

LA TABLA PERIÓDICA: ABECEDARIO DE LA QUÍMICA

14.01	15.99	18.99	20.18
O 8 Oxígeno [He]2s ² 2p ⁴	F 9 Fluor [He]2s ² 2p ⁵	Ne 10 Neón [He]2s ² 2p ⁶	
15.00	30.97	35.45	39.95
P 15 Fósforo [Ne]3s ² 3p ³	S 16 Azufre [Ne]3s ² 3p ⁴	Cl 17 Cloro [Ne]3s ² 3p ⁵	Ar 18 Argón [Ne]3s ² 3p ⁶
74.92	40.08	63.55	83.80
As 33 Arsénico [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ³	Ca 20 Calcio [Ar]4s ²	Kr 36 Kriptón [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶	
121.75	127.60	151.86	131.29
Sb 51 Antimonio [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ³	Te 52 Teluro [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴	Fe 26 Hierro [Ar]3d ⁶ 4s ²	Xe 54 Xenón [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶
208.98	208.98	208.98	196.97
Bi 83 Bismuto [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³	Po 84 Polonio [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴	At 85 Astatino [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵	H 1 Hidrógeno 1s ¹
			79.90
			Br 35 Bromo [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵
			196.97
			Au 79 Oro [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹

Videos digitales
para enseñar
conceptos
fundamentales
de la Química



Universidad Nacional Autónoma de México
Facultad de Química
Centro Nacional de Educación Química
Secretaría General
Dirección General de Asuntos del Personal Académico

Derechos reservados. Prohibida la reproducción sin el consentimiento escrito de la Universidad Nacional Autónoma de México.

PAPIME

Programa de Apoyo a Proyectos Institucionales
para el Mejoramiento de la Enseñanza



LA TABLA PERIÓDICA: ABECEDARIO DE LA QUÍMICA

14.01 7 O Oxígeno [He]2s ² 2p ⁴	15.99 8 Oxígeno [He]2s ² 2p ⁴	16.99 9 Flúor [He]2s ² 2p ⁵	20.18 10 Neón [He]2s ² 2p ⁶
30.97 15 Fósforo [Ne]3s ² 3p ³	35.45 16 Azufre [Ne]3s ² 3p ⁴	39.95 18 Argón [Ne]3s ² 3p ⁶	
74.92 33 Arsénico [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ³	78.97 34 Selenio [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴	83.80 36 Kriptón [Kr]4s ² 4p ⁶	
121.75 51 Antimonio [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ³	127.60 52 Teluro [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴	132.91 54 Xenón [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶	
208.98 83 Bismuto [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³	209 84 Polonio [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴	210 85 Astato [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵	222 86 Radón [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶

Coordinadora: Adela Castillejos Salazar¹

Autores: Sigrido Escalante Tovar²

Angelina Flores Parra³

Ma. de los Ángeles Paz Sandoval³

Ma. de Jesús Rosales Hoz³

¹Directora del Centro Nacional de Educación Química, Facultad de Química, UNAM

²Facultad de Química, UNAM

³Departamento de Química, CINVESTAV

ABECEDARIO DE LA QUÍMICA



Universidad Nacional Autónoma de México
Facultad de Química
Centro Nacional de Educación Química
2005

ISBN No. 03-2007-031312004900-01

Presentación

La Facultad de Química (FQ) de la Universidad Nacional Autónoma de México (UNAM) siempre se ha caracterizado por la calidad académica que brinda a sus estudiantes. Para lograrlo cuenta con magníficos profesores, con personal administrativo de gran calidad, con laboratorios equipados y con múltiples recursos que permiten que sus alumnos conozcan y utilicen las nuevas tecnologías de la comunicación que actualmente se desarrollan en el mundo.

Desde la década de los ochenta produce material audiovisual que apoya a sus profesores permitiéndoles utilizar un recurso didáctico que favorece el aprendizaje de los alumnos.

El folleto que aquí se presenta acompaña el video digital titulado "La Tabla Periódica: Abecedario de la Química", es el primero de la serie "Videos digitales para enseñar conceptos fundamentales de la Química", subproyecto con clave EN22053 que fue aprobado dentro del Programa de Apoyo a Proyectos Institucionales para el Mejoramiento de la Enseñanza (PAPIME) en el año 2003 en la UNAM.

Los objetivos que se pretenden alcanzar con este material son los siguientes:

1. Apoyar el esfuerzo que realiza la Facultad para mejorar el aprendizaje de sus alumnos, con énfasis en quienes cursan los primeros semestres en las 5 carreras que se ofrecen en esta dependencia de la UNAM.
2. Mejorar y modernizar el material didáctico con que actualmente se cuenta en asignaturas que se imparten en el tronco común de estas carreras.
3. Apoyar a los profesores que imparten clases en estos primeros semestres, proporcionándoles recursos didácticos de calidad.

Para lograrlo, se detectaron los 10 temas que presentan más problemas a los alumnos para su aprendizaje y a los profesores para su enseñanza. El tema de la tabla periódica es uno de ellos y es el primero de la serie.

Para elaborar material de gran calidad, se ha buscado el apoyo de decenas de profesores que sabemos que dominan los temas. En el caso particular de este folleto, se contó con el invaluable apoyo de un grupo de prestigiados académicos: Sigfrido Escalante Tovar de la Facultad de Química de la UNAM, Rosalinda Contreras Theurel, Angelina Flores Parra, Ma. de los Ángeles Paz Sandoval y Ma. de Jesús Rosales Hoz del Departamento de Química del Centro de Investigación y de Estudios Avanzados del IPN (CINVESTAV), quienes son los autores de este material.

Sin duda, lo que los alumnos y los profesores encuentren en las páginas de este valioso folleto les permitirá enriquecer su conocimiento de un tema fundamental en el estudio de la Química: la Tabla Periódica.

Adela Castillejos Salazar
Responsable del proyecto

Noviembre de 2005

Índice

Introducción	9
El origen de los elementos	11
Referencias	
Historia inicial de la tabla periódica	19
Referencias	
La tabla periódica actual y las propiedades periódicas	25
Los elementos y sus semejanzas	
Las tendencias en la tabla periódica	
Propiedades químicas macroscópicas	
Propiedades químicas microscópicas	
Tamaño atómico	
Energía de ionización	
Las propiedades periódicas y la estructura electrónica	
Referencias	
Radiactividad	41
Las tierras raras y la radiactividad en los elementos	
Referencias	
Nuevos elementos de la tabla periódica	45
Los elementos más recientes, los inexistentes y los inventados	
Referencias	
Bibliografía adicional	51

Introducción

Sin duda todo estudiante que cursó la secundaria conoce la tabla periódica. Con más de un siglo de existencia, la tabla periódica ha tenido un enorme desarrollo, lo que la ha consolidado como un emblema y es un ejemplo elegante de la capacidad de síntesis del pensamiento científico. Para la mayoría de los estudiantes de una licenciatura en química o áreas afines, la tabla periódica es una herramienta invaluable ya que constituye una fuente de información sobre un sinnúmero de propiedades de los elementos y compuestos que con ellos se forman.

Más allá de los colores y de los datos impresos en cualquiera de sus representaciones, así como de su utilidad inmediata, se tiene en ella la enorme proeza de la sistematización y evolución permanente de la Química, así como la aplicación de los fundamentos químicos que explican la presentación actual de la tabla periódica.

Por todo lo anterior, y debido a la permanente evolución del conocimiento, nunca será excesivo el énfasis que se haga en la tabla periódica, ya sea en su historia, en su desarrollo, en sus fundamentos, en su utilidad y, claro está, en su futuro. La tabla periódica no es ajena a la evolución del conocimiento científico y por lo tanto siempre será susceptible de modificaciones en las que, como químicos, podemos contribuir.

Se espera que este folleto y el video que lo acompaña, sean para el estudiante un estímulo para entender lo que la tabla periódica encierra y la gran cantidad de información química que resume; dejando atrás la idea de que es una simple fuente de datos numéricos.

Los autores

30 de marzo de 2004

El origen de los elementos

Si el tema de discusión es la tabla periódica, tendremos que hablar de los elementos. La primera pregunta que surge es ¿cuál es el origen de los elementos? La respuesta a esta pregunta nos remonta al origen del universo.

La teoría más popular para explicar el origen y la evolución del universo a su forma presente, es la teoría de la gran explosión, el "big-bang caliente". De acuerdo con esta teoría, un núcleo de gran densidad y con una temperatura extremadamente alta, explotó y distribuyó materia en forma de neutrones, a través del universo. Estos neutrones se descompusieron en protones, electrones y antineutrinos. De acuerdo a los cálculos realizados, 11 minutos después del "big-bang", la mitad de la materia del universo se había transformado en protones y la temperatura era de $\sim 500 \times 10^6$ K. Después de 2 horas, la mayor parte de la materia en el universo se encontraba como hidrógeno y sólo una pequeña cantidad de helio producido por algunas reacciones nucleares en la bola de fuego inicial. Esto nos ayuda a entender el porqué el hidrógeno y el helio son los elementos más abundantes en el universo. Átomos de estos dos elementos corresponden al 99.9% de todos los átomos y a casi 99% de la masa total del universo. Después de muchos años de observaciones del universo, la teoría de la nucleogénesis (origen de los elementos químicos) ha permitido a los científicos proponer que las estrellas inicialmente formadas por el hidrógeno y el helio, empezaron a contraerse debido a la fuerza gravitacional. Esta contracción liberó energía calorífica (una parte de ésta se pierde como radiación) y este proceso continuo de contracción produjo un aumento sostenido de la temperatura hasta alcanzar nuevamente los $\sim 10^7$ K, por lo que los núcleos de hidrógeno y helio sufrieron reacciones nucleares. Estas reacciones liberan energía adicional para compensar la pérdida sufrida por la radiación hasta establecer un equilibrio temporal.



Reacciones nucleares en el sol.



Temperatura efectiva en la formación de diversos elementos

Los procesos exotérmicos que ocurren en este tipo de reacciones se conocen como: quemado de hidrógeno, quemado de helio, quemado de carbono, los procesos α y procesos de equilibrio.

El quemado de hidrógeno consiste en la conversión de 4 átomos de hidrógeno en un núcleo de helio, además de 2 positrones y dos neutrinos. En este proceso se tiene una pérdida neta de masa que se convierte en energía. Sin embargo, solamente se pierde 0.7% de la masa en la transformación y por lo tanto, la masa de la estrella permanece casi constante.

Cuando aproximadamente 10% del hidrógeno de una estrella se ha consumido para formar helio, se rompe el equilibrio formado y la estrella empieza a contraerse nuevamente, el helio se concentra en un núcleo central muy denso y la temperatura aumenta alrededor de 2×10^8 K. El hidrógeno forma una nube tenue alrededor del núcleo de helio dando como resultado que la masa evolucione rápidamente para convertirse en una estrella roja gigante. A la temperatura de 2×10^8 K se inicia un proceso de quemado de helio que puede ser resumido en las siguientes reacciones:



Se pueden producir otras reacciones con la participación de ${}^4\text{He}$ en las que se producen otros núcleos más pesados tales como:



Estos procesos conducen al agotamiento del helio previamente formado a partir del hidrógeno y se forma un núcleo de carbono, oxígeno y neón, que eventualmente sufre una contracción gravitacional y de nuevo un calentamiento significativo. A la temperatura de $\sim 5 \times 10^8$ K, el quemado de carbono se vuelve posible dando lugar a reacciones como las siguientes:



Como se puede observar, en estas reacciones se regeneran hidrógeno y helio facilitando que se lleven a cabo numerosas reacciones adicionales que generan muchos núclidos en un gran intervalo de masas.

Estos procesos nos ayudan a comprender ciertas características de la abundancia natural de los elementos tales como la baja abundancia de los elementos más pesados y que puede ser explicada por la dificultad creciente de construir núcleos más pesados en el seno de las estrellas. Otro hecho que se puede entender mejor es la baja abundancia de núcleos ligeros como el litio, el berilio y el boro, debida al salto de helio a carbono en las rutas de nucleosíntesis. De hecho, la existencia de estos átomos ligeros se basa en que se obtienen de reacciones de espalación (rompimiento de pedazos de núcleos más pesados) producida por rayos cósmicos galácticos. Los rayos cósmicos no son más que una amplia variedad de partículas atómicas moviéndose a través de la galaxia a velocidades relativistas.

Otro punto digno de observar es la preferencia aparente de la naturaleza por los elementos de masas atómicas divisibles por cuatro, un efecto debido a la presencia relativamente abundante de núcleos de helio. En estrellas de masa muy grande hay capas de fusión nuclear en donde se forman núcleos progresivamente más pesados. El producto final de la fusión es el hierro, el núcleo más estable. El núcleo de hierro no puede emitir energía ni por fusión ni por fisión, por lo que para que puedan formarse elementos más pesados deben ocurrir procesos en donde la gravedad supere a las repulsiones electrónicas entre los núcleos y así una estrella se convierte en una estrella de neutrones; esta estrella atrae hacia ella toda la materia que la rodea, debido a la intensa gravedad

que posee, dando lugar a un número impresionante de reacciones nucleares que permiten la formación de elementos más pesados que el hierro.

Se puede esperar que la composición del sistema solar se parezca a la del sol, salvo por los elementos que permanecen como gases. La composición de la corteza continental de la tierra refleja esta composición. Se presume que el centro de la tierra está formado fundamentalmente por hierro y níquel (se le conoce como NIFE), elementos pesados que quedaron en el fondo debido a la atracción gravitacional, mientras que el manto está formado fundamentalmente por silicatos y otros. El fundido parcial del manto y la acumulación parcial del residuo en la superficie conduce a la composición de la corteza que también se ve afectada por la tectónica de placas.

Una parte medular en la comprensión de las propiedades de los elementos radica en el concepto de peso atómico. Originalmente, Dalton supuso que todos los átomos del mismo elemento tendrían el mismo peso, pero el descubrimiento de los isótopos cambió este concepto. Hoy la existencia de isótopos evita que se pueda definir un peso atómico para cada elemento y en la actualidad se define al peso atómico como "la relación de la masa promedio por átomo de un elemento a una duodécima parte de la masa de un átomo de ^{12}C ".

La primera tabla de pesos atómicos fue propuesta por Dalton en 1805 e incluía 20 elementos. Dada la gran importancia que estos valores tienen para los químicos, desde entonces ha habido un trabajo amplio y continuo para ampliar y mejorar la precisión de los valores. Para 1903 se conocían los valores para 33 elementos con una exactitud de 1 en 10^3 y se conocía el peso de 2 elementos (plata y yodo) hasta un valor de 1 en 10^4 . Estos valores continuaron mejorándose a lo largo del siglo XX con el desarrollo de nuevas técnicas de medición más precisas, como la espectrometría de masas, la que permite obtener valores de pesos atómicos con mayor precisión.

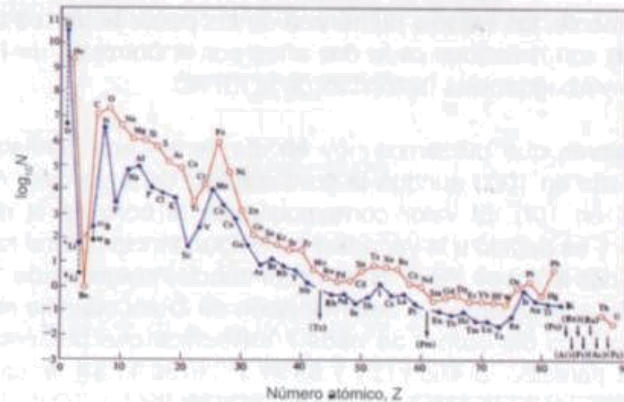
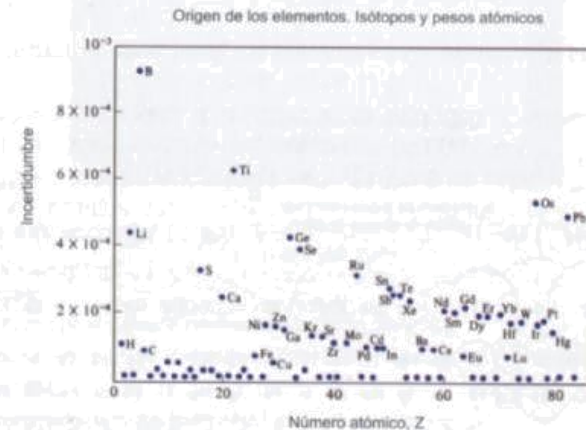


Tabla de abundancias isotópicas

Es importante resaltar que la abundancia relativa de los diferentes isótopos es determinante en la estimación de un peso atómico preciso, por lo que debe tomarse en cuenta además de la masa relativa precisa. Esto se puede comprobar al observar que el valor del peso atómico del praseodimio (que solamente tiene un isótopo estable en la naturaleza) es 100 veces más preciso que el valor del elemento vecino, el cerio con cuatro isótopos: ^{136}Ce , ^{138}Ce , ^{140}Ce y ^{142}Ce en abundancias naturales de 0.185, 0.251, 88.45 y 11.11% respectivamente.



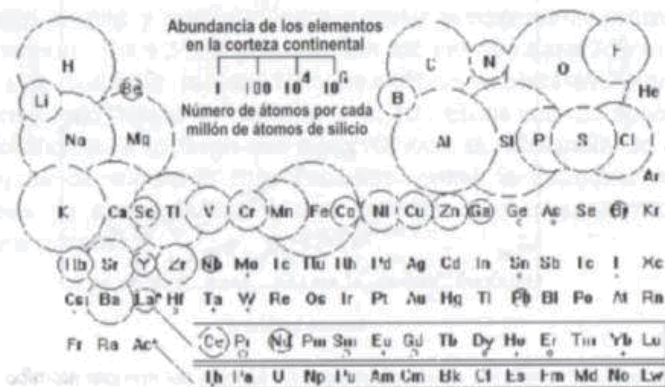
Incetidumbre relativa de los elementos en función del número atómico

Actualmente, los valores numéricos de los pesos atómicos de los elementos son revisados cada dos años por la Comisión de Pesos Atómicos y Abundancias Isotópicas de la IUPAC.

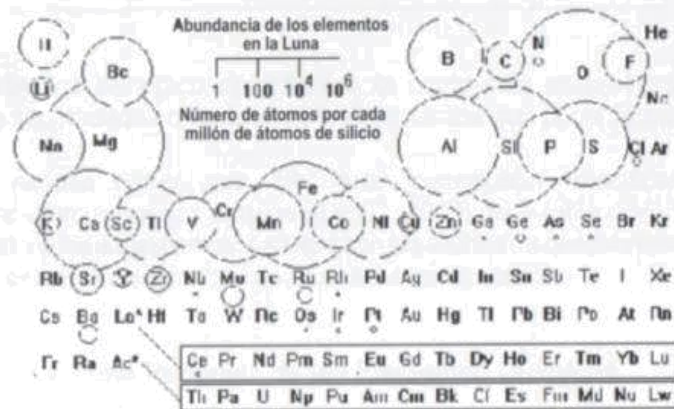
Los valores que utilizamos hoy en día tienen una confiabilidad de una parte en 1000 aunque la gran mayoría tiene un valor mayor (2 partes en 10^4). El valor correspondiente al boro es el menos confiable, y es debido a la variación en la abundancia natural relativa entre los dos isótopos ^{10}B y ^{11}B con abundancias naturales de 19.9 y 80.1% respectivamente. La determinación de la abundancia relativa de los isótopos del boro y de otros 7 elementos que presentan un problema parecido: el litio [^6Li (7.59%) y ^7Li (92.41%)]; el carbono (^{12}C (98.89%) y ^{13}C (1.11%)); el oxígeno [^{16}O (99.757%), ^{17}O (0.038%), ^{18}O (0.205%)]; el azufre [^{32}S (94.93%), ^{33}S (0.76%), ^{34}S (4.29%), ^{36}S (0.02%)]; el argón [^{36}Ar (0.3365%), ^{38}Ar (0.0632%), ^{40}Ar (99.6003%)]; el cobre [^{63}Cu (69.17%), ^{65}Cu (30.83%)] y el plomo [^{204}Pb (1.4%), ^{206}Pb (24.1%), ^{207}Pb (22.1%), ^{208}Pb (52.4%)] ayudan a desentrañar los misterios de la historia geoquímica de diversos cuerpos minerales.

Es interesante comparar la abundancia relativa de algunos elementos en la tierra con la que se tiene en la luna, satélite de la tierra. Es posible ver que el boro, que como ya mencionamos, es un elemento poco abundante en el universo, se encuentra en mayor proporción en la luna. Se cree que la luna se formó en una región más caliente del Sistema Solar que la tierra.

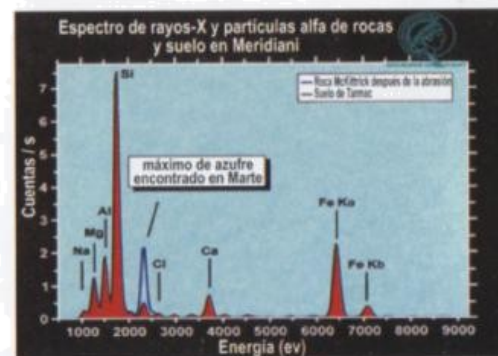
Abundancia relativa de los elementos en la corteza terrestre:



Abundancia relativa de los elementos en la luna:



Recientemente el robot "Opportunity" de la NASA, nos ha mostrado la evidencia de la abundancia, encontrada hasta el momento, de diversos elementos en el suelo marciano.



Detección de elementos en la planicie conocida como Meridiani Planum en Marte, en enero del 2004.

Referencias:

1. <http://photon.phys.clemson.edu/wwwpages/StarLife.html>
2. N. N. Greenwood and A. Earnshaw, "Chemistry of the Elements", Pergamon Press, 1984.
3. <http://www.uwgb.edu/dutchs/PLANETS/Geochem.htm>
4. http://ciencia.msfc.nasa.gov/headlines/y2004/02mar_meridianiwater.htm

Historia inicial de la tabla periódica

El término periódico se refiere a la ocurrencia sistemática de ciertas propiedades químicas de los elementos que la conforman.

Es curioso saber que fue "más complicado" modificar la nomenclatura numérica arábiga (IUPAC, 1985) de la tabla periódica, que ordenar sus elementos. La tabla con las fechas de descubrimiento de los diferentes elementos se muestra a continuación:

La Tabla Periódica de los Elementos Químicos

Descubrimiento:		antes de 1800	1800-1849	1850-1899	1900-1949	1950-2004											
1						18											
H	2					He											
3	4				13	14	15	16	17	18							
Li	Be				B	C	N	O	F	Ne							
11	12				13	14	15	16	17	18							
Na	Mg				Al	Si	P	S	Cl	Ar							
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
85.408	87.62	88.906	91.224	92.906	95.94	(98)	101.07	102.91	106.42	107.87	112.41	114.82	118.71	121.76	127.60	129.90	131.29
55	56	57-71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
132.91	137.33		178.81	180.95	183.84	186.21	190.23	192.22	195.08	196.97	200.59	204.38	207.2	208.98	(209)	(210)	(222)
87	88	89-103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118
Fr	Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo	
(223)	(226)		(261)	(262)	(266)	(264)	(277)	(268)	(271)	(272)	(272)	(272)	(272)	(272)	(272)	(272)	
57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71			
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu			
138.91	140.12	140.91	144.24	(145)	150.36	151.96	157.25	158.93	162.50	164.93	167.26	168.93	173.04	174.97			
89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103			
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr			
(227)	232.04	231.04	238.03	(237)	(244)	(243)	(247)	(247)	(251)	(252)	(257)	(258)	(259)	(262)			

Fue Antoine Lavoisier quien definió por primera vez lo que ahora conocemos como un elemento químico, y describió una tabla con 33 de ellos en su libro "Traité Élémentaire de Chimie", publicado en 1789. A partir de entonces hubo numerosos intentos para clasificar los elementos, y no fue hasta 80 años después que Dmitri Mendeleev (1834-1907) estableció la clasificación correcta de los elementos, aún desconociendo el concepto de átomo. Lo anterior sucedió en San Petesburgo, gracias a que el 17 de febrero de 1869 canceló una visita a una fábrica y se quedó trabajando en casa en el problema de como arreglar los elementos químicos en una forma sistemática. Mendeleev publicó su trabajo en una revista rusa, mismo que enseguida fue traducido al alemán [D. Mendelejeff, *Zeitschrift für Chemie* **12**, 405-406 (1869)] teniendo así mayor difusión a nivel internacional.



Dmitri Mendeleev

Actualmente sabemos que la tabla periódica se basa en el número atómico, dado por las propiedades del núcleo y por los niveles energéticos de los electrones que rodean al núcleo. Mendeleev eligió dos propiedades que en su tiempo reflejaban los principios fundamentales en los que se basa actualmente la tabla periódica. Así, indirectamente estableció correlaciones entre los elementos basándose en el peso atómico y las valencias conocidas de los elementos en 1869. Debido a que el peso atómico o la masa atómica relativa, es aproximadamente proporcional al número atómico y que la valencia, la cual se manifiesta

en función de la composición química, está determinada por el número de electrones externos de un elemento; estableció por vez primera un orden, proponiendo la existencia de una tabla en donde hay posiciones precisas para cada elemento. A diferencia de otros químicos que, dependiendo de los elementos que conocían, determinaban el arreglo de los mismos en una tabla, Mendeleev colocó los 65 elementos con los que contaba, pero lo más importante, dejaba "huecos" o posiciones sin ocupar, pronosticando que debería encontrarse un nuevo elemento que ocuparía ese lugar. Así, predijo las propiedades físicas y químicas que debían tener elementos como el galio y el germanio, a los que llamó eka aluminio y eka silicio, respectivamente. No solo eso, también al observar un "hueco" entre el cerio (140) y el tántalo (182) sugirió que había toda una serie de elementos que debían ser aún desconocidos y efectivamente, más tarde se descubrieron y aislaron los lantánidos. El galio se descubrió en 1875 y al determinar sus propiedades físicas y químicas, éstas coincidieron con las predichas por Mendeleev, por lo que ya no había duda de que había descubierto un patrón fundamental de la naturaleza.

Algunas incongruencias surgieron cuando Mendeleev "acomodaba" los elementos. Encontró que el telurio (128) de acuerdo al peso atómico debía ir después que el yodo (127) y sin embargo por sus propiedades debía estar justo antes. Así, propuso que el peso atómico estaba mal determinado y este problema pudo resolverse hasta descubrir los isótopos. El yodo tiene un solo isótopo de masa 127, mientras que el telurio tiene 8 isótopos estables, con un número de masa entre 120 y 130, siendo el más abundante el telurio 130 ([34%], [¹²⁰Te (0.09%), ¹²²Te (2.55%), ¹²³Te (0.89%), ¹²⁴Te (4.74%), ¹²⁵Te (7.07%), ¹²⁶Te (18.84%), ¹²⁸Te (31.74%) ¹³⁰Te (34.08%)]). Este resultado aclaró el peso atómico promedio observado de 128 para el telurio y se resolvió el problema, seguía una armonía completa.

Veinte años después de haber descubierto el orden de los elementos, Mendeleev es invitado a dar una conferencia en la Sociedad Química Inglesa en honor de Faraday, misma que se publicó en el *Journal of the Chemical Society*, **55**, 634-656 (1889). La conferencia se encuentra en la página descrita en las referencias al final de este capítulo.

Como dato curioso se sabe que en 1906 se propuso el trabajo de Mendeleev para obtener el Premio Nobel en Química, pero tuvo

solamente un voto a favor, ganando en ese año el premio el francés Henri Moissan por el descubrimiento del flúor.

Históricamente se conoce a los elementos del bloque *d*, como los elementos de transición, ya que Mendeleev proponía que estos elementos actuaban como una transición entre el bloque *s* y el bloque *p*. Ahora se sabe que no hay ninguna transición y el nombre se sigue utilizando, solo por razones históricas. A pesar de varios errores y detalles imprecisos encontrados en su tabla periódica, Mendeleev tiene el mérito de haber puesto claridad al alfabeto químico, al descubrir la "piedra de la Rosetta" de la naturaleza. Se anexa la Tabla original de Mendeleev, misma que se publicó en *Annalen* suppl. VIII, 133 (1871) y se compara con la tabla periódica actual.

Grupo	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Período 1	H=1							
2	Li=7	Be=9.4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27.3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35.5	
4	K=39	Ca=40	?=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59 Ni=59
5	Cu=63	Zn=65	?=68	?=72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	?=100	Ru=104, Rh=104 Pd=106
7	Ag=108	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Ce=140				
9								
10			?Er=178	?La=180	La=182	W=184		Os=195, Ir=197 Pt=198
11	Au=199	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208			
12				Th=231		U=240		

Tabla original de Mendeleev, con los elementos que predijo marcados con interrogaciones.

Al comparar las tablas periódicas de Mendeleev y una actual podemos ver el esfuerzo realizado por los químicos, no sólo por el hecho de ordenar los elementos, sino también por establecer los patrones de estabilidad y reactividad de los compuestos formados a partir de los diversos átomos que conforman la tabla periódica.

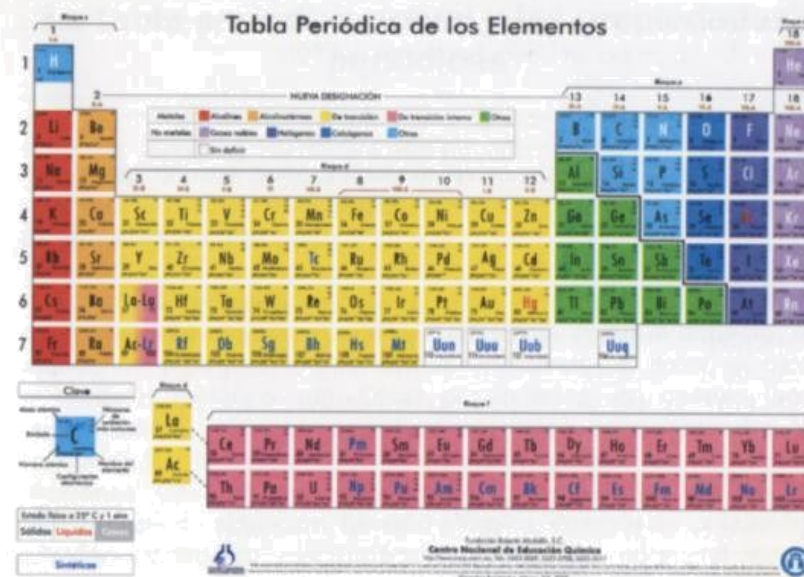


Tabla periódica actual

Esta tabla encierra los fundamentos de la química y por ello es una herramienta de predicción y comprensión racional del comportamiento de la naturaleza. Esto se demostrará a continuación, al analizar las propiedades periódicas que presenta la tabla periódica actual.

Referencias:

1. www.webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta/mendel.html
2. <http://chemlab.pc.maricopa.edu/periodic/foldedtable.html>
3. <http://webserver.lemoyne.edu/faculty/giunta/apers2.html#periodic>
4. <http://www.woodrow.org/teachers/chemistry/institutes/1992/Mendeleev.html>
5. http://www.iupac.org/reports/periodic_table/index.html
6. <http://pubs.acs.org/cen/80th/elements.html>
7. <http://www.chemsoc.org/viselements/>
8. http://www.iupac.org/dhtml_home.htm
9. <http://www.chemsoc.org/viselements/pages/history.html>

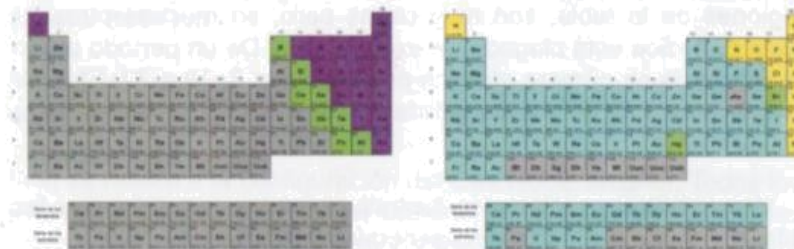
La tabla periódica actual y las propiedades periódicas

Hoy en día, se tiene suficiente evidencia sobre los átomos y su estructura como para poder explicar, muy aceptablemente, la periodicidad química.

Entre las propiedades que poseen los elementos químicos se encuentran algunas que son cualitativas como el aspecto, el estado de agregación, sus formas cristalinas, el color, el olor, el carácter metálico, etc. Otras propiedades, en cambio, son cuantificables. Algunas son fundamentales para entender la reactividad y la estabilidad, es decir, la química básica de un elemento. Citemos solamente algunas: temperatura de fusión, temperatura de ebullición, tamaño atómico, energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad, acidez, potencial redox, conductividad térmica, conductividad eléctrica, susceptibilidad magnética, polarizabilidad, valencia, estado de oxidación, dureza (mecánica y química), toxicidad, etc. ¿las conoces?

Los elementos y sus semejanzas

En la tabla periódica muchas propiedades de los elementos parecen agruparse por zonas. Tal es el caso, por ejemplo, del carácter metálico y el estado de agregación que se describen en las dos figuras siguientes:



Metales, no metales y metaloides

Estado de agregación a 25 °C

Muchas de las propiedades de los elementos presentan semejanzas que han llevado a los químicos a reconocerlos como pertenecientes a familias de elementos con características químicas similares. Por ejemplo, los metales alcalinos reaccionan fácilmente con el agua mientras que los gases nobles son, salvo contadas excepciones, químicamente inertes. Las propiedades en los períodos horizontales van cambiando gradualmente de una región a otra de la tabla periódica como veremos a continuación.



Alcalinos	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
Halógenos	F	Cl	Br	I	At	
Gases Nobles	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn

Alcalinos, halógenos, nobles, etc

Las tendencias en la tabla periódica

Muchas propiedades atómicas presentan variaciones con tendencias muy claras a lo largo y ancho de la tabla. Veamos algunas de éstas.

Propiedades químicas macroscópicas

Las tendencias periódicas de muchas propiedades en algunas regiones de la tabla, son muy claras pero, en muchas otras, la tabla periódica está plagada de excepciones. De un período a otro la diferencia en número atómico puede ser de 8, 18 o 32. El tener presente esto es de enorme utilidad para entender a fondo la tabla periódica.

Veamos algunos ejemplos ilustrativos de las semejanzas y las diferencias, de las tendencias generales y de las anomalías.

Ejemplo 1

Tendencia general:

Los elementos de un grupo presentan propiedades similares. Por ejemplo: todos los metales alcalinos son electropositivos, se oxidan con facilidad y reaccionan exotérmicamente con el agua.

Excepción:

Uno supondría, entonces, que los elementos de cada familia o grupo de la tabla periódica comparten propiedades similares y, si acaso, éstas van cambiando gradual y monótonamente a lo largo del grupo. Sin embargo el litio, por ejemplo, tiene una reactividad más parecida a la del magnesio, que se encuentra en la siguiente familia y en el siguiente período, es decir en dirección diagonal. A diferencia de Na, K, Rb y Cs, que son de su mismo grupo, el litio reacciona directamente con el nitrógeno para formar nitruros, ¡igual que el magnesio el cual pertenece a otro grupo, el grupo 2!:



Estas relaciones diagonales ocurren también entre Be y Al, B y Si, C y P, N y S y entre O y Cl.

Ejemplo 2

Tendencia general:

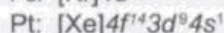
La configuración electrónica de la capa de valencia de los elementos pertenecientes a un mismo grupo es similar. Ejemplo: Todos los metales alcalinos, grupo 1, tienen una configuración electrónica general dada por

$[\text{XX}]ns^1$ (n =número del período de la tabla al que pertenece el elemento).

$[\text{XX}]$ se refiere a la configuración del Gas Noble anterior. Todos los elementos del grupo 14, el del carbono, presentan configuraciones electrónicas cuya forma general es: $[\text{XX}]ns^2np^2$. Algo similar ocurre con muchos otros grupos.

Excepción:

El grupo 10, el del níquel, sin embargo



Aunque los tres elementos pertenecen al grupo 10 ninguno tiene el mismo número de electrones en sus orbitales de valencia nd y ns .

Ejemplo 3

Tendencia general:

Todos los elementos del segundo período, es decir, las cabezas de grupo difieren en propiedades del resto de los elementos del grupo al que pertenecen.

Excepción:

El bióxido de carbono, CO_2 es un monómero gaseoso mientras que el dióxido de silicio SiO_2 es un sólido polimérico de cadenas infinitas.

El carbono puede formar dobles enlaces $\text{C}=\text{C}$ con facilidad y de ahí se deriva toda la química de este elemento manifiesta en los alquenos, los aldehídos, las cetonas y los nitrilos. Sin embargo la capacidad de los demás elementos del grupo para formar dobles y triples enlaces es mucho menor. Y cuando éstos llegan a formarse son mucho más débiles (ver las energías de disociación siguientes):

Enlace	Energía de disociación (kJ mol^{-1})	Orden de enlace calculado
$\text{C}=\text{C}$	602	2
$\text{Si}=\text{Si}$	318	-----
$\text{Ge}=\text{Ge}$	272	1.60
$\text{Sn}=\text{Sn}$	-----	1.46

A diferencia del doble enlace carbono-carbono, los dobles enlaces $\text{Ge}=\text{Ge}$ y $\text{Sn}=\text{Sn}$ no son tan cortos como el de carbono, ya que su orden de enlace es menor, además no forman compuestos planos como en carbono. Una de las razones principales para esta particularidad del carbono radica en que el enlace π es más fuerte en carbono por el tamaño de los orbitales $2p$ respecto de los $3p$, $4p$, $5p$ y $6p$.

Ejemplo 4

Por último, el hidrógeno es un elemento único en la tabla periódica y, aunque se coloca al principio del grupo 1, sus propiedades no son las de un metal alcalino, excepto porque forma un catión monovalente: el H^+ . Pero aún así este ion difícilmente puede compararse con Li^+ o Na^+ pues no es más que un protón que en solución se encuentra hidratado. En cambio, el hidrógeno se asemeja a los halógenos cuando forma el ion hidruro, H^- , el cual es casi tan grande como el gigantesco ion yoduro I^- . Por esta razón, en algunas tablas periódicas al hidrógeno se le coloca separado del resto de los elementos.

Propiedades químicas microscópicas

Algunas de las propiedades periódicas se determinan experimentalmente a partir de los elementos puros en fase gaseosa, otras se miden en compuestos formados por ellos, en estado sólido, líquido, gaseoso o inclusive en solución.

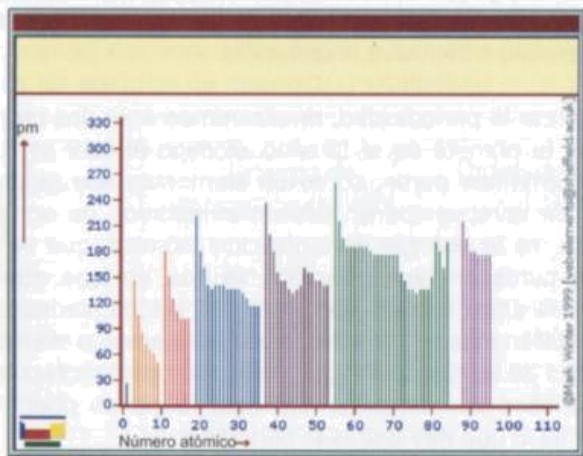
Para ilustrar la periodicidad, analizaremos aquí dos propiedades solamente: la primera es el tamaño atómico el cual se determina tanto en elementos puros, como en elementos asociados a otros en forma de compuestos en diferentes estados de agregación y la segunda, es la energía de ionización atómica, que se mide en elementos puros en fase gaseosa. Ya que en fase gaseosa las interacciones entre átomos son menores, las propiedades que se midan reflejarán más las características del elemento mismo y no las que resultan de la interacción con otros átomos ó moléculas, como ocurre en fases condensadas. De esta forma se puede explicar mejor qué es lo que hay detrás la periodicidad.

Tamaño atómico

Para una simetría esférica como la de los átomos, el radio es una medida de su tamaño. No obstante, el radio atómico que manifiesta un átomo depende del ambiente químico en el que se encuentra. Por ejemplo: el átomo de sodio no presenta el mismo tamaño cuando está como sodio metálico que cuando está en fase de vapor o cuando se encuentra combinado con el cloro en la sal de mesa.

Por lo anterior es que se puede hablar de radio metálico, radio de Van der Waals, radio iónico y radio covalente. Cada uno de éstos tiene un significado muy preciso y se conocen varias técnicas experimentales para determinarlos. También existe un conjunto de diferentes tipos de radios teóricos, es decir, calculados a partir de modelos atómicos. Por lo que siempre que se trate de radios atómicos, deberá especificarse a qué tipo de radio se refiere.

La variación de los radios atómicos, independientemente del tipo de radios de que se trate, presenta tendencias generales muy claras a lo largo de la tabla periódica, es decir, aumentan hacia abajo en los grupos o columnas y disminuyen hacia la derecha en los períodos o hileras. A continuación se tiene la gráfica del radio atómico en función del número atómico.



Variación de los radios atómicos en función del número atómico

Estas tendencias presentan también notables excepciones de las que hablaremos más adelante. ¿Cómo explicar las tendencias en los tamaños de los átomos a lo largo y ancho de la tabla periódica? Lo veremos más adelante.

Energía de ionización

Se define como el cambio de energía involucrada en el siguiente proceso:

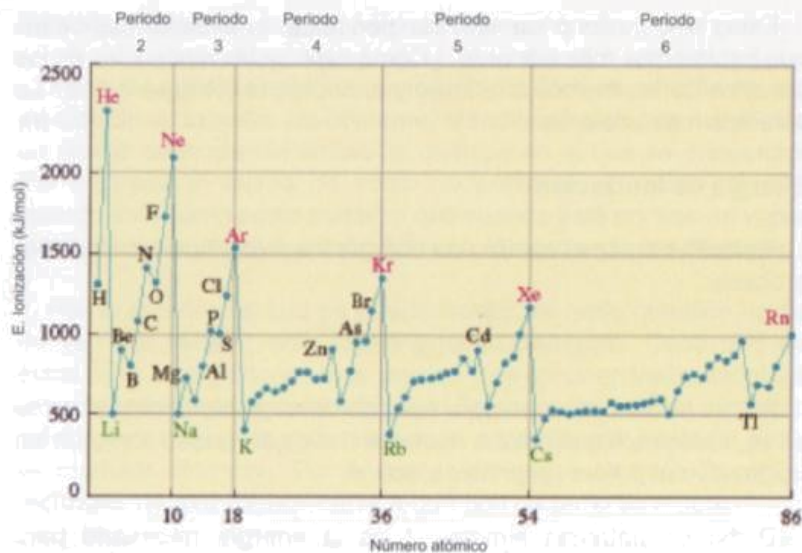


A I_1 se le denomina *primera energía de ionización* porque, como se ve, el átomo A que estaba neutro en fase gas, quedó como un ion unipositivo al perder un primer electrón.

Dicho en palabras simples, I_1 es la energía necesaria para arrancar un primer electrón a un átomo que se encuentra libre en estado gaseoso. Generalmente, esta propiedad se expresa en kJ/mol ó kJ mol⁻¹, es decir, kilojoules por mol.

La energía de ionización nos da una medida de la atracción que ejerce un átomo hacia sus electrones. Si ésta es grande quiere decir que ese átomo atrae fuertemente a ese electrón y viceversa.

Con excepción del hidrógeno, los elementos de la tabla periódica poseen átomos polieletrónicos, es decir, tienen más de un electrón. Por lo tanto, es posible medir más de una energía de ionización. De acuerdo con esto, la segunda energía de ionización de un átomo será la energía necesaria para extraerle un segundo electrón. Y así, sucesivamente, si un átomo tiene n electrones podrán medírsele n diferentes energías de ionización: $I_1, I_2, I_3 \dots I_n$. Las energías de ionización de los elementos de la tabla periódica presentan también una tendencia general: la energía de ionización de un átomo va disminuyendo conforme bajamos en un grupo de la tabla periódica y va aumentando cuando nos movemos hacia la derecha en un período de ésta, ver la siguiente gráfica. Al igual que en el caso de los tamaños atómicos, existen interesantes excepciones a estas tendencias generales que requieren de una explicación.



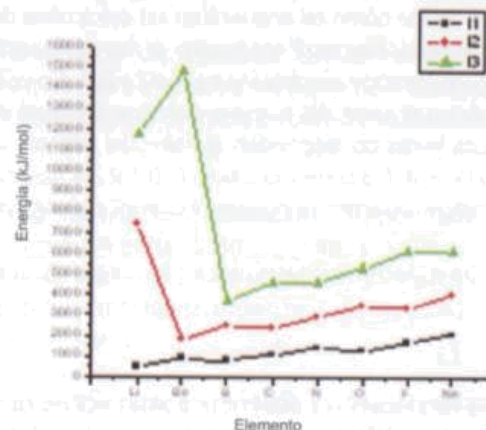
¿Cómo se pueden explicar las tendencias en los valores de las energías de ionización? ¿Notaste, por ejemplo, que la energía de ionización disminuye al pasar de Be a B o de N a O, lo cual es contrario a la tendencia general?

En la gráfica anterior se observan máximos y mínimos. Los primeros 5 máximos corresponden a los gases nobles. Los primeros 5 mínimos corresponden a los metales alcalinos. ¿Qué interesante, no? Son elementos que acomodamos en dos grupos extremos de la tabla periódica y sus propiedades parecen también estar en los extremos, al menos en lo que a energía de ionización se refiere. ¿Esto qué significa? Que los gases nobles son difíciles de ionizar y los metales alcalinos, al contrario, son fáciles de ionizar.

Entre el primer mínimo que es el del litio y el primer máximo que es el del neón, hay otros 6 elementos: Be, B, C, N, O y F cuyas energías de ionización aumentan, en general, pero, como ya lo habrás notado, hay dos excepciones: una entre Be y B y otra entre N y O. Algo similar ocurre con los elementos de la siguiente fila de la tabla, la que va de sodio al argón.

Veamos qué pasa ahora con la segunda y tercera energías de ionización: I_2 e I_3 . Fijémonos en la siguiente gráfica, en los elementos

del segundo periodo de la tabla periódica. Las tendencias son, en general, las mismas que las de I_1 . Es decir van aumentando conforme aumenta el número atómico. Lo interesante aquí es comparar, para un mismo elemento, sus diferentes energías de ionización.



¿Te has preguntado alguna vez por qué no existe el LiCl, pero sí existe el LiCl? ¿Por qué sí existe el BeCl₂, pero no el BeCl, pero en cambio sí existe el BCl₃? ¿Crees que en esta gráfica esté la respuesta? ¿Por qué de berilio a boro I_1 e I_2 aumentan pero I_3 disminuye?

Si quieres conocer el porqué de todo esto ve a la siguiente sección.

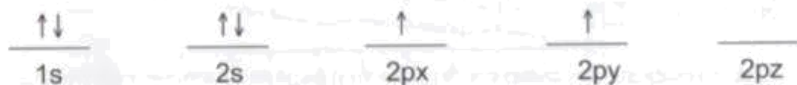
Las propiedades periódicas y la estructura electrónica

La comprensión de las propiedades periódicas es factible gracias a que se dispone de teorías y modelos microscópicos de la materia tales como el modelo derivado de la mecánica cuántica. Para analizar el modelo del átomo que se deriva de esta teoría requiere de un conocimiento matemático que generalmente no poseen los alumnos que inician una licenciatura y, en la mayoría de los casos, tampoco los que la terminan. No obstante, algunos conceptos derivados de este modelo pueden ser aprovechados para entender la periodicidad. Cuando este modelo se aplica con todo rigor, es capaz de explicar las tendencias periódicas así como sus excepciones.

Para aprovechar este modelo en nuestro objetivo de explicar las propiedades periódicas necesitamos fundamentalmente dos conceptos: el de *configuración electrónica* y el de *carga nuclear efectiva*.

La configuración electrónica describe, mediante una notación apropiada, los aspectos básicos de la estructura electrónica de un átomo. Fundamentalmente, indica cómo se encuentran los electrones de un átomo en los diferentes orbitales atómicos. Por ejemplo, el átomo de carbono posee 6 electrones y su configuración electrónica es: $1s^2 2s^2 2p^2$. En esta notación, los coeficientes indican el valor del número cuántico principal n del orbital correspondiente. Las letras corresponden al valor del número cuántico de momento angular l (s, p, d, f, g corresponden a $l=0,1,2,3,4$ respectivamente) y los exponentes indican cuántos electrones "ocupan" ese orbital.

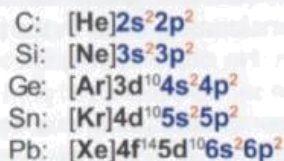
La configuración electrónica también se representa como:



El carbono tiene así 2 electrones, representados por las flechas, en el orbital $1s$, otros 2 electrones en el orbital $2s$ y dos más que se encuentran en dos de los tres orbitales de tipo $2p$. Por lo tanto uno de éstos se encuentra vacío.

Los electrones que participan en las reacciones químicas del carbono son los últimos 4, es decir los que están en los orbitales $2s$ y $2p$. A ese conjunto de orbitales se le conoce como la capa de valencia del carbono. El número y tipo de electrones que tenga un átomo en su capa de valencia determinarán significativamente la química de ese elemento.

Observemos, por ejemplo, las configuraciones electrónicas de los elementos del grupo del carbono:

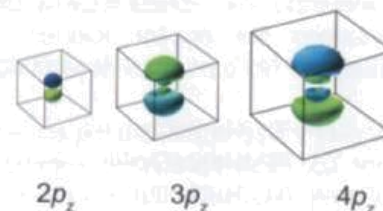


Resulta evidente que las configuraciones electrónicas de sus capas de valencia son similares, es decir, todos tienen 4 electrones en su capa de valencia (resaltados en rojo): 2 electrones en el orbital ns y 2 electrones en el np ($n=2,3,4,5,6$). Al ver esto no resulta ya tan extraño que Mendeleev los haya colocado dentro de la misma familia química, el grupo 14.

Poseen una capa de valencia similar, entonces deben tener propiedades químicas similares, aunque no idénticas. Esto significa que para ionizar a estos átomos debemos extraer los electrones de orbitales p .

De aquí se deriva la explicación de por qué la energía de ionización disminuye al bajar en los grupos de la tabla. La respuesta es: conforme se desciende en el grupo, el electrón que se extrae está en un orbital p de mayor energía y, por lo tanto, requiere menos energía para ser extraído.

El aumento en los radios atómicos al descender en los grupos de la tabla también puede entenderse a partir de las configuraciones electrónicas. Tomando nuevamente al grupo 14 como ejemplo vemos que, al descender en el grupo, los electrones más externos ocupan orbitales de mayor energía y, por lo tanto, más alejados del núcleo.



Tamaño relativo de los orbitales p

Para explicar por qué la energía de ionización aumenta y los radios disminuyen hacia la derecha en las filas de la tabla tenemos que hablar, primero, de otro concepto, la carga nuclear efectiva.

En los átomos polielectrónicos se presenta el llamado *efecto pantalla* el cual consiste en una disminución de la fuerza con la que

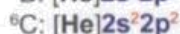
cada electrón es atraído por el núcleo. Al haber otros electrones entre el núcleo y un electrón dado, éste será al mismo tiempo atraído por el núcleo, pero repelido por los otros electrones. Como resultado, este electrón "sentirá" una carga nuclear inferior a la que sentiría si no hubiera otros electrones entre él y el núcleo. Los electrones actúan como la pantalla de una lámpara, atenuando la intensidad de la carga eléctrica del núcleo en este caso. A esta carga resultante se le llama *carga nuclear efectiva* y es común representarla por Z^* . Una forma simple de definirla es mediante la siguiente expresión:

$$Z^* = Z - \sigma$$

donde Z es la carga formal del núcleo, igual al número atómico, y σ es la constante de apantallamiento.

La carga nuclear efectiva Z^* sobre un electrón depende del orbital en que se encuentra y del número y tipo de los demás electrones presentes. La carga nuclear efectiva crece con la carga eléctrica del núcleo Z y hay varias maneras de calcularla.

Para entender las tendencias en el tamaño y las energías de ionización, a lo largo de las filas de la tabla periódica deberemos preguntar por el valor de Z^* de los electrones más externos de la capa de valencia. A lo largo de una fila en la tabla los electrones más externos van llenando los orbitales de la capa de valencia correspondiente. Veamos las configuraciones electrónicas de algunos elementos de la 2ª fila o período de la tabla periódica:

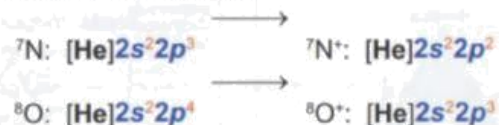


De las configuraciones anteriores vemos que en todos estos elementos los electrones más externos se encuentran en orbitales de tipo $2p$. Por lo que podría pensarse que todos tendrán la misma energía de ionización y el mismo tamaño. Pero no ocurre así porque la carga nuclear efectiva que experimentan los electrones en los orbitales $2p$ de estos átomos va aumentando del boro hacia el flúor.

Generalizando entonces: a lo largo de un período la carga nuclear efectiva va aumentando y, consecuentemente, los tamaños atómicos van reduciéndose y las energías de ionización van aumentando.

¿Cómo explicar las excepciones a las tendencias generales?

Al aumentar el número atómico los átomos se vuelven más complejos ya que hay más partículas cargadas eléctricamente interactuando entre sí. Alcanzar, en esas condiciones, una condición de equilibrio es más complicado que en los átomos con menos electrones. Es por esto que los casos de excepción son más frecuentes hacia abajo en la tabla periódica. No obstante todos pueden ser explicados satisfactoriamente pero hay que analizar caso por caso. Veamos una de estas excepciones, la cual ya hicimos notar anteriormente: La energía de ionización del oxígeno, contrario a la tendencia general del segundo período, es menor que la del nitrógeno. La carga nuclear efectiva es mayor en oxígeno que en el nitrógeno puesto que el oxígeno tiene 8 protones y el nitrógeno solamente 7. Debería entonces ser más difícil ionizar al oxígeno que al nitrógeno, pero, en realidad, ocurre lo contrario. Analicemos las configuraciones electrónicas de las especies involucradas en la ionización de estos dos elementos:



El nitrógeno neutro posee, lo que se llama *capa semillena* puesto que tiene 3 electrones en sus orbitales $2p$ donde caben hasta 6 electrones. Las capas semillenas son particularmente estables respecto de las que no lo son. Por lo tanto habrá que invertir más energía para extraerle un electrón al nitrógeno puesto que perderá la estabilidad relativa que le confiere una capa semillena; mientras que al oxígeno la energía para ionizarlo será menor puesto que, al hacerlo, adquiere una configuración de capa semillena.

Conocer las excepciones y su explicación es de fundamental importancia para entender la especificidad química de los elementos.

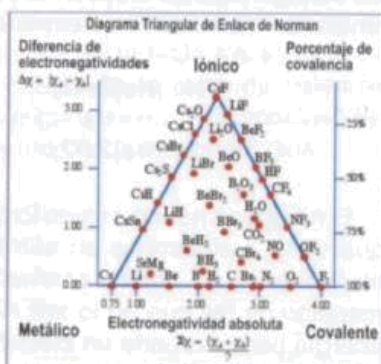
Este breve vistazo a la periodicidad es solamente una invitación para profundizar en su estudio y aprovechamiento. Te sugerimos investigues en la literatura sobre temas como:

- Las relaciones diagonales. Como ya se mencionó no solamente hay semejanzas verticales en las propiedades de los elementos de un grupo sino también en elementos de grupos adyacentes.
- Los efectos relativistas. Algunas propiedades de los átomos de cuarto período en adelante se deben a efectos relativistas provocados por las enormes velocidades de sus electrones internos.
- Las contracciones lantánida, escándida y boránida. Los tamaños en ciertos grupos no siguen el aumento de las tendencias generales, averigua por qué.

Los siguientes triángulos presentan en sus vértices los tipos de compuestos ideales, es decir, compuestos que explicamos a través de modelos de enlace tales como: iónico, covalente, metálico. En las regiones intermedias se encuentran compuestos cuyas propiedades se acercan o se alejan de esos extremos ideales y que son la inmensa mayoría.



Triángulo de Norman-Van-Arkel-Ketelaar



Triángulo de Norman

¿Podrías apoyarte en la periodicidad para explicar la posición de cada uno de estos compuestos en los triángulos de Ketelaar?

Como ya mencionamos, la tabla periódica es mucho más que un papel lleno de cuadritos con datos para resolver un examen de química. Por el contrario, la tabla periódica encierra en su estructura los fundamentos de la química.

Las propiedades químicas dominan los primeros 92 elementos, mismos que son suficientemente estables y cuyo comportamiento está determinado por su configuración electrónica. En contraste, los siguientes elementos más pesados, con un número mayor de protones y de neutrones, se vuelven más inestables y su comportamiento, más allá de los electrones, depende en buena medida de su núcleo. Las propiedades físicas de estos elementos, tales como la radiactividad son tan importantes y significativas que vale la pena abordarlas en un capítulo como el que sigue.

Referencias:

1. Inorganic Chemistry. 4th ed. James E. Huheey, Ellen A. Keiter, Richard L. Keiter Harper Collins, 1993
2. Química Inorgánica Descriptiva. 2^a ed. Geoff Rayner-Canham, Prentice Hall, México 2000.
3. Principles of Descriptive Inorganic Chemistry. Gary Wulfsberg, University Science Books, Mill Valley CA 1991.
4. The Chemistry of the Elements. 2nd ed. N.N Greenwood, A. Earnshaw, Butterworth-Heinemann, Oxford, 1997.
5. <http://www.webelements.com>
6. http://www.iupac.org/reports/periodic_table/index.html

Radiactividad

Las tierras raras y la radiactividad en los elementos

Un grupo de treinta elementos de la tabla periódica son llamados tierras raras, porque inicialmente, cuando se descubrieron, se pensaba que eran elementos escasos. Actualmente se conocen como la serie de los lantánidos y los actínidos. Los lantánidos son un grupo de quince elementos encabezados por el lantano ($Z = 57$), se encuentran después del bario ($Z = 56$) y antes del hafnio ($Z = 72$). Los quince elementos actínidos comprenden desde el actinio ($Z = 89$) y están entre el radio ($Z = 88$) y hasta el rutherfordio ($Z = 104$). Pocos elementos actínidos se encuentran en la naturaleza y todos son radiactivos, el uranio ($Z = 92$) es el cuarto miembro de la serie de los actínidos.

La separación de los lantánidos es muy difícil porque sus propiedades fisicoquímicas son muy parecidas y por ello son elementos caros, sin embargo son interesantes al igual que algunos actínidos, ya que tienen propiedades eléctricas y electrónicas que les confieren variadas aplicaciones industriales. En Oaxaca y en el norte de México se encuentran yacimientos importantes.

Las tierras raras se caracterizan por tener disponibles sus 7 orbitales f , los $4f$ en el caso de los lantánidos, a excepción del lantano, y los $5f$ en los actínidos, siendo estos últimos, todos radiactivos, muy electropositivos y densos.

El descubrimiento de los lantánidos inició en 1800 con el descubrimiento del cerio (^{140}Ce) cuyo nombre se asoció al del asteroide Ceres descubierto dos años antes y el último lantánido descubierto fue el prometio (con nueve isótopos, $^{143-151}\text{Pm}$) descubierto en 1945.

Hay solamente cuatro elementos actínidos en la naturaleza: el actinio $Z = 89$, el torio $Z = 90$, el protactinio $Z = 91$ y el uranio $Z = 92$. Los elementos transuránidos, desde $Z > 93$ han sido creados por el hombre. A partir del elemento 104 se consideran como parte del grupo de los transactínidos. Todos los elementos

que prosiguen al uranio, son inestables debido al gran número de protones y neutrones en el núcleo, lo que los hace susceptibles de sufrir decaimientos radiactivos, esto es perder partículas o radiación y transformarse en elementos más ligeros, por lo que para existir deben ser sintetizados por el hombre o producirse como resultado de explosiones de supernovas en el universo.

Como ya se mencionó, en nuestro planeta la abundancia natural de los elementos depende de su estabilidad nuclear, la cual se relaciona con su configuración electrónica. En el átomo, la configuración estable se da cuando se establece un equilibrio de fuerzas repulsivas y atractivas entre las partículas que forman los núcleos (protones y neutrones). Así, para explicar como pueden estar compactados tantos protones en un espacio tan pequeño, como lo es el núcleo, sin que las fuerzas repulsivas de estas partículas provoquen la expansión o desintegración del núcleo, debemos recordar que el radio nuclear promedio es de 10^{-14} m, y es aproximadamente, diez mil veces más pequeño que el átomo que lo contiene (2×10^{-10} m), esto es equivalente a un chicharo en el centro del estadio Azteca. La fuerza atractiva entre los protones, misma que estabiliza a los núcleos, se da a distancias muy pequeñas y es más efectiva mientras más pequeños sean los átomos y más compactados estén los protones en el núcleo. Al aumentar el tamaño del núcleo y por lo tanto el número de partículas en él, los átomos se vuelven cada vez más inestables, porque los protones están más separados, disminuyendo la fuerza atractiva entre ellos. El número de neutrones en el núcleo también influye en la estabilidad, ya que al aumentar el número de neutrones, la distancia entre los protones disminuye y por ende se favorece la interacción repulsiva entre ellos. La estabilidad está relacionada con la energía de los núcleos, entre mayor energía, menor estabilidad. Cuando el número de neutrones es muy grande, el núcleo se desestabiliza.

La desintegración de los núcleos radioactivos procede a una velocidad definida, característica de cada núcleo, este tiempo de decaimiento de los núcleos puede variar de fracciones de segundo a millones de años. El tiempo que tarda la mitad de los átomos en desintegrarse o decaer se conoce como tiempo de vida media. Para el uranio con $Z = 92$ (^{238}U) el tiempo de vida media ($t_{1/2}$) para transformarse en torio (^{234}Th) es de 4.49×10^9 años y para el ^{235}U que se convierte en ^{231}Th es de 7.10×10^8 años, ambos elementos

se crearon naturalmente en nuestro planeta. En contraste el mendelevio ($Z = 101$) tiene una vida media de 90 minutos, lo que hace más complicado su estudio.

La radiactividad a que nos hemos referido fue descubierta por Henri Becquerel en 1896, quien observó por primera vez este fenómeno cuando sales de uranio cerca de una placa fotográfica virgen y protegida por una cubierta, marcaron en negativo los objetos que estaban sobre la placa. Becquerel pensó que las sales emitían alguna radiación invisible que penetraba el papel y ejercía un efecto químico en la placa fotográfica. Después de varios experimentos, Becquerel llegó a la conclusión de que las sales de uranio emitían espontáneamente radiación, lo que atrajo un revuelo científico. Pronto, los químicos empezaron a buscar otras sustancias con las mismas características y a entender el fenómeno recién descubierto.

Entre los años 1895 y 1896, Thomson y Rutherford investigaron el fenómeno de la ionización de los gases cuando son expuestos a la radiación descubierta por Becquerel. En los siguientes años, Marie y Pierre Curie y G. Bismont descubrieron nuevos elementos radiactivos, el radio (^{226}Ra) y el polonio (^{209}Po). Rutherford y Owens por su parte descubrieron el torio (^{232}Th). Un descubrimiento significativo fue el de Rutherford y Soddy quienes notaron que al desintegrarse el radio producía un gas inerte que resultó ser el helio. Así, fue de estos experimentos que se conoció que había varias clases diferentes de radiación, una llamada α , retenida fácilmente por una capa gruesa de papel, y otra llamada β que podía penetrar hasta hojas delgadas de metal y la radiación γ que es la más energética y por ello más penetrante.

Se descubrió también que el uranio, el torio y el actinio, quienes dieron nacimiento a numerosos grupos de elementos radioactivos por desintegraciones subsecuentes. El estudio de estas desintegraciones en cadena permitió establecer los caminos de formación de muchos elementos por decaimiento de elementos radioactivos, hoy sabemos por ejemplo que la desintegración del uranio produce el plomo, después de varios decaimientos sucesivos y de largo tiempo. Actualmente en nuestro planeta se pueden encontrar alrededor de 60 isótopos radioactivos.

Continuando con elementos cada vez más pesados, los sucesos más recientes en la tabla periódica conciernen al descubrimiento de nuevos elementos, cuya validación es cada vez más complicada por la infraestructura altamente especializada que se requiere para crearlos y por sus vidas medias tan cortas. Se discutirán a continuación los descubrimientos de los elementos más recientes de la tabla periódica.

Referencias:

1. <http://hps.org/publicinformation/ate/cat10.html>
2. <http://library.thinkquest.org/19662/high/eng/radioactivity.html>
3. <http://www.bartleby.com/65/ra/radioact.html>
4. <http://www.epa.gov/radiation/tenorm/surces.html>
5. <http://www.physics.isu.edu/radinf/natural.html>

Nuevos elementos de la tabla periódica

Los elementos más recientes, los inexistentes y los inventados

Elementos 118 y 116

El 7 de junio de 1999, científicos del Departamento de Energía de los Estados Unidos anunciaron en la revista *Physical Review Letters*, el descubrimiento de dos nuevos elementos "superpesados", el 118 (el elemento transuránico más pesado) y su producto de decaimiento inmediato, el 116, obtenidos en el ciclotrón del Laboratorio Nacional Lawrence Berkeley (LBNL). Se describió que se habían obtenido, a partir de bombardear plomo-208 con un haz de iones (2 trillones por segundo) de kriptón-86 de alta energía (449 millones de electron volt), el isótopo del elemento 118 con un número de masa 293, se identificó como un isótopo con 118 protones y 175 neutrones en su núcleo. Se comentó que en menos de una milésima de segundo, el núcleo del elemento 118 decae, emitiendo una partícula α , dando lugar a un isótopo del elemento 116, con un número de masa 289, conteniendo 116 protones y 173 neutrones. Este elemento 116 es radiactivo, por lo que decae, a su vez, a un isótopo del elemento 114 y libera una partícula α . El decaimiento continúa en cadena sucesivamente hasta llegar al elemento 106. Así, se esperaba confirmar la existencia de seis partículas α de alta energía, mismas que no fueron reproducidas en experimentos independientes, llevados a cabo por científicos del Laboratorio GSI (Gesellschaft für Schwerionenforschung) en Alemania, en el Laboratorio RIKEN (Japan Atomic Energy Research Institute) en Japón y en el mismo Laboratorio Berkeley, en California, por lo que el 27 de julio del 2001 los resultados publicados fueron retractados por los mismos científicos norteamericanos, en la misma revista *Physical Review Letters*.

Elementos 115 y 113

Evidencias de dos nuevos elementos químicos fueron publicadas el 2 de febrero del 2004 en la revista de la Sociedad Americana de Física, *Physical Review C* (ver referencias complementarias

al final del capítulo) por un equipo internacional de científicos del Instituto de Investigación Nuclear en Dubna, Rusia y el Laboratorio Nacional Lawrence Livermore en California. Sin embargo, este descubrimiento no será validado, ni aparecerá en los libros de texto, hasta que pueda ser confirmado por otros laboratorios, proceso que puede llevar desde unos meses hasta un par de años.

La síntesis del elemento 115 se llevó a cabo en el ciclotrón ruso, utilizando los isótopos de americio-243 (^{243}Am) con 95 protones y calcio-48 (^{48}Ca) con 20 protones y permitió observar la pérdida consecutiva de cinco partículas α , todas ellas observadas en intervalos de tiempo de aproximadamente 20 segundos, terminando con una fisión espontánea que liberó una energía de alrededor de 220 MeV. El haz con que se bombardeó consistió en una dosis de 4.3×10^{16} de iones calcio (248 MeV). Al utilizar el mismo haz, pero modificando la energía del bombardeo (253 MeV), se observaron cuatro decaimientos α sucesivos, detectados en un intervalo de tiempo de aproximadamente 0.5 segundos y terminando también en una fisión nuclear espontánea. Los decaimientos α son consistentes con los decaimientos respectivos de los isótopos $^{286}\text{115}$ y $^{287}\text{115}$.

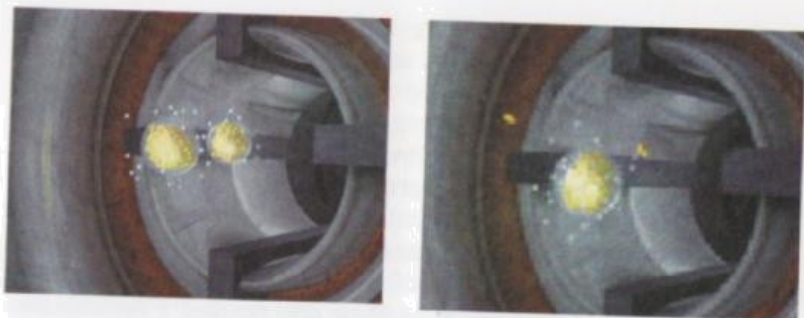
El isótopo $^{286}\text{115}$ con 173 neutrones tiene un tiempo de vida del orden de 100 milisegundos y emite una partícula α (un núcleo de ^4He), formando el elemento 113, el cual en alrededor de 20 segundos, da cuatro decaimientos adicionales, observados como cuatro partículas α , para producir el elemento $^{286}\text{105}$ (dubnio), el cual sufre una fisión espontánea después de aproximadamente un día. Este isótopo de dubnio-268 de larga vida da buenas oportunidades de estudiar las propiedades químicas de este elemento.



Imagen del acelerador y el laboratorio donde se lleva a cabo el descubrimiento de nuevos elementos, como el 113 y el 115.

Comparado con la materia ordinaria estable que parece estar por tiempo indefinido, las vidas medias atómicas de sólo algunos segundos contrastan notablemente. El elemento 115, ahora conocido como Ununpentium, según sus creadores tiene una escala nuclear de tiempo "tremendamente" larga, siendo de alrededor de 90 milisegundos, antes de decaer al elemento 113, denominado Ununtrium y el cual persiste por alrededor de 1.2 segundos. El nombre de ambos elementos será establecido por la IUPAC (Internacional Union of Pure and Applied Chemistry) y la IUPAP (Internacional Union of Pure and Applied Physics), una vez confirmada su existencia. La IUPAC desde 1979 utiliza tres letras como símbolos para dar los "nombres sistemáticos" de los elementos (0 = nil, 1 = un, 2 = bi, 3 = tri, etc.) con terminación "ium". Una vez confirmados plenamente los elementos descubiertos se modifica el nombre, teniendo preferencia para designarlo, el grupo descubridor del mismo. (Cabe mencionar que la designación de los nombres de los elementos 104 al 108 llevó desde 1960 hasta 1997, debido a las controversias de tres grupos: los rusos de Dubna, los alemanes de Darmstadt y los norteamericanos en California).

Qué tanto sobrevive un núcleo, antes de fragmentarse, es una medida de su estabilidad. Algunos isótopos de elementos superpesados sobreviven algunos microsegundos o menos antes de decaer. Pero de acuerdo a la teoría de la estructura nuclear, los núcleos con alrededor de 184 neutrones y 114 protones se predice que deberán tener vidas mucho más largas y por ello se dice que estos elementos deberán residir en una "isla de estabilidad" en la carta de los núclidos. Otros números atómicos para los que se predice buena estabilidad son el 114, 120, 124 y/o 126, donde los protones y neutrones son capaces de "convivir" en un ambiente que por su distribución y forma disminuyen el contacto entre los protones y la repulsión consecuente, permitiendo a esos núcleos tiempos de vida mayores, lo que permitirá el estudio de su química en mayor detalle.



Aceleración de átomos de calcio y americio

Elementos 111 y 110

El descubrimiento del elemento 111 en diciembre de 1994 ha sido oficialmente acreditado por el Laboratorio GSI en Darmstadt, Alemania y el elemento 110 ya es conocido, desde el 16 de agosto del 2003, como el darmstadtio (Ds). Se espera que los isótopos del elemento 110 con 182 a 184 neutrones tengan las vidas medias de alrededor de cien años, pero estos aún no se han confirmado.

El elemento 111 se obtuvo bombardeando un haz de níquel-64 sobre bismuto-209, registrando el átomo con 111 protones y 161 neutrones, mismo que decayó enseguida. El hecho por el cual no se podía validar la existencia de este nuevo elemento 111, se debió a que algunos de los isótopos generados a raíz de su decaimiento, eran isótopos nuevos, los que a su vez debían ser demostrados, como el meitnerium-268 (^{268}Mt) con 109 protones, el bohrio-264 (^{264}Bh) con 107 protones. En el 2000, el equipo de científicos en Alemania repitió su experimento mejorando las condiciones de trabajo y se confirmaron los patrones de decaimiento del elemento 111. La IUPAC aceptó el nuevo resultado y sugirió que se proponga el nombre para el nuevo elemento.



*Científicos descubridores del elemento 111
(Fotografía tomada del Periódico Reforma, 5 de enero de 1995)*

Elementos 112, 114, 116 y 117

Los elementos 112, 114 y 116 están en proceso de acreditación y necesitan más resultados que apoyen su existencia. Los experimentos para sintetizar estos elementos han sido realizados en Darmstadt, Alemania y en Dubna, Rusia. Los científicos rusos descubrieron el elemento 114 desde 1999 al bombardear plutonio-244 con iones de calcio-48 y también dan evidencia del elemento 116, después del fracaso de los norteamericanos en la detección del elemento 118. El elemento $^{288}\text{114}$ (174 neutrones) tiene una vida media de alrededor de 3 segundos y el $^{292}\text{116}$ (176 neutrones) tiene una vida media de aproximadamente 50 microsegundos. Los elementos 110 y 112, productos del decaimiento de los anteriores, tienen vidas medias de 50 milisegundos y 0.6 milisegundos. Este último fue sintetizado en 1996 por los alemanes y aún está en estudio como se comentó anteriormente. El elemento 117 se espera poder obtenerlo del decaimiento del elemento $^{294}\text{119}$, mismo que se produce de reacciones entre plomo o bismuto con proyectiles de rubidio-87 o kriptón-86.

Y cerramos con una de las preguntas fundamentales en ciencia ¿cuántos elementos existen, cuántos elementos quedan aún por descubrir?

Esperamos que este material haya permitido reflexionar al estudiante sobre lo apasionante que puede resultar estudiar la tabla periódica.

Referencias:

1. <http://enews.lbl.gov/Science-Articles/Archive/elements-116-118.html>
2. Oganessian, Y. T. *et al.* Experiments on the synthesis of element 115 in the reaction $^{242}\text{Am} (^{48}\text{Ca}, xn) ^{291-115}$. *Physical Review C*, **69**, 021601, (R) (2004).
3. <http://dx.doi.org/10.1103/PhysRevC.69.021601>
4. <http://pubs.acs.org/cen/topstory/8206/8206notw1.html>
5. <http://www.llnl.gov/llnl/06news/NewsMedia/element.html>
6. <http://www.llnl.gov/llnl/06news/NewsReleases/2004/NR-04-02-01.html>
7. <http://www.physicsweb.org/article/news/8/2/1>
8. <http://pubs.acs.org/cen/topstory/8206/8206notw1.html>

Bibliografía adicional

Bibliografía recomendada sobre recursos mineralógicos en general y de México en particular. (Información no incluida en el texto).

1. Contreras, QF. "Los Minerales Estratégicos" en *El Día*, Testimonios y Documentos. 1a. parte, viernes 9 de julio 1982. pág. 12; 2a parte, sábado 10 de julio de 1982, pág. 9.
2. Dana, ES y Ford, WE *Tratado de Mineralogía*.
3. Díaz M.C. *Iniciación Práctica a la Mineralogía*. Editorial Alambra (1976).
4. Funes C. Ignacio. *Geografía General*. México, Editorial Limusa (1986).
5. González E. *El Lenguaje de las Rocas*. Información Científica y Tecnológica, México 1985, 7(102), 41-42.
6. Herrera N. *La Geología, Ciencia Estratégica*. Información Científica y Tecnológica, México 1985, 7(102), 21-25.
7. Ladislao, U. *La Riqueza Subterránea de México*. Información Científica y Tecnológica, México 1985, 7(102), 36-40.
8. Sáenz, C. *Geografía General*. Editorial Esfinge, México (1977), pp 21-23.
9. Sánchez A. *Síntesis Geográfica de México*, México Trillas, (1974)
10. Secretaría de Programación y Presupuesto. *¿Cómo es México? Anuario Estadístico de la SPP México ((1985)*.
11. Slabaugh, WH y Parsons H.D *Química General*. 12ª edición, Ed. Limusa, México (1987) Cap. 23, p. 395.