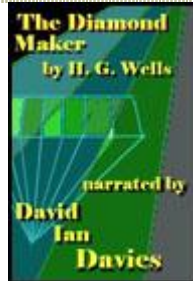


Cómo hacerse multimillonario con sólo un apretón de manos

Sergio Palacios

La guerra de dos mundos. Ma non troppo



En el año 1894 H.G. Wells publicaba su relato breve titulado “El fabricante de diamantes”, donde se cuenta la historia de un personaje que, supuestamente, es capaz de sintetizar las brillantes piedras en su laboratorio casero. Esta historia no parece haber sido demasiado anticipadora, pues ya existían precedentes reales de la existencia de diamantes hechos por la mano del hombre desde las dos últimas décadas del siglo XIX.

Al parecer, la palabra diamante proviene del vocablo griego *adamas*, que significa *invencible*. El mismo origen presenta el término *adamantium*, aleación que integra el esqueleto de Lobezno, uno de los mutantes miembros de X-men.

El peso de un diamante se mide en quilates. Un quilate equivale a la quinta parte de un gramo, es decir, 200 miligramos. El segundo mayor diamante tallado que existe en la actualidad es la “Estrella de África” que, con algo más de 530 quilates, fue obtenido a partir de otro de mayor tamaño (pero en bruto) llamado Cullinan, extraído en 1905 en una mina de Sudáfrica y que pesaba 3106 quilates. Se encuentra, en la actualidad, formando parte de las joyas de la corona británica. Sólo es superado por el “Golden Jubile”, con casi 546 quilates y propiedad del rey de Tailandia desde 1966.



La alotropía es aquella propiedad que presenta un elemento químico de presentarse bajo estructuras moleculares diferentes, o con características físicas distintas. Sus diferentes estructuras moleculares deben presentarse en el mismo estado físico (sólido, líquido o gaseoso, por ejemplo). Actualmente, se conocen cinco formas alotrópicas del carbono: grafito, diamante, fulerenos, nanotubos y nanoespumas. Estas últimas presentan la propiedad de ser ferromagnéticas, pudiendo ser empleadas en medicina al ser inyectadas en la sangre y poder ser dirigidas a localizaciones de interés.

Me centraré en las dos primeras por tratarse de las más comunes en la Naturaleza. Resulta que el grafito es la que, con mucho, más abunda, mientras que el diamante todos sabéis que es una de las joyas de más valor, precisamente por su escasez y su dificultad de extracción en las minas. En el grafito, cada átomo de carbono se encuentra unido a otros tres formando hexágonos de estructura laminar estando, al mismo tiempo, estas láminas unidas entre sí mediante fuerzas de Van der Waals relativamente débiles. Esta es la razón por la que es posible escribir fácilmente con un lápiz. En cambio, en el diamante, cada átomo de carbono se une a otros cuatro formando una estructura tridimensional muy resistente, que es lo que le dota de esa dureza capaz de rayar a casi todos los materiales, por lo que es muy utilizado para recubrir muchos tipos de herramientas. Además, los átomos de carbono en el diamante se encuentran en lo que se conoce como estructura metaestable (esto es un estado débilmente estable), que puede mantenerse durante miles de años (de ahí la célebre frase “Un diamante es para siempre”, aunque la palabra “siempre” es un tanto exagerada, como ya veremos un poco más adelante).

¿Por qué encontramos, en condiciones normales, mucho más fácilmente el grafito que el diamante? Aquí tiene algo que decir la Termodinámica, esa rama de la Física que nos permite afirmar si un proceso se puede dar en la Naturaleza de forma espontánea o, por el contrario, hay que proporcionarle energía para que se produzca. Una de las funciones termodinámicas que permite hacer esto es la denominada *energía libre de Gibbs*. Cuando se evalúa esta función para las dos fases (diamante y grafito) y se restan ambos valores (esta diferencia se conoce con el nombre de “delta de G”), el signo negativo nos indica si la transformación de una fase en la otra es un proceso termodinámicamente favorecido y, por tanto, puede darse de forma espontánea. En el caso que nos ocupa, la *delta de G* tiene signo positivo. Nuestro gozo en un pozo. Las puntas de nuestros lápices nunca se transformarán espontáneamente en diamantes. Por el contrario, el diamante acabará trocándose en grafito si se deja transcurrir el tiempo suficiente, aunque esto no es todo ya que, además, se requeriría añadir una energía elevada al proceso (energía de activación). Ya podéis tranquilizar a vuestras parejas, pues a lo largo de toda su vida (a no ser que consigamos hacer realidad el sueño de la inmortalidad), el diamante que les habéis regalado se mantendrá con todo su esplendor inicial.

¿Cuál debería ser, entonces, la presión necesaria para que la estructura cristalina del diamante fuese más estable que la del grafito a temperatura ambiente? Si se realiza el cálculo de la *delta de G*, suponiendo que la temperatura es de unos 20 °C, se obtiene que su signo será negativo cuando la presión supere ligeramente las 15.000 atmósferas. El diagrama de fases del carbono también indica que, a medida que se aumenta la temperatura, se requiere una presión mayor para transformar el grafito en diamante. Sin embargo, parece ser que es mejor, desde un punto de vista práctico, aumentar la temperatura y la presión hasta hacer que el grafito se transforme en carbono líquido y, posteriormente, enfriarlo para obtener el diamante.

En el año 1955, la compañía General Electric anunció en el volumen 176 de la prestigiosa revista *Nature* la conversión de grafito en diamante a una temperatura cercana a los 2500 °C y una presión de 100.000 atmósferas mediante un proceso denominado de “alta presión y alta temperatura” o HPHT (High Pressure High Temperature). Siete años más tarde, en 1962, lo consiguieron de nuevo, esta vez sin la ayuda de un catalizador (esto es una sustancia que se añade al proceso y que ayuda a que éste se realice con un gasto energético menor, aunque sea a costa de introducir impurezas en las piedras preciosas), para lo cual tuvieron que duplicar tanto la temperatura como la presión. Increíblemente, nada menos que 38 años después del primer trabajo, enviaron una nota

