistant bacteria isolated from burn wounds, *Int. Wound. J.*, **2012**, *9*, 488–493.

ANTONIO JOSÉ SÁNCHEZ ARROYO
Colegio Virgen de Atocha de Madrid – Fundación Educativa
Santo Domingo (FESD), Madrid
aj.sanchez.ato@fesd.es

Z = 48, cadmio, Cd

El elemento presente en las baterías

CE: [Kr] 4d¹⁰5s²; PAE: 112,41; PF: 321,1 °C; PE: 765 °C; densidad: 8,65 g/cm³; χ (Pauling): 1,69; EO: -2, +1, +2; isótopos más estables: ¹¹⁰Cd, ¹¹¹Cd, ¹¹²Cd, ¹¹³Cd, ¹¹⁴Cd, ¹¹⁶Cd; año de aislamiento: 1817 (Friedrich Stromeyer, Alemania).

El cadmio (*cadmiun* según la IUPAC) es un metal de color blanco con tonalidad azulada, dúctil y maleable (Figura 1).^[1] En 1817 fue descubierto por Friedrich Stromeyer en una muestra de carbonato de zinc (calamina) y le otorgó el nombre en latín *cadmia*, al encontrarlo en el mineral calamina.^[2] Ese mismo año Karl Samuel Leberecht Hermann y Johann Christoph Heinrich Roloff encontraron cadmio en una muestra de óxido de zinc.

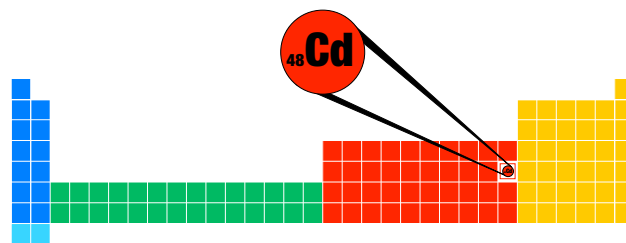
El isótopo ¹¹³Cd se encuentra en la naturaleza con una abundancia de 12,2 % y emite radiación β con una vida media de 9×10^5 años. En varias ediciones estuvo en el libro Guinness de los récords como el isótopo conocido con una vida media más larga.^[2]

El cadmio está presente en el mineral *greenockita* como sulfuro de cadmio y se encuentra en pequeña proporción en los minerales de zinc como la esfalerita [(ZnFe)S]. La mayor parte de la producción de cadmio procede como producto secundario del proceso de obtención de zinc y una pequeña parte proviene del proceso de producción de plomo.

La química del cadmio y del zinc es muy similar, pero distinta a la del otro elemento del grupo 12, el mercurio. Cadmio y zinc reaccionan con ácidos no oxidantes formando los iones divalentes con desprendimiento de hidrógeno y con oxígeno mediante calentamiento para formar los correspondientes óxidos. De hecho, la toxicidad del cadmio está relacionada con sustitución de Zn, que se encuentra enlazado en varias enzimas, y provoca que la enzima pierda su actividad. El cadmio se acumula en vasos sanguíneos, riñones e hígado y, por ello, la intoxicación crónica está asociada a obstrucción de vías respiratorias, insuficiencia renal e inmunosupresión.^[3] Además, la Organización Mundial de la Salud ha clasificado al cadmio como carcinógeno para los seres humanos.^[4] Las distintas fuentes de intoxicación se encuentran en el humo de los cigarrillos, la comida, el aire, el suelo y en el agua.

El *amarillo de cadmio* (sulfuro de cadmio) ha sido muy utilizado como pigmento en cerámicas y pinturas, como fue el caso de los impresionistas. En palabras de Monet: "Uso blanco de plomo, amarillo cadmio, bermellón, amarillo dorado, azul cobalto, verde cromo".^[5] El sulfuro de cadmio también se utiliza en células fotovoltaicas, al igual que el telururo de cadmio.^[6]

Una de las aplicaciones más conocidas del cadmio es su empleo en baterías de níquel-cadmio de uso industrial o doméstico. Estas baterías están formadas por un electrodo de cadmio (cátodo), otro de hidróxido-óxido de níquel que actúa como ánodo, y un electrolito alcalino, como hidróxido de potasio. Las baterías de Ni-Cd se están reemplazando por baterías de níquel-hidruro metálico (NiMH) en pequeños dispositivos electrónicos como ordenadores



portátiles y móviles. Esto es debido no sólo a la toxicidad del cadmio, sino a la mayor capacidad de almacenamiento y a una mayor densidad de energía de las baterías de NiMH frente a las baterías Ni-Cd, operando al mismo voltaje.

En las industrias aeroespacial y aeronáutica también se usa el cadmio para el recubrimiento de superficies de hierro y acero, por ser un eficaz protector contra la corrosión. Así, el cadmio se encuentra presente en tuercas de seguridad, tornillos y algunos componentes de trenes de aterrizaje. En los últimos años se están investigando alternativas como deposición de aluminio^[7] o deposiciones de zinc-níquel,^[8] sobre acero 4340.



Figura 1. Una barra de cristal de cadmio (pureza 99,999 %) obtenida por el proceso de flujo y un cubo de 1 cm³ de cadmio^[1]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] Fotografía de Alchemist-hp, www.pse-mendelejew.de, fecha: 31 de octubre 2010.
- [2] P. Enghag, *Encyclopedia of the elements*, Wiley-VCH Verlag GmbH & Co. KGaA, Weinheim, 2004, pp. 781–783.
- [3] R. R. Crichton, *Biological inorganic chemistry, An introduction*, Elsevier B.V., Amsterdam, 2008, pp. 346–347.
- [4] International Programme on Chemical Safety, Cadmium, <https://bit.ly/2VyXG42>, visitada el 29/1/2019.
- [5] T. Gray, *Los elementos*, Larousse Editorial, 2011, p. 117.
- [6] J. M. Burst, J. N. Duenow, D. S. Albin, E. Colegrove, M. O. Reese, J. A. Aguiar, C. S. Jiang, M. K. Patel, M. M. Al-Jassim, D. Kuciauskas, S. Swain, T. Ablekim, K. G. Lynn, W. K. Metzger, CdTe solar cells with open-circuit voltage breaking the 1V barrier, *Nature Energy*, **2016**, *1*, 16015.
- [7] A. Agüero, J. C. del Hoyo, J. García de Blas, M. García, M. Gutiérrez, L. Madueño, S. Ulargui, Aluminum slurry coatings to replace cadmium for aeronautic applications, *Surface and Coatings Technology*, **2012**, *213*, 229–238.
- [8] A. Conde, M. A. Arenas, J. J. de Damborenea, Electrodeposition of Zn–Ni coatings as Cd replacement for corrosion protection of high strength steel, *Corrosion Science*, **2011**, *53*, 1489–1497.

YOLANDA PÉREZ CORTÉS
Sección Territorial de Madrid de la RSEQ
Universidad Rey Juan Carlos
yolanda.cortes@urjc.es

Z = 49, indio, In

El metal de la pantalla del móvil

CE: [Kr] 4d¹⁰5s²5p¹; PAE: 144,82; PF: 157 °C; PE: 2072 °C; densidad: 7,31 g/cm³; χ (Pauling): 1,78; EO: -5, -2, -1, 0, +1, +2, +3; isótopos más estables: ¹¹³In (4,3 %), ¹¹⁵In (95,7 %); año de aislamiento: 1867 (Hieronymus Theodor Richter, Friburgo, Alemania).

El indio fue identificado en 1863 por los químicos alemanes Ferdinand Reich y Hieronymus Theodor Richter cuando buscaban trazas de talio (un elemento que se acababa de descubrir) en minerales de zinc mediante análisis espectrográfico. Encontraron una nueva línea de color índigo que atribuyeron a un nuevo elemento, al que llamaron indio debido al color de dicha línea espectral (realmente, el color característico sólo fue detectado por Richter, ya que Reich padecía daltonismo). Finalmente, Richter logró aislarlo en el año 1867.^[1]

La abundancia del indio en la corteza terrestre es similar a la de la plata (~0,05 ppm). El indio y sus compuestos se encuentran siempre como acompañamiento en minerales de otros metales, principalmente sulfuros de cinc, y sus únicas fuentes proceden de la extracción de ellos y posterior purificación por electrólisis. El indio es un metal dúctil con brillo metálico, un punto de fusión relativamente bajo (157 °C), que no se oxida fácilmente al aire o con el agua y con una aparente baja toxicidad (Figura 1). Hasta el primer cuarto del siglo xx, fue un metal meramente anecdótico del que sólo existían unos pocos gramos. Debido a su bajo punto de fusión y a sus características físicas, a partir de la Segunda Guerra Mundial fue empleado como recubrimiento de cojinetes en motores de aviación. Actualmente, se usa en reactores nucleares (como elemento de absorción de neutrones) y en soldadura (aleaciones con bajo punto de fusión).

Además, la demanda de indio se ha incrementado en los últimos treinta años debido a las aplicaciones del óxido de indio y estaño (ITO, de sus siglas en inglés). El ITO es un óxido mixto compuesto por In₂O₃ (90 % en peso) y SnO₂ (10 %) cuya fabricación representa el 90 % de la producción mundial de indio. Es un material transparente, con un espectro de absorción que coincide con el del vidrio, y conduce la electricidad. Estas propiedades lo hacen útil como recubrimiento en pantallas táctiles, dispositivos electroluminiscentes, células solares, LEDs, etc. Todas estas aplicaciones han convertido al indio en un metal estratégico cuya producción mundial está liderada por China, Corea del Sur y Japón (unas 450 toneladas en 2016). Las reservas mundiales de indio son inciertas al presentarse siempre como subproducto en menas de otros metales, aunque se estima que podría agotarse en menos de 50 años. Este hecho ha dado relevancia a los procesos de reciclaje del metal y actualmente esta producción secundaria representa una cantidad comparable a la obtenida mediante extracción de las fuentes.^[2]

La química estructural del indio es muy rica, principalmente la asociada a los compuestos de In³⁺, mientras que los estudios de compuestos con otros estados de oxidación son más recientes y limitados. También tienen gran inte-

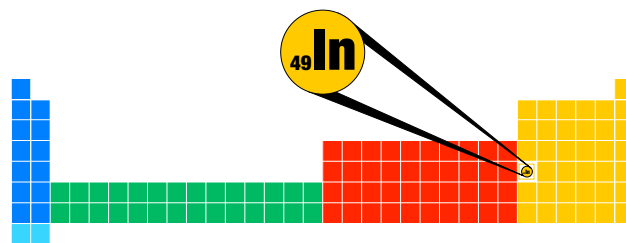


Figura 1. Pieza de indio recién cortada. Se observan el brillo metálico y las marcas de los instrumentos empleados para el corte, indicativas de la ductilidad del metal

res los compuestos con enlace In–In y los clústeres de indio. La combinación de indio con elementos del grupo 15 conduce a materiales semiconductores que se emplean en fibras ópticas y LEDs.^[3] En el campo de la química orgánica el indio ha despertado gran interés desde finales del siglo xx, cuando se desarrollaron las reacciones de alilación de compuestos carbonílicos con In⁰, que pueden realizarse en medio acuoso debido a la estabilidad del metal en este medio. Posteriormente, se empleó en otros procesos, como reacciones de reducción y radicalarias. El In⁺ tiene pocas aplicaciones debido a su fácil oxidación. Sin embargo, las sales de In³⁺ se utilizan como ácidos de Lewis en procesos de activación σ y, más recientemente, en la activación de especies insaturadas (activación π).^[4] La química organometálica del indio está asociada a procesos de alilación y similares, así como en la aplicación de los organometálicos de indio(III) en reacciones catalizadas por metales de transición, un campo donde este metal se ha mostrado como una herramienta útil y versátil.^[5]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] M. E. Weeks, The discovery of the Elements. XIII. Some spectroscopic discoveries, *J. Chem. Ed.*, **1932**, 9, 1413–1434.
- [2] P. Fröhlich, T. Lorenz, G. Martin, B. Brett, M. Bertau, Valuable metals–recovery processes, current trends, and recycling strategies, *Angew. Chem. Int. Ed.*, **2017**, 56, 2544–2580.
- [3] S. Aldridge, A. J. Downs, Eds., *The Group 13 metals Aluminium, Gallium, Indium and Thallium: Chemical patterns and peculiarities*, Wiley, Chichester, Reino Unido, 2011.
- [4] J. Pérez Sestelo, L. A. Sarandeses, M. M. Martínez, L. Alonso-Marañón, Indium(III) as π -acid catalyst for the electrophilic activation of carbon–carbon unsaturated systems, *Org. Biomol. Chem.*, **2018**, 16, 5733–5747.
- [5] Z. L. Shen, S. Y. Wang, Y. K. Chok, Y. H. Xu, T. P. Loh, Organotin reagents: the preparation and application in organic synthesis, *Chem. Rev.*, **2013**, 113, 271–401.

LUIS A. SARANDESSES
Departamento de Química
Universidade da Coruña
luis.sarandeses@udc.es

Z = 50, estaño, Sn

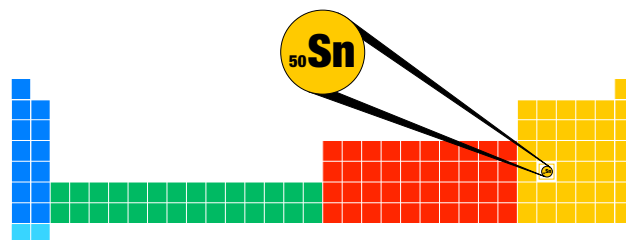
El elemento que inició la aleación de metales

CE: [Kr] 4d¹⁰5s²5p²; PAE: 118,71; PF: 231,9 °C; PE: 2602 °C; densidad: 5,769 g/cm³ (α) y 7,265 (β) g/cm³; χ (Pauling): 1,95; EO: -4, -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4; isótopos estables: ¹¹²Sn, ¹¹⁴Sn, ¹¹⁵Sn, ¹¹⁶Sn, ¹¹⁷Sn, ¹¹⁸Sn, ¹¹⁹Sn, ¹²⁰Sn, ¹²²Sn, ¹²⁴Sn; año de aislamiento: aprox. 3000 a. C. (da lugar al comienzo de la Edad del Bronce).

El estaño es uno de los elementos conocidos desde la antigüedad, su explotación comenzó en torno al 3000 a. C. dando inicio a la Edad del Bronce al descubrirse que mejoraba las propiedades del cobre al alearlo con él. Este hecho generó una extensa red de comercio de este metal que conectaba lugares tan distantes como las islas británicas y Galicia con el Oriente Medio.^[1] El estaño presenta cuatro formas alotrópicas (α, β, γ y σ) de las cuales la más común es la forma β, llamada estaño blanco, que cristaliza en el sistema tetragonal. En esta forma alotrópica, el estaño es blando, maleable, dúctil y de color plateado blancuzco (Figura 1).

Sin embargo, en el caso del estaño puro esta forma alotrópica transita a 13,2 °C hacia la forma α (estaño gris), con una estructura cúbica tipo diamante, que se caracteriza por su apariencia pulverulenta, color gris y carácter semiconductor. La presencia de impurezas de otros metales consigue reducir dicha transición por debajo de 0 °C o incluso eliminarla completamente en el caso de alearlo con Sb o Bi. Resultado de esta transición son muchas las anécdotas históricas como la denominada peste del estaño que afectaba durante los duros inviernos de la Europa central a los tubos de los órganos de las iglesias que terminaban pulverizados. También es conocido, aunque más controvertido, el caso de los botones de estaño de los soldados de Napoleón en su campaña rusa.

En la gran mayoría de sus compuestos se encuentra en los estados de oxidación II o IV.^[2] Se conocen todos los haluros del estaño en ambos estados de oxidación. Así, los haluros del estaño tetravalente son compuestos moleculares volátiles con la excepción del SnF₄ que es polimérico. Se dispone de los óxidos y calcogenuros del estaño en ambos estados de oxidación. El SnO₂ se forma al calentar el estaño en presencia de aire. Este óxido es anfótero y puede disolverse tanto en medios ácidos como básicos. También se conocen los estannatos con estructura [Sn(OH)₆]²⁻. El estannano (SnH₄) es inestable, pero los derivados organometálicos son más estables, adoptan una geometría tetraédrica a semejanza del carbono, suelen ser líquidos o sólidos incolores y son estables al aire y el agua. Algunos de estos organoestannanos son tóxicos y han sido utilizados como biocidas. Son bien conocidas las aleaciones del estaño con cobre: peltre (85-99 % en estaño) y bronce (12 % estaño). Algunos compuestos que forma el estaño con otros metales tienen una especial relevancia tecnológica, tal como el superconductor Nb₃Sn que presenta una temperatura crítica de 18 K y campo magnético crítico de 25 T y se usa comercialmente en las bobinas de los imanes superconductores. Otro ejemplo son los óxidos de indio y estaño (ITO) que son utilizados para realizar recubrimientos conductores y transparentes.



Tanto en la antigüedad como en la actualidad, el estaño se obtiene por reducción del mineral casiterita (SnO₂). La disponibilidad de este elemento en la naturaleza es limitada y su uso intensivo en equipamientos electrónicos puede generar futuros problemas de suministro. Es por ello que la recuperación del estaño de materiales desechados está adquiriendo cada vez más importancia. Los países con mayores reservas de estaño son: China (en torno al 30 % global), Indonesia, Brasil, Bolivia, Rusia, Perú, Malasia, Australia y Tailandia.^[2]

Su bajo punto de fusión (232 °C) y elevada moldeabilidad hace que sea fácil de trabajar para obtener objetos de gran detalle. Además, no pierde el brillo debido a que forma una capa protectora de óxido que evita el avance de la corrosión incluso en presencia de agua (aunque no en presencia de ácidos fuertes o álcalis). Es por ello que se utiliza para recubrir otros metales y protegerles así de la corrosión, como es el caso de las latas de conservas. De hecho, antes que se impusiera el moderno papel de aluminio, se empleaban y distribuían hojas finas de estaño. Por otro lado, estas características junto con su baja toxicidad lo convirtieron en uno de los materiales típicos, junto con el plomo que es más barato, aunque considerablemente más tóxico, para la fabricación de los célebres soldaditos de plomo ("tin soldiers" en inglés).

El estaño, debido a su bajo punto de fusión, es ampliamente utilizado en la soldadura de circuitos electrónicos y fontanería. Un último ejemplo, algo más trivial es en la producción de láminas planas de vidrio que se obtienen colocando el vidrio fundido sobre una superficie de estaño fundido en un recipiente grande y poco profundo para su enfriamiento.



Figura 1. Estaño de alta pureza (99,999 %) en sus formas alotrópicas β (estaño blanco, izq.) y α (estaño gris, der.)^[3]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] T. A. Wertime, *The beginnings of metallurgy: a new look*, Science, **1973**, 182(4115), 875-887.
- [2] N. N. Greenwood, A. Earnshaw, *Chemistry of Elements*, 2.ª ed., Butterworth-Heinemann, Oxford, 1997, pp. 367-405.
- [3] Fotografía de Alchemist-hp, www.pse-mendeleejew.de, fecha: 9 de marzo de 2005.

OSCAR CASTILLO GARCÍA
Sección Territorial del País Vasco de la RSEQ
Universidad del País Vasco / Euskal Herriko Unibertsitatea.
oscar.castillo@ehu.eus

Z = 51, antimonio, Sb

“Antimoneno”: su alótropo de marca España

CE: [Kr] 4d¹⁰5s²5p³; PAE: 121,76; PF: 631 °C; PE: 1587 °C; densidad: 6,697 g/cm³; χ (Pauling): 2,05; EO: -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5; isótopos más estables: ¹²¹Sb, ¹²³Sb; año de aislamiento: 3000 a. C.

Este elemento se ubica en el bloque “p” del sistema periódico dentro del grupo 15, también conocidos como elementos pnícógenos. Su símbolo químico Sb y su nombre derivan del *stibium*, el nombre en latín que se le dio al mineral que lo contiene de forma más abundante en la naturaleza, como estibina o antimonita, y que consiste en sulfuro de antimonio(III), Sb₂S₃. La estibina era ya utilizada como cosmético por los egipcios. Precisamente, es a partir de este mineral de donde se obtiene industrialmente. No obstante, se trata de un elemento poco abundante en la naturaleza (el antimonio ocupa el puesto 62 en orden de abundancia: 0,2 ppm).^[1,2]

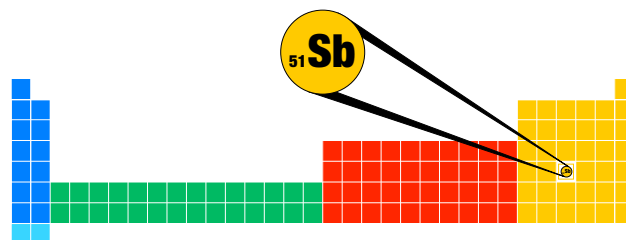
La química del antimonio se asemeja a la del arsénico, si bien es algo menos reactivo, es estable en condiciones ambientales, pero si se calienta en presencia de oxígeno forma el trióxido de antimonio, de fórmula Sb₂O₃. Esta especie es soluble en medio básico originando una serie de antimonitos. Ajustando las condiciones de reacción se puede llegar a oxidar hasta Sb₂O₄ y Sb₂O₅. También forma trihaluros, SbX₃, por oxidación directa con el correspondiente halógeno. Reacciona con facilidad con azufre para dar la especie Sb₂S₃, que como hemos señalado es la que tiene más presencia en la corteza terrestre. La oxidación a especies de estado de oxidación V es posible utilizando agentes oxidantes fuertes tales como HNO₃, agua regia, o H₂SO₄ concentrado.

La mayor parte del antimonio se usa para la fabricación de diversas aleaciones que se utilizan por ejemplo en la industria electrónica, baterías, revestimiento de cables y cojinetes antifricción. Aleado con plomo, al cual proporciona dureza, fue utilizado por Johannes Gutenberg para fabricar los primeros tipos móviles de la imprenta; esta aleación también se utiliza para fabricar balas.^[2] Una propiedad poco conocida de este elemento es el particular sonido que emite cuando los cristales se rompen y se producen deslizamientos entre ellos.

Como se observa en la Figura 1, el antimonio presenta brillo metálico y apariencia escamosa, de hecho, tiene una



Figura 1. Imagen de un cristal de antimonio (izda.) y un paso del proceso de exfoliación micromecánica que condujo al aislamiento del alótropo denominado “antimoneno” (dcha).^[4]



buena conductividad eléctrica (2,5·10⁶ S·cm⁻¹). El compuesto más importante desde un punto de vista industrial es el trióxido de antimonio(III), dado que es el de mayor número de aplicaciones. Así, principalmente se utiliza como retardante de llama, catalizador para la producción de poliéster y en ciertos pigmentos.^[2]

De sus cuatro alótropos conocidos, uno metálico estable y tres formas metaestables (explosivo, negro y amarillo), destacan dos: la molécula tetraédrica Sb₄, conocida como forma amarilla, y la forma gris metálica, que es la más estable. Esta última cristaliza en capas originando una estructura romboédrica, denominada también como α -Sb. Precisamente es desde el α -Sb de donde, recientemente,^[3] se ha aislado el último alótropo descrito de este elemento. Se trata del denominado “antimoneno”, un alótropo que consiste en una estructura basada en una única lámina de α -Sb, por lo tanto, su espesor corresponde prácticamente a un único átomo. Es un alótropo conceptualmente análogo al grafeno, si bien en el caso del antimoneno la lámina no es perfectamente plana, sino que los átomos tricoordinados de Sb se encuentran alternados proporcionando cierta rugosidad. Se ha aislado mediante exfoliación micromecánica utilizando como material de partida el cristal de antimonio y una cinta adhesiva (Figura 1).

El interés que presenta este alótropo es considerable dado que numerosos cálculos teóricos predicen propiedades extraordinarias y potenciales aplicaciones en la industria micro-/nano-(opto)electrónica así como otras en aplicaciones biomédicas.^[4] En particular, se espera que tenga semiconductividad y, por lo tanto, se pueda utilizar para fabricar transistores bidimensionales de espesor monoatómico, representado una alternativa al grafeno (no apto para la fabricación de transistores por ser conductor).

No obstante, hay que mencionar que este elemento y alguno de sus compuestos, principalmente en estado de oxidación +3, son considerados potencialmente tóxicos y cancerígenos.^[2]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] N. N. Greenwood, A. Earnshaw, *Chemistry of the elements*, 2.^a Ed., Butterworth Heineman, Oxford, 1997.
- [2] C. Hansell, All manner of Antimony, *Nat. Chem.*, **2015**, 7, 88.
- [3] P. Ares, F. Aguilar-Galindo, D. Rodríguez-San-Miguel, D. A. Aldave, S. Díaz-Tendero, M. Alcamí, F. Martín, J. Gómez-Herrero, F. Zamora, Isolation of highly stable few-layer antimonene under ambient conditions, *Adv. Mater.*, **2016**, 28, 6332–6336.
- [4] P. Ares, J. J. Palacios, G. Abellan, J. Gómez-Herrero, F. Zamora, Recent progress on antimonene: A new bidimensional material, *Adv. Mater.*, **2018**, 30, 1703771.

FÉLIX ZAMORA
Universidad Autónoma de Madrid
Sección Territorial de Madrid de la RSEQ
felix.zamora@uam.es

Z = 52, telurio, Te

Un calcógeno en extinción

CE: [Kr] 4d¹⁰5s²5p⁴; PAE: 127,60; PF: 450 °C; PE: 988 °C; densidad: 6,2 g/cm³; χ (Pauling): 2,10; EO: -2, -1, +1, +2, +3, +4, +5, +6; isótopos más estables: ¹²⁰Te, ¹²⁸Te, ¹³⁰Te; año de descubrimiento: 1782 (Franz Joseph Muller von Reichstein, Transilvania, Rumanía).

El telurio (*tellurium* en inglés, según la IUPAC) fue descubierto por el ingeniero de minas y mineralogista austriaco Franz Joseph Muller von Reichstein en 1782, cuando analizaba una extraña mena de oro, de la que sospechaba que contenía bismuto o antimonio (aunque en realidad se trataba de AuTe₂). Muller descartó estos elementos, e identificó la presencia de uno nuevo desconocido hasta el momento, al que llamaría *metallum problematicum* o *aurum paradoxum*. El nombre telurio (del latín *tellus*, que significa tierra) se lo otorgó otro químico austriaco, Martin Heinrich Klaproth, quien aisló por vez primera este elemento y fue también el descubridor de circonio, cerio y uranio.^[1]

Hoy en día, la extracción exclusiva de telurio a partir de menas minerales no es económicamente viable y, por tanto, generalmente, se obtiene como producto secundario en otros procesos.^[2] Su principal fuente de producción son los lodos anódicos formados durante el refinado electrolítico de cobre, siendo los mismos ricos en diversos elementos de interés (oro, plata, telurio, selenio...). El telurio en estos lodos se encuentra, por lo general, en forma de telururos de metales nobles, los cuales son sometidos a un proceso de tostación en presencia de carbonato de sodio. Este proceso permite reducir el metal noble y obtener al mismo tiempo Na₂TeO₃. A partir de esta última sal se produce el TeO₂ que, posteriormente, es reducido a su forma elemental. En la actualidad, los principales productores de telurio refinado, en toneladas por año, son China (210 t), Estados Unidos (50 t), Rusia (40 t), Suecia (39 t), Japón (28 t) y Canadá (18 t).^[3] Es un metal escaso en la corteza terrestre (*ca.* 1 ppb) y existe un grave riesgo de abastecimiento en los próximos 100 años.^[4]

El telurio es un metaloide de color blanco-plateado, con lustre metálico y quebradizo (Figura 1).^[5] Algunas de las formas minerales más habituales del telurio son la calaverita (AuTe₂), la silvanita [(Ag,Au)Te₂] y la telurita (TeO₂), aunque ocasionalmente puede también encontrarse en su forma elemental a modo incrustación en otros minerales. El telurio no tiene una función biológica reconocida y, de hecho, se identifica como sustancia tóxica, teratógena y sensibilizante.^[6]

La química del telurio se asemeja a la de otros elementos de su grupo (azufre, selenio y polonio).^[2] Al igual que las formas alotrópicas que caracterizan al azufre, el telurio exhibe cierta tendencia a formar cadenas, siendo capaz de generar cationes y aniones poliatómicos de fórmula Te_x²⁺ y Te_x²⁻. En su forma elemental, se oxida con facilidad si se expone al agua y ambientes ligeramente ácidos. Sus estados de oxidación más habituales son -2, +2, +4 y +6. Como otros calcógenos, es capaz de formar compuestos binarios con elementos más electropositivos, como, por ejemplo, H₂Te y

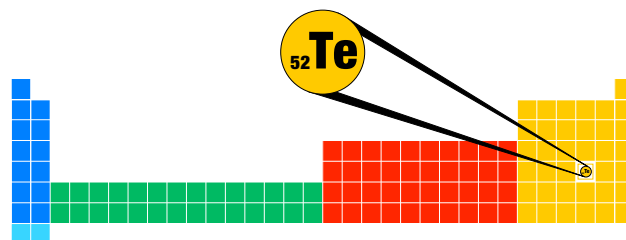


Figura 1. Cristal de telurio ultrapuro (longitud *ca.* 2 cm)^[5]

CdTe. Empleando sus estados de oxidación positivos, puede formar haluros (TeF₄, TeF₅), oxohaluros (Te₂F₁₀O) y pseudo-haluros (TeCN). Sus combinaciones más estables con el oxígeno son TeO₂ y TeO₃, mientras que el primero de los óxidos tiene un comportamiento anfótero, el segundo destaca por su fuerte carácter oxidante. Su forma ácida más conocida es el H₂TeO₃, que presenta constantes de disociación relativamente bajas.

El uso principal de este elemento se circunscribe a la industria metalúrgica y, concretamente, se emplea en aleaciones de cobre y acero para hacerlas más fácilmente mecanizables. El telurio, al igual que el selenio, es un semiconductor que puede ser dopado con plata, oro, cobre o estaño para su uso en dispositivos electrónicos. Es también empleado en la vulcanización del caucho, en tinturas de vidrio y cerámica, en películas delgadas para células solares, en CDs y DVDs regrabables y en ventanas ópticas.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] D. N. Trifonov, V. D. Trifonov, *Cómo fueron descubiertos los elementos químicos*, Editorial MIR, 1984, pp. 68–70.
- [2] N. N. Greenwood, A. Earnshaw, *Chemistry of the elements*, 2.ª edición, Pergamon Press, Oxford, 1998, pp. 747–787.
- [3] T. J. Brown, N. E. Idoine, E. R. Raycraft, S. F. Hobbs, P. Everett, E. A. Deady, T. Bide, *World mineral production 2012-2016*, Editorial British Geological Survey, 2018, p. 74.
- [4] Element Scarcity - EuChemS Periodic Table, bit.ly/2Dpwa55, visitada el 22/02/2019.
- [5] Fotografía de Dschwen, commons.wikimedia.org, fecha: 5 de enero de 2006.
- [6] Agencia Europea de Sustancias y Mezclas Químicas, echa.europa.eu/, visitada el 22/02/2019.

GARIKOITZ BEOBIDE PACHECO
Departamento de Química Inorgánica
Universidad del País Vasco/Euskal Herriko Unibertsitatea
(UPV/EHU)
garikoitz.beobide@ehu.es

Z = 53, yodo, I

El elemento químico del vapor violeta

CE: [Kr] 4d¹⁰5s²5p⁵; PAE: 126,90; PF: 113,7 °C; PE: 184,3 °C; densidad: 4,9 g/cm³; χ (Pauling): 2,66; EO: -1, 0, +1, +3, +4, +5, +6, +7; isótopos más estables: ¹²⁷I, ¹²⁹I; año de aislamiento: 1811 (Bernard Courtois, París, Francia).

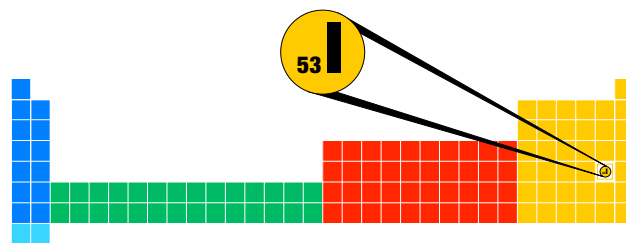
El yodo (*iodine* según la IUPAC) fue descubierto en 1811 por el químico francés Bernard Courtois cuando investigaba los restos acidificados de algas calcinadas. Advirtió su característico vapor púrpura y su precipitación en cristales oscuros sobre una superficie fría. Sus observaciones fueron continuadas por Gay-Laussac –quien sugirió el nombre “iode”, de la palabra griega *ιοειδής* (violeta), debido al vapor característico– y por Davy, quien notó la similitud del yodo con el cloro.^[1]

Aunque la concentración de yodo en el agua de mar es baja (0,05 mg/l), las algas captan enzimáticamente el yodo y lo concentran en un factor de 10³-10⁴. La mayor parte es acumulado como yoduro, triyoduro y yodato. El propio Courtois fue el primero en fabricar tanto yodo de alta calidad como sus sales a partir de 1822. Hoy en día, la principal producción de yodo se encuentra en Chile y Japón. La producción industrial en Chile utiliza roca caliche, que contiene entre un 0,02 % y un 1 % de yodo, el cual se extrae como yodato de sodio. Por otro lado, la producción en Chiba, Japón, se basa en la extracción de soluciones de salmuera ricas en yodo seguido por su oxidación con cloro.^[2,3]

El yodo es el más pesado entre los halógenos estables y el único que es sólido a temperatura ambiente. Se sublima fácilmente para generar un particular gas púrpura (Figura 1). Por sí mismo, tiene características de un metal, pero reacciona fácilmente con la mayoría de los otros elementos dando lugar a los correspondientes yoduros. El yodo da lugar a una rica familia de compuestos siendo capaz de aparecer en los estados de oxidación -1, 0, +1, +3, +5, +6 y +7.^[2,4] Un valioso reactivo de yodo(I) fue inventado en España y se conoce como *reactivo de Barluenga*.^[5] Recientemente, los derivados polivalentes de yodo(III) y yodo(V) han suscitado aplicaciones novedosas en la química orgánica sintética. Como resultado, los compuestos de yodo son considerados como una importante clase de oxidantes sostenibles,



Figura 1. Yodo: vapor característico, yodo cristalino y solución de yodo en diclorometano. Composición del autor



además de haber visto extendido su uso a catálisis. Actualmente, el yodo ha sido el principal actor en el área emergente de los enlaces de halógeno,^[6] un concepto que ya ha recibido atención en el diseño farmacéutico y de cristales líquidos de última generación.

Otra reciente aplicación innovadora hace referencia a las sales de diariliodonio como generadoras de ácido para impresoras 3D fotolitográficas. El yodo es un actor indispensable en la vida actual y en aspectos médicos claves en las sociedades modernas. Los radioisótopos de yodo distintos de 127 y 129 tienen una vida media corta de menos de un día. Por ello, algunos de dichos isótopos tienen aplicaciones médicas relacionadas con la glándula tiroides, donde se almacena y concentra el yodo que entra en el cuerpo. El ¹²³I se utiliza en imágenes de medicina nuclear, que incluyen tomografías computarizadas por emisión de fotón único (SPECT) y de rayos X, mientras que el ¹²⁵I tiene usos en ensayos biológicos, imágenes de medicina nuclear y tratamiento del cáncer de próstata, melanomas uveales y tumores cerebrales. Adicionalmente, aplicaciones importantes de isótopos estables de yodo comprenden agentes antimicrobianos (*betadine*), productos farmacéuticos y herbicidas. En estos últimos, el yodo está presente en forma de arilyoduros, los cuales también se encuentran en numerosos compuestos marinos de interés biológico.

Además, el yodo representa la base molecular de materiales electrónicos e informáticos. Los mejores ejemplos son los polarizadores LCD/LED, en los que se utiliza yodo como dopante para el polarizador, componente que actúa como “interruptor” de las pantallas. Entre las aplicaciones industriales más conocidas, el yodo forma parte de sistemas catalíticos como la producción química a gran escala, como los procesos *Monsanto* y *Cativa*. Como componente en baterías, su función más destacada es como parte de la batería de yoduro de litio, la cual es usada en los marcapasos por su seguridad y larga duración.

Debido a su importancia como materia prima a nivel mundial, existen industrias especializadas que desarrollan metodologías innovadoras para su reciclaje.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] a) B. Courtois, *Ann. Chim.*, **1813**, 88, 304–310; b) J. Gay-Lussac, *Ann. Chim.*, **1813**, 88, 311–318.
- [2] T. Kaiho (ed.), *Iodine chemistry and applications*, Wiley, Nueva York, 2015.
- [3] T. Kaiho, *Iodine made simple*, CRC Press, Boca Ratón, EE. UU., 2017.
- [4] F. C. Küpper *et al.*, *Angew. Chem. Int. Ed.*, **2011**, 50, 11598–11620.
- [5] J. Barluenga, *Pure Appl. Chem.*, **1999**, 71, 431–436.
- [6] G. Cavallo *et al.*, *Chem. Rev.*, **2016**, 116, 2478–2601.

KILIAN MUÑIZ

Grupo Especializado de Química Orgánica, RSEQ.
Instituto Catalán de Investigación Química / ICREA.

kmuniz@icqi.es

Z = 54, xenón, Xe

El extraño gas noble enfrentado a la aristocracia

CE: [Kr] 4d¹⁰5s²5p⁶; PAE: 131,29; PF: -111,7 °C; PE: -108,1 °C; densidad (gas, a 1 atm y 0 °C): 5,86 g/L; χ (Pauling): 2,6; EO: 0, +1, +2, +4, +6, +8; isótopos más estables: ¹²⁹Xe, ¹³¹Xe, ¹³²Xe, ¹³⁴Xe; año de aislamiento: 1898 (sir William Ramsay y Morris Travers, Londres, Inglaterra).

El xenón (*xenon*, del griego ξένος [xenos] que significa extraño, raro) es un gas noble aislado en 1898 por los científicos británicos sir William Ramsay (premio Nobel de Química en 1904) y Morris Travers en los residuos obtenidos al evaporar los componentes del aire líquido.^[1] Presente a nivel de traza en la atmósfera terrestre (87 ± 1 nL/L), este gas no-inflamable, incoloro e inodoro se obtiene comercialmente como subproducto de la separación del aire licuado en O₂ y N₂ mediante destilación fraccionada. Se estima que en 2017 se produjeron un total de 16.500 m³ con un precio muy superior al de los demás gases nobles (Xe: 10 €/L; Kr: 1 €/L; Ne: 0,2 €/L; Ar: <0,1 €/L) debido a su escasez (de 1 a 6 órdenes de magnitud más escaso que los gases nobles más ligeros).^[2] En la naturaleza existen 8 isótopos estables (^AXe, A = 124, 126, 128–132 y 134), y se han llegado a estudiar 40 isótopos inestables distintos. De estos últimos cabe mencionar: i) su uso como marcadores para datar meteoritos y relacionarlos con la formación del sistema solar y ii) la importancia que tuvo el ¹³⁵Xe como principal fuente de veneno nuclear en el desastre de Chernóbil.

En cuanto a su química, aunque es inerte frente a la mayor parte de las reacciones habituales, al igual que los demás gases nobles, el Xe[PtF₆] preparado por Bartlett en 1962 representa el primer ejemplo de un compuesto formado por un gas noble, evidenciando que la reactividad química de los gases nobles es baja pero no nula. Forma más de 100 compuestos distintos cuando se combina con elementos electronegativos como el flúor o el oxígeno. De forma ocasional, también puede formar enlaces covalentes con el carbono o el nitrógeno, y tal y como demuestra la especie AuXe₄²⁺ es capaz de coordinarse a iones metálicos. El Xe adopta estados de oxidación +2, +4 y +6 en sus diversos fluoruros, siendo el XeF₂ uno de los compuestos de xenón más estables. Este último está disponible comercialmente y se emplea para litografiar microprocesadores de silicio o en la síntesis del 5-fluorouracilo, un medicamento popular para tratar ciertos tipos de cáncer. Los estados de oxidación en los óxidos más habituales son +4, +6 y +8, siendo los dos últimos fuertes agentes oxidantes y explosivos. La disolución del XeO₃ en una base da lugar a su desproporción para formar el oxoanión estable XeO₄⁶⁻ denominado perxenato.^[3]

Cuando se examina un tubo de descarga lleno de Xe, se observa una emisión azul intensa que se extiende hasta el ultravioleta cercano (Figura 1). Por ello, no solo se emplea en los faros de algunos automóviles, proyectores de cine y flashes de cámaras fotográficas, sino también en fotocopiadoras, impresoras, sistemas de bronceado, láseres de rubí o lámparas bactericidas para la preparación y procesado de alimentos. Sin embargo, alrededor del 15 % de su producción mundial se dirige a su uso como anestésico general debido a la escasez de efectos secundarios que este produce. La polarizabilidad del xenón (4 Å³ por los 0,2 Å³ del He) contribuye a su afinidad por los huecos hidrofóbicos

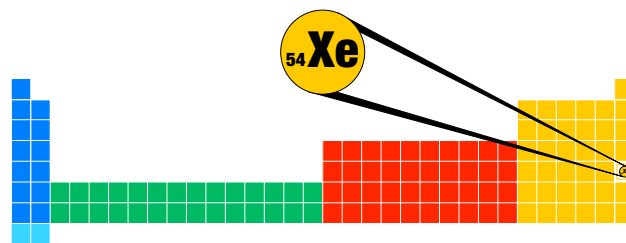


Figura 1. Tubo de descarga lleno de Xe puro^[5]

de las proteínas, hecho relevante no solo para la cristalografía de las mismas, sino también para su uso como sedante. En 1939, Behnke observó que el Xe generaba cierto “estado de embriaguez” en los buzos que practicaban buceo profundo, pero no fue hasta 2007 cuando se comercializó el primer anestésico basado en este elemento (LENOXe). El isótopo radioactivo ¹³³Xe (t_{1/2} = 5,25 días) se produce en reactores nucleares para su posterior uso en tomografías de emisión fotónica (PET) que permiten examinar corazones, hígados y cerebros.^[4]

Entre sus aplicaciones más novedosas se encuentran los motores de propulsión de iones de xenón para viajes espaciales. En 2007, la nave espacial Dawn lanzada por la NASA, cuyo objetivo era analizar la superficie de los asteroides Vesta y Ceres, iba equipada con un motor tipo XIPS en el que átomos de Xe ionizados y acelerados alcanzaban velocidades cercanas a 106 km/h. Se ha comprobado que la tecnología XIPS es capaz de alargar la durabilidad de un satélite de televisión en órbita durante más de 25 años.^[6]

En resumen, mediante su oxidación y/o coordinación, el xenón muestra una versatilidad y aplicabilidad superior a la de los demás gases nobles y parece que este campo aún se encuentra en ciernes.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] Xenon, Periodic table, Royal Society of Chemistry, rsc.li/1jrd3AB, visitada el 15/02/2019.
- [2] Xenon gas market: Global industry trends, share, size, growth, opportunity and forecast 2018-2023, bit.ly/2R7mPFz, visitada el 15/02/2019.
- [3] F. A. Cotton, G. Wilkinson, C. A. Murillo, M. Bochmann. *Advanced inorganic chemistry*, 6.ª Ed., Wiley, Nueva York, 1999.
- [4] I. Dmochowski, Xenon out of its shell, *Nature Chem.*, **2009**, *1*, 250–250.
- [5] Xenon, Novaelements, bit.ly/2U4btT8, visitada el 15/02/2019.
- [6] V. K. Rawlin, M. J. Patterson, R. P. Gruber, Xenon ion propulsion for orbit transfer, *NASA/TM*, **1990**, *AIAA-90-2527*.

BENAT ARTETXE ARRETXE
Departamento de Química Inorgánica, Facultad de Ciencia y
Tecnología, Universidad del País Vasco, UPV/EHU
benat.artetxe@ehu.es

Z = 55, cesio, Cs

El elemento que define el tiempo (y el espacio) en la era atómica

CE: [Xe] 6s¹; PAE: 132,91; PF: 28,5 °C; PE: 671 °C; densidad: 1,93 g/cm³; χ (Pauling): 0,79; EO: -1, 0, +1; único isótopo natural: ¹³³Cs; año de descubrimiento: 1860 (Robert Bunsen y Gustav Kirchhoff, Heidelberg, Alemania).

El cesio (*caesium* en inglés según la IUPAC) fue descubierto por el químico Robert Bunsen y el físico Gustav Kirchhoff a partir del estudio espectroscópico de minerales. Como pioneros en la espectroscopia de llama (en mechero Bunsen), descubrieron dos líneas azules inesperadas, en el análisis de agua mineral que contenía litio, sodio, potasio, calcio y estroncio. Ninguna sustancia conocida tenía este espectro, y propusieron el nombre de *caesius* (Cs), que es el que en la antigüedad se daba al color azul brillante de la parte más alta del firmamento.^[1]

A pesar de muchos intentos, Bunsen no fue capaz de aislar el Cs metálico (aunque sí aisló el Rb, descubierto al mismo tiempo), pero preparó varias sales del elemento, como el carbonato. En 1862, Carl Setterberg consiguió obtener Cs metálico por electrodeposición a partir de una disolución de una mezcla de cianuro de cesio y bario.^[1]

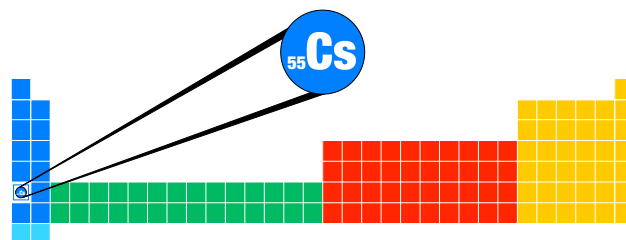
El cesio es el elemento estable más electropositivo de toda la tabla periódica. Es un metal blando de color dorado brillante (Figura 1). Funde a tan sólo 28 °C y su reactividad es la típica y extrema de los metales alcalinos.

¹³³Cs es el único isótopo natural. Se puede encontrar sustituyendo a otros cationes alcalinos en varios minerales, como la avogradita, (K,Cs)BF₄, pero su única fuente de extracción comercial es la pollucita, (Cs,Na)₂(Al₂Si₄O₁₂)·2H₂O.^[2] Al nivel de consumo actual, hay reservas de mineral para varios miles de años, casi exclusivamente concentradas en Canadá. El cesio se extrae de la pollucita por varios métodos, siendo la digestión ácida el más utilizado. Durante este proceso, la pollucita se digiere en ácido concentrado (por ejemplo, HCl) a alta temperatura, obteniéndose CsCl como producto principal. El Cs metal se obtiene por reducción del haluro con calcio o bario entre 700 y 800 °C, donde el Cs metal se recoge puro mediante destilación.

Se conocen más 30 radioisótopos artificiales, todos ellos producto de reacciones de fisión nuclear, en armas o reactores nucleares. Estos isótopos aparecen en la atmósfera a partir



Figura 1. Muestra policristalina de Cs elemental en Ar^[4]



de 1945, con el inicio de las pruebas nucleares. La mayoría tienen vidas medias de menos de dos semanas, salvo ¹³⁴Cs (2,1 años), ¹³⁵Cs (2,3 millones de años), y el radioisótopo más habitual ¹³⁷Cs (30 años). Dada su alta solubilidad en agua, el ¹³⁷Cs es uno de los contaminantes radiactivos más peligrosos en zonas de catástrofe, como Chernóbil o Fukushima, alcanzando alta penetración en la biosfera, y en la cadena trófica.^[3] En caso de contaminación, incluso ingestión, el remedio recomendado es la utilización de azul de Prusia como agente secuestrante, ya que atrapa selectivamente el cesio en los huecos tetraédricos de su estructura cúbica.

El cesio tuvo interés industrial a partir de 1920 cuando comenzó a utilizarse en la preparación de tubos de vacío, como agente encargado de eliminar cualquier traza restante de oxígeno. En la actualidad, la mayor aplicación de Cs no radiactivo es como fluido de formación en las explotaciones petrolíferas. Soluciones concentradas acuosas de formiato de cesio (CsHCO₂) se utilizan para lubricar los dientes de las perforadoras, y mantener la presión durante el proceso de perforación e instalación de los pozos.^[2] Otras aplicaciones industriales incluyen su uso como aditivo para vidrio de alta calidad óptica, como componente de materiales fotoactivos (desde láseres a fotodetectores), o para mejoras de procesos de conversión catalítica.

En la década de 1950, la frecuencia de la transición entre los dos niveles hiperfinos del estado fundamental del ¹³³Cs, $\nu = 9192631770$ Hz, se adoptó como definición universal de la unidad de tiempo internacional.^[5] Los relojes atómicos de Cs utilizan como referencia esta transición, llegando a una precisión de 1 segundo en 100 millones de años.

Finalmente, el ¹³⁷Cs se utiliza a nivel comercial como fuente de radiación. Algunas de sus aplicaciones incluyen fines médicos (radioterapia); la esterilización de materiales (desde alimentos a residuos, o material quirúrgico); el control de nivel de fluidos en procesos industriales; y medidas de densidad y humedad en materiales de construcción.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] M. E. Weeks, The discovery of the elements. XIII. Some spectroscopic discoveries, *J. Chem. Educ.*, **1932**, *9*, 1413–1434.
- [2] W. C. Buttermann, W. E. Brooks, R. G. Reese, Jr., Cs in *USGS mineral commodity profiles*, Open file report, 2004, p. 1432.
- [3] M. Murakami, N. Ohte, T. Suzuki, N. Ishii, Y. Igarashi, K. Tanoi, Biological proliferation of cesium-137 through the detrital food chain in a forest ecosystem in Japan, *Sci. Rep.*, **2014**, *4*, 3599, 1–5.
- [4] Fotografia de Dennis "S. K.", CC BY 3.0, <https://bit.ly/2HGagvz>, fecha: 20 de diciembre de 2011.
- [5] W. Markowitz, R. Glenn Hall, L. Essen, J. V. L. Parry, Frequency of cesium in terms of ephemeris time, *Phys. Rev. Lett.*, **1958**, *1*, 105–107.

JOSÉ RAMÓN GALÁN MASCARÓS
Institute of Chemical Research of Catalonia (ICIQ)
jrgalan@icqi.es

Z = 56, bario, Ba

Elemento muy reactivo que se encuentra en la naturaleza en forma de minerales muy densos

CE: [Xe] 6s²; PAE: 137,33; PF: 727 °C; PE: 1870 °C; densidad: 3,51 g/cm³; χ (Pauling): 0,89; EO: +1, +2; isótopos más estables: ¹³⁷Ba (11,2 %), ¹³⁸Ba (71,7 %); año de aislamiento: 1808 (sir Humphry Davy, Inglaterra).

A principios del siglo XIX diversos químicos se dedicaron a buscar nuevos elementos químicos, llegándose a reconocer 31 entre 1801 y 1868. En esta tarea, resultaron de especial ayuda los análisis espectrales y los métodos electroquímicos empleados por sir Humphry Davy, uno de los científicos más destacados de su época y el primero en aislar bario metálico en 1808, mediante electrólisis de sales de bario fundidas.^[1] El nombre de bario proviene del término griego *barys* que significa “pesado”.

El bario es químicamente similar al calcio, pero es más reactivo. Al igual que otros elementos del grupo 2, el bario tiene un potencial de ionización bajo (5,21 eV). Se oxida fácilmente en contacto con el aire y reacciona con el agua produciendo hidrógeno. No se encuentra en la naturaleza en estado libre, sino que siempre lo hallamos combinado, preferentemente formando sales con sulfato y carbonato, aunque también puede formar compuestos con hidróxido, cloruro, nitrato y clorato, entre otros. Los minerales del bario más comúnmente presentes en la naturaleza son la barita o baritina (BaSO₄) y la witherita (BaCO₃). Se estima que en la corteza terrestre el bario es el décimo octavo elemento más abundante. Según John Emsley, las mayores reservas mineras de este elemento, que se cifran en más 400 millones de toneladas, se encuentran en el Reino Unido, Italia, la República Checa, Estados Unidos y Alemania.^[2] El bario no es un metal industrial, y se prepara en el laboratorio por reducción al vacío del óxido de bario con aluminio a alta temperatura.

La baritina se encuentra en la naturaleza como aglomeraciones cristalinas de color blanco, verdosas, grisáceas o rojizas (Figura 1). Es un mineral barato, limpio y relativamente suave. La gran mayoría de la barita que se extrae es utilizada por la industria del petróleo para aumentar la densidad de los lodos de perforación. La barita aumenta la presión hidrostática del lodo, lo que le permite compensar las altas presiones que se crean durante la perforación. El resto lo consumen fundamentalmente las industrias de pinturas, caucho y papel. Junto con el sulfuro de zinc forma el *litopón*, colorante blanco brillante muy estable e insoluble, con buenas propiedades de recubrimiento.



Figura 1. La barita o baritina, BaSO₄, es un mineral que tiene una alta densidad (hasta 4,5 g/cm³)^[4]

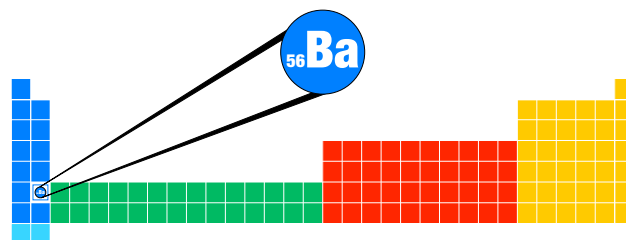


Figura 2. El nitrato y el clorato de bario se emplean en pirotecnia para dar colores de tonalidad verde^[5]

El BaSO₄ se utiliza en medicina como agente de contraste para diagnosticar patologías del tracto gastrointestinal, como el esófago, el estómago y el intestino delgado. Fue en 1908 cuando el sulfato de bario se aplicó por primera vez como un agente de contraste radiológico.^[3] Es bien conocido que una radiografía produce una imagen deficiente de los tejidos blandos, sin embargo, el revestimiento de bario produce una silueta suficientemente definida que permite detectar la posible presencia de pólipos o inflamaciones intestinales. Cuando el contraste (enema opaco) se introduce por el recto se pueden detectar posibles patologías del colon (intestino grueso). Su uso en medicina es posible por la muy baja solubilidad del BaSO₄ (0,000285 g/100 ml). El BaSO₄ también se utiliza en placas de yeso para blindaje contra rayos X libre de plomo.

En dosis bajas el bario actúa como un estimulante muscular, mientras que en dosis más altas es altamente tóxico y puede ser mortal. A diferencia del sulfato de bario, el carbonato de bario se disuelve en el ácido del estómago siendo un eficaz veneno para ratas. El carbonato de bario se emplea también, como aditivo en la fabricación de vidrio, en productos cerámicos o para obtener titanato de bario, compuesto útil en la fabricación de cerámicas con propiedades dieléctricas elevadas. Las sales de bario son muy apreciadas en pirotecnia para ayudar a estabilizar las mezclas usadas en los fuegos artificiales y para crear los colores de tonalidades verdes (Figura 2). El óxido de bario reduce la dispersión cromática de las lentes, propiedad que es de gran utilidad en instrumentación óptica.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] H. Davy, Electro-chemical researches on the decomposition of the earths; with observations on the metals obtained from the alkaline earths, and on the amalgam procured from ammonia, *Philos. Trans. R. Soc. Lond.*, **1808**, 98, 333–370.
- [2] J. Emsley, *Nature's building blocks: An A-Z guide to the elements*, 2.^a ed., Oxford University Press, Oxford, 2011.
- [3] G. D. Schott, Some observations on the history of the use of barium salts in medicine, *Med. Hist.*, **1974**, 18(1), 9–21.
- [4] Barita, bit.ly/2N6IA3W, visitada el 15/02/2019.
- [5] Fuegos artificiales en Alemania, bit.ly/2EbMQey, visitada el 15/02/2019.

JOSEP MARIA POBLET RIUS
Universitat Rovira i Virgili (URV), Tarragona
Investigador ICREA Academia
josepmaria.poblet@urv.cat

Z = 57, lantano, La

Primer elemento de las tierras raras

CE: [Xe] 5d¹6s²; PAE: 138,90; PF: 920 °C; PE: 3464 °C; densidad: 6,15 g/cm³; χ (Pauling): 1,10; EO: 0, +1, +2, +3; isótopos más estables: ¹³⁸La, ¹³⁹La; año de aislamiento: 1839 (Carl Gustaf Mosander, Kalmar, Suecia).

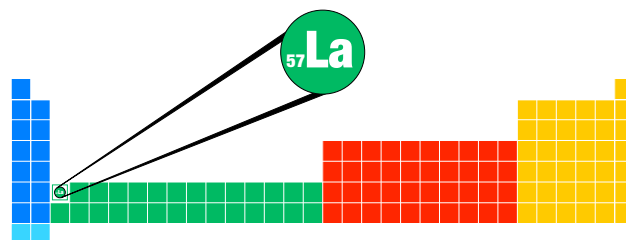
El lantano (*lanthanum* según la IUPAC) fue aislado en forma de óxido, como una impureza de nitratos de cerio contenida en minerales de cerita, por el químico sueco Carl Gustaf Mosander en 1839 y se le dio el nombre de lantano. Su nombre proviene del griego “lanthanein”, que significa *el escondido*, nombre concedido por las dificultades encontradas para identificarlo ya que, como ocurre con la mayoría de los metales de las tierras raras, se encuentra en minerales como cerita, xenotíma y bastnasita, acompañado de otros elementos.^[1] Debido a la complejidad del proceso de purificación, no se pudo aislar en su forma metálica hasta 1923 por los químicos H. Kremers y R. Stevens, a partir de haluros de lantano.

Los estados naturales del lantano son su óxido, La₂O₃, hidróxido, La(OH)₃, o sus sales inorgánicas como sulfato, La₂(SO₄)₃, nitrato, La(NO₃)₃, fosfato, La(PO₄)₃ o carbonato, La₂(CO₃)₃. Hasta la década de 1990, las minas del Monte Pass en California fueron el mayor yacimiento de los elementos de las tierras raras, de donde se extraía el lantano. Sin embargo, en los últimos años la mayor producción de estos elementos se ha desplazado a minas en China, siendo en la actualidad su producción mayor del 80 % sobre el total mundial.^[2] El lantano en su forma metálica se obtiene a partir de su óxido, por calentamiento con cloruro amónico o por tratamiento con fluoruros o ácido fluorhídrico a temperaturas superiores a 300 °C, para formar el correspondiente trihaluro de lantano. La posterior reducción química con sodio o litio metálicos permite obtener el lantano puro como un sólido de color blanco plata (Figura 1), tras purificación mediante cromatografía de intercambio iónico.^[2]

Desde el punto de vista de su aplicación, sus peculiares propiedades físicas han generado un uso extensivo del mismo, en relación con las nuevas tecnologías. Así, en la



Figura 1. Pieza (1 cm aproximado de ancho) de lantano puro



actualidad, el lantano se usa en la producción de equipos electrónicos como televisores, ordenadores, lámparas fluorescentes y baterías eléctricas. Este empleo en algunas de las industrias más desarrolladas en los últimos años, como la del automóvil híbrido y eléctrico, así como en la fabricación de teléfonos móviles, ha conducido a un desequilibrio en la balanza de la oferta y demanda de este metal (pese a su relativa abundancia en la corteza terrestre), haciendo necesario el desarrollo de nuevos métodos de extracción y purificación del mismo. Por otro lado, el lantano también se emplea en la preparación de catalizadores para la industria petroquímica, y de forma clásica ha sido utilizado en la fabricación de vidrio y cerámicas.^[3]

Desde el punto de vista biológico, el lantano no se considera un elemento esencial. Se ha empleado como un microcomponente en fertilizantes para mejorar el rendimiento agrario de diversas plantas. También ha sido ensayado como complemento alimenticio en las explotaciones ganaderas como alternativa al empleo de antibióticos, ya que no se acumula en los tejidos de los animales, aunque este uso no está extendido. Desde el punto de vista de la salud humana, el carbonato de lantano fue aprobado en 2004 por la FDA y en 2006 por la EMA como fármaco de administración oral, que permite disminuir la concentración de fósforo en sangre en pacientes con insuficiencia renal y se comercializa bajo el nombre de Foresnol®.^[4] Este fármaco es administrado como un pro-fármaco en forma de carbonato de lantano, el cual, con el pH ácido del sistema gastrointestinal libera el catión trivalente de lantano, que presenta una gran afinidad por los fosfatos para formar las correspondientes sales que son insolubles en medio acuoso, impidiendo así su absorción gastrointestinal y siendo excretadas en las heces.

En la actualidad, el empleo de lantano y sus sales como agentes antitumorales inorgánicos está siendo objeto de estudio como una alternativa menos tóxica al empleo del cisplatino en quimioterapia. Por otro lado, con el fin de satisfacer la demanda creciente de este metal, recientemente se ha descrito su producción mediante bioingeniería con el uso de distintas bacterias.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] F. Szabadváry, The history of the discovery and separation of the rare earths, en K. A. Gschneidner, L. Eyring, M. B. Maple (eds.), *Handbook of the chemistry and physics of the rare earths*, vol. 11, Elsevier Science Publishers, Amsterdam, 1988, pp. 33–80.
- [2] F. Hedrick, B. James, *Mineral commodity summaries 2010*, U.S. Geological Survey, United States Government Printing Office, Washington, 2010, pp. 128–129.
- [3] M. M. Bomgardner, *Chem. Eng. News*, **2015**, *93*, 36–39.
- [4] Y. Yang, S. Bykadi, A. S. Carlin, R. B. Shah, L. X. Yu, M. A. Khan, *J. Pharm. Sci.*, **2013**, *102*, 1370–1381.

JUAN F. GONZÁLEZ MATILLA
Departamento de Química en Ciencias Farmacéuticas
Universidad Complutense de Madrid
jfgonzal@ucm.es

Z = 58, cerio, Ce

El elemento químico en el que la tabla periódica se hace tridimensional

CE: [Xe] 4f⁵d¹6s²; PAE: 140,12; PF: 795 °C; PE: 3360 °C; densidad: 6,69 g/cm³; χ (Pauling): 1,12; EO: +1, +2, +3, +4; isótopos más estables: ¹³⁶Ce, ¹³⁸Ce, ¹⁴⁰Ce, ¹⁴²Ce; año de aislamiento: 1803 (Jöns Jacob Berzelius y Wilhelm Hisinger, Suecia; Martin Heinrich Klaproth, Alemania).^[1]

El cerio fue identificado por los químicos suecos Jöns Jacob Berzelius y Wilhelm Hisinger en 1803. En 1751, Axel Cronstedt había encontrado un mineral anormalmente denso en una mina de la isla de Vestmanland (Suecia). Axel envió una muestra a Carl Wilhelm Scheele, quien se limitó a determinar que el mineral no contenía un nuevo elemento. Más tarde, Hisinger patrocinó los estudios de Berzelius en el Instituto Karolinska (Estocolmo, Suecia) y juntos identificaron el nuevo elemento, al que dieron el nombre de cerio, en honor al recién descubierto asteroide Ceres (1801). Este planeta recibió el nombre de la diosa romana de la agricultura, las cosechas y la fecundidad.^[2]

El cerio es el elemento más abundante de las denominadas tierras raras (lantánidos, escandio e ytrio). De hecho, es casi tan abundante como el cobre en la corteza terrestre. Ocupa la posición, después del lantano, en la que la tabla periódica se hace “tridimensional”, comenzando el llenado de los orbitales f. En la naturaleza se encuentra formando parte de varios minerales como bastnaesita (carbonato y fluoruro), cerita (silicato) o monazita (fosfato), junto con otras tierras raras menos abundantes (Figura 1).

El cerio metálico, de color gris, se oxida lentamente en contacto con el aire perdiendo el brillo debido a la capa de óxido que se deposita en su superficie (Figura 1). En forma de polvo es muy reactivo. Forma una aleación con hierro que por frotamiento en una superficie rugosa produce chispas. Este sólido es la piedra de los mecheros. La alta reactividad del cerio se debe a su fuerte carácter electropositivo. El CeO₂ es muy estable y es un material muy duro, por lo que se utiliza para pulir dispositivos microelectrónicos, pantallas electrónicas, lentes y otros materiales ópticos.

Una de las aplicaciones del elemento 58 que más repercute en nuestra vida cotidiana es su uso como catalizador en la industria petroquímica. Zeolitas dopadas con óxidos de cerio y lantano son utilizadas en el craqueo del petróleo y, combinado con metales preciosos como el platino, transforma los gases contaminantes procedentes de la combustión de los combustibles fósiles en N₂, CO₂ y H₂O. Estas aplicaciones se deben a la interconversión Ce(III)/Ce(IV), única entre el resto de los lantánidos. Pero lo que realmente hace interesantes

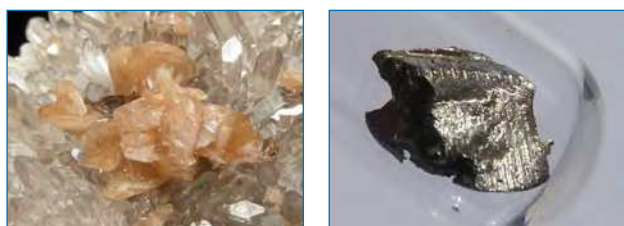


Figura 1. Izda.: Cristales de color rosa anaranjado de monacita-(Ce) y cuarzo de Bolivia de aproximadamente 5 mm de longitud (<https://bit.ly/2BSrAJF>, visitada el 25/03/2019). Dcha.: Cristal de cerio metálico (<https://bit.ly/20mciBw>, visitada el 25/03/2019)

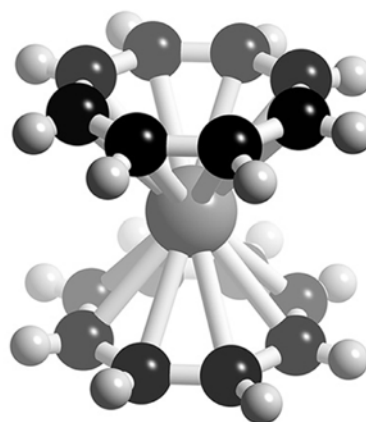
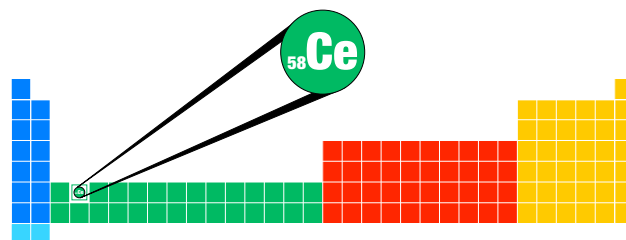


Figura 2. Estructura del ceroceno (<https://bit.ly/2uoYeyd>, visitada el 25/03/2019)

ciertos derivados a ojos del químico es su controvertida estructura electrónica. Realmente el CeO₂ contiene algo menos de dos oxígenos. La superficie está llena de imperfecciones o huecos, lo que provoca una gran movilidad iónica.^[3] Los análisis de rayos X del óxido, muestran que realmente el cerio está atrapado entre las dos configuraciones Ce(III) y Ce(IV), situación permitida por la mecánica cuántica, pero insostenible según el concepto de estado de oxidación clásico. La misma situación se encuentra en ciertos derivados sintéticos como el ceroceno, un complejo organometálico de tipo sándwich (Figura 2). El ceroceno es un ejemplo paradigmático de cómo el concepto formal de estado de oxidación no puede explicar la naturaleza de la molécula.

Si bien es cierto que el cerio se puede encontrar en cualquier laboratorio de química orgánica como oxidante de transferencia monolectrónica en forma de nitrato de cerio y amonio (NH₄)₂[Ce(NO₃)₆], no lo es menos que aún falta mucho por hacer en la química de coordinación de este elemento.

Sin lugar a dudas, el elemento que “echa chispas” y que nos ayuda a mantener el aire de las ciudades más limpio oculta todavía nuevas propiedades y aplicaciones, que se descubrirán en un futuro no muy lejano.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] J. J. Berzelius, W. Hisinger, *Neues allg. Journal der Chemie*, **1803**, *1*, 115–149.
- [2] Cerium, Periodic table, RSC, rsc.li/2GMY3lf, visitada el 21/02/2019.
- [3] A. Trovarelli (ed.), *Catalysis by Ceria and related materials*, Cap. 2, Catalytic Science Series, vol. 2, Imperial College Press, Londres, 2002, p. 16.
- [4] C. H. Booth, M. D. Walter, M. Daniel, W. W. Lukens, R. A. Andersen, *Phys. Rev. Lett.*, **2005**, *95*, 267202–267204.

MARÍA DEL CARMEN DE LA TORRE
Instituto de Química Orgánica General
Consejo Superior de Investigaciones Científicas
mc.delatorre@csic.es

Z = 59, praseodimio, Pr

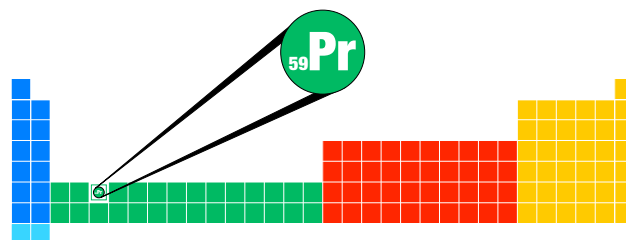
El gemelo verde

CE: [Xe] 4f⁶6s²; PAE: 140,91; PF: 931 °C; PE: 3520 °C; densidad: 6,77 g/cm³; χ (Pauling): 1,13; EO: +1, +2, +3, +4, +5; isótopo más estable: ¹⁴¹Pr; año de aislamiento: 1885 (Carl Auer von Welsbach, Austria).

El praseodimio (*praseodymium* en inglés según la IUPAC), que significa “gemelo verde” (πρασσιος *prasios*, verde; δίδυμος, *didymos*, gemelo), fue hallado durante el aislamiento del samario en 1879 por P. E. Lecoq de Boisbaudran a partir del mineral samarskita, de donde obtuvo el didimio, y en el que unos años más tarde (en 1882) llegó a la conclusión de que contenía dos nuevos elementos químicos aunque no los consiguió aislar.^[1] En 1883, Carl Auer von Welsbach (1858-1929) desarrolló un método basado en la diferente solubilidad de los nitratos, y después de cientos de largas cristalizaciones (algunas de ellas tenía que esperar hasta dos días), obtuvo finalmente en 1885 dos fracciones de diferente color: una de color rosa en la que existía un nuevo elemento que denominó neodimio, y otra de color verde que contenía el praseodimio.^[1-4] A partir de este descubrimiento, von Welsbach intuyó las aplicaciones industriales de las tierras raras y por ello llegó a ser rico, siendo nombrado barón por el emperador Francisco José I de Austria. A partir de una mezcla de diferentes tierras raras (entre ellas el praseodimio) produjo el denominado “gas mantle”, que se utilizó durante un gran número de años en la iluminación de las ciudades con las lámparas de gas. En 1913 se fabricaron 300 millones de lámparas, lo que condujo a la creación de 40.000 puestos de nuevos trabajos.^[1] El praseodimio puro lo preparó por vez primera Speding en *Ames Laboratory Iowa*, EE. UU., a partir del Pr₂O₃ impuro al que hizo reaccionar con HF a 700 °C para obtener PrF₃, que reducido a elevadas temperaturas con calcio da lugar a praseodimio metálico de muy alta pureza (Figura 1). No es un elemento escaso, es el cuarto elemento más abundante en relación con el resto de las tierras raras y mucho más abundante que otros más conocidos como plata, oro, plomo, rutenio, platino, etc. Se encuentra en una concentración de 9,2 ppm en la corteza terrestre y de 0,64 ng/l en el agua del mar. Los minerales de los que se extrae son la monacita y la bastnasita (Figura 1). El 90 % de la producción de concentrados del elemento junto con otros elementos de tierras raras ligeras (La-Gd) se lleva a cabo en China, que es el país que posee las mayores reservas mundiales. Otros países con reservas importantes



Figura 1. Lámina de Pr metálico y mineral monacita ([https:// bit.ly/20iZWt0](https://bit.ly/20iZWt0), visitada el 25/03/2019)



son Estados Unidos, Australia e India. En España existe un importante yacimiento de monacita en Ciudad Real, con unas reservas estimadas en más de 40.000 Tm de óxido no explotadas.

La química del praseodimio es similar a la que presentan el conjunto de las tierras raras, en las que el estado de oxidación más estable es +3. Existen sales de Pr³⁺ en forma de haluros, nitratos, fosfatos, vanadatos, cromatos, etc. Se han descrito diferentes compuestos de coordinación que presentan coordinación 9 en los acuo complejos, y se ha confirmado la estructura de prisma trigonal triapicado en algunos compuestos como por ejemplo PrCl[(18-corona-6)(H₂O)₂]; mientras que para el [Pr(NCS-N)₈]⁵⁻ la coordinación es 8. Además, se han estudiado complejos de praseodimio con ciclopentadienilo.

La química del estado sólido referente a los óxidos presenta una gran complejidad, y en este sentido cabe destacar que los óxidos PrO₂ y Pr₂O₃ son muy inestables, y el óxido comercial responde a la fórmula Pr₆O₁₁. En este contexto, se han descrito series homólogas derivadas del tipo estructural fluorita de fórmula Pr_nO_{2n-m}, en las que se han caracterizado óxidos con estequiometrías no usuales como por ejemplo Pr₄₀O₇₂.^[2]

Entre las aplicaciones más interesantes del praseodimio cabe mencionar las que presentan los compuestos intermetálicos como el PrCo₅, que al poseer una gran capacidad para absorber hidrógeno es útil en la hidrogenación de olefinas. La aleación PrNi₅ presenta un efecto magnético intenso y ha permitido alcanzar temperaturas del orden de los milikelvin. La fase Pr₂Fe₁₄B resulta ser un excelente imán permanente y la aleación de praseodimio con magnesio da lugar a materiales de elevada dureza. El Pr³⁺ incorporado a diferentes matrices presenta emisión láser en el infrarrojo cercano. Una aplicación clásica es el zircón dopado con Pr (Zr_{1-x}Pr_xSiO₄), que es un excelente pigmento amarillo muy utilizado en la preparación de cerámicas y esmaltes. Se ha demostrado que el Pr al igual que el resto de las tierras raras presenta muy baja toxicidad, y recientemente, la mezcla de Pr y otras tierras raras se están utilizando como aditivos en la alimentación animal y fertilizantes en China.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] A. Dingle, Praseodymium unpaired, *Nature Chem.*, **2018**, *10*, 576–576.
- [2] R. Sáez Puche, P. Caro (eds.), *Rare earths*, Editorial Complutense, Madrid, 1998.
- [3] K. A. Gschneider, L. Eyring (eds.), *Handbooks on the physics and chemistry of rare earths*, vol. 11, cap. 73 (1988); vol. 21, cap. 139 (1995); vol. 23, cap. 158, (1996); vol. 25, cap. 165 (1998).
- [4] R. Sáez Puche, C. Cascales, P. Porcher, P. Maestro, Tierras raras: materiales avanzados, *An. Quím.*, **2000**, *96*(4), 11–26.

REGINO SÁEZ PUCHE

Departamento de Química Inorgánica, Facultad de Ciencias Químicas, Universidad Complutense de Madrid

rsp92@ucm.es

Z = 60, neodimio, Nd

El nuevo gemelo más “atractivo”

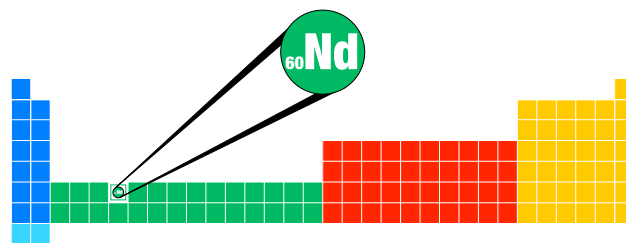
CE: [Xe] 4f⁶6s²; PAE: 144,24; PF: 1024 °C; PE: 3100 °C; densidad: 7,01 g/cm³; χ (Pauling): 1,14; EO: +2, +3, +4; isótopos más estables: ¹⁴²Nd, ¹⁴³Nd, ¹⁴⁵Nd, ¹⁴⁶Nd, ¹⁴⁸Nd; año de aislamiento: 1885 (Carl Auer F. von Welsbach, Viena, Austria).

En 1841, Carl Gustav Mosander (1797-1858), que era conocido por sus amigos como Pater Moses, preparó un óxido metálico de color rosa y creyó que contenía un nuevo elemento. Lo llamó didimio, con símbolo Di, del griego διδύμος, didymos, que significa gemelo, porque acompañaba al lantano en sus minerales como si fuera su “gemelo”.^[1] Varios científicos como Marignac, Lecoq de Boisbaudran, Cleve o Brauner pensaban que el didimio era una mezcla, pero ninguno llegó a resolverla. Fue el austríaco Carl Freiherr Auer von Welsbach (1858-1929), discípulo de Bunsen en Heidelberg, quien lo consiguió en 1885. Trabajando con el nitrato doble de “didimio” y amonio obtuvo dos muestras diferentes y propuso dos nuevos elementos, que llamó praseodimio (Pr) de $\pi\rho\alpha\sigma\iota\sigma$, praseos, que significa verde por el color de sus sales y neodimio (Nd) de νέος, neos, y didymos.^[2] Realmente, éstos si que merecían la denominación de “gemelos” por su difícil separación.

Cuando Mendeléiev preparó su tabla en 1869 tuvo suerte: Los elementos de las tierras raras, descubiertos por Johan Gadolin (1760-1852) en 1794 le daban problemas porque parecían no obedecer la ley periódica; tenían pesos atómicos muy parecidos y sus propiedades no variaban al aumentar éste. Afortunadamente para él, sólo se conocían unos pocos: El cerio (Ce) descubierto en 1803, el ytrio (Y) descubierto en 1794, el lantano (La) en 1839, el erbio (Er) en 1842, el terbio (Tb) en 1843 y, además, el mencionado didimio. El químico checo Bohuslav Brauner, gran seguidor y amigo de Mendeléiev, sugirió que podían constituir una serie de transición interna separada (denominación que todavía se mantiene), publicando una tabla en 1902 en la que aparecían a continuación del lantano en una especie de casilla común.^[3] Este mismo Brauner es quien cayó casi en el ridículo por su contumacia al sostener que el argón era N₃ y que el helio era H₃ o H₄, ya que, puesto que no encajaban en la tabla de Mendeléiev, debían estar mal. Se dijo de él que fue “*plus royaliste que le roi*” (en castellano diríamos “más papista que el Papa”).

La química del neodimio está marcada por sus estados de oxidación +2 y +3. Se conocen trihaluros NdX₃ (X = F, Cl), dihaluros NdX₂ (X = Cl, Br, I) y óxidos Nd₂O₃ y NdO. El EO +4 es demasiado oxidante; es capaz de oxidar al H₂O a O₂, por lo que no existe en disolución acuosa. Su química de coordinación es variada y caracterizada por altos índices de coordinación y geometrías poco frecuentes.

En la naturaleza se encuentra siempre con el resto de lantánidos. A pesar de su origen, tierras raras, no son tan raros. El cerio es el 26º elemento en abundancia y el neodimio (el tercer lantánido), es más abundante que el oro o el iodo. Sus principales minerales son la monacita, de fórmula LnPO₄ (Ln: lantánido), y la bastnesita, un fluorocarbonato doble de cerio y otro lantánido LnCe(CO₃)₂F. Hay depósitos en bastantes países, pero el mayor productor es China, seguido por EE. UU., que tiene yacimientos en California.



Es muy apreciado por sus aplicaciones. Se usa en láseres de neodimio que son YAG (*Yttrium Aluminium Garnet*) dopados con hasta un 1,5 % de Nd³⁺ (Nd:YAG), que se usan en cirugía, para operaciones de cataratas, o en depilación láser.^[4]

Su principal aplicación son los imanes de neodimio (Figura 1).^[5] Estos potentes imanes (ciertamente son muy “atractivos”) NdFeB (o NIB por sus siglas en inglés) son compuestos de estequiometría Nd₂Fe₁₄B, que se preparan a partir de partículas del mismo por metalurgia de polvos o por fusión con un polímero plástico. Los primeros, que son los más usuales, se someten a niquelado externo para prevenir su oxidación. Estos son los que están presentes en auriculares, pastillas de guitarra eléctrica, discos duros, o imanes de motores o aerogeneradores, y han sustituido prácticamente a los anteriores imanes de SmCo por su menor costo y mejores propiedades.



Figura 1. Imán de neodimio extraído de un disco duro averiado del autor. Con estos dispositivos, sin duda, se ha perdido más información que con el incendio de la Biblioteca de Alejandría

BIBLIOGRAFÍA

- [1] M. E. Weeks, The discovery of the elements. XVI. The rare Earth elements, *J. Chem. Educ.*, **1932**, 9(10), 1751–1773.
- [2] A. von Welsbach, Die zerlegung des didymus in seine elemente. Part 3, *Ber.*, **1885**, 18, 605 (tomada de la ref. 1).
- [3] B. Brauner, Ueber die stellung der elemente der seltenen erden im periodischen system nach Mendelejeff, *Z. Anorg. Chem.*, **1902**, 33, 1–30. (Tomada de M. Laing, A revised periodic table: with the lanthanides repositioned, *Found. Chem.*, **2005**, 7, 203–233).
- [4] N. N. Greenwood, A. Earnshaw, *Chemistry of the elements*. 2.ª ed., Butterworth-Heinemann, Oxford, 1997, pp. 1227 y sigs.
- [5] Imán de neodimio, Wikipedia, bit.ly/204BnQB, visitada el 23/01/2019.

EDUARDO J. FERNÁNDEZ GARBAYO
Sección Territorial de La Rioja de la RSEQ
Universidad de La Rioja
eduardo.fernandez@unirioja.es

Z = 61, prometio, Pm

La más rara de las “tierras raras”

CE: [Xe] 4f⁶6s²; PAE: 145 (isótopo más estable); PF: 1100 °C; PE: 3000 °C; densidad: 7,26 g/cm³; χ (Allred): 1,07; EO: +2, +3; isótopos más estables: ¹⁴⁵Pm, ¹⁴⁶Pm, ¹⁴⁷Pm; año de aislamiento: 1945 (Jacob. A. Marinsky, Lawrence E. Glendenin y Charles. D. Coryell, Oak Ridge, Tennessee, Estados Unidos).

El prometio es el elemento lantánido menos abundante, con gran diferencia, entre las denominadas “tierras raras”. Sólo se han detectado trazas en algunos minerales de uranio, por lo que se produce de forma artificial. Todos sus isótopos son radioactivos y se estima que su abundancia en la Tierra no sobrepasa los 500-600 gramos. Se ha detectado su existencia en una estrella de la constelación de Andrómeda a través del análisis espectral. Al igual que el tecnecio, tiene la singularidad de ser un elemento inestable cuyos vecinos en la tabla periódica son todos elementos estables. Se trata de un sólido metálico que cristaliza en el sistema hexagonal a presión y temperatura ambiente, y cuyo radio atómico es de 185 pm.^[1-3]

Su existencia fue propuesta en 1902 por el químico checo Bohuslav Brauner, al estimar que, entre las propiedades del neodimio (Z = 60) y las del samario (Z = 62) había diferencias notables, algo que fue corroborado por Henry Moseley en 1914 al comprobar que, entre los elementos entonces conocidos, faltaba el de número atómico 61. Este hueco en la tabla periódica alentó su búsqueda y, en 1920, hubo varios grupos que publicaron su “descubrimiento”: científicos italianos lo denominaron “florencio”, mientras que otro grupo de Illinois lo denominó “ilinio”, aunque se trataba de publicaciones espurias. En 1938, en experimentos nucleares realizados en la *Ohio State University*, se detectaron algunos radionucleidos semejantes, pero distintos de los radioisótopos del samario o del neodimio, aunque no se reconoció entonces al nuevo elemento. Fue en 1945 cuando Marinsky, Glendenin y Coryell, del *Oak Ridge National Laboratory* (ORNL), antes llamado *Clinton Laboratory* (Tennessee, EE. UU.), lograron analizar y separar los subproductos de la fisión nuclear del uranio realizada en el reactor de grafito, entre los que se encontraba el nuevo elemento. Aún así no anunciaron su descubrimiento hasta 1947 en la reunión de la *American Chemical Society* proponiendo el nombre de

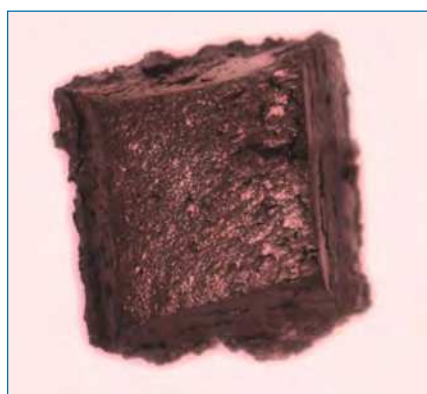
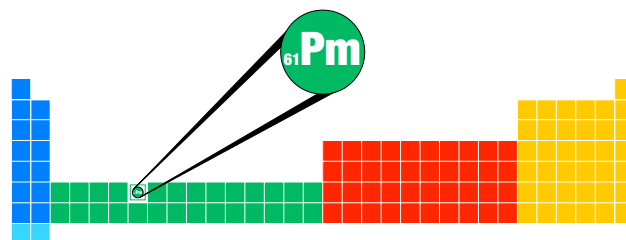


Figura 1. Muestra de prometio (bit.ly/2Tq1Qdg, visitada el 01/03/2019)



“clintonio”. Finalmente, la esposa de uno de los descubridores (Grace M. Coryell) sugirió el nombre de “Prometeo” en alusión al titán que, según la mitología griega, robó el fuego a los dioses del Olimpo para entregarlo a la Humanidad siendo castigado por ello.^[3,4] La IUPAC aceptó el nombre en 1949 y lo modificó levemente (*promethium* en inglés) para adaptarlo al resto de los metales. Dadas las dificultades de su producción y su inestabilidad radioactiva, no fue hasta 1963 cuando se pudo disponer para su estudio de una muestra relativamente grande (10 gramos) del metal, obtenidos en los laboratorios antes citados por métodos de cromatografía e intercambio iónico a partir de los residuos producidos en reactores nucleares.^[5]

Existen abundantes isótopos del Pm, siendo el más estable el Pm-145 (vida media de 17,7 años). Se obtiene con un rendimiento aceptable (2-3 %) a partir de la fisión nuclear del uranio-235 al ser bombardeado con neutrones térmicos. También puede obtenerse por otras vías, por ejemplo, utilizando uranio-238 en la fisión con neutrones rápidos (aunque en este caso hay muchos más subproductos), o preparando el isótopo 147 del samario que tiene una vida media más corta (2,5 años) y decae espontáneamente a prometio-147 por emisión radiactiva. Otros isótopos menos estables requieren métodos aún más específicos y sofisticados.^[5]

La química del prometio (Figura 1), muy poco desarrollada, se asemeja a la del resto de las tierras raras, y su estado de oxidación más estable es el +3 en los compuestos preparados hasta ahora (unos 30). Así, por ejemplo, se han preparado y descrito el tricloruro PmCl₃ (un sólido iónico que funde a 737 °C) o el sesquióxido Pm₂O₃. Las sales de prometio son luminescentes, con un color azul pálido o un brillo verdoso, debido a su alta radioactividad.

Entre las muy limitadas aplicaciones destaca el uso del isótopo 147 en pinturas luminiscentes (se usó en sustitución del radio), o en baterías atómicas en misiones espaciales al convertir sus emisiones radioactivas en energía eléctrica (baterías beta-voltaicas). También se ha usado como fuente radioactiva para medir espesores de materiales y hay algunas publicaciones en el ámbito biomédico, concretamente en estudios oncológicos.^[2-3] El elemento, como otros lantánidos, no tiene ningún papel biológico.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] J. Emsley, *The elements*, 2.^a ed., Oxford University Press, Oxford, 1991, pp. 152–153.
- [2] Promethium, Webelements, bit.ly/2Fs4fQQ, visitada el 01/03/2019.
- [3] C. Krause *et al.*, Discovery of Promethium, *ORNL Review*, **2003**, 36(1), 3–3.
- [4] S. Cantrill, Promethium puzzles, *Nature Chem.*, **2018**, 10, 1270–1270.
- [5] V. Kourím, O. Vojtěch, Methods of fission product separation from liquid radioactive wastes, *At. Energy Rev.* **1974**, 12(2), 215–273.

EMILIO MORÁN MIGUÉLEZ

Departamento de Química Inorgánica I, Facultad de Ciencias Químicas, Universidad Complutense de Madrid

emoran@ucm.es

Z = 62, samario, Sm

El primer elemento químico
con nombre de persona

CE: [Xe] 4f⁶6s²; PAE: 150,36; PF: 1072 °C; PE: 1794 °C; densidad: 7,52 g/cm³; χ (Pauling): 1,17; EO: 0, +2, +3; isótopos más estables: ¹⁴⁴Sm, ¹⁴⁷Sm, ¹⁴⁸Sm, ¹⁴⁹Sm, ¹⁵⁰Sm, ¹⁵²Sm, ¹⁵⁴Sm; año de aislamiento: 1879 (Paul-Émile Lecoq de Boisbaudran, París, Francia).

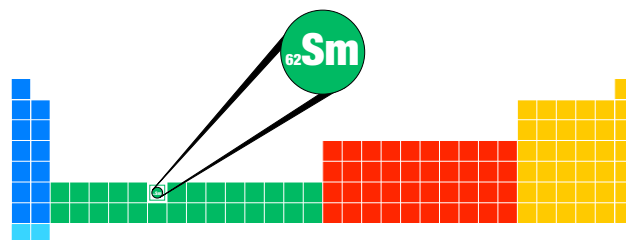
El samario fue aislado por primera vez en 1879 por el químico francés Paul-Émile Lecoq de Boisbaudran (descubridor también del galio y el disprosio) a partir del mineral samarskita, de donde deriva su nombre.^[1] La samarskita se halló inicialmente en los montes Urales y se bautizó en honor al coronel Vassili Samarsky-Bykhovets, un funcionario de minas ruso que cedió muestras para su estudio y que se convirtió así, indirectamente, en la primera persona en tener un elemento químico con su nombre. En 1901, Eugène-Anatole Demarçay, también francés, demostró que la muestra de samario aislada por Lecoq estaba impurificada por cantidades comparables de otro nuevo elemento, el europio.

La abundancia natural de este elemento en la corteza terrestre es similar a la del estaño. Como ocurre con otros lantánidos, el samario se encuentra presente en muchos otros minerales además de en la samarskita, como la cerita, la ortita, la ytterbita, la gadolinita, la bastnasita y la monacita. Los dos últimos son actualmente sus fuentes principales de obtención, de los que se aísla empleando procesos de intercambio iónico y extracción líquido-líquido con disolventes y, más recientemente, mediante deposición electroquímica. Las mayores reservas se encuentran en China, Vietnam, Brasil, Rusia, Sudáfrica, India, Australia y EE. UU., siendo China el mayor productor mundial.

El samario metálico se obtiene principalmente por reducción de su óxido (Sm₂O₃) con bario o lantano.^[2] Recién preparado tiene aspecto plateado brillante (Figura 1),^[3] pero se oxida lentamente al aire recubriéndose de un polvo grisamarillento del óxido. También reacciona de forma moderada con el agua para dar Sm(OH)₃ e hidrógeno. El metal es muy paramagnético a temperatura ambiente y se usa principalmente en la producción de potentes imanes permanentes de aleación samario-cobalto, superados en fuerza solo por los de neodimio-hierro-boro, pero con mucha mejor estabilidad térmica que estos últimos. Los imanes de samario-cobalto se emplean en aplicaciones a alta temperatura y también en



Figura 1. Muestra de samario metálico conservada en atmósfera inerte en una ampolla de vidrio^[3]



auriculares, pastillas de guitarras eléctricas, motores eléctricos de alta gama, turbinas para producción de energía limpia y, más recientemente, en equipos de RMN de sobremesa. El samario es además un aditivo en las barras de control de los reactores nucleares (¹⁴⁹Sm es un buen captador de neutrones), en cristales de seguridad absorbentes de rayos infrarrojos, en focos de arco voltaico en la industria del cine y en láseres de estado sólido. Sin embargo, a diferencia de otros lantánidos, no se utiliza en los componentes de teléfonos móviles y dispositivos electrónicos similares.

Se conocen actualmente 33 isótopos de este elemento, de los que siete son naturales entre los que se incluyen tres radioisótopos (¹⁴⁷Sm, ¹⁴⁸Sm y ¹⁴⁹Sm) emisores de partículas alfa, con vida media extremadamente alta (10¹¹-10¹⁶ años). El isótopo ¹⁴⁷Sm se usa en la datación samario-neodimio (¹⁴⁷Sm/¹⁴³Nd) para determinar la edad de rocas ígneas y metamórficas y meteoritos. Con este método se ha podido estimar la edad de la Luna en 4.367 ± 11 millones de años, a partir de una muestra de roca. El radioisótopo artificial ¹⁵³Sm se emplea actualmente en el tratamiento paliativo del osteosarcoma.

Aunque inicialmente el samario y sus compuestos se consideraron reactivos demasiado exotéricos para su posible aplicación en síntesis orgánica, sin embargo han demostrado ser extremadamente versátiles y casi únicos en este ámbito.^[4] Como ocurre con otros lantánidos, el estado de oxidación +3 es el más estable, pero el +2 es también fácilmente accesible para este elemento. Los compuestos de Sm(II) son reductores mono-electrónicos fuertes (E° Sm(III)/Sm(II) = -1,55 V), pero a la vez altamente quimiosselectivos. Promueven (habitualmente SmI₂, por su facilidad de preparación y su solubilidad en disolventes orgánicos) tanto reducciones de grupos funcionales como reacciones de formación de enlace C-C por acoplamiento reductivo. Estas últimas se han utilizado en procesos estereoselectivos en cascada para la construcción de esqueletos carbonados complejos. El metal es un reductor muy fuerte (E° Sm³⁺/Sm⁰ = -2,41 V), que se usa también en síntesis orgánica. Los compuestos de Sm(III) tienen un elevado carácter ácido de Lewis y son altamente oxofílicos, empleándose sobre todo como intermedios organometálicos (en reacciones promovidas por Sm⁰ y Sm²⁺) y en catálisis. Poco se sabe todavía sobre la posible toxicidad del samario y sus compuestos.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] J. Emsley, *The elements*, 3.ª ed., Oxford University Press, Nueva York, 1998, p. 289.
- [2] W. M. Haynes, *CRC Handbook of Chemistry and Physics*, 97.ª ed., CRC Press, Taylor & Francis, Boca Ratón, EE. UU., 2016-2017, pp. 4-31/4-32.
- [3] Fotografía de Wikimedia Commons, <https://bit.ly/2TYQnXe>, visitada el 25/02/2019.
- [4] K. A. Choquette, R. A. Flowers, *Comprehensive organic synthesis II*, vol. 1, Elsevier, Amsterdam, 2014, pp. 278-343.

JOSÉ LUIS CHIARA
Instituto de Química Orgánica General (CSIC), Madrid
jl.chiara@csic.es

Z = 63, europio, Eu

El metal que inmortaliza al viejo continente

CE: [Xe] 4f⁷6s²; PAE:151,96; PF: 826 °C; PE: 1527 °C; densidad: 5,24 g/cm³; χ (Pauling): 1,2; EO: +2, +3; isótopos más estables: ¹⁵¹Eu, ¹⁵³Eu; año de aislamiento: 1901 (Eugène-Anatole Demarçay, Francia).

El europio pertenece al grupo de los elementos que tratan de inmortalizar un lugar geográfico que interesaba de modo particular a su descubridor (Figura 1),^[1] como sucede con Mg, Mn, Cd, Cu, Sr, Y, Er, Sc, Ga, Ge... El europio fue uno de los últimos elementos lantánidos descubiertos, se identificó el año 1901 y lo obtuvo el químico francés Demarçay. Lo preparó separando de la samarsquita el europio del samario, que había sido identificado por Lecoq de Boisbaudran. A principios del siglo xx eran muchas las ciudades, países, cuerpos celestes, planetas..., inmortalizados en el sistema periódico, pero nadie había dedicado ningún elemento al viejo continente: Demarçay lo hizo. El elemento europio tiene por símbolo Eu.

Demarçay preparó el europio atacando la tierra llamada *samarita* con ácido nítrico, así consiguió separar dos nitratos metálicos con comportamiento espectral diferente. Uno de los nitratos contenía al Sm, el más abundante en la mena, mientras que el otro nitrato permitió obtener un nuevo metal que se llamó europio. En la actualidad, se obtiene por reducción selectiva de la mezcla de los nitratos lantánidos [Ln(NO₃)₃], aprovechando la facilidad con la que el nitrato de europio se reduce con zinc a Eu(II). El europio es uno de los metales lantánidos menos abundantes porque su concentración en la corteza terrestre es de 2,1 ppm, pero es tan abundante como el estaño, y mucho más que otros metales más conocidos como Ag, Au o Pt. Se presenta en la naturaleza junto con todos los lantánidos naturales en la forma de monacitas, un fosfato de lantánidos y torio [(Ln, Th)(PO₄)₃] muy abundante en las arenas de las playas y de los ríos, y en la bastnasita, un fluorocarbonato lantánido [Ln(CO₃)F].

El europio es el metal más reactivo de los lantánidos, siendo esta su característica principal. Se disuelve rápidamente en agua formando sus hidróxidos; es atacado por los ácidos hidrácidos para formar haluros (EuX₂), y con los ácidos oxidantes forma compuestos de Eu(III).



Figura 1. Localización de algunos elementos químicos, con denominación geográfica, en función de su nombre^[1]

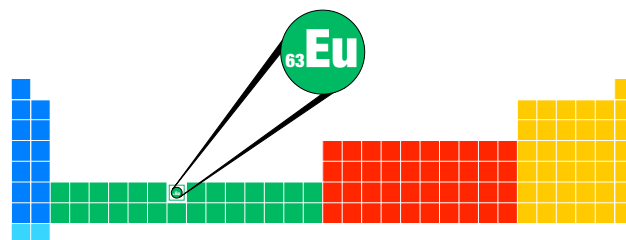


Figura 2. Muestra de europio metálico^[4]

Debido a la facilidad con que forma compuestos divalentes, el europio acompaña en sus compuestos al Sr, Ba, Pb y Ca, por lo que es normal encontrarlo en titanatos, feldespatos y apatitos de plomo. La manera de comercializar el europio es como metal (Figura 2)^[2] o en la forma de sales tanto divalentes como trivalentes.^[3]

No es un metal muy utilizado, a causa de su carestía y por presentar las mismas propiedades que la mayoría de los otros lantánidos. Industrialmente se utiliza como todos ellos, y de modo más específico, en la preparación de algunas aleaciones especiales, y en la obtención de lámparas y vidrios con fluorescencia particular. Una fosforescencia especial se consigue dopando el ortovanadato de itrio (YVO₃) con Eu: este material es de gran importancia en la fabricación de las televisiones de alta resolución. Las pantallas especiales, tanto de ordenadores como de televisiones, contienen entre 0,5-1 g de Eu. Este uso del europio determina la necesidad de reciclar estas pantallas para conseguir recuperar este escaso metal. Ciertos complejos de Eu(III) se utilizan para mejorar las señales de los ¹H en la técnica de RMN; con la mejora de la señal se consigue caracterizar mejor ciertos órganos dañados.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] M. R. Bermejo, A. M. González-Noya, M. Vázquez, *El nombre y el símbolo de los elementos químicos*, Síntesis, Madrid, 2008, p. 110 (figura elaborada y actualizada por el autor).
- [2] M. R. Bermejo, A. M. González Noya, M. Maneiro, *Guía dos elementos químicos: Historia, propiedades e aplicación*, Xunta de Galicia, Santiago de Compostela, 2018, pp. 203–205.
- [3] N. N. Greenwood, A. Earnshaw, *Chemistry of the elements*, 2.ª ed., Butterworth-Heinemann, Londres, 1998, pp. 1229–1249.
- [4] Europium, Chemical elements, A Virtual Museum, <http://images-of-elements.com/>, visitada el 08/01/2019.

MANUEL RAFAEL BERMEJO PATIÑO
Departamento de Química Inorgánica, Facultad de Química,
Universidade de Santiago de Compostela, Galicia
manuel.bermejo@usc.es

Z = 64, gadolinio, Gd

Primer elemento con nombre en honor de un investigador

CE: [Xe] 4f⁷5d¹; PAE: 157,25; PF: 1312 °C; PE: 3250 °C; densidad: 7,90 g/cm³; χ (Pauling): 1,20; EO: +1, +2, +3; isótopos más estables: ¹⁵⁴Gd, ¹⁵⁵Gd, ¹⁵⁶Gd, ¹⁵⁷Gd, ¹⁵⁸Gd, ¹⁶⁰Gd; año de aislamiento: 1886 (Paul-Émile Lecoq de Boisbaudran, París, Francia).

El gadolinio fue descubierto por Jean Charles Galissard de Marignac en 1880, en Suiza. Marignac descubrió las líneas espectroscópicas de este nuevo elemento en muestras de gadolinita y didimia, minerales que contienen un buen número de elementos lantánidos. El óxido de gadolinio fue aislado por Paul-Émile Lecoq de Boisbaudran en 1886 y fue quien le dio el nombre al elemento. El elemento metálico no fue aislado hasta 1935.

El nombre se debe al mineral gadolinita del que se obtuvo, que a su vez fue nombrada así en honor a Johan Gadolin, químico, físico y mineralogista finlandés, que en 1792 describió el primer compuesto de tierras raras al que llamo óxido de itrio, obtenido de un mineral en Ytterby, Suecia. Gadolin se considera el pionero en la investigación de los elementos lantánidos.

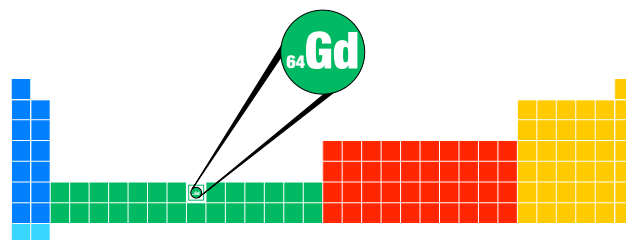
Como otros lantánidos, el gadolinio se encuentra fundamentalmente en los minerales monacita y bastnasita; los principales depósitos de estos minerales se encuentran en China, Estados Unidos, Rusia y la India. La abundancia natural del elemento en la corteza terrestre es de 6,2 mg/kg, por tanto, no es un elemento muy escaso. Se puede preparar a partir de los minerales anteriores por intercambio iónico y extracción. El elemento se puede obtener también mediante reducción con calcio del fluoruro de gadolinio anhidro.^[1,2]

Se trata de un metal plateado con lustre metálico maleable y dúctil (Figura 1). A temperatura ambiente cristaliza con empaquetamiento hexagonal compacto en su forma α , transformándose a partir de 1235 °C en la forma β , cúbica centrada en el cuerpo. El metal es relativamente estable en aire seco, pero se oxida en aire húmedo. Reacciona lentamente con agua y se disuelve en ácidos diluidos.

Como en el resto de los elementos lantánidos, los orbitales 4f no son apropiados para formar enlaces covalentes, por lo que la mayor parte de la química conocida del gadolinio lo es en su forma iónica Gd³⁺. Este ion es incoloro, y su gran tamaño hace que su índice de coordinación sea normalmente superior a 6. Existen compuestos binarios como haluros, óxidos, hidruros y estructuras ternarias tipo perovskita. También se han preparado numerosos complejos moleculares y MOFs. El metal tiene una gran utilidad en la formación de aleaciones, porque muy pequeños porcentajes (del orden del 1 %) mejoran de una forma muy importante la aplicabilidad y la resistencia a la oxidación de las aleaciones de hierro, cromo y otros metales a altas temperaturas.

Como la mayor parte de los lantánidos, algunos compuestos de gadolinio tienen propiedades fluorescentes y se han empleado en tubos de televisión en color.

Gran parte del interés por el ion Gd³⁺ deriva de que posee 7 electrones desapareados en sus orbitales 4f y, por tanto, tiene un gran momento magnético que le proporciona



interesantes aplicaciones. En la actualidad es importante como agente de contraste para mejorar la calidad de imágenes de resonancia magnética (MRI), que es un método de diagnóstico médico no invasivo usado para producir imágenes bidimensionales de tejidos u órganos. Para obtener dichas imágenes se inyectan de forma intravenosa disoluciones acuosas de complejos estables de gadolinio, pues el ion Gd³⁺ libre con radio iónico similar al Ca²⁺ podría sustituirlo y resultar por ello tóxico. Los complejos estables e inoocuos suelen tener ligandos con átomos de N y O dadores e índice de coordinación 8. En la actualidad, existen varios complejos comerciales de gadolinio, y la investigación en este campo continua muy activa.^[4]

Otra interesante aplicación consiste en la utilización de gadolinio y alguna de sus aleaciones como refrigeradores magnéticos, haciendo uso de la propiedad de desmagnetización adiabática y el efecto magnetocalórico.^[5]



Figura 1. Gadolinio metálico ultrapuro, de unos 2 cm de lado (<https://bit.ly/20o7GuG>, visitada el 26/03/2019)

BIBLIOGRAFÍA

- [1] D. F. Shriver, P. W. Atkins, C. H. Langford, *Química inorgánica*, 4.ª ed., McGraw-Hill, México, 2008.
- [2] N. N. Greenwood, A. Earnshaw, *Chemistry of the elements*, 2.ª ed., Butterworth-Heinemann, Oxford, 1997.
- [3] Chemical element, a virtual museum, bit.ly/2wleTVQ, visitada el 12/03/2019.
- [4] J. Estelrich, M. J. Sánchez-Martín, M. A. Busquets, Nanoparticles in magnetic resonance imaging: from simple to dual contrast agents, *Int. J. Nanomedicine*, **2015**, *10*, 1727–1741.
- [5] K. A. Gschneidner Jr., V. K. Pecharsky, A. O. Tsokol, Recent developments in magnetocaloric materials, *Rep. Prog. Phys.*, **2005**, *68*(6), 1479–1539.

PILAR GÓMEZ SAL
Universidad de Alcalá, Madrid
pilar.gomez@uah.es

Z = 65, terbio, Tb

El elemento luminiscente

CE: [Xe] 4f⁹6s²; PAE: 158,93; PF: 1356 °C; PE: 3230 °C; densidad: 8,2 g/cm³; χ (Pauling): 1,20; EO: 0, +1, +2, +3, +4; isótopo más estable: ¹⁵⁹Tb; año de aislamiento: 1905 (Georges Urbain, París, Francia).

El terbio es una tierra rara perteneciente al grupo de los lantanoides que presenta un total de 9 isótopos y 36 radioisótopos entre los cuales el ¹⁷¹Tb es el más pesado y el ¹⁵⁸Tb el más estable dentro de los radioisótopos sintéticos. Fue descubierto en 1843 por el químico sueco Carl Gustaf Mosander, quién lo identificó como una impureza del óxido de itrio. Su nombre proviene del pueblo sueco Ytterby situado en la isla de Resarö, famoso por su mina donde fue descubierto junto a otros elementos químicos. No obstante, no pudo ser aislado hasta 1905 por el químico francés Georges Urbain gracias a las técnicas de intercambio de iones que permiten separar los iones lantanoides.^[1]

El terbio no se encuentra en estado libre en la naturaleza sino que forma parte de diversos minerales, principalmente de fosfatos como la xenotima, YPO₄, y la euxenita, (Y, Ca, Er, La, Ce, U, Th)(Nb, Ta, Ti)₂O₆, con un contenido de Tb \geq 1 %, si bien se obtiene principalmente la monacita, (Ce La, Th, Nd, Y)PO₄. La disponibilidad del elemento es baja, hecho que constituye una fuente de preocupación para la mayoría de los países industrializados. Si bien los principales yacimientos comerciales se encuentran en el sur de China, también se extrae de yacimientos mineros situados en Australia, Brasil, Sri Lanka, India y Estados Unidos. Además, desde 2011 también se conocen grandes yacimientos en el fondo marino del océano Pacífico próximos a Hawái.^[2] En la actualidad, entre las vías alternativas para su purificación destaca la reducción de sus óxidos (terbia de color blanco, Tb₂O₃, o el óxido mixto de color marrón, Tb^{III,IV}O₇) mediante cloruro o fluoruro de calcio anhidro en un crisol de tántalo. El terbio elemental muestra un color blanco-plateado, es relativamente estable al aire frente a la oxidación y es maleable, dúctil y lo suficientemente blando como para poder ser cortado mediante un cuchillo (Figura 1). Cristaliza en una estructura hexagonal, si bien existe una segunda variedad alotrópica que implica una temperatura de transformación de 1289 °C.

Este metal reacciona con diferentes elementos a alta temperatura, entre los que se incluyen arsénico, silicio y carbono. Dado su carácter electropositivo reacciona con agua para dar hidróxido de terbio, Tb(OH)₃, e hidrógeno, H₂.



Figura 1. Muestra de terbio metálico de 235 g de alta pureza (99,9 %)^[3]

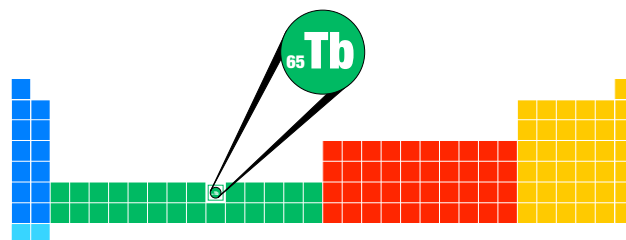


Figura 2. Crisoles de sulfato de terbio(III) (izda.) y su emisión verde bajo iluminación de luz UV (dcha.)^[5]

En su reacción con halógenos genera los correspondientes haluros y se disuelve rápidamente en ácidos diluidos acuosos que lo oxidan a su ion Tb³⁺, el cual genera sales caracterizadas por una fuerte emisión luminiscente de color verde cuando se encuentra excitado tras la absorción de luz UV (Figura 2). Esta propiedad puede dar lugar a un amplio número de aplicaciones, aunque el elevado coste del elemento supone una clara limitación. En primer lugar, el terbio se utiliza como agente dopante en materiales lumínicos empleados en pantallas de TV, móviles o fibras ópticas, donde este elemento genera un color verde de alta definición. En el ámbito biológico, los iones Tb³⁺ se emplean para localizar microbios o incluso determinar centros activos de proteínas dada su coordinación a los grupos ácidos de los residuos pertenecientes a los aminoácidos.^[4] Resulta interesante destacar que el brillo verde emitido por las bandas anti-falsificación bajo luz UV que incorporan los billetes de euro contienen compuestos formados por estos iones. Otras importantes aplicaciones derivan de sus propiedades magnéticas, ya que sus aleaciones con neodimio y disprosio generan imanes estables a altas temperaturas que son implementados en motores eléctricos.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] G. Eberhard, A spectroscopic investigation of Dr. Urbain's preparations of Terbium, *Astrophys. J.*, **1906**, 24, 309–332.
- [2] Noticia publicada en *El País* el 4 de julio de 2011, bit.ly/2BVfnUe, visitada el 27/02/2019.
- [3] Fotografía tomada de Apex Magnets, bit.ly/2T15ijb, fecha: 24 de mayo de 2010.
- [4] K. E. Sapsford, B. Wildt, A. Mariani, A. B. Yeatts, I. L. Medintz, en *FRET-Förster resonance energy transfer. From theory to applications*, I. L. Medintz, N. Hildebrandt (ed.), Wiley-VCH, Weinheim, 2013.
- [5] Fotografía tomada de Chemical Elements-A Virtual Museum, bit.ly/2Tpvuna, visitada el 27/02/2019.

JAVIER CEPEDA RUIZ
Sección Territorial del País Vasco de la RSEQ
Universidad del País Vasco / Euskal Herriko Unibertsitatea
javier.cepeda@ehu.es

Z = 66, disprosio, Dy

Un elemento difícil de obtener

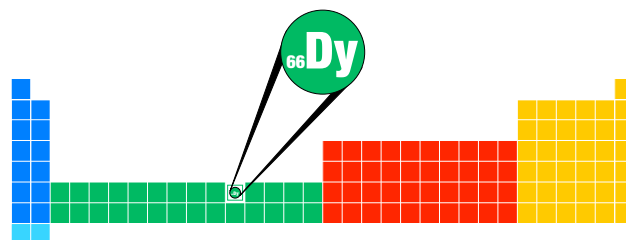
CE: [Xe] 4f¹⁰6s²; PAE: 162,50; PF: 1407 °C; PE: 2567 °C; densidad: 8,5 g/cm³; χ (Pauling): 1,22; EO: +2, +3, +4; isótopos más estables: ¹⁵⁶Dy, ¹⁵⁸Dy, ¹⁶⁰Dy, ¹⁶¹Dy, ¹⁶²Dy, ¹⁶³Dy, ¹⁶⁴Dy; año de aislamiento: 1886 (Paul Émile Lecoq de Boisbaudran, París, Francia).

El disprosio es una tierra rara perteneciente al grupo de los lantánidos de color blanco plateado (Figura 1). De sus isótopos naturales el ¹⁶⁴Dy es el más abundante, aunque se han sintetizado veintinueve radioisótopos con masas atómicas que varían entre 138 y 173. El disprosio se encuentra en minerales, normalmente en pequeñas cantidades, junto con erbio, holmio y otras tierras raras.

Este elemento fue identificado por primera vez en 1886, en París, por Paul Émile Lecoq de Boisbaudran, al separar óxido de disprosio a partir de óxido de holmio.^[1] Este científico francés, nacido en Cognac, se dedicó a la ciencia tras cierto tiempo en la empresa vitivinícola familiar. El procedimiento para separar el disprosio consistía en precipitarlo con amoniaco (para obtener su hidróxido correspondiente) o con oxalato, y tras ello, verificar las fracciones espectroscópicamente. Su nombre, del griego *dysprositos* que significa difícil de conseguir, se basa en los problemas que hubo en su obtención, ya que fueron necesarios 30 intentos para poder aislarlo a partir de su óxido. Cabe destacar que hicieron falta más de 60 años para poder aislar el disprosio en una forma relativamente pura, ya que esto no pudo ser posible hasta después del desarrollo de técnicas de intercambio iónico desarrolladas por Frank Spedding en la *Iowa State University* en la década de 1950.

En la actualidad, el disprosio, al igual que muchos otros lantánidos, puede encontrarse en minerales como la monacita, (TR)PO₄, o la bastnasita, (TR)CO₃F, y en menor cantidad en la xenotima, YPO₄, y la fergusonita, (Y,TR)NbO₄, donde TR = tierra rara. Su obtención se lleva a cabo mediante intercambio iónico o extracción con disolvente. Los iones disprosio reaccionan con flúor o con cloro para formar DyF₃ y DyCl₃, respectivamente. Estos haluros de disprosio son reducidos mediante calcio y litio para dar lugar a disprosio metálico. China, con el 99 % de su producción total anual, es el principal país productor de disprosio. En cualquier caso, existe un riesgo en aumento de su disponibilidad debido a su uso creciente, en la tecnología de teléfonos móviles, como se muestra en la tabla periódica de los elementos químicos de EuChemS.^[2]

La química del disprosio es similar a la del resto de lantánidos, donde predomina el estado de oxidación +3. El disprosio en contacto con el aire, o con oxígeno, se oxida para dar Dy₂O₃, óxido de color blanco, también conocido como disprosia. Al ser altamente electropositivo, reacciona con agua para formar Dy(OH)₃ y H₂(g). Con halógenos forma DyX₃ (donde X = haluro) y en disoluciones acuosas da lugar a sales de Dy(III). La mayoría de los compuestos de disprosio son solubles en agua, a excepción del Dy₂(CO₃)₃·4H₂O y el Dy₂(C₂O₄)₃·10H₂O. También utiliza su estado de oxidación +2 en algunos haluros (a excepción del fluoruro) y el estado de oxidación +4 en fluoruros ternarios, M₃DyF₇. En cuanto a la reactividad con no metales, el disprosio forma compuestos binarios a altas temperaturas,



tanto con su estado de oxidación +3 como con el +2, como, por ejemplo, DyN, DyS, Dy₂S₃.^[3]

Entre las aplicaciones del disprosio se puede destacar su uso en la aleación Terfenol-D, de fórmula Tb_xDy_{1-x}Fe₂ (donde x es aproximadamente 0,3). Es un material magnetostrictivo, que cambia de forma reversiblemente al aplicarle un campo magnético. El Terfenol-D tiene aplicaciones en los sistemas de sonar de los barcos y en todo tipo de sensores y transductores. Asimismo, junto con un poco de yoduro de cesio y bromuro de mercurio(II), el yoduro de disprosio(III) se utiliza en las lámparas conocidas como MSR (*Medium Source Rare Earth Lamps*, o lámparas de tierras raras de fuente media). Estas son lámparas de descarga donde el yoduro de disprosio(III) emite en un amplio rango de frecuencias. Al igual que otros lantánidos más pesados, el disprosio tiene un elevado número de electrones desapareados, lo que le da al metal y a sus iones una alta susceptibilidad magnética. Por ello, ha crecido su empleo en dispositivos de almacenamiento de datos. Otra característica del disprosio es su alta sección eficaz de absorción de neutrones térmicos. Por ello, se utiliza para fabricar las barras de control que se colocan en los reactores nucleares para absorber el exceso de neutrones en las reacciones de fisión.



Figura 1. Disprosio dendrítico ultrapuro^[4]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] P. E. Lecoq de Boisbaudran, L'holmine (ou terre X de M Soret) contient au moins deux radicaux métalliques, *Comptes Rendus*, **1886**, *143*, 1003–1006.
- [2] Element Scarcity – EuChemS Periodic Table, bit.ly/2Dpwa55, visitada el 25/02/2019.
- [3] N. N. Greenwood, A. Earnshaw, *Chemistry of Elements*, 2.ª ed., Butterworth-Heinemann, Oxford, 1997, pp. 1002–1039.
- [4] Fotografía de <https://bit.ly/2UXIJYn>, fecha: 6 de octubre de 2013.

SONIA PÉREZ YÁÑEZ
Sección Territorial del País Vasco de la RSEQ
Universidad del País Vasco / Euskal Herriko Unibertsitatea
sonia.perez@ehu.eus

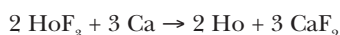
Z = 67, holmio, Ho

Un átomo, un bit

CE: [Xe] 4f¹⁶6s²; PAE: 164,93; PF: 1472 °C; PE: 2700 °C; densidad: 8,80 g/cm³; χ (Pauling): 1,23; EO: 0, +2, +3; isótopo estable: ¹⁶⁵Ho; año de aislamiento: 1878 (Per Teodor Cleve, Uppsala, Suecia, y Marc Delafontaine y Lous Soret, Ginebra, Suiza).^[1]

El holmio (procede de *Holmia*, nombre latino de Estocolmo) es un elemento de las tierras raras que fue descubierto en 1878 por Marc Delafontaine y Louis Soret independientemente, al observar líneas espectroscópicas previamente no registradas, tras lo que anunciaron el descubrimiento del “elemento X”. Un año más tarde, Per Teodor Cleve descubrió dos nuevos materiales, uno marrón que llamó holmia (Ho₂O₃) y otro verde que denominó tulia (Tm₂O₃), mientras trabajaba con erbia (Er₂O₃). El óxido de holmio fue aislado en 1886 por el químico francés Paul Lecoq de Boisbaudran por precipitación fraccionada, en primer lugar con una disolución acuosa de amoníaco y luego con una disolución saturada de sulfato de potasio, encontró que los constituyentes de la muestra impura de holmia precipitaban en el orden siguiente: terbio, disprosio, holmio y erbio. Finalmente, el metal puro fue aislado en 1911 por el científico sueco Otto Holmberg.^[2]

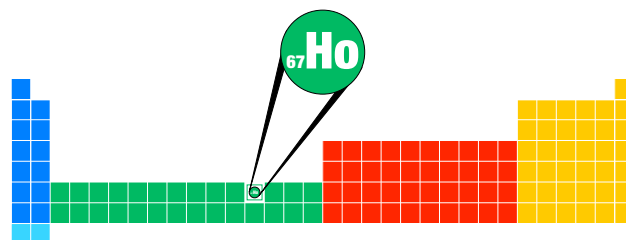
El holmio es un metal brillante, suave y lustroso de color plateado, dúctil y maleable (Figura 1). Presente a nivel de traza en la corteza terrestre en una proporción de 1,3±1 ppm, se encuentra en los minerales monacita y gadolinita. Los principales depósitos de holmio se hallan en China, EE. UU., Brasil, India y Australia. Este metal se obtiene comercialmente a partir del mineral monacita por intercambio iónico, un fosfato rico en elementos de las tierras raras, que puede llegar a contener hasta un 0,05 % de Ho. El elemento ha sido aislado mediante la reducción de su cloruro o fluoruro anhidro con calcio metálico.



Sólo tiene un isótopo estable, el holmio-165, pero se conocen 30 isótopos radiactivos sintéticos con masas ente 141 y 172, siendo el holmio-163 el de mayor vida media con 4570 años.



Figura 1. Holmio metal [bit.ly/2HFvhXI]



La estructura cristalina del metal se basa en un empaquetamiento hexagonal compacto, P6₃/mmc, a: 3,5773(1), c: 5,6158(1) Å.^[3]

Es un metal reactivo. Se oscurece lentamente en contacto con el aire, y arde con facilidad para formar trióxido de holmio. Es un elemento electropositivo y trivalente. Reacciona lentamente con agua fría y rápidamente con agua caliente para formar hidróxido de holmio. El holmio también reacciona con todos los halógenos para formar HoF₃ (rosa), HoCl₃ (amarillo), HoBr₃ (amarillo) y HoI₃ (amarillo). Se disuelve fácilmente en ácido sulfúrico diluido para formar disoluciones que contienen iones Ho(III) amarillos.

El Ho posee el momento magnético más alto (10,6 μB) de todos los elementos naturales. Esta propiedad se ha utilizado para crear los campos magnéticos más altos conocidos empleado aleaciones que contienen este metal. También tiene una alta capacidad de absorción de neutrones térmicos y se utiliza en las barras de control de los reactores nucleares.

El Ho₂O₃ tiene algunos cambios de color bastante espectaculares según las condiciones de iluminación. A la luz del día, tiene un color amarillo; bajo luz tricromática, es de color rojo anaranjado intenso. Este óxido es uno de los colorantes utilizados para la circonia cúbica y el vidrio, que proporciona coloración amarilla o roja. El vidrio que contiene Ho₂O₃ o disoluciones de óxido de holmio en ácido perclórico presenta picos agudos de absorción óptica en el rango espectral de 200 a 900 nm y, por ello, se utilizan como estándar de calibración para espectrofotómetros ópticos.

Los láseres de estado sólido Ho:YAG, que emiten luz a 2,1 μm, se emplean como quirúrgico multiusos. Se ha demostrado que son seguros y efectivos tanto en operaciones de tejidos blandos como para fragmentar cálculos.

En 2017, IBM anunció que habían desarrollado una técnica para almacenar un bit de datos en un solo átomo de holmio colocado en una lámina de óxido de magnesio. En esta configuración, el átomo presenta lo que se denomina biestabilidad magnética, tiene dos estados magnéticos estables con espines diferentes.^[4] Esto abre la puerta a que se pueden usar matrices de imanes de un solo átomo para futuros dispositivos de memoria.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] Holmium, Periodic table, Royal Society of Chemistry, rsc.li/2C2Q53C, visitada el 21/02/2019.
- [2] M. E. Weeks, *Discovery of the elements*, 6.ª ed., Ed. Journal of Chemical Education, Eaton, 1956.
- [3] F. H. Spedding, A. H. Daane, K. W. Herrmann, The crystal structures and lattice parameters of high-purity scandium, yttrium and the rare earth metals, *Acta Cryst.*, **1956**, *9*, 559–563.
- [4] F. D. Natterer, K. Yang, W. Paul, T. Choi, T. Greber, A. J. Heinrich, C. P. Lutz, Reading and writing single-atom magnets, *Nature*, **2017**, *543*, 226–228.

JUAN M. GUTIÉRREZ-ZORRILLA
Departamento de Química Inorgánica
Facultad de Ciencia y Tecnología
Universidad del País Vasco, UPV/EHU
juanma.zorrilla@ehu.es

Z = 68, erbio, Er

¿El elemento de las comunicaciones cuánticas del futuro?

CE: [Xe] 4f¹²6s²; PAE: 167,26; PF: 1529 °C; PE: 2868°C; densidad: 9,07 g/cm³; χ (Pauling): 1,24; EO: 0, +2, +3; isótopos más estables: ¹⁶²Er, ¹⁶⁴Er, ¹⁶⁶Er, ¹⁶⁷Er, ¹⁶⁸Er, ¹⁷⁰Er; año de aislamiento: 1934 (Wilhelm Klemm y Heinrich Bommer, Alemania).

El erbio fue identificado en 1843 por el químico sueco Carl Gustaf Mosander (Estocolmo, Suecia) en el mineral gadolinita (previamente denominado ytterbita o ytterita, porque se descubrió cerca de Ytterby, Suecia, y de ahí también el nombre del Er).^[1] Mosander, a partir de una muestra de óxido impuro (itria), obtenida de la gadolinita, logró aislar óxidos impuros de dos nuevos elementos lantánidos, que denominó erbia y terbia. El Er₂O₃ prácticamente puro lo aislaron, de forma independiente, George Urbain (París, Francia) y Charles James (New Hampshire, Estados Unidos) en 1905. La obtención del metal puro tuvo que esperar hasta 1934, cuando W. Klemm y H. Bommer lo aislaron al reducir ErCl₃ anhidro con vapor de K. La concentración de Er en la corteza terrestre es de aproximadamente 3,5 ppm (\approx 2,8 mg/kg), ocupando el puesto 45 por orden de abundancia de los elementos y el cuarto de los lantánidos.^[2] Los principales minerales de los que se extrae, así como su concentración en porcentaje y los países donde se encuentran, son: el fosfato monacita (0,40, Australia; 0,30, China; 0,07, Brasil), el fosfato xenotima (5,6, China; 5,4, Malasia) y las arcillas absorbentes de iones, tales como la laterita (4,9, China).^[1] El primer productor de este elemento y sus compuestos, y el que posee las mayores reservas, es China. La demanda ha ido creciendo en los últimos años, estimándose una producción mundial de 1000 toneladas/año en la actualidad, fundamentalmente de Er₂O₃. El Er no se encuentra de forma aislada en la naturaleza, sino mezclado con otros elementos, fundamentalmente lantánidos, por lo que para separarlos es necesario utilizar técnicas muy sofisticadas de cromatografía de cambio iónico y de extracción con disolventes.

En la actualidad, el Er se obtiene a partir de sus sales o del óxido por calentamiento con Ca a 1450 °C en atmósfera de Ar. También se obtiene muy puro mediante electrolisis del ErF₃ fundido. El Er puro es un metal blando, maleable, de color blanco plateado y con brillo metálico (Figura 1). Se comporta como antiferroimán por debajo de 85 K y como ferroimán por debajo de 20 K. Como metal tiene pocos usos, ya que, aunque muy lentamente, reacciona con el aire, perdiendo el brillo y se oxida a Er₂O₃, y con agua, generando Er(OH)₃ y H₂. A alta temperatura, reacciona con hidrógeno, boro, carbono, halógenos y elementos de los grupos del nitrógeno y del oxígeno, dando lugar, respectivamente, a los compuestos ErH₃ y ErH₂, ErB_n (n = 2, 4, 6, 25, 50), ErC₂, Er₂C₃, Er₃C₁₉, ErX₃ (X = F, Cl, Br, I), Er₂X₃ (X²⁻ = O, S, Se, Te) y ErX (X³⁻ = N, P, As, Sb). Los boruros y carburos muestran interesantes propiedades magnéticas.^[3] El Er se disuelve fácilmente en ácidos minerales diluidos, generando disoluciones a partir de las cuales cristalizan las correspondientes sales hidratadas de color rosa. Entre ellas, el nitrato, cloruro, bromuro, sulfato, perclorato y triflato que son solubles en agua. No reacciona con HF, ya que se pasiva con una capa protectora de ErF₃. Forma un gran número de compuestos de coordinación, fundamentalmente, con ligandos que poseen átomos dadores de oxígeno y/o de

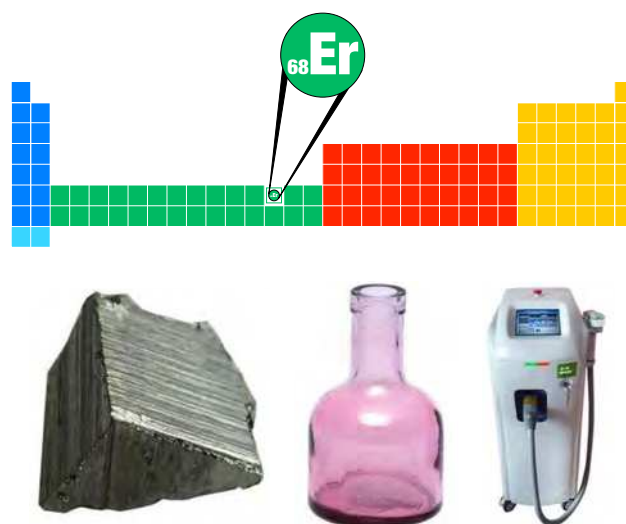


Figura 1. Er metal (izquierda), vidrio tintado con Er₂O₃ (centro) y láser de Er:YAG (derecha) [bit.ly/2UaV7ID]

nitrógeno. En todos ellos, el Er muestra invariablemente un estado de oxidación +3.^[2,3] No obstante, se pueden obtener complejos de Er(II), reduciendo compuestos organometálicos de tipo tris(ciclopentadienil)Er(III) con KC₈ en atmósfera de Ar.^[4]

Las principales aplicaciones del Er y sus compuestos son:^[1,2] (i) Absorbente de neutrones en las barras de control de los reactores nucleares. (ii) Aleación con V para disminuir la dureza y aumentar la maleabilidad de este metal. (iii) Debido a su alta estabilidad química, el Er₂O₃ se utiliza como colorante rosa del vidrio (Figura 1), porcelana y circonita (en bisutería). (iv) El Er₂O₃ absorbe en el IR, visible y UV, utilizándose en gafas de sol y gafas de seguridad de soldadores y trabajadores de la fabricación de vidrio. (v) Aprovechando las propiedades fluorescentes del Er³⁺, las fibras de vidrio ópticas, dopadas en su núcleo con este ion a intervalos regulares, permiten amplificar las señales ópticas transmitidas por la fibra óptica. Este proceso es de vital importancia en las telecomunicaciones ópticas a larga distancia. (vi) Cristales dopados con Er³⁺ se pueden utilizar para fabricar láseres (Figura 1) con aplicaciones en dermatología (eliminación de cicatrices, arrugas, tratamiento enfermedades de la piel, etc.) y en odontología (cirugía dental y eliminación de caries). Como potenciales aplicaciones futuras habría que destacar el uso de nanocristales o nanopartículas dopadas con Er³⁺ en bioimagen (mediante conversión ascendente de luz, “upconversion”) y en computación e internet cuánticos.^[5]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] J. H. L. Voncken, The rare earth elements. An introduction, Springer International Publishing, AG Switzerland, 2016.
- [2] S. Cotton, Lanthanide and actinide chemistry, Wiley, Chichester, Inglaterra, 2016.
- [3] D. A. Atwood, The rare earth elements: Fundamental and applications, Wiley, Chichester, Inglaterra, 2012.
- [4] M. R. MacDonald, J. E. Bates, M. E. Fieser, J. W. Ziller, F. Furcher, W. J. Evans, *J. Am. Chem. Soc.*, **2012**, *134*, 8420–8423.
- [5] M. Rančić, M. P. Hedges, R. L. Ahlefeldt, M. J. Sellars, *Nature Phys.*, **2018**, *14*, 50–54.

ENRIQUE COLACIO RODRÍGUEZ
Departamento de Química Inorgánica
Universidad de Granada
ecolacio@ugr.es

Z = 69, tulio, Tm

El menos abundante de los lantánidos encontrados de forma natural

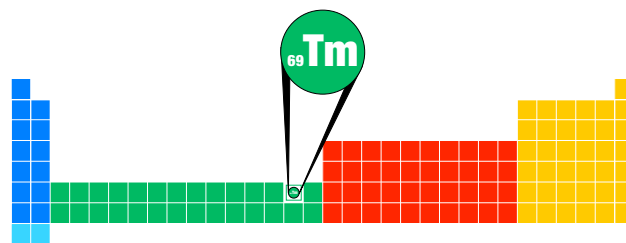
CE: [Xe] 4f¹³6s²; PAE: 168,93; PF: 1545 °C; PE: 1947 °C; densidad: 9,32 g/cm³; χ (Pauling): 1,2; EO: +2, +3; isótopo más estables: ¹⁶⁹Tm; año de aislamiento: 1879 (Per Teodor Cleve, Estocolmo, Suecia).

El tulio fue descubierto por el químico sueco Per Teodor Cleve 1879 al buscar impurezas en óxidos de tierras raras; el nombre procede de "Tule", la región escandinava donde fue aislado. El elemento aislado por Cleve, no era totalmente puro, y no se consiguió purificar hasta 1910 por el químico estadounidense Charles James. El tulio no se encuentra en la naturaleza en su forma pura, sino en pequeñas cantidades en minerales con otras tierras raras. Se extrae por intercambio iónico de los minerales de monacita (agrupación de varios minerales, fuente importante de tierras raras), que contiene aproximadamente el 0,007 % del elemento, encontrados en las arenas de los ríos, así como por reducción del óxido con lantano metálico o por reducción del fluoruro anhidro con calcio.^[1,3] Los costes, cada vez más bajos de estas técnicas de separación han llevado a aumentar la producción de tulio en la actualidad. El mayor productor de tulio es China, pero otros países como Austria, Brasil, Estados Unidos, Groenlandia, India y Tanzania tienen reservas del metal. El total de reservas es de unas 100.000 toneladas. Es el menos abundante de los lantánidos en la Tierra, a excepción del prometio.

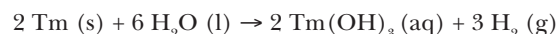
El tulio que se encuentra en la naturaleza, está compuesto por un isótopo estable, ¹⁶⁹Tm (100 % de abundancia en la naturaleza). De los 31 isótopos conocidos, el ¹⁷¹Tm (con una vida media de 1,92 años), el ¹⁷⁰Tm (93,1 días) y el ¹⁶⁷Tm (9,25 días), se consideran los isótopos más estables. Los restantes isótopos radiactivos poseen vidas medias inferiores a 64 horas. Es un metal blando, con lustre gris plateado brillante (Figura 1),^[2] maleable y dúctil. El tulio es ferromagnético a temperaturas inferiores a 32 K, antiferromagnético entre 32 y 56 K y paramagnético por encima de 56 K. Es estable al aire, aunque debe ser protegido de la humedad en recipiente cerrado. Se oxida lentamente al aire y arde a una temperatura de 150 °C, formando óxido de tulio(III):



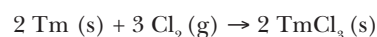
Figura 1. Tulio sublimado dendrítico y cubo de 1 cm de lado^[2]



Es bastante electropositivo, reacciona lentamente en agua fría y rápidamente en agua caliente para dar hidróxido:



Reacciona con todos los halógenos lentamente a temperatura ambiente, aunque son más rápidas a temperaturas superiores a los 200 °C, dando lugar a los correspondientes halogenuros de tulio(III):



Se disuelve en ácido sulfúrico diluido dando lugar a soluciones de color verde pálido, que contienen el acuatión $[\text{Tm}(\text{H}_2\text{O})_9]^{3+}$ y reacciona con varios elementos metálicos y no metálicos formando un conjunto de compuestos binarios donde puede presentar estados de oxidación (II) y (III), siendo este último el más común, y el único observado en sus disoluciones.

El compuesto de tulio comúnmente denominado tulia (Tm_2O_3) es un polvo blanco con matiz verdoso, ligeramente higroscópico, que absorbe agua y dióxido de carbono. Presenta incandescencia rojiza al ser calentado, que puede cambiar a amarillenta y, más tarde, a blanca, si se sigue calentando. Es ligeramente soluble en ácidos fuertes, se obtiene por calcinación de oxalato de tulio y sales de otros oxoácidos o hidróxidos. Es fuente del metal tulio.^[3]

El ¹⁶⁹Tm tiene uso potencial en materiales cerámicos magnéticos llamado *ferritas*, usados en equipamientos de microondas.^[4] El ¹⁷⁰Tm radiactivo se usa frecuentemente como fuente de rayos X en unidades portátiles.^[3]

El tulio se ha usado en la preparación de superconductores de alta temperatura al igual que el itrio. También puede usarse en la fabricación de televisores en color y lámparas fluorescentes. El polvo de tulio y en partículas finas es peligroso cuando se inhala o se ingiere, pudiendo causar embolias pulmonares, especialmente durante exposiciones largas. Puede ser un problema medioambiental, si se acumula en suelos y en medios acuáticos, lo que podría llevar a incrementar sus niveles en los vivos, especialmente el hombre.^[4] Las sales solubles de tulio son ligeramente tóxicas, pero las sales insolubles no son tóxicas. No se conoce un papel biológico de este elemento.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] J. Rumble, Editor-in-chief, *CRC Handbook of Chemistry and Physics*, 99.ª ed., CRC Press, Boca Ratón, 2018.
- [2] Fotografía de Alchemist-hp, www.pse-mendeleejew.de, fecha: 10 de enero de 2019.
- [3] R. J. Lewis, *Diccionario de química y productos químicos*, traducción de L. G. Ramos, T. L. Aranguren, 15.ª ed., Ediciones Omega, Barcelona, 2008.
- [4] Tulio, Lennotech, bit.ly/2H3mCwP, visitada el 10/01/2019.

JOSEFA MARÍA GONZÁLEZ PÉREZ
Departamento de Química Inorgánica
Facultad de Farmacia, Universidad de Granada
jmgp@ugr.es

Z = 70, iterbio, Yb

El iterbio natural es mezcla de siete isótopos estables

CE: [Xe] 4f¹⁴6s²; PAE: 173,05; PF: 824 °C; PE: 1196 °C; densidad: 6,965 g/cm³; EO: +2 y +3; isótopos más estables: ¹⁶⁸Yb, ¹⁷⁰Yb, ¹⁷¹Yb, ¹⁷²Yb, ¹⁷³Yb, ¹⁷⁴Yb, ¹⁷⁶Yb); año de descubrimiento: 1878 (Jean Charles Galissard de Marignac, Ytterby, Suecia).^[1]

En 1878, el químico suizo Jean Charles Galissard de Marignac separó de la tierra rara erbia, un nuevo componente que llamó iterbia, por la ciudad sueca Ytterby, cerca de donde fue encontrado. Sospechó que contenía un nuevo metal al que denominó iterbio. En 1905, una nueva tierra rara fue separada de la iterbia, que recibió el nombre de lutecia, de la que se separó un nuevo elemento: el lutecio, que fue atribuido a Georges Urbain, y el iterbio, tras disputas, a Marignac. En 1953, Daane, Dennison y Spedding prepararon una forma mucho más purificada, de la cual se pudieron determinar sus propiedades físicas y químicas.^[1] El iterbio metálico está disponible comercialmente con una pureza de ~ 99,9 %.

Posee tres formas alotrópicas (α , β y γ) con temperaturas de transformación a -13 °C y 795 °C. La forma β tiene una conductividad de tipo metálico, pero se convierte en semiconductor a una presión superior a 16000 atm. El iterbio natural es una mezcla de siete isótopos estables (¹⁶⁸Yb, ¹⁷⁰Yb, ¹⁷¹Yb, ¹⁷²Yb, ¹⁷³Yb, ¹⁷⁴Yb –el más abundante– y ¹⁷⁶Yb). Se conocen, además, otros veintisiete radioisótopos, que son muy inestables.

Tiene brillo plateado, es suave, maleable y bastante dúctil y, aunque es bastante estable, sin embargo, debe mantenerse en recipientes cerrados para protegerlo del aire y la humedad (Figura 1). Es fácilmente atacado y disuelto por ácidos diluidos y amoníaco líquido.

El iterbio se asemeja a los metales alcalinos y alcalinotérreos en su fácil disolución en amoníaco líquido, produciendo soluciones de color azul intenso, muy reductoras. El resto de elementos lantánidos son menos solubles o esencialmente insolubles en amoníaco líquido.^[5]

Se conocen combinaciones con haluros, óxidos y oxosales de este elemento. El Yb₂O₃ es un sólido blanco cuando está exento de tulio, pero ligeramente amarillento o pardo, cuando lo contiene. Soluble en ácidos diluidos calientes, es algo menos soluble cuando están fríos. Puede absorber agua y dióxido de carbono. Se usa en aleaciones especiales, cerámicas dieléctricas, vidrios especiales o como catalizador. El Yb₂O₃ puede ser reducido a YbO con iterbio elemental, que cristaliza en la misma estructura que el cloruro de sodio. El YbF₃ es un sólido insoluble en agua, aunque higroscópico.^[3] Se emplea como agente de relleno inerte y no tóxico en empastes dentales y como liberador de iones fluoruro. El YbCl₃·6H₂O se presenta en forma de cristales verdes, que pierden el agua a 180 °C, y es muy soluble en agua e higroscópico. Es un ácido de Lewis y se usa como catalizador en química orgánica. El sulfato de iterbio(III), Yb₂(SO₄)₃·8H₂O, es un sólido cristalino, soluble en agua, usado fundamentalmente en investigación química.^[3] También se usa el nitrato de iterbio(III) pentahidrato, Yb(NO₃)₃·5H₂O, por la reconocida solubilidad de este tipo de oxosales y la menor capacidad coordinante del ion nitrato.

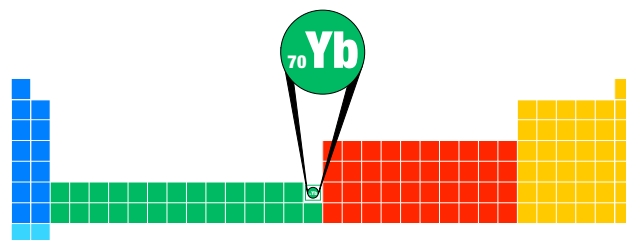


Figura 1. Iterbio metálico^[2]

El iterbio puede llegar al medio ambiente por los vertidos de industrias petroquímicas o por electrodomésticos en desuso. Se puede acumular gradualmente en los suelos y contaminar sus aguas, lo que puede incrementar su concentración en los seres humanos y otros animales, hasta provocar daños en las membranas celulares y afectar al sistema nervioso central.^[4]

Este elemento tiene baja toxicidad y no tiene un papel biológico conocido. Todos los compuestos de iterbio son tratados como altamente tóxicos, aunque parecen mostrar un peligro mínimo. Causan irritación en la piel humana y en los ojos y algunos pueden ser cancerígenos.

El iterbio se usa para la fabricación de láseres, televisores en color, lámparas fluorescentes así como en investigación química.^[4] También se utiliza como agente reforzante en aceros inoxidables y se ha empleado para fabricar medidores de tensión debido a que se convierte en semiconductor a alta presión. Además, su isótopo radioactivo ¹⁶⁹Yb se usa en equipos de rayos X portátiles y en relojes atómicos donde el ¹⁷⁴Yb ultra-frío promete una precisión superior a un segundo en 50 mil millones de años, más de diez veces la edad de la Tierra.^[6]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] a) J. Rumble, Editor-in chief, *CRC Handbook of Chemistry and Physics*, 99.^a ed., CRC Press, Boca Ratón, 2018; b) A. H. Daane, D. H. Dennison, F. H. Spedding, The preparation of samarium and ytterbium metals, *J. Am. Chem. Soc.*, **1953**, 75(9), 2272–2273.
- [2] Iterbio metálico, Wikipedia, bit.ly/2UTfhDX, visitada el 25/02/2019.
- [3] R. J. Lewis, *Diccionario de química y productos químicos*, traducción de L. G. Ramos, T. L. Aranguren, 15.^a ed., Ediciones Omega, Barcelona, 2008.
- [4] Iterbio, Lenntech, bit.ly/2TsvheI, visitada el 25/02/2019.
- [5] J. C. Bailard *et al.* (ed.), *Comprehensive inorganic chemistry*, vol. 4, Pergamon Press, Londres, 1973.
- [6] A. Skelton, B. F. Thornton, Interaction of ytterbium, *Nat. Chem.*, **2017**, 9, 402–402.

JUAN NICLÓS GUTIÉRREZ
Departamento de Química Inorgánica, Facultad de Farmacia
Universidad de Granada
jniclos@ugr.es

Z = 71, lutecio, Lu

Un elemento muy escondido

CE: [Xe] 4f¹⁴5d¹6s²; PAE: 174,97; PF: 1652 °C; PE: 3402 °C; densidad: 9,84 g/cm³; χ (Pauling): 1,27; EO: +2, +3; isótopos más estables: ¹⁷⁵Lu, ¹⁷⁶Lu; año de identificación: 1907 (Georges Urbain, París, Francia; Carl Auer von Welsbach, Viena, Austria; Charles James, New Hampshire, EE. UU., de forma independiente); año de aislamiento: 1953.^[1]

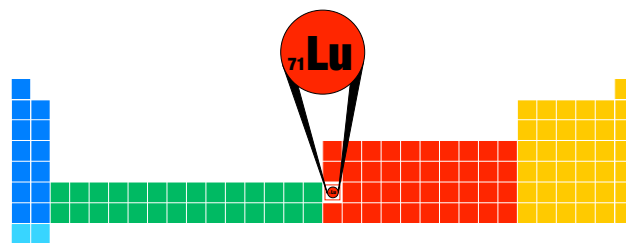
El inicio del estudio de las denominadas “tierras raras” comenzó en 1787, cuando el militar ilustrado Carl Axel Arrhenius (1757-1824) encontró en una cantera de Ytterby (Suecia) un extraño mineral de color negro al que denominó “piedra pesada de Ytterby”. El químico suizo Jean Charles Galissard de Marignac (1817-1894) lo analizó, deduciendo (erróneamente) que estaba compuesto únicamente por un metal desconocido con impurezas. Marignac no podía saber que en su composición se encontraban los diez elementos que ahora denominamos Sc, Y, Gd, Tb, Dy, Ho, Er, Tm, Yb y Lu, porque los medios experimentales de su época no estaban lo suficientemente desarrollados. Pero gracias a las mejoras en los métodos de análisis espectral y en los procesos electrolíticos que se produjeron a partir de 1860 se encontraron evidencias de la existencia de todos ellos, aunque tuvieron que pasar 120 años hasta que el lutecio se pudiera identificar como un elemento nuevo: fue en 1907, cuando tres científicos presentaron los resultados de sus investigaciones casi de forma simultánea: El austríaco Carl Auer von Welsbach (1858-1929), el francés Georges Urbain (1872-1938), y el británico afincado en Estados Unidos, Charles James (1880-1928).^[2]

Los dos primeros propusieron diferentes nombres para el nuevo elemento: Urbain lo denominó *lutecium* (por *Lutèce*, el antiguo nombre de París), mientras que Welsbach eligió *cassiopeium* (por la estrella *Cassiopeia*).^[3] La prioridad de su reconocimiento como un nuevo elemento generó discusiones entre ellos, porque se acusaban mutuamente de plagio. Finalmente, la IUPAC reconoció la prioridad de Urbain y adoptó el nombre *lutecium* para el nuevo elemento, que en 1949 se cambió a *lutetium*.^[4] A pesar de sus esfuerzos, ninguno de estos científicos llegó a obtener lutecio puro, porque su aislamiento resulta tan difícil que podemos afirmar que es un elemento muy escondido.

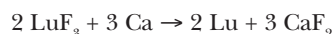
El lutecio es un metal de color plateado, blando y dúctil (Figura 1), que en la naturaleza se encuentra mezclado con



Figura 1. Muestra de lutecio puro (<https://bit.ly/2udQcrG>, visitada el 10/01/2019)



otros lantánidos en los minerales monacita, xenotima y bastnasita. Los dos primeros son ortofosfatos del tipo LnPO₄, donde Ln denota una mezcla de todos los lantánidos excepto el prometio (por ser extremadamente raro), y el tercero es un fluorocarbonato, LnCO₃F. La principal mena de lutecio comercialmente explotable es la monacita (contiene un 0,003 % de Lu), y para separar las mezclas de lantánidos a partir de los minerales en metales individuales el proceso es complejo. Inicialmente, se extraen en forma de sales mediante ácido sulfúrico (H₂SO₄), ácido clorhídrico (HCl) e hidróxido de sodio (NaOH), y a continuación, las mezclas de sales de lantánidos se purifican con técnicas de complejación selectiva, extracciones con disolventes y cromatografía de intercambio iónico. En particular, el lutecio puro se obtiene a través de la reducción del fluoruro de lutecio con calcio metálico según la reacción:



La química del lutecio se asemeja a la del resto de sus “hermanos” lantánidos, en los que, como curiosidad, se produce el efecto denominado “contracción de los lantánidos” que hace que el tamaño del átomo disminuya al pasar del lantano al lutecio y genere la mengua de su volumen atómico.

El lutecio metálico es muy caro y apenas se utiliza excepto en investigación, donde se está probando como catalizador para el craqueo de hidrocarburos en refinerías de petróleo.^[4] Asimismo, el isótopo radiactivo ¹⁷⁶Lu de origen natural (con una vida media de 38 mil millones de años) se utiliza para determinar la edad de los meteoritos, y además se está investigando la utilidad de alguno de los 33 radioisótopos identificados, como el ¹⁷⁷Lu, en el tratamiento de algunos tipos de cáncer.^[5]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] Lutetium, RSC, rsc.li/2yKUoTm, visitada el 06/03/2019.
- [2] C. Auer von Welsbach, Über die elemente der yttergruppe (I. Teil), *Monatsh. Chem.*, **1907**, 27, 935–946; G. Urbain, Un nouvel élément: le lutécium, résultant du dédoublement de l'ytterbium de Marignac, *Compt. Rend. Hebd. Séances Acad. Sci.*, **1907**, 145, 759–762; Ch. James, A new method for the separation of the yttrium earths, *J. Am. Chem. Soc.*, **1907**, 29(4), 495–499.
- [3] G. Urbain, Lutécium und Neoytterbium oder Cassiopeium und Aldebaranum - Erwiderung auf den artikel des herrn Auer v. Welsbach, *Monatsh. Chem.*, **1909**, 31(10), 1–6; C. A. von Welsbach, Die zerlegung des ytterbiums in seine elemente, *Monatsh. Chem.*, **1908**, 29(2), 181–225.
- [4] E. J. Baran, La fascinante historia del descubrimiento de las tierras raras, *Anales Acad. Nac. de Cs. Ex., Fís. y Nat.*, **2016**, 68, 85–105.
- [5] M. Weineisen *et al.*, ⁶⁸Ga and ¹⁷⁷Lu labeled PSMA I&T: Optimization of a PSMA-Targeted theranostic concept and first proof-of-concept human studies, *JNM*, **2015**, 56(8), 1169–1176.

INÉS PELLÓN GONZÁLEZ
Presidenta del GEHCi de la RSEQ
Vocal de la S. T. del País Vasco de la RSEQ
Universidad del País Vasco (UPV/EHU)
Real Sociedad Bascongada de los Amigos del País
ines.pellon@ehu.es

Z = 72, hafnio, Hf

El elemento químico gemelo y esquivo acompañante del circonio

CE: [Xe] 4f¹⁴5d²6s²; PAE: 178,49; PF: 2231 °C; PE: 4603 °C; densidad: 13,1 g/cm³; χ (Pauling): 1,3; EO: -2, 0, +1, +2, +3, +4; isótopos más estables: ¹⁸⁰Hf, ¹⁷⁹Hf, ¹⁷⁸Hf, ¹⁷⁷Hf, ¹⁷⁶Hf; año de descubrimiento: 1923 (Dirk Coster y George Hevesy, Copenhague, Dinamarca).

El hafnio fue el penúltimo de los elementos estables en ser descubierto (el último fue el renio, 1925) y el primero de todos identificado mediante análisis de rayos X aplicando la ley de Moseley. Mendeléiev había predicho en 1869 la existencia de un análogo del titanio y el circonio con peso atómico cerca de 180. Sin embargo, en las décadas que siguieron solo se hicieron propuestas erradas, como su controvertida asignación en 1911 a un elemento de las tierras raras, al que Georges Urbain llamó *celtium* y cuya naturaleza y aislamiento fueron finalmente rebatidos. En 1923, Coster y Hevesy publicarían el descubrimiento del elemento con Z = 72 en Copenhague (*Hafnia* en latín), al que propusieron el nombre de *hafnium* y al que caracterizaron, como anticipaba el modelo de Bohr, con un metal del grupo 4.^[1] En el hallazgo resultó decisiva la sugerencia de Fritz Paneth de buscarlo entre los minerales del circonio.^[2]

No hay dos elementos más parecidos químicamente y difíciles de separar y distinguir que el hafnio y el circonio. Con radios casi idénticos por la contracción lantánida, el hafnio se presenta en la naturaleza oculto entre el circonio (*e.g.*, Hf:Zr ≤ 5 % en circón, ZrSiO₄, o baddeleyita, ZrO₂). Aunque en 2018 fue noticia la detección de depósitos submarinos en Canarias ricos en hafnio, sus principales menas se explotan en Australia, Sudáfrica y China. Su presencia en la corteza terrestre se estima en unos 3 ppm, pero se prevé una demanda creciente y un grave riesgo de escasez en los próximos 100 años.^[3] Inicialmente, Jantzen y Hevesy lo separaron del circonio en recristalizaciones repetidas de complejos fluoruro (hoy se usan extracciones, métodos electroquímicos, intercambio iónico, etc.). En 1925, van Arkel y de Boer aislaron el metal puro usando su método de descomposición de yoduros en filamento caliente. Actualmente, casi todo el hafnio se obtiene por el método Kroll reduciendo el HfCl₄ procedente del refinado del circonio. La producción del metal es limitada (*ca.* 70 t en 2016) y se realiza casi en exclusiva en EE. UU. y Francia, los mayores constructores de centrales nucleares.

El hafnio es un metal dúctil de lustre plateado (Figura 1), que tiene una densidad que dobla a la del circonio por su peso atómico, también doble, y su mismo radio. Se pasiva con una fina película de óxido resistente al ataque de álcalis y ácidos, excepto HF. No obstante, de acuerdo con su carácter reductor, en polvo es pirofórico y reacciona en caliente con la mayoría de los no metales. Su química es casi idéntica a la del circonio, pero menos conocida, dando compuestos isoestructurales que se diferencian escasamente en unas pocas propiedades (*e.g.*, solubilidad y volatilidad). El estado de oxidación +4 es el dominante en sus combinaciones y el único estable en agua. Los estados de oxidación +3 a +1 se dan en compuestos simples como haluros y derivados, y los más bajos se alcanzan en sus complejos organometálicos. Entre estos últimos destacan la especie de 18 e⁻ [Hf(CO)₆]²⁻ con Hf(-2),^[5] o el complejo [Hf(η⁵-Cp)₂(η¹-Cp)₂] (Cp = ciclopentadienilo), el primero reconocido con una estructura diferente a la del análogo del

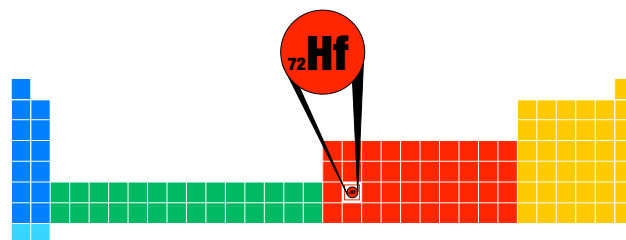


Figura 1. Hafnio electrolítico (muestra de unos 3 cm de largo)^[4]

circonio [Zr(η⁵-Cp)₃(η¹-Cp)]. Por su tamaño, el metal puede mostrar números de coordinación desde 4, por ejemplo con ligandos amiduro voluminosos, mayores de 6 con ligandos duros (O y N-dadores o F⁻), o hasta 12 como formalmente se asigna en los complejos con ligandos tetrahidruoborato [M{(μ-H)₃BH₄}] (M = Zr, Hf).

Junto a la densidad, la otra gran diferencia del hafnio con el circonio es su mayor capacidad (600 veces) para capturar neutrones. Por su resistencia térmica, mecánica y química, los dos tienen aplicaciones nucleares, pero muy dispares. Con hafnio se hacen barras de control para el reactor, mientras que en recubrimientos del material fisil se usa circonio purificado, libre de hafnio, para que sea transparente a los neutrones. El hafnio con carbono y nitrógeno, u otros metales, forma cerámicas refractarias, o superaleaciones, muy duras, resistentes al desgaste, que soportan condiciones extremas y que son útiles en la industria aeroespacial, en herramientas de corte de alta velocidad o en boquillas de sopletes de plasma. Algunos de estos materiales registran puntos de fusión récord (*e.g.*, HfC, 3.890 °C; HfN, 3310 °C; Ta₄HfC₃, 4215 °C). Otras aplicaciones específicas son el uso de HfO₂ en la mejora del rendimiento a alta temperatura y miniaturización de microprocesadores, catálisis con complejos hafnoceno, o análisis isotópicos de ¹⁷⁶Hf para datos geológicos.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] D. Coster, G. Hevesy, On the missing element of atomic number 72, *Nature*, **1923**, *111*, 79–79.
- [2] E. R. Scerri, Prediction of the nature of hafnium from chemistry, Bohr's theory and quantum theory, *Ann. Sci.*, **1994**, *51*, 137–150.
- [3] Element scarcity, EuChemS Periodic Table, bit.ly/2Dpwa55, visitada el 06/02/2019.
- [4] Fotografia de Chemical Elements: A Virtual Museum, bit.ly/2TFKavf, visitada el 06/02/2019.
- [5] J. E. Ellis, K. M. Chi, Synthesis, isolation, and characterization of [K(cryptand 2.2.2)]₂[Hf(CO)₆], *J. Am. Chem. Soc.*, **1990**, *112*, 6022–6025.

JUAN CARLOS FLORES
Departamento de Química Orgánica y Química Inorgánica
Universidad de Alcalá, Alcalá de Henares
Instituto de Investigación Química Andrés Manuel del Río
juanc.flores@uah.es

Z = 73, tántalo, Ta

Esencial en electrónica, refractario
y biocompatible

CE: [Xe] 4f¹⁴5d³6s²; PAE: 180,95; PF: 3017 °C; PE: 5455 °C; densidad: 16,69 g/cm³; χ (Pauling): 1,5; EO: -3, -1, +1, +2, +3, +4, +5; isótopos más estables: ¹⁸⁰Ta, ¹⁸¹Ta; año de aislamiento: 1844 (Heinrich Rose, Alemania).

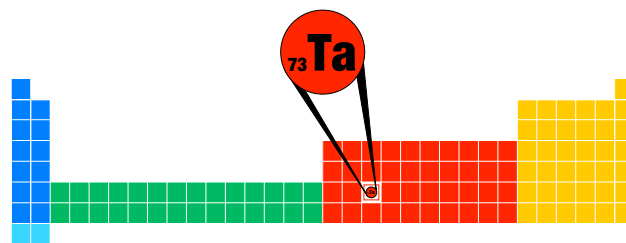
El nombre del elemento hace referencia al rey *Tántalo*, padre de *Niobe* en la mitología griega, que fue castigado a pasar sed y hambre eternamente. Así lo bautizó en 1802 su descubridor, Anders Ekeberg, al parecer porque no se disolvía al sumergirlo en ácidos. Este químico sueco identificó el elemento en dos muestras procedentes una de Suecia y otra de Finlandia; sin embargo, cuando William Wollaston analizó dichos minerales declaró que lo que contenían era niobio, metal de su mismo grupo y con el que el tántalo comparte un comportamiento químico similar. No fue hasta 1844 cuando Heinrich Rose terminó con la polémica al separar ambos elementos de una muestra de columbita. El primer método comercial para aislar el tántalo fue propuesto por Jean Charles Galissard de Marignac en 1866, y fue utilizado durante décadas, aunque la primera muestra del metal relativamente puro no fue producida hasta 1903 por Werner von Bolton.

Los procesos actuales de producción del tántalo son variantes del ideado por Marignac y comienzan con la lixiviación del mineral, normalmente con ácido fluorhídrico. La separación del niobio puede realizarse por precipitación fraccionada o, más habitualmente, por extracción líquido-líquido con disolventes orgánicos como la metilisobutil cetona. Las disoluciones de tántalo así obtenidas se neutralizan para que precipite el óxido hidratado que, una vez calcinado, genera Ta₂O₅. La reducción de este óxido con sodio o carbono da lugar al metal, que puede refinarse por el método de la zona flotante para dar lingotes (Figura 1). Alternativamente, puede obtenerse por electrólisis en una versión modificada del proceso Hall-Héroult de obtención de aluminio y como subproducto de la extracción de estaño.^[1,2]

La química del tántalo es sobre todo la del estado de oxidación +5, la reducción a estados de oxidación inferiores es difícil y da lugar a compuestos que, salvo en el caso de los clústeres, son inestables. Por otra parte, los deriva-



Figura 1. Cristal de tántalo de elevada pureza (99,999 %) preparado mediante el método de zona flotante, fragmentos cristalinicos y cubo de 1 cm³ (99,99 % = 4N) para su comparación^[5]



dos organometálicos de tántalo son más estables que sus análogos de niobio y algunos presentan aplicaciones interesantes en catálisis.

El tántalo es un metal gris azulado que puede ser pulido para que adquiera un brillo plateado. Una de sus principales aplicaciones es la fabricación de condensadores electrolíticos.^[4] En estos dispositivos el ánodo está formado por tántalo recubierto de una finísima capa de su propio óxido que actúa como un aislante. Esto otorga a los condensadores de tántalo una gran capacidad por unidad de volumen lo que los hace muy populares en aplicaciones miniaturizadas como los teléfonos móviles y convierte a este metal en una materia prima muy demandada. Baste saber que, aunque solo hay unos 40 mg de tántalo en cada teléfono móvil, en 2017 se vendieron más de 1500 millones [goo.gl/wn7xPW] a los que debemos sumar los ordenadores, tabletas, consolas, etc. Sin embargo, lamentablemente no disponemos de unas grandes reservas de tántalo. Su principal fuente es el mineral columbita-tantalita, coltán, que se extrae mayoritariamente en las minas de Australia, Canadá y Brasil, aunque también hay importantes reservas en Venezuela y África Central. Está considerado un recurso de conflicto ya que, aunque la contribución de la minería de países como el Congo al mercado oficial del coltán es pequeña, resulta de vital importancia para la financiación de los conflictos bélicos en algunas zonas.^[3]

Este escaso metal también puede utilizarse en la fabricación de piezas para motores tipo *jet* y reactores nucleares debido a que es capaz de soportar altísimas temperaturas. No en vano su punto de fusión es superior a 3000 °C, entre los más altos de los metales, siendo solo superado por los de wolframio y renio. Además, no provoca respuesta inmune en mamíferos lo que lo hace un candidato ideal para la fabricación de material quirúrgico e implantes, habitualmente combinado con otros metales, puesto que su alta densidad provocaría un exceso de peso en prótesis de gran tamaño. El hilo de tántalo proporciona excelentes resultados en suturas cutáneas, en mallas abdominales y en reparación nerviosa.^[2,4]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] N. N. Greenwood, A. Earnshaw, *The chemistry of the elements*, 2.^a ed., Butterworth-Heinemann, Oxford, 1997, pp. 977–1001.
- [2] J. A. Helsen, Y. Missirlis, *Biomaterials, a Tantalus experience*, Springer-Verlag, Berlín, 2010, pp. 109–117.
- [3] Element Scarcity – EuChemS Periodic Table, bit.ly/2Dpwa55, visitada el 07/02/2019.
- [4] Tantalum-Niobium International Study Centre, https://www.tanb.org/, visitada el 07/02/2019.
- [5] Fotografía de Alchemist-hp, goo.gl/d7cDQo, fecha: 7 de febrero de 2019.

MARÍA JOSÉ RUIZ GARCÍA
Universidad de Castilla-La Mancha
Ciencia a la carta
MJ.Ruiz@uclm.es

Z = 74, wolframio, W

El único elemento químico aislado
en la Península Ibérica

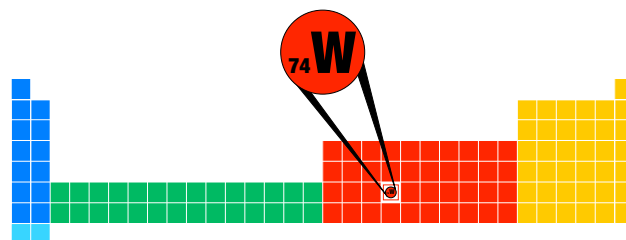
CE: [Xe] 4f¹⁴5d⁴6s²; PAE: 183,84; PF: 3414 °C; PE: 5555 °C; densidad: 19,3 g/cm³; χ (Pauling): 2,36; EO: -4, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5, +6; isótopos más estables: ¹⁸²W, ¹⁸⁴W, ¹⁸⁶W; año de aislamiento: 1783 (Juan José y Fausto Delhuyar, Bergara, España).

El wolframio (*tungsten* según la IUPAC) fue identificado por los químicos suecos Carl Wilhelm Scheele y Torbern Olof Bergman en 1781 en el mineral scheelita (CaWO₄) y le dieron el nombre de *tungsten* (del sueco, que significa una piedra pesada) de la que extrajeron su óxido, pero no fueron capaces de aislar el nuevo metal. En 1783, los hermanos Juan José y Fausto Delhuyar, nacidos en Logroño (España) de familia vasco-francesa, lo aislaron en Bergara (España) del mineral wolframita [(Fe,Mn)WO₄] y propusieron el nombre de *volfran* o *volfranium* (del nombre del mineral en alemán *wolfram*, *wolf*, lobo y *rahm*, baba o espuma, que significa devorador de estaño), de ahí que su nombre en español sea wolframio y su símbolo W.^[1,2]

En la actualidad, el wolframio se obtiene todavía según el procedimiento de los hermanos Delhuyar. A partir de minerales que contienen wolframato se prepara el WO₃, que se reduce con carbono o hidrógeno para lograr el metal en forma de polvo. También se puede extraer del WF₆ por reducción con hidrógeno o por descomposición pirolítica. El elemento se puede usar en forma de polvo o sinterizado con otros metales como el níquel formando una aleación. El wolframio es de color gris acero, de gran dureza, densidad y estabilidad, tiene la más baja presión de vapor y el punto de fusión más elevado de todos los metales (Figura 1).^[3] Es un metal estratégico, su disponibilidad está limitada y existe un futuro riesgo de abastecimiento como se muestra en la recientemente publicada tabla periódica de los elementos químicos de EuChemS.^[4] Los diez principales países productores de concentrados de wolframio son: China (más del 75 %), Rusia, Canadá, Bolivia, Vietnam, Portugal, Austria, Ruanda, España y Brasil. Desde 2009 se ha producido un incremento sostenido en la demanda de concentrados de wolframio [bit.ly/2TDvdu4].

La química del wolframio se asemeja a las del cromo y el molibdeno, es resistente al ataque del oxígeno, de ácidos y álcalis, además, debido a su elevado número de estados de oxidación desde -4 hasta +6 su química es muy variable. Los estados de oxidación más estables son +4 y +6. En este último se halla en forma de óxido y wolframatos, que es como se presentan en la naturaleza y en las biomoléculas de los seres vivos. Los estados de oxidación intermedios están asociados con los clústeres metálicos, mientras que los más bajos están presentes en los carbonilos metálicos. Debido a su amplio rango de estados de oxidación forma un gran número de haluros, compuestos de coordinación y organometálicos. Entre los compuestos más destacados y típicos del W se hallan los iso- y heteropolioxowolframatos, que se presentan en estado de oxidación +6.

Sus propiedades lo hacen muy valioso por los numerosos usos del metal, de sus aleaciones (aceros especiales) y de sus compuestos. Entre sus aplicaciones destacan la



fabricación de filamentos para lámparas eléctricas (ahora en desuso), tubos de vacío y de rayos X y en la técnica de evaporación de metales. Se ha utilizado para falsificar lingotes y joyas de oro por la semejanza de la densidad de ambos metales. Se emplea en bobinas y otros elementos de calefacción de hornos eléctricos que requieren trabajar a altas temperaturas y ser resistentes a la corrosión. Se utiliza en la industria militar, aeroespacial (motores y cohetes) y en catálisis.



Figura 1. Varillas de wolframio con cristales evaporados, parcialmente oxidadas (pureza 99,98 %) y cubo de wolframio de 1 cm³ de alta pureza (99,999 %) para su comparación^[3]

El W ha sido seleccionado como el material más apropiado para los futuros reactores de fusión. En la Segunda Guerra Mundial se usó para blindar la punta de los proyectiles antitanque y en las bombas volantes. El carburo de wolframio se emplea por su dureza como material de corte en tornos, minería, obras públicas y en perforaciones petroleras. También se usa para fabricar la punta de los bolígrafos, sometida a un gran desgaste, presión y esfuerzo. Los óxidos de wolframio fueron los primeros materiales electrocromáticos (cambian de color al pasar la corriente eléctrica) en ser identificados.^[5]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] P. Román Polo, *Los hermanos Delhuyar, la Bascongada y el Wolframio*, RSBAP-Comisión de Bizkaia, Bilbao, 2000, pp. 191–210.
- [2] P. Goya, P. Román, Wolfram vs. Tungsten, *Chem. Int.*, **2005**, 27(4), 26–27.
- [3] Fotografía de Alchemist-hp, www.pse-mendejew.de, fecha: 24 de mayo de 2010.
- [4] Element Scarcity - EuChemS Periodic Table, bit.ly/2Dpwa55, visitada el 23/11/2018.
- [5] P. Goya, N. Martín, P. Román, W for tungsten or wolfram, *Nat. Chem.*, **2011**, 3, 336–336.

PASCUAL ROMÁN POLO
Sección Territorial del País Vasco de la RSEQ
Universidad del País Vasco / Euskal Herriko Unibertsitatea
Real Sociedad Bascongada de los Amigos del País
pascual.roman@ehu.es

Z = 75, renio, Re

Elemento muy escaso pero muy apreciado

CE: [Xe] 4f¹⁴5d⁵6s²; PAE: 186,207; PF: 3186 °C; PE: 5596 °C; densidad: 21,0 g/cm³; χ (Pauling): 1,9; EO: -3, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5, +6, +7; isótopos más estables: ¹⁸⁵Re y ¹⁸⁷Re; año de aislamiento: 1925 (Ida Eva Tacke, Walter Karl Friedrich Noddack y Otto Carl Berg, Alemania).

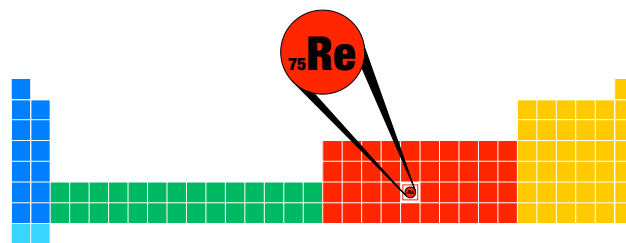
Según la tabla periódica de Mendeléiev (1869) en la familia del manganeso faltaban varios elementos y su descubrimiento no fue accidental sino producto de un largo trabajo que comenzó en 1922 con minerales de platino y, posteriormente, con minerales de azufre y la columbita. En los minerales de platino se encontraron los elementos de número atómico entre 24 y 29, del 44 al 47 y del 76 al 79 (es decir, del cromo al cobre, del rutenio a la plata y del osmio al oro, respectivamente), mientras que en la columbita aparecieron del 39 al 42 y del 72 al 74 (itrio al molibdeno y hafnio al wolframio, respectivamente), pero todos esperaban en su búsqueda que, en ambas fuentes, otros elementos, por lo que continuaron los trabajos. De esta forma, en mayo de 1925, en Berlín, Noddack, Tacke y Berg consiguieron el espectro del elemento 75 a partir del mineral gadolinita, aunque finalmente lo obtuvieron de la columbita y lo llamaron renio por el río Rin que en latín se dice *Rhenus* y en alemán *Rhein*. Previamente, en 1905, el químico japonés Masataka Ogawa, en Sri Lanka, había encontrado en el mineral torianita un espectro atómico desconocido que atribuyó al manganeso y que estudios posteriores demostraron que era del renio. Jaroslav Heyrovsky, que fue premio Nobel de Química en 1959 por el descubrimiento de la polarografía, detectó renio en sus investigaciones, al estudiar las sales de manganeso con el cátodo de mercurio, afirmando que había otros dos elementos: el 43 (tecnecio) y el 75 (renio).^[1,2]

El renio (Figura 1) es uno de los elementos más escasos en la corteza terrestre, por eso, posiblemente, fue tan difícil descubrirlo, pero es muy apreciado por sus características. No se encuentra en estado libre. Normalmente está unido a yacimientos de minerales de cobre o molibdeno. Los principales minerales de renio son molibdenita, gadolinita y columbita. Los yacimientos más importantes de molibdenita se encuentran en Chile. Otros yacimientos importantes están en Estados Unidos, Rusia y Polonia.

El renio que forma parte de la molibdenita se puede extraer después de obtener el molibdeno que lo acompaña. Otra posibilidad es reduciendo el perrenato amónico (NH₄ReO₄) a una temperatura muy alta con hidrógeno. También, en los residuos de la tostación de la molibdenita queda óxido de renio que se reduce con hidrógeno a renio.



Figura 1. Muestras de renio metálico^[3]



Se suele utilizar en forma de polvo pero también se puede sinterizar a alta presión en atmósfera de hidrógeno o a vacío a altas temperaturas.

El renio se caracteriza por tener puntos de fusión y ebullición muy altos. El primero es el tercero más alto después del carbono y el wolframio y el punto de ebullición (5596 °C) es el más alto conocido de entre todos los elementos químicos. Su densidad es también muy elevada, ocupando el cuarto lugar de todos los elementos.

Es un metal dúctil y maleable, de aspecto similar a la plata. Tiene como propiedad característica que se hace muy flexible al calentarlo por lo que se puede modelar y las láminas se pueden enrollar y doblar con gran facilidad.

El renio es muy estable y resistente a la corrosión incluso a la mayoría de los ácidos. Solo lo atacan el ácido nítrico y el ácido sulfúrico, pero no se disuelve ni en ácido clorhídrico ni en ácido fluorhídrico.

Esa estabilidad hace que se utilice en joyería, en la fabricación de filamentos de espectrómetros y en catalizadores. Son muy valoradas las aleaciones con wolframio y con molibdeno, por ser muy buenas conductoras de la electricidad. Tiene especial importancia las aleaciones con hierro, cobalto y níquel por su estabilidad a temperaturas muy altas, que las hacen adecuadas en la fabricación de turbinas. Para medir temperaturas por encima de 2200 °C se utilizan termopares hechos de renio y wolframio.^[4]

La mayoría de los compuestos de renio son de color blanco y fácilmente solubles en agua. Varían entre los nueve estados de oxidación que presenta, de -1 a +7, aunque los más comunes son +2, +4, +6 y +7. Sus compuestos más frecuentes son cloruros, oxiclорuros, óxidos, yoduros, fluoruros y sulfuros. Normalmente se comercializa en forma de perrenatos, especialmente como perrenato sódico o de amonio. El comportamiento es similar al del manganeso a cuya familia pertenece, que también forma permangantatos muy estables.^[2,5]

Últimamente científicos de la Universidad Andrés Bello (Santiago, Chile) han conseguido compuestos de renio que parece que son efectivos en ciertos tratamientos tumorales.^[6]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] M. E. Weeks, *Discovery of the elements*, 6ª ed., Ed. Journal of Chemical Education, Easton, EE. UU., 1956, pp. 851-857.
- [2] L. C. Hurd, The discovery of Rhenium, *J. Chem. Educ.*, **1933**, *10*(10), 605-607.
- [3] Fotografía de De Alchemist-hp, <https://bit.ly/2UrPPFu>, visitada el 06/03/2019.
- [4] QuímicaWeb, <https://bit.ly/2XRiyFY>, visitada el 06/03/2019.
- [5] Periodic table of elements, <https://bit.ly/2ET3tvX>, visitada el 06/03/2019.
- [6] Un proyecto de la Universidad Andrés Bello basado en el renio para curar el cáncer, <https://bit.ly/2TITqbQ>, visitada el 06/03/2019.

FRANCISCO SOTRES DÍAZ
Grupo Especializado de Didáctica e Historia, común a las
Reales Sociedades Españolas de Física y de Química
franciscosotresmail@gmail.com

Z = 76, osmio, Os

El más noble de los metales

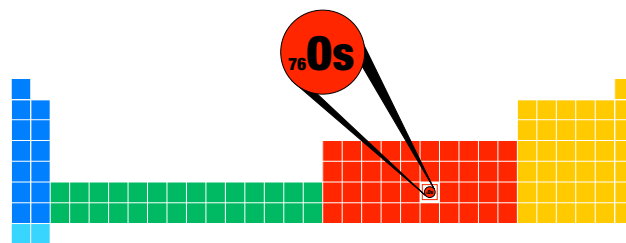
CE: [Xe] 4f¹⁴5d⁶6s²; PAE: 190,23; PF: 3033 °C; PE: 5012 °C; densidad: 22,59 g/cm³; χ (Pauling): 2,2; EO: -4, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5, +6, +7 +8; isótopos estables: ¹⁸⁴Os, ¹⁸⁶Os, ¹⁸⁷Os, ¹⁸⁸Os, ¹⁸⁹Os, ¹⁹⁰Os y ¹⁹²Os; año de aislamiento: 1803 (Smithson Tennant).

El osmio fue descubierto por Smithson Tennant, a la vez que el iridio, al aislar estos dos metales contenidos en el residuo formado al disolver platino nativo en agua regia. El hallazgo fue documentado a la *Royal Society* en una carta fechada el 21 de junio de 1804.^[1] Con número atómico 76, tiene siete isótopos que pueden considerarse estables, siendo el más abundante el ¹⁹²Os (41 %). Los isótopos ¹⁸⁷Os (2 %) y ¹⁸⁹Os (16 %) son activos en resonancia magnética nuclear con espines nucleares de $I = 1/2$ y $I = 3/2$, respectivamente.

Es uno de los elementos estables más escasos en la corteza terrestre. Se observa no combinado o formando aleaciones con iridio. En depósitos de níquel y cobre, también se alea con ellos. Es, junto al rutenio, el más noble de los metales, inerte frente a los ácidos incluso en caliente. Sin embargo, se disuelve en álcalis fundidos en presencia de agentes oxidantes como el clorato de sodio. A pesar de su nobleza, es uno de los elementos más ricos químicamente, formando compuestos en un amplísimo rango de estados de oxidación, que va desde -4 a +8.

El compuesto más notable en estado de oxidación +8 es OsO₄, que se genera en la reacción del metal con oxígeno. En contacto con la materia orgánica se reduce a OsO₂. Este hecho, asociado a su volatilidad, lo convierte en extremadamente tóxico. Se adiciona a las olefinas para generar diolatos que se hidrolizan a *cis*-dioles. Este proceso estereoisomérico, que se conoce como dihidroxilación, se hace catalítico en presencia de oxidantes. Las aminas terciarias forman aductos OsO₄L que se adicionan más rápidamente al alqueno. Si la amina es quiral, la dihidroxilación puede ser enantioselectiva. La reacción es en la actualidad una de las herramientas más útiles en síntesis orgánica. Este hecho fue reconocido en 2001 con la concesión del premio Nobel a K. Barry Sharpless, que fue quien lo desarrolló.^[2] La oxidación del metal en una corriente de oxígeno y flúor (1:2 v/v) conduce a una mezcla de OsOF₃ y OsF₆ que también se conoce como OsF₅. Al disminuir el poder oxidante y aumentar el tamaño del halógeno se estabilizan gradualmente los halogenuros de estados de oxidación inferiores. Se han descrito OsCl₄ y OsCl₃ para cloro, OsBr₃ para bromo y OsI₃, OsI₂ y OsI para yodo. Los estados de oxidación más bajos se estabilizan principalmente con el ligando carbonilo. El triosmio dodecacarbonilo, Os₃(CO)₁₂, es un ejemplo.

La química de coordinación y organometálica de este elemento está dominada por los estados de oxidación 0, +2 y +4. La gran mayoría de las especies mononucleares de Os(0) son pentacoordinadas, los complejos plano-cuadrados son muy raros, a pesar de que el centro metálico es *d*⁸. La química organometálica de Os(II) se basa principalmente en compuestos octaédricos, si bien se han descrito interesantes complejos con índice de coordinación 5, estabilizados con ligandos voluminosos, que muestran reactividad química y catalítica muy rica, como el complejo OsHCl(CO)(PⁱPr₃)₂. El centro metálico es un ion 5*d*⁶ que exhibe un desdoblamiento



to octaédrico grande. Como consecuencia, la configuración electrónica es siempre de bajo espín, maximizando la energía de estabilización del campo ligando. Esto significa que los compuestos hexacoordinados de Os(II) son muy estables y bastante inertes. Los complejos de Os(IV) son generalmente heptacoordinados, con distribuciones de ligandos en torno al ion central que se pueden racionalizar como bipirámides pentagonales distorsionadas y en ocasiones como octaedros apicados en una cara. También se han descrito unos pocos compuestos hexacoordinados, como OsH₂Cl₂(PⁱPr₃)₂. Estos complejos insaturados *d*⁴ prefieren ser diamagnéticos, distorsionando la geometría octaédrica con el fin de desestabilizar la configuración *t*_{2g} y simultáneamente estabilizar alguno de los orbitales ocupados. Así, presentan estructuras con simetrías *D*_{4h} o *C*_{2v}. Un hecho distintivo en la química de osmio son sus polihidruros, los más abundantes entre los seis metales del grupo del platino, que alcanzan al estado de oxidación +6, como en OsH₆(PⁱPr₃)₂, y tienen marcada habilidad para activar enlaces sigma.

El osmio es un elemento de futuro por las aplicaciones de sus compuestos en ciencia de materiales, medicina y catálisis. Complejos de Os(II) y Os(IV) despiertan gran interés como emisores fosforescentes para aplicaciones en OLEDs, mientras que compuestos de Os(II) y Os(VI) muestran actividad anticancerígena *in vivo*. Con la excepción de la dihidroxilación de Sharpless, el osmio ha sido tradicionalmente denostado en síntesis orgánica. Sin embargo, en los últimos años, compuestos organometálicos de este elemento han demostrado ser más activos que derivados de otros metales del grupo del platino, tradicionalmente usados en catálisis, para algunos procedimientos de síntesis. Complejos de osmio también se están revelando como excelentes catalizadores para reacciones relacionadas con la economía del hidrógeno.

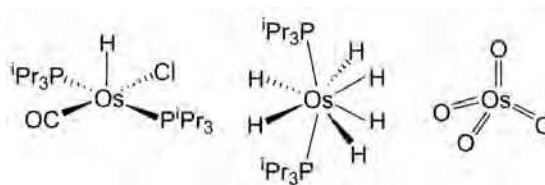


Figura 1. Algunos compuestos relevantes en la química de Os. PⁱPr₃ = tri(isopropil)fosfina

BIBLIOGRAFÍA

- [1] S. Tennant, On two metals, found in the black powder remaining after the solution of platina, *Phil. Trans. R. Soc.*, **1804**, 94, 411–418.
- [2] K. B. Sharpless, Searching for new reactivity (Nobel Lecture), *Angew. Chem. Int. Ed.*, **2002**, 41, 2024–2032.

MIGUEL A. ESTERUELAS
Departamento de Química Inorgánica-ISQCH
Universidad de Zaragoza, CSIC, Zaragoza
maester@unizar.es

Z = 77, iridio, Ir

El metal más resistente a la corrosión

CE: [Xe] 4f¹⁴5d⁷6s² PAE: 192,217; PF: 2446 °C; PE: 4428 °C; densidad: 22,56 g/cm³; χ (Pauling): 2,20; EO: -3, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5, +6, +7, +8, +9; isótopos más estables: ¹⁹¹Ir, ¹⁹³Ir; año de aislamiento: 1803 (Smithson Tennant, Londres, Gran Bretaña).

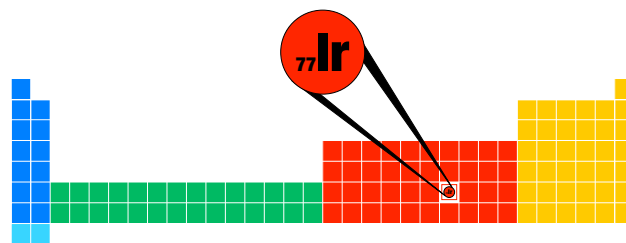
El iridio debe su nombre al color iridiscente de sus sales, y hace referencia a la diosa griega Iris que según la mitología griega es la deidad del Arco-Iris. Este metal fue descubierto por Smithson Tennant en Londres en 1803 cuando intentaba aislar platino usando agua regia (mezcla de ácido clorhídrico y ácido nítrico) y observó que quedaba un residuo negro que trató posteriormente con álcalis y ácidos. El residuo permitió la obtención, no solo de iridio, sino también del osmio. Sin embargo, no fue hasta 1813 cuando, al conseguir que fundiera, un grupo de científicos lo clasificó como un metal. El metal es de color argentado, tremendamente duro, aunque frágil, y casi tan poco reactivo como el oro.

Es uno de los elementos más escasos^[1] en la Tierra, el platino es 10 veces más abundante, y el oro es hasta 40 veces más. Se aísla durante el proceso de obtención de otros metales como el oro o la plata. Es muy abundante en meteoritos y de hecho es el elemento en el que se fundamenta la hipótesis de que un gran objeto extraterrestre chocó contra nuestro planeta extinguiendo la mayoría de especies presentes en ella, incluidos los dinosaurios. Esta idea se basa en la inusual abundancia de este metal en la zona de la corteza terrestre llamada K-T que se corresponde con el período final del Cretácico y principio del Terciario (siglas del alemán *Kreide/Tertiär*) y es el momento en el que se cree que se produjo esta desaparición. Asimismo, se cree que puede estar en abundancia en las capas más internas de nuestro planeta debido a que, durante su formación, quedó retenido en el interior junto con el hierro fundido. Su consumo roza las tres toneladas anuales en todo el mundo.

El iridio es el material conocido más resistente a la corrosión, ya que puede llegar a soportar temperaturas de 2000 °C sin afectarse. Esta propiedad permite utilizarlo en los electrodos del proceso cloro-álcali, crisoles u otro tipo de aparatos que han de soportar elevadas temperaturas en presencia de sustancias corrosivas. El patrón utilizado para definir el metro por la *Comisión Internacional de Pesos y Medidas*, desde 1889 hasta 1960, fue una barra de platino e iridio (Figura 1). La dureza de estas aleaciones supera con mucho la de los metales por separado, así, cuando platino e iridio se mezclan al 50 %, su dureza es de 500 HV en la escala de Vickers, frente a los 56 HV del platino puro. Otras aleaciones como la de iridio y titanio se usan para piezas de los motores de aviones.

Además, es el metal más denso del mundo tras el osmio, por un escaso margen en el valor de la densidad (22,56 g/cm³ vs. 22,59 g/cm³).^[2]

El iridio es un elemento del llamado grupo del platino (PGM *platinum group metals*) junto con rutenio, rodio, paladio, osmio y platino. Actualmente es un objetivo para la comunidad científica reducir el uso de estos elementos e incluso reemplazarlos por otros puesto que no son abundantes, y su uso excesivo puede poner en riesgo futuro algunos productos o procesos en los que se utilizan.



Los compuestos de iridio^[1] se usan en multitud de procesos catalíticos como hidrogenación, hidrosililación, hidroaminación, activación de enlaces C-H, oxidación o carbonilación. Es especialmente importante el proceso Cativa® que se utiliza para la carbonilación de metanol y que permite obtener ácido acético, el cual es un importante intermedio en la manufactura de otros derivados.^[3] Por otro lado, el complejo de Vaska IrCl(CO)[P(C₆H₅)₃]₂, descubierto en 1961, produce la activación de oxígeno molecular.

Otros complejos de iridio, habitualmente con ligandos de tipo piridina, son muy útiles como fotocatalizadores, es decir, son capaces de activarse con la luz solar y se usan para obtener hidrógeno procedente del agua.

En 2014, se identificó el catión [IrO₄]⁺ lo cual implicaría haber conseguido una especie en la que el metal ostenta el mayor estado de oxidación conocido hasta el momento.^[5]



Figura 1. Reproducción de la barra de platino e iridio usada para definir el metro^[4]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] R. B. King (ed.), *Encyclopedia of inorganic chemistry*, 2.^a ed., Wiley, 2005.
- [2] J. W. Arblaster, Osmium, the densest metal known, *Platinum Metals Review*, **1995**, *39*, 164.
- [3] J. H. Jones, The Cativa™ process for the manufacture of acetic acid, *Platinum Metals Review*, **2000**, *44*, 94–105.
- [4] Fotografía de Wikipedia: <https://bit.ly/2cjOpGQ>, visitada el 08/03/2019.
- [5] G. Wang, M. Zhou, J. T. Goettel, G. J. Schrobilgen, J. Su, J. Li, T. Schlöder, S. Riede, Identification of an iridium-containing compound with a formal oxidation state of IX, *Nature*, **2014**, *514*, 475–477.

M.^a VANESSA TABERNERO MAGRO
Sección Territorial de Madrid de la RSEQ

Instituto de Investigación en Química Andrés Manuel del Río
Departamento de Química Orgánica y Química Inorgánica
Universidad de Alcalá
vanessa.tabernero@uah.es

Z = 78, platino, Pt

Único elemento con etimología española, gracias a Antonio de Ulloa, un “caballero del punto fijo”

CE: [Xe] 4f¹⁴5d⁹6s¹; PAE: 195,08; PF: 1768 °C; PE: 3825 °C; densidad: 21,45 g/cm³; χ (Pauling): 2,28; EO: +1, +2, +3, +4, +5, +6; isótopos más estables: ¹⁹⁰Pt, ¹⁹²Pt, ¹⁹⁴Pt, ¹⁹⁵Pt, ¹⁹⁶Pt, ¹⁹⁸Pt; año de descubrimiento: 1735 (Antonio de Ulloa, España, en tierras de la actual Colombia).

A mediados del siglo XVI, el italiano Julius C. Scaliger aludió a un metal utilizado por los pueblos precolombinos, que se encontraba de forma nativa. Los españoles lo denominaron “platina de Pinto” por su parecido con la plata y encontrarse en las arenas fluviales del río Pinto, en la región de Popayán (actual Colombia). También se conocía como “oro blanco”. Antonio de Ulloa (Sevilla, 1716-Isla de León, Cádiz, 1795) lo describe en su paso por el Partido del Chocó, en su *Relación Histórica del Viaje a la América Meridional* (Figura 1), que publicó con Jorge Juan en 1748. Ambos habían participado en la *Misión Geodésica* (1735-1744) con matemáticos franceses (el grupo se conocía como los “caballeros del punto fijo”, por el tipo de medidas que realizaban), en tierras del Virreinato del Perú (actuales Colombia, Perú y Ecuador), con objeto de medir la longitud de un arco de meridiano para dilucidar sobre el tipo de achatamiento de la Tierra. Aparte del interés geodésico y en la realización de planos y cartas náuticas, la expedición implicó el descubrimiento de fenómenos naturales (como los “anillos de Ulloa”), plantas, animales, fósiles, y la constatación por Ulloa de que la *platina* no era una mera impureza que perjudicaba el precio del oro de ciertas zonas, sino un metal diferente.^[1] Su vida es apasionante y paradigma de los avances científicos, técnicos y culturales logrados en la España ilustrada del siglo XVIII, así como la importancia de Hispanoamérica en ello.^[2,3]

Charles Wood encontró en Jamaica (1741) unas muestras de contrabando de *platina* de donde aisló el nuevo metal con agua regia, y se lo remitió al médico inglés William Brownrigg, quien incidió en su importancia y en la necesidad de investigarlo.^[4] Compartió la temática en la *Royal Society*, donde William Watson rememoró el trabajo de Ulloa al respecto, a quien había conocido por haber estado en Inglaterra durante dos años; a su regreso de la *Misión Geodésica*, Ulloa fue apresado por corsarios británicos y confinado en Londres.

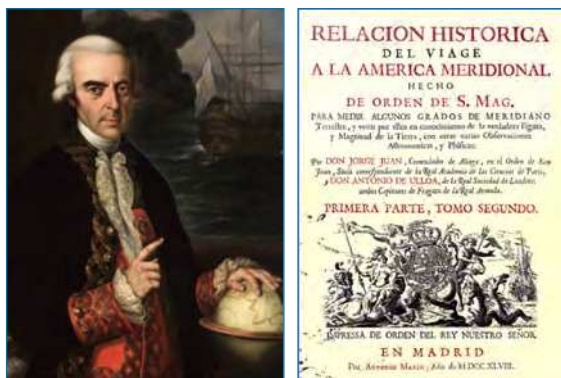


Figura 1. Retrato del Almirante Antonio de Ulloa, por Andrés Cortés (Patrimonium Hispalense. Ayuntamiento de Sevilla), y portada del libro donde alude a la platina

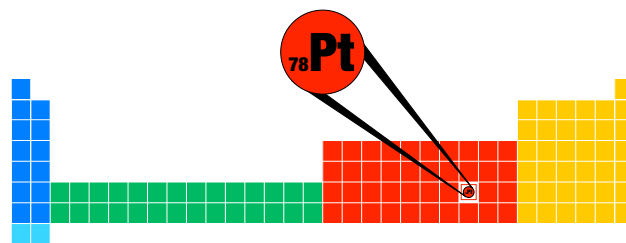


Figura 2. Crisoles y cápsula de Pt fotografiados por el profesor Adolfo Narros en la E.T.S. de Ingenieros Industriales (UPM)

El platino es un metal noble poco abundante en la corteza terrestre (~0,005 ppm), usado en joyería, electrónica (componente del disco duro de ordenadores), electricidad (termopares, termistores, condensadores...) y catalizadores. En esta última función, destaca su uso en procesos industriales, como la obtención de ácido nítrico a partir de amoníaco, y en el “catalizador” de automóviles (donde se destina casi la mitad de las ~220 toneladas anuales que se obtienen del metal),^[5] que acelera la conversión de NO_x, CO e hidrocarburos no quemados en N₂, CO₂ y H₂O. También se ha empleado para material de laboratorio químico (Figura 2), por su carácter inerte,^[3] pero hoy solo de forma puntual por su elevado precio.

Entre sus compuestos principales destaca el ácido cloroplatínico, H₂PtCl₆, precursor de otros compuestos como los hexacloroplatinatos de potasio y de amonio. El dióxido de platino o catalizador de Adams, PtO₂·H₂O, se usa para hidrogenación en síntesis orgánica. Algunos complejos de platino, como el *cisplatino* o cis-diaminodicloroplatino(II), se emplean en quimioterapia para el tratamiento de ciertos tipos de cáncer.^[5]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] G. Pinto, Antonio de Ulloa and the discovery of Platinum, *J. Chem. Educ.*, **2017**, *94*, 970–975.
- [2] G. Pinto, M. Martín, Antonio de Ulloa: Un patriota y científico ilustrado polifacético, *Revista Con Ciencias*, **2018**, *22*, 24–35.
- [3] A. López González, *El laboratorio central de análisis químico de aduanas*, Ed. Dirección General de Aduanas e Impuestos Especiales, Madrid, 1989.
- [4] D. McDonald, L. B. Hunt, *A history of Platinum and its allied metals*, Johnson Matthey, Londres, 1982.
- [5] P. J. Loferski, *2014 minerals yearbook: Platinum-group metals*, USGS Mineral Resources Program, 2016.

GABRIEL PINTO CAÑÓN
E.T.S. de Ingenieros Industriales
de la Universidad Politécnica de Madrid
Grupo Especializado de Didáctica e Historia
común a las Reales Sociedades Españolas de Física y de Química
gabriel.pinto@upm.es

Z = 79, oro, Au

El elemento metálico más conocido

CE: [Xe] 4f¹⁴5d¹⁰6s¹; PAE: 196,97; PF: 1064,2 °C; PE: 2970 °C; densidad: 19,3 g/cm³; χ (Pauling): 2,54; EO: -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +5, isótopo estable: ¹⁹⁷Au.

El oro es el metal más conocido. Las primeras joyas de oro datan del neolítico y las primeras monedas se acuñaron en el siglo VII a. C.^[1] Su producción mundial en el año 2000 fue de unas 2500 t, de las cuales 4,3 t correspondieron a España, encontrándose fundamentalmente en el distrito minero del Narcea (Asturias) y, en menor medida, en Río Tinto y Filón Sur (Huelva). Aún tratándose de un elemento relativamente escaso en la corteza terrestre (ca. 10⁻³ ppm), es bastante más abundante que otros metales químicamente tan relevantes como el paladio, el rutenio, el iridio o el rodio.

El oro, como el platino y otros elementos pesados, se origina por las explosiones o colisiones de estrellas. Las colisiones de estrellas de neutrones no son tan infrecuentes: en nuestra galaxia tienen lugar aproximadamente cada 100.000 años, una frecuencia alta a escala cósmica. En una colisión de dos estrellas de neutrones cuya masa combinada era de unas tres veces la de nuestro sol, se generó una cantidad de oro de entre 3 y 13 veces la masa de la tierra.^[2]

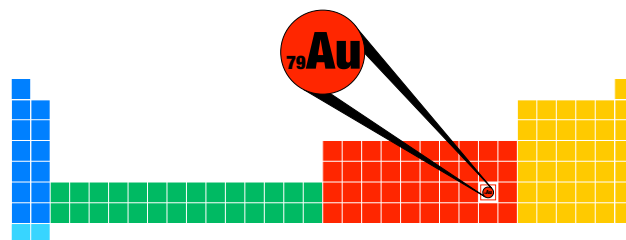
La codicia por el oro queda ilustrada por la búsqueda desesperada de ciudades imaginarias como El Dorado o por los muchos intentos llevados a cabo por alquimistas de transmutar plomo u otros metales en oro. Baste una cita de Francis Bacon, en un hermoso inglés antiguo, que sirve, además, para glosar las propiedades de este metal.^[3]

For Gold (as we see) is the Closest (and therefore the Heaviest) of Metals: And is likewise the most Flexible and Tensible. Note, that to think to make Gold of Quick-silver, because it is the heaviest, is a Thing not to be hoped; for Quick-silver will not endure the Manage of the Fire. Next to Silver, I thinke Copper were fittest to bee the Materiall.

Gold hath these Natures: Greatnesse of Weight; Closeness of Parts; Fixation; Pliantnesse, or softnesse; Immunitie from Rust; Colour or Tincture of Yellow. Therefore the Sure Way, (though most about), to make Gold, is to know the Causes of the Severall Natures before rehearsed, and the Axiomes concerning the same. For if a man can make a Metall, that hath all these Properties, Let men dispute, whether it be Gold, or no?



Figura 1. Pepita de oro del río Sil (Museo Geominero)^[1] (fotografía del autor)



Muchas de las propiedades de los complejos de oro, así como de sus agrupaciones polinucleares como cúmulos y nanopartículas, se deben a los efectos relativistas.^[4] Estos se manifiestan por la velocidad que alcanzan los electrones más próximos al núcleo, cercana a la velocidad de la luz, lo que provoca una contracción de los orbitales atómicos *s* y *p*, que apantallan la carga nuclear ejercida sobre los electrones *d* y *f*, cuyos orbitales se expanden. La contracción del orbital 6*s* del oro alcanza un máximo de entre todos los elementos, provocando una expansión de los orbitales 5*d*. Esta contracción relativista es responsable de la alta electronegatividad del oro ($\chi = 2,54$), que es prácticamente la misma que la del carbono ($\chi = 2,55$), de su absorción de luz azul, causa de su especial color dorado (Figura 1) y de las interacciones oro-oro (aurofilia).

Al no sufrir oxidación al aire y ser relativamente inerte químicamente, el potencial catalítico del oro fue prácticamente ignorado durante muchos años, siendo así el último metal de transición en ocupar un puesto relevante en el arsenal de los métodos sintéticos.

La explosión de la actividad en química del oro tuvo su origen en los años 80 en el ámbito de la catálisis heterogénea cuando el grupo de Hutchings descubrió que es el mejor catalizador para la hidroclicación del acetileno para formar el cloruro de vinilo, mientras que el grupo de Haruta encontró que este metal es capaz de oxidar al CO para dar lugar a CO₂ a temperatura ambiente.^[5] Por otra parte, tras el trabajo pionero de Teles, varios grupos descubrieron prácticamente de forma simultánea que los complejos de oro(I) son los más activos en la catálisis selectiva de enlaces triples carbono-carbono (alquinos) en presencia de cualquier otro grupo funcional.^[6] Estos trabajos marcaron el comienzo de una segunda fase en esta “fiebre del oro” en catálisis homogénea, que ha dado lugar al descubrimiento de un buen número de transformaciones de enorme utilidad en síntesis orgánica de moléculas complejas.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] Museo Geominero, calle Ríos Rosas 23, 28003, Madrid.
- [2] D. Kasen, B. Metzger, J. Barnes, E. Quataert, E. Ramirez-Ruiz, Origin of the heavy elements in binary neutron-star mergers from a gravitational-wave event, *Nature*, **2017**, *551*, 80–84.
- [3] F. Bacon, *Sylva Sylvarum, or a naturall history in ten centuries*, Londres, 1627. (Debo esta cita a mi amigo Pablo Espinet, Universidad de Valladolid).
- [4] P. Pykkö, Theoretical chemistry of gold, *Angew. Chem. Int. Ed.*, **2004**, *43*, 4412–4456.
- [5] G. J. Hutchings, Heterogeneous gold catalysis, *ACS Cent. Sci.*, **2018**, *4*, 1095–1101.
- [6] C. Obradors, A. M. Echavarren, Gold-catalyzed rearrangements and beyond, *Acc. Chem. Res.*, **2014**, *47*, 902–912.

ANTONIO M. ECHAVARREN
Presidente de la Real Sociedad Española de Química
Institut Català d'Investigació Química (ICIQ), Tarragona
aechavarren@iciq.es

Z = 80, mercurio, Hg

El líquido metal ancestral

CE: [Xe] 4f¹⁴5d¹⁰6s²; PAE: 200,59; PF: -38,83 °C; PE: 356,73 °C; densidad: 13,53 g/cm³; χ (Pauling): 2,00; EO: +1, +2; isótopos más estables: ²⁰²Hg, ²⁰⁰Hg, ¹⁹⁹Hg, ²⁰¹Hg, ¹⁹⁸Hg, ²⁰⁴Hg, ¹⁹⁶Hg; año de aislamiento: desconocido.

La historia del mercurio y su relación con el ser humano hunde sus raíces en culturas diversas y tiempos remotos. Junto al elemento que le precede en el Sistema Periódico, el oro, el mercurio constituye uno de los siete metales de la Antigüedad. Asociado al dios y al planeta Mercurio, nuestro tercer día de la semana, el miércoles, recuerda todavía el destacado papel que tuvieron los metales desde tiempos inmemoriales.

Hace más de 30.000 años, el ser humano utilizaba compuestos de mercurio, como el cinabrio o sulfuro de mercurio (II), en las pinturas rupestres. Hace más de 3.000 años, una muestra de mercurio era encontrada en una tumba egipcia. En la Edad Media, en ciertos territorios árabes (como Al-Ándalus), era posible encontrar jardines con estanques de mercurio.^[1] Durante la tradición alquímica, el mercurio recibió una atención destacada. Constituyó junto al azufre uno de los principios explicativos de la constitución de los cuerpos. A este respecto, algunos autores han incidido en que el mercurio fue considerado un principio material y no solo metafísico, que podía ser manipulado durante las operaciones alquímicas.^[2] Varios inventores y filósofos naturales dirigieron su mirada al líquido metal ancestral. Evangelista Torricelli (1608-1647), Daniel Fahrenheit (1686-1736) o Mijaíl Lomonósov (1711-1765) exploraron sus propiedades y su utilidad para el diseño de instrumentos de medida como barómetros y termómetros.^[3] Precisamente, un barómetro de mercurio es uno de los instrumentos con los que Jacques-Louis David (1748-1825) retrató al matrimonio Lavoisier-Paulze en su célebre lienzo de 1788. Además de encontrarlo en este icónico visual de la revolución química del siglo XVIII, el mercurio también tuvo un papel significativo en los experimentos de Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794) en la segunda mitad de la década de 1770. Calentando mercurio y ácido nítrico, se desprendía un fluido, el aire nitroso estudiado por Joseph Priestley (1732-1804), a la par que se formaba una sal de mercurio de destacado color rojizo. Si se seguía calentando la cal roja de mercurio, se regeneraba el mercurio inicial a la par que se desprendía “un aire más puro que el aire común”.^[4] Esta experiencia permitirá a Lavoisier establecer su teoría química. Pero además de su significación en la historia de la química, el mercurio también ha tenido diversos usos a lo largo de la historia de la medicina: purgante, diurético, desinfectante o en el tratamiento contra la sífilis.

Hoy sabemos que el mercurio es un tóxico potencial. En ciertas formas químicas, es capaz de atravesar la barrera hematoencefálica, provocando daños en el sistema nervioso central y presentando una sintomatología diversa como temblores, diarreas, insomnio o pérdida de apetito. Algunos de los síntomas derivados de una larga exposición al mercurio han perdurado en nuestra lengua y en la literatura. Así, algunos recordarán la expresión “parece que tiene azogue”, usada cuando una persona era inquieta y no paraba de moverse. La expresión cobra así significado al tener en cuenta que los temblores constituyen uno de los rasgos de la intoxicación

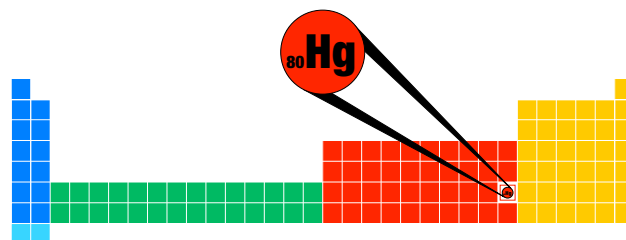


Figura 1. Muestra de mercurio

por mercurio, denominado azogue en árabe. Otro de ellos, la demencia, caracterizó al peculiar sombrerero de *Alicia en el País de las Maravillas* de Lewis Carroll (1832-1898). Todo ello en sintonía con los altos niveles de mercurio a los que los sombrereros de los siglos XVIII y XIX estaban expuestos, ya que lo empleaban en el tratamiento de las pieles. La toxicidad del mercurio también ha llevado a plantear que pudo ser el causante de la muerte de Isaac Newton (1643-1727), que tantas horas dedicó a alquimia. Arte, oficio y conjunto de tradiciones donde la fluidez del mercurio intrigó durante siglos. Carácter líquido que subyace en su símbolo químico, Hg, el cual deriva de *hydrargyrum*, término latino de origen griego que podríamos traducir como plata líquida.

La química moderna explica el estado de agregación del líquido metal en términos de efectos relativistas. La mayor velocidad de los electrones internos (hasta un 50 % la velocidad de la luz en el vacío para un electrón 1s), introduce cambios en la masa de los mismos, afectando al conjunto de la corteza electrónica, incluyendo la capa de valencia.^[5] Así, el orbital 6s se hace más interno y se observa una menor tendencia de sus electrones a contribuir al enlace metálico. Una respuesta actual a la propiedad por excelencia del líquido metal que ha cautivado al ser humano desde la noche de los tiempos.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] P. Parsons, G. Dixon, *Guía Ilustrada de la Tabla Periódica*, Ariel, Barcelona, 2014, pp. 186-187.
- [2] W. R. Newman, Mercury and Sulphur among the High Medieval Alchemists: From Rāzī and Avicenna to Albertus Magnus and Pseudo-Roger Bacon, *Ambix*, 2014, 61(4), 327-344.
- [3] E. Scerri, *50 elementos químicos. Qué son y qué representan*, Blume, Barcelona, 2013, p. 90.
- [4] J. R. Bertomeu Sánchez, A. García Belmar, *La revolución química*, PUV, Valencia, 2006, pp. 78-79.
- [5] J. E. Huheey, E. A. Keiter, R. L. Keiter, *Química Inorgánica*, Oxford, México, 2003, pp. 932-933.

LUIS MORENO MARTÍNEZ
Instituto Interuniversitario López Piñero
de Estudios Históricos y Sociales sobre Ciencia, Tecnología,
Medicina y Medio Ambiente
Universitat de València, Valencia
luis.moreno-martinez@uv.es

Z = 81, talio, Tl

Uno de los elementos más tóxicos

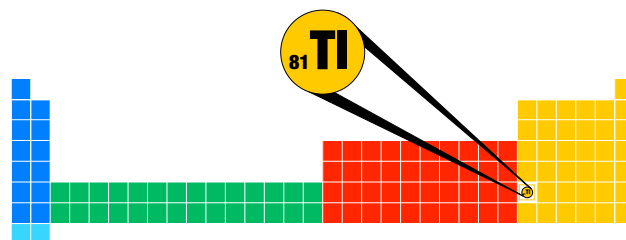
CE: [Xe] 4f¹⁴5d¹⁰6s²6p¹; PAE: 204,38; PF: 304 °C; PE: 1473 °C; densidad: 11,85 g/cm³; χ (Pauling): 1,62; EO: -5, -2, -1, +1, +2, +3; isótopos más estables: ²⁰³Tl, ²⁰⁵Tl; año de descubrimiento: 1861 (William Crookes, Inglaterra); año de aislamiento: 1862 (Claude-Auguste Lamy, Francia).

El talio fue identificado espectroscópicamente en 1861 por W. Crookes. Su nombre proviene de la palabra griega *thallos* que significa “brote verde, rama”, aludiendo de esta forma a la línea de este color que muestra en su espectro de emisión. Un año más tarde fue aislado de forma independiente por Crookes y por Lamy. Se estima que su abundancia media en la superficie de la Tierra es de 0,8 ppm, en un rango que oscila entre 0,1 y 1,8 ppm. Dado que el radio atómico del Tl(I) es parecido al del ion potasio, se suele encontrar en asociación con minerales de este elemento alcalino, pero esta fuente no resulta comercial para su obtención. También se ha encontrado que la proporción de talio puede llegar puntualmente hasta 7,5 ppm en algunos minerales de carbón, como ocurre en la provincia de Guizhou en China. El talio forma un reducido número de minerales muy raros.^[1] Entre ellos se encuentra la lorandita (TlAsS₂), que suele encontrarse asociada con otros sulfuros como la esfalerita (ZnS) y la galena (PbS), por lo que en su producción se parte de las pequeñas trazas existentes en minerales de sulfuros de distintos metales. Su presencia en piritas permite que se prepare como subproducto en la fabricación del ácido sulfúrico. En el proceso de purificación se precipita como cloruro o sulfato de talio(I), separándose el metal finalmente por electrólisis. Como sustancia metálica es blando (puede cortarse con un cuchillo, como el sodio) y maleable, posee color metálico brillante, y adquiere un color gris azulado cuando se le expone a la acción de la atmósfera, ya que la acción del aire húmedo o el agua originan la oxidación rápida de su superficie para dar el hidróxido correspondiente (Figura 1).

Si bien todos los elementos del Grupo 13 de la Tabla Periódica poseen una serie de similitudes debido a que presentan el mismo número de electrones de valencia (*ns² np¹*), lo que hace, por ejemplo, que todos compartan el estado de oxidación +3, una gran diversidad de propiedades es lo que llama la atención de esta familia de elementos químicos.^[2] Por ejemplo, a diferencia del resto de componentes de este grupo, el estado de oxidación +1 es predominante en el talio; el Tl(III) posee un gran poder oxidante.



Figura 1. Imagen de talio, donde se observa que posee un aspecto físico muy parecido al plomo [https://bit.ly/2SFvydX, visitada el 05/03/2019]



Las aplicaciones del talio son muy variadas. Se puede destacar su utilización en la fabricación de dispositivos electrónicos y su empleo en la fabricación de cristales especiales de alta densidad y baja temperatura de fusión. El Tl₂O se dedica a la fabricación de lentes ópticas de alto índice de refracción. Varias sales de talio(I) se utilizan como detectores de infrarrojo. En química orgánica se usa como catalizador de ciertas sustancias y en medicina en la técnica de escintigrafía cardíaca. Hace más de cincuenta años se usó ampliamente como rodenticida e insecticida, fundamentalmente en los compuestos sulfato de talio(I) y acetato de talio(I), pero su gran toxicidad en animales y plantas hizo que se prohibiera su utilización con estos fines en muchos países. Hasta esta exclusión del mercado, fue relativamente común la intoxicación accidental con sales de talio, llegando en varios casos a producir un desenlace fatal. Ello también ocasionó que se dejara de emplear en cosmética como depilatorio, así como en el tratamiento de la tiña del cuero cabelludo.

Las sales de talio son incluso más tóxicas que las de mercurio, cadmio o plomo.^[3] El talio es un potente tóxico neurológico, cuya acción se manifiesta por parálisis progresiva, que puede llegar a causar la muerte. Otros síntomas característicos en las intoxicaciones crónicas por este ion son la alopecia y la gastroenteritis. Su acción venenosa se debe principalmente a que el Tl(I) se comporta tanto químicamente como biológicamente de forma semejante al ion potasio, por lo que su presencia modifica la función celular al alterar el comportamiento de varias enzimas. Se han descrito diferentes asesinatos producidos por envenenamiento de talio,^[4] algunos notorios dirigidos a rivales o disidentes políticos.

Aunque el Tl(I) es más estable en disolución acuosa, el Tl(III) forma complejos con la materia orgánica poco reactivos. Este es un factor importante a tener en cuenta en la especiación, movilidad y dispersión del talio en la naturaleza. Las fuentes principales de contaminación ambiental de talio son las debidas a la combustión de carbón, la fundición de minerales de zinc y plomo y la emisión de gases en fábricas de cemento.^[5]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] P. S. Hooda, *Trace elements in soils*, Wiley, Chichester, 2010.
- [2] A. J. Downs, *Chemistry of aluminium, gallium, indium, and thallium*, Chapman and Hall, Nueva York, 1993.
- [3] J. J. Rodríguez, M. A. Altamirano, Genetic toxicology of thallium: a review, *Drug Chem. Toxicol.*, **2013**, *36*(3), 369–383.
- [4] D. A. Labianka, A classic case of thallium poisoning and scientific serendipity, *J. Chem. Ed.*, **1990**, *67*(12), 1019–1021.
- [5] (a) B. Karbowska, Presence of thallium in the environment: sources of contaminations, distribution and monitoring methods, *Environ. Monit. Assess.*, **2016**, *188*(11), 640. (b) A. L. Peter, T. Viraraghavan, Thallium: A review of public health and environmental concerns, *Environ. Int.*, **2005**, *31*, 493–501.

JUAN QUÍLEZ PARDO
IES Lluís Vives. València

Departament d'Educació i Didàctiques Específiques
Universitat Jaume I, Castelló de la Plana

jqquilez@uji.es

Z = 82, plomo, Pb

Un dulce veneno que te puede volver loco

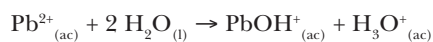
CE: [Xe] 4f¹⁴ 5d¹⁰ 6s² 6p²; PAE: 207,2; PF: 327,46 °C; PE: 1749 °C; densidad: 11,34 g/cm³; χ (Pauling): 2,33; EO: -4, -2, -1, +1, +2, +3, +4; isótopos más estables: ²⁰⁶Pb, ²⁰⁷Pb, ²⁰⁸Pb; año de aislamiento: desconocido.

La fecha en la que el plomo fue aislado por primera vez es desconocida; los romanos fueron los primeros en explotarlo a escala industrial y ya era objeto de comercio con los fenicios en el siglo x a. C. Los alquimistas lo consideraban como el metal más antiguo y lo asociaban al planeta Saturno. Su símbolo deriva del nombre latino *plumbum*.

Las principales menas para la obtención del plomo son la galena (PbS), la cerusita (PbCO₃) y la anglesita (PbSO₄). En la metalurgia primaria las menas se tuestan para obtener el óxido que posteriormente se reduce con carbón para obtener el metal. En España ya no existe metalurgia primaria del plomo. La última mina, situada en Peñarroya (Murcia), se cerró en 1992, y la única producción nacional procede del reciclado (plomo secundario).

Presenta estados de oxidación +2 y +4, característicos del grupo del carbono, aunque los compuestos tetravalentes son poco estables. Existe una considerable variedad de compuestos organometálicos del tipo PbR₄ y Pb₂R₆ con enlaces σ metal-carbono de elevada estabilidad.^[1]

Los iones Pb²⁺ se hidrolizan con facilidad dando disoluciones ácidas:



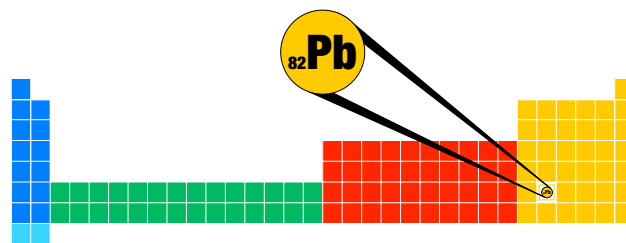
Los hidróxidos son anfóteros y dan lugar a plumbitos, PbO₂²⁻ y plumbatos, PbO₃²⁻. En estado de oxidación +2 forma complejos halogenados del tipo PbX₃⁻ y PbX⁺.

Cuando el plomo se calienta en presencia de oxígeno forma PbO que, al enfriarse, se transforma en Pb₃O₄. Este último compuesto, de color rojo, donde el plomo se presenta en sus dos estados de oxidación (2PbO·PbO₂), se encuentra de forma natural en el minio, ampliamente utilizado como pigmento de pinturas.

No se disuelve en HCl concentrado y tampoco en H₂SO₄ diluido, pero sí en HNO₃ concentrado formando nitrato de plomo(II). Los álcalis lo atacan en caliente formando plumbitos.^[2]

El historiador Lynn Willis califica al plomo como “el plástico del pasado” por la facilidad para doblarlo, moldearlo y ser soldado.^[3] De ahí que los romanos lo usaran profusamente en la fabricación de conducciones para el agua, para fabricar vasijas o para el recubrimiento interno de recipientes de barro destinados a guardar el vino, bebida que tenían la costumbre de endulzar con el *defrutum* especie de melaza (parecida al sirope) obtenida calentando el zumo de uva hasta que se reducía a la mitad de su volumen. Para efectuar esta reducción se calentaba el mosto en recipientes de plomo, razón por la cual el metal podía disolverse formando acetato de plomo (azúcar de plomo) que aumentaba el dulzor de la melaza.

La ingesta de vino contaminado con plomo puede afectar al sistema renal, nervioso y reproductor, razón por la cual algunos historiadores relacionan la agresividad, dolores de



cabeza, o depresiones que padecieron emperadores como Nerón, Calígula o Cómodo a la intoxicación por este metal. También se especula que pudieron sufrir intoxicaciones severas por plomo (enfermedad que se conoce como saturnismo) Beethoven,^[4] pues el agua del Danubio contenía elevados niveles de plomo, y Van Gogh y Goya, porque el pigmento blanco de plomo o albayade (2PbCO₃·Pb(OH)₂) es profusamente usado en pintura.

En 1953 el geoquímico Clair Cameron Patterson (1922-1995) dató por primera vez la edad de la Tierra en 4550 ± 70 millones de años comparando la abundancia relativa de los isótopos ²⁰⁶Pb y ²⁰⁷Pb procedentes de la descomposición radiactiva del uranio en las rocas terrestres y en los meteoritos.^[5]

Actualmente el plomo se emplea fundamentalmente (75 %) en la fabricación de baterías de arranque (Uniplom, <http://www.uniplom.es/principal.htm>, visitada el 01/02/2019). El índice de reciclado del plomo está muy por encima de todos los demás metales, estimándose que se recicla el 85 % del plomo consumido. Durante el siglo xx el consumo de plomo se multiplicó por ocho.



Figura 1. Láminas de plomo. La situada en la parte superior de la imagen ha sido doblada (con la mano) para mostrar la gran plasticidad del metal. La situada en la parte inferior ha sido lijada en su mitad derecha para mostrar el brillo metálico. Fotografía del autor

BIBLIOGRAFÍA

- [1] K. M. Mackay, R. A. Mackay, *Introducción a la Química Inorgánica Moderna*, Reverté, Barcelona, 1974.
- [2] L. Beyer, V. Fernández Herrero, *Química Inorgánica*, Ariel, Barcelona, 2000.
- [3] L. Knight, *La atracción fatal del plomo*, BBC News, 19 octubre 2014, <https://bbc.in/2PkrM3T>, visitada el 01/02/2019.
- [4] *ABC Cultura*, Beethoven, el genio que murió por comer el pescado contaminado del Danubio, 17/04/2016, <https://bit.ly/2ARvm5n>, visitada el 01/02/2019.
- [5] S. Kean, *La cuchara menguante*, 7.ª ed., Ariel, Barcelona, 2000.

LUIS IGNACIO GARCÍA GONZÁLEZ
IES La Magdalena, Avilés, Asturias
garlan2@telecable.es

Z = 83, bismuto, Bi

No hay otro metal que supere su diamagnetismo

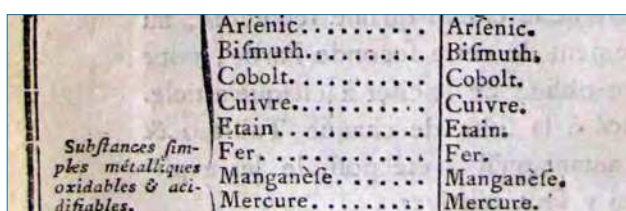
CE: [Xe] 4f¹⁴5d¹⁰6s²6p³; PAE: 208,98; PF: 271,3 °C; PE: 1564 °C; densidad: 9,78 g/cm³; χ (Pauling): 2,02; EO: -3, -2, -1, +1, +2, +3, +4, +5; isótopo más estable: ²⁰⁹Bi; año de aislamiento: 1753 (aunque se presenta nativo y se conocía desde mucho antes, ese año el francés Claude François Geoffroy demostró que es un metal distinto de otros).

El bismuto se conoce desde antiguo, conservándose objetos de este metal de época medieval. Sin embargo, su identificación como elemento claramente diferenciado es muy posterior. En *De Natura Fossilium* (1546), el famoso alquimista y mineralogista Gergious Agricola lo cita con el nombre latinizado de *bisemutum* que procede del alemán *Wismuth*, quizá corrupción de *weiße Masse*, “masa blanca”. El licenciado Álvaro Alonso Barba, gran metalúrgico de Lepe, se refiere a él en su tratado *Arte de los metales* (1640) donde indica que: “Pocos años há que en los montes Sudnos de Bohemia, se halló el que llaman Bisamuto, metal que es como medio entre el estaño y el plomo sin ser ninguno de los dos, ni conocido sino de muy pocos”. A partir de una memoria que J. H. Pott presentó en 1738, el interés por el bismuto creció, hasta que C. F. Geoffroy lo estudió a fondo demostrando en 1753 que se trataba de un metal distinto y no de una variedad de plomo o estaño. Figura en la *Tabla de Sustancias Simples* de Lavoisier (1789) con su nombre actual en francés *bismuth* (Figura 1).^[1,2]

La abundancia natural del Bi en la corteza terrestre es de 8,5/10⁹ en peso, aproximadamente el doble que la del oro. Aunque ocasionalmente se encuentra en forma nativa (Figura 2), está normalmente asociado como óxido o sulfuro a menas de otros metales (principalmente Pb, W y Cu) de las que se obtiene como subproducto para su afino posterior. China es el mayor productor mundial con unas 12.000 toneladas anuales.^[3] Es un metal blando y frágil de color gris blanquizco que recuerda a la plata. Posiblemente debido a una ligera oxidación superficial, muestra un característico lustre con irisaciones amarillo-rosadas.

En la naturaleza solo se encuentra el isótopo Bi-209, si bien existen trazas de los isótopos 210, 211, 212, 214 y 215 como intermedios inestables de las familias radiactivas del torio y uranio. Los numerosos isótopos sintéticos, más de 30, son todos radiactivos, aunque alguno es de larga vida, como el Bi-210 ($t_{1/2} = 3 \cdot 10^6$ años). Se pensaba que el Bi-209 era estable y que el bismuto marcaba el límite superior de la tabla periódica en lo relativo a estabilidad nuclear. Pero desde el año 2003 ese honor recae en el plomo, tras demostrarse que el Bi-209 es en realidad un emisor alfa de larguísima vida ($t_{1/2} = 1,9 \cdot 10^{19}$ años).^[4]

Algunas propiedades físicas del bismuto son notables. Es el metal más diamagnético, con un gran efecto Hall; por el contrario, su conductividad (eléctrica y térmica) es pobre. El sólido



Arfenic.	Arfenic.
Bismuth.	Bismuth.
Cobolt.	Cobolt.
Cuivre.	Cuivre.
Etain.	Etain.
Fer.	Fer.
Manganèse.	Manganèse.
Mercure.	Mercure.

Substances simples métalliques oxidables & acidifiables.

Figura 1. Fragmento del *Tableau des Substances Simples*, donde Lavoisier incluyó al bismuto entre los metales [https://bit.ly/2Hi8PTQ visitada el 08/03/2019]

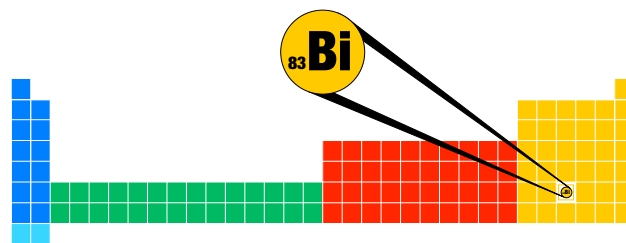


Figura 2. Bismuto nativo [https://bit.ly/2EWAm9, visitada el 08/03/2019]

forma cristales romboédricos que ocupan más volumen que el metal fundido. Esa propiedad, combinada con un bajo punto de fusión, hacen al Bi y a sus aleaciones materiales aptos para la soldadura. Su química es poco llamativa. Con potencial estándar de reducción Bi³⁺/Bi de 0,308 V, resiste bien la oxidación en condiciones ambientales; pero caliente al rojo, reacciona con O₂ y con H₂O para dar su óxido característico amarillo, Bi₂O₃, que no muestra carácter ácido ni se disuelve en álcalis.

El óxido, igual que el metal puro, se disuelve en medio ácido para dar las correspondientes sales de Bi³⁺ (sulfato y nitrato), a partir de las cuales se obtiene el hidróxido Bi(OH)₃. En disolución acuosa solo existe el catión Bi³⁺ que forma hidratos y una reducida lista de otros compuestos. Por reacción directa, genera pentafluoruro BiF₅, un sólido blanco muy reactivo, así como los cuatro trihaluros BiX₃, los cuales dan lugar a halocomplejos similares a los de Sb³⁺. El hidruro BiH₃ es muy inestable, a diferencia de los compuestos de S, Se y Te. La bismutina, el mineral más importante de bismuto, es un sulfuro, Bi₂S₃. Ni los organometálicos ni los compuestos de coordinación son relevantes en este elemento químico.

El bismuto, que no se bioacumula, es posiblemente el metal pesado menos tóxico. Carece de funciones biológicas naturales y la relativa inocuidad y capacidad bactericida son causa de un amplio uso médico, por ejemplo, en el tratamiento de úlceras gástricas. También se emplea en la fabricación de cosméticos y pigmentos. El metal y sus aleaciones sustituyen ventajosamente al plomo por razones medioambientales. El bismuto fue el primer material que mostró efectos termoeléctricos apreciables y algunos de sus compuestos y aleaciones, como el Bi₂Te₃, presentan excelentes aplicaciones eléctricas y electrónicas.^[5]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] M. E. Weeks, *Discovery of elements*, Journal of Chemical Education, Easton (EE. UU.), 1956, pp. 103–109.
- [2] Á. A. Barba, *Arte de los metales*, facsímil publicado por E.R.T., Barcelona, 1977.
- [3] Bismuth, https://on.doi.gov/2SVUj0A, visitada el 08/03/2019.
- [4] Bismuth, https://bit.ly/2p3d3Bi, visitada el 08/03/2019.
- [5] H. Mamur *et al.*, A review on bismuth telluride (Bi₂Te₃) nanostructure for thermoelectric applications, *Renew. Sust. Energ. Rev.*, 2018, 82, 4159–4169.

JESÚS MARÍA ARSUGA FERRERAS
Universidad Rey Juan Carlos, Móstoles (Madrid)
jesusmaria.arsuga@urjc.es

Z = 84, polonio, Po

El primer elemento químico descubierto gracias a su radiactividad

CE: [Xe] 4f¹⁴5d¹⁰6s²6p⁴; PAE: (209); PF: 254 °C; PE: 962 °C; densidad: 9,32 g/cm³; χ (Pauling): 2,00; EO: -2, +2, +4, +5, +6; isótopos naturales más estables: ²¹⁸Po, ²¹⁶Po, ²¹⁵Po, ²¹⁴Po, ²¹²Po, ²¹¹Po, ²¹⁰Po; año de descubrimiento: 1898 (Pierre y Marie Curie, Francia).

El polonio es un elemento con radiactividad natural que se encuentra en el medio ambiente en concentraciones extremadamente bajas. Fue descubierto en 1898 por Pierre y Marie Curie cuando investigaban la radiactividad observada en la pechblenda, mineral que contiene mayoritariamente uranio. Tras eliminar este elemento, y por tratamiento con una disolución de H₂S, se obtuvo un precipitado, que contenía principalmente Bi₂S₃, y que presentaba una elevada radiactividad. Este hecho lo justificaron proponiendo la existencia de un nuevo componente altamente radiactivo. Después de complejos procesos de sublimación, separaron trazas de polonio. El trabajo realizado por Marie Curie fue altamente complicado dado el bajo contenido de polonio en la pechblenda (del orden de 0,1 mg/t). Al nuevo elemento obtenido lo llamaron polonio en honor al país natal de Marie Curie.^[1-4]

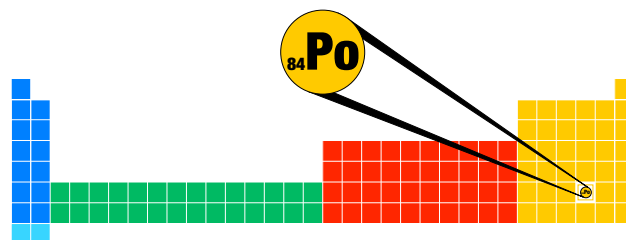
Se conocen 41 isótopos del polonio con masas en el rango 187 a 227. Es el ²¹⁰Po el isótopo natural más abundante, que aparece en la serie radiactiva del uranio.

En 1911 Marie Curie recibió el premio Nobel en Química "En reconocimiento a sus servicios al avance de la Química por el descubrimiento de los elementos radio y polonio..." (Figura 1).

En 1934 se demostró que, cuando el bismuto natural (²⁰⁹Bi) es bombardeado con neutrones, se forma ²¹⁰Bi, que se transforma mediante una desintegración beta en ²¹⁰Po.



Figura 1. Imagen de Marie Curie, premio Nobel de Química en 1911, en el Museo Nobel de Estocolmo (autora de la fotografía: Ana I. Elduque)



Se puede sintetizar polonio en cantidades de miligramos mediante este procedimiento, utilizando flujos de neutrones como los que se encuentran en los reactores nucleares. El ²¹⁰Po es casi exclusivamente un emisor α con una vida media de 138,4 días. Es por tanto altamente radiactivo y muy tóxico.^[4,5]

El polonio se puede depositar sobre superficies de plata, níquel o platino por electrodeposición de disoluciones de polonio en ácido nítrico. También, la descomposición térmica de sulfuro de polonio conduce a la obtención del metal, y con la utilización de agentes reductores se consigue la precipitación de polonio en forma de polvo de color gris-negruzco. Por sublimación del mismo se pueden obtener finas películas de color plateado. El metal es blando y tiene propiedades similares al bismuto.^[2]

De los diferentes estados de oxidación, es Po(IV) el más estable en disolución acuosa y el causante de las principales propiedades químicas: tendencia a hidrolizarse y formar coloides de Po(OH)₄. También forma sales solubles con cloruros, acetatos, nitratos y otros aniones inorgánicos, pero precipita con sulfuros, propiedad que fue utilizada originalmente por el matrimonio Curie para separarlo e identificarlo.^[2-4]

El ²¹⁰Po tiene algunos usos específicos: Depositado en cables metálicos se utiliza como emisor de partículas α , también es utilizado en la calibración de detectores de radiación. Es una fuente concentrada de calor y se puede utilizar como fuente de neutrones mezclado con berilio.^[2,4]

Aunque es muy escaso es altamente tóxico. La dosis letal para humanos se estima en menos de 10 μ g. Tiene una toxicidad 10.000 veces superior a la del cianuro de hidrógeno y similar a la toxina causante del botulismo. Se encuentra en la naturaleza absorbido en minerales arcillosos y en materia orgánica. En particular, se acumula en la planta del tabaco, habiéndose encontrado trazas de polonio en los cigarrillos.^[4,5]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] P. Enghag, *Encyclopedia of the elements*, Wiley-VCH Verlag, GmbH & Co., KGaA, 2004, pp. 1141-1143.
- [2] R. A. Zingaro, Polonium: Inorganic chemistry. En R. B. King (ed.), *Encyclopedia of inorganic chemistry*, 2.^a ed., vol. VII, Wiley, Chichester, 2005.
- [3] R. A. Zingaro, Polonium: Organometallic. En R. B. King (ed.), *Encyclopedia of inorganic chemistry*, 2.^a ed., vol. VII, Wiley, Chichester, 2005.
- [4] E. Ansoborlo, Poisonous polonium, *Nature Chemistry*, **2014**, 6, 454.
- [5] E. Ansoborlo, P. Berard, C. Den Auwer, R. Leggett, F. Mentrrier, A. Younes, G. Montavon, P. Moisy, Review of chemical and radiotoxicological properties of Polonium for internal contamination purposes, *Chemical Research in Toxicology*, **2012**, 25, 1551-1564.

ANA ISABEL ELDUQUE PALOMO
Departamento de Química Inorgánica
Facultad de Ciencias, Universidad de Zaragoza
Instituto de Síntesis Química y Catálisis Homogénea, CSIC
anaelduq@unizar.es

Z = 85, astato, At

El elemento más raro de la naturaleza

CE: [Xe]4f¹⁴ 5d¹⁰ 6s² 6p⁵; PAE: 210; PF: 302 °C; PE: - °C; densidad: - g/cm³; χ (Pauling): 2,2; EO: -1, +1, +3, +5, +7; isótopos más estables: ²⁰⁹At, ²¹⁰At, ²¹¹At; año de aislamiento: 1940 (Dale R. Corson, K. R. MacKenzie y Emilio G. Segrè, California).

En 1869, Dimitri Mendeléiev dejó un espacio en blanco justo debajo del yodo. El elemento que ocuparía dicho hueco se llamó *eka-iodine*. Este hecho, alerta a los científicos sobre la posibilidad de encontrar a un nuevo elemento, como así ocurrió, 71 años después.

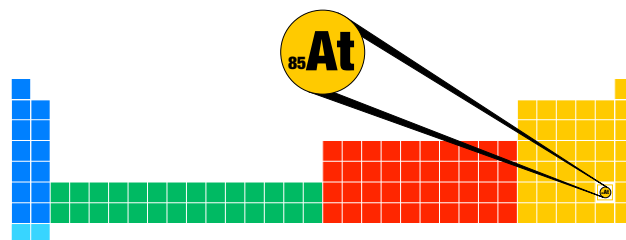
Su nombre actual proviene del griego *αστατος*, *astatos*, que significa *inestable*. De hecho, de sus 81 isótopos conocidos, todos ellos radioactivos, el más estable es el ²¹⁰At, que tiene un tiempo de vida media de 8 horas 10 minutos, mientras que el menos longevo es el isótopo ²¹³At, con tan solo 125 nanosegundos de vida.^[1] Por esta razón, en el mismo instante de tiempo solo podemos encontrar en toda la superficie terrestre aproximadamente 44mg de este elemento. Es decir, ¡cada kilogramo de litosfera contiene unos 3,5 átomos de At!^[1,5]

El astato se encuentra en la naturaleza como parte integrante de los minerales de uranio (Figura 1), pero sólo en cantidades traza de isótopos de vida corta, continuamente abastecidos por el lento decaimiento del uranio. De hecho, para obtenerlo artificialmente se usa el mismo procedimiento que utilizaron sus descubridores en 1940, que consiste en bombardear bismuto con partículas *alfa*, generando de esta manera el isótopo ²¹¹At.

Dentro de la tabla periódica, está situado en el grupo 17, período 6, siendo el menos electronegativo de todos los halógenos. Debido a su escasez y radioactividad, muchas de sus propiedades no pueden medirse experimentalmente, por lo que se tienen que estimar basándose en su posición, como por ejemplo su poder oxidante o su carácter metálico. Su alta radioactividad hace que solo algunos laboratorios con técnicas muy especiales y seguridad elevada puedan ser capaces de estudiarlo experimentalmente, manejando cantidades de ultra traza. Por este motivo, su energía de ionización se calculó experimentalmente hace tan solo 5 años; esta medida permitirá saber más sobre la reactividad química de dicho elemento.^[2]

El astato puede disolverse en agua para formar una disolución muy diluida (10⁻¹¹–10⁻¹⁵M) con propiedades similares al yodo, y puede extraerse con CCl₄ cuando se halla como elemento libre en solución. Además, en solución puede ser reducido por el dióxido de azufre y oxidado por el bromo, presentando estados de oxidación con características semejantes a las del ion yoduro, yodo libre e ion yodato. Si se trata con agentes oxidantes fuertes se puede producir el ion astato, pero no el ion perastato, que se obtuvo por primera vez en 1970, usando XeF₂ en medio básico (pH = 11). La química de derivados orgánicos de este elemento es mucho más reducida.^[1]

Una de las ventajas de ser tan escaso es que no es considerado un elemento de riesgo ni para el medio ambiente ni para la salud humana, aunque se sabe que al igual que el yodo, el astato también puede depositarse en la glándula tiroideas.



De forma experimental se han marcado con ²¹¹At muchas moléculas de interés para analizar su utilidad en el tratamiento de algunos tipos de cáncer, por ser potenciales candidatos para la creación de radiofármacos.^[3,4] El hecho es que, cuando se desintegran, son una fuente de radiación de corto alcance, ideal para la terapia *alfa*. En otras palabras, el núcleo del ²¹¹At libera su energía en forma de chorros de partículas pesadas denominadas *alfa* que depositan una gran cantidad de energía con un corto alcance de aproximadamente 0,05 milímetros, que es, más o menos, el diámetro de una célula cancerosa. Así que toda la energía destructiva se concentra en la célula del cáncer y hace poco daño a las células sanas más alejadas.^[5]

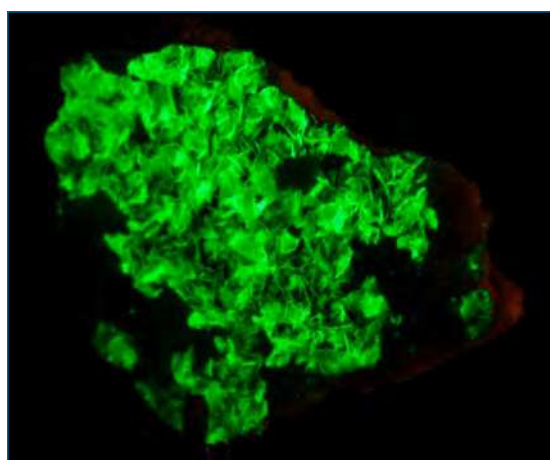


Figura 1. Imagen de un ejemplar del mineral "autunita", fosfato uránico cálcico hidratado [Ca(UO₂)₂(PO₄)₂·10–12H₂O] fotografiado bajo luz ultravioleta^[6]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] N. N. Greenwood, A. Earnshaw. *Chemistry of the elements*, 2.ª ed., Butterworth-Heinemann, Oxford, 1997.
- [2] S. Rothe *et al.*, Measurement of the first ionization potential of astatine by laser ionization spectroscopy, *Nat. Commun.*, **2013**, *4*, 1835.
- [3] F. Guérard, J. F. Gestin, M. W. Brechbiel, Production of [211At]-astatinated radiopharmaceuticals and applications in targeted α -particle therapy, *Cancer Biother. & Radiopharm.*, **2013**, *28*(1), 1–20.
- [4] W. Bloomer, W. H. McLaughlin, R. D. Neirinckx, S. J. Adelstein, P. R. Gordon, T. J. Ruth, A. P. Wolf, Astatine-211-tellurium radiocolloid cures experimental malignant ascites, *Science*, **1981**, *212*, 340–341.
- [5] M. Asende, <http://esmateria.com/2013/05/15/el-elemento-quimico-mas-raro-del-planeta-se-postula-para-vencer-al-cancer>, visitada el 19/01/2019.
- [6] <https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Astatine.JPG>, visitada el 19/01/2019.

PILAR AMO-OCHOA
Universidad Autónoma de Madrid
Sección Territorial de Madrid de la RSEQ
pilar.amo@uam.es

Z = 86, radón, Rn

El elemento que se acumula en nuestras casas

CE: [Xe] 4f¹⁴5d¹⁰6s²6p⁶; PAE 222; PF: -71 °C; PE: -62 °C; densidad: 9,92 g/L (gas, a 1 atm y 0 °C); χ (Pauling): 2,2; EO: 0, +1, +6; isótopos más estables: ²¹⁰Rn, ²¹¹Rn, ²²⁰Rn, ²²²Rn, ²²⁴Rn; año de aislamiento: 1908 (William Ramsey y Robert Whytlaw-Gray, Londres, Inglaterra).

El radón, elemento de número atómico 86, fue detectado por primera vez en 1899 por Ernest Rutherford y Robert B. Owens como un gas radiactivo que liberaba el torio. Ese mismo año Pierre y Marie Curie detectaron también que el radio producía un gas que mantenía su radiactividad durante un mes. Pero no fue hasta 1900 cuando Friedrich Ernst Dorn (Halle, Alemania) lo descubrió por la acumulación de un gas en las ampollas de radio. A partir de entonces, tuvieron que pasar unos cuantos años hasta que William Ramsey y Robert Whytlaw-Gray consiguieron aislar suficiente cantidad de radón como para poder determinar sus propiedades y así confirmar que era el gas noble con mayor peso atómico descubierto hasta la fecha.^[1]

Originalmente se le denominó *Radium emanation* (*Rm Em*) por F. E. Dorn, atribuyendo su descubrimiento a su liberación en forma de gas por decaimiento radiactivo del radio. Más tarde, William Ramsey y Robert Whytlaw-Gray en 1912, sugirieron el nombre de nitón (Nt) (del latín *nitens* que significa “brillante”) debido a la radioluminiscencia emitida por el gas. En 1923 la IUPAC tuvo que decidir entre los nombres torón (Tn), radón (Rn) y actinón (An), decantándose finalmente por el que conocemos en la actualidad.

Su naturaleza de gas noble y su costosa producción hacen que no exista un gran número de estudios de su reactividad. A pesar de ser un gas noble puede formar algún tipo de compuestos como le ocurre al xenón, del cual se encuentran complejos como el XeF₆ o el XeF₂. En el caso del radón también se puede formar el complejo con flúor, el difluoruro de radón (RnF₂), el cual es sólido. La primera vez que se logró sintetizar fue en el año 1962 a partir de sus elementos constituyentes.^[2] Tiene el inconveniente de que se descompone debido a la radioactividad del radón, ya que su isótopo más estable (²²²Rn) tiene una vida media de 3,82 días. Estudios teóricos sobre esta molécula predicen que su distancia de enlace Rn-F debe ser de 208 pm y que este compuesto es más estable y menos volátil que su homólogo el XeF₂. Se ha calculado también que la entalpía de formación del RnF₆ octaédrico es mucho más baja que la del RnF₂.

También se han obtenido compuestos oxigenados de radón como es el caso del RnO₃.

Su peligrosidad se debe a su radiactividad, de hecho, aparece en múltiples series radiactivas (Figura 1). Esto hace que se forme en la corteza terrestre, en la que tanto el uranio como el torio están presentes en pequeñas cantidades en muchos tipos de rocas, suelos y materiales, de los cuales se forma el gas radón y este emana hacia la superficie, dispersándose y desintegrándose en elementos radiactivos y liberando a su vez más radiación.

Se produce sobre todo en zonas con un suelo granítico, esto es debido a que el contenido de uranio y de torio en

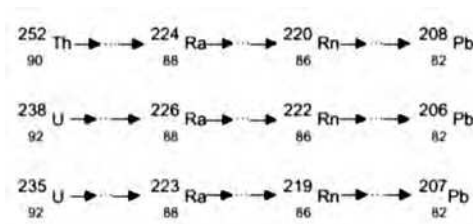
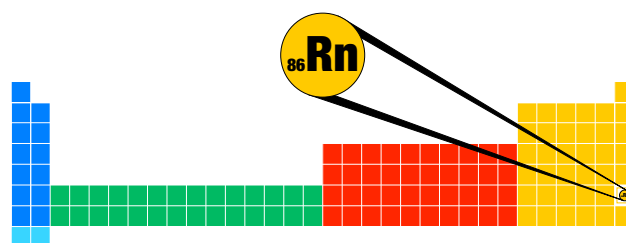


Figura 1. Algunas series radiactivas naturales donde está involucrado el radón^[3]

el granito es mayor que en otros tipos de rocas como las areniscas, carbonatadas o basálticas.

Por su radiactividad presenta una elevada toxicidad para la salud humana, ya que es emisor de partículas α (⁴He) que originan ionizaciones en la materia celular dando lugar así a la aparición de tumores. Según diversos estudios, es la segunda causa de cáncer de pulmón, por detrás del tabaco, en España.^[3]

El peligro para la salud viene dado por la inhalación de este gas y de sus productos de semidesintegración (polonio, plomo y bismuto), los cuales se depositan en partículas finas y polvo en suspensión que posteriormente es inhalado. Dichas partículas pueden adherirse a los tejidos pulmonares liberando radiación al desintegrarse aumentando de esta forma el riesgo de cáncer de pulmón.^[4] Desde los años 80 se comenzó a tener en cuenta la importancia del radón en las casas. Para medir el nivel existen dispositivos fáciles de usar que consisten en unas cajas que contienen carbón que se mantienen noventa días en el lugar y después se envían a valorar. En caso de que dé positiva la presencia de radón es importante adoptar una serie de medidas como sellar las grietas de los suelos y las entradas de las tuberías, así como tener cuidado con la ventilación, sobre todo si existen sótanos.^[4,5]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] W. Ramsay, R. Whytlaw-Gray, La densité de l'emanation de radium, *Comptes rendus hebdomadaires des Séances de l'Académie des Sciences*, **1910**, 151, 126–128.
- [2] P. R. Fields, L. Stein, M. H. Zirin, Radon Fluoride, *J. Am. Chem. Soc.*, **1962**, 21, 84.
- [3] A. Pascual Benés, NTP 533: *El radón y sus efectos sobre la salud*, Ministerio de Trabajo y Asuntos Sociales, Instituto Nacional de Seguridad e Higiene en el Trabajo (INSHT), Madrid, 1999.
- [4] Fundación para la Salud Geoambiental, www.saludgeoambiental.org, visitada el 03/04/2019.
- [5] C. H. Atwood, Radon in homes: Recent developments, *J. Chem. Educ.*, **2006**, 83, 1436–1438.

ALBERTO ESTEBAN
Sección Territorial de Salamanca de la RSEQ
Universidad de Salamanca
aesteban@usal.es

Z = 87, francio, Fr

El menos electronegativo de los elementos

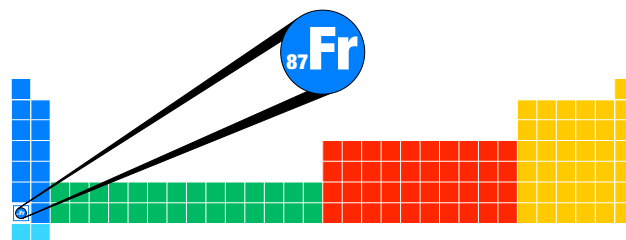
CE: [Rn] 7s¹; PAE: 223,02; PF: 27 °C; PE: 680 °C; densidad: 1,87 g/cm³; χ (Pauling): 0,7; EO: +1; isótopos más estables: ²²³Fr, ²²¹Fr; año de aislamiento: 1939 (Marguerite Perey, Francia).

Radiactivo, inestable y reactivo, el último de los metales alcalinos inaugura el séptimo período del Sistema Periódico. Dado su elevado radio atómico (calculado en 270 pm) y sus bajas primera energía de ionización y afinidad electrónica (estimadas en 380 kJ/mol y 44 kJ/mol, respectivamente), el francio constituye el elemento menos electronegativo de los 118 conocidos. No obstante, dada su escasa estabilidad (con un tiempo de vida media de poco más de 20 minutos para el isótopo más estable de la treintena conocida, el ²²³Fr), en la práctica química suele compartir dicho estatus con el cesio, elemento no radiactivo y de electronegatividad muy parecida. El francio, del que apenas existen unos 30 g en toda la corteza terrestre, puede encontrarse en minerales de uranio, como producto de desintegración del ²³⁷Ac. También se puede producir por bombardeo de Th con protones o de Ra con neutrones. Una de sus principales aplicaciones es su uso en física atómica. Por ejemplo, para la medida del denominado momento anapolar, de interés en el estudio de la interacción electrodébil.^[1]

El francio debe su nombre al país galo, dada la nacionalidad de quien logró aislarlo e identificarlo en 1939: la física Marguerite Perey (1909-1975). Correspondiente al eka-cesio (*eka-caesium*) propuesto por Dimitri I. Mendeleiev (1834-1907), la historia del más pesado de los alcalinos refleja la naturaleza colectiva y controvertida del descubrimiento de un nuevo elemento químico. Una historia patente cuando se consideran los distintos nombres empleados para designar al elemento 87 a lo largo de las décadas de 1920 y 1930: rusio (*russium*), por el químico ruso Dimitri K. Dobroserdov (1876-1936) que realizó estudios teóricos sobre sus propiedades; alcalinio (*alkalinium*), por los químicos ingleses Gerald J. F. Druce (1894-1950) y Frederick H. Loring que anunciaron el descubrimiento del más pesado de los alcalinos a partir del análisis por rayos X de una muestra de sulfato de manganeso; virginio (*virginium*), en honor al



Figura 1. Marguerite Perey en 1938, un año antes del aislamiento del *catium*^[2]



estado americano de Virginia, tierra natal del físico Fred Allison (1882-1974) que estaba convencido de haberlo aislado a partir de muestras minerales junto con el profesor Edgar J. Murphy; o moldavio (*moldavium*), por el científico rumano Horia Hulubei (1896-1972), quien apuntó al elemento 87 como responsable de una líneas espectrales identificadas en el transcurso de sus trabajos en espectroscopia junto al químico francés Yvette Cauchois (1908-1999).^[3]

Tras estos intentos por identificar y aislar al elemento 87, el francio se incorporó al Sistema Periódico de los elementos en 1949, 10 años después de que Perey lo aislara. No obstante, hasta su incorporación al Sistema Periódico hace 70 años, Perey empleó varios nombres para referirse a su hallazgo, tales como actinio-K (*actinium-K*), pues identificó al último de los alcalinos a partir de una muestra con actinio, y catio (*catium*), dada su elevada tendencia a ceder su único electrón de valencia formando el correspondiente catión Fr⁺. Asimismo, el símbolo aceptado para el francio fue Fr y no Fa, como en un principio se había propuesto. La historia del francio es también la historia de Marguerite Perey, cuya biografía es de gran interés para rescatar el nombre de las mujeres en la historia de la ciencia. Además, permite subrayar la importancia de otros colectivos tradicionalmente poco visibles en las narrativas históricas sobre ciencia: técnicos, ayudantes y auxiliares. Así, Perey se incorporó al *Institut du Radium* de París en 1929, trabajando como ayudante en el laboratorio de Marie Curie (1867-1934) hasta que esta murió de leucemia. Después, continuó trabajando junto a su hija Irène Joliot-Curie (1897-1956), de quien se sabe discrepó del nombre de catio para el elemento 87 por recordar más al término gato (*cat* en inglés) que a catión. Tras su trayectoria en el quehacer científico, Perey defendió su tesis doctoral en 1946 y en 1949 obtuvo la cátedra de Química Nuclear en la Universidad de Estrasburgo. Fue nombrada miembro de la *Académie des Sciences* del *Institut de France* en 1962, siendo la primera mujer en lograrlo.^[4] En 1975, tras una vida expuesta a sustancias radiactivas, falleció a los 65 años en Francia; país evocado por el nombre del menos electronegativo de los elementos del Sistema Periódico.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] E. Scerri, *50 elementos químicos. Qué son y qué representan*, Blume, Barcelona, 2013, p. 20.
- [2] Fotografía de Musée Curie/ACJC Collection publicada en *The New York Times Magazine*, <https://www.nytimes.com/2014/12/07/magazine/my-great-great-aunt-discovered-francium-and-it-killed-her.html>, fecha: 5 de enero de 2019.
- [3] M. Fontani, M. Costa, M. V. Orna, *The Lost Elements: The Periodic Table's Shadow Side*, Oxford, Nueva York, 2015.
- [4] E. Scerri, *A tale of Seven Elements*, Oxford, Nueva York, 2013, pp. 144–164.

LUIS MORENO MARTÍNEZ
Instituto Interuniversitario López Piñero
de Estudios Históricos y Sociales sobre Ciencia,
Tecnología, Medicina y Medio Ambiente
Universitat de València, Valencia
luis.moreno-martinez@uv.es

Z = 88, radio, Ra

El elemento radiactivo por excelencia

CE: [Rn] 7s²; PAE: 226,02; PF: 700 °C; PE: no bien establecido, entre 1100 y 1700 °C; densidad: 5,5 g·cm⁻³; χ (Pauling): 0,9; EO: +2; todos los isótopos naturales son radiactivos, isótopos más estables: ²²⁶Ra, ²²⁸Ra; año de aislamiento: 1898 (Marie Curie y Pierre Curie, París, 1898).

El nombre de radio (*radium* según la IUPAC) proviene del latín *radius* que significa rayo y fue dado por Pierre y Marie Curie a este elemento debido a su luminosidad. Aunque fue descubierto en 1898, no fue hasta 1911 cuando Marie Curie y su colaborador André-Louis Debierne aislaron el Ra metálico y se pudieron determinar las propiedades radiactivas. Después del anuncio del descubrimiento del Ra y la popularización de los rayos X como agente terapéutico diversos médicos empezaron a utilizar el Ra como elemento curativo.^[1] La percepción de que podía curar cualquier dolencia extendió su uso a muchos productos sanitarios cotidianos como supositorios, preservativos, pasta dentífrica o bebidas curativas. Su dificultad de producción hizo aumentar el precio de 1 gramo de radio a 100.000 dólares en 1921.

Además, sus características radioluminiscentes en combinación con ZnS hicieron del radio un elemento de uso extensivo en relojes, brújulas e instrumentos de aviación para poder ser observados en la oscuridad. Sin embargo, sus efectos nocivos se pusieron de manifiesto durante la década de 1920, cuando los trabajadores que usaban radio enfermaban por motivos laborales. Un notorio caso fue las llamadas *Radium Girls* que sufrieron envenenamiento por radiación al recubrir las esferas de los relojes que fabricaban con una pintura basada en el radio utilizada en la fábrica *United States Radium Corporation* en Orange (Estados Unidos) en el año 1917.^[2]

El radio tiene cuatro isótopos radioactivos naturales. Estos isótopos tienen períodos de semidesintegración ($T_{1/2}$) muy inferiores a la edad de la Tierra, de modo que provienen de distintas cadenas de desintegración (²³⁸U, ²³⁵U y ²³²Th). Así, el ²²⁶Ra ($T_{1/2}$ = 1600 años) procede de la cadena de desintegración del ²³⁸U; el ²²⁸Ra ($T_{1/2}$ = 5,75 años), descubierto en 1905 por O. Hahn, y el ²²⁴Ra ($T_{1/2}$ = 3,6 días), descubierto por E. Rutherford y F. Soddy en 1902, pertenecen a la cadena del ²³²Th; y el ²²³Ra ($T_{1/2}$ = 11,4 días), descubierto por T. Godlewski en 1905, a la cadena del ²³⁵U.^[3]

El radio se puede obtener a partir de su extracción de minerales de uranio como la uraninita o carnotita o de torio como la monacita y torianita, pero también de los residuos del combustible de la industria nuclear.

El radio es un metal (Figura 1) que puede prepararse mediante la reducción electrolítica de sus sales y presenta una alta reactividad química. Es atacado por el agua con una vigorosa evolución del hidrógeno y por el aire con la formación del nitruro. Su forma natural es en forma de ion Ra²⁺ en todos sus compuestos. El sulfato, RaSO₄, es el sulfato más insoluble conocido, y el hidróxido, Ra(OH)₂, es el más soluble de los hidróxidos alcalinotérreos. La acumulación gradual de helio dentro de los cristales de bromuro de radio, RaBr₂, los debilita y ocasionalmente explotan. En general, los compuestos del radio son muy similares a los del bario, lo que dificulta la separación de los dos elementos.^[4]

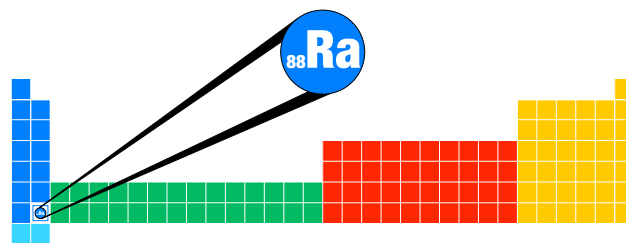


Figura 1. Radio-226 electrodepositado sobre lámina de cobre y recubierto con poliuretano para evitar la oxidación^[7]

Los pocos usos del radio se basan en su principal característica: la radioactividad. 1 g de ²²⁶Ra produce 3,7·10¹⁰ desintegraciones por segundo (Bq) y fue la cantidad de radioactividad con la que se definió la primera unidad de radioactividad, el curie (Ci), en 1910. Aunque en las décadas de 1940 y 1950, el uso de radio como tratamiento médico se redujo a muy pocas aplicaciones por su alto precio y su gran peligrosidad, debido al complejo manejo de pequeñas cantidades, el principal uso de los isótopos de radio sigue siendo la terapia médica. Actualmente, existen algunos tratamientos radioterapéuticos que usan ²²⁶Ra en braquiterapia. También se usa el ²²³Ra, como emisor alfa, para el tratamiento de las metástasis óseas derivadas de cáncer de próstata.^[5] Otras aplicaciones de los isótopos de radio son técnicas geofísicas en las prospecciones petroleras, radiografía industrial, producción de estándares radioquímicos o señales luminosas. Recientemente, la presencia de los diversos isótopos de radio en las distintas matrices geológicas se han utilizado como trazadores de procesos ambientales, como la descarga de agua subterránea o trazadores de masas de agua.^[6]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] D. I. Harvie, *Deadly sunshine: The history and fatal legacy of Radium*, Tempus Publishing Ltd., Gloucestershire, Reino Unido, 2005.
- [2] K. Moore, *Las chicas del radio*, Capitán Swing Libros, Madrid, 2018.
- [3] A. Romer, *Radiochemistry and the discovery of isotopes*, Dover Publications, Nueva York, 1970.
- [4] T. P. Hanusa, *Radium chemical element*, Encyclopaedia Britannica, bit.ly/2TxbFuZ, visitada el 12/03/2019.
- [5] Xofigo, www.xofigo-us.com, visitada el 12/03/2019.
- [6] M. Bernat, T. M. Church, Uranium and thorium decay series in the modern marine environment, en P. Fritz, J. Ch. Fontes (eds.), *Handbook of Environmental Isotope Geochemistry*, vol. 3, Elsevier Science, Amsterdam, 1989, pp. 357–384.
- [7] Radium, Wikipédia, l'encyclopédie libre, bit.ly/2xT9qXE, visitada el 12/03/2019.

JORDI GARCIA-ORELLANA
Departament de Física, Institut de Ciència i Tecnologia Ambientals (ICTA), Universitat Autònoma de Barcelona.
Jordi.Garcia@uab.cat

Z = 89, actinio, Ac

Un elemento muy *activo y raro*; naturalmente escaso pero sintéticamente accesible

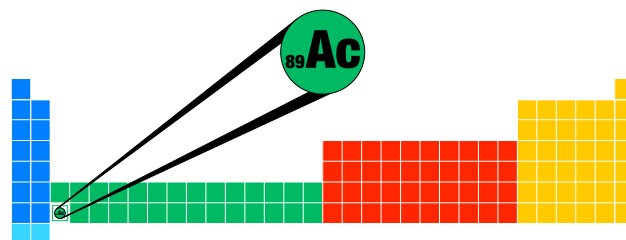
CE: [Rn] 6d¹7s²; PAE: 227; PF: 1227 °C; PE: 3200 °C; densidad: 10 g/cm³; χ (Pauling): 1,10; EO: +2, +3; isótopos más estables: ²²⁵Ac, ²²⁶Ac, ²²⁷Ac; año de aislamiento: 1899 (André-Louis Debierne, Francia); 1902 (Friederich-Oskar Giesel, Alemania).

El descubrimiento del actinio es clásicamente atribuido al químico francés André Debierne. En 1899, Debierne anunció la obtención de trazas de un nuevo elemento radioactivo contenido en la pechblenda, al que denominó *actinium* (del griego antiguo, ακτις, ακτινος, rayo luminoso).^[1] El actinio brilla en la oscuridad emitiendo una luz azul pálida, la cual se origina como radiación de Cherenkov producida por sus electrones de desintegración radioactiva atravesando el medio circundante (Figura 1).^[2] Es un metal de color blanco plateado caracterizado por una relativamente baja conductividad eléctrica y dureza, siendo muy maleable, con una rigidez similar a la del plomo. Este elemento da nombre a la serie de actínidos de las tierras raras, de donde fue aislado por primera vez en 1902 por Friederich Giesel, junto con el lantano y el cerio, como un radioelemento desconocido al que denominó *emanium*.^[3] Aunque el nombre asignado por Debierne se mantuvo prevalente, la historiografía moderna coincide en dar el crédito a Giesel sobre la primera preparación de actinio radioquímicamente puro.^[4] También se conviene en aceptar que la sustancia obtenida por Debierne contenía actinio junto con protoactinio, su precursor radioactivo.^[5]

En la naturaleza se encuentran diferentes isótopos del actinio contenidos en minerales de uranio y torio, especialmente el más estable, ²²⁷Ac, un miembro transitorio de la serie de decaimiento radioactivo del uranio, con un tiempo de vida medio relativamente largo (21,8 años). El resto de isótopos del actinio son mucho más inestables, no existiendo una composición isotópica característica que permita asignar un peso atómico estándar para este elemento. El ²²⁵Ac es el siguiente isótopo menos inestable, siendo un radionúclido resultante del decaimiento del neptunio, que pese a su corto tiempo de vida (tan solo 10 días), se encuentra presente en la naturaleza gracias a la producción continuada de ²³⁷Np a partir de ²³⁸U, el isótopo natural más abundante del uranio. El isótopo natural ²²⁸Ac (6,1 horas), también conocido



Figura 1. Disolución acuosa de una sal del catión trivalente de ²²⁵Ac mostrando luminiscencia de Cherenkov^[2]



como *mesothorium*, es un transitorio de la serie del torio, la cual comienza en ²³²Th y finaliza en ²⁰⁸Pb, el isótopo estable más abundante del plomo. La escasez de compuestos naturales del actinio, unida a su semejanza química con sustancias lantánidas mucho más abundantes, hace impracticable su extracción a partir de minerales de tierras raras, no habiendo sido posible la separación isotópica por esta vía. En la actualidad, el ²²⁷Ac es preparado por vía sintética, mediante irradiación de ²²⁶Ra con neutrones en un reactor nuclear.^[6]

Respecto a la química del actinio, el elemento puro reacciona rápidamente con el oxígeno y la humedad del aire formando una capa protectora de óxido, la cual impide la oxidación progresiva del material. Al igual que la mayoría de tierras raras, el actinio se encuentra usualmente en el estado de oxidación +3, originado en la configuración electrónica [Rn] 6d¹7s², con tres electrones de valencia. El Ac³⁺ es el más voluminoso de todos los iones trivalentes conocidos, conteniendo más de diez moléculas de agua en su primera esfera de coordinación. Los cationes Ac³⁺ no presentan color en disolución acuosa, y los correspondientes compuestos son sólidos pulverulentos de color blanco. El estado de oxidación +2 es mucho más raro, y solo se ha encontrado en el caso del dihidruro (AcH₂). Más allá del crédito a su descubrimiento,^[5] el debate sobre la química del actinio se encuentra abierto en referencia a su posición en la tabla periódica,^[2,7] bien como un genuino elemento-*f* con una configuración electrónica irregular, o bien como un elemento-*d* situado bajo el Sc, Y y La, tal como aparece en la mayoría de tablas clásicas.

Dada su escasez, dificultad de extracción, alto precio y radioactividad, no se ha dado un uso significativo al actinio metálico. Sin embargo, posibles aplicaciones médicas de algunos radionúclidos, especialmente el ²²⁵Ac, están bajo estudio, particularmente en diagnóstico y tratamiento de cáncer, tanto por su intensa emisión alfa como en la producción de ²¹³Bi para emisión beta de alta energía en dispositivos de imagen médica y como fuentes de radiación utilizadas en radioterapia.^[7]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] A. L. Debierne, Sur une nouvelle matière radioactive, *Comp. Rendus*, **1899**, 129, 593–595.
- [2] G. J. P. Deblonde, R. J. Abergel. Active actinium, *Nature Chem.*, **2016**, 8, 1084.
- [3] F. O. Giesel, Ueber radium und radioactive stoffe, *Ber.*, **1902**, 35, 3608–3611.
- [4] M. E. Weeks, The discovery of the elements. XIX. The radioactive elements, *J. Chem. Educ.*, **1933**, 10(2), 79–90.
- [5] J. P. Adloff, The centenary of a controversial discovery: actinium, *Radiochim. Acta.*, **2000**, 88(3–4), 123–128.
- [6] H. J. Emeleus, *Advances in inorganic chemistry and radiochemistry*, Academic Press, Nueva York, 1987.
- [7] M. Miederer, D. A. Scheinberg, M. R. McDevitt, *Adv. Drug Deliv. Rev.*, **2008**, 60, 1371–1382.

FRANCISCO MONROY
Sección Territorial de Madrid de la RSEQ
Universidad Complutense de Madrid
monroy@ucm.es

Z = 90, torio, Th

El dios Thor entre bisontes

CE: [Rn] 6d²7s²; PAE: 232,04; PF: 1750 °C; PE: 4788 °C; densidad: 11,7 g/cm³; χ (Pauling): 1,3; EO: +2, +3, +4; isótopo más estable: ²³²Th; año de aislamiento: 1828 (Jöns Jakob Berzelius, Suecia).

A este elemento se le llamó torio (*thorium*) en honor a dios nórdico del trueno, Thor. El nombre lo acuñó Jöns Jakob Berzelius en 1829 tras aislarlo de un mineral descubierto en la isla de Løvøya (Noruega) por Hans Morten Thrane Esmark, vicario y mineralogista aficionado del condado de Telemark también en Noruega. Berzelius asimismo dio nombre al mineral del que aisló el elemento, torita, un nesosilicato de torio y uranio (Th,U)SiO₄. Curiosamente, Berzelius había utilizado el nombre torio unos años antes para otro elemento que pensó haber descubierto en lo que en realidad resultó ser itrio, ya conocido entonces, por lo que decidió reutilizar este nombre en esta ocasión.^[1]

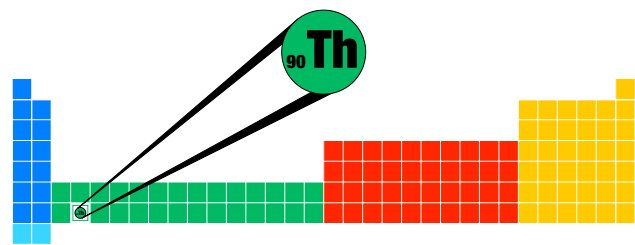
El torio es un metal de color blanco plateado brillante que pierde su brillo al oxidarse (Figura 1) siendo su óxido (ThO₂) la impureza más frecuente aún en las muestras más puras del metal. Es blando, dúctil y mucho menos denso que los elementos inmediatos a él en la tabla periódica (protactinio y uranio). Pertenece a la serie de los actínidos y es radioactivo.^[1]

Su carácter radioactivo lo descubrieron prácticamente a la vez el químico alemán Gerhard Schmidt y el matrimonio de físicos formado por la polaca Marie Skłodowska Curie y el francés Pierre Curie en 1898.^[2] El torio fue el segundo elemento, tras el uranio, en el que se observó radioactividad. Esta propiedad continuó siendo estudiada por Ernest Rutherford y Robert Bowie Owens. Los estudios de estos dos científicos encaminaron el descubrimiento del radón (Rn), uno de los integrantes de la serie de desintegración radioactiva del torio.^[3]

El ²³²Th se desintegra emitiendo una partícula alfa (dos protones y dos neutrones) y convirtiéndose en el isótopo ²²⁸Ra, iniciándose así la serie del torio, una de las cuatro cadenas de desintegración radioactivas naturales, es decir, cadenas de elementos que existen en la corteza de la Tierra desde su formación, concretamente, la designada como 4n por ser múltiplos de 4 todos los números másicos de los isótopos que la integran. La cadena finaliza con el ²⁰⁸Pb. El período de semidesintegración del torio es de 1,405·10¹⁰ años, algo más que la edad del universo.

En la corteza terrestre el torio es casi tan abundante como el plomo y más que el estaño; esta abundancia se debe a la facilidad con la que forma óxidos que impiden su migración hacia capas más profundas. Además, estos compuestos son muy poco solubles. El torio se encuentra en la naturaleza casi exclusivamente como isótopo ²³²Th. Forma parte de un gran número de minerales pero en muy pequeñas cantidades que, sin embargo, son suficientes para que la emisión de partículas alfa modifique sus estructuras cristalinas originales.^[4]

La demanda de torio es muy escasa por lo que no se han realizado grandes inversiones para la optimización de su extracción que se lleva a cabo a partir de arenas de monacita, minerales del grupo de los fosfatos que se tratan con ácido sulfúrico.



La imposibilidad de conseguir la masa crítica suficiente en el caso del ²³²Th hizo que se descartara este elemento como combustible para armamento nuclear. Es probable que esta fuese una de las razones por las que no se siguió investigando la posibilidad de su uso como combustible en centrales nucleares aunque cuando este elemento es bombardeado con neutrones, genera ²³³U fisible.^[1] Aunque en ocasiones se ha planteado su utilización como alternativa a la energía nuclear tradicional, basada en el uranio enriquecido, el uso del torio no elimina el problema de los residuos asociados a este tipo de energía.

El torio metálico y alguno de sus óxidos se han empleado en combinación con el wolframio en filamentos para lámparas eléctricas, como material cerámico resistente a altas temperaturas y como aleación con otros metales consiguiendo la mejora de algunas de sus propiedades y como catalizador de reacciones de química orgánica. En cualquiera de ellas, sin embargo, la naturaleza radiactiva del ²³²Th tiene que ser tenida en cuenta.

La presencia de ²³⁰Th en la serie del ²³⁸U ha permitido que este elemento sea utilizado en técnicas de datación absoluta. La datación uranio-torio se ha llevado a cabo en materiales de 11 cuevas españolas que presentan evidencias de haber sido habitadas en el Paleolítico como por ejemplo, en las magníficas pinturas de la cueva de Altamira (Cantabria).^[5]



Figura 1. Metal torio mostrando signos de corrosión

BIBLIOGRAFÍA

- [1] M. S. Wickleder, B. Fourest, P. K. Dorhout, en L. R. Morss, N. M. Edelstein, J. Fuger (eds.), *The chemistry of the actinide and transactinide elements*, Springer, Dordrecht, 2006, pp. 52–160.
- [2] M. Curie, Rayons émis par les composés de l'uranium et du thorium, *Comptes rendus*, **1899**, *126*, 1101–1103.
- [3] E. Rutherford, R. B. Owens, Thorium and uranium radiation, *Trans. R. Soc. Can.*, **1899**, *2*, 9–12.
- [4] F. Farges, G. Calas, Structural analysis of radiation damage in zircon and thorite: An X-ray absorption spectroscopic study, *Amer. Mineralogist*, **1991**, *76*, 60–73.
- [5] A. W. G. Pike *et al.*, U-Series dating of Paleolithic art in 11 caves in Spain, *Science*, **2012**, *336*, 1409–1413.

ANA PÉREZ ANTÓN
IES San Fernando, Madrid
ana.perez114@educa.madrid.org

Z = 91, protactinio, Pa

Uno de los elementos que predijo Mendeléiev

CE: [Rn] 5f⁶d¹7s²; PAE: 231,04; PF: 1568 °C; PE: 4027 °C (estimado); densidad: 15,37 g/cm³; χ (Pauling): 1,5; EO: +2, +3, +4, +5; isótopo más estable: ²³¹Pa; año de aislamiento: 1917 (Otto Hahn y Lise Meitner, Berlín, Alemania).

El protactinio es un elemento que fue correctamente predicho por Mendeléiev en su tabla periódica de 1871.^[1] El torio se situaba debajo del circonio y el uranio bajo el wolframio dejando un hueco debajo del tántalo,^[2] y este hueco sería el correspondiente al protactinio. En 1900, William Crookes identificó por primera vez el protactinio, que denominó uranio-X pues no pudo caracterizarlo como un nuevo elemento. Fue en 1913 cuando se identificó por primera vez su isótopo ^{234m}Pa por Fajans y Göhring, siendo bautizado con el nombre de “brevium” debido a su corta vida media (1,17 min).^[1,3] Sin embargo, no fue hasta 1917 cuando Lise Meitner y Otto Hahn pudieron aislarlo en Berlín, cuando aún estaba terminando la Primera Guerra Mundial (Figura 1). En contraste con el “brevium”, este “nuevo elemento” tenía una vida media mucho mayor, de aproximadamente 33.000 años.

El descubrimiento del protactinio estaba motivado en parte por el estudio del actinio, pues era uno de los elementos radiactivos sobre el que había un mayor desconocimiento. Era bien sabido que el precursor del actinio debía decaer con una emisión tipo alfa. Otto Hahn y Lise Meitner partieron de esta idea y utilizaron una muestra de pechblenda (mineral de uranio) para conseguir aislar esta nueva sustancia detectando las partículas alfa y el actinio como producto de su decaimiento.^[1,3] Bautizaron este nuevo elemento con el nombre de “protoactinio” (predecesor del actinio), aunque posteriormente fue cambiado a protactinio por simplicidad.^[1]

El protactinio es un metal de alta densidad, maleable, de color plateado grisáceo, que pertenece al grupo de los actínidos y que se encuentra en estado sólido a temperatura ambiente (Figura 2). Sus principales estados de oxidación son +2, +3, +4 y +5, siendo este último el estado más habitual y el que le hace asemejarse con el tántalo. Reacciona fácilmente con el oxígeno formando distintos compuestos como el Pa₂O₅ y el PaO. Además del oxígeno, también reacciona con vapor de agua y con ácidos inorgánicos. Por otro lado, el protactinio se comporta como un superconductor a temperaturas por debajo de 1,6 K.

Se conocen más de 20 isótopos del protactinio, aunque sólo 3 de ellos (²³¹Pa, ²³⁴Pa, ^{234m}Pa) se encuentran en mayores

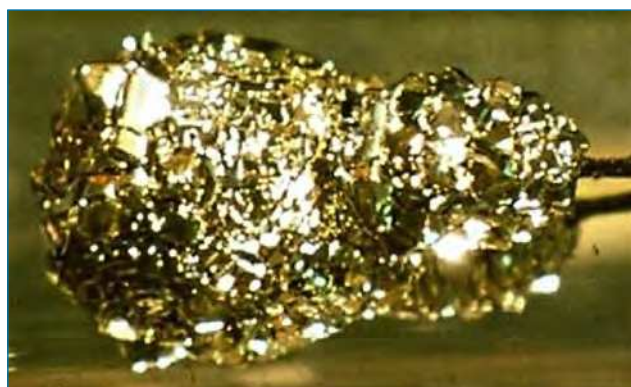
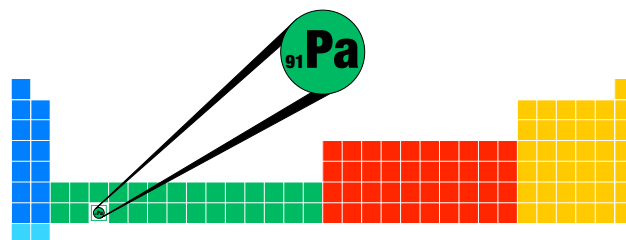


Figura 2. Cristal de protactinio, preparado por el proceso de van Arkel [bit.ly/2TzScZM]

cantidades en la naturaleza,^[1,4] si bien el ²³¹Pa es el más estable. De todos los isótopos del protactinio, el más relevante es el protactinio-231 que, con una vida media de 32.760 años, es producto del decaimiento del ²³⁵U y fue el que consiguieron aislar Otto Hahn y Lise Meitner. El protactinio-234 y protactinio-234m aparecen de forma natural debido al decaimiento del ²³⁸U pasando por el ²³⁴Th (un 99,8 % del producto es ^{234m}Pa).^[4] Estos isótopos de protactinio se encuentran repartidos por la corteza terrestre en minerales de uranio, aunque su abundancia es muy escasa. El protactinio (²³¹Pa y ²³³Pa) aparece también como producto en los reactores de torio. Este hecho representa un problema en este tipo de reactores debido a la alta toxicidad del protactinio y por ello necesitan ser eliminados durante el proceso.^[5]

El protactinio no tiene ninguna aplicación directa debido a su escasa presencia en la naturaleza y su alto coste de obtención, además de su alta toxicidad y radioactividad. Sin embargo, sí que se utiliza en el estudio del movimiento de las aguas oceánicas (paleo-oceanografía).^[1,4]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] E. Scerri, *A tale of seven elements*, Oxford University Press, Nueva York, 2013, pp. 67–74.
- [2] M. Laing, A revised periodic table: with the Lanthanides repositioned, *Found. Chem.*, **2005**, 7(3), 203–233.
- [3] R. L. Sime, The discovery of Protactinium, *J. Chem. Educ.*, **1986**, 63(8), 653–657.
- [4] J. Peterson, M. Macdonnel, L. Haroun, F. Monette, R. D. Hildebrand, A. Taboas, Radiological and chemical fact sheets to support health risk analyses for contaminated areas, *Argonne National Laboratory Environmental Science Division*, **2007**, 133, pp. 40–41.
- [5] T. Nakajima, H. Groult, *Fluorinated materials for energy conversion*, Elsevier, 2005, pp. 562–565.



Figura 1. Sellos alemanes en honor a Meitner y Hahn

ANDRÉS TEJEDOR REYES
E.T.S. de Ingenieros Industriales
Universidad Politécnica de Madrid
andres.tejedor@upm.es

Z = 92, uranio, U

El elemento químico básico de la era nuclear

CE: [Rn] 5f⁶6d¹7s²; PAE: 238,03; PF: 1132 °C; PE: 3927 °C; densidad: 19,1 g/cm³; χ (Pauling): 1,38 EO: +1, +2, +3, +4, +5, +6; isótopos más estables: ²³⁴U, ²³⁵U, ²³⁸U; año de descubrimiento: 1781 (Martin Heinrich Klaproth, Alemania).^[1]

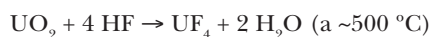
El descubrimiento del uranio se atribuye al químico alemán Martin Heinrich Klaproth (1743-1814) en 1789. Estudiando la pechblenda procedente de los yacimientos de Joachimsthal (Bohemia, República Checa) creyó que era un mineral de hierro y zinc, lo disolvió en ácido nítrico obteniendo un precipitado amarillo, que no era lo característico de ningún elemento conocido. Lo llamó uranio en honor del planeta Urano, descubierto poco tiempo antes, en 1781, por William Herschel. Años más tarde, en 1841, el químico francés Eugène Melchior Péligot preparó uranio reduciendo tetracloruro de uranio con potasio metálico. En 1896 Henri Becquerel descubrió sus propiedades radiactivas.

Los ingenieros de minas españoles Justo Egozcue (1833-1900) y Lucas Mallada (1841-1921) fueron los primeros que testimoniaron la existencia de minerales de uranio en España.

El uranio^[2] existe en tres estados cristalinos α, β, γ. La transición del estado α al β tiene lugar a 668 °C y la del estado β al γ a 775 °C. El uranio se encuentra en unos 150 minerales diferentes, de los cuales la uraninita (Figura 1) y la pechblenda (una variedad de la anterior) son los más característicos.

La uraninita es la principal mena de uranio, y está formada principalmente por UO₂, con ciertas cantidades de UO₃ y óxidos de otros metales como plomo, torio y tierras raras. Los yacimientos de uranio están muy repartidos, y el 90 % se encuentra en: Sudáfrica, Estados Unidos, Australia, Níger, Namibia, Brasil y Kazajistán.

El uranio pertenece a la serie de los actínidos, y en sus combinaciones actúa con diversos estados de oxidación, siendo los más frecuentes +4 y +6. Reacciona químicamente con el oxígeno y el nitrógeno a temperatura ambiente, y con aleaciones metálicas a temperaturas más altas. Dos de los compuestos más comunes de uranio son el U₃O₈ (octaóxido de triuranio) y el UO₂. Forma también carburos (UC, UC₂ y U₂C₃), nitruros (UN, UN₂ y U₂N₃) y haluros (UF₄, UF₃, UF₆, UCl₄...). En concreto, el UF₆ se prepara mediante las reacciones:



El uranio natural es una mezcla de tres isótopos: U-234 (0,005 %), U-235 (0,71 %) y U-238 (99,28 %). Los tres son químicamente iguales, pero distintos desde el punto de vista físico, y todos son radiactivos con períodos de semidesintegración muy largos, siendo el U-238 y el U-235 los “padres” de las series radiactivas del uranio y actinio respectivamente.

En sus comienzos, el uranio se empleó para la coloración de vidrios y cerámicas,^[3] pero al conocerse sus propiedades radiactivas dejó de usarse. Desde los años 30 del siglo pasado se investigó el uso de uranio para empleo de armas

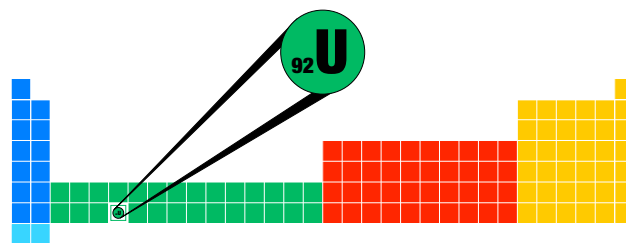


Figura 1. Imagen de uraninita^[5]

nucleares, lo cual dio lugar a la fabricación de las bombas nucleares de Hiroshima y Nagasaki en 1945. Se basaban en uranio enriquecido y en plutonio (derivado de uranio). También se suele usar el uranio como estabilizador en aviones, como blindaje frente a radiaciones penetrantes, y en carros de combate como uranio empobrecido, el cual tiene una proporción de ²³⁵U inferior a la del uranio natural.

Sin embargo, la aplicación más importante es en la industria nuclear, como combustible básico de los reactores nucleares.^[4] En la actualidad se abastecen con uranio unos 448 reactores nucleares que producen el 11 % de la energía eléctrica mundial. La reacción nuclear de fisión mediante neutrones produce en los dos isótopos más abundantes del uranio una reacción exoenergética. El combustible de estos reactores nucleares puede estar compuesto por uranio natural, o por uranio enriquecido obtenido al aumentar la proporción de ²³⁵U, respecto de la que tiene en el uranio natural, o más recientemente con una mezcla de óxidos de uranio y plutonio. Este elemento, formado por diversos isótopos se obtiene al bombardear ²³⁸U con neutrones produciéndose el ²³⁹Pu.

En el enriquecimiento del uranio se suelen usar dos métodos: difusión a través de membranas porosas y ultracentrifugación. En ambos casos el uranio se encuentra en fase gaseosa en forma de hexafluoruro de uranio.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] Famous Scientists: M. Klaproth, bit.ly/2Upnvn0, visitada el 16/02/2019.
- [2] Memorias del Instituto Geológico y Minero de España, Uranio. Curso de Conferencias, Madrid, 1946.
- [3] W. W. Schultz, Uranium processing, Encyclopaedia Britannica, bit.ly/2EFniWe, visitada el 10/02/2019.
- [4] Sociedad Nuclear Española, El ciclo del combustible nuclear, noviembre 1997.
- [5] Uraninita, bit.ly/2SKfl77, visitada el 06/03/2019.

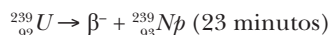
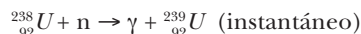
EMILIO MÍNGUEZ TORRES
E.T.S. de Ingenieros Industriales
Universidad Politécnica de Madrid
emilio.minguez@upm.es

Z = 93, neptunio, Np

El elemento transuránico responsable
de dos premios Nobel

CE: [Rn] 5f⁶6d¹7s²; PAE: [237]; PF: 644 °C; PE: 3902 °C; densidad: 20,2 g/cm³; χ (Pauling): 1,36; EO: +2, +3, +4, +5, +6, +7; isótopos más estables: ²³⁵Np, ²³⁶Np, ²³⁷Np; año de aislamiento: 1940 (Edwin Mattison McMillan y Philip Hauge Abelson, EE. UU.).

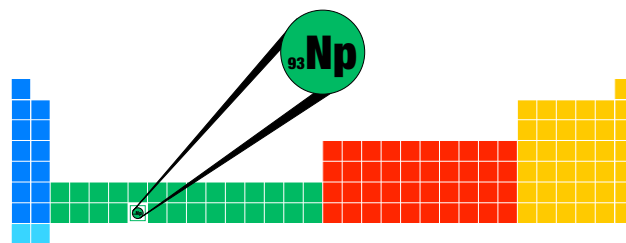
Al igual que sus elementos vecinos, el neptunio también le debe su nombre a uno de los planetas del sistema solar: Neptuno. A partir del descubrimiento del neutrón (James Chadwick, 1932) y la conjetura del físico Enrico Fermi de que el bombardeo de átomos pesados con neutrones podía dar como producto un átomo del subsiguiente elemento, fueron varios los investigadores que reivindicaron el descubrimiento del elemento 93. El propio Fermi en su discurso del premio Nobel de Física de 1938 señaló que, en las investigaciones llevadas a cabo por su grupo en la Universidad de Roma desde 1934, habían descubierto entre otros el elemento 93 al que llamaban *ausonium* (de *Ausonia*, nombre empleado para referirse a Italia poéticamente).^[1] En realidad, Fermi no descubrió ningún elemento nuevo, en su lugar, realizó los primeros experimentos de fisión nuclear. Irónicamente, casi al mismo tiempo en el que Fermi recibía el premio Nobel, Otto Hahn, Fritz Strassmann y Lise Meitner descubrían e interpretaban en Alemania el fenómeno de la fisión nuclear. Varios años después, en 1940, McMillan (premio Nobel de Química junto con Glenn T. Seaborg en 1951) y Abelson fueron capaces de identificar uno de los isótopos del elemento 93 en el Laboratorio de Radiación de la Universidad de California en Berkeley:



La vida media de cualquiera de los isótopos del neptunio es inferior a la edad de la Tierra, es por ello que de forma natural sólo se encuentran trazas de este elemento en minerales que contienen uranio. No obstante, actualmente son varias las fuentes antropogénicas de neptunio: residuos de armas nucleares, el agua usada para enfriar los reactores de fisión, el procesamiento industrial del ²³⁷Np producido en los reactores de fisión, residuos nucleares de alta actividad y la desintegración de ²⁴¹Am y ²⁴¹Pu.^[2] El isótopo ²³⁹Np es generalmente el producto de las primeras dos fuentes mencionadas, pero debido a su corta vida media ($t_{1/2} = 2,35$ días) no constituye un gran peligro biológico ni medioambiental. Al contrario, a pesar de que la presencia de ²³⁷Np en residuos



Figura 1. Esfera de neptunio revestida de níquel^[3]



nucleares no sea elevada (0,03 % en residuos de uranio y 5 % en residuos de plutonio), su relativamente larga vida media ($t_{1/2} = 2,1 \cdot 10^6$ años) hace que de cara al futuro –varios miles o millones de años– constituya un serio peligro.^[2]

Al igual que el resto de actínidos, la característica principal del neptunio es su ya mencionada inestabilidad nuclear, lo que se manifiesta en su radioactividad y tendencia a la fisión espontánea. En su forma metálica presenta un color grisáceo (Figura 1) y tres estructuras cristalinas. Se trata de un metal electropositivo muy reactivo que expuesto al aire se oxida fácilmente.

A pesar de que se conocen los estados de oxidación comprendidos entre Np(II) y Np(VII), en condiciones ambientales los estados más estables son Np(IV) y Np(V). En medio acuoso, condiciones óxicas y pH neutro, Np(V) forma el ion neptunilo(1+), NpO_2^+ , además de $\text{NpO}_2(\text{OH})$ y distintos carbonatos, mientras que en condiciones reductoras la especie dominante será Np(IV) en forma de hidroxocomplejos.^[4] A diferencia de las fases sólidas de Np(IV), los sólidos de Np(V) son altamente solubles en agua, de ahí que la movilidad medioambiental del Np(V) sea elevada. NpO_2 es el óxido más estable de este elemento, aunque también se conoce el pentaóxido, Np_2O_5 . Se han podido aislar varios haluros de Np, los cuales se emplean como precursores en la síntesis de compuestos organometálicos. En este campo de la química, a pesar de que los primeros complejos ciclopentadienilo, $\text{Np}(\text{Cp})_3\text{Cl}$ y $\text{Np}(\text{Cp})_4$ ($\text{Cp} = \eta^5\text{-C}_5\text{H}_5$), se prepararon en la década de 1960, desde entonces han sido pocos los compuestos caracterizados debido a las limitaciones derivadas del trabajo con una especie de muy baja abundancia y alta radiactividad y reactividad en condiciones ambientales.^[5]

Son escasas las aplicaciones del neptunio. El isótopo ²³⁷Np se usa en detectores de neutrones y como precursor en la producción de plutonio. Además, como el neptunio es fisiónable, podría emplearse como combustible en reactores de neutrones o armas nucleares.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] E. Fermi, *Artificial radioactivity produced by neutron bombardment*, Nobel Lectures, Physics 1922-1941, Elsevier Publishing Company, Amsterdam, 1965, pp. 407-424.
- [2] R. C. Thompson, Neptunium: the neglected actinide: a review of the biological and environmental literature, *Radiat. Res.*, **1982**, 90(1), 1-32.
- [3] Fotografía de Wikimedia Commons contributors, <https://bit.ly/2TbcBQB>, visitada el 26/02/2019.
- [4] J. P. Kaszuba, W. H. Runde, The aqueous geochemistry of neptunium: Dynamic control of soluble concentrations with applications to nuclear waste disposal, *Environ. Sci. Technol.*, **1999**, 33, 4427-4433.
- [5] P. L. Arnold, M. S. Dutkiewicz, O. Walter, Organometallic neptunium chemistry, *Chem. Rev.*, **2017**, 117, 11460-11475.

EIDER GOIKOLEA
Facultad de Ciencia y Tecnología
Universidad del País Vasco/Euskal Herriko Unibertsitatea
eider.goikolea@ehu.es

Z = 94, plutonio, Pu

El elemento primordial más pesado
que existe en la naturaleza

CE: [Rn] 5f⁶7s²; PAE: 244 (isótopo más estable); PF: 639 °C; PE: 3228 °C; densidad: 19,82 g/cm³; χ (Pauling): 1,28; EO: +1, +2, +3, +4, +5, +6, +7; isótopos más estables: ²³⁸Pu, ²³⁹Pu, ²⁴⁰Pu, ²⁴¹Pu, ²⁴²Pu y ²⁴⁴Pu; año de aislamiento: 1940 (G. T. Seaborg, A. C. Wahl, J. W. Kennedy y E. M. McMillan, Berkeley, California).^[1]

Enrico Fermi y su grupo de investigación, en Roma, informaron en 1934 del descubrimiento del elemento 94 y lo denominaron *hesperium*, mencionándolo en el discurso del premio Nobel en 1938. Sin embargo, lo que habían producido, sin percatarse, era una fisión nuclear con una mezcla de bario, kriptón y otros elementos. La fisión nuclear fue descubierta en Alemania ese mismo año por Otto Hahn y Fritz Strassmann. El mecanismo de la fisión fue interpretado por Lise Meitner y Otto Frisch. Fue Seaborg quien lo denominó plutonio, al ser el elemento siguiente al neptunio, siguiendo el orden de los planetas.^[2,3]

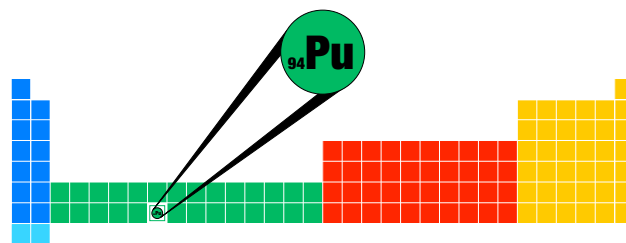
El plutonio fue producido por primera vez por Seaborg, Wahl, Kennedy y McMillan el 14 de diciembre de 1940 al bombardear uranio-238 con un deuterón en el ciclotrón de 1,5 metros de la Universidad de California en Berkeley. El Pu tiene veinte radioisótopos, con números másicos entre el 228 y el 247. Las trazas existentes se deben a los “reactores nucleares” naturales que existieron hace 1,8·10⁹ años, como los de Oklo en Gabón.

El ²³⁹Pu fue el isótopo crucial en el Proyecto Manhattan: la primera bomba nuclear ensayada, Proyecto *Trinity*, y la de Nagasaki, tenían un núcleo de ²³⁹Pu. Los átomos de ²³⁹Pu y ²⁴¹Pu son fisibles, capaces, si se alcanza la masa crítica, de explosionar; ²³⁸Pu, ²⁴⁰Pu y ²⁴²Pu son fisionables por neutrones térmicos, pero no mantienen una fisión en cadena, salvo el ²⁴⁰Pu. La masa crítica depende, entre otras variables, de la geometría y densidad del material; para el ²³⁹Pu, con geometría esférica, es ~10 kg y, con reflectores que impidan escape de neutrones, puede conseguirse con ~4 kg.^[4]

Un problema, entre otros, que han tenido las aplicaciones pacíficas de la energía nuclear, es su inicio, utilizando la energía de fisión en usos bélicos (200 MeV/átomo). Además de la energía debida a la rotura de los átomos, desaparece una pequeña cantidad de materia, transformada en energía según la ecuación de Einstein.

El ²³⁹Pu, fisible, se genera bombardeando núcleos de ²³⁸U con neutrones térmicos, lentos, como en los reactores de producción de energía eléctrica. Según progresa el quemado del combustible, también se fisiona el ²³⁹Pu, por lo que el contenido final, para un quemado de 45 GWd/t, es del 1 %. Casi el 25 % de la energía producida en el reactor se debe al ²³⁹Pu.

El ²³⁹Pu se produce en reactores plutonígenos con quemados de 6–8 GWd/t, como el reactor de Vandellós I, de grafito-gas, parado en 1989, y se aísla al reprocesar combustibles usados con, al menos, tres años de enfriamiento, con lo que habrán decaído bastantes radioisótopos contenidos, unos 2200, con períodos de semidesintegración de milisegundos a meses. El combustible se disuelve con ácido nítrico 6 M; una extracción líquido-líquido, con fosfato de tributilo al 30 % en queroseno, específico de los iones uranio y plutonio, los separa del resto. El uranio y el plutonio



se separan por coprecipitación-redisolución y por óxido-reducción.

El plutonio es un metal de brillo plateado que se oxida al aire (Figura 1), tomando un aspecto oscuro; forma aerosoles con facilidad que son pirofóricos. Es tóxico, aunque el mercurio, plomo, radio, etc., son cientos o miles de veces más tóxicos, y la bacteria botulínica millones de veces.

La radiotoxicidad del plutonio se debe a su desintegración α pues, aunque la piel humana detiene esta radiación, una herida permite llevarlo, por el torrente circulatorio, a las células hematopoyéticas que, al impedir la creación de glóbulos rojos, resulta en leucemia. La ingestión de plutonio, sin heridas internas tiene poco riesgo pues apenas se absorbe y la mayor parte pasa por el sistema digestivo y, finalmente, se excreta.

Además de los usos bélicos y de la producción de energía, el ²³⁸Pu, con un período de semidesintegración de 87,74 años, se usa como fuente de calor en misiones espaciales y se utilizó como pila de marcapasos, eterna para la vida humana.



Figura 1. Lingote metálico de plutonio^[5]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] Physical, nuclear, and chemical properties of Plutonium, Institute for Energy and Environmental Research, <https://ieer.org/>, visitada el 20/03/2019.
- [2] G. T. Seaborg, The plutonium story. *Lawrence Berkeley Laboratory*, University of California. LBL-13492, DE82 004551, 1981.
- [3] S. Flügge, Kann der Energieinhalt der Atomkerne technisch nutzbar gemacht werden?, *Die Naturwissenschaften*, **1939**, 27, 402–410.
- [4] V. González, *El ciclo del combustible nuclear*, UAM Ediciones, Cantoblanco, 2013.
- [5] Fotografía de plutonio, Energía nuclear, bit.ly/2UIPufW, visitada el 25/02/2019.

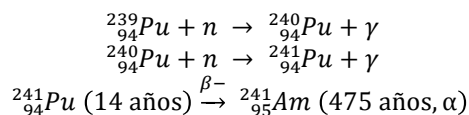
VALENTÍN GONZÁLEZ GARCÍA
Universidad Autónoma de Madrid
Asociación de Químicos e Ingenieros Químicos de Madrid
valentin.gonzalez@uam.es

Z = 95, americio, Am

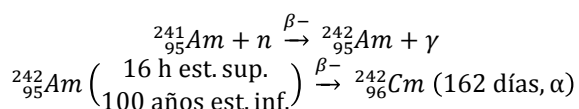
El pandemonium de América

CE: [Rn] 5f⁷7s²; PAE: 243,06; PF: 1176 °C; PE: 2011 °C; densidad: 12 g/cm³; χ (Pauling): 1,3; EO: +2, +3, +4, +5, +6, +7; isótopos más estables: ²⁴¹Am, ²⁴³Am; año de aislamiento: 1944 (Glenn T. Seaborg, Ralph A. James, Leon O. Morgan y Albert Ghiorso, Chicago, EE. UU.).

Fue aislado a finales de la Segunda Guerra Mundial por un grupo de investigadores del Laboratorio Metalúrgico (actual Laboratorio Nacional de Argonne) de la Universidad de Chicago dentro del Proyecto Manhattan vinculado al desarrollo de armas nucleares. En 1944, Glenn T. Seaborg, Ralph A. James, Leon O. Morgan y Albert Ghiorso identificaron el elemento 95 como resultado del bombardeo de ²³⁹Pu con neutrones en el ciclotrón de la Universidad de Berkeley. El proceso seguía las siguientes reacciones:^[1]



Paralelamente, se producía la formación del isótopo ²⁴²Cm:



La separación de los elementos 95 y 96 resultó tan laboriosa que inicialmente dichos elementos fueron apodados *pandemonium* y *delirium*, respectivamente. Finalmente, el elemento 95 fue bautizado como americio (*Americium*, según América) por analogía con su lantánido homólogo, el europio. Por razones de seguridad nacional, su identificación no fue pública hasta noviembre de 1945 cuando Seaborg, participando en un programa radiofónico, *Quiz Kids*, compartió su descubrimiento.^[2]

El americio es un elemento radiactivo, al igual que el resto de los actínidos, por lo que su manipulación debe realizarse empleando un sofisticado blindaje contra la radiación e incluso operando por control remoto. Tan sólo es posible su obtención por métodos sintéticos, ya que no existe de forma natural (aunque se han detectado trazas en minerales de uranio). Su preparación se lleva a cabo a través de un proceso similar al seguido en su descubrimiento. De hecho, los dos isótopos más estables ²⁴¹Am y ²⁴³Am se extraen junto con ²³⁷Np como subproductos de la irradiación de uranio o plutonio con neutrones, formando parte de los residuos habituales en los reactores nucleares. Asimismo, puede ser obtenido por reducción del compuesto AmF₃ con bario metálico.

El americio metálico presenta un aspecto plateado con brillo metálico (Figura 1), que pierde rápidamente en presencia de aire y es más maleable que el uranio o el neptunio. Es pirofórico (puede inflamarse espontáneamente en el aire) cuando se encuentra finamente pulverizado. Al igual que el resto de los actínidos, es electropositivo y muy reactivo. Su estado de oxidación más común es el trivalente en disolución, mientras que la tetravalencia se encuentra frecuentemente en sus compuestos sólidos.^[3] Aun así, se han preparado haluros de Am²⁺ en pequeñas cantidades. La especie AmO₂⁺ es inestable y se

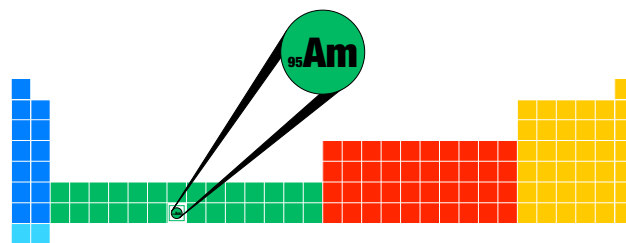


Figura 1. Pequeño disco de americio bajo el microscopio^[4]

desproporciona en Am³⁺ y AmO₂²⁺, mientras que el AmO₂³⁺ existe únicamente en medios alcalinos. El primer compuesto de americio aislado fue el Am(OH)₃ y desde entonces han sido sintetizados diferentes óxidos (AmO₂ y Am₂O₃), haluros [AmX₂ (X = Cl, Br, I); AmX₃ (X = F, Cl, Br, I); AmF₄], carbonatos [Am₂(CO₃)₃] y sulfatos [Am₂(SO₄)₃]. También se han obtenido varios hidruros del americio, AmH₂ y AmH₃, que han resultado no ser térmicamente muy estables, además de ser claramente inestables en presencia de aire y humedad. De entre todos estos compuestos los más comunes son el óxido AmO₂, el fluoruro AmF₃ y el oxalato Am₂(C₂O₄)₃.

Los usos del americio se centran en las propiedades de uno de sus isótopos, ²⁴¹Am, que es capaz de producir tanto partículas alfa como rayos gamma.^[5] Como fuente de rayos gamma de alta energía, puede ser empleado en radiología, como fuente de excitación de rayos X o como herramienta para analizar la calidad de las soldaduras metálicas. Este isótopo, en forma de AmO₂, actúa como fuente de ionización en detectores de humo, donde emite partículas alfa, que ionizan el aire aumentando así su conductividad eléctrica. La presencia de humo disminuye esta conductividad, desencadenando de esta manera la alarma. Pese a la gran radiotoxicidad asociada al americio, la pequeña concentración empleada en los detectores de humo de las viviendas (alrededor de 0,3 µg) se considera inofensiva, a no ser que el isótopo ²⁴¹Am sea manipulado o ingerido.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] G. T. Seaborg, *The transuranium elements: present status*, Nobel Lecture, 1951, pp. 325–349.
- [2] R. S. Pepling, Americium, *C&EN*, **2003**, 81(36), 170–170.
- [3] B. Still, The unveiled states of americium, *Nature Chem.*, **2017**, 9, 296–296.
- [4] Fotografía de Bionerd, <https://commons.wikimedia.org/>, fecha: 28 de agosto de 2010 (CC BY 3.0).
- [5] N. N. Greenwood, A. Earnshaw, *Chemistry of the elements*, Butterworth-Heinemann, Oxford, 1997, pp. 1250–1280.

IDOIA RUIZ DE LARRAMENDI VILLANUEVA
Facultad de Ciencia y Tecnología, Universidad del País Vasco/
Euskal Herriko Unibertsitatea (UPV/EHU)
idoia.ruizdelarramendi@ehu.es

Z = 96, curio, Cm

En honor a Marie y Pierre Curie, pioneros en el campo de la radioactividad

CE: [Rn] 5f⁶6d¹7s²; PAE: 247,07; PF: 1340 °C; PE: 3110 °C; densidad: 13,5 g/cm³; χ (Pauling): 1,28; EO: +2, +3, +4, +5, +6; isótopos más estables: ²⁴⁵Cm, ²⁴⁶Cm, ²⁴⁷Cm, ²⁴⁸Cm, ²⁵⁰Cm; año de aislamiento: 1944 (Glenn T. Seaborg, Ralph A. James y Albert Ghiorso, Universidad de California, Berkeley, EE. UU.).

El curio fue obtenido y aislado de forma artificial por Glenn T. Seaborg, Ralph A. James y Albert Ghiorso en la Universidad de California en 1944. El radioisótopo ²⁴²Cm fue el primero producido en un ciclotrón de 60 pulgadas bombardeando una muestra de ²³⁹Pu con partículas α liberándose un neutrón (Figura 1). De la misma forma se produjo el isótopo ²⁴⁰Cm en 1945. Hoy se conocen hasta diecinueve radioisótopos. Las primeras muestras irradiadas se enviaron al Laboratorio de Metalurgia de la Universidad de Chicago, donde finalmente se separó e identificó una pequeña muestra de curio. A pesar de este éxito y de otros descubrimientos como el americio, se dieron a conocer unos años más tarde al estar protegidos por el Proyecto Manhattan. Seaborg lo anunció en un programa de radio para niños (*Quiz Kids*) antes de hacerlo oficial en la *American Chemical Society* y de obtener la patente en 1949.^[1] Su nombre se escogió para honrar a los esposos Curie por sus contribuciones pioneras en radioactividad.

Las primeras cantidades de los isótopos de Cm sólo fueron detectadas por su radioactividad, mientras que las primeras cantidades de CmF₃ fueron obtenidas por J. C. Wallmann, W. W. T. Crane y B. B. Cunningham en 1950 y el Cm metal en 1951 después de reducirlo con Ba.^[2] En la actualidad, los isótopos de Cm se siguen obteniendo en pequeñas cantidades en reactores nucleares a partir del ²³⁸U. Su presencia en la naturaleza se relaciona con áreas donde se realizaron pruebas nucleares durante la segunda mitad del siglo xx, mientras que cualquier forma natural de Cm es poco probable ya que el isótopo más estable (²⁴⁷Cm) tiene una vida media de 15,6 millones de años.

El Cm metálico es duro, radiactivo, quebradizo, maleable, y tiene una apariencia plateada blanca (Figura 1).^[2] El Cm posee tres formas cristalinas siendo la α -Cm (simetría hexagonal) la más estable en condiciones ambientales. Aumentando la presión se alcanzan las formas β -Cm (simetría cúbica centrada en las caras) y γ -Cm (simetría ortorrómbica). Sus propiedades físicas y químicas son similares al gadolinio. Además, posee interesantes propiedades magnéticas y eléctricas siendo antiferromagnético a temperaturas < 60 K y aumentando su resistividad eléctrica hasta los 60 K con el tiempo debido a cambios de la estructura cristalina por la descomposición radioactiva. Se considera que la resistividad eléctrica del Cm es de 125 $\mu\Omega\cdot\text{cm}$. Por otro lado, el Cm(III) abre una química muy interesante en óxidos, haluros y compuestos organometálicos, mientras que el Cm(IV) se ha observado en algunos sólidos y en presencia de fuertes oxidantes en disolución. Cm(III) es un ácido fuerte de Lewis que puede formar una rica variedad de compuestos como el todavía no encontrado curoceno, Cm($\eta^8\text{-C}_8\text{H}_8$)₂, que debe ser similar a otros sintetizados para el uranio y el americio. Además, forma compuestos fotoluminiscentes con la urea, fluoresceína, etc., con tiempos de vida media de ms.

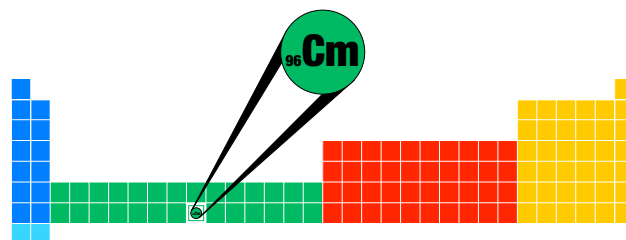


Figura 1. Imagen del sincrotrón construido por Lawrence y usado por Seaborg para descubrir los primeros radioisótopos de Cm (arriba) y del Cm metálico (abajo)^[3]

Los óxidos de Cm son el Cm₂O₃ (blanco) y el CmO₂ (negro). Los óxidos con isótopos ²⁴²Cm y ²⁴⁴Cm son altamente radiactivos (> 6 MeV con vidas medias de 163 días y 18 años, respectivamente) siendo capaces de producir grandes cantidades de energía por unidad de masa y volumen. Estas características son de gran interés para la investigación espacial. Por ejemplo, se usan como combustible en generadores térmicos de radioisótopos (satélites, sondas) estimándose una producción de energía térmica de 3 W/g para ²⁴⁴Cm. Esta energía térmica tiene dos fines, prevenir el enfriamiento de los equipos y la producción de electricidad por medio del efecto Seebeck. Sin embargo, los generadores de ²³⁸Pu son todavía más baratos de producir y mantener, debido a su baja irradiación de neutrones y radiación γ . Otra de las aplicaciones más valiosas de ²⁴²Cm y ²⁴⁴Cm es su uso como fuente de radiación alfa en espectrofotómetros de rayos X para analizar la composición del suelo marciano y lunar en equipos usados en *Sojourner*, *Surveyor 5-7 Mars*, *Mars 96*, *Mars Exploration Rover* y *Philae Comet Lander*. A pesar de estar asociado a la carrera nuclear del siglo xx, este elemento puede ser clave para alcanzar nuevos hitos de la humanidad explorando el vasto universo que nos está esperando.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] G. T. Seaborg, Element 96 and compositions thereof, Patent US3161462A, 1964, [bit.ly/2HyWKKr](https://doi.org/10.1021/bk-1964-0011.ch001), visitada el 07/04/2019.
- [2] J. C. Wallmann, W. W. T. Crane, B. B. Cunningham, The preparation and some properties of Curium metal, *J. Am. Chem. Soc.*, **1951**, 73(1), 493-494.
- [3] Curium elements facts, [bit.ly/2HWRI07](https://doi.org/10.1021/bk-1964-0011.ch001), visitada el 07/04/2019.

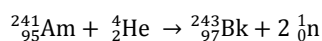
RUBÉN D. COSTA RIQUELME
Sección Territorial de la Comunidad de Madrid de la RSEQ
Instituto IMDEA Materiales
ruben.costa@imdea.org

Z = 97, berkelio, Bk

El primero de una larga serie

CE: [Rn] 5f⁹7s²; PAE: 247,0703 (²⁴⁷Bk); PF: 1050 °C; PE: 2627 °C; densidad (dhcp): 14,78 g/cm³; densidad (fcc): 13,25 (g/cm³); χ (Pauling): 1,3; EO: +2, +3, +4, +5; isótopos más estables: ²⁴⁷Bk, ²⁴⁸Bk, ²⁴⁹Bk; año de síntesis (²⁴³Bk): 1949 (Stanley G. Thompson, Albert Ghiorso y Glenn T. Seaborg, Berkeley, California, EE. UU.).^[1]

El berkelio (*Berkelium* en inglés, Figura 1) es un elemento sintético producido por primera vez en el ciclotrón de 60 pulgadas de la Universidad de California (Berkeley, California) el lunes 19 de diciembre de 1949, al bombardear una muestra también sintética de ²⁴¹Am con partículas alfa aceleradas a 35 MeV, según la ecuación nuclear:



El nombre de este elemento de la serie de los actínidos se debe a la ciudad de Berkeley por analogía al nombre de su homólogo terbio (número atómico 65), de la serie de los lantánidos, al cual se le había otorgado el nombre de la ciudad de Ytterby (Suecia) donde fue descubierto.^[2] Al igual que ocurre con otros elementos de la tabla periódica, existió cierta disputa sobre el nombre. Dos científicos soviéticos, A. P. Znoyko y V. I. Semishin, habían predicho las propiedades nucleares usando el sistema periódico de Mendeléiev y sugirieron el nombre de “mendelevio”. Finalmente, se reconoció su contribución en la tabla periódica de los elementos concediéndose este nombre al elemento de número atómico 101.^[3]

El berkelio no fue el primer o último elemento sintético producido por bombardeo con partículas aceleradas en un ciclotrón ni tampoco el primer o último elemento creado por el equipo de Seaborg, laureado con el premio Nobel de Química en 1951, pero sí supuso un gran esfuerzo durante la época de la postguerra (1945–1949). La culminación de las investigaciones llegó tras poder predecir no solo las propiedades atómicas sino también químicas de los elementos transuránidos, por semejanza a las de sus homólogos transgadolínidos, y de esta manera diseñar un proceso eficaz tanto sintético como de purificación por intercambio iónico y co-precipitación (Figura 2). Los conocimientos adquiridos durante estas investigaciones permitieron, tan solo dos meses después, llevar a cabo la preparación diseñada del elemento de número atómico 98, al que se le otorgó el nombre de californio (Cf).

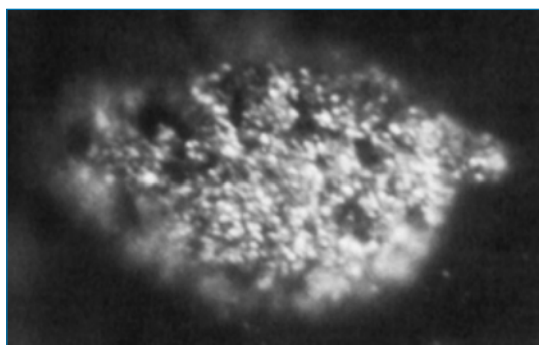


Figura 1. Fotomicrografía de la primera muestra aislada (1,7 μg) de una muestra sintética de berkelio (ancho de muestra 100 μm)

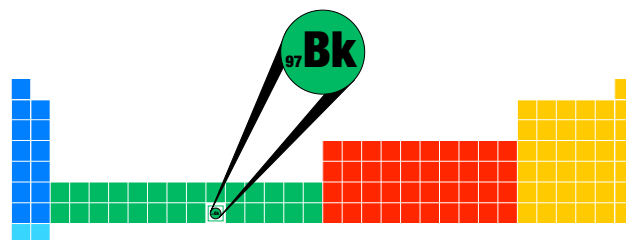


Figura 2. Fotografía de Glenn T. Seaborg prediciendo el comportamiento de los elementos transuránidos junto al intercambiador iónico empleado para su aislamiento. Cortesía del Lawrence Berkeley National Laboratory, © 2010 The Regents of the University of California

A día de hoy se conocen 14 isótopos de berkelio siendo el ²⁴⁹Bk el único disponible en cantidades útiles para estudios químicos. Con él se han podido sintetizar diversos óxidos, haluros, calcogenuros, compuestos organometálicos y de coordinación^[1] y obtener la primera estructura monocristalina.^[4] El principal uso de este elemento y de sus derivados se limita a la investigación básica.

Con este elemento se ha logrado sintetizar el elemento de número atómico 117 (teneso, Ts) tras una colaboración entre grupos de investigación de EE. UU. y Rusia.^[5] Fue tan importante la preparación de los 22 mg iniciales de ²⁴⁹Bk necesarios para ser bombardeados con iones de ⁴⁸Ca, que a este nuevo elemento se le otorgó el nombre del lugar donde se produjo el berkelio (Tennessee, EE. UU.) y no el del lugar donde se obtuvo el nuevo elemento (Dubná, Rusia).

BIBLIOGRAFÍA

- [1] D. E. Hobart, J. R. Peterson, Berkelium, en *The chemistry of the actinide and transactinide elements*, 4.ª ed., vol. 3, L. R. Morss, N. M. Edelstein, J. Fuger, Eds., Springer: Dordrecht, Países Bajos, 2010, pp. 1444–1498.
- [2] S. G. Thompson, A. Ghiorso, G. T. Seaborg, Element 97, *Phys. Rev.*, **1950**, *77*, 838–839.
- [3] G. Albert, D. C. Hoffman, G. T. Seaborg, *The Transuranium people*, Imperial College Press, Londres, 2000.
- [4] M. A. Silver *et al.*, Characterization of berkelium(III) dipicolinate and borate compounds in solution and the solid state, *Science*, **2016**, *353*, 3762–3763.
- [5] Y. T. Oganessian *et al.*, Synthesis of a new element with atomic number Z = 117, *Phys. Rev. Lett.*, **2010**, *104*, 142502–142502.

EFRAÍM REYES
Departamento de Química Orgánica II
Universidad del País Vasco (UPV/EHU)
efraim.reyes@ehu.es

Z = 98, californio, Cf

El elemento más pesado con aplicaciones

CE: [Rn] 5f¹⁰7s²; PAE: [251]; PF: 900 °C; PE: 1472 °C; densidad (dhcp): 15,10 g/cm³; χ (Pauling): 1,3; EO: +2, +3, +4, +5; isótopos más estables: ²⁴⁹Cf ($t_{1/2}$ = 351 años), ²⁵⁰Cf ($t_{1/2}$ = 13 años), ²⁵¹Cf ($t_{1/2}$ = 898 años), ²⁵²Cf ($t_{1/2}$ = 2,6 años); año de síntesis (²⁴⁵Cf): 1950 (Stanley G. Thompson, Kenneth Street, Jr., Albert Ghiorso, Glenn T. Seaborg, Berkeley, California, Estados Unidos).

El californio es un elemento transuránico que se sintetizó por primera vez en el *Radiation Laboratory* (actualmente *Lawrence Berkeley National Laboratory*) de la Universidad de California en febrero de 1950, tan solo dos meses después de la preparación e identificación del primer isótopo de berkelio. El descubrimiento de este último fue clave para la síntesis del californio, porque permitió realizar predicciones precisas de las propiedades químicas y nucleares del nuevo elemento. El experimento de síntesis llevado a cabo por el equipo de Seaborg (Figura 1) consistió en la irradiación de una muestra de unos microgramos de óxido de curio-242 con partículas alfa aceleradas a 35 MeV en un ciclotrón.^[2] Así se obtuvo un isótopo de californio con un período de semidesintegración de 44 minutos, identificado posteriormente como californio-245, de acuerdo con la siguiente ecuación nuclear: ${}_{98}^{242}\text{Cm} + {}_2^4\text{He} \rightarrow {}_{98}^{245}\text{Cf} + {}_0^1\text{n}$. Actualmente, se conocen 20 isótopos de californio.

El nombre de este elemento hace honor tanto al estado como a la Universidad de California, donde se llevó a cabo la síntesis del mismo.^[2] Aunque originalmente su nombre no hacía referencia a su homólogo lantánido disprosio (del griego *dysprositos*, difícil de obtener), posteriormente se relacionó con el significado de éste por analogía al difícil acceso al Estado de California durante la fiebre del oro del siglo XIX, así como por su dificultad de producción.

El californio es el elemento más pesado de la tabla periódica que presenta aplicaciones fuera del ámbito de la investigación. Se produce anualmente en escala de miligramos (hasta 500 mg) mediante irradiación de curio con neutrones en reactores nucleares especiales (en el *Oak Ridge National Laboratory* en EE. UU. y en el *Research Institute of Atomic Reactors* en Rusia), obteniéndose ²⁵²Cf como isótopo mayoritario. Aprovechando su excelente capacidad como emisor de neutrones, se han desarrollado diversas aplicaciones.^[3] Así, se emplea en radiografía neutrónica para la detección de corrosión, fatiga



Figura 1. S. G. Thompson y G. T. Seaborg, © 2010 The Regents of the University of California, Lawrence Berkeley National Laboratory

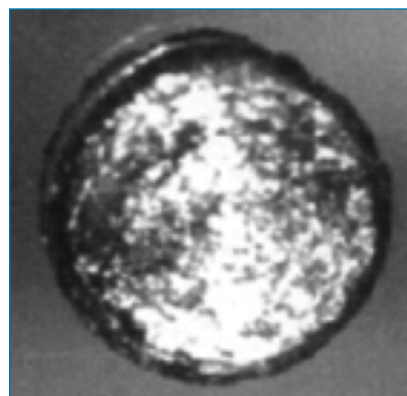
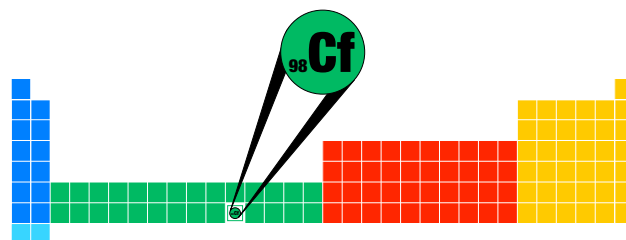


Figura 2. Disco de californio metálico de 10 mg, de 1 mm de diámetro aproximadamente (<https://bit.ly/2UKvc7L>, visitada el 20/03/2019)

o alteraciones de materiales en aeronaves y armas; también se utiliza en análisis por activación neutrónica en detectores portátiles para la determinación de metales en suelos, para la detección de agua en pozos de petróleo, para el análisis de muestras de carbón y cemento, y para la detección de explosivos; en el ámbito de la medicina se utiliza en radioterapia (braquiterapia) para el tratamiento de algunos cánceres. Otras aplicaciones del californio incluyen el encendido de reactores nucleares, la calibración de instrumentos de análisis y la preparación de otros elementos sintéticos, como el oganesón, que se preparó por bombardeo con iones calcio.

Para investigar la reactividad química de este elemento se ha utilizado ²⁴⁹Cf, que presenta un período de semidesintegración considerablemente mayor y se produce isotópicamente puro por decaimiento de ²⁴⁹Bk (hasta 60 mg al año en el *Oak Ridge National Laboratory*, EE. UU.).^[1,4] Así, se ha podido sintetizar californio metálico en escala de hasta 10 mg (Figura 2) y se ha observado que se trata de un metal plateado, maleable y que se oxida al aire suavemente. También se han preparado y caracterizado una variedad de compuestos de Cf(II), Cf(III) y Cf(IV), tales como óxidos, haluros, oxihaluros, compuestos organometálicos y de coordinación.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] R. G. Haire. Californium, en *The chemistry of the Actinide and Transactinide elements*, 4.^a ed., vol. 3, L. R. Morss, N. M. Edelstein, J. Fuger, Eds.; Springer: Dordrecht, Países Bajos, 2010, pp. 1499–1576.
- [2] S. G. Thompson, K. Street, Jr., A. Ghiorso, G. T. Seaborg, The new element californium (atomic number 98), *Phys. Rev.*, **1950**, *80*, 790–796.
- [3] (a) R. C. Martin, J. B. Knauer, P. A. Balo, Production, distribution and applications of Californium-252 neutron sources, *Appl. Radiat. Isot.*, **2000**, *53*, 785–792. (b) I. W. Osborne-Lee, C. W. Alexander. ORNL/TM-12760, **1995**, 1–43.
- [4] S. K. Cary *et al.*, Emergence of californium as the second transitional element in the actinide series, *Nature Chem.*, **2015**, *6*, 6827.

RUBÉN MANZANO

Departamento de Química Orgánica II,
Universidad del País Vasco (UPV/EHU)

ruben.manzano@ehu.es

Z = 99, einstenio, Es

Descubierto en el hongo
de la primera bomba termonuclear

CE¹: [Rn] 5f¹¹7s²; PAE: [252]; PF: 860 °C; PE: 996 °C; densidad: 8,84 g/cm³; χ (Pauling): 1,3; EO: +2, +3, +4; isótopos más estables: ²⁵²Es, ²⁵³Es, ²⁵⁴Es, ²⁵⁵Es; año de aislamiento: 1952 (Albert Ghiorso, Berkeley, EE. UU.).^[1-4]

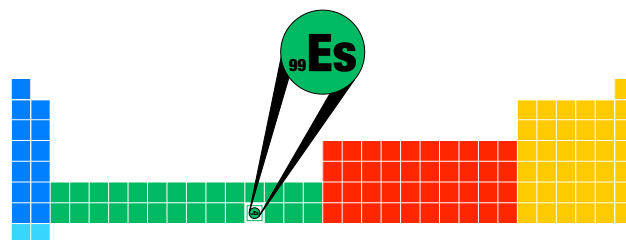
El einstenio se detectó (con 200 átomos) en material recogido del hongo de la primera prueba de bomba termonuclear, realizada en una isla del Pacífico.^[5] Era diciembre del año 1952, pero el hallazgo no pudo publicarse debido a que el proyecto era secreto y clasificado.^[1,5] En 1953, el mismo grupo de investigación (de Ghiorso) publicó la obtención del muy inestable ²⁴⁶Es mediante el bombardeo de ²³⁸U con núcleos de ¹⁴N originados en un ciclotrón.^[4] Tras comprobarse en 1954 la formación de ²⁵³Es en la reacción de ²³⁹Pu con neutrones, el anuncio oficial del descubrimiento del elemento 99 se hizo en 1955. Se le asignó este nombre en honor a Albert Einstein.^[4,5]

Como todos los transuránidos, es un elemento artificial y todos sus isótopos (²⁴¹⁻²⁵⁷Es) son inestables (entre segundos y días de vida media). La desintegración más frecuente es la emisión alfa, pero en algunos casos también la beta y la captura electrónica.^[1] El más estable, el ²⁵²Es, es un emisor alfa que tiene una vida media de 472 días, pero es muy difícil de obtener.^[5] El ²⁵³Es, con sólo 20,47 días de vida media, es el que puede prepararse en mayores cantidades (del orden de 0,0001 g).^[1] Fue en 1961 cuando se consiguió obtener Es como un sólido observable de color plateado bombardeando Pu con neutrones.^[5] Hacia 2008, la producción de ²⁵³Es en el *High Flux Isotope Reactor* en EE. UU. era de 2 mg en 6 meses o en 2 años. El complicado proceso se basaba en la irradiación de isótopos de Cm (entre el 244 y el 248) con neutrones.^[1] En 1971 se preparó una millonésima de gramo de Es metal destilando Li sobre EsF₃.^[1]

El einstenio es un metal auto-luminiscente (Figura 1) y, aunque su radiactividad dificulta mucho la aplicación de las técnicas de difracción de rayos X, ya se ha determinado su estructura cristalina (red cúbica centrada en las caras), su radio atómico (2,03 Å) y su primera energía de ionización (6,3676 eV).^[1] El tamaño atómico supone un brusco aumento en la serie de los actínidos, lo que se explica porque es el primero



Figura 1. Fotografía de einstenio metálico luminiscente tomada de Wikipedia.^[7] El reconocimiento debe hacerse a Richard G. Haire, *US Department of Energy* (ver referencia 1, p. 1580 donde aparece la fotografía)



de la serie cuyo enlace metálico se debe fundamentalmente a dos electrones (7s²), ya que justamente a partir del einstenio la energía de promoción f→d aumenta lo suficiente para impedir que participen 3 electrones en el enlace metálico.^[1] Esa “divalencia” en el estado metálico, que le asemeja a los lantánidos Eu e Yb, es también coherente con la entalpía de sublimación (133 kJ·mol⁻¹).^[1] Como los demás transuránidos es un metal electropositivo, pero es el más reactivo de todos ellos (frente al agua y al oxígeno). El E° (E³⁺/Es) es -1,98 V.^[1]

Todas las dificultades derivadas de su radiactividad (la desintegración alfa del ²⁵³Es supone un calor de 15.312 kJ·mol⁻¹ y produce ²⁴⁹Bk y ²⁴⁸Cf) y de su escasez, no han impedido la preparación de compuestos de Es, incluidos compuestos de coordinación (con datos de sus constantes de estabilidad). Muchos, el primero el EsCl₃ y el segundo el Es₂O₃ (preparado *in situ* calcinando el nitrato de Es), han sido caracterizados por difracción de rayos X. Los estados de oxidación (además del 0 del elemento) son el +2 y el +3 (el +4 se considera solo como potencialmente posible), siendo el +3 con mucho el más estable. De hecho, en medio acuoso el potencial estándar de reducción E° (E³⁺/Es²⁺) es de -1,3 V. Su química es predominantemente iónica, siendo el radio para el Es³⁺ (en entorno octaédrico) 0,928 Å.^[1] En consecuencia, químicamente se aproxima a los actínidos.

Aunque aún no han aparecido aplicaciones prácticas industriales,^[1,5] se le considera muy importante desde el punto de vista de la investigación básica. Entre otras cosas, es un buen candidato para obtener otros elementos artificiales más pesados,^[6] como el 119 y el 121.

La detallada información y los datos recogidos en Wikipedia para el einstenio es amplia y bien contrastada con las referencias citadas.^[7]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] R. G. Haire, Einsteinium, En L. R. Morss, N. M. Edelstein, J. Fuger, J. J. Katz, Eds., *The chemistry of the Actinide and Transactinide elements*, vol. 3, Springer, Dordrecht, Países Bajos, 2006, pp. 1577–1620.
- [2] J. Meija *et al.*, Atomic weights of the elements 2013 (IUPAC Technical Report), *Pure, Appl. Chem.*, **2016**, *88*, 265–291. Es el valor aceptado por la IUPAC, pero indicando que es el correspondiente al isótopo de vida media más larga.
- [3] J. E. Huheey, *Inorganic Chemistry*, 3.ª ed., Harper and Row, Nueva York, 1983, p. 148.
- [4] Para el descubrimiento y datos de los isótopos ²⁴¹⁻²⁵⁷Es, ver: D. Meierfrankenfeld, A. Bury, M. Thoennessen, *Atomic data and Nuclear Data Tables*, vol. 97, Elsevier, Amsterdam, 2011, pp. 134–151.
- [5] J. Redfern, Einsteinium declassified, *Nature Chem.*, **2016**, *8*, 1168–1168.
- [6] J. B. Roberto, C. W. Alexander, R. A. Boll, J. D. Burns, J. G. Ezold, L. K. Felker, S. L. Hogle, K. P. Rykaczewski, Actinide targets for the synthesis of super-heavy elements, *Nuclear Physics A.*, **2015**, *99*, 99–116.
- [7] Einsteinio, Wikipedia, bit.ly/2WLR5K4, visitada el 08/02/2109.

GABINO A. CARRIEDO ULE
Universidad de Oviedo, Facultad de Química
gac@uniovi.es

Z = 100, fermio, Fm

Último elemento que puede sintetizarse mediante bombardeo de neutrones a partir de elementos más ligeros

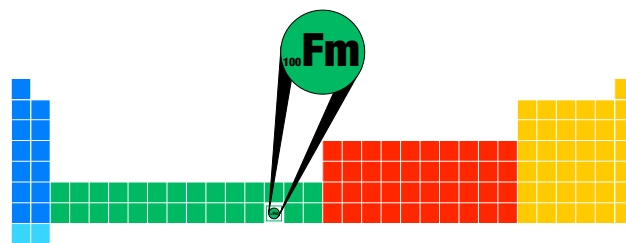
CE: [Rn] 5f¹²7s²; PAE: 257 (isótopo más estable); PF: 1527 °C (predicho); densidad: 9,7 g/cm³ (predicho); χ (Pauling): 1,3; EO: +2, +3; isótopos más estables: ²⁵²Fm, ²⁵³Fm, ²⁵⁵Fm, ²⁵⁷Fm; año de aislamiento: 1952 (Albert Ghiorso y colaboradores, Berkeley, EE. UU.).

El fermio es un elemento sintético perteneciente al grupo de los actínidos. Fue identificado por vez primera en 1952 por los investigadores del grupo de Albert Ghiorso en la Universidad de Berkeley, en los escombros de la prueba nuclear “Ivy Mike”. El descubrimiento se guardó en secreto por razones de seguridad y su descubrimiento no se hizo público hasta el año 1954, cuando el equipo de Berkeley logró sintetizar de nuevo el elemento número 100 mediante bombardeo de neutrones sobre ²³⁹Pu.^[1] Paralelamente, un grupo del Instituto Nobel de Física de Estocolmo descubrió el isótopo ²⁵⁰Fm como resultado del bombardeo de ²³⁸U con iones de ¹⁶O, y publicó su trabajo también en 1954.^[2] La prioridad del descubrimiento fue reconocida al equipo de Berkeley, y con ello el privilegio de dedicar el nuevo elemento a Enrico Fermi, uno de los pioneros de la física nuclear.

El fermio es el último elemento que puede sintetizarse mediante bombardeo con neutrones a partir de elementos más ligeros y, por ello, el último elemento que puede prepararse en cantidades macroscópicas. Se han identificado un total de 20 isótopos de fermio con pesos atómicos que van de 241 a 260. El ²⁵⁷Fm es el isótopo de vida media más larga, 100,5 días, seguido por el ²⁵³Fm, que tiene una vida media de 3 días. Las vidas medias de los isótopos ²⁵¹Fm, ²⁵²Fm, ²⁵⁴Fm, ²⁵⁵Fm y ²⁵⁶Fm son de 5,3 h, 25,4 h, 3,2 h, 20,1 h, y 2,6 h, respectivamente. Todos los restantes tienen vidas medias que van desde 30 minutos hasta menos de un milisegundo.^[3]

Debido a que las pequeñas cantidades de fermio producido y a que todos sus isótopos tienen vidas medias relativamente cortas carece de uso comercial fuera de la investigación científica básica. El fermio se produce en el Reactor de Isótopos de Alto Flujo (HFIR) en el Laboratorio Nacional de Oak Ridge (EE. UU.) mediante bombardeo de actínidos más ligeros con neutrones. El ²⁵⁷Fm es el isótopo más pesado logrado mediante este método, aunque en cantidades de picogramos. Los isótopos de fermio de menor masa (254 y 255) pueden obtenerse en mayor cantidad, pero tienen una vida muy corta. Aunque el isótopo más estable del fermio es ²⁵⁷Fm, la mayoría de los estudios se realizan sobre el ²⁵⁵Fm ($t_{1/2}$ = 20,07 h), ya que este isótopo se puede aislar fácilmente como producto de desintegración del ²⁵⁵Es ($t_{1/2}$ = 39,8 d).

Las cantidades de fermio producidas en explosiones termonucleares de 20 a 200 kilotonnes pueden llegar ser del orden de miligramos, aunque mezcladas con una gran cantidad de escombros. Por ejemplo, en la prueba “Hutch” se produjo una cantidad estimada de 250 microgramos de ²⁵⁷Fm y llegaron a recuperarse 4 picogramos de



10 kilogramos de escombros. Después de su producción, el fermio ha de separarse de otros actínidos y de otros productos de fisión, para ello se emplea la cromatografía de intercambio iónico, utilizando un intercambiador de cationes como Dowex 50 o TEVA y como eluyente una solución de α -hidroxiisobutirato de amonio.^[5] Los cationes de menor tamaño forman complejos más estables con el anión α -hidroxiisobutirato, por lo que eluyen más rápidamente de la columna.^[4]

La química del fermio es típica de los elementos actínidos tardíos. El fermio se ha estudiado únicamente en solución, no habiéndose preparado compuestos sólidos. En disolución acuosa existe como ion Fm³⁺, un catión ligeramente ácido (pK_a = 3,8) que forma complejos con una amplia variedad de ligandos orgánicos con átomos dadores duros como el oxígeno, para dar lugar a complejos más estables que los de los actínidos anteriores. También forma complejos aniónicos estables con ligandos como el cloruro o el nitrato. Debido a la mayor carga nuclear efectiva del ion Fm³⁺ se cree que forma enlaces metal-ligando más cortos y más fuertes que sus análogos Am³⁺, los cuales forman complejos de carácter más marcadamente iónico.^[4]

El Fm³⁺ se reduce con relativa facilidad a Fm²⁺, habiéndose estimado un valor del potencial de reducción de unos -1,15 V. Asimismo, el potencial estándar de reducción de la pareja Fm²⁺/Fm es de -2,37 V. Aunque pocas personas entran en contacto con el fermio, la *Comisión Internacional de Protección Radiológica* (ICRP) ha establecido límites de exposición anuales para los dos isótopos más estables, fermio-253 y fermio-257. Para el primero, el límite de ingesta se ha establecido en 10⁷ Bq y el límite de inhalación en 10⁵ Bq; y para el segundo, en 10⁵ Bq y 4000 Bq, respectivamente.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] A. Ghiorso, Einsteinium and Fermium, *Chem. Eng. News*, **2003**, 81(36), 174–175.
- [2] H. Atterling, W. Forsling, L. W. Holm, L. Melander, B. Åström, Element 100 produced by means of cyclotron-accelerated oxygen ions, *Phys. Rev.*, **1954**, 9, 585–586.
- [3] G. Audi, F. G. Kondev, M. Wang, W. J. Huang, S. Naimi, The NUBASE2016 evaluation of nuclear properties, *Chinese Physics C.*, **2017**, 41(3), 030001–030138.
- [4] R. J. Silva, Fermium, Mendelevium, Nobelium, and Lawrencium. En L. R. Morss, N. M. Edelstein, J. Fuger, *The chemistry of the actinide and transactinide elements*, 3.^a ed., Springer, Dordrecht, Países Bajos, 2006, pp. 1621–1651.

IZASKUN GIL DE MURO ZABALA
Departamento de Química Inorgánica
Universidad del País Vasco / Euskal Herriko Unibertsitatea
izaskun.gildemuro@ehu.es

Z = 101, mendelevio, Md

El último elemento químico

CE: [Rn] 5f¹²7s²; PAE: [258] (isótopo más estable); PF: 827 °C (estimado); PE: -; densidad: 10,3 g/cm³ (estimado), χ (Pauling): 1,3; EO: +2, +3; isótopos más estables: ²⁵⁷Md, ²⁵⁸Md, ²⁶⁰Md; aislamiento: en 1955 por Albert Ghiorso, Bernard Harvey, Gregory Chopin, Stanley Thompson y Glenn Seaborg (Laboratorio Nacional Lawrence Berkeley, en Berkeley, California, EE. UU.).

La explosión de la primera bomba de hidrógeno conocida como Ivy Mike, dio lugar al nacimiento de dos elementos químicos. En los papeles de filtro que llevaban los aviones que recogieron el polvo radiactivo de la explosión, los científicos dirigidos por Albert Ghiorso, aislaron el einstenio (Z = 99) y el fermio (Z = 100). Pero ni siquiera la potencia de una bomba de hidrógeno es capaz de producir átomos con más de cien protones en el núcleo atómico, por lo que los investigadores de la universidad de Berkeley decidieron utilizar su poderoso ciclotrón de 48 millones de electron-voltios para preparar por primera vez un elemento átomo a átomo bombardeando einstenio con partículas alfa. Pero para ello, primero había que generar suficiente cantidad de este elemento con el que producir el mendelevio. Fue necesario irradiar durante todo un año una muestra de plutonio y purificar a toda prisa y con las medidas de seguridad necesarias el einstenio obtenido, ya que la vida media de este elemento es de apenas tres semanas. Finalmente, la muestra de einstenio se depositó en una lámina de oro y se bombardeó durante una semana con un intenso haz de partículas alfa. Transcurrido este tiempo, la muestra se enfrió y se disolvió en agua regia para poder separar los elementos transuránicos del oro, para lo que se utilizó una columna de intercambio iónico. Las pocas gotas resultantes se volvieron a purificar, en este caso, mediante una resina de intercambio catiónico y el uso del ácido α -hidroxiisobutírico. Después de este minucioso y peligroso procedimiento se pudieron aislar los primeros 17 átomos de mendelevio que jamás se habían producido. Eso ocurrió en 1955.^[1] Desde entonces, ningún otro elemento ha sido aislado químicamente. La existencia de nuevos elementos se confirma únicamente por el decaimiento radiactivo que provoca y que es característico de cada elemento.

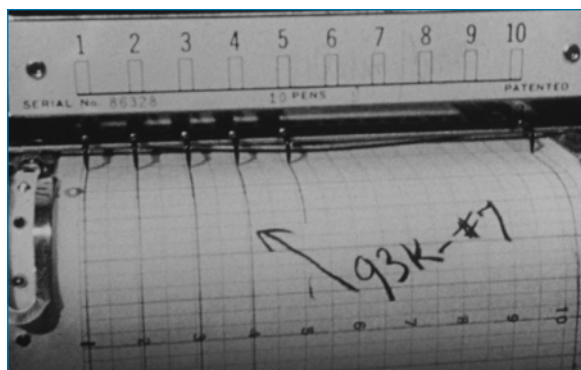
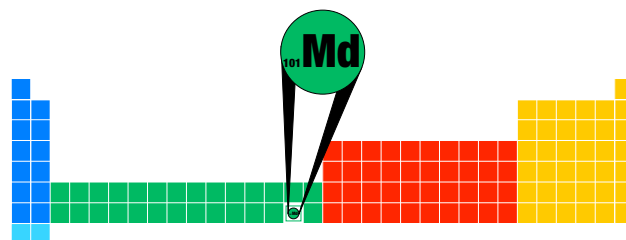


Figura 1. Fotografía en la que se recoge el descubrimiento del elemento mendelevio en el Laboratorio Nacional Lawrence Berkeley, de la Universidad de Berkeley en California, EE. UU. (<https://bit.ly/2TMdeW0>, visitada el 20/03/2019)



A pesar de la dificultad de la preparación de este elemento radiactivo, se ha podido estudiar su química en disolución, lo que ha permitido confirmar que presenta los estados de oxidación +2 y +3, siendo éste último el más estable, como cabría esperar por su posición entre los actinoides, con los que comparte una reactividad muy similar.^[2] De hecho, se ha podido comprobar que el mendelevio forma hidróxidos y fluoruros insolubles y que sus propiedades son similares a las que se habían predicho antes de su descubrimiento.^[3] Por todo ello, el nombre de este elemento no podría ser más adecuado. Con él se rinde el merecido homenaje al padre de la tabla periódica y su capacidad de predecir las propiedades de elementos que aún estaban por descubrir.

La preparación y aislamiento del mendelevio ocurrió en plena Guerra Fría en los laboratorios de la Universidad de Berkeley (Figura 1). Ponerle el nombre de un gran científico ruso a un elemento descubierto en EE. UU. no fue tan sencillo como puede parecer. De hecho, Glenn Seaborg tuvo que pedir permiso al gobierno americano, que finalmente accedió a su petición.^[4] En 1955, el mismo año de su descubrimiento, la IUPAC reconocía el nombre mendelevio para el elemento de número atómico 101 con símbolo Mv, que sería modificado tan solo dos años más tarde por el actual Md.^[5]

Debido a la dificultad de su preparación y a su acusada radiactividad, el mendelevio no tiene aplicaciones comerciales, estando su uso limitado a la investigación científica. Sin embargo, gracias a su producción y aislamiento fue posible confirmar las propiedades que se habían predicho para este elemento, lo que lo hace justo merecedor del nombre que lleva con orgullo y con el que inaugura la segunda centena de la tabla periódica.^[6,7]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] A. Ghiorso, B. Harvey, G. Chopin, S. Thompson, T. G. Seaborg, New element Mendeleevium, atomic number 101, *Phys. Rev.*, **1955**, *98*, 1518–1519.
- [2] R. J. Silva, Fermium, Mendeleevium, Nobelium, and Lawrencium. En L. R. Morss, N. M. Edelstein, J. Fuger, *The chemistry of the actinide and transactinide elements*, 3.ª ed., Springer, Dordrecht, Países Bajos, 2006, pp. 1635–1636.
- [3] E. K. Hulet, R. W. Lougheed, J. D. Brady, R. E. Stone, M. S. Coops, Mendeleevium: Divalence and other chemical properties, *Science*, **1967**, *158*, 486–488.
- [4] G. R. Choppin, Mendeleevium, *Chem. Eng. News*, **2003**, *81*(36), 176–176.
- [5] International Union of Pure and Applied Chemistry, Comptes rendus de la conférence IUPAC, vol. 19, 1957.
- [6] The element hunters: The discovery of Mendeleevium. Voices of the Manhattan Project, bit.ly/2ubEYUu, visitada el 15/03/2019.
- [7] A. Pichon, *Nature Chem.*, Mendeleevium 101, **2019**, *11*, 282–282.

JAVIER GARCÍA MARTÍNEZ
Departamento de Química Inorgánica
Universidad de Alicante
j.garcia@ua.es; www.nanomol.es

Z = 102, nobelio, No

El único elemento del bloque f para el que el estado de oxidación +2 es el más estable

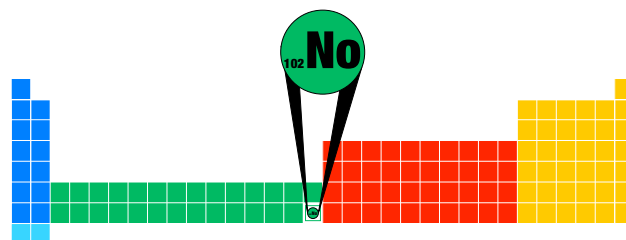
CE: [Rn] 5f¹⁴7s²; PAE: 259 (isótopo más estable); PF: 827 °C (estimado); PE: -; densidad: 9,9 g/cm³ (estimada); χ (Pauling): 1,3 (estimada); EO: +2, +3; isótopos más estables: ²⁵⁹No, ²⁵⁵No, ²⁵³No; año de detección: 1958; año de aislamiento: 1966.

El nobelio es un elemento químico sintético que pertenece a la serie de los actínidos. Su número atómico es el 102 y su símbolo el No. Como el resto de elementos con número atómico superior a 100, sólo puede ser obtenido en un acelerador de partículas a partir del bombardeo de elementos más ligeros con partículas cargadas. Es un metal radiactivo extremadamente inestable por lo que no se dispone de mucha información sobre sus propiedades físicas y químicas. Se conocen 13 radioisótopos del nobelio, con números másicos comprendidos entre 248 y 262. El isótopo más estable es el ²⁵⁹No, con una vida media de 58 min, pero el más empleado en experimentación es el ²⁵⁵No (3,1 min) porque puede obtenerse en mayor cantidad. La desintegración de sus núcleos se produce fundamentalmente por emisión de partículas alfa y en menor medida por otros procesos como la captura electrónica o la fisión espontánea.^[1]

La autoría del descubrimiento del nobelio ha sido objeto de controversia durante muchos años. En 1957, un equipo de investigadores del *Nobel Institute of Physics* de Estocolmo anunciaron el descubrimiento del elemento químico 102 y le nombraron nobelio en honor a Alfred Nobel (Figura 1).^[2] El nuevo elemento, producido mediante el bombardeo de núcleos de curio con iones de carbono-13, tendría un isótopo emisor de partículas alfa de 8,5 MeV con una vida media de 10 min.

En 1958, un equipo del *Lawrence Berkeley National Laboratory* encabezado por Albert Ghiorso y Glenn T. Seaborg no pudo reproducir el experimento previo, pero sí detectó un isótopo con una vida media aparente de 3 segundos que identificaron como nobelio-254. Este equipo reclamó la autoría de la síntesis del nobelio y en 1958 se consideró como el año oficial del descubrimiento. Pero al mismo tiempo, en el *Joint Institute of Nuclear Research* de Dubná (Rusia), se obtuvieron resultados que contradecían algunas de las asignaciones del grupo de Berkeley. En 1966, científicos del *Flerov Laboratory of Nuclear Reactions* de Dubná publicaron la obtención del elemento 102 mediante el bombardeo de núcleos de uranio-238 con núcleos de neón-22, determinando una vida media de 53 s para su isótopo 254. Estos científicos nombraron el nuevo elemento como *joliotio*, en honor de los esposos Joliot-Curie. Finalmente, en 1997, la IUPAC reconoció la prioridad del hallazgo al grupo soviético pero mantuvo el nombre de nobelio para el elemento.^[3]

El nobelio se obtiene generalmente bombardeando otros actínidos con partículas cargadas. El isótopo más empleado, ²²⁵No, se produce habitualmente bombardeando californio-249 con carbono-12. Su aislamiento se realiza en columnas de intercambio catiónico aprovechando su tendencia a estabilizarse en su estado divalente. No obstante, el nobelio no ha podido ser preparado en estado masivo por lo que algunas de sus propiedades aun son estimadas. Así, se considera que debe ser un sólido plateado, con una estructura tipo cúbica centrada en caras, una densidad



aproximada de 9,9 g/cm³ y un punto de fusión de 827 °C. La reciente determinación de su primer potencial de ionización, 6,61 eV, ha permitido confirmar la configuración: [Rn] 5f¹⁴7s².^[4]

Su caracterización química tampoco ha podido ser aún completada. En solución acuosa este elemento puede presentar los estados de oxidación +2 y +3, pero a diferencia de lo que ocurre con el resto de los elementos del bloque f, el estado divalente es el más estable gracias a su configuración de capa llena [Rn]5f¹⁴. El potencial de reducción estándar E°(No³⁺ → No²⁺) es aproximadamente +0,75 V. El comportamiento químico del nobelio se parece más al de los metales alcalinotérreos que al del resto de los actínidos. En este sentido, su capacidad de combinarse con los iones cloruro es muy similar a la del bario.^[5] Dado que solo se han producido pequeñas cantidades de este elemento, por el momento sólo se emplea como material para la investigación científica.



Figura 1. Alfred Nobel, inventor de la dinamita y fundador de los premios que llevan su nombre

BIBLIOGRAFÍA

- [1] National Nuclear Data Center. "NuDat 2.1 database". <https://www.nndc.bnl.gov>, visitada el 25/02/2019.
- [2] Fotografía de A. Nobel, <https://commons.wikimedia.org>, visitada el 26/02/2019.
- [3] Names and symbols of transfermium elements (IUPAC recommendations 1997), *Pure Appl. Chem.*, **1997**, *69*, 2471–2473.
- [4] T. K. Sato *et al.*, First ionization potentials of Fm, Md, No, and Lr: Verification of filling-up of 5f electrons and confirmation of the actinide series, *J. Am. Chem. Soc.*, **2018**, *140*, 14609–14613.
- [5] R. J. Silva, *The chemistry of the actinide and transactinide elements*, Springer, Holanda, 2011, pp. 1621–1651.

LUIS M. LEZAMA DIAGO
Departamento de Química Inorgánica
Universidad del País Vasco / Euskal Herriko Unibertsitatea
luis.lezama@ehu.eus

Z = 103, lawrencio, Lr

En busca de su ubicación en la tabla periódica

CE: [Rn] 5f¹⁴7s²7p¹; PAE: (266); PF 1627 °C (estimado); χ (Pauling): 1,3 (estimada); EO: +3; isótopos más estables: ²⁵⁵Lr, ²⁵⁶Lr, ²⁶⁰Lr, ²⁶¹Lr, ²⁶²Lr, ²⁶⁶Lr; obtención: 1961-1971 (A. Ghiorso y colaboradores, en el *Lawrence Berkeley National Laboratory* y E. D. Donets y colaboradores en el *Joint Institute for Nuclear Research* de Dubna).

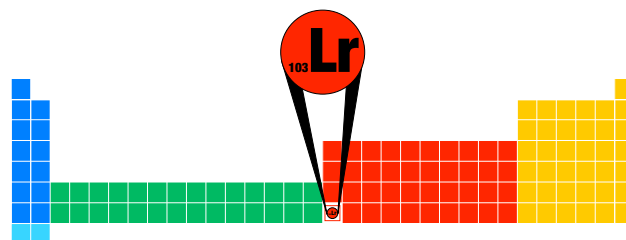
En 1961, en Berkeley, el equipo de A. Ghiorso, T. Sikkeland, A. Larsh y R. M. Latimer bombardearon una muestra que contenía tres diferentes isótopos de Cf con ¹¹B y ¹⁰B y obtuvieron lo que identificaron con el isótopo ²⁵⁷103, posteriormente corregido a ²⁵⁸103 con un período de semi-desintegración de 8±2 s (Figura 1).^[1] Posteriormente, los científicos E. D. Donets, V. A. Shchegolev y V. A. Ermakov de Dubná publicaron la obtención del isótopo ²⁵⁶103 al bombardear ²⁴³Am con ¹⁸O. Sin embargo, fue necesaria la realización de sucesivos experimentos en ambos laboratorios durante los siguientes años, hasta la definitiva confirmación de la existencia del elemento. Así, el *Transfermium Working Group* creado por la IUPAC para dilucidar las controversias suscitadas en los descubrimientos de algunos elementos asignó el lawrencio a ambos laboratorios, Berkeley y Dubná. La IUPAC aceptó el nombre de lawrencio propuesto por el grupo de Berkeley en honor a Ernest Orlando Lawrence (inventor del ciclotrón) pero asignándole el símbolo Lr, que no fue el inicialmente propuesto.

Se han identificado 12 isótopos de este elemento, desde ²⁵⁵Lr hasta ²⁶²Lr y ²⁶⁶Lr. Este último isótopo se ha identificado como uno de los productos de desintegración del elemento 117, que posee una vida media de 11 h, una de las más elevadas en los isótopos superpesados conocidos hasta la fecha.³ Sin embargo, los estudios de reactividad química se comenzaron a realizar con el ²⁵⁶Lr ($t_{1/2}$ = 27 s) y actualmente se llevan a cabo con ²⁶⁰Lr ($t_{1/2}$ = 2,7 min).

Los experimentos llevados a cabo en 1969 con el elemento mostraron que reaccionaba con el Cl₂(g) para obtener lo que parecía ser LrCl₃. Estudios posteriores con ²⁶⁰Lr confirmaron la trivalencia del Lr al comparar el tiempo de



Figura 1. Inscripción del lawrencio en la tabla periódica por A. Ghiorso y colaboradores^[1]



elución con el de otros actínidos, lo que permitió determinar el radio iónico de Lr³⁺ (88,1 ± 0,1 pm) y su entalpía de hidratación (-3685±13 kJ/mol). Así se dedujo que la contracción actínida al final de la serie era superior que la análoga lantánida, con la excepción del lawrencio debido a efectos relativistas. Sin embargo, aunque la estabilidad relativista de los electrones 7s preveía la existencia de iones Lr⁺, los diferentes experimentos para reducir Lr³⁺ a Lr²⁺ o Lr⁺ han resultado infructuosos.

De esta forma, la configuración electrónica del lawrencio ha presentado ciertas controversias porque hasta muy recientemente se le ha asignado indistintamente las configuraciones 7s²7p¹ o 7s²6d¹. Sin embargo, en el año 2015 se calculó experimentalmente su primer potencial de ionización, IP₁ (4,96 eV en el isótopo ²⁵⁶Lr).^[4] Este valor de IP₁ es significativamente más bajo que el del Lu e inferior al de todos los lantánidos y actínidos, de forma que se confirma la configuración de capa cerrada 5f¹⁴ y 7s² con un electrón adicional debilmente enlazado en el orbital de valencia. Los cálculos teóricos realizados considerando los efectos relativistas concuerdan con dicho valor y predicen un valor del nivel 7s²7p_{1/2} del Lr ~ 180 meV inferior que el del nivel 7s²6d_{3/2}, y parecen confirmar la primera como la configuración electrónica del elemento.

Este hecho ha suscitado diferentes propuestas para la ubicación del lawrencio en la tabla periódica: bien en el grupo 3 junto al Sc, Y y Lu, o bien al final del bloque f, con dos series de quince elementos: La–Lu y Ac–Lr. Los estudios realizados en modelos simples de monohidruros y trihidruros, monocarbonilos o tricloruros apuntan esta última posibilidad porque sugieren que no existen diferencias químicas significativas entre el Lr y otros lantánidos.^[5] De hecho, la IUPAC, con objeto de afrontar dicha cuestión, creó un grupo de trabajo en el año 2015 para establecer una recomendación en la elección de los elementos que deben conformar el grupo 3, hecho que se prevé dilucidar en breve.^[6]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] A. Ghiorso, T. Sikkeland, A. Larsh, R. M. Latimer, New element, lawrencium, atomic number 103, *Phys. Rev. Lett.*, **1961**, 6(9), 473.
- [2] E. D. Donets, V. A. Shchegolev, V. A. Ermakov, Synthesis of the isotope of element 103 (lawrencium) with mass number 256, *Soviet Atomic Energy*, **1965**, 19(2), 109.
- [3] J. Khuyagbaatar y col., ⁴⁸Ca + ²⁴⁹Bk Fusion reaction leading to element Z=117: Long-Lived α -Decaying ²⁷⁰Db and discovery of ²⁶⁶Lr, *Phys. Rev. Lett.*, **2014**, 112, 172501–172504.
- [4] T. K. Sato y col., Measurement of the first ionization potential of lawrencium, element 103, *Nature*, **2015**, 520, 209–211.
- [5] W. H. Xu, P. Pykko, Is the chemistry of lawrencium peculiar? *Phys. Chem. Chem. Phys.*, **2016**, 18, 17351–17355.
- [6] IUPAC-Projects, en <https://bit.ly/2HetYxF>, visitada el 03/03/2019.

MAITE INSAUSTI PEÑA
Departamento de Química Inorgánica, UPV/EHU
maite.insausti@ehu.es

Z = 104, rutherfordio, Rf

El elemento sintético con doble nacionalidad,
nombrado en honor al padre de la física nuclear

CE: [Rn] 5f¹⁴6d²7s²; PAE: 267 (isótopo más estable); PF: 2100 °C (estimado); PE: 5500 °C (estimado); densidad: 23,2 g/cm³ (estimada); χ (Pauling): -; EO: +3, +4; isótopos más estables: ²⁶⁷Rf, ²⁶⁵Rf, ²⁶³Rf; año de aislamiento (síntesis): 1964 (*Joint Institute for Nuclear Research*, Dubná, antigua URSS) y 1969 (*Lawrence Radiation Laboratory* de la Universidad de California, Berkeley, EE. UU.).^[1]

El rutherfordio es un elemento radiactivo que no se encuentra en la naturaleza por lo que debe ser sintetizado. Es el primer elemento transactínido y el segundo miembro de la serie de transición 6d (grupo 4 y período 7).

La autoría sobre el descubrimiento del rutherfordio se atribuye, inusualmente, a dos grupos de investigación: un grupo soviético en 1964^[2] y otro estadounidense en 1969.^[3] El primero pertenecía al *Joint Institute for Nuclear Research*, en Dubná (antigua URSS), donde anunciaron que habían detectado el elemento 104 tras bombardear plutonio-242 (²⁴²Pu) con neón-22 (²²Ne); concretamente se cree que el isótopo identificado en 1964 era ²⁵⁹Rf. Los investigadores soviéticos propusieron inicialmente el nombre de kurchatovio (con el símbolo Ku) para el nuevo elemento en honor de Igor Kurchatov, el físico nuclear soviético que lideró el desarrollo de la bomba atómica en la URSS. En 1969, el grupo de investigadores estadounidenses pertenecientes al *Lawrence Radiation Laboratory* de la Universidad de California, en Berkeley, anunciaron que, si bien no habían podido reproducir el experimento de los soviéticos, habían sintetizado el isótopo ²⁵⁷Rf, bombardeando californio-249 (²⁴⁹Cf) con carbono-12 (¹²C). También consiguieron preparar ²⁵⁹Rf. Los miembros de este grupo proponían llamar rutherfordio a este elemento, en honor de Lord E. R. Rutherford: el neozelandés premio Nobel de Química en 1908, conocido como el padre de la física nuclear.

Temporalmente, la IUPAC adoptó el nombre de unnilquadio (Unq) para el elemento 104. Posteriormente, en 1994, propuso los nombres de dubnio (Db) y rutherfordio (Rf) para los elementos 104 y 106, respectivamente. Así, se descartaba el controvertido nombre de kurchatovio, pero se reconocía al grupo soviético de Dubná su autoría en la síntesis del elemento 104. La polémica por los nombres se extendía a todos los elementos entre el 104 y el 107 y, finalmente, se resolvió de forma que en 1997 se adoptó el nombre de rutherfordio (Rf) para el elemento 104 y de dubnio (Db) para el 105.

Se han logrado sintetizar hasta 16 isótopos del rutherfordio con masas atómicas entre 253 hasta 270 (con la excepción de 264 y 269). Todos ellos son radiactivos y presentan tiempos de vida media muy cortos. Concretamente, después de ²⁶⁷Rf (con un valor de 1,3 horas), los isótopos más estables son ²⁶³Rf y ²⁶⁵Rf, con valores de 15 y 1,1 minutos, respectivamente. Al primero de los isótopos presumiblemente identificados, ²⁵⁹Rf, se le atribuye un valor de 3,2 segundos de vida media.

Los cálculos de diversas propiedades realizados coinciden con la pertenencia del rutherfordio al grupo 4, con un estado de oxidación estable de +4 y otro menos estable de +3. Asimismo, se le atribuyen valores de PF y PE de 2100 °C

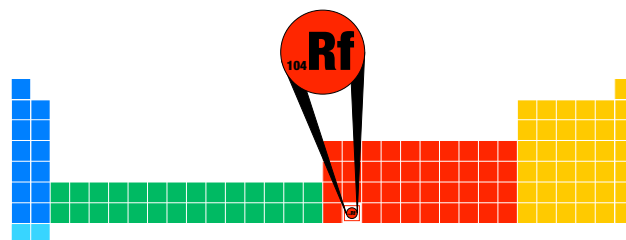


Figura 1. Grupo de investigación del Lawrence Radiation Laboratory que identificó dos isótopos del rutherfordio en 1969: (de izda. a dcha.) Matti Nurmi, Jim Harris, Kari Eskola, Pirkko Eskola y Albert Ghiorso. XBB6903-01735 (Fotógrafo: Donald Cooksey)

y 5500 °C, respectivamente. Los cálculos también indican que, como el Hf (grupo 4 y período 6), en condiciones normales el rutherfordio sería un sólido con empaquetamiento hexagonal compacto y extremadamente denso (23,2 g/cm³). Se estima que el Rf, como el resto de los elementos del grupo 4, forma un óxido RfO₂ muy estable, que reaccionaría con los halógenos para formar tetrahaluros RfX₄, que se hidrolizarían para dar oxohaluros RfOX₂. A diferencia del resto de los elementos del grupo 4, sin embargo, se espera que los efectos relativísticos estabilicen espacialmente los orbitales 7s y desestabilicen los 6d.

Debido a su naturaleza sintética y a la corta vida media de sus isótopos, no se conocen aplicaciones del Rf, más allá de su preparación para investigación. Debido a su naturaleza radiactiva, es un elemento extremadamente tóxico.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] M. A. García, The race for Rutherfordium, *Nature Chemistry*, **2010**, 2, 66.
- [2] G. N. Flerov, Yu. Ts. Oganessian, Yu. V. Lobanov, V. I. Kuznetsov, V. A. Druin, V. P. Perelygin, K. A. Gavrilov, S. P. Tretiakova, V. M. Plotko, Synthesis and physical identification of the isotope of element 104 with mass number 260, *Phys. Lett.*, **1964**, 13, 73–75.
- [3] A. Ghiorso, M. Nurmi, J. Harris, K. Eskola, P. Eskola, Positive identification of two alpha-particle-emitting isotopes of element 104, *Phys. Rev. Lett.*, **1969**, 22, 1317–1320.
- [4] E. K. Hyde, D. C. Hoffman, O. L. Keller, A history and analysis of the discovery of elements 104 and 105, *Radiochimica Acta*, **1987**, 42(2), 57–102.

GOTZONE BARANDIKA ARGOITIA
Departamento de Química Inorgánica, Facultad de Ciencia y
Tecnología, Universidad del País Vasco (UPV/EHU)
gotzone.barandika@ehu.es

Z = 105, dubnio, Db

Más de 27 años de existencia
sin nombre reconocido

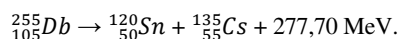
CE: [Rn] 5f¹⁴6d³7s²; PA: 268 (corresponde al isótopo más estable); PF: -; PE: -; densidad: 29,3 g/cm³ (teórica); χ (Pauling): -; EO: +5; isótopos más estables: ²⁶⁸Db, ²⁷⁰Db, ²⁶⁷Db; año de aislamiento: 1970 (G. Flerov y colaboradores en Dubná, Rusia y A. Ghiorso y colaboradores en Berkeley, Estados Unidos).

El dubnio es un elemento sintético, altamente radiactivo, que no existe de forma natural en nuestro planeta. Su descubrimiento fue inicialmente proclamado en 1968 por el *Joint Institute for Nuclear Research* (JINR), cuya sede se encuentra en la ciudad rusa de Dubná. Esta preparación inicial fue llevada a cabo bombardeando el isótopo 243 del americio, ²⁴³Am, con núcleos de ²²Ne. Observando la actividad radiactiva subsiguiente se predijo la formación de un nuevo elemento de número atómico 105. No obstante, este hecho no pudo ser fehacientemente probado en aquel momento. Poco después, en 1970, el *American Lawrence Berkeley Laboratory* reclamó el descubrimiento del isótopo 260 del elemento 105, basándose en un nuevo experimento desarrollado mediante el bombardeo del isótopo 249 del californio, ²⁴⁹Cf, con núcleos de ¹⁵N. Ese mismo año, el equipo ruso del JINR confirmó la síntesis del isótopo 260 del elemento 105. Ambos grupos de investigación propusieron nombres para el nuevo elemento sin conseguir su aprobación formal. Finalmente, en 1997 y tras años de controversia, la IUPAC atribuyó el descubrimiento a ambos grupos, pero el elemento fue denominado dubnio como reconocimiento a Dubná, la ciudad donde se sitúa la sede de JINR (Figura 1).^[1]

Los estudios teóricos determinan que el dubnio pertenece al grupo 5 de la tabla periódica, situándose en el séptimo período. Es, por lo tanto, un metal de transición que se coloca debajo del vanadio, niobio y tántalo.^[2] Es un elemento transactínido, superpesado, muy inestable. En la actualidad han sido sintetizados varios isótopos de este elemento, entre los cuales los que presentan períodos de semidesintegración más largos son los siguientes: ²⁶²Db (t_{1/2} ~ 34 s), ²⁶³Db (t_{1/2} ~ 27 s), ²⁶⁶Db (t_{1/2} ~ 20 min), ²⁶⁷Db (t_{1/2} ~ 72 min), ²⁶⁸Db (t_{1/2} ~ 28 h) y ²⁷⁰Db (t_{1/2} ~ 15 h).

Debido a la gran cantidad de neutrones necesarios en el núcleo para la obtención de los isótopos más estables, éstos solo pueden ser sintetizados mediante desintegración alfa de elementos más pesados como el moscovio, ²⁸⁸Mc, o el teneso, ²⁹⁴Ts.₁₁₇

Todos los isótopos del dubnio experimentan, principalmente, dos procesos de desintegración de forma simultánea: decaimiento por emisión de partículas alfa, y fisión espontánea. Este último fenómeno (SF, por sus siglas en inglés, *Spontaneous Fission*) consiste en la fragmentación de los núcleos superpesados en otros dos núcleos más ligeros sin necesidad de excitación previa. Como ejemplo se muestra la reacción de fisión espontánea del isótopo 255:^[3]



El principal estado de oxidación del dubnio es +5, lo cual ha sido confirmado por varios experimentos en disolución acuosa. Sin embargo, el estudio de las propiedades químicas de este elemento es extremadamente complejo

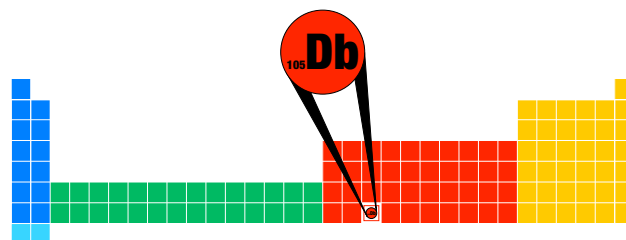


Figura 1. Monumento conmemorativo del descubrimiento del elemento dubnio en la ciudad rusa de Dubná^[4]

debido que se obtienen muy pocos núcleos durante su preparación, y su intervalo de estabilidad es corto. No obstante, se ha podido concluir que forma preferentemente especies pentacoordinadas de tipo oxihaluro como [DbOCl₄]⁻ y [DbOF₄]⁻, a diferencia del tántalo para el que se observan mayoritariamente especies hexacoordinadas como [TaF₆]⁻.

Estos resultados sugieren que el dubnio presenta unas propiedades químicas más parecidas a las del niobio, compañero de grupo perteneciente al período 5, que a las del tántalo, elemento situado en el período 6, rompiendo de este modo la tendencia en el grupo.^[5]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] IUPAC, Names and symbols of transfermium elements (IUPAC recommendations 1997), *Pure Appl. Chem.*, **1997**, 69(12), 2471–2473.
- [2] www.rsc.org/periodic-table/element/105/dubnium, visitada el 26/2/2019.
- [3] K. Sharma, G. Sawhney, M. K. Sharma, Spontaneous fission and competing ground state decay modes of actinide and transactinide nuclei, *Phys. Rev. C*, **2017**, C96, 054307.
- [4] Fotografía de O. Brovko, perteneciente al álbum *Impressions of Dubná*, agosto de 2011.
- [5] Y. Nagame, J. V. Kratz, M. Schädel, Chemical properties of Rutherfordium (Rf) and Dubnium (Db) in the aqueous phase, *EPJ Web of conferences*, **2016**, 131, 07007. DOI: 10.1051/epjconf/201613107007.

AINTZANE GOÑI ZUNZARREN

Universidad del País Vasco / Euskal Herriko Unibertsitatea, Leioa
aintzane.goni@ehu.es

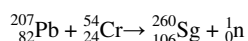
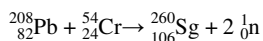
Z = 106, seaborgio, Sg

Primer elemento nombrado en honor
de una persona viva

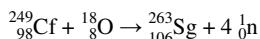
CE: [Rn] 5f¹⁴6d⁴7s²; PAE: (269); PF: –; PE: –; densidad: 35,0 g/cm³ (estimada); χ (Pauling): –; EO: 0, +6; isótopo más estable: ²⁶⁹Sg; año de aislamiento: 1974 (Albert Ghiorso y colaboradores, Berkeley, California).

El elemento 106 es un elemento radiactivo que no tiene isótopos estables. Tanto el reconocimiento de su obtención como la asignación de un nombre han sido objeto de una larga controversia, debido a la competencia entre investigadores soviéticos y norteamericanos en los años finales de la guerra fría.

En junio de 1974, un equipo de investigadores del Instituto Conjunto para la Investigación Nuclear en Dubná (Rusia), liderado por Georgy N. Flerov, anunciaron que habían obtenido e identificado el elemento 106 mediante el bombardeo de ²⁰⁷Pb y ²⁰⁸Pb con ⁵⁴Cr:^[1]



En septiembre de ese mismo año, otro grupo de investigadores americanos de la Universidad de California en Berkeley y del *Lawrence Livermore National Laboratory*, dirigido por Albert Ghiorso, informaron de la obtención e identificación del isótopo 263 del mismo elemento, con una vida media de 0,9 segundos, bombardeando Californio-249 con ¹⁸O:^[2]



Su descubrimiento fue reclamado por los dos grupos de investigadores y no se resolvió hasta que, en 1992, un grupo específico de la IUPAC concluyó que “los trabajos informados independientemente en 1974 por Berkeley-Livermore y por Dubná fueron contemporáneos. El trabajo de Dubná es muy importante para desarrollos posteriores, pero no demuestra la formación de un nuevo elemento con la convicción adecuada, mientras que la de Berkeley-Livermore sí lo hace”. Como tal, se reconoció al equipo de Berkeley como descubridor oficial en su informe de 1993.^[3]

El nombre propuesto inicialmente y de forma temporal por la IUPAC fue unnihexio (Unh). Después de muchas controversias respecto al nombre definitivo que se le podía asignar, en marzo de 1994, en la 207 reunión internacional de la *American Chemical Society* en San Diego, se decidió proponer seaborgio en honor al científico norteamericano Glenn T. Seaborg (1912-1999), co-descubridor de plutonio, americio, curio, berkelio, californio, einstenio, fermio, mendelevio y nobelio, y premio Nobel de Química en 1951.

Esta decisión fue rechazada por la IUPAC porque hasta entonces no se le podía asignar a un elemento el nombre de una persona viva, como era el caso de Seaborg en ese momento. La *American Chemical Society* se mantuvo firme detrás del nombre seaborgio hasta que, finalmente, en 1995, la IUPAC lo aceptó, junto con el símbolo Sg. Hasta el día de hoy, junto con el oganesón, son los únicos elementos que han sido nombrados en honor de una persona viva en el momento de su asignación.

Se han obtenido hasta 12 isótopos radiactivos de él, ya sea mediante la fusión de dos átomos o mediante la descomposición de elementos más pesados, con masas atómicas desde 258 hasta

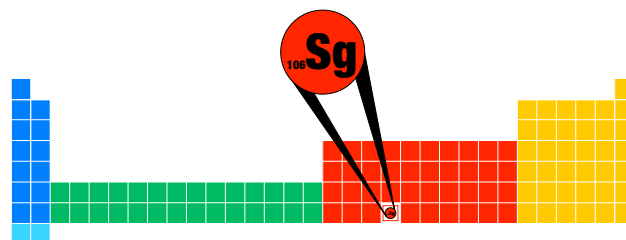


Figura 1. Glenn T. Seaborg (1912-1999), señala al elemento seaborgio en la tabla periódica^[4]

271 y con períodos de semidesintegración desde 3,3 ms (²⁵⁸Sg) hasta 14 min (²⁶⁹Sg).^[5] Los más pesados ²⁶⁷Sg, ²⁶⁹Sg y ²⁷¹Sg, son los más longevos, con vidas medias en minutos. De los isótopos ²⁶¹Sg, ²⁶³Sg y ²⁶⁵Sg, solamente se conocen estados metaestables.

Es de esperar que el seaborgio sea sólido en condiciones normales, con una estructura de cristal cúbico centrada en el cuerpo similar al wolframio, el elemento anterior de su grupo en la tabla periódica.

El seaborgio es el elemento más pesado del grupo 6 de la tabla periódica, junto con cromo, molibdeno y wolframio, y probablemente su química sea similar a la de los más pesados, Mo y W. Todos ellos presentan el estado de oxidación +6 y los trióxidos son solubles en álcali para dar oxoaniones. La estabilidad del estado de oxidación 6 aumenta al descender en el grupo, por lo que éste debería ser el estado de oxidación más estable del elemento. De hecho, este es el único estado de oxidación que se conoce experimentalmente, además del cero. Los estados +5 y +4 deberían ser menos estables y el estado +3, el más común para el cromo, debería ser el menos estable para el seaborgio. Los hexahalogenuros se supone que serán inestables, y se espera una mayor estabilidad del hexabromuro, SgBr₆.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] Yu. Ts. Oganessian, Yu. P. Tret'yakov, A. S. Il'inov, A. G. Demin, A. A. Pleve, S. P. Tret'yakova, V. M. Plotko, M. P. Ivanov, N. A. Danilov, Yu. S. Korotkin, G. N. Flerov, Synthesis of neutron-deficient isotopes of fermium, kurchatovium, and element 106, *JETP Lett.*, **1974**, 20(8), 256–266.
- [2] A. Ghiorso, J. M. Nitschke, J. R. Alonso, C. T. Alonso, M. Nurmi, G. T. Seaborg, E. K. Hulet, R. W. Lougheed., Element 106, *Phys. Rev. Lett.*, **1974**, 33(25), 1490–1493.
- [3] N. Greenwood, A. Hryniewicz, Y. P. Jeannin, M. Lefort, M. Sakai, Discovery of the transfermium elements. Part II: Introduction to discovery profiles. Part III: Discovery profiles of the transfermium elements, *Pure and Appl. Chem.*, **1993**, 65, 1757–1814.
- [4] <https://bit.ly/2E8h8xs>, visitada el 25/02/2019.
- [5] V. K. Utyonkov, N. T. Brewer *et al.*, Neutron-deficient superheavy nuclei obtained in the ²⁴⁰Pu + ⁴⁸Ca reaction, *Phys. Rev. C*, **2018**, 97, 014320.

JAVIER I. BEITIA GÓMEZ DE SEGURA
Departamento de Química Inorgánica
Facultad de Farmacia (Vitoria), Universidad del País Vasco /
Euskal Herriko Unibertsitatea
javier.beitia@ehu.es

Z = 107, bohrio, Bh

Nombrado en honor al científico danés Niels Bohr

CE: [Rn] 5f¹⁴6d⁵7s²; PAE: (270); PF: -; PE: -; densidad: -; χ (Pauling): -; EO: +7; isótopo más estable: ²⁷⁰Bh; año de aislamiento: 1981 (Peter Armbruster y Gottfried Münzenberg, Darmstadt, Alemania).

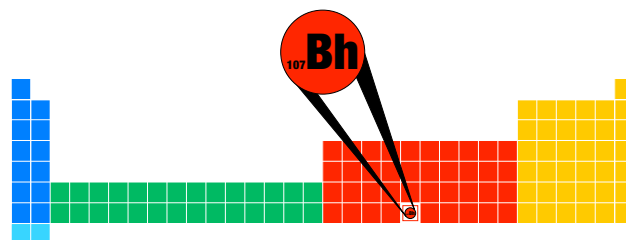
El bohrio es un elemento sintético que no se encuentra en la naturaleza. Fue sintetizado e identificado sin ambigüedad en 1981 por un equipo de Darmstadt, Alemania, dirigido por P. Armbruster y G. Münzenberg.^[1] La reacción usada para producir bohrio fue propuesta y aplicada en 1976 por un grupo de Dubná (cerca de Moscú), que estaba bajo la dirección de Yuri Oganessian. Consistía en bombardear blancos de ²⁰⁹Bi y ²⁰⁸Pb con núcleos acelerados de ⁵⁴Cr y ⁵⁵Mn, respectivamente, para producir ²⁶²Bh.^[2]

A la hora de buscarle un nombre, el grupo alemán sugirió, en septiembre de 1992, denominarlo nielsbohrio con el símbolo Ns para honrar al físico danés Niels Bohr (Figura 1). En 1994, un comité de la IUPAC recomendó que el elemento 107 se llamara bohrio y no nielsbohrio. Los descubridores se opusieron a esta propuesta, porque existía cierta preocupación de que el nombre pudiera confundirse con el boro y, en particular, la distinción de los nombres de sus respectivos oxoaniones, bohrato y borato. El asunto se entregó a la sección danesa de la IUPAC que, a pesar de este problema, votó a favor del nombre bohrio y, por lo tanto, dicho nombre para el elemento 107 fue reconocido internacionalmente en 1997; los nombres de los respectivos oxoaniones de boro y bohrio permanecen sin cambios a pesar de su homofonía.

El bohrio es radiactivo, no tiene isótopos estables o naturales, y su isótopo conocido más estable, ²⁷⁰Bh, tiene una vida media de aproximadamente 61 s, aunque el isótopo ²⁷⁸Bh podría tener, aún sin confirmar, una vida media de unos 690 s.^[3]



Figura 1. Niels Bohr (1885-1962) (<https://bit.ly/1j5gHly>, visitada el 12/03/2019). Científico danés que realizó contribuciones fundamentales para la comprensión de la estructura del átomo y la mecánica cuántica. Fue galardonado con el premio Nobel de Física en 1922



Se han sintetizado varios isótopos radiactivos mediante la fusión de dos átomos o mediante la descomposición de elementos más pesados. Hasta el momento se conocen 12 isótopos, uno de los cuales, ²⁶²Bh, tiene un estado metaestable conocido. Por otra parte, los isótopos más pesados son los más estables.

Se espera que el bohrio sea sólido en condiciones normales, que presente una estructura cristalina hexagonal muy compacta ($c/a = 1,62$) y que su radio atómico sea alrededor de los 128 pm. Además, debería ser un metal muy pesado con una densidad de alrededor de 37,1 g/cm³. Esto se debe al elevado peso atómico del bohrio, a las contracciones de lantánidos y actínidos, y a los efectos relativistas, aunque la producción de suficiente bohrio para medir esta magnitud no sería posible porque la muestra se desintegraría rápidamente.^[4]

El bohrio es el quinto metal de transición del período 7 y el miembro más pesado del grupo 7 de la tabla periódica, debajo del manganeso, tecnecio y renio. Todos ellos presentan fácilmente el estado de oxidación +7, el cual se vuelve más estable a medida que el grupo desciende. Por lo tanto, se espera que el bohrio forme un estado estable de +7, así como los estados inferiores +3 y +4.^[5] Los elementos de su grupo forman heptóxidos volátiles, que al disolverse en agua forman el ácido correspondiente. También se forman oxihaluros a partir de la halogenación del óxido, por lo que el bohrio podría formar el óxido volátil Bh₂O₇, el ácido perbohrico, HBhO₄ y el oxiclورو BhO₃Cl entre otros.^[4]

Al ser tan inestable y debido a que su vida media es extremadamente corta, cualquier cantidad formada se descompondrá en otros elementos con tanta rapidez que no existe razón para considerar sus efectos en la salud humana ni en el medio ambiente.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] G. Münzenberg *et al.*, Identification of element 107 by α correlation chains, *Z. Phys. A - Atoms and Nuclei*, **1981**, 300(1), 107-108.
- [2] Yu. Ts. Oganessian *et al.*, On spontaneous fission of neutron-deficient isotopes of elements 103, 105 and 107, *Nuclear Physics A*, **1976**, 273(2), 505-522.
- [3] G. Münzenberg, M. Gupta, Production and identification of transactinide elements, en A. Vértes, S. Nagy, Z. Klencsár, R.G. Lovas, F. Rösch (Ed.), *Handbook of nuclear chemistry*, 2.^a ed., Springer, Nueva York, 2011, pp. 877-923.
- [4] D. C. Hoffman, D. M. Lee, V. Pershina, Transactinide elements and future elements, en L. R. Morss, N. Edelstein, J. Fuger, J. J. Katz (Ed.), *The chemistry of the actinide and transactinide elements*, 3.^a ed., Springer, Dordrecht, Holanda, 2006, pp. 1652-1752.
- [5] B. Fricke, Superheavy elements: a prediction of their chemical and physical properties, en B. C. Tofield, B. Fricke, *Recent impact of physics on inorganic chemistry (Structure and bonding)*, vol. 21, Springer-Verlag, Berlín, 1975, pp. 89-144.

ALAZNE PEÑA ZORRILLA

Universidad del País Vasco / Euskal Herriko Unibertsitatea.

alazne.pena@ehu.es

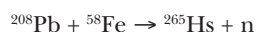
Z = 108, hasio, Hs

El elemento que perdió la “s”

CE: [Rn] 5f¹⁴6d⁶7s²; PAE: 269; PF: –; PE: –; densidad (estimada): 28,6 g/cm³; χ (Pauling): –; EO conocido: +8; isótopo más estable: ²⁶⁹Hs; año de descubrimiento: 1984 (equipo de P. Armbruster, GSI, Darmstadt, Alemania).

El hasio es un elemento radiactivo que forma parte de los 26 elementos transuránicos obtenidos artificialmente gracias a la desintegración beta propiciada por los avances en la comprensión y la tecnología de la física nuclear.^[1]

Fue identificado en 1984 por Peter Armbruster y Gottfried Munzenber en el *Gesellschaft für Schwerionenforschung* (GSI), *Centro de Investigación de Iones Pesados*, en Darmstadt (Alemania).^[2] Este equipo también identificó por primera vez los elementos Bh y Mt, utilizando las mismas técnicas experimentales. Con sus experimentos produjeron tres átomos del isótopo ²⁶⁵Hs en una reacción de fusión, al bombardear un blanco de ²⁰⁷Pb con un haz de proyectiles de ⁵⁸Fe, según la reacción:

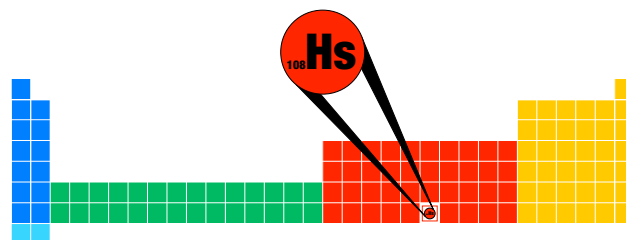


En años previos (entre 1978 y 1983), en el Instituto para la Investigación Nuclear en Dubná, el equipo de Yuri Oganessian y Vladimir Utyonkov ya habían producido los isótopos 263, 264 y 270 de hasio. Sus datos se consideraron menos fiables que los del equipo alemán, por lo que fue este último el que obtuvo el reconocimiento del descubrimiento.^[3]

Por ello también bautizaron al nuevo elemento 108 como hasio, nombre derivado del latino *hassium*, en referencia al estado federado de Hesse donde se localiza el GSI (Figura 1). Con ello se pretendía completar el grupo formado por los elementos darmstatio, hasio, germanio y europio.^[4] La IUPAC en un principio, y para seguir la nomenclatura sistemática, lo denominó unniloctio, Uno. Posteriormente, recomendó el nombre hahnio en 1994, y en 1997 se adoptó internacionalmente el nombre *hassio*.^[3] En 2017, los organismos de denominación en español eliminaron la secuencia gráfica “ss” del nombre de este elemento por ser ajena al sistema ortográfico de nuestro idioma, adoptándose oficialmente el nombre de hasio.

Se conocen 15 isótopos del hasio con números mágicos comprendidos entre 263 y 277, y con una vida media útil incluida entre los 0,45 ms del ²⁶⁴Hs y los 9,73 s para el ²⁶⁹Hs.

El Hs se sitúa en el período 7 y en el grupo 8, perteneciendo al bloque *d* de la tabla periódica. Se espera que sea un sólido a 25 °C, de apariencia metálica, gris o plateado. El equipo de Armsbruster ha logrado producir tetróxido de hasio (HsO₄) operando sólo con unos pocos átomos, que se han oxidado en presencia de oxígeno.^[4] Este hecho es la constatación de que se comporta como el hierro, el rutenio y el osmio, y parece indicar la analogía química con los elementos situados directamente sobre él en la tabla periódica.



Dada la corta vida media de todos los isótopos de este elemento no es posible medir exactamente sus propiedades. A pesar de ello, en el mismo centro GSI se han llevado a cabo importantes predicciones teóricas para estimar algunas de ellas.

Entre los datos estimados se pueden citar un radio covalente de 134 pm y una entalpía de fusión de 20,5 kJ/mol². Asimismo, se han estimado valores para las tres primeras energías de ionización.



Figura 1. Representación de una casilla de la tabla periódica para el hasio, donde se ha incluido el escudo del estado alemán de Hesse^[5]

Se descarta que tenga efectos sobre el medio ambiente y sobre la salud humana porque su gran inestabilidad provoca su rápida desintegración.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] J. Challoner, *Los elementos. La nueva guía de los componentes básicos del universo*, Libsa, Madrid, 2018, pp. 153–157.
- [2] webelements.com/hassium, visitada el 08/02/2019.
- [3] rsc.org/periodic-table/element/108/hassium, visitada el 08/02/2019.
- [4] H. Aldenser-Williams, *La tabla periódica. La curiosa historia de los elementos*, Ariel, Barcelona, 2013, pp. 461–462.
- [5] Imagen de <http://periodictable.com/>, visitada el 06/02/2019.

MARÍA LUZ FIDALGO MAYO
Departamento de Química Inorgánica
Facultad de Farmacia de la Vitoria-Gasteiz
Universidad del País Vasco / Euskal Herriko Unibertsitatea
marialuz.fidalgo@ehu.es

Z = 109, meitnerio, Mt

Único elemento químico con nombre de mujer científica

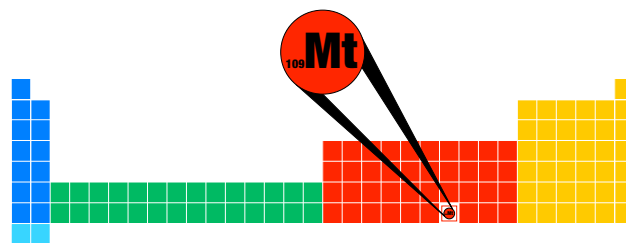
CE: [Rn] 5f¹⁴6d⁷7s²; PA: [278] (isótopo más estable); EO: 0, +1, +3, +4, +6, +8, +9 (predichos); isótopos más estables: ²⁷⁸Mt, ²⁸²Mt; año de aislamiento: 1982 (Peter Armbruster, Gottfried Münzenberg y colaboradores, Darmstadt, Alemania).^[1]

El meitnerio o eka-iridio (como lo denominó Mendeléiev) fue originalmente llamado unnilenio y wolschakio, hasta que en agosto de 1997 fue nombrado meitnerio por la IUPAC, con símbolo Mt, en honor a la científica austríaca Lise Meitner (1878-1968) (Figura 1). Es el único elemento químico que honra a una mujer científica, porque el curio se llamó así por el matrimonio Pierre y Marie Curie. Otros nombres femeninos de la tabla periódica se refieren a diosas y heroínas de la antigüedad, como vanadio (por Vanadis, diosa de la belleza escandinava), selenio (por Selene, diosa griega de la luna), niobio (en honor de Níobe, hija de Tántalo), paladio (por Palas Atenea, diosa de la sabiduría), cerio (Ceres, diosa romana de la agricultura) e iridio (Iris, mensajera de los dioses griegos).

Meitner formó parte del equipo que descubrió la fisión nuclear, pero ni ella ni Otto Frisch compartieron el Premio Nobel de Química de 1944 que se otorgó exclusivamente a Otto Hahn. Este hecho se considera uno de los más evidentes ejemplos de injusticia realizados por el comité del Nobel; en la década de 1990 se abrieron los registros del comité que decidió el premio, y a la luz de la información que proporcionaron, se ha intentado reparar: Meitner ha recibido muchos honores póstumos, entre ellos el ya citado nombramiento del elemento químico 109 como meitnerio.



Figura 1. Lise Meitner en el Instituto de Química Kaiser Wilhelm de Berlín (1919). Deutsches Museum, bit.ly/2UdcZiH, visitada el 01/03/2019



El meitnerio fue descubierto y creado accidentalmente de forma artificial el 29 de agosto de 1982, por bombardeo (con energía de excitación del sistema de 11,1 MeV) de capas delgadas de ²⁰⁹Bi durante 250 horas con 7·10¹⁷ núcleos acelerados de ⁵⁸Fe mediante fusión nuclear en un acelerador lineal en el *Instituto para la Investigación de Iones Pesados* de Darmstadt. El equipo de investigación que lo logró estuvo dirigido por Münzenberg y Armbruster,^[2] y lo generó con la reacción de fusión nuclear: ²⁰⁹Bi + ⁵⁸Fe → ²⁶⁶Mt + ¹n. Sólo uno o unos pocos átomos de Mt se producen en cada experimento, y se desintegran rápidamente emitiendo partículas α. Este grupo también produjo hasio en 1984, darmstatio, roentgenio en 1994, y copernicio en 1996. Los experimentos desarrollados por estos científicos no sólo posibilitaron el hallazgo de nuevos elementos químicos, sino también la viabilidad de la fusión para crear nuevos núcleos pesados. Este descubrimiento fue confirmado en 1984 por Oganessian y su equipo con una dosis de irradiación 10 veces mayor que en el *Joint Institute for Nuclear Research* de Dubná (Rusia).

Actualmente, se conocen 9 isótopos (2 no confirmados) del meitnerio, que van desde el 266 al 282 siendo el ²⁷⁸Mt el más estable, con un período de semidesintegración t_{1/2} de 7,6 s, y sus períodos de semidesintegración se encuentran en el rango de milisegundos a segundos. Todos los isótopos decaen a isótopos de Bh mediante la producción de partículas alfa. Los isótopos del Mt se han producidos en diversos laboratorios de todo el mundo y han sido detectados en la descomposición de los elementos pesados roentgenio, nihonio, moscovio y teneso.^[3]

El meitnerio está situado en la posición de la tabla periódica 109, período 7 (transactínido / transactinoide) de los elementos de transición –entre el Hs y el Ds– y en el grupo 9 debajo del iridio. Se clasifica como metal del grupo del platino, y a temperatura ambiente es, presuntamente, sólido de aspecto metálico plateado blanco o gris. Es muy inestable y radiactivo, su producción es muy escasa y solo se utiliza para fines de investigación. Los efectos tanto para la salud como en el ambiente no se han estudiado al ser muy inestable, y sus propiedades químicas son estimadas sobre la base de la química del Ir. Puede reaccionar con halógenos, aire, agua, oxígeno, ácidos y bases, y uno de los pocos compuestos que se ha sintetizado es el MtF₆, homólogo al IrF₆.^[4]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] Meitnerium, Webelements, bit.ly/2OgwSmI, visitada el 20/03/2019.
- [2] G. Münzenberg *et al.*, Observation of one correlated α-decay in the reaction ⁵⁸Fe on ²⁰⁹Bi → ²⁶⁷109, *Z. Phys. A. – Atoms and Nuclei*, **1982**, 309(1), 89–90.
- [3] Meitnerium, Wikipedia, bit.ly/2TXawfl, visitada el 24/02/2019.
- [4] W. P. Griffith, The periodic table and the Platinum group metals, *Platinum Metals Rev.*, **2008**, 52(2), 114–119.

CARMEN BLANCO DELGADO
Universidad de Cantabria, Santander
Miembro de la RSEQ y de la IUPAC
carmen.blanco@unican.es

Z = 110, darmstatio, Ds

El desconocido metal pesado
de tan solo unos pocos años de edad

CE: [Rn] 5f¹⁴6d⁸7s²; PAE: (281); PF: por determinar; PF: por determinar; densidad: por determinar; χ (Pauling): por determinar; EO: +6 (predicción); isótopos más estables: ²⁶⁷Ds, ²⁷³Ds, ²⁷⁹Ds, ²⁸¹Ds; año de aislamiento: 1994 (P. Armbruster, S. Hofmann y G. Münzenberg, Darsmtadt, Alemania).

El darmstatio (nombrado inicialmente de forma provisional como ununnilio y posteriormente, pero no oficialmente, como madvedevio) fue sintetizado artificialmente el 9 de noviembre de 1994, en el Centro de Investigación de Iones Pesados (GSI, de sus siglas en alemán) en Darmstadt, Alemania, de donde proviene su nombre, al bombardear átomos de plomo ²⁰⁸Pb con iones acelerados de níquel ⁶²Ni.

Solo se han sintetizado unos pocos átomos de este elemento, del que no se conocen fuentes naturales.

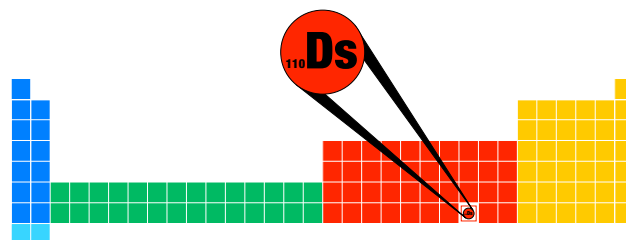
Aunque posee isótopos con un período de desintegración muy corto, del orden de los microsegundos, recientemente se han conseguido sintetizar los isótopos de número másico 279 y 281, con períodos de desintegración de 180 milisegundos y 11 segundos, respectivamente. Por otro lado, aunque aún no han sido descubiertos, se piensa que los isótopos 292 y 293 tienen una vida media de 30 y de 100 años respectivamente, así como de 311 años para el isótopo 294.^[1]

Es un elemento altamente radiactivo, el cual se desintegra por fisión espontánea el 85 % de las veces y por desintegración alfa el 15 %, dando lugar al ²⁷⁷Hs.^[2,3] Debido a esto, la mayor parte de las propiedades de este elemento se basan en predicciones y estudios relativistas, y por comparación con elementos menos pesados.

Con número atómico de 110, se encuentra en el período 7 y la columna 10 de la tabla periódica más habitual moderna, situándose en la zona de los metales de transición. De esta manera, se espera que sus propiedades se asemejen a las de otros metales de este tipo. Así, se predice que es un sólido metálico gris o blanco a temperatura ambiente, con gran densidad, una estructura cristalina cúbica centrada en el cuerpo, con elevada dureza y altos puntos de fusión y ebullición, así como buen conductor de la electricidad.

En cuanto a la química de este elemento, todo lo que se sabe se basa en estudios de efectos relativistas según la teoría funcional de densidad. Así, al encontrarse en la misma columna que el platino, se han realizado modelos de complejos con los grupos cianuro, carburo y carbonilo, además de estudios basados en la predicción de compuestos como el tetracloruro de darmstatio y el hexafluoruro de darmstatio.

Para los compuestos DsCO y DsC se han encontrado similitudes en cuanto a la distancia de enlace y a la frecuencia vibracional habiendo sido comparados con sus homólogos del platino,^[4] sin embargo, mientras que el



platino forma un complejo con el grupo cianuro con estado de oxidación +2, el darmstatio lo formaría preferentemente con el estado metálico, resultando el complejo Ds(CN)₂²⁻.^[4] También, compuestos como el DsCl₄ poseen teóricamente la misma estructura electrónica y el mismo potencial de ionización que los compuestos con platino. Por otro lado, se han realizado estudios sobre la energía de descomposición basados en la reacción del DsF₆ dando lugar a F₂ y DsF₄, apoyando las concordancias entre ambos metales.^[5]

Por último, en cuanto a sus usos y aplicaciones se refiere, debido a su alta radioactividad y a su período de desintegración, no se ha encontrado utilidad práctica aún, limitándose su uso a la realización de estudios teóricos físico-químicos.



Figura 1. Acelerador de iones pesados de las instalaciones del Gesellschaft für Schwerionenforschung (GSI), Darmstadt, Alemania

BIBLIOGRAFÍA

- [1] Darmstadtium - Element information, properties and uses, RSC Periodic Table, <https://rsc.li/1R0bJGN>, visitada el 27/02/2019.
- [2] A. Sonzogni, Interactive chart of nuclides. National Nuclear Data Center: Brookhaven National Laboratory, 2018.
- [3] It's elemental: The element Darmstadtium, <https://bit.ly/2ErRruh>, visitada el 27/02/2019.
- [4] M. Patzschke, P. Pyykkö, Darmstadtium carbonyl and carbide resemble platinum carbonyl and carbide, *Chemical Communications*, **2004**, 17, 1982–1983.
- [5] T. B. Demissie, K. Ruud, Darmstadtium, roentgenium, and copernicium form strong bonds with cyanide, *International Journal of Quantum Chemistry*, **2018**, 118(1), e25393.

ALEJANDRO MANCHADO CASCÓN
Departamento de Química Orgánica
Universidad de Salamanca
Sección territorial de Salamanca de la RSEQ
alex92mc@usal.es

Z = 111, roentgenio, Rg

Nuevo metal noble con propiedades sin descubrir

CE: [Rn] 5f¹⁴6d¹⁶7s¹; PAE: (281); PF: – (sólido a 20 °C); PE: –; densidad: 28,7 g/cm³ (estimada); χ (Pauling): –; EO: –; isótopo más estable: ²⁸⁰Rg (t_{1/2} = 3,6 s); año de aislamiento: 1994 (P. Armbruster y G. Münzenberg).

El roentgenio (nombrado provisionalmente de acuerdo a las normas sistemáticas de la IUPAC como unununio, Uuu, hasta la asignación de su nombre actual en 2004) fue descubierto por Peter Armbruster y Gottfried Münzenberg en 1994 en los laboratorios de investigación de iones pesados (*Gesellschaft für Schwerionenforschung*) de Darmstadt (Alemania)^[1] y se confirmó en 2003 mediante un experimento independiente llevado a cabo por investigadores del acelerador lineal RIKEN (Japón). Aunque ya en 1986, científicos rusos del JINR (*Russian Joint Institute for Nuclear Research*) intentaron obtener el elemento 111 por bombardeo de bismuto con níquel, no fue hasta 1994 que el grupo de Peter Armbruster y Gottfried Münzenberg logró sintetizar 3 átomos del isótopo 272 del elemento 111, con una vida media de 1,5 milisegundos.

En 1998 la IUPAC organizó un grupo de trabajo para establecer un nombre definitivo al elemento 111, conocido hasta entonces como unununio (Uuu) y también, siguiendo la sistemática de Mendeleev, eka-oro. Finalmente, el 1 de noviembre de 2004, se aceptó el nombre definitivo de roentgenio (Rg), en honor al físico alemán Wilhelm Conrad Röntgen (1845-1923) (Figura 1), descubridor de los rayos X en 1895 y primer galardonado con el premio Nobel de Física en 1901.^[2,3]

La estrategia sintética utilizada consistió en bombardear ²⁰⁹Bi con iones de ⁶⁴Ni, buscando que los iones de níquel penetrasen hasta el núcleo del bismuto y se fusionasen para dar un nuevo elemento más pesado. Este bombardeo debía hacerse controlando la energía del bombardeo de iones níquel ya que un exceso de energía permitiría acceder al núcleo de bismuto y fisiónarlo o, por el contrario, un defecto de energía provocaría que no fuera capaz de superar las repulsiones y el níquel no alcanzaría el núcleo.

Las propiedades físicas del roentgenio permanecen sin determinar, pues los isótopos conocidos son inestables y se descomponen rápidamente por fisión espontánea o mediante emisión de partículas alfa, con tiempos de semidesintegración de unos pocos segundos para los isótopos conocidos más



Figura 1. Fotografía de Wilhelm Conrad Röntgen

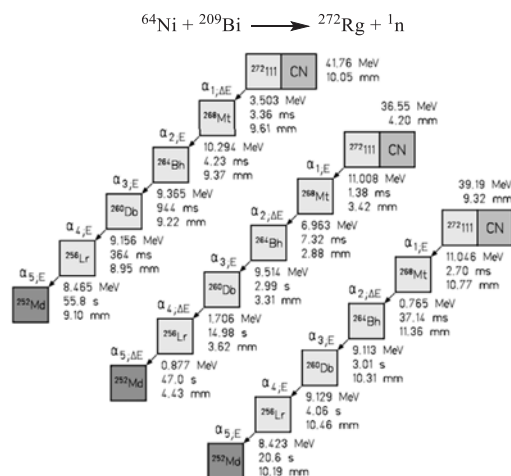
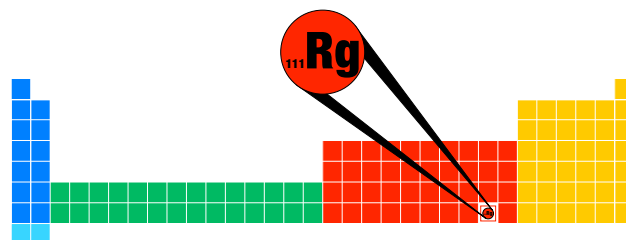


Figura 2. Reacción de síntesis y rutas de decaimiento alfa detectadas por Hofmann *et al.*^[1,4] para el ²⁷²Rg

pesados o de milisegundos para los más ligeros. [https://bit.ly/2SVgFJB]. La descomposición del ²⁷²Rg por decaimiento alfa, pasa por formar sucesivamente los elementos 109 (Mt), 107 (Bh), 105 (Db), 103 (Lr) y 101 (Md) (Figura 2).^[4]

El isótopo ²⁸⁰Rg tiene una vida media de 3,6 s y fue obtenido indirectamente por descomposición del elemento 115. Se espera que cuando sea posible sintetizar dicho isótopo directamente, se pueda explorar la reactividad química del elemento y obtener resultados experimentales.

El roentgenio, perteneciente al grupo de los metales nobles por excelencia: cobre, plata y oro; se ha predicho que en su estado elemental presente color plateado y tenga una química equivalente a los elementos del grupo más ligeros. De acuerdo con las predicciones *in silico*, el roentgenio puede formar enlaces fuertes con el anión cianuro y formar los correspondientes cianuros y dicianuros de forma análoga al oro, pero presentando una menor distancia de enlace Rg-C respecto de los compuestos equivalentes con oro debido a la contracción de la corteza electrónica predicha para el roentgenio.^[5]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] S. Hofmann *et al.*, The new element 111, *Z. Phys. A*, **1995**, 350, 281–282.
- [2] P. J. Karol, H. Nakahara, B. W. Petley, E. Vogt, On the discovery of the elements 110-112 (IUPAC Technical Report), *Pure Appl. Chem.*, **2001**, 73, 959–967.
- [3] J. Corish, G. M. Rosenblatt, Name and symbol of the element with atomic number 111 (IUPAC Recommendations 2004), *Pure Appl. Chem.*, **2004**, 76(12), 2101–2103.
- [4] S. Hofmann *et al.*, New results on elements 111 and 112, *Eur. Phys. J. A*, **2002**, 14, 147–157.
- [5] T. B. Demissie, K. Ruud, Darmstadtium, roentgenium and copernicium form strong bonds with cyanide, *Int. J. Quantum Chem.*, **2018**, 118(1), e25393.

IGNACIO E. TOBAL
Departamento de Química Orgánica
Universidad de Salamanca
ignaciotobal@usal.es

Z = 112, copernicio, Cn

El posible metal fluido superpesado

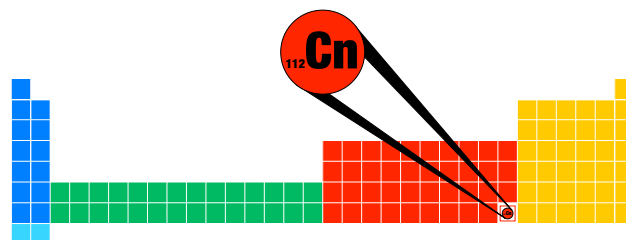
CE: [Rn] 5f¹⁴6d¹⁰7s²; PAE: 285,17; PF: por determinar; PE: por determinar; densidad: por determinar; χ (Pauling): por determinar; EO: 0, +2, +4; isótopo más estable: ²⁸⁵Cn; año de aislamiento: 1996 (Sigurd Hofmann, GSI, Darmstadt, Alemania).

El copernicio, Cn, es el elemento número 112 de la tabla periódica, situado dentro del grupo 12 y en el período 7, dentro del conjunto de elementos denominados transactínidos. Su nombre le fue concedido en honor al científico renacentista Nicolás Copérnico, el cual formuló la teoría heliocéntrica del sistema solar.

Fue sintetizado por primera vez por S. Hofmann *et al.*^[1] en el GSI (*Gesellschaft für Schwerionenforschung*, en castellano: Centro de Iones Pesados) de la ciudad de Darmstadt. Esta primera síntesis del elemento se realizó bombardeando núcleos de ²⁰⁸Pb con núcleos de ⁷⁰Zn en el acelerador de partículas UNILAC. Resultado de este experimento fue el isótopo ²⁷⁷Cn con la emisión de un neutrón. Sin embargo, el isótopo se desintegró inmediatamente emitiendo partículas α , habiendo calculado su vida media en aproximadamente 1 ms.

Más tarde, en 2004, Y. Oganessian *et al.*^[2] consiguieron detectar cuatro isótopos más pesados del copernicio mientras medían las reacciones de fusión de ⁴⁸Ca sobre ²⁴⁴Pu y ²⁴⁵Cm en busca de los elementos 114 y 116. Estos isótopos se producen vía desintegración α de los elementos flerovio (Fl, Z=114) y livermorio (Lv, Z=116). Entre ellos se descubrió el isótopo ²⁸⁵Cn, que es el más estable conocido hasta el momento, con una vida media de 28 s aproximadamente.

Debido a que solo se han sintetizado unos pocos átomos de este elemento y con muy corta vida media, no se han podido realizar muchos experimentos para medir sus propiedades físicas o químicas. La investigación en



este punto se basa principalmente en estudios predictivos mediante cálculos relativistas.^[3] Entre estas predicciones, se piensa que el copernicio puede tener una reactividad parecida a su homólogo del período 6, el mercurio Hg. Por ahora se han realizado poco cálculos. Entre ellos, se ha predicho que el copernicio puede comportarse como un metal noble volátil. Otros, predicen un posible enlace metálico sobre superficies de oro. Esto último ha sido demostrado experimentalmente por R. Eichler *et al.*^[4] en el FLNR (*Flerov Laboratory of Nuclear Reactions*) de Dubná (Rusia). En este experimento, se consiguió adsorber dos átomos de ²⁸³Cn sobre una superficie de Au a -29 °C y -39 °C. La síntesis del Cn se realizó mediante bombardeo de ⁴⁸Ca sobre ²⁴²PuO₂ con una pequeña cantidad de Nd para acelerar la emisión de partículas α del correspondiente átomo de Fl que se forma. Posteriormente, los átomos generados se recogieron con un flujo de gas (He/Ar 1:1) y se transportaron al termodetector COLD (*Cryo-Online Detector*) en el que se recubrieron los detectores de silicio con una capa de 50 nm de Au.

Otros estudios teóricos predicen la formación de halogenuros metálicos di y tetravalentes del Cn, al igual que ocurre con el Hg, así como la formación de Cn(CN)₂.

En definitiva, todavía queda mucho por hacer en la investigación de estos elementos transactínidos entre los que se encuentra el copernicio. Su corta vida media complica en gran medida su estudio experimental, por lo que la investigación de estos núcleos pasa por conseguir estabilizar el átomo o el descubrimiento de otros isótopos más estables del elemento, probablemente con mayor número de neutrones para acercarse al “número mágico” [bit.ly/2zSn1zG].

BIBLIOGRAFÍA

- [1] S. Hofmann *et al.*, The new element 112, *Z. Phys. A*, **1996**, 354(3), 229–230.
- [2] Y. T. Oganessian *et al.*, Measurements of cross sections for the fusion-evaporation reactions ²⁴⁴Pu(⁴⁸Ca,xn) ^{292–x}114 and ²⁴⁵Cm(⁴⁸Ca,xn) ^{293–x}116, *Phys. Rev. C*, **2004**, 69(5), 054607.
- [3] M. Schädel, Chemistry of superheavy elements, *Radiochim. Acta*, **2012**, 100, 579–604.
- [4] R. Eichler *et al.*, Thermochemical and physical properties of element 112, *Angew. Chem. Int. Ed.*, **2008**, 47, 3262–3266.
- [5] R. Eichler, First foot prints of chemistry on the shore of the island of superheavy elements, *Journal of Physics: Conference Series*, **2013**, 420, 012003.

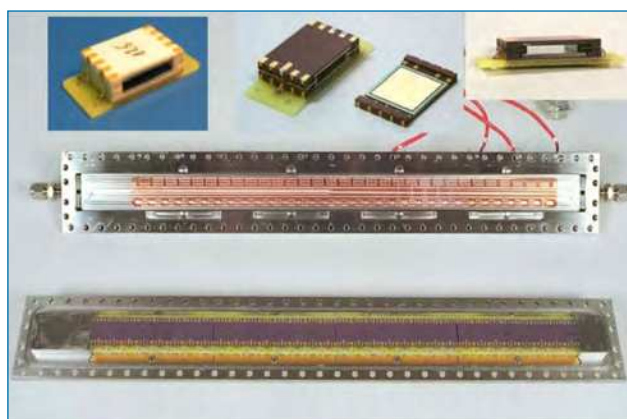


Figura 1. Cryo-Online Detector, COLD, usado para la detección de núcleos de Cn. Los detectores de Si fueron recubiertos con una fina capa de Au^[5]

ALEJANDRO MARTÍN RONCERO
Sección Territorial de Salamanca de la RSEQ
Universidad de Salamanca
alexmaron@usal.es

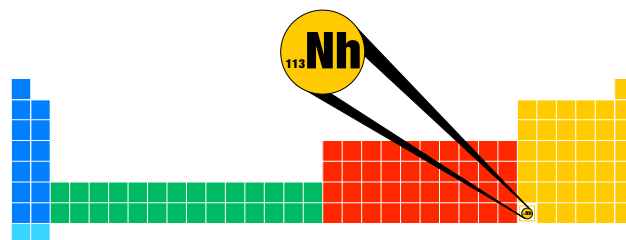
Z = 113, nihonio, Nh

Primer elemento descubierto e identificado correctamente en Asia

CE: [Rn] 5f¹⁴6d¹⁰7s²7p¹; PAE: 284; PF: 427 °C;^[1] PE: 1127 °C;^[1] densidad (estimada): 16 g/cm³;^[1] χ (Pauling): por determinar; EO (estimados): -1, +1, +3, +5;^[1] isótopos más estables: ²⁸⁶Nh, ²⁸⁵Nh, ²⁸⁴Nh; año de aislamiento: 2004 (Kosuke Morita *et al.*,^[2] Wakō, Japón).

Denominado inicialmente como ununtrio, Uut, el descubrimiento de nihonio fue reclamado conjuntamente por un equipo del Laboratorio Nacional Lawrence Livermore de Estados Unidos y un grupo de Dubná, Rusia, entre 2003 y 2004, así como por los investigadores japoneses en el laboratorio RIKEN, que lograron sintetizar y observar el elemento, convirtiéndose así en el primer elemento sintético en ser producido en Japón. Los investigadores del Centro RIKEN (*Nishina Center for Accelerator-Based Science*, RNC) lograron generar una cadena de seis desintegraciones alfa consecutivas, producidas en los experimentos realizados en la fábrica de radioisótopos RIKEN (*Radioisotope Beam Factory*, RIBF), identificando concluyentemente el elemento 113 a través de las desintegraciones a nucleidos hijos bien conocidos (Figura 1b). El nombre en inglés de “*nihonium*” (nihonio en español) proviene de la palabra japonesa para “Japón” (日本, Nihon). Tras aprobar los nombres de los elementos Og, Ts, Mc y Nh se completó el período 7 de la tabla periódica y, con el del último, se palía el “error” cometido en 1909 por Masataka Ogawa en un intento de nombrar el elemento 43 (actual Tc) como *nipponium*.

Respecto de sus propiedades, el Nh pertenece al grupo 13 de la tabla periódica, debajo de B, Al, Ga, In y Tl; excepto el B, que es metaloide, son metálicos, lo que se espera también para el Nh. Los cálculos realizados le predicen una estructura cristalina hexagonal compacta y un radio atómico similar al Tl (sobre 170 pm) debido a la estabilización relativista y contracción de los orbitales 7s y 7p_{1/2} y, por tanto, de mayor densidad que este. Sin embargo es de esperar que su reactividad química sea menor que la del Tl. Se prevé que el potencial de electrodo estándar Nh⁺/Nh sea de ~0,6 V, por lo que el Nh debería ser un metal bastante noble, tan poco reactivo como el Rh y el Ru, y se espera que



su comportamiento de adsorción sobre superficies de oro en experimentos termocromatográficos sea más cercano al del At que al del Tl. Aunque el nihonio está en el grupo 13, tiene varias propiedades similares a los elementos del grupo 17. Se espera que el enlace Nh–Au sea más inestable que el Tl–Au debido a las interacciones magnéticas; esto plantea la posibilidad de algún carácter de metal de transición para el Nh. Se esperan compuestos con diferentes estado de oxidación como: NhH, Nh₂O, NhH₃, NhF₃ o NhCl₃. Se ha sugerido el uso de bromo saturado con BBr₃ como gas portador para experimentos en química de Nh, que permitirían oxidar Tl a Tl(III), lo que proporciona una vía para investigar los estados de oxidación de Nh, similar a los experimentos realizados con bromuros de elementos del grupo 5, incluido el elemento superpesado Db.

Es ingente el esfuerzo investigador llevado a cabo desde su aparición; el aura de progreso y sus perspectivas futuras quedan reflejadas en las palabras de J. Georgescu, editora jefe de *Nature Reviews Physics*: “El nihonio me hace pensar en una máscara Noh japonesa (Figura 1a), misteriosa e intrigante, no sabemos qué esconde en lo referente a sus propiedades y comportamiento pero puede que sea ahí donde reside su encanto”,^[4] y en las de Morita: “Descubierto el elemento 113, investigaremos el territorio inexplorado del elemento 119 y más allá, con el interés de examinar las propiedades químicas de los elementos en las filas siete y ocho de la tabla periódica, y algún día descubrir la isla de estabilidad”.^[2] Un fenómeno que permitiría producir átomos superpesados estables y que serían interesantes en física nuclear o para producir elementos con propiedades extraordinarias.

Cabe destacar la especial relación cultural de Japón con la Universidad de Salamanca, que cuenta con el CCHJ (Figura 1c), donde se apoya la promoción de la investigación sobre Japón y el conjunto de Asia Oriental.

BIBLIOGRAFÍA

- Predicción: a) C. D. Hoffman *et al.*, Transactinides and the future elements, en L. R. Morss, N. M. Edelstein, J. Fuger (Ed.), *The Chemistry of the Actinide and Transactinide Elements*, 3.^a ed., Springer Science, Dordrecht, Holanda, 2006. b) B. Fricke, Superheavy elements: a prediction of their chemical and physical properties, *Recent Impact of Physics on Inorganic Chemistry*, **1975**, 21, 89–144.
- K. Morita *et al.*, Experiment on the Synthesis of Element 113 in the reaction ²⁰⁹Bi(⁷⁰Zn,n)²⁷⁸113, *J. Phys. Soc. Japan.*, **2004**, 73(10), 2593–2596.
- P. J. Karol *et al.*, Discovery of the elements with atomic numbers Z = 113, 115 and 117, *Pure Appl. Chem.*, **2016**, 88(1-2), 139–153.
- J. Georgescu, Nihonium the obscure, *Nature Chem.*, **2017**, 9, 1150–1150.

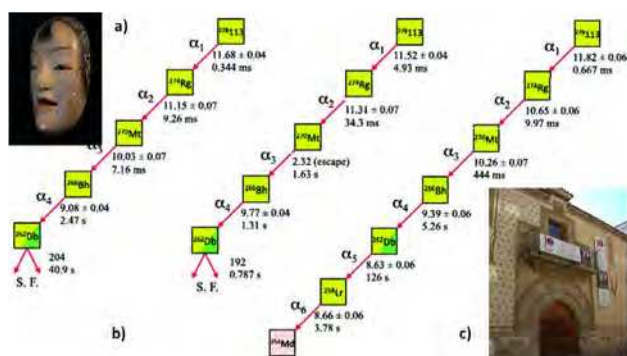


Figura 1. a) Máscara Noh.^[4] b) Resumen de las cadenas de desintegración Z=113 observada por Morita *et al.* Valores de E_{α} /MeV sobre tiempo-de vida en ms o segundos.^[3] c) Palacio de Arias Corvelle, sede del Centro Cultural Hispano-Japonés de Salamanca (CCHJ)

NARCISO MARTÍN GARRIDO
Departamento de Química Orgánica
Universidad de Salamanca
nmg@usal.es

Z = 114, flerovio, Fl

El puerto de la isla de estabilidad

CE: [Rn] 5f¹⁴6d¹⁰7s²7p²; PAE: 289; isótopos conocidos: ²⁸⁶Fl, ²⁸⁷Fl, ²⁸⁸Fl, ²⁸⁹Fl; año de descubrimiento: 1998 (Yuri Oganessian, Dubná, Rusia).

El flerovio es un elemento artificial superpesado y extremadamente radioactivo. Fue preparado por primera vez en diciembre de 1998 por un equipo de científicos del *Joint Institute for Nuclear Research* (JINR) en Dubná, Rusia, en colaboración con investigadores del *Lawrence Livermore National Laboratory*, EE. UU.

El elemento 114 fue sintetizado por el bombardeo de un haz de alta energía de un trillón de átomos (10¹⁸) de ⁴⁸Ca sobre átomos de ²⁴²Pu durante 40 días.^[1] Sencillamente, la fusión de los dos núcleos deberían dar un nuevo elemento con número atómico 114 (20 + 94). Sin embargo, sólo unos pocos choques entre los núcleos de ⁴⁸Ca con ²⁴²Pu lo formaron. En el primer experimento sólo se produjo un átomo en un estado excitado de ²⁸⁹Fl con una vida media de 30,4 segundos.

El experimento fue llevado a cabo en el *Flerov Laboratory* (JINR) con la colaboración del *Kenton Moody* del *Lawrence Livermore National Laboratory*, California, y puso fin a décadas de rivalidad entre los Estados Unidos y la ex-Unión Soviética abriendo una nueva era de cooperación entre las dos naciones. En siguientes experimentos se observaron más átomos de flerovio incluyendo diferentes isótopos (286, 287 y 288). Sin embargo, el isótopo 289, que esta vez no estaba en un estado excitado, sólo tenía vida media de 2,6 s.

En el año 2009 Heino Nische de la Universidad de California en Berkeley confirmó la existencia del elemento 114.^[2] Con esta verificación independiente, la IUPAC reconocía en junio 2011 el descubrimiento del elemento por parte del grupo de Oganessian.^[3]

Nombrar un nuevo elemento es el cometido de la IUPAC que tiene en cuenta las propuestas de los “descubridores”. En el caso de algunos elementos ha habido disputas sobre quien lo aisló primero. Esta fue la guerra transférmica (*Transferium war*) y fue reflejo de la guerra fría y la gran rivalidad entre los laboratorios de Dubná y California. La caída del telón de acero y el nuevo clima de cooperación internacional entre los laboratorios de Flerov y Lawrence significó que el nombramiento del elemento 114 se llevó a cabo sin ningún contratiempo.

Inicialmente al elemento 114 se le dio el símbolo Uuq que en latín, *ununquadium*, corresponde a los números uno-uno-cuatro. El uso de la Q, dejó, por un tiempo, la J en solitario como la única letra no presente en la tabla periódica. El 23 de mayo de 2012, la IUPAC nombró oficialmente el elemento 114, flerovio (*flerovium* en inglés) con símbolo Fl,^[4] en honor al laboratorio donde fue descubierto y que lleva el nombre de su fundador Georgii Nikolayevich Flerov (1913-1990) (Figura 1).^[5] Era un físico soviético de gran reputación, descubrió la fisión espontánea de uranio y fue una autoridad en la física de iones pesados.

Yuri Oganessian,^[6] discípulo de Flerov, fue el investigador principal en el descubrimiento de flerovio. Además,

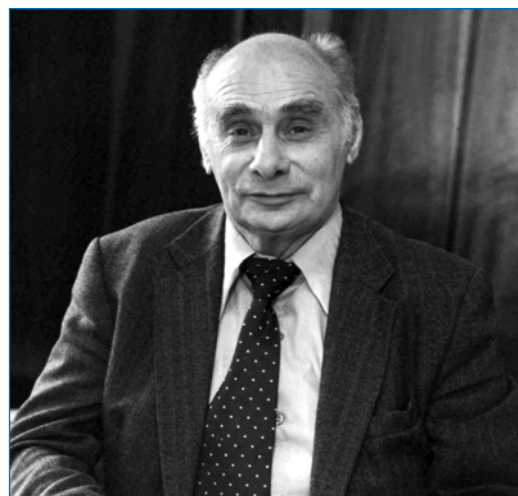
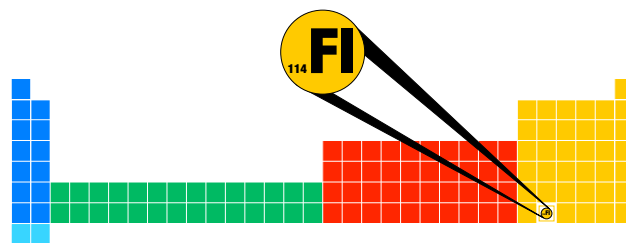


Figura 1. Georgii Nikolayevich Flerov (1913-1990). Reproducida con permiso del Flerov Laboratory of Nuclear Reactions, JINR

su trabajo ha sido crucial en la síntesis de otros elementos transférmicos: 104, 105, 106, 107, 113, 116 y el 118, oganesión, que lleva su nombre.

Los científicos teóricos han predicho que ciertos núcleos de los elementos superpesados podrían tener una estabilidad notable con una vida media de tiempo suficiente para estudiar con más rigor sus propiedades. Se llama la “isla de estabilidad” al lugar donde se pueden encontrar estos núcleos. Esta isla ocuparía una zona de la tabla periódica que empezaría con el flerovio. Algunos cálculos proponen 114 protones y 184 neutrones como núcleo estable. El isótopo ²⁸⁹Fl con 175 neutrones ya cuenta con una vida media de segundos. Sólo quedan 9 neutrones más para llegar a la isla; el trabajo en este campo continúa con este objetivo.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] Yu. Ts. Oganessian *et al.*, Synthesis of superheavy nuclei in the ⁴⁸Ca + ²⁴⁴Pu reaction, *Phys. Rev. Lett.*, **1999**, 83(16), 3154–3157.
- [2] L. Stavestra, K. Gregorich, J. Dvořák, P. A. Ellison, I. Dragojević, M. A. Garcia, H. Nitsche, Independent verification of element 114 production in the ⁴⁸Ca + ²⁴²Pu reaction, *Phys. Rev. Lett.*, **2009**, 103(13), 132502.
- [3] R. C. Barber, P. J. Karol, H. Nakhara, E. Vardaci, E. W. Vogt, Discovery of the elements with atomic numbers greater than or equal to 113 (IUPAC Technical Report), *Pure Appl. Chem.*, **2011**, 83(7), 1485–1498.
- [4] R. D. Loss, J. Corish, Names and symbols of the elements with atomic numbers 114 and 116 (IUPAC Recommendations 2012), *Pure Appl. Chem.*, **2012**, 84(7), 1669–1672.
- [5] bit.ly/2HEaGmp, visitada el 26/03/2019.
- [6] bit.ly/2uupUll, visitada el 26/03/2019.

SANJIV PRASHAR
Universidad Rey Juan Carlos, Móstoles, Madrid
sanjiv.prashar@urjc.es

Z = 115, moscovio, Mc

En este preciso instante, lo más posible es que no haya ningún átomo de moscovio en la Tierra

CE: [Rn] 5f¹⁴6d¹⁰7s²7p³ (predicción) PAE: 290 (del isótopo de mayor vida media); PF: -; PE: -; densidad: -; χ (Pauling): -; EO (estimados): +1, +3; isótopos observados hasta la fecha: ²⁸⁷Mc, ²⁸⁸Mc, ²⁸⁹Mc, ²⁹⁰Mc (todos inestables); año de descubrimiento: 2003^[1] (colaboración internacional entre Rusia y EE. UU.), confirmado en 2013.^[2]

El moscovio es uno de los elementos que completan el séptimo período de la tabla periódica. El descubrimiento de este elemento 115 (así como el del 117 y del 118) se debe a una colaboración entre Estados Unidos y Rusia. Se ha denominado moscovio en atención al *Joint Institute of Nuclear Research* en Dubná, en la antigua *Moscovia*, la región de Moscú. El 117 (teneso) recibió, en contraposición, el nombre de un estado norteamericano.

El moscovio se genera a partir de colisiones de proyectiles de ⁴⁸Ca acelerados a unos 5 MeV por nucleón sobre blancos de ²⁴³Am, en unos casos, y de ²⁴⁹Bk en otros casos. En el primer caso, tras la rápida liberación de tres o cuatro neutrones, se genera un núcleo de Mc. En el segundo caso, tras la liberación de tres o de cuatro neutrones se genera un núcleo de Z = 117, que se desintegra en moscovio por emisión de una partícula alfa. Estos dos procesos aparecen mostrados esquemáticamente en la Figura 1. Los isótopos hallados hasta la fecha son los que tienen pesos atómicos 287, 288, 289 y 290. Este último es el más estable, aunque todos ellos decaen en una fracción de segundo a nihonio. El decaimiento es siempre por emisión de una partícula alfa. Las vidas medias que se han medido son (siempre en ms):^[3]

²⁹⁰Mc, entre 1140 y 450

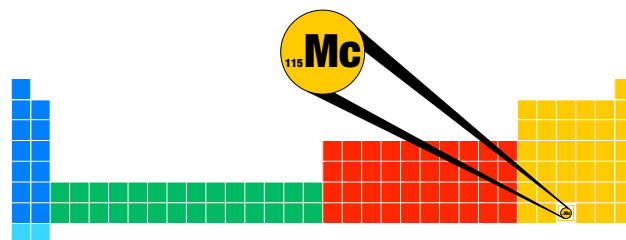
²⁸⁹Mc, entre 450 y 250

²⁸⁸Mc, entre 194 y 143

²⁸⁷Mc, entre 91 y 24

Los errores tan grandes se deben a que el número de núcleos generados es extraordinariamente bajo. Además su vida puede depender del canal a través del que se generen. Es remarcable que estos datos se basan en medidas realizadas con un número de observaciones de menos de 50 núcleos generados en el mejor de los casos.^[3] De ahí la frase del encabezado, ya que en el momento de leer este texto, lo más fácil es que no exista ningún núcleo de moscovio en la Tierra. Además, que se hayan observado esos isótopos del Mc no significa que sean los únicos que existen. Se espera una isla de estabilidad (una zona con vidas medias mayores) para isótopos del moscovio con peso atómico mayor que los observados hasta ahora.

Es difícil pensar en las propiedades químicas de un átomo que vive tan poco y que se ha sintetizado tan escasamente. Todo se basa en previsiones teóricas. El moscovio está en el grupo 15 de la tabla periódica, encabezado por el nitrógeno. En este grupo están también fósforo, arsénico, antimonio y bismuto. Todos estos elementos tienen una configuración de cinco electrones en la última capa (ns²np³), que les da



sus propiedades químicas. Por ello, es de esperar que el moscovio tenga una configuración de valencia del tipo 7s²7p³ similar. Sin embargo la separación espín-órbita, con estados 7s²_{1/2}7p²_{1/2}7p¹_{3/2}, y los efectos relativistas son cada vez más importantes conforme Z aumenta.^[4] Esto implica una energía de ionización mucho menor para el electrón p_{3/2} que para los electrones p_{1/2}, lo que podría hacer que el Mc(I) se parezca más al Tl(I) que al Bi(I). De la misma forma, la estabilización de los electrones 6s que ya se empieza a observar en el bismuto se espera mucho más marcada en el moscovio.

Todo eso son previsiones basadas en nuestro conocimiento de la mecánica cuántica relativista. Téngase en cuenta que no se ha llegado a obtener aún átomos de Mc neutros (con todos sus electrones).

En resumen, parece que con los descubrimientos de los elementos 115, 117 y 118 ya tenemos la séptima fila de la tabla periódica completa.^[5] Sin embargo, los isótopos realmente interesantes (de vida larga) de elementos como el moscovio están posiblemente aún por descubrir. Entonces es cuando podremos hablar, con propiedad, de la química del moscovio.

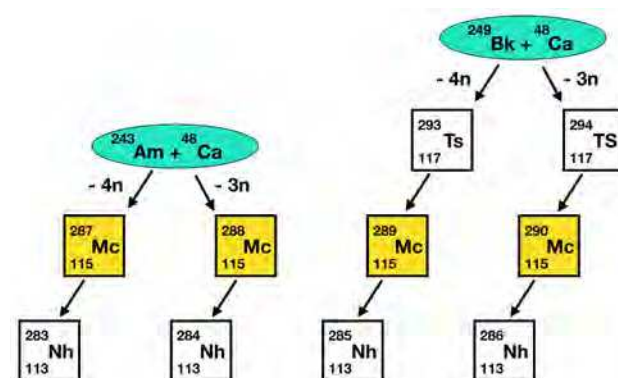


Figura 1. Principales cadenas de producción del moscovio. Dependiendo del blanco sobre el que incida el proyectil de ⁴⁸Ca se puede formar moscovio directamente o un núcleo con dos protones más que tenga una fisión espontánea alfa produciendo moscovio

BIBLIOGRAFÍA

- [1] Yu. Ts. Oganessian *et al.*, Experiments on the synthesis of element 115 in the reaction ²⁴³Am (⁴⁸Ca,xn) ²⁹¹⁻³115, *Phys. Rev. C*, **2004**, *69*, 02160(R).
- [2] D. Rudolph *et al.*, Spectroscopy of element 115 decay chains, *Phys. Rev. Lett.*, **2013**, *111*, 112502.
- [3] Yu. Ts. Oganessian, V. K. Utyonkov, *Superheavy nuclei from ⁴⁸Ca-induced reactions*, *Nuclear Physics A*, **2015**, *944*, 62–98.
- [4] J. S. Thayer, *Relativistic methods for chemists*, Springer, Dordrecht, 2010, pp. 63–97.
- [5] J. Reedijk, Row 7 of the periodic table complete: Can we expect more new elements; and, if so, when, *Polyedron*, **2018**, *141*, 1–4.

LUIS ROSO FRANCO
Centro de Láseres Pulsados, CLPU
y Universidad de Salamanca
roso@clpu.es

Z = 116, livermorio, Lv

Un “superpesado” que nació
de la colaboración internacional

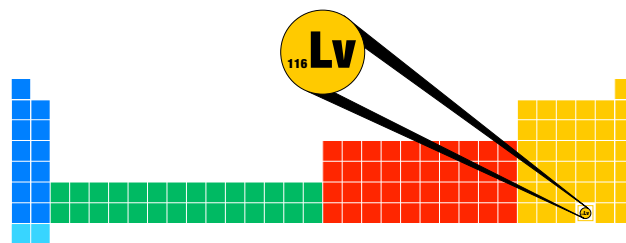
CE: [Rn] 5f¹⁴6d¹⁰7s²7p⁴; PAE: [293] (isótopo más estable); PF: 364-507 °C; PE: 762-862 °C (valores extrapolados);^[1] densidad: 12,9 g/cm³ (valor estimado);^[2] EO: -2, +2, +4; isótopos detectados: ²⁹⁰Lv, ²⁹¹Lv, ²⁹²Lv, ²⁹³Lv, ²⁹⁴Lv; año de descubrimiento: 2000 (Dubná, Rusia).

El livermorio es un elemento artificial que se logró sintetizar por primera vez el 19 de julio de 2000 en las instalaciones del *Instituto Central de Investigación Nuclear* de Dubná (Rusia),^[3] por el equipo formado entre los investigadores del centro ruso, dirigidos por Yuri Oganesián y Vladímir Utionkov, y los del *Laboratorio Nacional Lawrence Livermore* de EE. UU. liderados por Kenton Moody. Estos dos grupos trabajaban codo con codo gracias al programa establecido entre sus países para fomentar el desarrollo de tecnología nuclear. En 2011, la IUPAC reconoció oficialmente el hallazgo fruto de esta colaboración y el 23 de mayo de 2012 adoptó para el elemento el nombre propuesto por los descubridores y el símbolo Lv.

El nombre del livermorio procede originalmente de Robert Livermore. Robert no participó en el descubrimiento del elemento; ni siquiera se dedicaba a la química o estaba interesado en la física. En realidad, Livermore era un ganadero angloamericano que hizo una gran fortuna en la California del siglo XIX alimentando a la ola de mineros e inmigrantes que llegó a la región durante la Fiebre del Oro y si el elemento lleva su apellido es porque el equipo que participó en su creación tiene su sede en la ciudad homónima que se fundó en sus terrenos.

Al igual que el resto de los elementos superpesados, el livermorio fue sintetizado en un acelerador de partículas, bombardeando un blanco de átomos pesados con un chorro de átomos más ligeros acelerados a un 10 % de la velocidad de la luz. El proyectil escogido para la reacción nuclear fue el calcio-48 (⁴⁸Ca), un isótopo que constituye el 0,187 % del calcio natural y que es muy costoso de aislar. El motivo es que no existe ningún compuesto gaseoso que contenga calcio, por lo que sus isótopos no se pueden separar por difusión y hay que recurrir al filtrado con campos magnéticos de los átomos que se desprenden del metal a temperaturas extremas. A pesar de que la obtención del calcio-48 representa el 10 % del coste total de los experimentos, este isótopo se emplea porque es el que más estabiliza los productos de reacción, ya que tiene un gran exceso de neutrones, lo que viene bien para diluir la carga de los 116 protones unidos tras el impacto, y además tanto su número de protones (20) como su número de neutrones (28) son mágicos según el modelo nuclear de capas, es decir, son especialmente estables.

Los 96 protones restantes los aportó el curio-248 (²⁴⁸Cm), suministrado en su mayoría por el *Laboratorio Nacional Oak Ridge* de Tennessee. Durante meses, los investigadores bombardearon con 500 µg de ⁴⁸Ca por hora blancos de titanio sobre los que se había colocado un micrómetro de curio por electrodeposición. Los átomos que se desprendían por el impacto eran analizados con un detector y a partir de las señales medidas, que se debían a los productos de degradación del nuevo elemento, obtuvieron las pruebas de su existencia (Figura 1). Hasta la fecha se han observado cinco



isótopos diferentes del livermorio, de los cuales el más estable, ²⁹³Lv, tiene una vida media de 57 ms, antes de descomponerse en flerovio, que a su vez se transforma en copernicio.

Aunque en todo el mundo no se han obtenido más que unas pocas docenas de átomos de livermorio, gracias a las bondades de la tabla periódica de Mendeléiev podemos predecir algunas de sus propiedades. El livermorio se encuentra en la columna de los anfígenos, junto al oxígeno, el azufre, el selenio, el telurio y el polonio, con seis electrones (s²p⁴) en su capa de valencia. Como es tan pesado, estos electrones sufren efectos relativísticos por la velocidad que les imprime el núcleo, haciendo que sean más difíciles de extraer. Además, los electrones del orbital s están aún más estabilizados por el efecto par inerte, que también se debe a que su velocidad es cercana a la de la luz. El resultado es que además del estado de oxidación -2 que completaría su configuración de gas noble, es probable que el estado +2 esté favorecido, y que el estado +4 sólo esté disponible para los átomos más electronegativos.^[4] De la tabla periódica también se deduce que el livermorio tiene el carácter más metálico de su columna y que, como el olor de los compuestos formados por un anfígeno e hidrógeno empeora según se desciende en el grupo, el H₂Lv sea el más maloliente de todos.

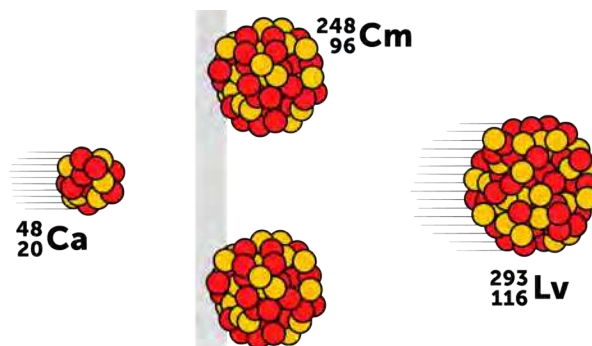


Figura 1. Esquema del impacto que produce la síntesis del livermorio

BIBLIOGRAFÍA

- [1] D. Bonchev, V. Kamenska, Predicting the properties of the 113–120 transactinide elements, *J. Phys. Chem.*, **1981**, *85*, 1177–1186.
- [2] D. C. Hoffman, D. M. Lee, V. Pershina, Transactinides and the future elements, L. R. Morss, N. Edelstein, J. Fuger, J. J. Katz, *The chemistry of the actinide and transactinide elements*, Springer, Dordrecht, Holanda, 2006.
- [3] Y. T. Oganessian *et al.*, Observation of the decay of ²⁹²116, *Phys. Rev. C*, **2006**, *3*, 011301 (R).
- [4] K. Day, Uuh? No. It's livermorium!, *Nat. Chem.*, **2016**, *8*, 896.

MARIO GONZÁLEZ JIMÉNEZ
University of Glasgow, Reino Unido
Mario.Gonzalezjimenez@glasgow.ac.uk

Z = 117, teneso, Ts

En ruta hacia la isla de estabilidad de los elementos superpesados

CE: [Rn] 5f¹⁴6d¹⁰7s²7p⁵ (predicho); PAE: [294] EO: -1, +1, +3, +5 (predichos); isótopos sintetizados: ²⁹³Ts, ²⁹⁴Ts; año de síntesis: 2010.

El teneso ocupa el penúltimo lugar del séptimo período de la tabla periódica. Es el segundo elemento más pesado sintetizado de forma artificial hasta la fecha. Fue descubierto por una colaboración ruso-estadounidense liderada por Yuri Oganessian en el Laboratorio Flerov de Reacciones Nucleares (FLNR) del JINR, en Dubná, Federación Rusa. Dos isótopos diferentes del teneso, el ²⁹³Ts y el ²⁹⁴Ts, fueron producidos empleando reacciones nucleares muy asimétricas, haciendo incidir un haz de ⁴⁸Ca sobre un blanco radiactivo de ²⁴⁹Bk.^[1]

Además del haz extremadamente intenso de iones de ⁴⁸Ca, acelerado en el ciclotrón U400 del FLNR, el elemento imprescindible para el éxito del experimento fue el blanco de ²⁴⁹Bk, que se creó por irradiación durante más de 8 meses de Cm y Am en el reactor de alto flujo del Laboratorio Nacional de Oak Ridge (ORNL) en Tennessee (EE. UU.). Tras la separación química, llevada a cabo también en el ORNL, se consiguieron 22,2 mg de ²⁴⁹Bk con una cantidad mínima de impurezas. La reacción nuclear de fusión caliente produce un núcleo compuesto con Z=117 y N=180, el ²⁹⁷Ts (Figura 1), que evapora 4 o 3 neutrones para dar ²⁹³Ts y ²⁹⁴Ts, respectivamente.

Los dos isótopos de elemento son inestables por desintegración alfa, como lo son también sus núcleos hijo. La forma de detectar la existencia del Ts consiste en la medida de cadenas de desintegración alfa de distintas longitudes que lo conectan con isótopos de otros elementos ya conocidos y más ligeros, como el Rg, Mt y Bh, como ilustra la Figura 1. Todas las cadenas radiactivas concluyen con la escisión de uno de los isótopos por fisión espontánea. Cribar los sucesos raros debidos a la desintegración de núcleos de Ts del intenso haz primario y de otros productos de la reacción supone un verdadero reto experimental.^[1]

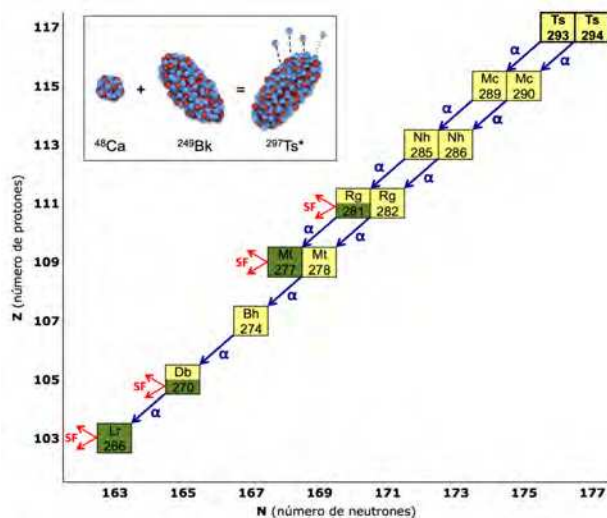
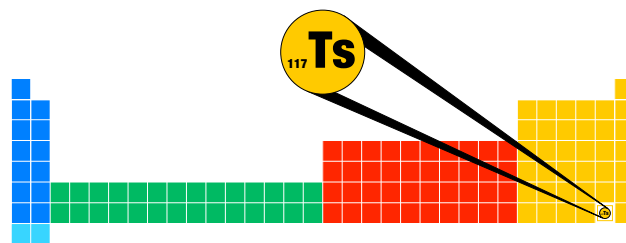


Figura 1. Ilustración de las cadenas de desintegración alfa de los dos isótopos de Ts que terminan en fisión espontánea (SF), junto a la reacción nuclear de fusión caliente empleada para la síntesis^[1]



En el experimento, que duró más de dos meses, se observaron 6 cadenas de desintegración:^[1] cinco correspondientes al ²⁹³Ts y una al ²⁹⁴Ts. Además del descubrimiento de los dos isótopos de Ts, las desintegraciones alfa sucesivas generaban nuevos isótopos de moscovio, ^{289,290}Mc, y nihonio, ^{285,286}Nh, nunca antes observados. En un segundo experimento realizado por el mismo grupo de investigadores,^[2] se descubrieron cinco nuevas cadenas de desintegración del ²⁹³Ts y dos del ²⁹⁴Ts. Una posterior investigación independiente en el laboratorio GSI en Darmstadt, Alemania, verificó el descubrimiento al identificar dos cadenas de desintegración del ²⁹⁴Ts.^[3]

La existencia de los dos isótopos de Ts, sus períodos de semidesintegración,^[2,3] denotan un aumento de la estabilidad nuclear con número creciente de neutrones, lo que concuerda con la existencia de una isla de inversión en esta zona de núcleos, predicha por varios modelos teóricos. El reto reside en hallar las fronteras de esta isla, y en descubrir si el Ts u otros elementos superpesados pueden existir en la naturaleza.

Los estudios químicos (posibles de momento hasta el flerovio) no son viables con isótopos de vidas medias tan cortas. Para el Ts sólo cabe hoy en día el estudio computacional de la estructura atómica (y nuclear), en la que los efectos relativistas juegan un papel fundamental.

Cuando se pidió al equipo del FLNR que sugiriera un nombre para el elemento 117 la propuesta fue *tennessine* para honrar el territorio en el que se había llevado a cabo con éxito la compleja fabricación y separación química del blanco radiactivo de ²⁴⁹Bk, añadiendo el sufijo que identifica al elemento como un halógeno. Tras los pertinentes informes^[4] y la sumisión pública a alegaciones, la IUPAC aprobó la voz inglesa *tennessine* y el símbolo Ts. En castellano, se ha traducido por teneso, por acuerdo de la RAC, la RAE, la RSEQ y la Fundéu.^[5]

BIBLIOGRAFÍA

- [1] Yu. Ts. Oganessian *et al.*, Synthesis of a new element with atomic number Z = 117, *Phys. Rev. Lett.*, **2010**, *104*, 142502–4.
- [2] Yu. Ts. Oganessian *et al.*, Production and decay of the heaviest nuclei ^{293,294}117 and ²⁹⁴118, *Phys. Rev. Lett.*, **2012**, *109*, 162501–5.
- [3] J. Khuyagbaatar *et al.*, ⁴⁸Ca + ²⁴⁹Bk Fusion Reaction Leading to Element Z=117, *Phys. Rev. Lett.*, **2014**, *112*, 172501–5.
- [4] P. J. Karol *et al.*, Discovery of the elements with atomic numbers Z = 113, 115 and 117 (IUPAC technical report), *Pure Appl. Chem.*, 2016, *88*, 139–153.
- [5] M. Á. Ciriano, J. Elguero, J. García-Martínez, P. Goya, P. Román Polo, Nombres y símbolos en español de los elementos aceptados por la IUPAC el 28 de noviembre de 2016 acordados por la RAC, la RAE, la RSEQ y la Fundéu, *An. Quím.*, **2017**, *113*(1), 65–67.

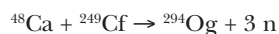
LUIS MARIO FRAILE
 Universidad Complutense de Madrid
 FNUC, Red Temática de Física Nuclear
 lmfraile@ucm.es

Z = 118, oganesón, Og

El último gas noble

CE: [Rn] 5f¹⁴6d¹⁰7s²7p⁶ (predicción); PAE: (294, del isótopo más estable); PF: 47 °C; PE (predicho): 80 °C; densidad (estimada en estado líquido): 5 g/cm³; χ (Pauling): -; EO (estimados): -1, 0, +1, +2, +4, +6; isótopos: ²⁹⁴Og, ²⁹⁵Og; año de descubrimiento: 2006 por una colaboración del *Joint Institute for Nuclear Research* de Dubná (Rusia) y del *Lawrence Livermore National Laboratory* (EE. UU.).^[1]

El oganesón debe su nombre al físico nuclear ruso Yuri Ts. Oganessian (Figura 1) y es el último elemento confirmado de los 172 que se estima pueden existir.^[2,3] El primer átomo fue obtenido en 2002, y otros cuatro^[1] en 2006, mediante una reacción de *fusión caliente*^[4] (formación de núcleo compuesto con alta energía de excitación) entre el ⁴⁸Ca y blancos de actínidos ricos en neutrones (Figura 2):



con una sección eficaz (probabilidad) muy baja, del orden de 0,5 pb (donde b es la unidad de superficie barn, equivalente a 10⁻²⁸ m²). El ²⁹⁴Og decae al ²⁹⁰Lv por desintegración α con una semivida (T_{1/2}) de 0,89 ms. Con muestras tan reducidas y vida media tan pequeña, se está muy lejos del estudio químico del elemento, el cual requeriría de al menos una semivida del isótopo de 1 s y una producción de varios átomos al día. Por lo tanto, casi todo lo que conocemos sobre el oganesón se debe a estudios teóricos. La fiabilidad de estos estudios se establece, entre otras formas, probando los modelos en elementos químicos con más datos experimentales, por ejemplo, con Xe y Rn.

El oganesón encierra algunas sorpresas. Aun estando en el grupo 18 (gases nobles) de la tabla periódica, probablemente sea un sólido^[2] a 20 °C, aunque inicialmente se creyó que sería un gas a temperatura ambiente. Los efectos relativistas en el Og son tan fuertes que afectan a los electrones de valencia, difuminando la estructura de capas⁵ del átomo hasta formar una estructura más cercana al modelo de gas electrónico de Thomas-Fermi. Uno de los efectos relativistas, el acoplamiento espín-órbita, limita sus estados de oxidación^[2] a +4, mientras que se han observado compuestos como el XeF₆, y provoca que la estructura del OgF₄ sería tetraédrica en vez de plana como la del XeF₄. Otro de los efectos relativistas contrae y estabiliza el nivel 8s, y lo contrario con el 7p, dando lugar a una afinidad electrónica positiva de 0,064 eV. El resto de gases nobles tienen una fuerte afinidad electrónica negativa. El cálculo de la polarizabilidad estática del Og da α = 57,98 ua, mucho mayor que la del Rn (α = 33,18 ua) o del Xe (α = 27,82 ua). Esta polarizabilidad tan alta daría lugar a un incremento^[5] en las fuerzas de van der Waals respecto del resto de gases nobles, y en consecuencia unas propiedades físicas y químicas muy distintas al resto del grupo 18.

Y no solo es peculiar la estructura electrónica del Og, su núcleo guarda sorpresas también. La densidad de protones en el núcleo tiene un mínimo en el centro, una estructura denominada de semiburbuja. La estructura de capas del núcleo se diluye también para los protones, donde los niveles están más uniformemente distribuidos, pero las capas

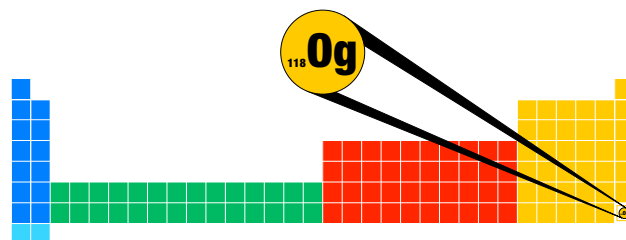


Figura 1. Yuri Ts. Oganessian (1933), director científico del Laboratorio Flerov de Reacciones Nucleares, del JINR en Dubná (Rusia), codescubridor de los últimos 6 elementos superpesados (Z ≥ 113)

se siguen observando en la distribución de los neutrones. Por lo tanto, los números mágicos de N y Z asociadas a los núcleos más estables parecen desaparecer para estos elementos superpesados, siendo probablemente el ²⁰⁸Pb el último núcleo doblemente mágico^[3] (N y Z par).



Figura 2. Ciclotrón U400 del JINR donde se aceleraron iones de ⁴⁸Ca, isótopo poco abundante del Ca, con energías de 251 MeV. El blanco estaba formado por óxidos de ²⁴⁹Cf depositados en láminas de Ti de 1,5 μm de espesor^[4]

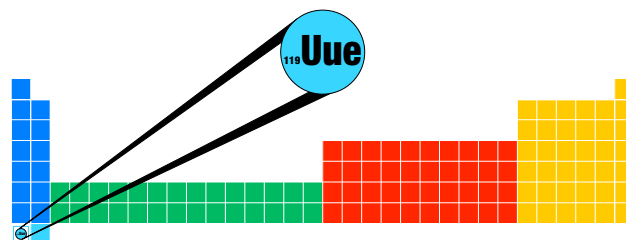
BIBLIOGRAFÍA

- [1] Y. T. Oganessian *et al.*, Synthesis of the isotopes of elements 118 and 116 in the ²⁴⁹Cf and ²⁴⁵Cm+⁴⁸Ca fusion reactions, *Phys. Rev. C*, **2006**, *74*, 044602–044609.
- [2] Y. T. Oganessian, V. K. Utyonkov, Superheavy nuclei from ⁴⁸Ca-induced reactions, *Nuclear Physics A*, **2015**, *944*, 62–98.
- [3] S. A. Giuliani *et al.*, Colloquium: Superheavy elements: Oganesson and beyond, *Rev. Mod. Phys.*, **2019**, *91*, 011001–01100125.
- [4] P. Jerabek, B. Schuettrumpf, P. Schwerdtfeger, W. Nazarewicz, Electron and nucleon localization functions of Oganesson: Approaching the Thomas-Fermi limit, *Phys. Rev. Lett.*, **2018**, *120*, 053001–053005.
- [5] W. Nazarewicz, The limits of nuclear mass and charge, *Nature Physics*, **2018**, *14*, 537–541.

PEDRO VELARDE MAYOL
Instituto de Fusión Nuclear
Departamento de Ingeniería Energética
Universidad Politécnica de Madrid
pedro.velarde@upm.es

Z = 119, *ununennium*, Uue

El primer transoganesónido, aún por descubrir



CE: [Og] 8s¹ (esperada); propiedades (predicciones teóricas):^[1-3]
PF: 0 a 30 °C; PE: 630 °C; densidad: 3 g/cm³; χ (Pauling): -;
EO: +1, +3; isótopos más estables: -; año de aislamiento: aún no aislado.

Como se ha descrito en muchos de los otros artículos publicados en este mismo número de *Anales de Química*, el nombre de algunos elementos es conocido desde la antigüedad, como el oro o el hierro y otros, conocidos a partir del siglo XVIII, fueron recibiendo nombres de propiedades, localidades o países, científicos, etc. También se ha descrito, en algún caso, cómo han convivido denominaciones diferentes. Para evitar confusiones, la IUPAC decidió en 1947 que cuando la existencia de un elemento fuera probada, los descubridores tenían el derecho de sugerir un nombre, que se sometería a la recomendación de la Comisión de Nomenclatura de Química Inorgánica antes de la decisión final por la propia IUPAC. Actualmente, la reclamación del descubrimiento de un nuevo elemento se realiza conjuntamente por una comisión formada por la IUPAC y la IUPAP (*International Union of Pure and Applied Physics*), que determina la prioridad. Luego, se invita a los descubridores a sugerir un nombre. La denominación aprobada por la IUPAC para cualquier elemento debe referirse a un concepto mitológico, un mineral, una localidad o región geográfica, una propiedad del elemento o un nombre de científica o científico, y no conlleva implicación de prioridad del descubrimiento.^[3]

Para nuevos elementos, hasta que reciben su nombre permanente, la IUPAC propone que se nombren en la literatura científica como “elemento X”, donde X es el número atómico correspondiente, o con las raíces latinas de los tres dígitos que forman el número atómico: nil (0), un (1), bi (2), tri (3), quad (4), pent (5), hex (6), sept (7), oct (8) y enn (9). Las raíces se juntan en el orden de los dígitos que componen el número atómico y se termina en “ium” (en inglés). Para deletrear el nombre la “n” final de “enn” se elimina cuando ocurre antes de “nil” y la “i” final de “bi” y de “tri” cuando aparecen antes de “ium”. Por ejemplo, el elemento 113, hoy nihonio (Nh), hasta 2016 se conocía como *Ununtrium* en inglés y ununtrio en español, con símbolo Uut. En reuniones mantenidas en 2017 entre la Real Sociedad Española de Química, la Real Academia Española, la Real Academia de Ciencias Exactas, Físicas y Naturales y la Fundéu BBVA (Fundación del Español Urgente), se determinó que los elementos 119 y 120 se denominen en español como en inglés, pero en cursiva, *ununennium* y *unbinilium*, al no llegar a un acuerdo sobre su traducción. En concreto, desde la RAE se indicó que delante de “b” y “p” tendría que ir “m” en vez de “n”, lo que atañe a los nombres del UUp (antes de denominarse moscovio, Mc) y Ubn. Igual que se habla de transuránidos, se podría referir a los elementos de número atómico mayor de 118 como transoganesónidos, por lo que el Uue sería el primero de ellos. Rememorando a Mendeléiev, nos podríamos referir también al elemento como eka-francio.

El Uue es un elemento superpesado; presumiblemente, se obtendrá por fusión nuclear, como los últimos ele-

mentos descritos en los artículos anteriores de este número de la revista. La discusión en detalle excede los objetivos de este texto, pero existen equipos que lo han intentado en los últimos años. Desde el instituto RIKEN de Japón, se estima que podrá sintetizarse alrededor del año 2022.^[5] Aunque su naturaleza como elemento superpesado cabe esperar que le confieran una serie de propiedades específicas (incluyendo efectos relativistas con velocidad de electrones próximas a las de la luz) y carácter inestable para sus isótopos, la escasa bibliografía al respecto alude a predicciones de propiedades como punto de fusión entre 0 y 30 °C (podría ser líquido a temperatura ambiente), configuración electrónica del tipo [Og] 8s¹, con tendencia a formar compuestos con número de oxidación +1 (y posiblemente también el +3), como típico metal alcalino.

Dada la preeminencia de nombres de origen europeo y estadounidense en los elementos, debido a la historia y a la metodología de la nomenclatura química, es evidente que existe un déficit de nombres asiáticos (a excepción del recientemente nombrado nihonio, Nh), de Oceanía (únicamente el rutherfordio, Rf, alude al científico neozelandés Rutherford) y, notablemente, de África. Como leve compensación, y habida cuenta de que los centros de investigación atómica más potentes en la actualidad se concentran en ciertos países que darían nombre a los nuevos elementos, se sugiere desde estas líneas que se estudie la posibilidad, en su día, de honrar al continente africano con el nombre de un elemento, quizá el africanio (*Africanium* en inglés y con posible símbolo Af). Se haría también así un homenaje a los principios de la química práctica en el Antiguo Egipto y en el desarrollo de la alquimia en el África septentrional durante la Edad Media.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] D. C. Hoffman, D. M. Lee, V. Pershina, Transactinides and future elements, en L. R. Morss, N. M. Edelstein, J. Fuger (Ed.), *The chemistry of the actinide and transactinide elements*, 3.^a ed., Springer, Dordrecht, Holanda, 2010, pp. 1652–1752.
- [2] B. Fricke, J. T. Waber, Theoretical predictions of the chemistry of superheavy elements, *Actinides Reviews*, **1971**, *1*, 433–485.
- [3] W. H. Koppenol, Naming of new elements (IUPAC recommendations 2002), *Pure and Applied Chemistry*, **2009**, *74*(5), 787–791.
- [4] V. Zagrabae, A. Karpov, W. Greiner, Future of superheavy element research: Which nuclei could be synthesized within the next few years?, *J. Phys.: Conference Series*, **2013**, *420*, 012001. bit.ly/2VuW9vS, visitada el 04/03/2019.
- [5] K. Chapman, Hunt for element 119 set to begin, *Chemistry World*, 12 de septiembre de 2017. bit.ly/2AJR8VN, visitada el 04/03/2019.

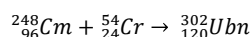
GABRIEL PINTO CAÑÓN
E.T.S. de Ingenieros Industriales
Universidad Politécnica de Madrid
Grupo Especializado de Didáctica e Historia, común a las
Reales Sociedades Españolas de Física y de Química
gabriel.pinto@upm.es

Z = 120, *unbinilium*, Ubn

¿El último elemento en poder ser creado e identificado?

CE: [Og] 8s² (esperada); propiedades (predicciones teóricas):^[1-3]
PF: 680 °C; densidad: 7 g/cm³; χ (Pauling): 0,91; EO: +2, +4;
año de aislamiento: aún no aislado.

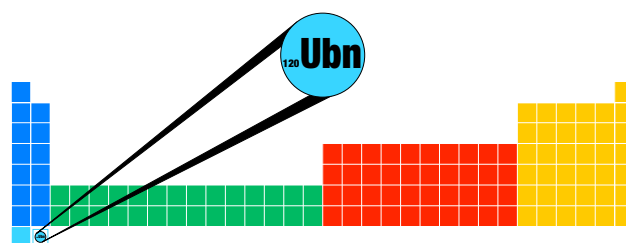
La obtención de Ubn no ha sido todavía confirmada, por lo que las propiedades propuestas son estimaciones teóricas (pero basadas en cálculos refinados recientes). En cuanto a su química, se espera que se complete el nivel 8s, por lo que se especula que el Ubn (o eka-radio) se comporte como un alcalinotérreo. Esto es, que reaccione fácilmente con O₂ para formar UbnO y con agua para formar Ubn(OH)₂ y H₂. Debido a la elevada carga nuclear y a la importancia que tienen los efectos relativistas en estos elementos pesados, cabe esperar que el Ubn sea de menor tamaño y menos reactivo que el radio, y que su energía de ionización y, en general, su reactividad, sea más similar a la del estroncio.^[4] El estado de oxidación más importante debería ser +2, pero teniendo en cuenta que los cálculos indican que la energía de ionización de algunos electrones 7p no será demasiado elevada, cabe esperar que también el estado +4 sea importante.^[1] Su obtención ha suscitado gran interés. En la última década se han realizado diversos intentos, sin éxito, empleando como blancos núcleos de ²⁴⁴Pu, ²³⁸U y ²⁴⁹Cf, y núcleos de ⁵⁸Fe, ⁶⁴Ni y ⁵⁰Ti como proyectiles. No obstante, en 2011, intentando la reacción:



se observaron algunas señales coherentes con la presencia de ²⁹⁹Ubn y de los resultados de su rápida desintegración α.^[2] Este resultado no puede considerarse concluyente, pero sí supone un impulso para que continúen los intentos de síntesis por parte de diversos grupos en Rusia, Alemania, Francia y Japón. Además de la competencia por ser los primeros en sintetizar el elemento, la obtención de Ubn interesa porque puede aportar información fundamental, tanto teórica como experimental, para abordar la obtención de elementos con Z > 120.

Desde el punto de vista experimental, algunos cálculos indican que la síntesis e identificación de Ubn puede estar en el límite, o más allá, de lo permitido por las tecnologías actuales, por lo que será necesario desarrollar mejores métodos experimentales para obtenerlo. Además, hay que tener en cuenta que se exige una vida mínima de 10⁻¹⁴ s para considerar que el núcleo tiene tiempo para interactuar con los electrones y formar un átomo. Algún estudio ha llegado a aventurar que el *unbinilium* podría ser el último elemento en poder ser sintetizado, en la práctica.

Desde el punto de vista teórico, hay que recordar que la elevada repulsión electrostática en el núcleo de Ubn ya no puede ser compensada eficazmente por la interacción nuclear, aunque el número de neutrones sea elevado, lo que permite predecir que todos sus isótopos serán inestables, porque sufrirán fisión y desintegración con vidas medias muy cortas. No obstante, cálculos basados en el modelo nuclear de capas han indicado que alguno de los isótopos de Ubn podría encontrarse en una “isla de estabilidad”, esto es, podría tener una estabilidad suficiente para formarse y ser analizado, con una vida media superior a un microsegundo.



El modelo nuclear de capas, propuesto en los años 30, fue desarrollado a finales de los 40 por Jensen, Goeppert-Mayer y Wigner, por lo que recibieron el Nobel en 1963. Maria Goeppert-Mayer fue la segunda mujer en obtener el Nobel de Física, tras Marie Curie. Curiosamente, cuando desarrolló su aportación merecedora del Nobel trabajaba en la Universidad de Chicago a media jornada, pero sin sueldo. Afortunadamente, también trabajaba a tiempo parcial en el *Argonne National Laboratory*, con sueldo.

En este modelo los nucleones se disponen en el núcleo en capas, en cada una de las cuales cabe sólo un número fijo de protones o de neutrones. Según el modelo, cuando se completan las capas se alcanza una especial estabilidad del núcleo, lo que permite explicar los “números mágicos”, esto es, valores concretos de Z o del número de neutrones, como 2, 8, 20 y otros, que dan lugar a isótopos especialmente estables y abundantes (en comparación con sus vecinos). Hay también núcleos doblemente mágicos, en protones y neutrones, como el ¹⁶O, más estables.

Este modelo permite predecir las islas de estabilidad, esto es, isótopos no sintetizados pero que podrían ser más estables que sus vecinos por contener un “número mágico” de protones o neutrones. Se cree que hay una isla alrededor de Z = 114, durante un tiempo se pensó que habría una isla en Z = 120, y se cree que puede haber otras en Z = 126 y más adelante, por lo que la teoría predice que se podrán obtener átomos con Z > 120. Desde un punto de vista químico sería muy interesante disponer de esos elementos. Aparecerían los superactínidos, hasta 32 elementos en los que se ocuparían los orbitales 5g y 6f. Además, cabe esperar que, para esos valores de Z las diferencias de energía entre los orbitales 7d, 6f y 5g, e incluso los 8p y los 9s, sean mínimas, lo que complica mucho la predicción de las configuraciones electrónicas. La predicción de las propiedades sería muy complicada, tanto que la clasificación en bloques (p, d, f, g) no tendría mucho sentido. A cambio, si pudiera estudiarse, seguro que aparecería una química muy compleja y muy rica. Por ello, esperemos que el Ubn pueda obtenerse y que no sea el último elemento sintetizado.

BIBLIOGRAFÍA

- [1] D. C. Hoffman, D. M. Lee, V. Pershina, *Transactinides and future elements*, en L. R. Morss, N. M. Edelstein, J. Fuger (Eds.), *The chemistry of the actinide and transactinide elements*, 4.ª ed., Springer, Dordrecht, Holanda, 2010, pp. 1652–1752.
- [2] Autor anónimo (Wikipedia), *Unbinilium* (y referencias que contiene), <https://en.wikipedia.org/wiki/Unbinilium>, visitada el 02/03/2019.
- [3] G. T. Seaborg, Prospects for further considerable extension of the periodic table, *J. Chem. Educ.*, **1969**, *46*, 626–634.
- [4] V. Pershina, A. Borschevsky, J. Anton, Theoretical predictions of properties of group-2 elements including element 120 and their adsorption on noble metal surfaces, *J. Chem. Phys.*, **2012**, *136*, 134317.

JOAQUÍN MARTÍNEZ URREAGA
E.T.S. de Ingenieros Industriales. Universidad Politécnica de Madrid
joaquin.martinez@upm.es



MERCK

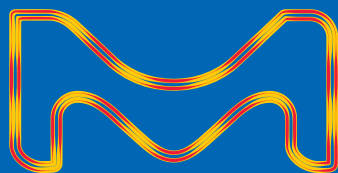


THE FUTURE OF RETRO

Meet Synthia™. Retrosynthesis Software
That Augments Your Expertise.

Quickly analyze billions of known and novel pathways against your search criteria. With highly nuanced algorithms and an expertly coded reaction database, Synthia goes beyond specific interactions to factor in potential conflict and selectivity issues, as well as stereo- and regiochemical methods. Or, guide your search by drawing from millions of chemical substances and reactions documented in the chemical literature. Now, you can quickly go from imagining what's possible to testing what's probable.

Design With Synthia™
SigmaAldrich.com/Synthia



The life science business of Merck operates as MilliporeSigma in the U.S. and Canada.

Copyright © 2018 Merck KGaA, Darmstadt, Germany and/or its affiliates. All Rights Reserved. Merck, the vibrant M, Synthia, and Sigma-Aldrich are trademarks of Merck KGaA, Darmstadt, Germany or its affiliates. All other trademarks are the property of their respective owners.

Sigma-Aldrich®
Lab Materials & Supplies