

Fósforo, la piedra filosofal de Brandt

Manuel Sánchez Gómez, Pablo Ruiz Vélez, Adrián Díaz Acosta

Resumen— El Fósforo presenta tres alótropos, designado cada uno por el color que adopta; negro, blanco y rojo. Cada uno de estos presenta propiedades diferentes, lo que hace que tengan distintas utilidades en diferentes ámbitos, yendo desde su uso como precursor del ácido fosfórico hasta su uso como arma química.

Palabras Claves— Alótropo, Fósforo, Fósforo blanco, Fósforo negro, Fósforo rojo

1. INTRODUCCIÓN

El Fósforo (P) es un elemento no metálico perteneciente al grupo 15 de la tabla periódica y se encuentra en la naturaleza combinado en fosfatos inorgánicos y en organismos vivos, pero nunca en su estado elemental.

Es una sustancia muy reactiva y se oxida espontáneamente al contacto con el oxígeno atmosférico, emitiendo luz. A ese fenómeno se le conoce como fosforescencia.¹

Este elemento, fue descubierto en 1669 por Henning Brandt en la ciudad alemana de Hamburgo. En su laboratorio recolectó una gran cantidad de orina, que después evaporó y destiló. Durante el proceso pudo comprobar que los vapores que se desprendían brillaban en la oscuridad. Brandt achacó este brillo a una propiedad intrínseca de la misteriosa sustancia que acababa de aislar, llegando a pensar que se trataba de la mismísima Piedra Filosofal, que era en definitiva lo que trataba de encontrar.

Este vapor desprendido se condensaba dando una sustancia de aspecto céreo y color blanco, que combustionaba de forma espontánea al contacto con el aire.

Debido al brillo que emitía, Brandt le dio el nombre de fósforo, el cual proviene del griego *Phosphoros*, que significa *Portador de Luz*.²

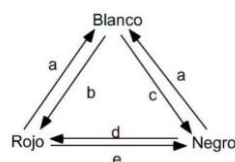
2. CONCEPTO DE ALOTROPIA.

A lo largo del último siglo, se ha tratado el concepto de alotropía. El término alótropo se refiere a una o más formas de un elemento químico que se encuentran en el mismo estado físico. Las diferentes formas surgen de las distintas maneras en las que se pueden unir los átomos.

Dichas maneras dependen de las condiciones de presión, temperatura, y exposición a la luz que tenga el elemento durante su crecimiento. Algunos ejemplos de elementos alotrópicos son; el carbono (C), presentando su forma de grafito o de diamante; el azufre (S) con sus formas monoclinica y rómbica; y el fósforo (P), presentando su forma negra, blanca y roja.²

3. ALÓTROPOS DEL FÓSFORO

Como acabamos de mencionar, existen tres principales alótropos del Fósforo, cuyos nombres proceden del color que adoptan. Cada uno va a presentar unas propiedades químicas diferentes, teniendo pues, distintas aplicaciones.



a: fusión + sublimación a vacío
b: calentamiento $>250^{\circ}\text{C}$
c: calentamiento 220°C bajo P
d: evolución espontánea
e: 25°C P elevadas

Fig. 1. Diagrama cambios alotrópicos

3.1. EL FÓSFORO NEGRO

El fósforo negro, como su propio nombre indica, presenta una coloración oscura, normalmente gris oscuro con brillo metálico. Este alótropo se caracteriza por presentar una estructura de capas alabeadas formadas por anillos hexagonales fundidos, es decir, presenta una estructura de láminas similar a la del grafito.

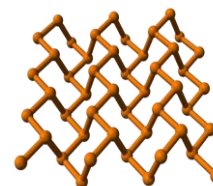


Fig. 2. Estructura Fósforo Negro

Una de las principales características de este derivado, es su alta estabilidad termodinámica a temperatura ambiente, lo cual permite que pueda ser almacenado o manipulado en presencia de oxígeno, y en condiciones normales de temperatura, sin que llegue a degradarse.

La forma de obtener este alótropo es a partir de la variedad blanca a muy altas presiones y temperaturas de 220°C o a partir de la variedad roja a presión normal y mediante el uso de catalizadores.

Al igual que del grafito se puede aislar una lámina de grafeno, de esta variedad del fósforo, al aislar una de las láminas que lo conforman, se obtiene el *Fosforeno*.

El grafeno es un conductor, mientras que el fosforeno es un semiconductor, lo que hace que pueda tener aplicacio-

nes diferentes a este alótropo del carbono. Que el Fosforeno sea un semiconductor, quiere decir que su conductividad puede "encenderse y apagarse". Debido a esta propiedad, los ingenieros pueden modificar la cantidad de energía que fluye a través del fosforeno en muchos órdenes de magnitud. Este control reduce al mínimo las pérdidas de corriente, mejorando la eficiencia de ciertos componentes electrónicos tales como los transistores. De ahí que se esté investigando sobre la sustitución de los actuales transistores de silicio, que son mucho menos eficientes.³

3.2. EL FÓSFORO ROJO

Otro de los alótropos del fósforo es el conocido como Fósforo Rojo, nombre debido también a su coloración. Esta variedad presenta una estructura de redes tridimensionales, con cada átomo de fósforo que conforma la red, situado en un entorno piramidal.

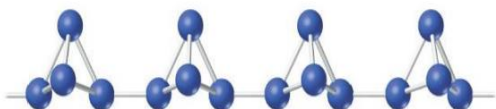


Fig. 3. Estructura Fósforo Rojo

A pesar de ser una de las formas de fósforo producida en mayor cantidad industrialmente, hoy en día, se sabe poco de su estructura molecular. Sin embargo, sigue siendo un material muy utilizado tanto para reacciones químicas como en un uso más cotidiano, siendo este la fabricación de cerillas. El fósforo rojo es el principal constituyente de las cabezas de las cerillas, que junto con el clorato de potasio forman el combustible. Al someterlos a una fricción y en presencia de oxígeno, dan lugar a una reacción de combustión.

3.3. EL FÓSFORO BLANCO

Como hemos visto, el fósforo es de vital importancia para el desarrollo de la vida. Sin embargo, compuestos basados en él actúan como potentes venenos capaces de eliminarla. Visto así, se podría decir que, como el dios romano Jano, el fósforo presenta dos caras.

El Fósforo Blanco es un sólido ceroso de color blanco o amarillento, de olor similar al ajo. No se encuentra en la naturaleza, sino que se obtiene industrialmente tras tratar las rocas de Fósforo.

Este alótropo reacciona rápidamente con el oxígeno a temperatura ambiente, es decir, arde con mucha facilidad.⁴ Esta propiedad lo llevó a usarse como arma química en la primera guerra mundial (Fuego Feniano), ya que era capaz de provocar grandes daños a las personas, tales como quemaduras muy profundas que llegaban a causar daños internos a parte de ser tóxico. La dosis letal para

matar a un humano es de 0.1 gr, esto provocaría una muerte lenta y dolorosa provocando necrosis en la mandíbula. El primer país en usarlo (que esté recogido históricamente) a nivel militar, fué el ejército británico, lo usaron principalmente a nivel de granadas, para crear pantallas de humo, y a nivel anti-personas. Se usó también durante el propio día "D", conocido también como el Desembarco de Normandía. Posteriormente hay datos recogidos que constatan su uso en la guerra de Corea, Vietnam y en la guerra de Irak.

A día de hoy el uso del Fósforo blanco está mucho más controlado gracias a la CWC (Chemical Weapons Convention), la cual no permite su uso a nivel militar contra la población civil.⁵

4. CONCLUSIONES.

Como se ha comentado, el Fósforo presenta un amplio abanico de aplicaciones. Aplicaciones que pueden servir para cubrir necesidades básicas como una simple cerilla hasta el diseño de un arma química. A demás se ve que no se ha llegado al límite de las aplicaciones que se les puede dar a este elemento, siendo el caso de los Fosforenos, que se espera que sean un material revolucionario que sustituya al Silicio en componentes electrónicos.

Cabe mencionar que en la química se pueden encontrar infinidad de compuestos, algunos naturales y otros desarrollados por la humanidad, pero ninguno de estos productos va a ser "bueno" ni "malo", todo dependerá del uso que nosotros, como civilización, queramos darle; si bien para avanzar o para destruirnos.

5. Referencias.

- [1] <https://prtr-es.es/Fosforo-total,15600,11,2007.html>
- [2] <https://theconversation.com/el-fosforo-un-elemento-esencial-para-la-vida-que-tambien-puede-acabar-con-ella-147590>
- [3] <https://www.revistadyna.com/trabajos-monograficos/fosforeno-un-nuevo-competidor-para-grafeno>
- [4] https://www.atsdr.cdc.gov/es/toxfaqs/es_tfacts103.html
- [5] <http://centredelas.org/actualitat/de-fosforo-blanco-y-otras-armas/?lang=es>
- [6] Catherine E. Housecroft, Química Inorgánica, Ed. Pearson, Los elementos del grupo 15, 2006.

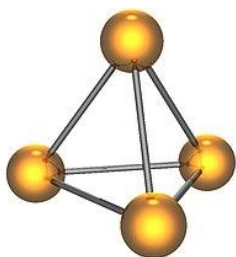


Fig. 4. Estructura Fósforo Blanco



Autores: Adrian Díaz Acosta, Pablo Ruiz Vélez, Manuel Sánchez Gómez.
4º Curso del grado en Química.