

¿DESCUBRIMIENTO CIENTÍFICO O “CUENTO DEL TÍO”?¹

Una discusión sobre El fabricante de diamantes de H. G. Wells

Maria Antonia Grompone

Resumen

¿Cómo hacer para que un profesor de Química pueda usar en sus clases un ejemplo sacado de la literatura? ¿Cómo lograr que un profesor de literatura haga un abordaje de un texto desde los conocimientos científicos de la época del autor? ¿Cómo poder romper el esquema rígido que se forma el estudiante de que las diferentes asignaturas son sistemas aislados?

En este artículo se hace un intento para aproximar la literatura a los conocimientos químicos, a través del cuento de H. G. Wells cuyo título es “El fabricante de diamantes”. Para ello se consideran los conocimientos científicos de su época sobre la fabricación de diamantes artificiales y se contrastan con los actuales de Termodinámica y Cinética Química referidos a la transformación de fases. Se demuestra así que no era posible que uno de los protagonistas del cuento hubiera podido fabricar un diamante artificial.

También se dan otros ejemplos de la literatura (“La Estrella del Sur” de Julio Verne) y del cine (Superman).

Palabras clave: equilibrio de fases, diamante, grafito, diamantes artificiales

1. Original publicado en Revista de ADEQ (2014), 2, 75-81.

Introducción

“En el pensamiento científico siempre están presentes elementos de poesía. La ciencia y la música actual exigen de un proceso de pensamiento homogéneo”.- Albert Einstein (1879-1955)

La pregunta es: ¿cómo hacer para que un profesor de Química pueda usar un ejemplo sacado de la literatura? ¿cómo lograr que un profesor de literatura haga un abordaje de un texto desde los conocimientos científicos de la época del autor? ¿cómo poder romper el esquema rígido que se forma el estudiante de que las diferentes asignaturas son sistemas aislados? Sin embargo, los ejemplos posibles son innumerables.

Obviamente que estos abordajes integrados requieren de un esfuerzo adicional por parte de los docentes, además de un intercambio de ideas entre ellos. En este artículo se hace un intento para aproximar a la literatura los conocimientos químicos.

Algunos datos sobre el autor del relato

Herbert George Wells nació en 1866 en una familia londinense de clase baja. Tuvo una notable formación científica, graduándose en 1888 en Ciencias Naturales por la Universidad de Londres. Se le considera uno de los precursores de la ciencia-ficción y eso se refleja en sus primeros textos: *La máquina del tiempo* (1896), *La isla del Dr. Moreau* (1896), *El hombre invisible* (1897), *La guerra de los mundos* (1898)



Figura 1. Foto de H. G. Wells

El fabricante de diamantes (The diamond maker), objeto de este estudio, fue publicado en el año 1894 y forma parte del conjunto de cuentos denominado “El bacilo robado y otros incidentes”.

El fabricante de diamantes

El cuento está escrito en primera persona como si el protagonista de la historia fuera el propio autor. Éste relata que una noche, mientras caminaba hacia su casa, un hombre, “andrajoso y sucio, sin afeitarse y despeinado”, le habló mientras sacaba una pequeña bolsa de lona que le colgaba del cuello y que contenía una piedra de color marrón que él mismo había fabricado.

El narrador explica que un año atrás había dedicado su tiempo libre a conseguir un diploma de ciencias por lo que tenía nociones de física y mineralogía. Aquella piedra le pareció un diamante sin tallar, aunque demasiado grande pues tenía casi el tamaño del extremo de su pulgar.

El narrador había oído hablar de Moissan, pero sabía que sus diamantes artificiales eran muy pequeños. El indigente respondió que “Los diamantes se fabrican echando una mezcla de carbón en un fundente adecuado y a la presión conveniente; el carbón cristaliza entonces no en grafito o polvo de carbón, sino en pequeños diamantes. Todo eso lo saben los químicos desde hace años, pero ninguno ha dado todavía exactamente con el fundente correcto en el que fundir el carbón, o con la presión adecuada para obtener los mejores resultados. Por consiguiente los diamantes fabricados por químicos son pequeños y oscuros, y sin valor como joyas”. Más adelante prosigue: “Hace tres años que resolví el problema de la composición del fundente, y me aproximé mucho al de la presión poniendo este fundente mío y cierta mezcla de carbón dentro de un cañón completamente cerrado, lo llené de agua, lo sellé bien y lo calenté”..... “Estalló, hizo pedazos todas las ventanas y gran parte de mis aparatos, pero conseguí una especie de polvo de diamantes a pesar de todo. Estudiando el problema de cómo conseguir una fuerte presión sobre la mezcla fundida que había de cristalizar en diamantes, me encontré con unas investigaciones de Daubre en el *Laboratoire des Poudres et Salpêtres* de París. Hacía estallar dinamita en un cilindro de acero bien atornillado y demasiado fuerte para reventar, y me enteré de que de este modo podía pulverizar rocas convirtiéndolas en un limo no muy distinto al de los yacimientos sudafricanos en los que se encuentran los diamantes. Constituyó un golpe tremendo para mis recursos, pero logré que, siguiendo su modelo, me hicieran un cilindro de acero para mis objetivos. Puse dentro del cilindro todo el

material y los explosivos, encendí un buen fuego en el fogón, coloqué dentro el cilindro y... me fui a dar un paseo. Cuando volví el cilindro estaba exactamente donde lo había dejado, entre carbones ardiendo al rojo blanco. El explosivo no lo había reventado. Por consiguiente tenía que enfrentarme a otro problema. Como usted sabe, el tiempo es un elemento importante en la cristalización. Si se precipita el proceso los cristales son pequeños, sólo mediante una acción prolongada se consigue cierto tamaño. Decidí dejar enfriar el aparato durante dos años, disminuyendo lentamente la temperatura durante ese tiempo”... “Por fin, hace tres semanas, dejé que el fuego se apagara. Cogí el cilindro y lo desatornillé cuando estaba todavía tan caliente que me quemó las manos, saqué la desmenuzada masa semejante a la lava raspando con un cincel y la pulvericé a martillazos sobre una placa de hierro. Encontré tres diamantes grandes y cinco pequeños”.

Más adelante en el relato, le propone al narrador que le compre uno de los supuestos diamantes artificiales pero el “negocio” no se llega a concretar.

El cuento finaliza con una pregunta del narrador: “¿Era un monomaniaco ingenioso, un fraudulento comerciante de bisutería, o había fabricado realmente los diamantes como aseguraba?” Esa misma duda queda pendiente para el lector del cuento: en este artículo la trataremos de dilucidar.

¿El fabricante de diamantes intentó hacer un “cuento del tío?”

Para resolver este problema es necesario recurrir a los conocimientos de la época en que se escribió el cuento y luego discutirlos en función de los conocimientos científicos actuales.

¿Pudo resistir el cilindro la presión y la temperatura utilizadas?

En el relato se menciona a un tal Daubre que había utilizado una explosión de dinamita en un cilindro de acero para obtener altas presiones. Posiblemente se trate de Gabriel Auguste Daubrée, (1814-1896), geólogo e ingeniero francés, director de la Escuela Nacional Superior de Minas de París. Marcellin Berthelot en 1905 presentó una Memoria sobre los trabajos de Daubrée, donde no hay menciones al empleo de dinamita para obtener alta presiones, aunque sí se sabe que trabajó con ellas. El fabricante de diamantes empleó una técnica similar y el cilindro de acero quedó intacto “sobre carbones ardiendo al rojo blanco”.

Calentar el carbón al rojo blanco significa alcanzar temperaturas por encima de los 1200 °C. Normalmente la temperatura de forja ideal del acero es el rojo

cereza o como máximo el rojo claro (800 -1200 °C), sin llegar al rojo blanco en que el acero se vuelve pastoso (su punto de fusión está alrededor de 1600 °C). Por lo tanto, el cilindro utilizado debería, por lo menos, haberse deformado con la explosión porque su acero se debería haber “ablandado” a esa temperatura.

Fraudes y logros en la fabricación de diamantes artificiales en el siglo XIX

El primer científico que intentó fabricar diamantes artificiales fue el escocés James Ballantyne Hannay (1855-1890), brillante autodidacta, que llegó a miembro de la Real Sociedad de Edimburgo a los 21 años (Figura 2). Hannay introdujo dos ideas fundamentales para la fabricación de diamantes: la necesidad de la alta presión y la importancia del proceso de disolución/cristalización. La disolución de metales alcalinos en parafina dio lugar, de modo bastante inesperado, a un depósito negro, carbonoso, que Hannay creyó formado por diamantes. De ahí su idea de disolver calentando y a presión alta, todo tipo de sustancias en multitud de disolventes. Ello, naturalmente, daba lugar a tremendas explosiones. Aunque, de acuerdo con su cuaderno de laboratorio, en solo tres ocasiones de un total de ochenta experiencias, se mantuvo el tubo intacto y sólo en una de ellas aparecieron cristales de diamante. Sin embargo, análisis recientes sobre dichos cristales que se conservan en el Museo Británico demuestran que se trata de diamantes naturales y no artificiales. ¿Cómo pudieron aparecer éstos en los experimentos de Hannay? Hay tres hipótesis: a) un fraude del propio Hannay; b) un fraude de alguno de sus colaboradores; c) la utilización de diamantes naturales como semillas de crecimiento.

Ferdinand Frédéric Henri Moissan (1852-1907), dio a conocer en 1893 su método de preparación de pequeños diamantes artificiales a partir de carbono disuelto en hierro fundido. Sin embargo, cuando se trató de reproducir el experimento, ningún científico (ni el propio Moissan) pudo obtener ni siquiera vestigios de diamantes. Hoy se cree que algún ayudante bromista colocó esas partículas de diamantes en la mezcla de hierro fundido. Aparte de ello, en 1906 fue galardonado con el Premio Nobel de Química por sus experimentos sobre el aislamiento del flúor.



Figura 2.- Foto de Henri Moissan

Diamante y grafito: la cinética aparentemente le gana a la termodinámica

Las dos formas alotrópicas más conocidas del carbono son (Figuras 3 y 4): el grafito (red hexagonal plana) y el diamante (red tetraédrica). Más recientemente, se han descubierto otras estructuras, elevando el número de alótropos principales del carbono a cinco. Es interesante destacar que el “descubrimiento” de los tres últimos alótropos se produjo en un intervalo de pocos años: fullerenos en 1985, nanotubos en 1991 y grafenos en 2004.

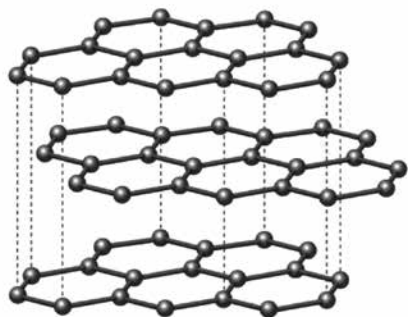


Figura 3. Estructura del grafito

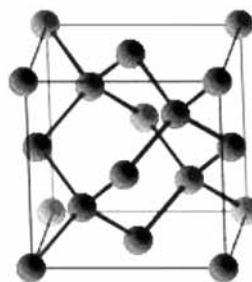


Figura 4. Estructura del diamante

Hasta aproximadamente el año 1985, el diagrama de equilibrio de fases del carbono en función de la presión y la temperatura, era bastante simple (Figura 5). A muy altas presiones la única fase estable es el diamante y a muy altas temperaturas y presiones moderadas únicamente existe, en un margen relativamente estrecho, la forma grafito. Por ejemplo, en condiciones de presión atmosférica (y aún hasta 20 kbares) la forma estable es el grafito: el diamante es una forma metaestable hasta más de 4000 K. A temperatura ambiente y por encima de 400 kbar, el diamante es la forma termodinámicamente estable pero si la temperatura se aumenta hasta 4000 K, alcanza con presiones del orden de los 150 kbar. El carbono líquido sólo se puede lograr a temperaturas muy altas; su punto de fusión normal es de 3527 °C.

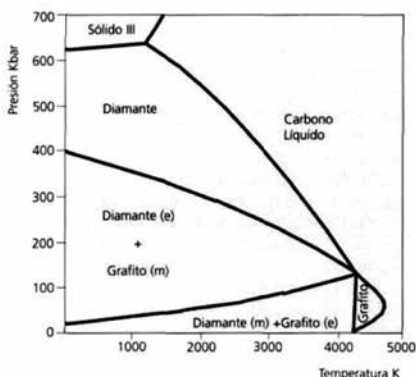
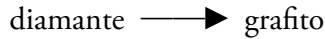


Figura 5. Diagrama de equilibrio de fases del carbono.

Por lo tanto, de acuerdo con el diagrama de equilibrio de fases (Figura 5), en condiciones ambiente es espontánea la transformación de diamante en grafito (las razones por lo que esto no sucede se verán más adelante).



Si bien alcanza con el estudio del diagrama de equilibrio de fases para determinar las condiciones teóricas de formación de diamantes a partir de grafito, es también interesante emplear los criterios termodinámicos de espontaneidad e equilibrio a esta transformación.

Llamaremos P_1 a la presión del sistema a la cual el diamante se transforma espontáneamente en grafito (a una cierta temperatura T), G^{gr} a la energía libre molar del grafito y G^{di} a la del diamante. Para este cambio de fase se puede escribir la siguiente ecuación (cuya deducción se puede encontrar en los libros de Fisicoquímica y de Termodinámica):

$$G_{final} - G_{inicial} = G^{gr}(P_1) - G^{di}(P_1) < 0$$

$$G^{gr}(P_1) < G^{di}(P_1)$$

En base a ella, se puede calcular el valor de presión (P_2), a la misma temperatura, en que ambas fases estén en equilibrio:

$$G^{gr}(P_2) = G^{di}(P_2)$$

La energía libre molar del grafito (G^{gr}) y la del diamante (G^{di}) varían con la temperatura y con la presión según las siguientes ecuaciones (cuya deducción también se puede encontrar en los libros de Fisicoquímica y de Termodinámica):

$$dG^{gr} = V^{gr} dP - S^{gr} dT$$

$$dG^{di} = V^{di} dP - S^{di} dT$$

V^{gr} y V^{di} son los volúmenes molares de ambas formas; S^{gr} y S^{di} , sus respectivas entropías molares.

Al modificar infinitesimalmente la presión (dP), a temperatura constante, la energía libre del grafito y la del diamante sufren también cambios infinitesimales:

$$dG^{gr} = V^{gr} dP$$

$$dG^{di} = V^{di} dP$$

Integrando ambas ecuaciones (dado que se trata de sólidos, se puede suponer que el volumen molar no se modifica apreciablemente con la presión):

$$G^{gr}(P_2) = G^{gr}(P_1) + V^{gr}(P_2 - P_1)$$

$$G^{di}(P_2) = G^{di}(P_1) + V^{di}(P_2 - P_1)$$

En el equilibrio de fases a P_2 , para las energías internas molares de cada fase se cumple:

$$G^{gr}(P_2) = G^{di}(P_2)$$

$$G^{gr}(P_1) + V^{gr}(P_2 - P_1) = G^{di}(P_1) + V^{di}(P_2 - P_1)$$

Reordenando:

$$P_2 - P_1 = \frac{G^{gr}(P_1) - G^{di}(P_1)}{V^{di} - V^{gr}}$$

Si tomamos la presión P_1 como 1 bar y la temperatura como 298 K, las entalpías molares de formación en el estado normal (298 K y 1 bar) son:

$$\Delta_f G^{gr}(P_1) = 0$$

$$\Delta_f G^{di}(P_1) = 2.90 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Por lo tanto:

$$G^{gr}(P_1) - G^{di}(P_1) = \Delta_f G^{gr}(P_1) - \Delta_f G^{di}(P_1) = -\Delta_f G^{di}(P_1)$$

$$G^{gr}(P_1) - G^{di}(P_1) = -2.90 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$P_2 - P_1 = \frac{-2.90 \text{ kJ mol}^{-1}}{V^{di} - V^{gr}}$$

El volumen molar es igual a la inversa de la densidad. A 298 K y una presión de 1 bar las densidades del diamante y del grafito son:

$$\rho^{di} = 3.52 \text{ g cm}^{-3}$$

$$\rho^{gr} = 2.25 \text{ g cm}^{-3}$$

Sustituyendo los volúmenes molares por las densidades correspondientes y haciendo los cambios de unidades requeridos:

$$P_2 - P_1 = \frac{-2900 \text{ (J mol}^{-1}\text{)}}{(12.01 \text{ g mol}^{-1})\left(\frac{1}{3.52} - \frac{1}{2.25}\right)(\text{cm}^3 \text{ g}^{-1})} = 1506 \text{ J cm}^{-3}$$

Como P_1 es 1 bar, queda:

$$P_2 - 1 = 1506 \text{ (J cm}^{-3}\text{)} \frac{82.06 \text{ (cm}^3 \text{ atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}\text{)}}{8.314 \text{ (J mol}^{-1} \text{ K}\text{)}} = 14900 \text{ atm}$$

$$P_2 = 14900 \text{ atm} = 15100 \text{ bar}$$

A 298 K y por encima de 14900 atm (15100 bar), el diamante será la forma estable; para presiones menores, la forma estable será el grafito. En consecuencia, a temperatura ambiente se necesita ejercer presiones superiores a las 15 kbar para poder transformar el grafito en diamante.

La mayoría de diamantes naturales se forman en condiciones de presión y temperatura extremas, existentes a profundidades de 140-190 km en el manto terrestre. Los minerales que contienen carbono proveen la fuente de carbono, y el crecimiento tiene lugar en períodos de 1 a 3,3 mil millones de años, lo que corresponde a, aproximadamente, del 25 % al 75 % de la edad de la Tierra. Los diamantes llegan cerca de su superficie a través de erupciones volcánicas profundas: ese magma se enfría en rocas ígneas conocidas como kimberlitas y lamproitas.

Por lo demostrado, la evolución del diamante hacia el grafito a temperatura y presión atmosféricas es un proceso espontáneo. En esas condiciones la velocidad con la que dicha transformación transcurre es extremadamente lenta debido a su alta energía de activación E_a (Figura 6). Como están implicados átomos de carbono que están rígida y fuertemente enlazados y por ello con muy poca movilidad, pueden pasar miles de años hasta que se vea algún cambio apreciable. Gracias a la cinética vencedora temporalmente de la termodinámica, no se ha dado ningún caso hasta el momento de que una persona se haya comprado un anillo con un diamante y que, al tiempo, se haya encontrado con un pedazo de carbón en el dedo!

La cinética química salva a los joyeros de las amenazas de la termodinámica, de manera que, en nuestra escala temporal, un diamante es para siempre. Esto nos recuerda el título de la cuarta novela de la serie de James Bond, publicada en 1956 por Ian Fleming: “Los diamantes son eternos”.



Figura 6. Energía de activación de la transformación de diamante en grafito.

Observando la gráfica del perfil de reacción de productos menos energéticos que los reactivos, se ve que la energía de activación del proceso inverso es todavía mayor que la del directo. Es decir, que si el diamante tarda su tiempo en convertirse en grafito, éste tardará aún más en transformarse en diamante, por mucho que se den las condiciones termodinámicas idóneas. En consecuencia, una de las maneras industriales de obtener diamantes artificiales es tratar el grafito a 3000 K y a 125-150 katm. Por ser la velocidad de transformación de grafito en diamante muy lenta, se utilizan trazas de metales de transición como catalizadores (hierro, níquel, platino).

¿Descubrimiento científico o “cuento del tío”

Obviamente el autor del cuento se basó en los conocimientos de la época donde “parecía” posible fabricar diamantes en esas condiciones. La duda que él mismo expresa al final de cuento puede ser un recurso literario para atraer la atención del lector, dejando ese final abierto a su imaginación o puede, sinceramente, ser su posición personal frente al tema. Fuera de ello, para los lectores actuales sólo queda la posibilidad de un gran engaño.

Un diamante artificial de Julio Verne

Otra lectura recomendada sobre el tema de la obtención de diamantes artificiales es la novela “La estrella del sur” escrita por Julio Verne en 1884. En ella, Cipriano Meré, un ingeniero francés que vive en los “Campos de Diamantes” en Griqualandia Occidental (Sudáfrica), desea casarse con la hija del Señor Watkins. Éste espera que su hija Alicia se quede en Sudáfrica y se case con uno de los mineros más adinerados de la región. Para situarse en una posición favorable para lograr casarse con Alicia, Cipriano compra una porción de tierra y comienza a trabajarla, en busca del preciado tesoro. Sin embargo, Alicia lo convence para que vuelva a la química y retome su teoría de la síntesis del diamante. El experimento parece tener éxito cuando el ingeniero produce un diamante que denomina “La estrella del sur”. El resto de la novela (con la descripción del experimento realizado así como su final), queda fuera del alcance de este artículo.

Superman fabricando un diamante

En la tercera entrega protagonizada por Christopher Reeve, una hazaña de Supermán consiste en que, tras aterrizar en un yacimiento de carbón llevando en brazos al redimido Gus Gorman (interpretado por Richard Pryor), recoge del suelo un puñado del negro mineral y presionándolo fuertemente entre las palmas de sus manos consigue sintetizar un estupendo y generoso diamante, que además ya está tallado!

Si la masa de grafito tuviera una cara plana de unos 6 cm^2 sobre la que se apoyara la mano de Superman, éste necesitaría aplicar una fuerza de:

$$15000 \text{ atm} \times 6 \text{ cm}^2 \times (101300 \text{ Pa}/1\text{atm}) \times (1\text{m}^2/10000 \text{ cm}^2) = 911700 \text{ N.}$$

Eso equivale a que Superman levante con una mano un autobús de casi 100 toneladas, lo cual no sería imposible dada su superfuerza. Pero queda un detalle adicional: como ya se dijo, la transformación de grafito en diamante tiene una energía de activación altísima por lo que se suelen utilizar catalizadores. Superman sólo cambia la presión, lo cual no influye en la velocidad de reacción. En definitiva: entre sus superpoderes se encuentra el vencer simultáneamente a la Termodinámica y a la Cinética Química!

Referencias bibliográficas

- Alario M. y Franco. (2005). Las mil caras del carbono. *Rev. R. Acad. Cienc. Exact. Fís. Nat.* (Esp) 99 (1) 69-86, 2005.
- Ascaso F. J., Peiro C. y Cristóbal J.A. (2010). El país de los ciegos, de H.G. Wells (1866-1946) *Arch. Soc. Esp. Oftalmol.* 85(9), 313–314.
- Berthelot M. (1905). Notice historique sur la vie et les travaux de M. Daubrée. *Mémoires de l'Académie des Sciences de l'Institut de France*, Paris. 48, Série 2.
- Hannay J. B. (1880). On the artificial formation of the diamond. *Proc. R. Soc. Lond.*- p. 450-61.
- Levine Ira N. Físicoquímica. Volumen 1. Páginas 268-269. McGraw Hill, Madrid, 2004.
- Tascón Juan M. D.. (2007). Materiales de carbono: estructuras y formas. *Opt. Pura Apl.* 40 (2) 149-159.
- Wisniak J., Ballantyne Hannay, J. (2010). *Revista CENIC Ciencias Químicas*, 41 (3), 183-192.