

¿Qué son los radicales libres?

Resumen: Descubre el mundo dinámico de los radicales libres: moléculas con un electrón solitario y una reactividad extraordinaria. Esenciales en la química moderna, estos agentes de cambio impulsan desde la creación de polímeros hasta la vital respiración celular. Más allá de su reputación ambigua, los radicales libres son protagonistas en la naturaleza y la tecnología, facilitando la síntesis de nuevos materiales y desentrañando los misterios de la degradación ambiental. En nuestro cuerpo, enzimas y metales se alían para equilibrar su presencia, previniendo el daño celular y las enfermedades asociadas al estrés oxidativo. Su dualidad se revela en su uso en medicina y en la industria, demostrando que, bien manejados, son aliados insustituibles en nuestra búsqueda por comprender y mejorar el mundo.

Palabras Clave: radicales libres, polímeros, moléculas, reactividad, síntesis de materiales.

Abstract: Explore the dynamic realm of free radicals: molecules with a single electron and extraordinary reactivity. Indispensable in modern chemistry, these agents of transformation drive everything from polymer creation to essential cellular respiration. Beyond their ambiguous reputation, free radicals play a key role in nature and technology, facilitating the synthesis of new materials and unraveling the secrets of environmental degradation. Within our bodies, enzymes and metals unite to balance their presence, preventing cellular damage and diseases associated with oxidative stress. Their duality is unveiled in their use in medicine and industry, proving that, when managed well, they are irreplaceable allies in our quest to understand and improve the world around us.

Keywords: free radicals, polymers, molecules, reactivity, material synthesis.

Dr. Omar Cortezano Arellano

*Instituto de Ciencias Básicas
Universidad Veracruzana
Orcid: 0000-0003-3442-9246*

Dr. Alejandro Cordero Vargas

*Departamento de química orgánica
Universidad Nacional Autónoma de México
Contacto: acordero@unam.mx
Orcid: 0000-0003-1549-5977*

<https://doi.org/10.25009/pc.v1i2.123>



Aunque el término *radicales libres* podría referirse a personas con ideas y comportamientos extremos que no suelen seguir las reglas (Brooks, 2012), el propósito de este artículo es distinto. En un sentido químico, los radicales libres son especies que contienen un número impar de electrones y, específicamente, tienen un electrón que está solo o no apareado

¿Qué significa esto?

Empecemos por explicar cómo están unidos los átomos que forman moléculas. Existen varios tipos de uniones o enlaces, uno de los más comunes es el llamado enlace covalente; en este tipo de enlace, dos átomos, digamos A y B, están unidos a través de dos electrones que comparten un espacio común: un orbital.

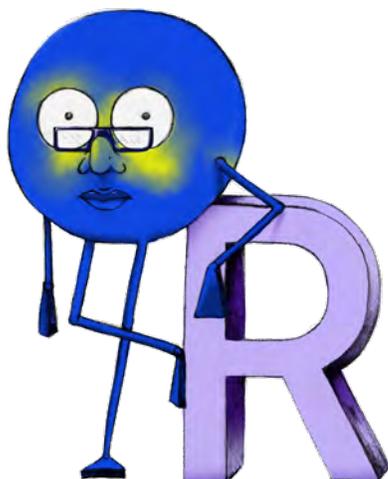
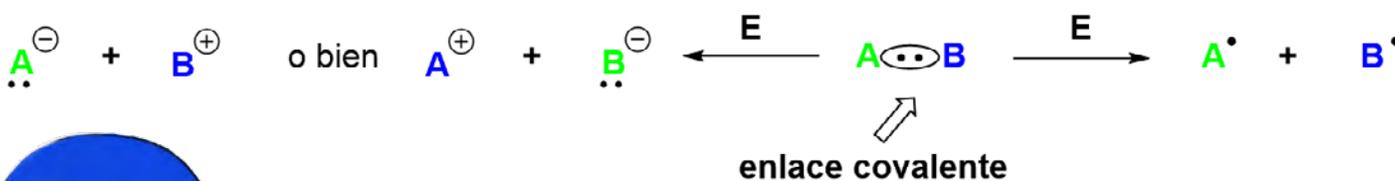
La ruptura del enlace puede resultar en dos escenarios: (i) un átomo retiene ambos electrones, o (ii) cada átomo conserva un electrón. En el primer caso, la ruptura heterolítica, el átomo que se queda con los dos electrones adquiere una carga negativa y al que se queda sin electrones se le asigna una carga positiva. En el segundo caso, la ruptura homolítica, se generan dos átomos o moléculas con un electrón cada uno; a estas especies se les denomina *radicales libres* (Esquema 1).

A pesar de la ausencia de carga (por lo que son considerados neutros), los radicales libres son especies muy reactivas e inestables, reaccionan muy rápidamente con otros radicales y con moléculas estables, formando

nuevos enlaces y radicales libres adicionales. Esta enorme reactividad hizo que, durante mucho tiempo, los químicos creyeran que los radicales libres eran especies incontrolables y con poca utilidad. Sin embargo, actualmente hemos aprendido a aprovechar esta gran reactividad para construir moléculas con diversos intereses.

Por ejemplo, muchos polímeros son generados mediante procesos de radicales libres. Otros radicales, que poseen una estabilidad más alta de lo común, pueden servir como estabilizadores de algunos reactivos químicos o de pinturas que, al secarse, también generan polímeros.

Estos tipos de ruptura son como cuando dos personas se reparten algo. Digamos que se dividen un pastel equitativamente, teniendo cada uno una rebanada o porción idéntica; esto sería una ruptura homolítica. Sin embargo, si una de las dos personas es abusiva, puede llevarse todo el pastel (anión, carga negativa) y dejando a la otra con un gran hueco en el estómago (catión, carga positiva).



Esquema 1. Formación de iones y de radicales libres dependiendo del tipo de ruptura de una molécula A-B.

Ilustración 1. Representación caricaturizada de 1 electrón.

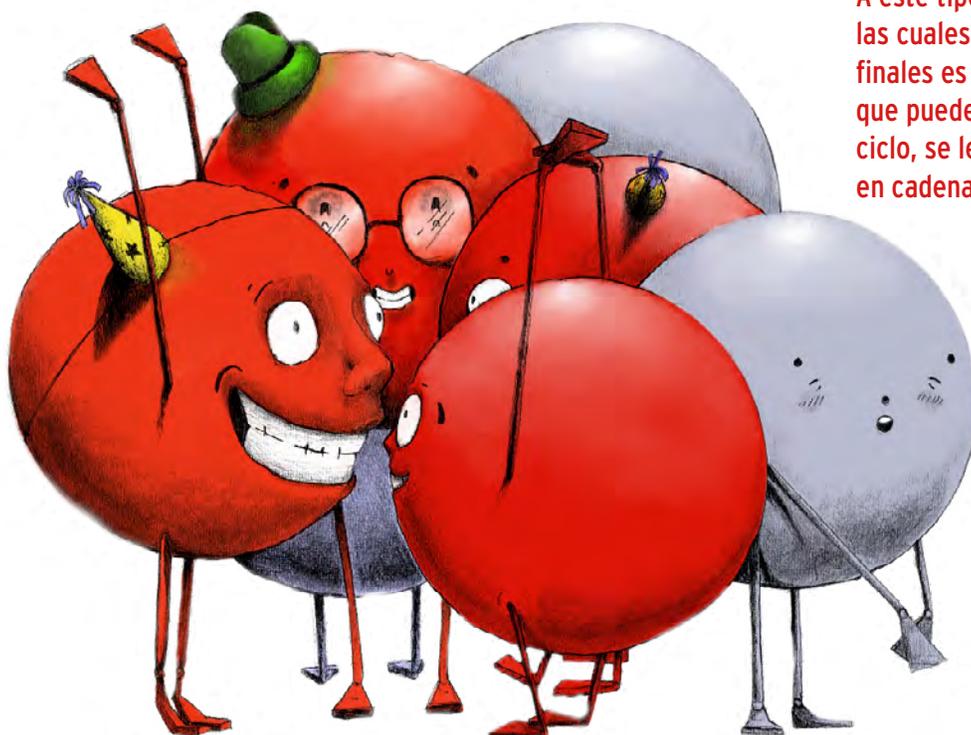
El primer registro de un radical libre data del año 1900. Por registro, me refiero a que fue preparado e identificado en un laboratorio y, a partir de entonces, estas especies se han ido conociendo y aprovechando mejor. Sin embargo, intervienen en muchos procesos naturales y cotidianos sin que seamos conscientes de ello. El radical libre más representativo es el oxígeno que respiramos. Su fórmula, O_2 , es una representación condensada de una especie que contiene dos átomos de oxígeno y dos radicales libres, uno en cada átomo. **Este biradical interviene en todos los procesos de combustión, al reaccionar con un material combustible para generar energía.**

Es importante recordar que el O_2 no ha estado siempre en la atmósfera de la tierra. De hecho,

apareció en cantidades significativas hace unos 2.2 billones de años, como producto de la fotosíntesis desarrollada por un tipo de bacterias (cianobacterias). Inicialmente, el O_2 generado se consumía en la formación de óxidos de rocas y minerales, pero cuando aumentó la concentración en la atmósfera, hubo varios cambios en la evolución: 1) Se generó una cantidad importante de ozono (O_3) en la estratósfera, que sirvió de **protector contra la radiación UV** y 2) se removió el hierro (Fe^{+2}) del agua formando óxidos de hierro, lo que dio lugar a un ambiente acuoso más adecuado para otras formas de vida. En el primer punto, o más bien en los problemas ocasionados por la actividad humana en la capa de ozono, también intervienen los radicales libres.

En 1974, Mario Molina y F. Sherwood Rowland publicaron un artículo científico (Molina & Rowland, 1974) **en el que demuestraban el efecto perjudicial de los clorofluorocarbonos** (compuestos de carbono que contienen átomos de flúor y de cloro, como I) en la capa de ozono. Estos compuestos se utilizaban ampliamente como gases refrigerantes o propulsores para aerosoles y, de hecho, eran muy eficientes. Sin embargo, al llegar a la estratósfera, la radiación solar puede romper homolíticamente uno de los enlaces de la molécula y generar radicales libres (II y III). Cuando el radical cloro ($Cl\cdot$, III) se encuentra con el ozono (O_3 , IV), se lleva a cabo una reacción en la que se genera oxígeno molecular (O_2 , V) y un radical perclorato ($ClO\cdot$, VI).

A este tipo de reacciones, en las cuales uno de los productos finales es la especie original, que puede llevar a cabo otro ciclo, se les llama reacciones en cadena.



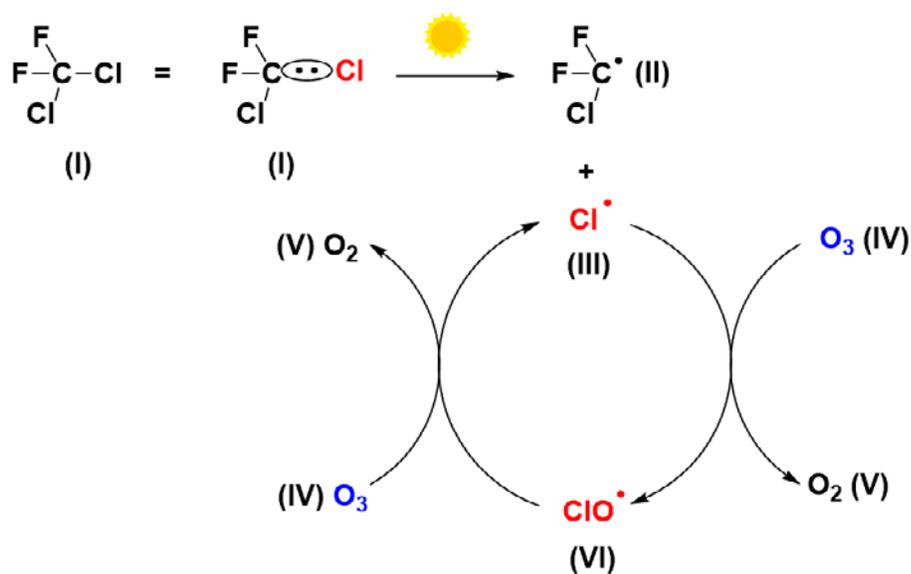
El gran problema es que este último puede volver a reaccionar con otra molécula de ozono y dar lugar a O_2 y nuevamente al radical cloro ($Cl\bullet$, III). De esta manera, **se regenera el radical cloro y puede volver a consumir ozono una y otra vez**. De hecho, se calcula que cada cloro puede consumir hasta 100,000 moléculas de ozono. Este fenómeno ocasionó un enorme agujero en la capa de ozono de la tierra, que hasta la fecha no ha terminado de cerrarse (Esquema 2).

Como se mencionó, el oxígeno no estaba presente en la atmósfera primitiva y su concentración aumentó a medida que las cianobacterias aumentaron su población.

Los organismos que no requieren oxígeno para su subsistencia y metabolismo se denominan *anaeróbicos*.

El incremento de la concentración de O_2 en la atmósfera ocasionó serios problemas para los organismos que existían en ese entonces, ya que el O_2 es un gas tóxico e inflamable.

La restricción del oxígeno es una técnica que actualmente se utiliza para evitar el daño oxidativo. Por ejemplo, algunos alimentos se empacan al vacío, herméticamente sellados o con un gas diferente, como por ejemplo nitrógeno, para retrasar su descomposición.



Esquema 2. Destrucción del ozono por radicales cloro provenientes de los clorofluorocarbonos.

Así, los organismos anaeróbicos tuvieron que restringir su existencia a ambientes no aeróbicos, o evolucionar e incorporar el nuevo gas en su metabolismo, volviéndose organismos aeróbicos y generando mecanismos de defensa contra el oxígeno. A los compuestos que protegen contra el efecto dañino del oxígeno (también llamado daño oxidativo) se les denomina antioxidantes. Estos pueden ser sintetizados por los organismos o adquiridos mediante la dieta. Hay una gran variedad de compuestos que cumplen esta tarea, sin existir alguno que sea “universal” o el mejor de todos.

Empecemos por contar un poco acerca de los sistemas de defensa de nuestro cuerpo contra algunas especies reactivas derivadas del oxígeno, por ejemplo, contra el anión superóxido ($O_2\bullet^-$). Estas especies, más reac-

tivas que el oxígeno molecular (O_2), las generan y utilizan algunos organismos para combatir a ciertos patógenos, sin embargo, también pueden ser dañinas para el organismo que las produce y se requieren sistemas de regulación.



Las enzimas como la superóxido dismutasa (SOD) también se encuentran en muchos seres vivos, incluidos animales, plantas y bacterias.

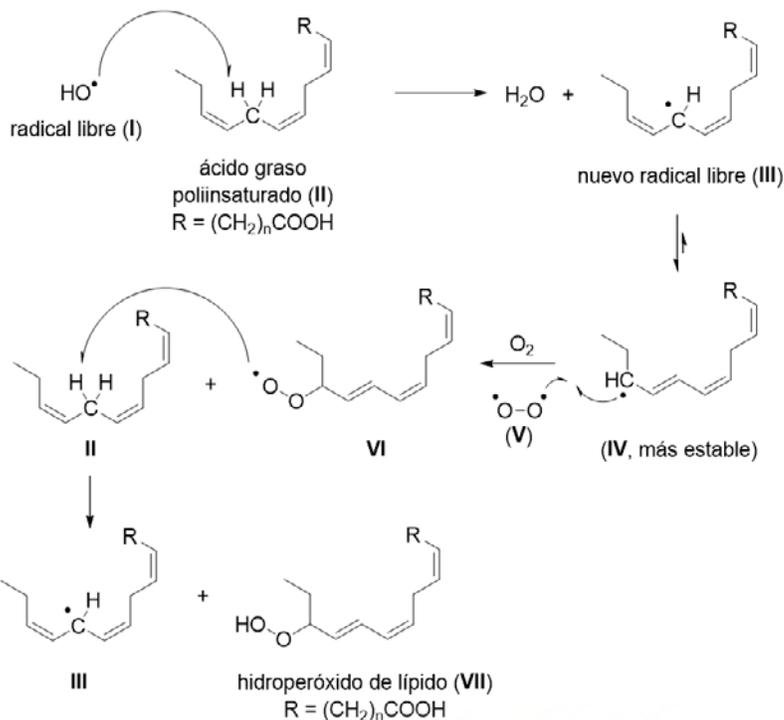
El anión superóxido puede directamente dañar ciertas células, inactivar otras enzimas con actividad antioxidante, como las catalasas o dar lugar a especies aún más reactivas y dañinas, como el radical hidroxilo (OH•) o el peroxinitrito (ONOO-).

Los daños que pueden ocasionar dichas especies en los sistemas vivos son diversos, tal vez los más representativos son el daño al ADN y a proteínas, y la peroxidación de lípidos.

Los lípidos son moléculas con las características de grasas, se pueden encontrar solas o formando parte de las células, por ejemplo en las membranas de las mismas.

El último es probablemente el más estudiado y conocido. En el esquema 3 se muestra cómo funciona este proceso. Inicialmente, un radical libre (por ejemplo, el radical hidroxilo, OH•, I) puede extraer un átomo de hidrógeno del lípido (ácido graso poliinsaturado, II), generando agua (H₂O) y un nuevo radical libre, esta vez centrado en un átomo de carbono del lípido (III). Después de acomodarse en su forma más estable (IV), este radical libre es capturado por oxígeno molecular (O₂, V) y genera el radical VI.

Los radicales pueden hacer reacciones en cadena, es decir, al final del proceso vuelven a generar el radical inicial. En este caso, el



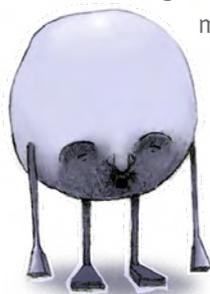
Esquema 3. Peroxidación de lípidos.

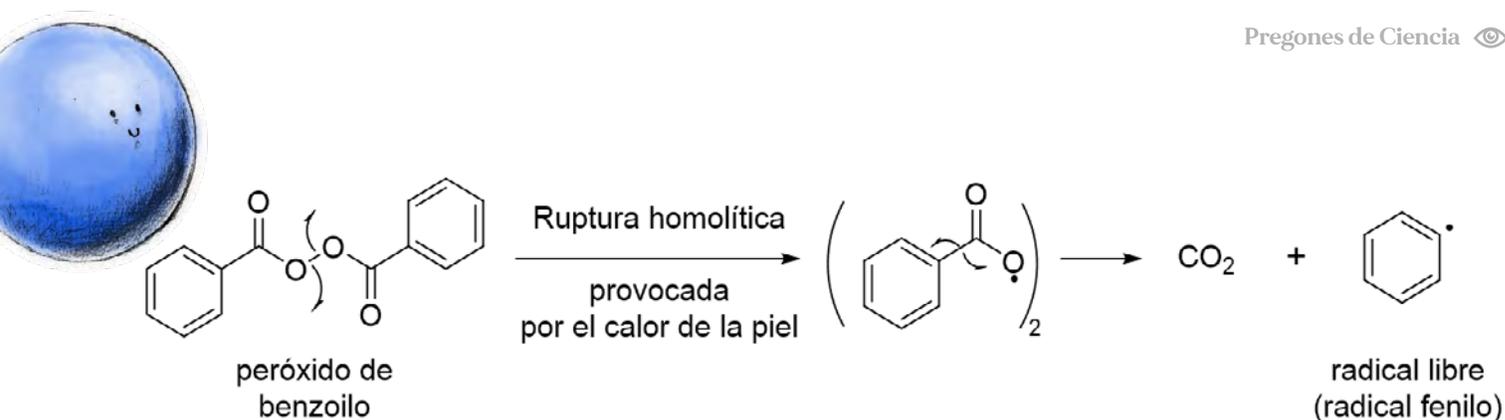
radical VI extrae un átomo de hidrógeno de una molécula de ácido graso, tal como al inicio del proceso, para producir el hidropéroxido de ácido graso, y nuevamente el radical libre III, que puede realizar otro ciclo. Los ciclos pueden continuar hasta que el sustrato se consuma o hasta que un antioxidante, como, por ejemplo, la vitamina E, rompa el ciclo. Sin entrar en detalles ni posibilidades remotas, la peroxidación de lípidos afecta en general a las células, ya que la membrana que las rodea y protege está compuesta de este tipo de moléculas. Dicho



proceso puede ocasionar daño en una variedad muy amplia de tejidos de los seres vivos.

La protección hacia el superóxido (SO) y otros radicales libres es brindada por proteínas llamadas enzimas, que actúan en conjunto con algunos metales de nuestro organismo. Así, podemos encontrar complejos de la enzima superóxido dismutasa con zinc, níquel, hierro, cobre y manganeso (llamados metaloproteínas), que son capaces de “mantener a raya” al anión superóxido. En situaciones ideales, los





Esquema 4. Ruptura homolítica del peróxido de benzoilo.

sistemas vivos pueden controlar a los radicales libres y otras especies reactivas (ER) con varios mecanismos, como las enzimas mencionadas. Sin embargo, cuando el balance se pierde a favor de las especies reactivas y, por tanto, en contra de los sistemas antioxidantes, ocurre lo que se conoce como estrés oxidativo. Este fenómeno puede dañar a muchos tejidos del cuerpo. [Se le ha relacionado con muchas enfermedades, como artritis reumatoide, cardiomiopatía, fibrosis quística o diabetes mellitus.](#)

Varios expertos destacan la relevancia de señalar que tanto los radicales libres como el estrés oxidativo figuran en una amplia gama de trastornos, pero no necesariamente como su origen. [Se estima que las especies reactivas de oxígeno participan en aproximadamente 150 enfermedades distintas.](#) De hecho, se considera que en ciertas patologías, el estrés oxidativo podría ser más bien un efecto secundario y no el desencadenante. En tales escenarios, el estrés oxidativo tiene el potencial de agravar el daño en tejidos específicos, intensificando o deteriorando la condición existente.



Aunque ciertos peróxidos son excelentes iniciadores en reacciones radicalarias, los radicales peróxido presentan diferentes usos de gran valor por sí mismos. Por ejemplo, el peróxido de benzoilo es un ingrediente activo que se encuentra en algunos medicamentos contra el acné. Al exponerse al simple calor de la piel y a la luz, esta molécula forma radicales, que son los responsables de matar a las bacterias causantes de las erupciones cutáneas.

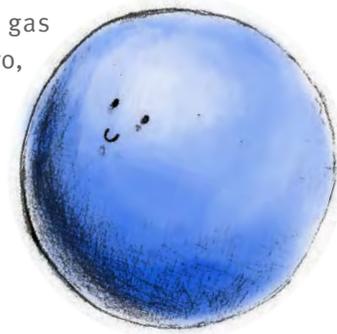
La misma molécula también es empleada como blanqueador, ya que muchos compuestos que tienen color presentan dobles enlaces conjugados que son afines a los radicales peróxido de benzoilo para que puedan adicionarse y romper la conjugación. De tal manera que, si alguna vez te has limpiado la cara con una toalla de color después de usar un medicamento contra el acné, ¿es posible que hayas notado esta reacción!

En resumen, hemos visto que los radicales libres son especies químicas con un número impar de electrones y que son altamente reactivas. Esta reactividad puede ser dañina en muchos aspectos, pero al entenderla podemos apro-

vecharla y utilizarla en procesos químicos difícilmente accesibles por otros medios, como, por ejemplo, la química tradicional (iónica) o bien para encontrar la causa de algún problema y corregir, como en el caso de la capa de ozono.

El comportamiento de estas especies es fascinante, es fuera de lo común, pero sigue siempre las reglas y lógica de los fundamentos de la química. Aunque actualmente está de moda hablar de antioxidantes, estos mecanismos no son nuevos, sino que se desarrollaron lentamente a través de la evolución y han servido a los organismos vivos para protegerse de los efectos nocivos de un gas que, sin embargo, les es vital:

EL OXÍGENO.



Referencia:

Molina, M. J.; Rowland, F. S. Stratospheric sink for chlorofluoromethanes: chlorine atom-catalyzed destruction of ozone. *Nature* 1974, 249, 810-812.