

Esta serie rescata algunos elementos didácticos para ayudarse en la exposición de cada uno de los elementos químicos en un curso de química general o de química inorgánica.

## Flúor

Laura Gasque Silva\*

Ofrecemos una disculpa a Laura Gasque Silva ya que omitimos su nombre como autora del artículo "Helio", primero de esta serie ELEMENTAL, aparecido en las páginas 331 y 332 del volumen 11, número 3 de *Educación Química*.

Es el décimo tercer elemento más abundante en la corteza terrestre. Se encuentra en ella principalmente como el mineral fluorita  $-(CaF_2)-$ , al que se le dio ese nombre, proveniente del latín *fluere* –fluir–, debido a su empleo como fundente<sup>1</sup> en la metalurgia del hierro y el aluminio. La palabra “fluorescente”,<sup>2</sup> que describe las propiedades ópticas de una gran cantidad de sustancias de muy diversa naturaleza química, significa “semejante a la fluorita”, ya que ésta emite una luz violeta cuando se le irradia con luz ultravioleta.



Figura 1. Flúor en pastas dentales.

Otro de los principales minerales en los que se encuentra el flúor es la fluorapatita,  $Ca_5(PO_4)_3F$ , que es lo que se forma en nuestros huesos y dientes, que normalmente están constituidos por hidroxiapatita,  $Ca_5(PO_4)_3OH$ , al estar en contacto con el fluoruro que llega hasta ahí del agua que bebemos, de la pasta

dental o que es aplicado directamente por un dentista. Los iones fluoruro, que tienen carácter químico de base débil, sustituyen en la red cristalina a los iones hidróxido, con carácter de base fuerte, convirtiendo por lo tanto al esmalte de los dientes en un material, que al ser menos básico, no reacciona tan fácilmente con los ácidos, es decir, más resistente a ser atacado por los ácidos que las bacterias producen en nuestra boca a partir de los azúcares.

Los iones fluoruro, sin embargo pueden tener efectos seriamente tóxicos en el organismo, y aún llegar a causar la

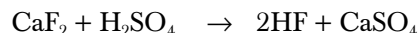
muerte si se ingieren en grandes cantidades. Su toxicidad es fácilmente comprensible sabiendo que el  $CaF_2$  es sumamente insoluble en agua (0.0016 g/100 mL a 25°C). En el fluido sanguíneo debe existir una concentración aproximadamente  $10^{-3}$  M de  $Ca^{2+}$ , que participa en múltiples funciones vitales, como la contracción muscular y, por lo tanto, en el latido cardíaco. En la sangre, los iones fluoruro forman con el  $Ca^{2+}$  disuelto, de manera irreversible, un precipitado de  $CaF_2$  provocando que el corazón deje de funcionar.

De manera semejante a como los iones fluoruro sustituyen a iones hidróxido en la hidroxiapatita de los dientes, los iones fluoruro sustituyen a iones óxido en el óxido de silicio del vidrio, formando el gas  $SiF_4$ , que se desprende dejando la superficie del vidrio “grabada”. El grabado de vidrio, con fines decorativos –como en los vitrales– o prácticos –como el vidrio esmerilado– se hace con ácido fluorhídrico. Curiosamente, la primera referencia histórica de lo que más tarde se descubrió era el flúor, fue en un documento de 1670 en el que se daba la receta para grabar vidrio, utilizando, entre otras sustancias, un mineral que entonces se conocía como “esmeralda de Bohemia”, identificado más tarde como fluorita.



Figura 2. Vidrio grabado con HF.

Efectivamente el ácido fluorhídrico se obtiene a partir de la fluorita de la siguiente manera:



En 1869, el inglés George Gore logró obtener una pequeña cantidad de flúor elemental electrolizando HF, pero su aparato explotó cuando el flúor entró en contacto con el hidrógeno gaseoso que se producía en el otro electrodo. La reacción entre el hidrógeno y el flúor es casi tan violenta como la que se lleva a cabo entre el hidrógeno y el oxígeno, sólo que, a diferencia de ésta, aquélla sucede de manera espontánea, sin necesidad de una chispa. Finalmente, en 1886, el francés Henri Moissan logró vencer todos los obstáculos para aislar al más reactivo de los elementos. En primer lugar, utilizó una mezcla de ácido fluorhídrico y fluoruro de potasio; en segundo, se aseguró de que los gases producto de la hidrólisis nunca entraran en contacto y, por último, construyó todo el aparato de platino (el más noble

\* Departamento de Química Inorgánica y Nuclear, Facultad de Química, UNAM 04510 México, D.F.

Recibido: 5 de febrero de 2000; aceptado: 6 de mayo de 2000.

<sup>1</sup>Fundente: En metalurgia, una sustancia que se introduce en la fundición de los minerales para promover su fluidez, abatiendo el punto de fusión de la mezcla.

<sup>2</sup>Fluorescencia: Término acuñado en 1852, cuando se demostró experimentalmente que ciertas sustancias absorben luz de una determinada región del espectro, para inmediatamente emitir luz de otra región espectral distinta. Esta emisión cesa en cuanto se deja de irradiar.



Figura 3. El teflón en los utensilios de cocina.

de los metales). Los esfuerzos del químico Moissan, que abandonó la universidad antes de concluir sus estudios, fueron coronados con el premio Nobel de Química en 1906.

A pesar de lo difícil del manejo del flúor y del ácido fluorhídrico, ya en los años 30 los químicos orgánicos preparaban derivados organofluorados, como por ejemplo, el gas tetrafluoroetileno. En

abril de 1938, Roy Plunkett, un joven químico estadounidense de 27 años empleado en DuPont, notó que un cilindro que debía contener 1,000 g de este gas sólo liberó 990, mientras que en el fondo del recipiente quedaron 10 g de un sólido blanco. Plunkett descubrió que este sólido blanco era un nuevo polímero, compuesto por cadenas de aproximadamente 100 mil átomos de carbono, cada uno enlazado a su vez con dos átomos de flúor. Este nuevo plástico resultó tener propiedades asombrosas: no era atacado por ácido ni disolvente alguno; podía enfriarse hasta  $-240^{\circ}\text{C}$  sin volverse rígido ni quebradizo o calentarse hasta  $500^{\circ}\text{C}$  sin quemarse, conservándose siempre un poco resbaloso al tacto.

DuPont dio al politetrafluoroetileno el nombre comercial de Teflón, y esa propiedad “resbalosa”, aunada a su notable inercia, fue la base de su popularidad cuando en los años 50 se encontró el método para adherir el Teflón al aluminio de los utensilios de cocina. El truco consistió en tratar a la superficie del metal con ácido clorhídrico, aplicar el Teflón como una emulsión y calentar todo a  $400^{\circ}\text{C}$  por unos cuantos minutos. El ácido ataca la superficie del metal, generando en él microcavidades en las que entra el Teflón; con el calentamiento éste se polimeriza aún más formando una película que queda atrapada en las microcavidades de la superficie del metal.

El teflón se usa actualmente en mucho más que en utensilios de cocina; se hacen con él desde techos para estadios deportivos y repelentes para manchas que se aplican en telas para ropa y tapicería hasta hilo dental y venas artificiales. Las botellas desechables de refresco tan comunes en nuestros días, se elaboran con polietileno, que adquiere la rigidez necesaria al entrar en contacto con flúor gaseoso, lo que forma una capa externa de politetrafluoroetileno de menos de un centésimo de milímetro.

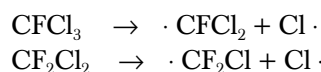
No todas las aplicaciones del teflón han sido tan nobles o inocentes. Para fabricar la bomba atómica se necesita

obtener uranio enriquecido en su isótopo 235, que es el fisiónable. El isótopo  $^{235}\text{U}$  tiene una abundancia de sólo el 0.72%, mientras que el  $^{238}\text{U}$ , no fisiónable, conforma el 99.28% restante.

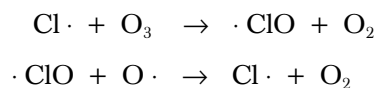
Para separarlos se utiliza el hecho de que el  $\text{UF}_6$  es un compuesto volátil, con punto de ebullición de tan sólo  $56.2^{\circ}\text{C}$  a presión atmosférica. La diferencia de masa entre  $^{235}\text{UF}_6$  y  $^{238}\text{UF}_6$  permite que puedan separarse por un método llamado efusión gaseosa. Para preparar el  $\text{UF}_6$  se requiere utilizar como materia prima al muy corrosivo y peligroso flúor elemental; justamente, el Teflón resultó ser el material ideal para su manejo, por su resistencia al ataque.

Entonces, el descubrimiento precisamente de un material fluorado, el Teflón, que resolvió el problema del manejo del flúor elemental y del ácido fluorhídrico, ha sido tal vez la más importante contribución práctica al avance de la química de los materiales fluorados.

Un grupo de compuestos fluorados tristemente célebres son los que se conocen como freones o fluoroclorocarbonos, de los cuales los principales son el freón 11 ( $\text{CFCl}_3$ ), el freón 12 ( $\text{CF}_2\text{Cl}_2$ ), el freón 13 ( $\text{C}_2\text{F}_3\text{Cl}_3$ ) y el freón 14 ( $\text{C}_2\text{F}_4\text{Cl}_2$ ). Gracias a ser sustancias volátiles pero fácilmente licuables, ser relativamente inertes y no combustibles, se han usado como propelentes para aerosoles en lata, como enfriadores en la refrigeración y sistemas de aire acondicionado y como disolventes para limpiar tarjetas de circuitos electrónicos. Una vez liberados a la atmósfera se difunden lentamente hacia la estratosfera, donde la radiación ultravioleta provoca que se descompongan mediante las siguientes reacciones:



Estos átomos de cloro —extremadamente reactivos— se conocen como radicales libres (lo que se indica por el punto junto al símbolo químico) y provocan la desintegración de las moléculas de ozono mediante las siguientes reacciones (el oxígeno atómico existe en la estratosfera de manera natural):



El resultado global es la destrucción de moléculas de ozono, pero lo realmente grave es que en la segunda reacción *vuelve* a formarse otro radical libre  $\text{Cl}\cdot$ , sin necesidad de la presencia de una nueva molécula de freón. Es decir, una sola molécula de freón es capaz de destruir a millones de moléculas de ozono, razón por la cual la prohibición del uso de fluoroclorocarbonos a partir de 1987 no ha logrado detener el aumento en el tamaño del famoso “hoyo de ozono”. ▀