

# François Joseph Jérôme Nicklès:

## 2. Teoría de los olores, fuego líquido, flúor y electromagnetismo

Jaime Wisniak

**Resumen:** En este segundo artículo se analiza la obra científica de François Joseph Jérôme Nicklès (1820-1869) y se presentan los resultados que obtuvo en la investigación de las causas de los olores y aromas, la pirólisis del azúcar, los fuegos líquidos basados en fósforo, la presencia de flúor en órganos y fluidos animales, el análisis y síntesis de diversos compuestos fluorados y el electromagnetismo.

**Palabras clave:** análisis, electromagnetismo, flúor, fuegos líquidos, olores.

**Abstract:** In this second article we analyze the scientific contribution of François Joseph Jérôme Nicklès (1820-1869) and present the results he obtained regarding the theory of odors and smells, sugar pyrolysis, liquid fires based on phosphorus, the presence of fluorine in animal organs and fluids, the analysis and synthesis of a variety of fluorinated compounds, and electromagnetism.

**Keywords:** analysis, electromagnetism, fluorine, liquid fires, odors.

### INTRODUCCIÓN

En el artículo anterior de esta revista se presentó la biografía abreviada de François Joseph Jérôme Nicklès (1820-1869), así como una revisión de sus investigaciones acerca de la fermentación del ácido tartárico, cristalografía, isomorfismo, amalgamación y permeabilidad.<sup>[1]</sup> En este segundo artículo se describe el resultado de su trabajo acerca causas de los olores y aromas, la pirólisis del azúcar, los fuegos líquidos basados en fósforo, la presencia de flúor en órganos y fluidos animales, el análisis y síntesis de diversos compuestos fluorados y el electromagnetismo.

### TEORÍA DE LOS OLORES Y AROMAS

En 1861, Nicklès leyó una memoria en la Academia de Stanislas en la cual trató de condensar en varias leyes generales todos los hechos conocidos acerca de los olores y aromas.<sup>[2]</sup> En ella mencionó que dos años antes la academia había tenido conocimiento de los resultados obtenidos durante la aplicación de vendajes alquitranados sobre heridas. La desinfección rápida y la pronta disminución del olor de las heridas muy fétidas y de los cánceres habían dado lugar a muchas teorías para explicar los resultados. Por ejemplo, Michel Eugène Chevreul (1786-1889) (Figura 1) había aprovechado la oportunidad para recordar ciertas observaciones que él había publicado respecto al modo de operar de diversos olores y fragancias. Así, un olor fuerte enmascaraba a un olor débil; la eliminación



**Figura 1.** Michel Eugène Chevreul (1786-1889).  
Fuente: <http://bit.ly/1FRORHB>

del olor podía ser causada por un ácido neutralizando una base, por reacciones químicas que generaban compuestos inodoros o con olor débil, por adsorción dentro de los capilares de un sólido, etc.<sup>[2]</sup>

Se conocían muchos casos que eran inexplicables por los agentes mencionados más arriba, el más destacado correspondía a los perfumes. Se desconocía la composición de estos agentes y su acción no parecía estar acompañada por una disminución del peso. Según Nicklès, cantidades infinitesimales de perfume eran suficientes para afectar a los órganos olfatorios y la dificultad para apreciar la pérdida de peso podía ser debida en parte a un efecto de compensación causado por una absorción de oxígeno. Una cosa era cierta: la eliminación de un olor requería el contacto con una sustancia destructiva. De esta forma el almizcle y el castóreo pasaban a ser inodoros por las mismas sustancias que destruían el olor del alcanfor, el aceite de bacalao, la creosota y el asa fétida (que no eran perfumes).<sup>[2]</sup>



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

J. Wisniak

Recibido: 02/03/2015. Aceptado: 02/06/2015.

Nicklès clasificó en tres categorías los factores que causaban olores: (1) la combinación de dos sustancias inodoras, por ejemplo, azufre y oxígeno, hidrógeno y azufre, hidrógeno y nitrógeno, y azufre y carbono, en las que los olores resultantes podían ser  $\text{SO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{NH}_3$ , y  $\text{CS}_2$ , respectivamente; (2) la acción de un olor sobre un cuerpo inodoro, o al revés; por ejemplo, el almizcle descompuesto podía ser mejorado por el amoníaco, muchos ácidos orgánicos e inorgánicos inodoros (por ejemplo, sulfúrico, oxálico, sórbico, silícico, etc.) producían con los alcoholes derivados olorosos y (3) la combinación de dos olores que generaban un olor parecido al de uno de los componentes o un olor totalmente nuevo. Así, los cloruros de fósforo(III y V) recordaban el olor del fósforo y no el del cloro, compuestos como los mercaptanos y el aceite de mostaza que tenían un olor a ajo sin ninguna relación al del azufre o éter, etc. Nicklès recalcó que también había cuerpos que poseían un olor peculiar que persistía aun cuando había un cambio de combinación (por ejemplo, halógenos, sulfuros, radicales compuestos, etc.), y que dominaban en un gran número de combinaciones de la misma manera que el color o sabor de ciertos cuerpos se mantenía en ciertas combinaciones. Dos cuerpos jugaban un papel importante en la teoría de los olores: el hidrógeno era un excitante que desarrollaba el olor de los cuerpos con los que se combinaba y al mismo tiempo los hacía más volátiles. Se podía decir con cierta seguridad que todos los olores contenían hidrógeno. El oxígeno, por el contrario, disminuía la volatilidad y la capacidad olorosa de los compuestos; las combinaciones químicas perdían su volatilidad mientras más se oxidaban, especialmente en estado gaseoso. A pesar de esto, el oxígeno era indispensable para percibir los olores; su presencia en el aire era absolutamente necesaria para la función apropiada de los nervios olfatorios; los perfumes activaban los nervios olfatorios solo en la proporción en que “eran quemados por el aire atmosférico”. El hidrógeno y el oxígeno puros eran inodoros, pero su compuesto, el agua, tenía un olor que se percibía cuando era aspirada dentro de las ventanas de la nariz. Según Nicklès, cuando dos cuerpos olorosos se combinaban el olor resultante correspondía al del elemento que jugaba el papel de electropositivo, por ejemplo, la combinación de un halógeno con azufre retenía el olor del azufre, aquéllos formados por azufre y fósforo retenían el olor del fósforo, etc. Nicklès remarcó que se conocían muy pocas excepciones a esta notable ley. Otra observación interesante estaba relacionada con el sabor: este efecto generalmente recordaba el del compuesto electropositivo de la combinación química, por ejemplo, las sales de cobre y hierro tenían sabores característicos, la quinina y la estricnina retenían su amargura cuando se combinaban con ácidos, etc.<sup>[2]</sup>

Nicklès escribió que los resultados de sus experimentos le permitían dividir los sentidos en dos categorías: física (visión, tacto y audición) y química (sabor y olor). Los olores no eran como el calor y la luz, no eran reflejados ni transmitidos por cuerpos sólidos. Para excitar al órgano detector era necesaria la presencia de oxígeno que actuaba de forma química sobre el olor.<sup>[2,3]</sup>

## AZÚCAR DE CAÑA Y GLUCOSA

En 1865, Nicklès informó que al calentar una mezcla de azúcar de caña con diclorometano ( $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ ) en un tubo cerrado, durante un cierto tiempo a  $100^\circ\text{C}$ , el color comenzaba a cambiar gradualmente hasta que se ponía muy oscuro. Un calentamiento más largo transformaba el azúcar en una especie de alquitrán. Si se repetía el proceso con azúcar cristalizado, el producto final era un caramelo negro. Curiosamente, esta reacción no se producía con glucosa, que mantenía su color todo el tiempo.<sup>[4]</sup> Nicklès comentó que aun cuando el  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$  solo no se descomponía al ser calentado a  $98^\circ\text{C}$ , sí lo hacía en esta reacción, al comienzo de la cual se desprendía cloro que luego se transformaba en HCl por su acción sobre la materia orgánica. En otras palabras, el HCl era un producto *secundario* de la reacción. En apoyo de esta reivindicación mencionó que Polydore Boullay (1806-1835), durante su investigación acerca del ácido úlmico, había informado que el azúcar de caña no se modificaba por acción del HCl concentrado, pero sí por el ácido diluido y caliente que depositaba una cantidad notable de una sustancia color café, muy parecida al ácido úlmico.<sup>[5]</sup>

Para reforzar su tesis Nicklès llevó a cabo tres experimentos similares. En el primero puso en un tubo una mezcla de glucosa seca y  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ , en el segundo, una mezcla de ácido tartárico y  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ , y en tercero, sólo ácido tartárico y glucosa. Posteriormente, los tubos fueron sellados y calentados durante cinco horas en un baño maría. Los dos primeros tubos no mostraron ningún cambio, pero en el tercero el material se hinchó y se ennegreció fuertemente. El análisis de este último demostró la ausencia de HCl. El resultado de los dos primeros experimentos demostraba que el  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$  no era descompuesto por la glucosa o el ácido tartárico; mientras que el del tercero indicaba que la reacción entre estos dos sólidos producía agua y ácido gluco-tartárico.<sup>[4]</sup>

## FUEGO LÍQUIDO

Nicklès comenzó su artículo sobre el tema con una reseña de toda la información disponible acerca del fuego líquido. Era bien sabido que el fósforo era muy soluble en  $\text{CS}_2$  y que la disolución era altamente inflamable. Por ejemplo, si una hoja de papel secante se empapaba con la disolución y se dejaba secar al aire, se encendía puntualmente y se carbonizaba el papel. La disolución de fósforo en  $\text{CS}_2$  se conocía por varios nombres, dependiendo del uso que se le diera, por ejemplo, durante la guerra americana se la llamaba fuego feniano. El dicloruro de diazofre ( $\text{S}_2\text{Cl}_2$ ) se comportaba de la misma manera que el  $\text{CS}_2$  pero humeaba fuertemente en contacto con el aire, haciendo más difícil la inflamación del residuo de fósforo debido al HCl que lo cubría.<sup>[6]</sup>

Según Nicklès, la mezcla de dicloruro de diazofre comercial con una disolución de fósforo en  $\text{CS}_2$  producía un líquido amarillo que humeaba en el aire y podía ser guardado sin peligro en un recipiente cerrado. La adición de

amoníaco producía una deflagración intensa acompañada de una llama voluminosa que decaía lentamente y duraba un cierto tiempo. Aun cuando una disolución comercial del gas era suficiente para demostrar este efecto, era recomendable realizar la operación al aire libre debido a los fuertes vapores ácidos (contenían  $\text{SO}_2$ ,  $\text{HCl}$  y  $\text{S}_2 \text{Cl}_2$ ) que se desprendían. Al comienzo se observaba una llamarada que era pronto reemplazada por una combustión regular del azufre y el fósforo. Nicklès notificó que de 2 a 3  $\text{cm}^3$  del líquido eran suficientes para producir una llama de un metro de altura. Nicklès llamó a su disolución fuego de Lorena, un nombre que recordaba la región donde él había nacido.<sup>[6]</sup>

Nicklès se interesó por conocer las razones por las que una disolución acuosa de amoníaco era capaz de provocar la reacción y cuál era el origen de los humos que se producían. Ambos fenómenos estaban probablemente conectados, porque la adición de  $\text{HCl}$  al amoníaco producía un humo blanco de cloruro de amonio ( $\text{NH}_4 \text{Cl}$ ). Una reacción similar tenía lugar cuando se añadía amoníaco al dicloruro de diazufre; la neutralización de la base era exotérmica e iba acompañada por la formación de cloruro de amonio y una serie de productos secundarios coloreados, tales como los cristales amarillos de sulfuro de nitrógeno ( $\text{N}_4 \text{S}_4$ ). La acción del amoníaco sobre el dicloruro de diazufre era algo más complicada; se producían, entre otros, cloruro de amonio, sulfuro de nitrógeno, y otros compuestos procedentes de la reacción entre el sulfuro de nitrógeno y el dicloruro de diazufre. La energía liberada en la reacción era suficiente para encender el fósforo y, en consecuencia, inflamar todo el líquido. Por esta razón, Nicklès sugirió que el amoníaco fuera añadido mediante una ampolla sujeta al extremo de un palo mantenido a la distancia de un brazo.<sup>[6]</sup>

Nicklès recalcó que el sulfuro de amonio producía el mismo resultado que la disolución de amoníaco y que el carbonato de amonio era menos activo. También llamó la atención sobre la diferencia fundamental que existía entre el fuego feniano y el fuego de Lorena: en el primero, el fuego era el resultado de la gran inflamabilidad del fósforo que había sido reducido a un estado muy fino por la evaporación del disolvente; en el fuego de Lorena, se incendiaba el líquido tan pronto como se agregaba el amoníaco. Ambas disoluciones de fósforo eran líquidos peligrosos para ser almacenados. Si había necesidad de desecharlos, entonces el fósforo podía ser eliminado mezclando la disolución con un exceso de sulfato de cobre(II) o de una disolución de dióxido de plomo en álcali cáustico. La reacción resultante separaba el fósforo en forma de un precipitado negro de sulfuro, mientras que el  $\text{CS}_2$  se depositaba en el fondo del recipiente.<sup>[6]</sup>

## FÓSFORO Y HIERRO EN HUESOS DE ANIMALES

Nicklès se interesó por el tema accidentalmente cuando recibió, para analizar, unos huesos muy viejos que habían sido encontrados en el cementerio de Eumont (La Meur-

the). Los especímenes desenterrados eran dos huesos del brazo de una mujer (un cúbito y un radio) que tenían un color verde azulado intenso. Uno de los espectadores rompió accidentalmente uno de estos huesos lo que permitió ver que toda la masa del hueso tenía el mismo color.<sup>[7]</sup>

Según Nicklès, el hecho de que el color del hueso fuera claramente verde mientras que el de la pasta ósea fuera amarillo indicaba que el material colorante era azul. Al disolver un fragmento de hueso en  $\text{HCl}$ , seguido por sobresaturación de la disolución con amoníaco, se producía un líquido incoloro acompañado de un precipitado blanco ligeramente azulado de fosfato de calcio. Estos resultados indicaban que el color no se debía al cobre. El tratamiento con otros reactivos señaló la presencia de hierro(III), pero como todos los huesos contienen hierro(III) no resultaba fácil decidir si este elemento formaba parte de la materia colorante, aun cuando tenía un fuerte parecido al fosfato de hierro(III). Un examen microscópico mostró que dentro de las sinuosidades que dejaba la médula endurecida había puntos brillantes que eran definitivamente cristalinos. Estos estaban formados por prismas romboédricos, aparentemente oblicuos. Un examen químico de este particular material mostró que tenía todas las propiedades del fosfato de hierro(III). Nicklès calcinó el material con hidrogenocarbonato de sodio para separar el ácido del óxido. Un tratamiento del producto calcinado con agua destilada produjo una disolución alcalina y un residuo amarillo de óxido de hierro(III). Un examen químico de la disolución mostró la presencia de ácido fosfórico, indicando que efectivamente el material cristalino original era un fosfato de hierro(III), probablemente vivianita (fosfato de hierro(III) hidratado) (Figura 2). Todos estos resultados proporcionaron una explicación fácil de la coloración particular que tenían los huesos excavados del cementerio de Eumont: el óxido de hierro(III) presente en las aguas ferruginosas del lugar había penetrado el hueso por capilaridad y al encontrar el fosfato de calcio había generado el fosfato de hierro(III).<sup>[7]</sup>

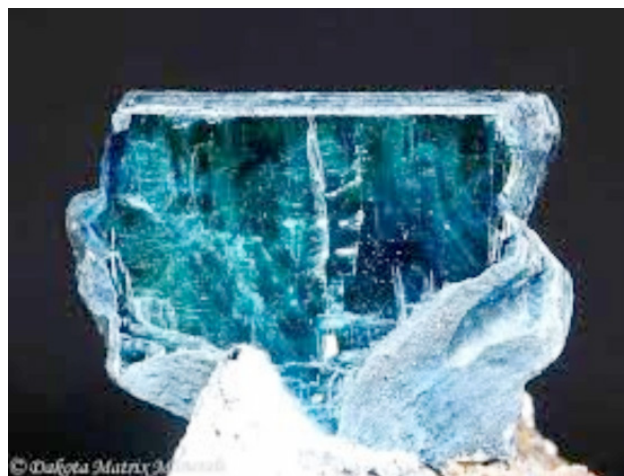


Figura 2. Vivianita. Fuente: [www.dakotamatrix.com](http://www.dakotamatrix.com)

Para apoyar su suposición, Nicklès mencionó que Julius Eugen Schlossberger (1819-1860) había detectado en el estómago de un avestruz que había muerto de tuberculosis tres clavos cubiertos por un material compacto rancio, de color negro, compuesto de sangre coagulada dura, que se puso azul después de estar expuesto al aire durante varios días.<sup>[8]</sup> El análisis de este material indicó la presencia de agua, óxido de hierro(III) y una gran cantidad de ácido fosfórico, es decir, los componentes de la vivianita.

En otra publicación Nicklès discutió la formación de vivianita en órganos vivos.<sup>[9]</sup>

Algunos investigadores habían atribuido el color azul presente en huesos viejos enterrados a una sal de cromo, otros a un complejo de cobre y amoníaco, mientras que Nicklès había demostrado que se debía al fosfato de hierro(III). Se sabía que la supuración de las heridas presentaba una coloración parecida. Schlossberger creía que el color azul del pus se debía a la presencia de un fosfato de hierro(III) y no al azul de Prusia o índigo. Hugo Schiff (1834-1915) coincidía con Schlossberger; había aislado la materia azul presente en la supuración de una herida cancerosa y había encontrado que tenía todas las características del fosfato de hierro(III). Según Nicklès, el color azul y la substancia muy densa se podían separar fácilmente del resto por simple lavado y decantación. Un tratamiento con KOH sólido producía óxido de hierro(II) y óxido de hierro(III). La substancia soluble en agua era simplemente ácido fosfórico. El fosfato de hierro(III) estaba presente en el pus en estado amorfo y lo coloreaba uniformemente de azul.<sup>[9]</sup>

## FLÚOR EN SERES VIVOS

En 1856, Nicklès anunció que había descubierto grandes cantidades de flúor en la sangre humana, y en la sangre de muchos mamíferos (como cerdos, ovejas, vacas y perros) aves (pollos, patos, pavos y gansos). Pensaba que este resultado no solo daba al flúor una importancia que no había sido considerada en medicina y fisiología sino que también descartaba la reivindicación de Berzelius que la presencia de flúor en los huesos era accidental. La presencia de flúor no podía ser accidental porque Nicklès lo había encontrado en la bilis, albúmina de huevo, orina, cabello, saliva, pelo de animales, etc. En otras palabras, el organismo estaba cargado de flúor y era muy posible que estuviera presente en cada fluido del cuerpo.<sup>[10]</sup>

George Wilson (1818-1859), que era Regius profesor de tecnología en la Universidad de Edimburgo, reclamó ardientemente a Nicklès la prioridad sobre este hecho. Según Wilson, él había escrito extensamente sobre el tema, especialmente en su publicación de 1846 relativa a la solubilidad del fluoruro de calcio en agua y su relación con la presencia del elemento en minerales y fósiles animales y vegetales. Este último hecho indicaba que el flúor debía haber estado presente en muchos fluidos corporales.<sup>[11,12]</sup> Nicklès rechazó los argumentos de Wilson aduciendo que los procedimientos analíticos que éste había empleado no aseguraban la no introducción de flúor procedente de fuentes extrañas (ver más abajo).<sup>[13,14]</sup>

## DISTRIBUCIÓN DEL FLÚOR

En 1855, el geólogo Gustav Jenzsch (1830-1877) informó que los carbonatos espato y aragonito (Figura 3) estaban siempre asociados con pequeñas cantidades de flúor.<sup>[15]</sup> La presencia de este elemento fue demostrada por la acción que ejercía sobre los ángulos del romboedro del espato o del prisma del aragonito, un efecto del que Nicklès ya había informado en 1848.<sup>[16]</sup>

Según Nicklès, estas combinaciones de calcio se depositaban bajo la influencia del agua. Si estas contenían flúor, el elemento también tenía que estar presente en la fuente original. El hecho de que estos depósitos se estuvieran formando constantemente significaba que las aguas que contenían hidrogenocarbonato de calcio necesariamente debían contener flúor. Por esta razón Nicklès decidió estudiar con detalle esta posibilidad.<sup>[17]</sup>

Jenzsch había detectado la presencia de flúor usando el método estándar basado en el efecto corrosivo del ácido fluorhídrico (HF) sobre el vidrio, normalmente visible a simple vista o humedeciéndolo con el aliento.<sup>[15]</sup> Para su estudio, Nicklès utilizó aguas minerales procedentes de varias fuentes naturales de los alrededores de Nancy, Meurthe, Moselle, Meuse, etc. Todas ellas eran ricas en hidrogenocarbonato de calcio que se depositaba en forma de pequeños cristales romboédricos de carbonato de calcio cuando las aguas estaban expuestas al aire y a la luz solar. Nicklès recogió muestras de 20 L de cada fuente, las evaporó a sequedad, y luego calcinó el sólido en una cápsula de platino. Los resultados señalaron la presencia del flúor en todos los residuos. Con el fin de asegurarse, Nicklès repitió los experimentos usando aguas procedentes de Francia y del extranjero. Una consecuencia inmediata fue que si las aguas naturales contenían flúor, entonces, necesariamente, el flúor constituía una parte de nuestra dieta y por lo tanto debía estar presente en la sangre; un hecho fue detectar la presencia del flúor en vinos, alcachofas, etc. y su ausencia en substancias nitrogenadas. Eventualmente, Nicklès concluyó que la disolución del vidrio en agua destilada causaba un error analítico serio; el flúor que se disolvía era suficiente para indicar su presencia aun cuando no existiera en la muestra analizada. Este resultado le llevó a reemplazar el vidrio ordinario por cuarzo que se sabía



Figura 3. Aragonito. Fuente: <http://bit.ly/1H21xdJ>

no era atacado por todos los líquidos y vapores conocidos (excepto HF). Nicklès notó que el ácido sulfúrico contenía HF que atacaba al vidrio e introducía el flúor liberado en la disolución. Los resultados de sus análisis tomando todas estas precauciones indicaron que muchas de las aguas contenían mucho menos flúor (incluso nada) que él que había encontrado antes. El siguiente artículo que publicó contenía una descripción detallada de los procedimientos a seguir para evitar un viciado de los resultados por flúor ajeno a la muestra.<sup>[17-20]</sup>

Nicklès también describió de forma detallada los experimentos que realizó para detectar la presencia de flúor en substancias orgánicas (huesos, sangre, orina, cenizas vegetales, etc.), aguas potables (Seine, Meuse, Moselle, Somme, etc.), y aguas minerales (Vichy, Plombières, Contrexéville, Châtenois, etc.), así como la relación entre las cantidades de fluoruros y fosfatos naturales. Algunos de sus resultados más importantes indicaban que (1) el organismo animal asimilaba flúor del agua potable, vegetales y aguas minerales, (2) el contenido de flúor en las aguas minerales era muy variable, (3) 300 L de agua del Atlántico no mostraron la presencia de flúor, (4) el fluoruro de calcio estaba presente en todas las aguas que contenían hidrogenocarbonato de calcio (5), el flúor podía estar presente en las rocas y minerales formados por sedimentación, (6) para eliminar el flúor del ácido sulfúrico usado en el análisis químico bastaba con calentarlo a 150-180°C durante un cierto tiempo, y (7) muchos datos antiguos sobre contenido de flúor estaban probablemente equivocados debido a la contaminación por flúor procedente de fuentes extrañas.<sup>[17-20]</sup>

## DERIVADOS DEL FLÚOR

Nicklès encontró que la estabilidad de los derivados halogenados del hierro(III) disminuía en el orden cloruro > bromuro > yoduro. La estabilidad no sólo variaba en orden inverso al peso equivalente de la sal, un aumento de la estabilidad implicaba una disminución del carácter neutro y que el compuesto comenzaba a mostrar un carácter ácido. Puesto que el peso equivalente del flúor era menor que el del cloro sugería que el correspondiente fluoruro podría comportarse como un ácido.<sup>[21]</sup> Esto permitió a Nicklès preparar fluoruro de manganeso(II) por simple adición de HF a una disolución en éter de dicloruro de manganeso o disolviendo MnO<sub>2</sub> en HF concentrado.<sup>[21]</sup>

En otra publicación describió la preparación y propiedades de sesquifluoroferratos.<sup>[22]</sup> Nicklès encontró que el sesquifluoruro de hierro (Fe<sub>2</sub>F<sub>3</sub> según Nicklès) se combinaba de dos maneras diferentes con los fluoruros de sodio y amonio: por la unión directa del sesquifluoruro de hierro con los fluoruros alcalinos o por la descomposición de estos últimos con sesquicloruro de hierro. Los alcaloides también se unían con este fluoruro (Nicklès preparó combinaciones con quinina y brucina).<sup>[22]</sup> Nicklès describió también la preparación y propiedades del sesquioxifluoruro de sodio.<sup>[23]</sup>

Nicklès observó que tratando MnO<sub>2</sub> con HF (como en la preparación del fluoruro de manganeso(II), MnF<sub>2</sub>), la

disolución aparecía a veces cubierta por una abundante cristalización de color café. Separó y analizó dichos cristales y encontró que su composición correspondía a la fórmula (MnF + Mn<sub>2</sub>F<sub>2</sub> + 10H<sub>2</sub>O), es decir, a un fluoruro manganeso-mangánico.<sup>[24]</sup>

Nicklès también informó que los fluoruros alcalinos protegían a las sales de hierro(III) de la acción del tanino, del prusiato amarillo y de los tiocianatos alcalinos. Por ejemplo, el color verde de una disolución en éter de MnCl<sub>2</sub>, o el rojo de una disolución de MnCl<sub>2</sub> con tiocianato de amonio, desaparecía al agregar KF debido a formación de una sal fluorada.<sup>[25]</sup>

## DIHALUROS DE MANGANESO Y HALUROS DE BORO

Nicklès escribió que, de acuerdo con lo que se sabía, que la reacción entre MnO<sub>2</sub> y HCl producía cloro de acuerdo con MnO<sub>2</sub> + 2HCl = 2HO + MnCl + Cl. Esta ecuación indicaba que solo la mitad del cloro era liberado porque si no se habría formado MnCl<sub>2</sub> sin liberación de cloro: MnO<sub>2</sub> + 2HCl = 2HO + MnCl<sub>2</sub>. Nicklès estaba interesado en demostrar que no existía ningún impedimento para sintetizar los tres haluros de Mn(II); creía que este propósito podía ser alcanzado por dos vías, la primera tratando con cloro una disolución en éter de monoclorigenato de manganeso mezclada con un líquido anhidro capaz disolver la sal deseada; la segunda haciendo reaccionar HCl con MnO<sub>2</sub> en presencia del mismo líquido anhidro. La experiencia demostró que el segundo procedimiento era el más sencillo: bastaba con añadir una pequeña cantidad de MnO<sub>2</sub> a una disolución saturada de HCl en éter para observar inmediatamente la formación de un líquido verde conteniendo el dicloruro.<sup>[26]</sup>

Nicklès también sintetizó los haluros de boro mediante la reacción de una disolución anhidra de ácido bórico con HCl o HBr secos.<sup>[27]</sup>

## MAGNETIZACIÓN Y ELECTROIMANES

La influencia de la longitud de las barras de un electroimán en el magnetismo desarrollado había sido objeto de opiniones muy opuestas. Por un lado, científicos como Heinrich Friedrich Emil Lenz (1804-1865) y Moritz von Jacobi (1801-1874) postulaban que el magnetismo no dependía de la longitud de las barras sino del número de vueltas de la espiral<sup>[28]</sup>; por otro lado, científicos como Julius Dub (1817-1873) creían que en igualdad de condiciones, la atracción ejercida por el imán aumentaba con el número de barras.<sup>[29]</sup> Con el fin de aclarar este punto, Nicklès realizó un gran número de experimentos que lo llevaron a afirmar que las opiniones tanto de Lenz y Jacobi y de Dub eran correctas porque los resultados dependían de las condiciones bajo las cuales se había efectuado el experimento.<sup>[30-35]</sup> La posición de Lenz y Jacobi era cierta solo para electroimanes de herradura (Figura 4), es decir, cuando ambas espirales iban en la misma dirección. En esta situación, la longitud de los brazos no afectaba

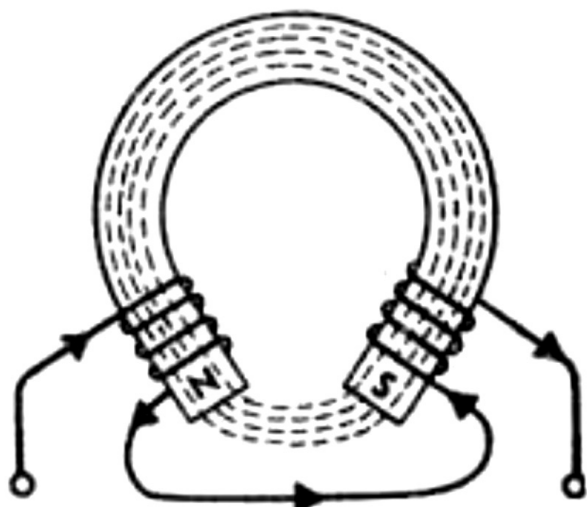


Figura 4. Electroimán de herradura. Fuente: <http://bit.ly/1dN3m4y>

al peso levantado. La teoría fallaba cuando se trataba de electroimanes lineales; en este caso, el poder de atracción se veía fuertemente afectado por la longitud de las barras. Nicklès estaba convencido de que sus resultados eran obvios porque la elongación de las barras separaba los dos polos opuestos mientras que el acortamiento de las mismas disminuía los efectos de neutralización que un polo ejercía sobre el otro.<sup>[30-35]</sup>

En sus experimentos Nicklès colocó en el circuito galvánico una barra de hierro rodeada por una espiral de alambre de cobre. Como armadura seleccionó un trozo de hierro que tenía una masa y longitud variables de acuerdo con la corriente, de tal manera que la armadura podía ser atraída sin permanecer suspendida. En ese momento el operador colocaba sobre el polo superior un cilindro de hierro; esto hacía que la armadura se suspendiera inmediatamente del imán y se adhiriera a él más o menos enérgicamente para caer tan pronto como se retiraba el cilindro colocado sobre el otro polo. Nicklès usó esta configuración para llevar a cabo una serie de experimentos en los cuales varió la intensidad y la longitud de cilindros de igual sección. Los resultados demostraron claramente que la atracción aumentaba a medida que la barra se alargaba, pero solo hasta un cierto límite, más allá, el resultado era el opuesto. Nicklès realizó otra serie de experimentos usando electroimanes de herradura con un tercer brazo paralelo a los otros dos (electroimán trifurcado); los resultados justificaron sus conclusiones.<sup>[30-35]</sup>

## CONCLUSIONES

A pesar de haber recibido una educación básica incompleta, Jérôme Nicklès supo sobreponerse y trabajar duro para graduarse primero como farmacéutico y luego como doctor en ciencias. De ahí en adelante comenzó una brillante carrera académica de enseñanza e investigación en una amplia gama de temas. Destacó por sus investigaciones en cristalografía, isomorfismo, polimorfismo, electromagnetismo, fisiología, fermentación, teoría del olor

y del sabor, flúor y sus derivados, etc. Sus resultados confirmaron que el bismuto pertenece al grupo del nitrógeno, que el ácido propiónico se forma durante la fermentación del ácido tartárico y que el flúor está presente en la mayor parte del organismo. Propuso un sencillo examen para diferenciar entre azúcar y glucosa, descubrió un nuevo tipo de fuego líquido, etc. Lamentablemente, sus trabajos con flúor y sus derivados causaron su muerte a una temprana edad.

## AGRADECIMIENTOS

Al doctor Sergio Menargues por su ayuda en la edición de este trabajo.

## BIBLIOGRAFÍA

- [1] J. Wisniak. *Anales Quím.* 2015, en prensa.
- [2] J. Nicklès, *Mém. Acad. Stanislas*, **1861**, 356-379.
- [3] J. Nicklès, *Sur la Théorie Physique des Odeurs et des Saveurs*, Raybois, Nancy, **1862**.
- [4] J. Nicklès, *Compt. Rendus*, **1865**, *61*, 1053-1055.
- [5] P. Boullay, *J. Pharm.*, **1830**, *16*, 165-194.
- [6] J. Nicklès, *J. Pharm.*, **1869**, *9*, 454-462.
- [7] J. Nicklès, *Compt. Rendus*, **1851**, *41*, 1169-1171; publicado como folleto por Raybois, Nancy, **1855**.
- [8] J. Schlossberger, *Liebig Annal.* **1847**, *62*, 130-132.
- [9] J. Nicklès, *J. Pharm.*, **1858**, *33*, 417-418.
- [10] J. Nicklès, *J. Pharm.*, **1856**, *30*, 406.
- [11] G. Wilson, *Chem. Gazette.*, **1846**, *4*, 183-184.
- [12] G. Wilson, *Proc. Roy. Soc. Edin.*, **1857**, *3*, 463-468.
- [13] J. Nicklès, *Mém. Acad. Stanislas*, **1857**, *15*; *Compt. Rendus*, **1857**, *45*, 250-252; publicado como folleto por Raybois, Nancy, **1857**.
- [14] J. Nicklès, *J. Pharm.*, **1860**, *38*, 182-184.
- [15] G. Jenzsch, *Poggend. Annal.* **1855**, *96*, 145-151.
- [16] J. Nicklès, *Compt. Rendus*, **1848**, *27*, 270-273.
- [17] J. Nicklès, *Mém. Acad. Stanislas*, **1857**, *77*-129; publicado como folleto por Raybois, Nancy, **1857**.
- [18] J. Nicklès, *Mém. Acad. Stanislas*, **1857**, 132-134.
- [19] J. Nicklès, *Mém. Acad. Stanislas*, **1857**, 8-14; publicado como folleto por Raybois, Nancy, **1857**.
- [20] J. Nicklès, *Mém. Acad. Stanislas*, **1857**, 285-286.
- [21] J. Nicklès, *Compt. Rendus*, **1867**, *65*, 107-111.
- [22] J. Nicklès, *J. Pharm.*, **1868**, *7*, 15-20.
- [23] J. Nicklès, *J. Pharm.*, **1869**, *10*, 14-16.
- [24] J. Nicklès, *Compt. Rendus*, **1868**, *67*, 448-450.
- [25] J. Nicklès, *J. Pharm.*, **1869**, *9*, 273-274.
- [26] J. Nicklès, *Compt. Rendus*, **1865**, *60*, 479-482.
- [27] J. Nicklès, *Compt. Rendus*, **1865**, *60*, 800-803.
- [28] E. Lenz, M. Jacobi, *Poggend. Ann.*, **1844**, *61*, 254.
- [29] J. Dub, *Poggend. Ann.* **1850**, *80*, 494-520.
- [30] J. Nicklès, *Les Electro-Aimants et l'Adhérence Magnétique*, Lacroix, París, **1860**.
- [31] J. Nicklès, *Ann. Chim. Phys.*, **1853**, *37*, 399-405.
- [32] J. Nicklès, *Compt. Rendus*, **1853**, *36*, 490-492.
- [33] J. Nicklès, *Bibl. Univ. Archives*, **1853**, 5-47.
- [34] J. Nicklès, *Compt. Rendus*, **1854**, *39*, 635-639.
- [35] J. Nicklès, *Ann. Chim. Phys.*, **1864**, *2*, 230-237.