

William Thomas Brande: químico precoz y entusiasta

Jaime Wisniak

Resumen: William Thomas Brande (1788-1866) fue un químico inglés, autodidacta, que reemplazó a Humphry Davy en la *Royal Institution*, y realizó investigación en química, geología, y fisiología. Sus principales contribuciones fueron acerca de la composición de la sangre y otros fluidos animales, la pirolisis del carbón, el uso del gas de carbón en iluminación, propiedades de principios animales y vegetales, y el examen del naftaleno (sin identificarlo).

Palabras clave: Productos naturales, *Royal Institution*, electroquímica, fisiología, alcohol.

Abstract: William Thomas Brande (1788-1866) was a self-formed British chemist who replaced Humphry Davy at the Royal Institution and did research in the several areas such as Chemistry, Geology, and Physiology. His major contributions were on the constitution of blood and other animal fluids, the destructive distillation of coal, the use of coal gas in illumination, properties of vegetable and animal principles, and the examination of naphthalene (without identifying it).

Keywords: Natural products, Royal Institution, electrochemistry, physiology, alcohol.

Resumen de su biografía^[1-6]

William Thomas Brande (1788-1866) (Figura 1) nació el 11 de febrero de 1788 en Londres, el sexto vástago y tercer hijo de Ann Thomas (1753-1837) y Augustus Everard Brande (1746-1834), quien fue farmacéutico del rey George III y la reina Charlotte entre los años 1783 y 1801. Recibió su educación primaria en escuelas privadas en Kensington (1794-1797) y Westminster, y a su término no siguió estudios universitarios formales. A pesar de los deseos de su padre de que siguiera una carrera eclesiástica, Brande decidió estudiar medicina para profundizar sus conocimientos de química. Así, entre 1801 y 1810 trabajó como aprendiz con su hermano Everard Brande (1776-1868), que manejaba el negocio familiar en Londres y era miembro de la *Sociedad de Apotecarios*. Cuando William tenía catorce años, la familia se trasladó a Chiswick en *West London*. Allí conoció a Charles Hatchett (1765-1847), un químico aficionado que tenía un pequeño laboratorio en su casa, y que jugó un papel clave en la decisión de Brande de ser químico: lo dejó participar en sus experimentos, ejecutar los que quisiera, y lo instruyó en el estudio de rocas y minerales. Durante su aprendizaje de farmacia, Brande encontró el tiempo para profundizar sus estudios

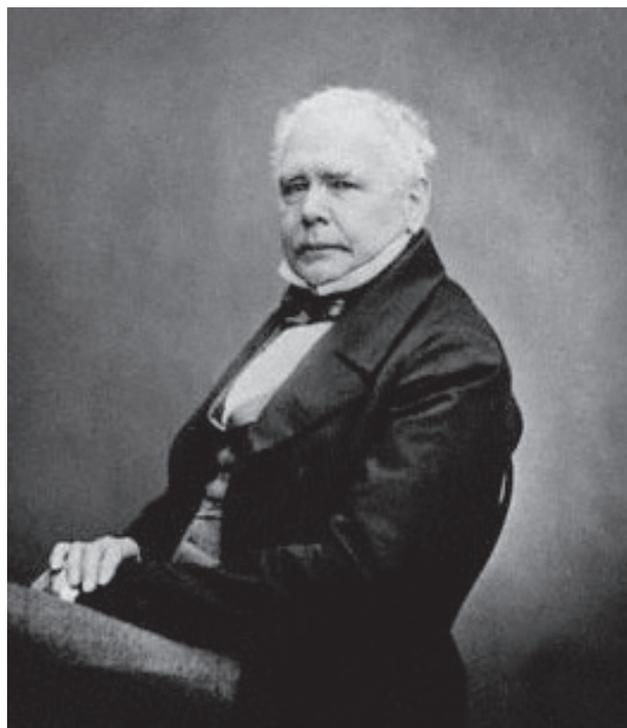


Figura 1. William Thomas Brande (1788-1866)

Fuente: Wikipedia, <http://bit.ly/1lz6GNf>.

de química asistiendo a los cursos de química impartidos por George Pearson (1751-1828) y Friedrich Accum (1769-1838) en la *Wilson's Anatomical and Medical School* y en el hospital St. George. Aparte de esto, comenzó a seguir el curso dado por Humphry Davy (1778-1819) en la Royal Institution. Durante estas actividades hizo amistad con varios científicos importantes, entre ellos Everard Home (1756-1832), uno de los custodios de la Colección Hunter en el *Royal College of Surgeons*, el cirujano y profesor de anatomía Benjamin Collins Brodie (1783-1862), y el médico C. R. Pemberton.^[3,4]



J. Wisniak

Department of Chemical Engineering,
Ben-Gurion University of the Negev,
Beer-Sheva, Israel 84105
C-e: wisniak@exchange.bgu.ac.il

Recibido:23/03/2014. Aceptado:30/03/2014.

En palabras de Brande: “En aquel tiempo yo estaba dedicado con todo ardor a mis estudios de química, a pesar de que mi hermano, con quien yo vivía, trabajaba y pasaba la mayor parte de mi tiempo, me puso todos los obstáculos imaginables para oponerse a mis avances en química. Así y todo, encontré el tiempo para leer y a veces hacer experimentos en mi cuarto; en esta forma coleccioné una serie de observaciones y notas que esperaba me sirvieran de base (y así fue) para un curso que esperaba dar en el futuro. En aquella época lleve a cabo algunos experimentos sobre la benzoína cuyos resultados fueron publicados en el *Nicholson's Journal* de Febrero de 1805”^[1,2,7] (Brande tenía entonces 17 años de edad). Brande remarcó que Hatchett, que era responsable de casi todo lo que se sabía acerca de las propiedades químicas de las resinas, gomas y bálsamos, no había examinado todavía la benzoína. En el mismo año publicó un artículo acerca de la respiración^[8] y otro sobre el guayacol.^[9]

En 1808 Brande comenzó a enseñar química farmacéutica en *Dr. Hooper's Medical Theater*, física y química en *Anatomical and Medical School*, y *Materia Médica* en la casa del Dr. Pearson. Durante ese período, el cirujano Home le encargó que analizara la colección de cálculos urinarios del *Colegio de Cirujanos*. Los resultados de esta investigación se tradujeron en una serie de artículos publicados en las *Transactions of the Royal Society*.^[10-12] En 1809, Brande fue elegido *fellow de la Royal Society* y en año siguiente fue autorizado a ejercer como apotecario calificado. En 1813, a la muerte de William Hyde Wollaston (1766-1828), Brande fue elegido para sucederlo como *Principal Secretary de la Royal Society*, puesto que ocupó hasta 1826. En el mismo año, la *Royal Society* le adjudicó la Medalla Copley por dos publicaciones en las que demostró que el alcohol era un componente natural de caldos fermentados y no el resultado de su destilación, así como la determinación del contenido alcohólico de muchos vinos y bebidas alcohólicas.^[13,14]

La amistad de Brande con Davy dio un empuje significativo a su carrera científica y pública. En 1812, cuando Davy renunció a la cátedra de química en la *Royal Institution*, invitó a Brande a reemplazarlo en la serie de conferencias sobre química agrícola que dictaba en el *Board of Agriculture*. Como resultado, Brande se trasladó a un apartamento en la *Royal Institution*, y más tarde en el mismo año, fue nombrado superintendente de la casa y secretario del comité de química, geología y mineralogía. En 1813, Davy renunció a su posición de profesor honorario y Brande fue elegido a la cátedra de química, puesto que conservó hasta su renuncia en 1852. Posteriormente, fue designado profesor honorario. En 1813, Brande fue elegido profesor de química y *Superintending Chemical Operator* de la Compañía de Apotecarios. En 1828 la *Royal Institution* le concedió la Medalla Fuller.^[3,4]

La asociación de Brande con Davy llevó también a una colaboración estrecha con Michael Faraday (1791-1867), que trabajaba como químico ayudante en la *Royal Institution*, y como tal, era responsable de preparar los experimentos ejecutados durante las clases. Faraday acompañó a Davy cuando éste viajó a Francia invitado por Napoleón. Después de su retorno (1825), colaboró con Brande en las

clases dictadas en la *Royal Institution*, y en la edición de la revista *Quarterly Journal of Science and Art*.^[3,4]

En 1823, el gobierno británico contrató a Brande como asesor para la fabricación del hierro y acero usado en los moldes de monedas en la *Casa de la Moneda*. Su informe condujo a su nombramiento como fideicomisionado de los moldes de esa institución (1825), y luego a superintendente del departamento de acuñado (1852), una posición que ejerció hasta su muerte.

Brande fue uno de los fundadores de la *Sociedad Química* en 1841 y uno sus primeros vicepresidentes (1841 a 1846). En 1836, fue elegido uno de los primeros *fellows* de la *University of London* y miembro de su senado, y entre 1846 y 1858 sirvió como *Examiner in Chemistry*. En 1853, Brande recibió un doctorado *honoris causa* en ley civil de la Universidad de Oxford. Fue *fellow* de la *Royal Society of Edinburgh*, y miembro de varias sociedades extranjeras.^[3,4]

En el discurso que Brande dio en la *Royal Institution* con motivo de su renuncia, resumió su filosofía didáctica en estas palabras: “En este curso he tratado de mostrar la relación íntima que existe entre ciencia abstracta y las artes aplicadas, entre los refinamientos de la química moderna y las extensas y mejoradas condiciones que se encuentran parte de nuestras manufacturas de liderazgo... También dicté una serie de clases y demostraciones acerca de química teórica y práctica en el laboratorio en el piso inferior... Fueron la primeras clases impartidas en Londres en las cuales se intentaba dar una visión integrada de la química y sus aplicaciones, incluyendo aspectos técnicos, mineralógicos, y médicos”.^[1]

En 1818, Brande se casó con Anna Frederica Hatchett (1797-1881), la segunda hija de Hatchett. De este matrimonio nacieron tres hijas y dos hijos. Brande falleció el 11 de febrero de 1866 a la edad de 76 años y fue enterrado en el cementerio metropolitano de West Norwood (Londres). Lo sobrevivieron su esposa e hijos.

Sus actividades de investigación incluyeron el examen de la porcelana del diente,^[15] investigación química de la sangre y otros fluidos animales,^[16,17] fenómenos electroquímicos^[16,18] (*Bakerian Lecture* de 1813), varios artículos sobre la destilación destructiva del carbón y el uso del gas como medio de iluminación,^[19-21] principios vegetales y animales,^[22-25] examen de una sustancia supuesta ser ácido benzoico,^[21] óxidos de uranio,^[26] y un artículo describiendo sus actividades en la *Casa de la Moneda*.^[27]

Contribución Científica

Brande publicó más de 50 artículos científicos en sus áreas de interés, y muchos textos de estudio basados en sus cursos sobre geología, química, y farmacia; entre ellos: *An Account of Some New Experiments on the Fluoric Compounds*,^[28] *Outlines of Geology*,^[29] *A Manual of Chemistry: Containing the Principal Facts of the Science Arranged in the Order in Which They Are Discussed and Illustrated in the Lectures at the Royal Institution*,^[30] *A Manual of Pharmacy*,^[31] *Chemistry*^[32] (con Alfred Swaine Taylor, 1806-1880, como coautor), y *Dictionary of Materia Medica, Including a Translation of the Formulae*

of the London Pharmacopoeia.^[33] Brande fue editor del *Dictionary of Science, Literature, and Art*,^[34] y escribió la *Dissertations* publicada como prefacio al suplemento de la cuarta edición de la *Enciclopedia Británica*.^[35] Su último libro, *Organic Chemistry*,^[36] estaba basado en el ciclo de conferencias que dio en la Royal Institution, en 1852.

Alcohol

De acuerdo a Brande, era aceptado comúnmente que el alcohol obtenido por destilación del vino no existía como tal en el licor, pero era principalmente un producto de la operación, que se generaba por un reordenamiento de sus elementos últimos. Las principales pruebas de esta hipótesis eran el resultado de las investigaciones de Giovanni Valentino Fabroni (1752-1822), que había tratado infructuosamente de separar el alcohol por saturación con bicarbonato de potasio seco.^[13,37] Los resultados de los experimentos iniciales de Brande probaban que la separación del alcohol mediante el bicarbonato de potasio eran interferidos, y muchas veces prevenidos, por otros ingredientes del vino que formaban un compuesto gelatinoso con los colorantes del vino y con el ácido (tartárico) contenido en el licor. Se obtenían resultados similares si los ácidos del vino eran precipitados primero por adición de carbonato de calcio. Además, Brande encontró que adición de una porción importante de alcohol al vino permitía separarlo por saturación con bicarbonato de potasio.

Brande pensaba que si el espíritu obtenido por destilación del vino era un producto y no existía como tal en él, entonces la destilación a temperaturas diferentes debería proporcionar cantidades diferentes de espíritu. Para probar esta hipótesis destiló primero 226,8 g de Oporto y encontró que el destilado de 113,4 g tenía una densidad de 0,96316 a 15,6°C. En seguida agregó 113,4 g de cloruro de calcio a la misma cantidad de Oporto para aumentar su punto de ebullición de 87,8° a 93,3°C. Nuevamente encontró que destilaban 113,4 g de alcohol de densidad 0,96311 a 15,6°C. Más experimentos de destilación arrojaron el mismo resultado, lo que indicaba que el alcohol debía ser considerado un compuesto presente en el vino original y no algo que se formaba después.^[13]

La siguiente serie de experimentos tuvo como objetivo determinar la cantidad relativa de alcohol presente en distintos vinos. Con este propósito, el vino fue destilado en un matraz de vidrio calentado en forma controlada, de modo que al final del proceso la mayor parte del vino había destilado sin carbonizar el residuo. En seguida, el destilado fue mezclado con suficiente agua para recuperar el volumen inicial y el porcentaje de alcohol determinado midiendo la densidad de la disolución a 15,6°C y usando las tablas de concentración-densidad descritas por George Gilpin (1755-1810).^[38] Brande publicó una tabla listando la densidad después de la destilación y el porcentaje de espíritu puro contenido en 49 vinos y bebidas alcohólicas.^[13] Seis años después publicó una lista más extensa.^[39]

En otro artículo,^[14] Brande demostró que la adición de acetato de plomo [o su sub-acetato, $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2 \cdot \text{PbO}$] o de sub-nitrato de plomo al vino, producía un precipitado

denso e insoluble, compuesto principalmente de la combinación del óxido metálico con el colorante del vino. El líquido filtrado era incoloro, contenía alcohol, agua y parte del ácido de la sal metálica, y se separaba fácilmente en alcohol y agua por adición de bicarbonato de potasio. Cien medidas de vino separadas en esta forma producían 22,5 medidas de alcohol. La destilación del vino producía alcohol de densidad 0,97530 a 15,6°C, que correspondía a 22,306% de acuerdo a las tablas de Gilpin. Los resultados de experimentos similares conducidos con una variedad de vinos confirmaron la hipótesis de que la destilación no formaba alcohol y que el total encontrado después de destilar pre-existía en el licor fermentado.

Productos naturales

Brande investigó la composición y propiedades de varios productos naturales derivados de plantas, entre ellos la benzoína, el guaiacum, el *ou poey tse*, y el ruibarbo.

Benzoína

La benzoína (Figura 2) se obtiene de una incisión hecha en el árbol *Styrax benzoin*, una especie nativa de Sumatra, usada durante muchos años en perfumes e inciensos, como condimento y como medicina (tintura de benzoína). En su artículo sobre el tema, Brande mencionó que aun cuando Hatchett había estudiado un gran número de resinas, gomas, y bálsamos, no había examinado la benzoína en particular. Se sabía que la benzoína impartía una leve humedad al paladar, que tenía un aroma fragante, que quemaba emitiendo un olor penetrante, y que tenía una densidad de 1,092. Aun cuando algunos la clasificaban como una resina, era más apropiado denominarla bálsamo ya que contenía una resina y ácido benzoico. Brande estudió la reacción de varios reactivos con la benzoína, determinó su composición, y desarrolló un método para separarla del ácido benzoico.^[7]

La benzoína era poco soluble en agua fría pero el agua hirviendo la separaba parcialmente del ácido benzoico. Era totalmente soluble en alcohol tibio produciendo una disolución de color amarillo café oscuro, levemente fragante. La disolución alcohólica tratada con HCl frío producía un grumo blanco, que se disolvía al calentar. El mismo efecto era producido por unas cuantas gotas de ácido sulfúrico; en este caso los grumos se disolvían al agregar más ácido. Un exceso de ácido resultaba en un precipitado color violeta oscuro. La adición de un poco de ácido nítrico producía una disolución coloreada rojo oscuro y un exceso de ácido resultaba en una eflorescencia violenta. Este último efecto, que se producía también al agregar el ácido a benzoína pulverizada, convertía el bálsamo en la masa anaranjada. La disolución alcohólica no reaccionaba con los álcalis. La destilación de la benzoína producía ácido benzoico, agua ácida, una gran cantidad de un aceite butírico y empireumático, y un gas conteniendo hidrocarburo y CO_2 .^[7]

Brande escribió que el ácido benzoico tenía un sabor picante y amargo, y un olor levemente aromático. Cambiaba a rojo la tintura de litmus y se volatilizaba como un

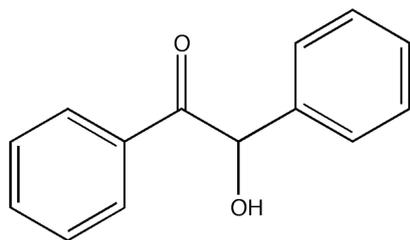


Figura 2. Benzoina.

vapor blanco que producía una sensación muy desagradable en la garganta. Su densidad era 0,667 y al fundirse se transformaba en un líquido fluido como el agua. Era soluble en alcohol y en los ácidos sulfúrico y nítrico y no era afectado por el HCl y el ácido fosfórico.^[7]

Guaiacum

De acuerdo a Brande, ninguna de las resinas que habían sido examinadas hasta el momento presentaba tantas propiedades curiosas como el guaiacum (*guaiacum officinale*). A pesar de los numerosos cambios que esta experimentaba al ser calentada con diferentes disolventes, no había llamado la atención.^[9] La resina pulverizada tenía un color gris, que gradualmente cambiaba a verde en contacto con el aire. El polvo, de densidad 1,2289, era insípido, pero al ser tragado estimulaba una fuerte sensación quemante en la garganta; tenía un aroma balsámico agradable y fundía al ser calentado al mismo tiempo que difundía un olor aromático picante. El polvo se dispersaba en agua tibia produciendo una disolución opaca, que quedaba clara al ser filtrada. Evaporada hasta secado, dejaba un residuo marrón, soluble en alcohol, bastante soluble en agua hirviendo e insoluble en éter. El tratamiento de la disolución acuosa con HCl, cloruro de aluminio, o de cloruro de estaño depositaba un precipitado insoluble; el ácido sulfúrico producía un precipitado verde pálido, mientras que los álcalis y el ácido acético no producían ningún efecto. El guaiacum era totalmente soluble en ácido nítrico de densidad 1,39; la disolución precipitaba ácido oxálico al cabo de nueve horas. También se disolvía en los álcalis puros y sus carbonatos. De acuerdo a Brande, todos estos resultados indicaban que el guaiacum contenía una sustancia con propiedades de un extracto. De acuerdo al análisis cuantitativo, 100 partes de guaiacum contenían cerca de 9 partes de extracto impuro.^[9]

Brande sometió una muestra de guaiacum muy puro a una destilación destructiva y encontró que 100 partes de él producían 515 partes de agua ácida, 2415 de un aceite oscuro, 30 de un aceite empireumático diluido, 30,5 de carbón que permanecían en la retorta, y 910 partes de una mezcla gaseosa formada principalmente por metano y CO₂. Incineración del carbón produjo tres partes de hidróxido de calcio y nada de álcali.^[9]

De acuerdo a Brande, toda la información acumulada indicaba que el guaiacum debiera estar formado por una resina modificada por un principio extractivo vegetal, esto es, que era una extracto-resina.^[9]

En una adenda a su artículo, Brande comentó que el oxígeno actuaba en forma notable sobre ciertos cuerpos resinosos. El alcohol los disolvía parcialmente dejando un residuo que tenía las propiedades de caucho natural, y que endurecía en contacto con aire. La porción disuelta en el alcohol podía ser reprecipitada con agua, y el precipitado presentaba las mismas propiedades que la resina pura. El burbujeo de cloro a través de la disolución producía un precipitado elástico que se volvía muy frágil al secarse, era soluble en alcohol hirviendo y precipitaba de nuevo al enfriar.^[9]

Ou poey tse

En 1817 Joseph Banks (1743-1820), presidente de la *Royal Society*, solicitó a Brande que analizara *ou poey tse*, una sustancia China usada como colorante negro. Un examen visual del material indicó que estaba formado por vesículas irregulares de color gris rojo, que contenían en su interior un polvo marrón. Un examen microscópico señaló la presencia insectos. Esta sustancia parecía haber sido descrita por el historiador jesuita Jean Baptiste Du Halde (1674-1743). Las vesículas tenían un gusto astringente; agregadas a cualquier sal roja de hierro producían un tinte negro, indicando la posible presencia de taninos. Brande notó que la infusión acuosa del polvo también era astringente y producía un copioso precipitado blanco con una solución de gelatina, que se ponía negra al añadir sulfato de hierro (III). El secado de la solución producía un residuo transparente de color marrón, astringente, de sabor amargo, que teñía fuertemente el papel de litmus, fácilmente soluble en agua y alcohol, y que parecía ser tanino muy puro. El residuo parecía estar formado de resina mezclada con material leñoso.^[22]

Las propiedades de las soluciones acuosas sugirieron a Brande que contenían una gran cantidad de ácido gálico. Brande separó el ácido en forma muy pura, agregando agua de cal a la disolución, lo que resultó en un precipitado de tanino e hidróxido de calcio y una disolución acuosa de galato de calcio. El calcio de la sal fue separado como su oxalato. Brande razonó que el producto chino podía ser utilizado como una fuente prometedora de ácido gálico puro. Sus experimentos indicaron que aun cuando el cuero producido por tratamiento con la infusión era muy frágil, la resina China debiera ser una excelente material para producir un tinte negro y tinta de escritura.^[22]

El análisis de la materia prima por destilación destructiva indicó que 100 partes de ella contenían 50 de una disolución acuosa de ácido gálico, teñida con un aceite empireumático, 10 de compuestos gaseosos, y 38 de carbón (por un total de 98 partes).^[22]

Ruibarbo

Existía muy poca información acerca de la naturaleza de la raíz de ruibarbo (*Rheum palmatum*). Sólo se sabía que era muy soluble en agua y casi insoluble en alcohol. Brande digirió ruibarbo ruso en agua hirviendo y trató la disolución amarillo-marrón resultante con diversos reactivos. Por un lado, el ácido oxálico y la disolución de nueces no produjeron ningún efecto; por otro lado, una disolución acuosa de gelatina, de ácido nítrico,

de acetato de plomo (I y II), de sulfato de fierro o de estaño, produjeron copiosos precipitados coloreados.^[23] Una digestión alcohólica de trozos de raíz produjo una disolución incolora y un residuo insípido. Este último resultó ser una goma insoluble en alcohol y sin reacción con una disolución de yodo. La disolución alcohólica contenía una resina de color marrón, olor aromático, totalmente soluble en éter: la parte soluble formaba un residuo copioso con acetato de plomo. En base a estos datos Brande concluyó, que 100 partes of ruibarbo contenían 31 de goma, 24,8 de madera y residuo insoluble, 10 de resina, y 26 partes de material extractivo y tanino (la pérdida, supuesta agua, era 8,2 partes).^[23]

Una destilación destructiva de 100 partes de ruibarbo produjo 10 de agua, 49 de una disolución acuosa de ácido gálico mezclada con un aceite empireumático, 34,5 de carbón, 2 de fosfato de calcio y 4,2 partes de carbonato de calcio. Brande destacó que la actividad medicinal del ruibarbo parecía residir exclusivamente en los principios soluble en alcohol. El extracto alcohólico era un poderoso purgante y la resina pura funcionaba con laxante. La goma era totalmente inerte y no parecía poseer propiedades medicinales.^[23]

Electroquímica

En su primer artículo sobre el tema, Brande escribió que una memoria de Home acerca de la naturaleza de la substancia intervertebral en los peces y cuadrúpedos^[40] lo había llevado a investigar las propiedades del mucus en estado puro, y hasta donde era posible, convertirlo en modificaciones de gelatina y albumen. Con esto objeto, llevó a cabo una serie de experimentos con saliva, el mucus traqueal, el mucus de la ostra, la hiel y la leche, el licor del líquido amniótico, y la pus.^[16]

Brande separó cuidadosamente el albumen contenido en la saliva y encontró que el líquido claro resultante contenía una cantidad apreciable de materia salina. Mil partes de saliva evaporadas con cuidado, dejaban un residuo de 180 partes, de las cuales 20 eran material salino compuesto de fosfato de calcio y cloruro de sodio. El mucus de la tráquea y de la ostra tenía un mayor porcentaje de material salino y no contenía albumen. Dado que estos resultados mostraban que los reactivos usados para detectar mucus (nitrato de plata y acetato de plomo) reaccionaban principalmente con las sales que contenía y no con el fluido mismo, llevó a Brande a estudiar la posibilidad de usar medios eléctricos para eliminar las sales sin afectar al mucus. El equipo experimental consistía de tres copas conectadas por hilos de algodón húmedo; las copas extremas contenían agua pura y la intermedia una mezcla de partes iguales de saliva y agua pura. Las copas extremas estaban conectadas a los polos de una batería de 20 pares de placas dobles de largo 10 cm. Brande esperaba que este dispositivo descompondría las sales contenidas en la copa intermedia, sin afectar el mucus y el albumen, y que podrían ser separados fácilmente mediante agua destilada hirviente. Para su sorpresa observó que después de 10 minutos de operación, el algodón en el lado negativo

del circuito estaba cubierto con una gran cantidad de un material blanco, mientras que el otro polo permanecía inalterado. En un comienzo, Brande razonó que sí el fenómeno dependía de la coagulación del albumen disuelto, entonces debiera haber ocurrido en el polo *positivo* del circuito. Para resolver la duda, repitió el experimento con albumen de huevo y esta vez observó una coagulación rápida e inmediata en el polo *negativo*, al mismo tiempo que el polo positivo se recubría de una capa delgada de albumen. Davy le sugirió una explicación que al final resultó ser cierta: el agua en la cual el huevo había sido calentado para coagular su blanco, resultó ser una disolución alcalina diluida de albumen. La corriente eléctrica había inducido una coagulación copiosa de albumen en el polo negativo. En otras palabras, el blanco del huevo en su estado fluido era un compuesto de albumen, álcali, y agua. Un examen del material alcalino mostró que contenía carbonato de sodio y cloruro de sodio.^[16]

Un examen electroquímico más detallado de este mucus señaló que hervir saliva en agua resultaba en el depósito de unos cuantos copos de albumen coagulado. El examen del líquido filtrado con corriente negativa produjo una coagulación copiosa en el polo negativo, acompañada de separación de álcali. Otro experimento con una disolución de mucus obtenida agitando ostras en agua, indicó la ausencia de albumen sin embargo, bajo la acción de una pila voltaica produjo una rápida coagulación en el polo negativo. El mucus de la tráquea y de la garganta dieron los mismos resultados. En este caso se encontró que el material alcalino contenía hidróxido de sodio y trazas de hidróxido de calcio. En el caso de la hiel, el tratamiento eléctrico produjo una coagulación inmediata de albumen teñido verde en el polo negativo, originado por la material colorante que se separaba simultáneamente. La leche mostró un comportamiento similar, con separación de cuajo y suero en el polo negativo. El líquido amniótico humano produjo albumen e hidróxido de sodio en el polo negativo y cloruro de hidrógeno en el positivo, demostrando así que tenía las mismas propiedades de una disolución diluida de albumen líquido.^[16]

En 1801, William Hyde Wollaston demostró que “el agente químico de la electricidad ordinaria o la de roce, era el mismo que la potencia excitada por medios químicos, como en una pila voltaica”.^[41] Otros investigadores habían demostrado que si se colocaba la llama de una vela entre dos superficies con cargas opuestas de electricidad, la superficie negativa se calentaba más debido a la electricidad que fluía de la superficie positiva a la negativa, y que ciertas substancias era unipolares, esto es, capaces de transmitir sólo una clase de electricidad (i.e. las llamas aisladas de cera, del aceite, del alcohol de vino, y del hidrógeno, conducían sólo electricidad positiva, mientras que las del jabón seco y del fósforo transmitían sólo electricidad negativa), etc. Estos resultados indujeron a Brande a ofrecer una explicación diferente basada en la naturaleza química de la substancia empleada.^[18]

Sus experimentos preliminares le indicaron que cuando la máquina eléctrica operaba de manera débil sobre la llama de una vela, la superficie negativa no sólo se calentaba más rápidamente que la positiva, sino que también

ella atraía al humo y la llama de la vela. Si la llama era del fósforo, se producía el efecto contrario. Brande supuso que la llama de la vela era atraída por el polo negativo debido a su contenido en carbón e hidrogeno. En el caso del fósforo la atracción era causada por la rápida formación de material ácido. En otras palabras, el resultado estaba de acuerdo con las leyes electroquímicas de atracción.^[18] Para dar más pruebas de su hipótesis, Brande construyó un aparato formado por dos bolas de bronce aisladas capaces de ser acercadas o alejadas, y separadas por una pequeña mesa intermedia. Los resultados indicaron que la llama del etileno, del disulfuro de carbono, de la arsina, del potasio, del alcanfor, y de substancias resinosas eran atraídas por el polo negativo, mientras que las del fósforo, HCl, NO₂, SO₂, As₂O₅, y P₂O₅, lo eran por el polo contrario. Para ciertos materiales como el ácido benzoico, ámbar, azufre, etc.; la llama era atraída por un polo y los productos de la combustión por el otro. En otras palabras, los ácidos eran atraídos por la superficie positiva mientras que los álcalis y las substancias inflamables lo eran por la superficie negativa.^[18]

Fisiología

In 1812, Brande publicó los resultados de sus esfuerzos por encontrar el origen del color rojo de la sangre.^[17] En 1745, Vincentius Menghini (1704-1759) notó que la sangre seca podía ser recogida con un imán, lo que indicaba que debía contener hierro. En 1800, Antoine-François Fourcroy (1750-1809, Figura 3) atribuyó el color rojo de la sangre a una combinación de hierro con ácido fosfórico. Brande comentó que la explicación de Fourcroy era dudosa debido a la leve descoloración que se observaba al tratar una disolución del material colorante con una infusión de nueces. Por esta razón, realizó una serie de experimentos comparando la composición del quilo y linfa con la de la sangre y varios de sus componentes. Brande coleccionó el quilo que necesitaba durante los experimentos con animales que realizó en colaboración con Home and Brodie, anotando en particular el tiempo que había transcurrido desde la última alimentación del animal. Se suponía que después de cuatro horas, el quilo estaba en su estado más perfecto, uniformemente blanco como la leche. Después de un mayor período de tiempo el quilo se ponía más fluido como la leche con agua, hasta que finalmente, cuando el animal había ayunado 24 horas o más, se reducía a linfa pura.

El quilo examinado por Brande era un líquido blanco opaco, inoloro, con un gusto suavemente dulce salado, y ligeramente más denso que el agua. No actuaba sobre los reactivos de color, pero volvía verde al jarabe de violetas. Después de 10 minutos de haber sido removido del ducto, se transformaba en una gelatina rígida, y al cabo de unas cuantas horas se separaba espontáneamente en un coágulo firme, rodeado por un líquido incoloro y transparente. Estos cambios espontáneos eran similares a los de la coagulación de la sangre y su subsiguiente separación en suero y coágulo. La porción coagulada del quilo era parecida a los cuajos de leche y se disolvía rápidamente



Figura 3. Antoine-François Fourcroy (1750-1809).
Fuente: Wikipedia, <http://bit.ly/1t4XohS>.

en álcalis o sus carbonatos, con liberación de amoníaco. Los ácidos precipitaban de esta disolución una substancia intermedia entre grasa y albumen, que se volvía a disolver con un exceso de ácido. El coágulo del quilo no era soluble en alcohol ni éter, pero estos disolventes disolvían el coágulo precipitado de una disolución alcalina.^[17]

El coágulo era soluble en ácido sulfúrico caliente, concentrado o diluido, pero los álcalis era incapaces de separarlo de la disolución. El ácido nítrico frío y diluido le cambiaba el color a marrón profundo; concentrado lo disolvía y transformaba en gelatina; el ácido concentrado y caliente producía una reacción más enérgica, con liberación de CO₂ y precipitación de ácido oxálico. El suero del quilo calentado se enturbiaba y depositaba copos de albumen. Una evaporación lenta del residuo depositaba cristales pequeños parecidos a la lactosa.^[17]

En los experimentos siguientes, Brande examinó la linfa presente en el ducto torácico de animales que habían ayunado por 24 horas antes de su muerte. Este fluido era miscible con agua en toda proporción, no alteraba el color de reactivos colorantes y no era coagulado por el calor, los ácidos o el alcohol. Sus cenizas contenían un poco de cloruro de sodio y nada de hierro. Bajo la acción de una batería de cobre-zinc generaba material alcalino y separaba albumen en el polo negativo.^[17]

Brande efectuó unos cuantos experimentos con el suero de la sangre. El material restante después de que el suero había sido coagulado por el calor, por la adición de un ácido, o por una pila eléctrica, no contenía gelatina.^[17]

Los siguientes experimentos fueron con sangre venosa que había sido agitada durante su coagulación con el

fin de eliminar la fibrina. Un examen microscópico del material colorante de la sangre, que precipitó después, indicó que estaba formado por glóbulos pequeños, de los cuales el agua liberaba el material colorante y los dejaba incoloros. Los glóbulos incoloros, calentados a cerca de 93,3°C precipitaban un sedimento marrón claro, insoluble en agua. La disolución también coagulaba en contacto con alcohol o ácido sulfúrico. El material colorante era parcialmente soluble en HCl, formando una disolución que aparecía escarlata bajo la acción de la luz reflejada y verde por la luz transmitida. Los hidróxidos de sodio o amonio cambiaban el color a rojo marrón. El ácido nítrico destruía el color y el ácido acético o una disolución de HCl lo disolvían.^[17]

Brande estudió enseguida la posibilidad de convertir el material colorante de la sangre en un colorante permanente por tratamiento con diversos reactivos. Como posibles candidatos utilizó los óxidos de aluminio y de estaño, el tartrato de potasio, y disoluciones de nitrato y cloruro de mercurio. Estos últimos fueron los que dieron los mejores resultados por ser capaces de dar a telas de lana, percal, o lino un color rojo permanente, que resistía la acción del jabón. Como resultado de sus experimentos, Brande concluyó (equivocadamente) que el colorante de la sangre no contenía hierro y que era probable que pudiera ser usado en las artes, como lo hacían los tintoreros armenios.^[17]

Cálculos urinarios

Como se mencionó antes, Home le pidió a Brande analizar los cálculos urinarios contenidos en la colección Hunter del *Colegio Real de Cirujanos*. En su informe a la *Royal Society*, Brande explicó que había ordenado los resultados de sus experimentos de acuerdo al origen de los diversos cálculos, de la siguiente manera: (1) cálculos formados en los riñones y descargados sin cambios por los pasajes urinarios; (2) cálculos retenidos por los riñones; (3) cálculos de la vejiga; (4) cálculos de la uretra; y (5) análisis de cálculos de otros animales.^[10]

Los cálculos de la primera categoría eran completamente solubles en una disolución de KOH y durante su disolución rara vez despedían olor a amoníaco. Calentados en una llama oxhídrica se ennegrecían y despedían un fuerte olor a materia animal quemada, lo que causaba una pérdida durante su análisis. En muchos casos los ingredientes de estos cálculos no estaban unidos entre sí y eran liberados en forma de un polvo muy fino llamados arena. Estaban compuestos casi en su totalidad por ácido úrico o por un fosfato de amonio y calcio, sólo o mezclado con fosfato de calcio.^[10]

La retención de un cálculo por los riñones se traducía en un considerable aumento de tamaño. De acuerdo a Brande, este aumento era de dos clases: (1) cuando había una fuerte tendencia a formar ácido úrico, el cálculo estaba prácticamente formado por este ácido y material animal, y frecuentemente formaba una especie de molde alrededor de la pelvis del riñón; (2) cuando la tendencia a formar ácido úrico era más débil, las capas exteriores del

cálculo estaban compuestas de fosfato de amonio-magnesio y fosfato de calcio.^[10]

Brande indicó que en un caso particular, un cálculo úrico se había depositado de tal modo en el riñón que su superficie superior estaba expuesta a una corriente continua de orina, lo que había dado a la formación de un precioso cristal del fosfato triple (amonio, magnesio y calcio). De esta observación Brande dedujo que bajo condiciones urinarias, el paso de una corriente de orina sobre un cálculo de ácido úrico resultaba en la formación de una capa de fosfato sobre el cálculo.^[10]

Los cálculos de la vejiga eran de cuatro clases: (1) los formados sobre un núcleo de ácido úrico del riñón; (2) los formados sobre un núcleo de oxalato de calcio en el riñón; (3) los formados sobre arena o mucus animal depositado en la vejiga; y (4) los formados sobre cuerpos extraños que habían penetrado en el riñón. Estos cálculos podían ser ordenados en tres divisiones: (a) los cálculos cuya apariencia externa consistía mayormente de ácido úrico y eran total o mayormente solubles en una disolución de KOH; (b) los cálculos compuestos principalmente de fosfato de amonio-magnesio, de fosfato de calcio, o una mezcla de ambos, estos cálculos eran generalmente muy blancos, exhibían en su superficie pequeños cristales prismáticos, y eran muy solubles en HCl diluido; y (c) cálculos que contenían oxalato de calcio (cálculos de la mora), estos eran cálculos muy duros, difícilmente solubles en ácidos diluidos y dejaban un residuo de hidróxido de calcio puro al ser expuestos a la llama oxhídrica.^[10]

Los experimentos realizados con cálculos supuestamente formados por urato de amonio le enseñaron a Brande que la liberación de amoníaco dependía en cada caso de la descomposición de las sales de amonio presentes, en particular del fosfato de amonio-magnesio. Estos cálculos resultaron no contener urato de amonio. Los cálculos formados en la uretra estaban compuestos de fosfato de amonio-magnesio y fosfato de calcio con un pequeño porcentaje de ácido úrico.

En la sección siguiente, Brande describió los resultados de su análisis de cálculos encontrados en caballos, bueyes, ovejas, perros, cerdos, y conejos. Éstos estaban compuestos principalmente de fosfato y carbonato de calcio en proporciones diferentes.^[10]

La última sección del artículo detallaban las conclusiones principales, entre ellas: (a) los cálculos formados en los riñones y eliminados inmediatamente, estaban formados casi siempre de ácido úrico; (b) los fosfatos eran muy frecuentes en los cálculos de la vejiga y se depositaban en forma uniforme sobre substancias foráneas introducidas en el organo; nunca sobre cálculos pequeños provenientes del riñón; (c) en los ataques de la grava, un cálculo úrico pequeño se formaba en el riñón y pasaba por la uretra a la vejiga; (d) después que la piedra había pasado el riñón, la orina seguía cargada con un exceso de ácido úrico, el que se depositaba sobre el núcleo presente ahora en la vejiga, las deposiciones siguientes estaban formadas de fosfatos.^[10]

En seguida Brande discutió el efecto de los disolventes (alcalinos o ácidos) que se usaban frecuentemente para disolver los cálculos o prevenir su formación y ex-

presó su oposición a que fueran introducidos directamente en el riñón, porque su experiencia médica indicaba que la introducción de un instrumento en el órgano siempre agravaba el sufrimiento del paciente.^[10]

En dos artículos posteriores, Brande discutió la posibilidad de usar magnesia para prevenir la formación de ácido úrico y concluyó que este compuesto era un remedio altamente eficiente cuando los álcalis fallaban en disminuir la secreción de ácido úrico y en prevenir la formación de cálculos renales.^[11,12]

Naftaleno

En un artículo acerca de los productos de la destilación destructiva del carbón, Brande mencionó que años atrás un ingeniero de la compañía londinense *Gas and Coke* (de nombre Clegg) le había enviado una pequeña muestra de una sustancia blanca cristalina que se suponía que era ácido benzoico. Un tiempo después, otro ingeniero de nombre Jennings, le había remitido una muestra mucho más grande con la explicación que el material se producía en grandes cantidades durante la primera y segunda destilación del carbón.^[21]

Brande sometió la sustancia a una serie de exámenes físicos y químicos, describiendo que era insípida e inodora, extremadamente volátil y fusible a una temperatura más baja que la de ebullición del agua. Era muy inflamable, insoluble en agua, y soluble en alcohol de densidad 0,820. Disuelta en alcohol caliente, reprecipitaba al enfriar como hermosos copos cristalinos. En contacto con cloro, se fundía y desprendía humos de HCl. Era soluble en ácido acético y muy poco soluble en HCl, en hidróxido alcalino o su carbonato; también se disolvía en ácido sulfúrico caliente produciendo una disolución de color violeta intenso, que podía ser diluida con agua sin descomposición. La adición de álcali a la disolución ácida producía un precipitado lechoso de copos pequeños. Según Brande, la notable estabilidad térmica de la sustancia y su inercia frente al potasio y el cloro, sugerían que estaba formada sólo de hidrógeno y oxígeno. Brande concluyó su artículo señalando su intención de seguir estudiando la sustancia cuando el tiempo se lo permitiera.^[21]

Es una lástima que no lo hizo porque a lo mejor habría determinado su composición exacta y habría sido reconocido como el descubridor del naftaleno. Este honor le correspondió a John Kipp (1775-1851) que destiló naftaleno del carbón y lo denominó naftalina.^[44] En 1825 Michael Faraday (1791-1867) determinó la fórmula correcta del naftaleno.^[45]

Bibliografía

- [1] W. T. Brande, *Notices Proc. Members Roy. Instit.* **1852**, *1*, 168.
- [2] A. S. Taylor, *Proc. Roy. Soc.* **1867-1868**, *16*, ii.
- [3] E. Ironmonger, *Proc. Roy. Inst.* **1960-1961**, *38*, 450.
- [4] E. Ironmonger, *Proc. Roy. Inst.* **1971**, *44*, 262.
- [5] C. H. Spiers, *Ann. Sci.* **1969**, *25*, 179.
- [6] F. A. J. L. James, *Brande, William Thomas (1788-1866)*, en *Oxford Dictionary of National Biography*, Oxford University Press, **2004**.
- [7] W. T. Brande, *Nicholson J.* **1805**, *10*, 82.
- [8] W. T. Brande, *Nicholson J.* **1805**, *11*, 79.
- [9] W. T. Brande, *Phil. Trans.* **1806**, *96*, 89.
- [10] W. T. Brande, *Phil. Trans.* **1808**, *98*, 223.
- [11] W. T. Brande, *Nicholson J.* **1811**, *28*, 125.
- [12] W. T. Brande, *Phil. Trans.* **1814**, *104*, 213.
- [13] W. T. Brande, *Phil. Trans.* **1811**, *101*, 337.
- [14] W. T. Brande, *Phil. Trans.* **1813**, *103*, 82.
- [15] W. T. Brande, *Nicholson J.* **1806**, *13*, 214.
- [16] W. T. Brande, *Phil. Trans.* **1809**, *99*, 373.
- [17] W. T. Brande, *Phil. Trans.* **1812**, *102*, 90.
- [18] W. T. Brande, *Phil. Trans.* **1814**, *104*, 51.
- [19] W. T. Brande, *Quart. J. Sci.* **1816**, *1*, 71.
- [20] W. T. Brande, *Phil. Trans.* **1820**, *110*, 11.
- [21] W. T. Brande, *Quart. J. Sci.* **1820**, *8*, 287.
- [22] W. T. Brande, *Phil. Trans.* **1817**, *107*, 39.
- [23] W. T. Brande, *Quart. J. Sci.* **1821**, *10*, 288.
- [24] W. T. Brande, *Phil. Trans.* **1822**, *13*, 287.
- [25] W. T. Brande, *Quart. J. Sci.* **1824**, *16*, 279.
- [26] W. T. Brande, *Quart. J. Sci.* **1823**, *14*, 86.
- [27] W. T. Brande, *Quart. J. Sci.* **1827**, *23*, 116.
- [28] W. T. Brande, *An Account of Some New Experiments on the Fluoric Compounds*, London, **1814**.
- [29] W. T. Brande, *Outlines of Geology*, J. Murray, London, **1817**.
- [30] W. T. Brande, *A Manual of Chemistry: Containing the Principal Facts of the Science Arranged in the Order in Which They Are Discussed and Illustrated in the Lectures at the Royal Institution*, J. Murray, London, **1819**.
- [31] W. T. Brande, *A Manual of Pharmacy*, Underwood, London, **1825**.
- [32] W. T. Brande, A. S. Taylor, *Chemistry*, Blanchard and Lea, Philadelphia, **1863**.
- [33] W. T. Brande, *A Dictionary of Materia Medica and Practical Pharmacy*, J. W. Parker, London, **1839**.
- [34] W. T. Brande, J. Cauvin, *A Dictionary of Science, Literature, & Art: Comprising the History, Description, and Scientific Principles of Every Branch of Human Knowledge: with the Derivation and Definition of all the Terms in General Use*, Longmans, London, **1842**.
- [35] W. T. Brande, *Dissertation Third, Exhibiting a General View of the Progress of Chemical Philosophy from the Early Ages to the End of the Eighteenth Century*, Boston, **1818**.
- [36] W. T. Brande, J. Scoffern, *The Subject Matter of a Course of Ten Lectures on Some of the Arts Connected with Organic Chemistry, Delivered Before the Members of the Royal Institution in 1852. Arranged from the Lecturer's Notes by J. Scoffern*, Longmans, London, **1854**.
- [37] A. F. Fourcroy, *Ann. Chim.* **1799**, *31*, 299.
- [38] G. Gilpin, *Phil. Trans.* **1794**, *84*, 275.
- [39] W. T. Brande, *Ann. Chim.* **1817**, *7*, 76.
- [40] E. Home, *Phil. Trans.* **1809**, *99*, 177.
- [41] W. H. Wollaston, *Phil. Tran* **1801**, *91*, 427.
- [42] W. Henry, *Phil. Trans.* **1808**, *98*, 272.
- [43] T. Thomson, *Edinburgh Rev. Critical J.* **1810**, *36*, 431.
- [44] J. Kidd, *Phil. Trans.* **1821**, *111*, 209.
- [45] M. Faraday, *Phil. Trans.* **1825**, *115*, 446.