

# La Tabla Periódica: Un mapa del Tesoro

Ma. del Jesús Rosales Hoz\*

Es probable que para la mayoría de los lectores no químicos, la tabla periódica les traiga recuerdos que no tienen nada que ver con un tesoro. La ingrata tarea de aprenderse la mencionada tabla en nada sugiere la búsqueda de un tesoro. Pero hay uno allí dentro; y no tiene uno que aprenderse nada de memoria para encontrarlo.

En las imágenes que nos son familiares de tesoros, casi siempre aparecen por allí algunas monedas o lingotes de oro. Por ello, el oro es el elemento al que siempre se le adjudica valor. Y el oro está en la tabla periódica, entre los metales de transición, Figura 1 (la parte amarilla). Es realmente un tesoro, pero no solamente por su valor monetario (los países tienen reservas de oro para apoyar el valor de sus monedas) sino por el valor terapéutico que ha mostrado tener para enfermedades como la artritis. Quien padece el dolor de artritis y siente alivio al ingerir medicamentos basados en oro, seguramente apreciará mucho más al oro.

Cuando Mendeleev propuso una tabla periódica en 1869, lo hizo basado en propiedades físicas y químicas y tuvo la visión de predecir elementos que aún no habían sido descubiertos. Pero los albores del Siglo XX vieron la llegada del modelo cuántico del átomo que permitió una visión diferente de la tabla periódica en la que ahora vemos que los diferentes grupos que había sugerido Mendeleev, tenían todos el mismo número de electrones y en el mismo tipo de orbital en la capa más externa de los átomos.

De esta manera, los gases nobles que conforman el grupo 18 de la tabla (color azul intenso en el extremo derecho de la tabla), tienen la capa de orbitales de tipo p llena con los 6 electrones para los que hay lugar allí. Esto hace que sean muy poco reactivos y no sea fácil combinarlos con otros elementos para formar compuestos. De este comportamiento surge el término de gases nobles. Durante muchos siglos, los nobles no se mezclaban con las

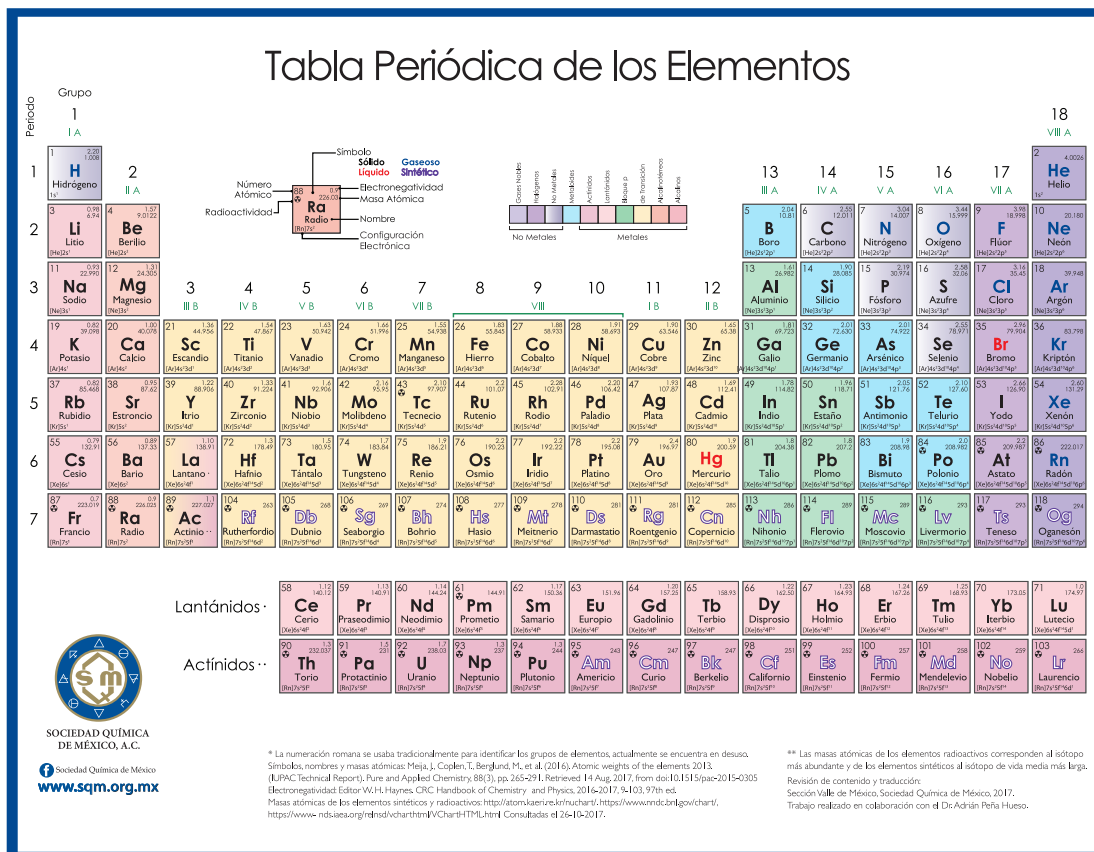


Figura 1. Tabla periódica de los elementos.

Departamento de Química, CINVESTAV.

\*mrosales@cinvestav.mx



clases populares. ¡Y para que se usen entonces? Además de como componente para inflar globos con helio, los usos principales se dan cuando se necesita tener un ambiente poco reactivo.

A los átomos les gusta llegar a la configuración de los gases nobles; les gusta tener ese nivel de orbitales lleno y el comportamiento de los diferentes elementos está relacionado con el número de electrones externos que tengan y el tipo de orbital en que se encuentren.

Por ejemplo, en el otro extremo de la tabla tenemos a los metales alcalinos que conforman el grupo I de la tabla periódica, (bloques de color rosa en el lado izquierdo de la tabla) y que tienen en común tener un solo electrón en un orbital de tipo s. El camino más corto para adquirir la configuración de gas noble es perder ese electrón solitario porque el nivel anterior está lleno y tiene la ansiada configuración de gas noble.

Esto se manifiesta en el poco trabajo que cuesta quitarle ese último electrón a los metales alcalinos. Para quitarle ese electrón al litio, se tienen que invertir 0.5203 MJ/mol. En contraste, para quitárselo al helio, se necesitan 2.3723 MJ/mol; casi 5 veces más. La consecuencia de esta baja energía es que los metales alcalinos tienden a encontrarse como cationes mono-cargados; como el sodio en el cloruro de sodio (NaCl), la sal de mesa común. Para el caso de litio en particular, la facilidad de formar especies cargadas, le da una excelente relación carga/masa. Esta característica lo hace ser tan popular entre los fabricantes de pilas, tanto recargables como no-recargables.

Con un comportamiento opuesto, los halógenos, grupo 17 de la tabla, justo antes de los gases nobles, solo necesitan un electrón para completar la configuración de gas noble y eso lo hace muy ávidos de electrones y los convierte en elementos muy oxidantes, es decir con gran capacidad de quitarle electrones a otros átomos. Cuando se buscó hacer reaccionar al Xenón, uno de los gases nobles; se utilizaron compuestos derivados de flúor, que fácilmente le quitan un electrón a otras especies.

Si bien estas características de los átomos, les dan propiedades interesantes, la mayor versatilidad en la formación de compuestos químicos se da gracias a la habilidad de los orbitales de traslaparse unos con otros para dar lugar a formación de enlaces (Figura 2), y con ello a formar moléculas.

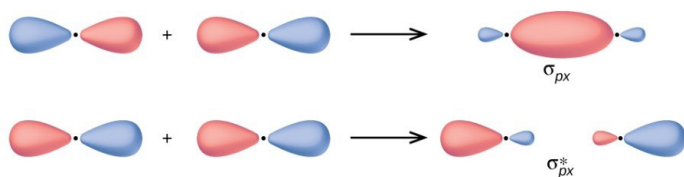


Figura 2. Traslape de orbitales para formar enlaces interatómicos.

Un elemento con átomos muy buenos para formar enlaces, lo encontramos hasta arriba en el grupo 14: el carbono. El carbono forma enlaces fuertes con muchos átomos empezando por los enlaces con otros átomos de carbono. Esto da lugar a miles de compuestos que forman, lo que se conoce como química orgánica. Los enlaces carbono-carbono son bastante fuertes. Una energía promedio, necesaria para romper un enlace C-C es de 356 kJ/mol.

Esta fuerza de enlace, es fundamental para que en la naturaleza, frecuentemente se encuentre al carbono sin combinar con otros elementos. Las formas más comunes son el diamante y el grafito, cuyas estructuras se muestran en la Figura 3. Las correspondientes estructuras determinan sus propiedades; así el grafito, en donde se puede deslizar una capa de átomos de carbono sobre otra, se puede utilizar para fabricar lápices.

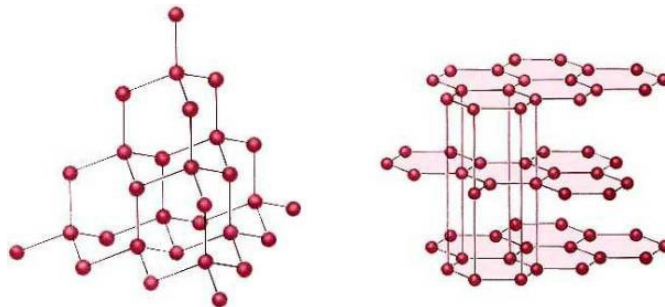


Figura 3. Estructuras de diamante (lado izquierdo) y grafito (lado derecho).

Parte de la utilidad de la tabla periódica es que nos señala que elementos en el mismo grupo, pueden tener comportamientos químicos similares. Así pues, si veo debajo del carbono, me encuentro al silicio. Podríamos esperar la misma tendencia del silicio a formar enlaces consigo mismo como en el caso del carbono. Y si existen compuestos con enlaces Si-Si pero la química del silicio es dominada por otro tipo de enlace: el Si-O. Romper una molécula de CO<sub>2</sub> cuesta 394 kJ/mol, romper una de SiO<sub>2</sub> cuesta 911 kJ/mol. El enlace Si-O es muy fuerte y en la naturaleza encontramos al silicio en combinación con oxígeno; por ejemplo en el cuarzo.

Y los seres humanos hemos encontrado la manera de aprovechar esta dificultad de romper los enlaces Si-O. Los objetos a base de silicona (Figura 4) han encontrado aplicaciones en implementos domésticos o en implantes médicos. En ambos casos, el uso es posible gracias a la estabilidad del compuesto base. El valor económico de los derivados de silicona es enorme.

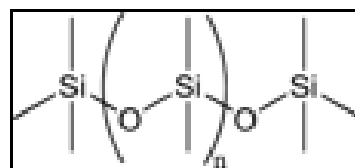


Figura 4. Estructura de silicona.

Si sigo viajando por diferentes secciones de la tabla periódica me encuentro otros tesoros: metales de transición como el platino utilizados en tratamientos contra el cáncer, derivados de lantánidos como sensores luminiscentes o metales como el titanio utilizados para implantes médicos. Los tesoros son muchos. ¡No solo el oro brilla!