

<http://dx.doi.org/10.20983/culcyt.2020.1.3.1>

Procesos de Oxidación Avanzada y Electroquímicos para Remover Edulcorantes Artificiales del Agua

Advanced Oxidation and Electrochemical Processes for the Removal of Artificial Sweeteners from Water

H. Rubí-Juárez¹

¹ Universidad Autónoma de Ciudad Juárez

RESUMEN

El objetivo de la presente revisión es presentar investigaciones recientes sobre la remoción de algunos edulcorantes —reconocidos como contaminantes emergentes— del agua o matrices acuosas, utilizando los Procesos de Oxidación Avanzada (POA). En un intento por evadir el consumo de endulzantes calóricos que han provocado problemas de salud, los seres humanos consumen edulcorantes artificiales que prácticamente no se metabolizan después de ingerirse, de esa forma se integran al agua residual e inclusive resisten la degradación total en las plantas de tratamiento de agua convencionales. Por tanto, en bases de datos se revisaron electrooxidación, electro-Fenton, foto-Fenton, fotocatalisis heterogénea, oxidación por ultravioleta/peróxido y oxidación por ultravioleta/ozono, catalogados como POA. Estos procesos son una alternativa debido a que generan radicales hidroxilo $\cdot\text{OH}$, caracterizados por su alto poder oxidante. La electrooxidación se puede declarar como la más conveniente para la degradación de edulcorantes artificiales como el acesulfamo de potasio, por ejemplo, debido a la menor cantidad de componentes requeridos para su ejecución y, al mismo tiempo, se logra una eficiencia de remoción similar, o incluso mayor, comparada con otros POA. Igualmente, se documentaron los resultados y méritos relativos a la aplicación de estos al agua o matrices acuosas, así como las oportunidades para investigación futura.

PALABRAS CLAVE: Edulcorante artificial; POA; electrooxidación; luz UV; radical hidroxilo.

ABSTRACT

The objective of this review is to present recent research on the removal of some sweeteners—recognized as emerging contaminants—from water or aqueous matrices, using the Advanced Oxidation Processes (AOPs). In an attempt to evade the consumption of caloric sweeteners that has caused health problems, humans consume artificial sweeteners that are practically not metabolized after ingestion, thus integrating into wastewater and even resisting total degradation in plants conventional water treatment. Therefore, electro-oxidation, electro-Fenton, photo-Fenton, heterogeneous photocatalysis, ultraviolet / peroxide oxidation and ultraviolet / ozone oxidation cataloged as AOPs were reviewed in databases. These processes are an alternative because they generate hydroxyl radicals $\cdot\text{OH}$ characterized by their high oxidizing power. Electro-oxidation can be declared as the most convenient for the degradation of artificial sweeteners such as potassium acesulfame, for example, due to the lower amount of components required for its execution and at the same time the achievement of a similar removal efficiency, or even greater, compared to other AOPs. Likewise, the results and merits related to their application to water or aqueous matrices were documented, as well as the opportunities for future research.

KEYWORDS: Artificial sweetener; AOPs; electro-oxidation; UV light; hydroxyl radical.

Correspondencia:

DESTINATARIO: Humberto Rubí-Juárez
INSTITUCIÓN: Universidad Autónoma de Ciudad Juárez
DIRECCIÓN: Avenida del Charro 450 norte, col. Partido Romero, C. P. 32310, Ciudad Juárez, Chihuahua, México.
CORREO ELECTRÓNICO: humberto.rubi@uacj.mx

Fecha de recepción: 14 de enero de 2020

Fecha de aceptación: 17 de febrero de 2020



Acceso
abierto



Revisión
por pares

I. INTRODUCCIÓN

La propensión que predomina hacia el consumo de alimentos dulces se ha imputado a la tendencia que tienen los seres humanos a experimentar sensaciones estimulantes [1]. El elevado consumo de azúcar se ha relacionado desde hace muchos años con enfermedades cardiovasculares, obesidad, diabetes mellitus, incidencia de caries y otros trastornos metabólicos [2]. La consecuencia fue que la industria alimentaria desarrolló alternativas para satisfacer el deseo por los sabores dulces: los denominados sustitutos del azúcar, edulcorantes no nutritivos o edulcorantes artificiales [3].

Desde hace varias décadas se han formulado varios edulcorantes [4], por ejemplo, el aspartamo en 1965 [5]. Sin embargo, se han clasificado en dos generaciones: la primera incluyó aspartamo, 200 veces más dulce que la sacarosa, sacarina y ciclamato, mientras que la segunda abarcó acesulfamo-K, 300 veces más dulce que la sacarosa, alitamo, neotamo y sucralosa [6]. Las estructuras químicas de los compuestos señalados, se muestran en la Figura 1.

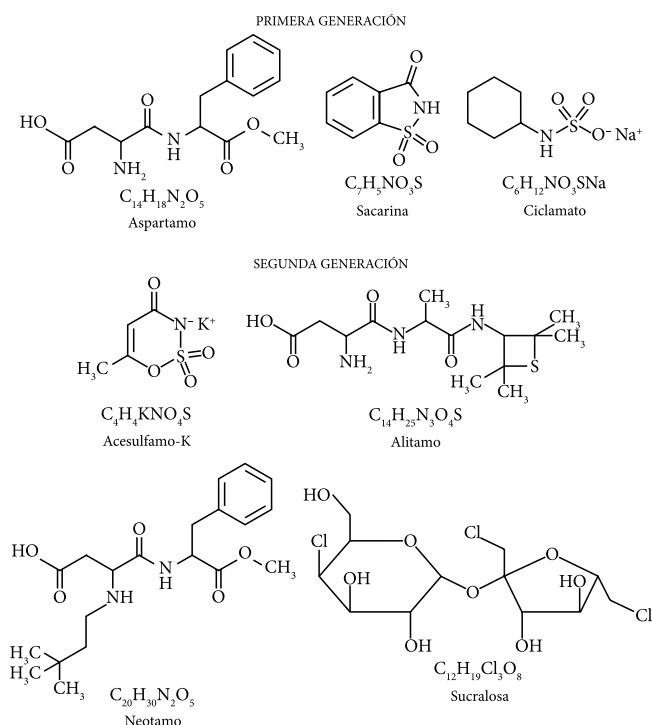


Figura 1. Estructuras químicas de algunos edulcorantes.

Los edulcorantes no son metabolizados convencionalmente como los carbohidratos [7], lo cual, aunado a la alta ingesta según las relaciones de producción-de-

manda [8], ha provocado la proliferación de diversos compuestos como acesulfamo, sacarina, sucralosa, aspartamo y ciclamato en el agua residual, subterránea, superficial y potable [9]. Una vez que los edulcorantes ingresan a los cuerpos de agua, los subproductos obtenidos por fotodegradación son más tóxicos que los compuestos originales [10].

En ese contexto, los edulcorantes artificiales, debido a su relativamente reciente y frecuente detección en numerosos ambientes, han sido considerados como contaminantes emergentes [11], especialmente la sacarina, el ciclamato, el acesulfamo y la sucralosa [12]. Por consiguiente, la remoción de esos contaminantes del agua se proyecta como una situación de extrema relevancia en la que los Procesos de Oxidación Avanzada (POA) son una alternativa interesante [7].

Los POA son procesos que invariablemente requieren la formación de radicales hidroxilo $\cdot OH$. Últimamente se ha tomado en cuenta a los radicales sulfato $SO_4^{\cdot -}$ [13], en solución acuosa en medio heterogéneo u homogéneo, usando energía u omitiéndola. Originalmente los POA se distinguieron porque no participaban oxidantes habituales como cloro, dióxido de cloro [14], y posteriormente ozono [13], ya que todos ellos tienen un menor potencial de oxidación que el $\cdot OH$ (2.8 eV) [15, 16].

Por tanto, esta revisión presenta investigaciones recientes que se han realizado sobre la remoción de algunos edulcorantes, reconocidos como contaminantes emergentes, del agua o matrices acuosas con base en los POA. Particularmente, se analizan: 1) electrooxidación, 2) electro-Fenton, 3) foto-Fenton, 4) fotocatalisis heterogénea, 5) ultravioleta/peróxido y 6) ultravioleta/ozono, que son los que fueron encontrados en las bases de datos ScienceDirect, Springer Link, Taylor & Francis, Wiley y rsc.org.

II. PROCESOS DE OXIDACIÓN AVANZADA

A. Electrooxidación

La electrooxidación se lleva a cabo con electrodos sumergidos en el agua, los cuales se conectan a una fuente de alimentación que suministra el voltaje para producir corriente eléctrica que pasa a través de ellos. En el arreglo, uno o varios electrodos actúan como ánodo/s y otro/s como cátodo/s. El propósito de la electrooxidación es el aprovechamiento de las reacciones redox

que tienen lugar, oxidación en el ánodo y reducción en el cátodo, para la remoción de contaminantes [17] de carácter comúnmente orgánico [18]. La electrooxidación se realiza de dos maneras:

- 1) **Oxidación directa.** Los radicales $\cdot\text{OH}$ que son producidos en la superficie del ánodo se encuentran disponibles para la oxidación de compuestos [19].
- 2) **Oxidación indirecta.** Las especies oxidantes son electrogeneradas en la superficie del ánodo, por ejemplo, hipoclorito (OCl^-), ácido hipocloroso (HOCl), peroxodisulfato ($\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$) y peróxido de hidrógeno (H_2O_2) [20].

Los materiales electródicos típicos para el tratamiento de agua por electrooxidación, conocida como oxidación electroquímica e incluso oxidación anódica, son dióxido de estaño (SnO_2), plomo, dióxido de plomo (PbO_2), ánodos dimensionalmente estables y Diamante Dopado con Boro (DDB) [19, 20].

Punturat y Huang [21] llevaron a cabo la electrooxidación de acesulfamo de potasio (ACE-K) en solución acuosa, así como en agua residual doméstica sin tratar, antes y después de un tratamiento biológico. Las muestras de agua fueron colectadas en el sur de Taiwán. En el ánodo, los electrodos que se utilizaron fueron Diamante Dopado con Boro, Pt o PbO_2 , en conjunto con el acero inoxidable en el cátodo. Se evaluaron variables como densidad de corriente (j), área anódica, temperatura y matriz de agua residual. Inicialmente, con una $j = 0.1 \text{ A/cm}^2$, 2 cm^2 de área, 100 mg/L de ACE-K y $25 \text{ }^\circ\text{C}$, la degradación alcanzó el 72% después de 120 minutos con Pt, y 100% transcurridos 90 y 30 minutos con PbO_2 y DDB, respectivamente.

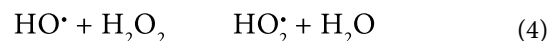
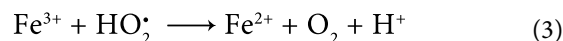
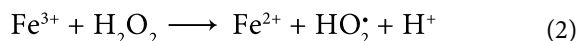
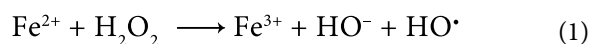
El DDB también degrada completamente el ACE-K a 0.05 A/cm^2 , pero requirió de 90 minutos. Por lo tanto, los electrodos de DDB se eligieron para la exploración de las variables remanentes. El incremento de área anódica de 2 cm^2 a 4 cm^2 mejoró la degradación de ACE-K a una concentración de 200 mg/L y $25 \text{ }^\circ\text{C}$, 100% al término de 50 minutos, disminuyendo hasta 20 minutos con el doble de área. El efecto de la temperatura se detectó a través de la remoción de Carbono Orgánico Total (COT), lo que produjo 100% de remoción a $50 \text{ }^\circ\text{C}$ y 40 minutos, mientras que 84% se obtuvo en 120 minutos y $25 \text{ }^\circ\text{C}$.

Todas las soluciones conformadas con ACE-K, 1 M de Na_2SO_4 y las de agua residual, alcanzaron degradación completa en menos de 30 minutos. La electrooxidación constituyó un método para la remoción de ACE-K y COT de las aguas residuales.

B. Fenton y variantes

B.1. Fenton

El proceso requiere, según el escenario básico, ion ferroso (Fe^{2+}) y H_2O_2 para formar radicales $\cdot\text{OH}$ que provoca la oxidación de materia orgánica. Ya ha sido propuesto en Walling [22] un modelo detallado de reacciones en el se supone la generación de tres tipos de radicales que experimentan oxidación, dimerizan o son reducidos. Expresado en forma simplificada para incorporar el radical perhidroxilo (HO_2^\cdot) [23], se tiene:

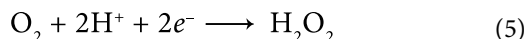


El pH óptimo oscila entre 2 y 4, por lo que es necesario ajustarlo dentro de ese rango. Un valor mayor a 4 propiciaría la precipitación del hierro como hidróxido férrico, separándolo del medio acuoso. El $\text{Fe}(\text{OH})_3$ reaccionaría con el H_2O_2 sin que se forme el radical $\cdot\text{OH}$ [24]. Las variables que se consideran para evaluar el efecto que tienen en el tratamiento de agua residual son: 1) pH de operación, 2) cantidad de iones ferrosos, 3) concentración de H_2O_2 , 4) concentración inicial del contaminante, 5) tipo de solución amortiguadora utilizada para ajuste de pH y 6) temperatura de operación [25].

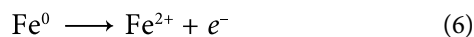
B.2. Electro-Fenton

El proceso electro-Fenton requiere del catión Fe^{2+} y de peróxido de hidrógeno, ya sea que se generen dentro de la celda electroquímica o bien que desde el exterior se añadan a la misma, con el propósito de producir radicales $\cdot\text{OH}$. Las tres combinaciones para llevarlo a cabo son: 1) adición de Fe^{2+} con generación electroquímica de H_2O_2 , 2) adición de H_2O_2 con Fe^{2+} electrogenerado y 3) electrogeneración de H_2O_2 y Fe^{2+} . El mecanismo más comúnmente explicado contempla

la generación de H_2O_2 a través de la reducción de oxígeno en la superficie del cátodo [26],



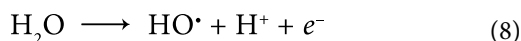
y la adición o producción de Fe^{2+} desde el ánodo [27],



que conduce a la generación de radicales $\bullet\text{OH}$ activos. Adicionalmente, el Fe^{2+} puede ser regenerado por medio de la reducción de Fe^{3+} en el cátodo [28],



creando también en el ánodo radicales $\bullet\text{OH}$ con la oxidación del H_2O [27].



Los factores que se ha reconocido que influyen en electro-Fenton son [29]: 1) concentración de la relación $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$, 2) concentración de H_2O_2 , 3) concentración inicial de contaminantes, 4) pH, 5) electrolito como Na_2SO_4 , KCl , NaCl , NaNO_3 o NaClO_4 en el rango de 50 a 100 mM, 6) velocidad de rociado de oxígeno, 7) modo de alimentación de oxígeno, 8) densidad de corriente, 9) temperatura de operación, 10) materiales electródicos y 11) distancia entre electrodos.

Lin *et al.* [30] investigaron la degradación de aspartamo (ASP) en solución acuosa. Los ensayos se llevaron a cabo en una celda de vidrio cilíndrica que tenía acoplado fieltro de carbono en todo el interior de la pared, actuando como cátodo. El ánodo se situó en el centro como una malla de Pt o una película de DDB. El suministro de H_2O_2 se realizó por medio de la electrogeneración con oxígeno, burbujeando hacia la solución un flujo de aire a razón de 0.5 L/min. Las concentraciones fueron de 0.2 mM el ASP y de 50 mM el Na_2SO_4 que se ocupó como electrolito de soporte. El catalizador, ion ferroso, se añadió previamente y el pH se ajustó a alrededor de 3.

Cuando la intensidad de corriente (I) fue de 200 mA y la concentración de Fe^{2+} de 0.2 mM, todo el ASP se degradó en 20 minutos o en 15 minutos con el ánodo de Pt o DDB, respectivamente. Asimismo, el incremento de concentración de Fe^{2+} hasta 0.5 mM disminuyó la eficiencia de remoción por la competencia que ocurre

por los radicales $\bullet\text{OH}$. La remoción de COT a 200 mA y 360 minutos de electrólisis se ubicó en 81.7 y 97.5% usando Pt y DDB, respectivamente. La variación de la corriente con las dos configuraciones de electrodos, Pt o DDB con fieltro de carbono, reveló un efecto sobre la constante cinética (k) de un modelo de pseudo primer orden que propusieron estos autores. El incremento de 50 a 300 mA aumentó k de 0.14 a 0.34 min^{-1} para el sistema Pt/carbono. La corriente óptima en el arreglo de DDB/carbono fue de 200 mA, mejorando el consumo de energía. El DDB consiguió la mineralización más rápido cuando se comparó con el Pt.

Lin *et al.* [31] evaluaron la degradación de sucralosa (SUC) en solución acuosa. Las dos variables tomadas en cuenta fueron la concentración del catalizador (Fe^{2+}) y la corriente aplicada. Se utilizó una configuración de celda cilíndrica de vidrio con ánodo de Pt o DDB situado en el centro. El cátodo fue una pieza de 105 cm^2 de fieltro de carbono que rodeaba toda la pared interior de la celda. En este se generó el H_2O_2 a través de la reducción de O_2 . La dotación se garantizó burbujeando aire comprimido a razón de 0.5 L/minuto y se determinó en los experimentos una concentración de 0.2 mM y 50 mM, concerniente a SUC y Na_2SO_4 , respectivamente. Previo a la electrólisis, el ion ferroso se agregó y el pH se ajustó a 3.

Los autores encontraron que la concentración óptima de Fe^{2+} fue de 0.2 mM para los ánodos de Pt y DDB. Bajo las condiciones de 0.2 mM y 200 mA, establecidas como óptimas, el DDB removió 96.1% del COT inicial con 2 horas de tratamiento. El mismo porcentaje requirió 4 horas para Pt. La exploración del efecto de la corriente osciló entre 100-500 mA, dejando el Fe^{2+} a 0.2 mM. La remoción de COT fue de 69.7% con 6 horas de electrólisis a 100 mA, pero al incrementar la corriente a 200 mA el COT se reduce hasta 94.1% en 4 horas. En los procesos de electro-Fenton, ambos electrodos Pt y DDB, aplicado a una relación equimolar 0.2 mM SUC/ Fe^{2+} , empleando 200 mA de corriente y pH igual a 3, se observó la presencia de ácido oxálico, pirúvico, fórmico y glicólico.

Lin *et al.* [32] estudiaron la degradación de sacarina (SAC) por medio del proceso electro-Fenton en medio acuoso. Se analizaron el comportamiento de la cinética de mineralización y el de la mineralización. Las pruebas se realizaron en una celda de vidrio cilíndrica con capacidad de 250 mL para reservar 220 mL de

solución. Los ánodos colocados en el centro de la celda fueron DDB, Pt o una mezcla de óxidos metálicos consistentes en Ti/RuO₂-IrO₂, comprendidos dentro de un grupo general de materiales anódicos conocido como ánodos dimensionalmente estables (ADS, por sus siglas en inglés) [33]. El cátodo de fieltro de carbono que cubría el interior del cilindro también rodeaba al ánodo. Elementos adicionales constaron de 50 mM de Na₂SO₄, catalizador Fe²⁺ y pH igual a 3. Una cinética de pseudo primer orden fue delineada con valores de constante de velocidad aparente (k_{ap}) 0.18, 0.19, y 0.21 min⁻¹ para ADS, Pt y DDB, respectivamente.

En cuanto a los porcentajes de remoción de COT, se lograron 55.8, 76.1 y 96.2% en ese mismo orden anódico. Reconociendo la superioridad del DDB, el efecto de la concentración de Fe²⁺ con ese ánodo exhibió que 0.2 mM del catalizador maximizaron la remoción de SAC. Asimismo, la k_{ap} para la oxidación de SAC aumentó de 0.09 hasta 0.19 min⁻¹ cuando la corriente aplicada se incrementó de 50 a 200 mA. Los valores superiores, por ejemplo, de 500 mA, provocan una disminución concertándose en un valor de k_{ap} igual a 0.16 min⁻¹ que atribuyeron a reacciones secundarias que consumen radicales •OH o la recombinación de estos con el DDB, representado como BBD(•OH). Electro-Fenton demostró que la SAC se puede oxidar en aproximadamente 25 minutos en el escenario determinado con la aparición de ácidos carboxílicos de cadena corta como productos intermediarios.

Lin *et al.* [34] investigaron la cinética de degradación y mineralización de SAC con electro-Fenton. Las variables examinadas fueron corriente aplicada, catalizador Fe²⁺, materiales anódicos y electrolito de soporte. Las características de la celda utilizada, incluyendo ánodos, cátodo, concentración de electrolito y pH, ya han sido descritas en los párrafos anteriores [30, 31, 32]. Complementariamente, se destacó el valor de pH de 2.8, que permaneció al final del tratamiento. Las diferentes concentraciones de electrolitos, como 50 mM Na₂SO₄, 100mM NaNO₃ y 100 mM NaCl, produjeron tendencias de decaimiento de tipo exponencial. Entonces, fue posible ajustar un modelo cinético de primer orden.

Los tres ánodos, Pt, DDB y ADS, alcanzaron 100% de remoción casi al finalizar un periodo de electrólisis de 25 minutos en presencia de Na₂SO₄ y NaNO₃. Por otra parte, solo se abatió un 50% de SAC con NaCl en 30

minutos, debido a la generación de ácido hipocloroso (HClO) con menor poder oxidante que el •OH. Puesto que la velocidad de degradación con Na₂SO₄ fue un poco mayor que con NaNO₃, por ejemplo, una k_{ap} de 0.18 min⁻¹ superior a 0.17 min⁻¹, si el ADS es usado, el Na₂SO₄ fue elegible en lo subsecuente. La concentración de 0.2 mM de Fe²⁺, 50 mM de Na₂SO₄, una corriente de 200 mA y un pH de 3, condujo a una remoción de COT de 55.8, 76.1 y 96.2% para DSA, Pt y DDB, respectivamente. La velocidad de oxidación fue mejorada cuando la concentración de Fe²⁺ aumentó de 0.05 a 0.2 mM para el ánodo de Pt y DDB. El incremento adicional a 0.5 mM disminuyó la velocidad de degradación debido a reacciones indeseables del Fe²⁺ con el •OH. El tiempo para la desaparición completa de SAC cambió de 30 minutos para 100 mA a 25, 20 y 15 minutos para 200, 300 y 500 mA con el electrodo de Pt. Por el contrario, el DDB disminuyó la velocidad con la corriente de 500 mA imputable a una reacción de competencia en la reducción de O₂ que forma H₂O. La mejor mineralización del DDB contra el Pt fue aludida a un poder de oxidación superior.

B.3. Foto-Fenton

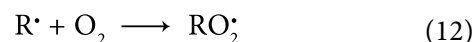
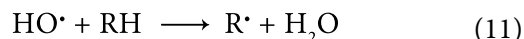
En condiciones ácidas, con intervalo de pH de 2.8-3.5, el Fe³⁺ prevalece en la forma dominante Fe(OH)²⁺, según el diagrama de especiación [35]. La irradiación con luz UV a una longitud de onda menor a 580 nm genera radicales hidroxilo [36]:



Adicionalmente, la fotólisis del H₂O₂ ocurre a longitudes de onda menores a 310 nm:



Por lo tanto, se tendrán radicales extra disponibles para la oxidación. En particular, la secuencia posterior para que suceda la mineralización de la materia orgánica (RH) se presenta como sigue [37]:



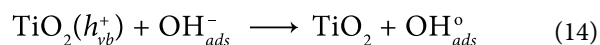
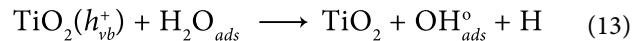
El producto de la última reacción tiene la capacidad de iniciar reacciones en cadena para la destrucción oxidativa.

Kattel *et al.* [38] degradaron acesulfamo (ACE) con UVA y siete esquemas que involucran reactivos UVA/H₂O₂, UVA/Fe²⁺, UVA/S₂O₈²⁻, H₂O₂/Fe²⁺, S₂O₈²⁻/Fe²⁺, UVA/H₂O₂/Fe²⁺ y UVA/S₂O₈²⁻/Fe²⁺. La fase acuosa con ACE fue agua ultrapura (AU), agua subterránea (AS) y efluente de tratamiento secundario (AR), ambas de Estonia. Las concentraciones de oxidante e ion ferroso y valores de pH fueron varias. La fuente de UVA consistió de una lámpara de baja presión de mercurio localizada en el interior de un tubo de cuarzo que se encontraba dentro de un reactor cilíndrico de vidrio. El líquido se mantuvo agitado a una velocidad de 400 rpm, con una concentración de ACE igual a 75 μM. La reacción requirió Na₂S₂O₈ o H₂O₂ y FeSO₄·7H₂O, según fuera necesario. La degradación de ACE en AU para la concentración inicial de oxidante de 150 μM hasta 750 μM fue más rápida con UVA/H₂O₂/Fe²⁺, entre 10-30 minutos, comparada con UVA/S₂O₈²⁻/Fe²⁺ en el intervalo de 30-45 minutos.

La remoción de COT fue de aproximadamente 80% después de 120 minutos con 1500 μM de oxidante para ambos planteamientos, también en AU. La degradación del ACE en las matrices acuosas, AS y AR, fue notoriamente más baja. Considerando una relación molar de 1/10/1 en UVA/H₂O₂/Fe²⁺ y UVA/S₂O₈²⁻/Fe²⁺, a un pH de 7.75, la eliminación de ACE fue de 6.5 y 5.5% en AS, respectivamente. En AR hubo un caso similar al de AS, puesto que la remoción alcanzó 7.9% y 4.8% correspondientes a UVA/H₂O₂/Fe²⁺ y UVA/S₂O₈²⁻/Fe²⁺ transcurridos 120 minutos. Según la literatura y conocimiento disponible de los autores, este fue el primer estudio aplicado al tratamiento de ACE en diferentes matrices acuosas vía foto-Fenton.

C. Fotocatálisis heterogénea

La fotocatálisis se inicia por la adsorción de un fotón con energía igual o mayor que la banda prohibida de un semiconductor para producir pares electrón-hueco. La consecuencia originada es la existencia de electrones en la banda de conducción y de huecos en la de valencia, en la que la falta de electrones asocia una carga contraria a la del electrón, a saber, positiva [39]. En la superficie externa del semiconductor, TiO₂ por ejemplo, los electrones y huecos intervienen en las reacciones redox de alguna especie adsorbida como agua, ion hidróxido, compuestos orgánicos u oxígeno. Los huecos producen, a través de la oxidación, al radical •OH a partir de H₂O o iones OH⁻ [40]. Las reacciones son:



donde h_{vb}^+ es el hueco en la banda de valencia [41]. La aplicación de la fotocatálisis se originó hacia 1972, cuando la hidrólisis fotocatalítica del agua se llevó a cabo usando electrodos de TiO₂ y, entonces, proliferó la investigación en relación a la fotocatálisis heterogénea [42].

Calza *et al.* [43] sintetizaron diferentes catalizadores para estimar su desempeño fotocatalítico, sometido a luz solar y visible, para abatir el ACE-K en agua ultrapura y de río, conteniendo 4.8 mg/L de materia orgánica disuelta. El proceso fue hidrotérmico, notable por su accesibilidad y bajo costo, para dopar ZnO con una carga de cerio de 0.5 y 1%. Las nanoestructuras obtenidas a bajas temperaturas las compararon contra TiO₂ P25 comercial que posee una relación de fases aproximada de 3:1 de anatasa y rutilo [44]. El ZnO sin dopar se formuló partiendo de una solución de acetato de zinc a la que se le añadió NaOH hasta llegar a un pH entre 10 y 11. La solución se transfirió a un autoclave de acero inoxidable a 175 °C, permaneciendo toda la noche.

La muestra de ZnO dopada con cerio fue preparada agregando a la solución inicial dos diferentes sales precursoras: CeCl₃·7H₂O y Ce(SO₄)₂, creando Ce05Cl, Ce1Cl, Ce05S y Ce1S relacionadas con cloruro y sulfato de cerio en porcentaje 0.5 y 1%. La concentración inicial de ACE-K fue de 20 mg/L, con cargas de catalizador de 100 mg/L dentro del reactor cilíndrico de cuarzo. La irradiación, a una distancia de 18 cm, utilizó una lámpara de arco de xenón y filtros que restringen la transmisión de longitudes de onda menores a 290 nm, simulando luz solar. La intensidad de radiación se mantuvo en 750 W/m². Un filtro se usó para establecer luz visible con longitud de onda (λ) mayor a 430 nm. La temperatura de la cámara y las muestras de agua se controló con circuitos de enfriamiento. Previo a la irradiación se dejó que el catalizador alcanzara el equilibrio de adsorción en la suspensión, permaneciendo en un sitio oscuro por 60 minutos. Las muestras se filtraron con tamaño de poro de 0.45 μm antes del análisis. La fotólisis directa se ejecutó como blanco para calcular su contribución en la degradación. En agua ultrapura y de río, el Ce1S logró la mejor remoción: alrededor de 68% y 42%, respectivamente, independientemente de la fuente de luz solar o visible.

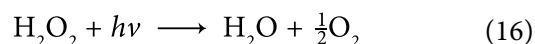
Ghosh *et al.* [45] exploraron la degradación de ACE-K con incidencia de luz solar simulada, en el intervalo λ de 300 a 650 nm, y el fotocatalizador semiconductor TiO_2 . Las concentraciones iniciales de ACE-K, dosis de fotocatalizador e intensidad de luz solar fueron variadas por los investigadores. Adicionalmente, sin luz se realizaron experimentos de adsorción para determinar el tiempo de equilibrio y el modelo de isoterma de equilibrio de adsorción, que mejor ajustó los datos. El ZnO sirvió para efectuar una comparación de actividad fotocatalítica respecto a TiO_2 . El simulador solar tenía una lámpara de arco de xenón de 1000 W capaz de ocasionar una irradiación de 100 mW/cm² a máxima potencia.

Las reacciones fotocatalíticas ocurrieron al interior de un reactor de vidrio Pyrex, con dimensiones de 11 cm de diámetro y 6.3 cm de alto, con una ventana plana en la zona superior para la fuente de luz situada a 39 cm. La adsorción consideró cinco concentraciones iniciales, comenzando desde 10 mg/L para terminar en 50 mg/L, combinándolos con los valores de pH 6, 7 y 8. Por su parte, seis diferentes dosis de TiO_2 se acoplaron con esas mismas concentraciones iniciales de ACE-K. Igualmente, el efecto de la intensidad de la luz contempló cinco intensidades desde 20 a 100 mW/cm² para las concentraciones de edulcorante mencionadas.

Los estudios de adsorción mostraron que se alcanzó el equilibrio después de una hora, independientemente de la concentración inicial de ACE-K. El coeficiente de adsorción a pH 6 fue ligeramente mayor que a 7 y 8, lo que se relacionó con la superficie del TiO_2 cargada positivamente y el ACE-K disociado según el pKa bajo. El modelo de Freundlich presentó un mejor ajuste en comparación con Langmuir, ya que el coeficiente de determinación R^2 fue de 0.96. La fotólisis reveló un efecto poco significativo a la intensidad de 100 mW/cm², por lo que se despreció frente a la fotocatalisis. La velocidad de degradación se incrementó conforme la dosis de TiO_2 aumentó en el intervalo 0.8-1.0 g/L, pero disminuyó después desde 1.0 a 1.5 g/L a un pH de 6 y 100 mW/cm². La razón que se expuso fue la aglomeración de las partículas suspendidas y la protección de la luz. La remoción de 100% hallada se exhibió con la concentración inicial de ACE-K de 10 y 20 mg/L dentro de los 30 minutos. Contrariamente, el 95, 89 y 82% fue conseguido con 30, 40 y 50 mg/L, respectivamente. La constante de velocidad de degradación (k_r) fue dependiente de la intensidad de la luz incidente, en concordancia con una ley de potencia fraccionaria de 0.8.

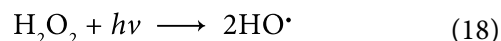
D. Oxidación por Ultravioleta/Peróxido

La fotólisis de H_2O_2 por acción de radiación UV, emitida por una lámpara de vapor de mercurio, en fase acuosa, se llevó a cabo desde 1910, como ha sido descrito por Stefan [46]. En 1929, Urey *et al.* [47] determinaron que cualquiera de las siguientes reacciones es posible:

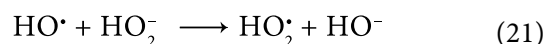
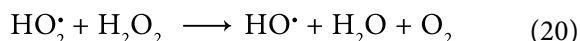
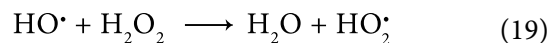


Los autores postularon que la absorción que experimenta el H_2O_2 , en estado vapor, durante la iluminación, produce radicales $\cdot\text{OH}$ conforme a la reacción (15). Más recientemente se ha reconocido la ruptura homolítica del enlace O-O, a longitudes de onda que oscilan entre 200 a 300 nm, que conduce a una serie de reacciones sucesivas clasificadas en tres etapas [48, 49]:

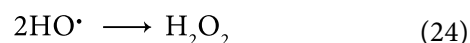
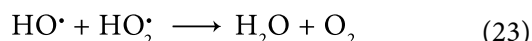
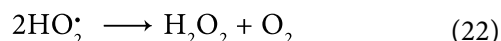
Iniciación:



Propagación:



Terminación:



La dosis óptima de H_2O_2 depende de factores como 1) calidad del agua, 2) tipo de lámpara e intensidad, 3) diseño del reactor, 4) reactividad del contaminante hacia $\cdot\text{OH}$ y 5) contribución por fotólisis directa [46]. Asimismo, la tasa de producción de radicales libres depende del pH y de las características de las lámparas UV y del medio, por ejemplo, la turbiedad.

Especial atención requiere este tratamiento en cuanto a la dosis debido a que el reactivo tiene una baja absorptividad molar [24], la cual indica cuánta luz es absorbida a

una longitud de onda específica por una sustancia [50]. Por consiguiente, una concentración alta de H_2O_2 es demandada para una oxidación eficiente.

Lester *et al.* [51] sometieron a oxidación avanzada a la SUC con el propósito de indicador conservativo dentro de una serie de compuestos orgánicos traza (COTr). Los dos tratamientos productores de radicales $\cdot OH$ utilizados, UV/ H_2O_2 y UV/ NO_3 , se ejecutaron a escala piloto y laboratorio. En esta última, se dispuso de un reactor con una lámpara UV de baja presión montada en el centro, que emite a 253.7 nm. Un régimen de recirculación se impuso a un flujo volumétrico de 6 L/min sobre la capacidad de 4 L del reactor. El agua tratada era potable o del efluente del tratamiento secundario de agua residual.

Los diez compuestos que se seleccionaron son lamotrigina, gemfibrozil, claritromicina, atenolol, ácido 2,4-diclorofenoxiacético, carbamazepina, metoprolol, trimetoprima, venlafaxina, difenhidramina, además de la SUC. Después de precalentar la lámpara durante 10 minutos, se agregaron los contaminantes para alcanzar 100 $\mu g/L$ y H_2O_2 a una dosis de 10 mg/L. Las muestras de 5 mL se extrajeron en diversos instantes. Referente a la escala piloto, localizada en la ciudad de Boulder, se incluyeron reactores conectados en paralelo con una lámpara UV de baja presión de 1000 W y otra de 400 W de media presión. El bombeo hacia los reactores del agua residual procedió desde un tanque equalizador a razón de 1.9 o 3.8 L/min. La concentración de H_2O_2 administrada también fue de 10 mg/L.

A escala laboratorio, la cinética de degradación siguió el modelo de pseudo primer orden con la velocidad de decaimiento más lenta en dos conformaciones: 1) SUC contra todos los COTr y 2) en el efluente de agua residual comparado con el agua de la llave. La relación de primer orden de los contaminantes objetivo y SUC, COTr/SUC, estuvo en el rango de 1.9 - 4.7 en agua de la llave y 1.3 - 4.3 en agua residual, con valores comunes > 2 para la mayoría de los compuestos, excepto lamotrigina.

En la configuración del sistema piloto nuevamente la degradación de SUC fue la más deficiente cuando hubo una concentración de 19.26 $\mu g/L$, excluyendo la claritromicina. En ambos escenarios, la predicción de la remoción de los COTr mediante UV/ H_2O_2 pudo sustentarse en la SUC como indicador conservativo.

Xu *et al.* [52] examinaron la mineralización de SUC en fase acuosa sujeta a fotólisis en las modalidades UV, UV/peroxidisulfato (UV/PDS) y UV/ H_2O_2 . Las variables básicas tomadas en cuenta fueron el pH, la concentración de oxidante y SUC, así como los aniones inorgánicos NO_2^- , NO_3^- y Cl^- para la eliminación de COT. Los ensayos se practicaron en un contenedor que alojaba en el centro una lámpara UV de 254 nm y 6 W, orientada verticalmente e inmersa dentro de la solución. La temperatura de 25 °C fue controlada circulando agua de enfriamiento. La intensidad de radiación promedio se propuso a 7.07×10^{-5} Einstein/ $m^2 \cdot s$. El volumen de 250 mL de solución se agitó continuamente y el pH fue mantenido en 7 con una solución buffer de fosfato, omitiendo aquellas pruebas en la que se determinó el efecto del pH.

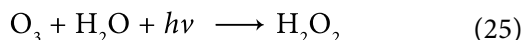
La mineralización de SUC con UV/PDS y UV/ H_2O_2 siguió un patrón cinético de pseudo primer orden, validado por un coeficiente de correlación de $R^2 \geq 0.95$, para un pH de 3, 5, 7, 9 y 11. Por otra parte, la eficiencia particular de cada proceso exhibida fue diferente. En el caso de UV/PDS, la mejor mineralización de SUC se observó a condiciones ácidas acompañada por una remoción de COT de 75% a pH 3 en 60 minutos, pero disminuyó a 64% con un pH de 7.

Una situación distinta sucedió con el sistema UV/ H_2O_2 : la eficiencia aumentó desde el pH de 3 a 7 y disminuyó en condiciones alcalinas. El mejor porcentaje de 64% se notó a un pH 7, que se convirtió en 29% a un valor de pH de 11. La presencia < 10 mM de Cl^- en UV/ H_2O_2 promovió la mineralización, llevándola a una concentración mayor. El NO_3^- redujo la remoción, puesto que disminuyó de 64 a 40% conforme la concentración cambió de 0 a 200 mM. El NO_2^- inhibió casi completamente la mineralización en ambos sistemas, provocando que la constante k del modelo cinético llegara a 0.0005 min^{-1} .

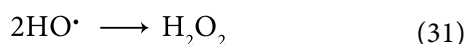
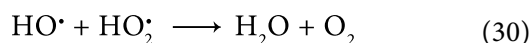
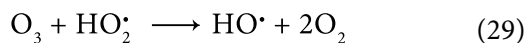
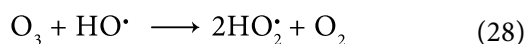
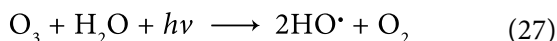
Con los dos oxidantes valorados, la mayor eficiencia en 60 minutos fue conseguida por UV/PDS, lo que removió el 93% de COT, usando 2.52 mM de oxidante a pH 7, superior a 69% con UV/ H_2O_2 . El incremento de la concentración de SUC de 0.05 a 0.252 mM propició una disminución en la remoción de 47% con UV/ H_2O_2 después de 60 minutos y 3.78 mM de oxidante. La propuesta UV/PDS fue más eficiente que UV/ H_2O_2 en el tratamiento del edulcorante artificial sucralosa.

E. Oxidación por Ultravioleta/Ozono

El ozono (O₃) en solución acuosa absorbe radiaciones UV a partir de una longitud de onda de 200 nm, llegando hasta 360 nm, con el máximo de absorción en 253.7 nm [49, 53]. Se ha postulado que la fotólisis de las moléculas de O₃ producen directamente H₂O₂. Posteriormente, el H₂O₂ puede experimentar una reacción de fotólisis para formar dos radicales •OH, como se muestra enseguida [54, 55]:



En una segunda ruta, el radical •OH podría disociarse en HO₂• por la acción del O₃ para participar en otras reacciones en cadena [48, 49]:



Se ha enunciado que la mayor velocidad de destrucción orgánica se debe a la descomposición de ozono catalizada por H₂O₂ [53], según las reacciones anteriores.

Xu *et al.* [56] investigaron la mineralización de SUC empleando UV/O₃ sujeto a estas cinco condiciones operativas: 1) pH, 2) concentración de O₃, 3) flujo volumétrico gaseoso (Q), 4) concentración inicial de SUC y 5) aniones Cl⁻ y NO₃⁻. Los experimentos se realizaron en un reactor de vidrio cilíndrico encamisado con una lámpara UV instalada verticalmente en el centro. La intensidad de radiación de la luz UV determinada en promedio equivalió a 33.4 W/m². La concentración de SUC de 50 mg/L, equivalente a 18.11 mg/L de COT, se mantuvo en un pH de 7 usando solución buffer de fosfato de 50 mM. La velocidad de 450 revoluciones por minuto con el agitador magnético permitió homogeneizar las soluciones. El ozono que se creó con una descarga eléctrica sobre oxígeno seco, con pureza del 99%, se burbujeó en el líquido al mismo tiempo que la luz UV fue encendida. El agua recirculada por medio de una bomba mantuvo la temperatura de reacción constante a 25 °C. La cinética se definió como de pseu-

do orden cero, puesto que el O₃ que ingresa continuamente al reactor ocasiona la permanente saturación del medio. Los resultados verificaron el supuesto con R², oscilando de 0.972 a 0.996. La fotólisis directa con UV-C prácticamente no removió SUC en 60 minutos, confirmado una disminución irrelevante de COT.

En contraste, la mineralización obtenida con UV/O₃ llegó a 89.8% y únicamente con O₃ a 39.1%. El flujo gaseoso mostró una máxima remoción de COT de 92.1% sobre 120 minutos cuando se ajustó a 40 L/h. Asimismo, la mineralización mejoró, aumentando la concentración de gas O₃ desde 19.4 a 25 mg/L, corroborándose con las cinéticas 0.080 y 0.143 mg/L•min, respectivamente, si la SUC, el flujo y pH son iguales a 50 mg/L, 35 L/h y 7. La velocidad de mineralización aumentó acorde a la variación de pH 3-11, según los valores 0.071-0.085 mg/L•min.

Las concentraciones iniciales de SUC, 50, 75 y 100 mg/L, situaron las cinéticas en 0.08, 0.07 y 0.051 mg/L•min, lo que se explicó en consonancia con una relación molar más baja de •OH a SUC. 1 mM de Cl⁻ operó la velocidad como 0.091 mg/L•min y 0.08 mg/L•min en ausencia de Cl⁻, pero fue restringida con el incremento de 10 a 300 mM. Las cinéticas aumentaron desde 0.08 hasta 0.108 mg/L•min con las dosis en el rango de 0 a 200 mM, cuando se adicionó NO₃⁻. La oxidación de SUC se atribuyó principalmente a la reacción del edulcorante con los radicales •OH, los cuales se detectaron en los espectros de fluorescencia y cromatogramas de iones totales.

En la Tabla 1 se recopilan las mejores eficiencias de remoción de los edulcorantes, pertinentes a los POA del presente manuscrito, aunado a las condiciones experimentales especiales con las que se cumplen, según lo ejecutado por los investigadores.

En un contexto general, la electrooxidación es uno de los Procesos de Oxidación Avanzada en medio homogéneo que demanda energía [15], con un sinnúmero de publicaciones hasta la fecha. Específicamente, se podría emplear el procedimiento reiteradamente para la degradación de edulcorantes artificiales porque la generación de radicales •OH sucedería con una disposición básica de dos electrodos y el suministro de corriente eléctrica.

TABLA 1.
EFICIENCIA DE REMOCIÓN DE EDULCORANTES ARTIFICIALES DEL AGUA POR DIFERENTES POA

MÉTODO	EDULCORANTE	MEJOR ESCENARIO PARA REMOCIÓN	EFICIENCIA DE REMOCIÓN	REFERENCIA
Electrooxidación	Acesulfamo de potasio (ACE-K)	100 mg/L de ACE-K, $j = 0.1 \text{ A/cm}^2$, electrolito = 1 M de Na_2SO_4 , DDB = 2 cm^2 de área y $T = 25^\circ\text{C}$. $t = 30$ minutos.	100%	21
Electro-Fenton	Aspartamo (ASP)	0.2 mM de ASP, $I = 200 \text{ mA}$, $[\text{Fe}^{2+}] = 0.2 \text{ mM}$, $\text{pH}_0 = 3$, $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 50 \text{ mM}$, ánodo: DDB, cátodo: fieltro de carbono. $t = 15$ minutos.	100%	30
	Sucralosa (SUC)	0.2 mM de SUC, $I = 200 \text{ mA}$, $[\text{Fe}^{2+}] = 0.2 \text{ mM}$, $\text{pH}_0 = 3$, $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 50 \text{ mM}$, ánodo: DDB, cátodo: fieltro de carbono. $t = 120$ minutos.	96.1% de COT	31
	Sacarina (SAC)	0.2 mM de SAC, $I = 200 \text{ mA}$, $[\text{Fe}^{2+}] = 0.2 \text{ mM}$, $\text{pH}_0 = 3$, $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 50 \text{ mM}$, ánodo: DDB, cátodo: fieltro de carbono. $t = 120$ minutos.	96.2% de COT	32
	SAC	0.2 mM de SAC, $I = 200 \text{ mA}$, $[\text{Fe}^{2+}] = 0.2 \text{ mM}$, $\text{pH}_0 = 3$, $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 50 \text{ mM}$ o $[\text{NaNO}_3] = 100 \text{ mM}$, ánodo: DDB, Pt o ADS, cátodo: fieltro de carbono. $t = 25$ minutos.	Casi 100%	34
Foto-Fenton	ACE	$75 \mu\text{M}$ de ACE, $\text{pH} = 3$, $\text{H}_2\text{O}_2 = 750 \text{ Mm}$, $[\text{Fe}^{2+}]_0 = 150 \mu\text{M}$, irradiación = 2.2 mW/cm^2 UVA. $t = 5$ minutos.	100%	38
Fotocatálisis heterogénea	ACE-K	20 mg/L de ACE-K, 100 mg/L de catalizador: ZnO dopado con 1% de $\text{Ce}(\text{SO}_4)_2$, intensidad de radiación = 750 W/m^2 , $T < 20^\circ\text{C}$. $t = 10$ minutos irradiación.	68% agua ultrapura 42% agua de río	43
	ACE-K	10 y 20 mg/L de ACE-K, $\text{pH} = 6$, $[\text{TiO}_2] = 1 \text{ g/L}$, intensidad de irradiación = 100 mW/cm^2 , adsorción previa = 1 hora. $t = 30$ minutos.	100%	45
UV/ H_2O_2	SUC	$[\text{Contaminantes}] = 100 \mu\text{g/L}$, fluencias UV: 750 y 1500 mJ/cm ² , efluente tratamiento secundario: 3.8 y 1.9 L/min, H_2O_2 : dosis 10 mg/L.	Lampara UV: Media presión: 61%, 750 mJ/cm ² y 65%, 1500 mJ/cm ² Baja presión: 73%, 750 mJ/cm ² y 92%, 1500 mJ/cm ²	51
	SUC	0.126 mM de SUC, $[\text{H}_2\text{O}_2] = 3.78 \text{ mM}$, $\text{pH} = 7$, intensidad de radiación = $7.07 \times 10^{-5} \text{ Einstein/m}^2\cdot\text{s}$. $t = 60$ minutos	75% como COT	52
UV/ O_3	SUC	50 mg/L de SUC, $[\text{O}_3] = 19.4 \text{ mg/L}$, flujo $\text{O}_3 = 35 \text{ L/hora}$, $\text{pH} = 11$, intensidad de radiación = 33.4 W/m^2 . $t = 120$ minutos.	93% como COT	56

En un contexto general, la electrooxidación es uno de los Procesos de Oxidación Avanzada en medio homogéneo que demanda energía [15], con un sinnúmero de publicaciones hasta la fecha. Específicamente, se podría emplear el procedimiento reiteradamente para la degradación de edulcorantes artificiales porque la generación de radicales $\bullet\text{OH}$ sucedería con una disposición básica de dos electrodos y el suministro de corriente eléctrica.

III. CONCLUSIONES

El destino final de todos los edulcorantes artificiales, después que se han consumido, es el agua. A pesar de

que todos los POA evaluados son capaces de generar efectivamente radicales $\bullet\text{OH}$ para lograr una degradación importante, los autores de las publicaciones se concentraron solamente en acesulfamo, aspartamo, sacarina y, en la mayoría de ellas, sucralosa.

A partir de este hecho se argumenta que más investigación se puede llevar a cabo en tres direcciones: 1) la remoción de otros edulcorantes que ya han sido identificados en matrices acuosas o que han sido aprobados para su utilización: neohesperidina dihidrocalcona (NHDC), ciclamato, neotamo, alitamo, D-ψicosa, D-ta-gatosa, entre otros; 2) la evaluación de otros POA, como energía ultrasónica acoplada con oxidantes (H_2O_2 , O_3)

o procesos heterogéneos con O₃ y 3) las variables principales involucradas para la ejecución también se pueden examinar con el propósito de definir condiciones óptimas. Las cantidades encontradas servirían como base para la implementación a escala piloto o real según lo permita la tecnología que prevalezca.

Si bien no se efectuó en cada uno de los estudios o no se especificó con detalle en esta revisión, la elucidación de los productos de transformación, también conocidos como subproductos, fue meritoria para conocer el alcance que tienen los POA. Por lo tanto, continuar con esa práctica en futuras investigaciones será crucial para predecir los compuestos que podrían surgir en medios acuáticos naturales como consecuencia de fenómenos oxidativos incompletos.

REFERENCIAS

- [1] M. Caroch, P. Morales y I. C. F. R. Ferreira, "Sweeteners as food additives in the XXI century: A review of what is known, and what is to come", *Food and Chemical Toxicology*, vol. 107A, pp. 302-317, Septiembre 2017. <https://doi.org/10.1016/j.fct.2017.06.046>
- [2] S. Marie, "Sweeteners", en *Food Additive User's Handbook*, 1.^a ed. J. Smith, ed. Nueva York: Springer, 1995, pp. 47-74. <https://doi.org/10.1007/978-1-4757-5247-2>
- [3] A. Das y R. Chakraborty, "An Introduction to Sweeteners", en *Sweeteners: Pharmacology, Biotechnology, and Applications*, 1.^a ed. J. M. Mérillon y K. G. Ramawat, eds. Cham, Suiza: Springer, 2018, pp. 1-13. <https://doi.org/10.1007/978-3-319-27027-2>
- [4] S. Chattopadhyay, U. Raychaudhuri y R. Chakraborty, "Artificial sweeteners – a review", *Journal of Food Science and Technology*, vol. 51, no. 4, pp. 611-621, Abril 2014. <https://doi.org/10.1007/s13197-011-0571-1>
- [5] R. H. Mazur, A. H. Goldkamp, P. A. James y J. M. Schlatter, "Structure-taste relation of aspartic acid amides", *Journal of Medicinal Chemistry*, vol. 13, no. 6, pp. 1217-1221, Noviembre 1970. <https://doi.org/10.1021/jm00300a046>
- [6] D. Benton, "Can artificial sweeteners help control body weight and prevent obesity?", *Nutrition Research Reviews*, vol. 18, no. 1, pp. 63-76, Junio 2005. <https://doi.org/10.1079/NRR200494>
- [7] M. Salimi, A. Esrafil, M. Gholami, A. J. Jafari, R. R. Kalantary, M. Farzadkia, M. Kermani y H. R. Sobhi, "Contaminants of emerging concern: a review of new approach in AOP technologies", *Environmental Monitoring and Assessment*, vol. 189, no. 414, pp. 1-22, Agosto 2017. <https://doi.org/10.1007/s10661-017-6097-x>
- [8] M. G. Lindley, "Sweetener markets, marketing and product development", en *Handbook of Sweeteners*, 1.^a ed. S. Marie y J. R. Piggot, eds. Boston: Springer, 1991, pp. 186-204. <https://doi.org/10.1007/978-1-4757-5380-6>
- [9] N. H. Tran, J. Hu, J. Li y S. L. Ong, "Suitability of artificial sweeteners as indicators of raw wastewater contamination in surface water and groundwater", *Water Research*, vol. 48, pp. 443-456, Enero 2014. <https://doi.org/10.1016/j.watres.2013.09.053>
- [10] Z. Sang, Y. Jiang, Y-K Tsoi y K. S-Y. Leung, "Evaluating the environmental impact of artificial sweeteners: A study of their distributions, photodegradation and toxicities", *Water Research*, vol. 52, pp. 260-274, Abril 2014. <https://doi.org/10.1016/j.watres.2013.11.002>
- [11] F. T. Lange, M. Scheurer y H-J. Brauch, "Artificial sweeteners—a recently recognized class of emerging environmental contaminants: a review", *Analytical and Bioanalytical Chemistry*, vol. 403, no. 9, pp. 2503-2518, Julio 2012. <https://doi.org/10.1007/s00216-012-5892-z>
- [12] J. Luo, Q. Zhang, M. Cao, L. Wud, J. Cao, F. Fang, C. Li, Z. Xue y Q. Feng, "Ecotoxicity and environmental fates of newly recognized contaminants artificial sweeteners: A review", *Science of The Total Environment*, vol. 653, pp. 1149-1160, Febrero 2019. <https://doi.org/10.1016/j.scitotenv.2018.10.445>
- [13] Y. Deng y R. Zhao, "Advanced Oxidation Processes (AOPs) in Wastewater Treatment", *Current Pollution Reports*, vol. 1, no. 3, pp. 167-176, Septiembre 2015. <https://doi.org/10.1007/s40726-015-0015-z>
- [14] W. H. Glaze, J-W. Kang y D. H. Chapin, "The Chemistry of Water Treatment Processes Involving Ozone, Hydrogen Peroxide and Ultraviolet Radiation", *Ozone: Science & Engineering*, vol. 9, no. 4, pp. 335-352, 1987. <https://doi.org/10.1080/01919518708552148>
- [15] A. A. Mayyahi y H. A. A. Al-Asadi, "Advanced Oxidation Processes (AOPs) for Wastewater Treatment and

- Reuse: A Brief Review”, *Asian Journal of Applied Science and Technology*, vol. 2, no. 3, pp. 18-30, Julio-Septiembre 2018. <http://ajast.net/data/uploads/6002.pdf>
- [16] C. Barrera-Díaz, P. Cañizares, F. J. Fernández, R. Natividad, y M. A. Rodrigo, “Electrochemical Advanced Oxidation Processes: An Overview of the Current Applications to Actual Industrial Effluents”, *Journal of the Mexican Chemical Society*, vol. 58, no. 3, pp. 256-275, 2014. <https://doi.org/10.29356/jmcs.v58i3.133>
- [17] S. Garcia-Segura, J. D. Ocon y M. N. Chong, “Electrochemical oxidation remediation of real wastewater effluents — A review”, *Process Safety and Environmental Protection*, vol. 113, pp. 48-67, Enero 2018. <https://doi.org/10.1016/j.psep.2017.09.014>
- [18] C. A. Martínez-Huitle y M. Panizza, “Electrochemical oxidation of organic pollutants for wastewater treatment”, *Current Opinion in Electrochemistry*, vol. 11, pp. 62-71, Octubre 2018. <https://doi.org/10.1016/j.coelec.2018.07.010>
- [19] H. Särkkä, A. Bhatnagar y M. Sillanpää, “Recent developments of electro-oxidation in water treatment — A review”, *Journal of Electroanalytical Chemistry*, vol. 754, pp. 46-56, Octubre 2015. <https://doi.org/10.1016/j.jelechem.2015.06.016>
- [20] C. A. Martínez-Huitle y S. Ferro, “Electrochemical oxidation of organic pollutants for the wastewater treatment: direct and indirect processes”, *Chemical Society Reviews*, vol. 35, no. 12, pp. 1324-1340, 2006. <https://doi.org/10.1039/B517632H>
- [21] V. Punturat y K-L. Huang, “Degradation of acesulfame in aqueous solutions by electro-oxidation”, *Journal of the Taiwan Institute of Chemical Engineers*, vol. 63, pp. 286-294, Junio 2016. <https://doi.org/10.1016/j.jtice.2016.03.016>
- [22] C. Walling, “Fenton’s Reagent Revisited”, *Accounts of Chemical Research*, vol. 8, no. 4, pp. 125-131, Abril 1975. <https://doi.org/10.1021/ar50088a003>
- [23] J. J. Pignatello, D. Liu y P. Huston, “Evidence for an Additional Oxidant in the Photoassisted Fenton Reaction”, *Environmental Science & Technology*, vol. 33, no. 11, pp. 1832-1839, Abril - Junio 1999. <https://doi.org/10.1021/es980969b>
- [24] Black & Veatch Corporation, “Advanced Oxidation Processes”, en *White’s Handbook of Chlorination and Alternative Disinfectants*, 5.ª ed. Black & Veatch Corporation, ed. John Wiley and Sons, 2010, pp. 976-1002. <https://doi.org/10.1002/9780470561331.ch18>
- [25] P. R. Gogate y A. B. Pandit, “A review of imperative technologies for wastewater treatment I: oxidation technologies at ambient conditions”, *Advances in Environmental Research*, vol. 8, no. 3-4, pp. 501-551, Marzo 2004. [https://doi.org/10.1016/S1093-0191\(03\)00032-7](https://doi.org/10.1016/S1093-0191(03)00032-7)
- [26] M. Panizza y G. Cerisola, “Removal of organic pollutants from industrial wastewater by electrogenerated Fenton’s reagent”, *Water Research*, vol. 35, no. 16, pp. 3987-3992, Noviembre 2001. [https://doi.org/10.1016/S0043-1354\(01\)00135-X](https://doi.org/10.1016/S0043-1354(01)00135-X)
- [27] S. Qiu, D. He, J. Ma, T. Liu y T. D. Waite, “Kinetic Modeling of the Electro-Fenton Process: Quantification of Reactive Oxygen Species Generation”, *Electrochimica Acta*, vol. 176, pp. 51-58, Septiembre 2015. <http://dx.doi.org/10.1016/j.electacta.2015.06.103>
- [28] A. Özcana, M. A. Oturan, N. Oturan y Y. Sahin, “Removal of Acid Orange 7 from water by electrochemically generated Fenton’s reagent”, *Journal of Hazardous Materials*, vol. 163, no. 2-3, pp. 1213-1220, Abril 2009. <https://doi.org/10.1016/j.jhazmat.2008.07.088>
- [29] H. He y Z. Zhou, “Electro-Fenton process for water and wastewater treatment”, *Critical Reviews in Environmental Science and Technology*, vol. 47, no. 21, pp. 2100-2131, Diciembre 2017. <https://doi.org/10.1080/10643389.2017.1405673>
- [30] H. Lin, N. Oturan, J. Wu, V. K. Sharma, H. Zhang y M. A. Oturan, “Removal of artificial sweetener aspartame from aqueous media by electrochemical advanced oxidation processes” *Chemosphere*, vol. 167, pp. 220-227, Enero 2017. <https://doi.org/10.1016/j.chemosphere.2016.09.143>
- [31] H. Lin, N. Oturan, J. Wu, H. Zhang y M. A. Oturan, “Cold incineration of sucralose in aqueous solution by electro-Fenton process”, *Separation and Purification Technology*, vol. 173, pp. 218-225, Febrero 2017. <https://doi.org/10.1016/j.seppur.2016.09.028>

- [32] H. Lin, N. Oturan, J. Wu, M. A. Oturan y H. Zhang, "The application of electro-Fenton process for the treatment of artificial sweeteners", en *Electro-Fenton Process. New Trends and Scale-Up*, M. Zhou, M. A. Oturan y I. Sirés, eds. Singapur: Springer, 2018, pp. 379-398. <https://doi.org/10.1007/978-981-10-6406-7>
- [33] S. Trasatti, "Electrocatalysis: understanding the success of DSA", *Electrochimica Acta*, vol. 45, no. 15-16, pp. 2377-2385, Mayo 2000. [https://doi.org/10.1016/S0013-4686\(00\)00338-8](https://doi.org/10.1016/S0013-4686(00)00338-8)
- [34] H. Lin, J. Wu, N. Oturan, H. Zhang y M. A. Oturan, "Degradation of artificial sweetener saccharin in aqueous medium by electrochemically generated hydroxyl radicals", *Environmental Science and Pollution Research*, vol. 23, no. 5, pp. 4442-4453, Marzo 2016. <https://doi.org/10.1007/s11356-015-5633-x>
- [35] E. Brillas, I. Sirés y M. A. Oturan, "Electro-Fenton Process and Related Electrochemical Technologies Based on Fenton's Reaction Chemistry", *Chemical Reviews*, vol. 109, no. 12, pp. 6570-6631, Octubre 2009. <https://doi.org/10.1021/cr900136g>
- [36] S. R. Pouran, A. R. A. Aziz y W. M. A. W. Daud, "Review on the main advances in photo-Fenton oxidation system for recalcitrant wastewaters", *Journal of Industrial and Engineering Chemistry*, vol. 21, pp. 53-69, Enero 2015. <https://doi.org/10.1016/j.jiec.2014.05.005>
- [37] S-M. Kim y A. Vogel pohl, "Degradation of Organic Pollutants by the Photo-Fenton-Process", *Chemical Engineering Technology*, vol. 21, no. 2, pp. 187-191, Febrero 1998. [https://doi.org/10.1002/\(SICI\)1521-4125\(199802\)21:2%3C187::AID-CEAT187%3E3.0.CO;2-H](https://doi.org/10.1002/(SICI)1521-4125(199802)21:2%3C187::AID-CEAT187%3E3.0.CO;2-H)
- [38] E. Kattel, M. Trapido y N. Dulova, "Oxidative degradation of emerging micropollutant acesulfame in aqueous matrices by UVA-induced H_2O_2/Fe^{2+} y $S_2O_8^{2-}/Fe^{2+}$ processes", *Chemosphere*, vol. 171, pp. 528-536, Marzo 2017. <https://doi.org/10.1016/j.chemosphere.2016.12.104>
- [39] P. A. Desario y K. A. Gray, "Passive systems to improve air quality and reduce heat retention in the urban environment", en *Metropolitan Sustainability, Understanding and Improving the Urban Environment*, Woodhead Publishing Series in Energy, 1.^a ed. F. Zeman ed. Woodhead Publishing, 2012, pp. 292-316. <https://doi.org/10.1533/9780857096463.3.292>
- [40] R. A. Al-Rasheed, "Water treatment by heterogeneous photocatalysis an overview", en *Proceedings of the 4th SWCC Acquired Experience Symposium* [En línea], Jeddah, Saudi Arabia, 2005. Disponible en: <http://citeseerx.ist.psu.edu/viewdoc/download?doi=10.1.1.552.942&rep=rep1&type=pdf>
- [41] C. C. Kaan, A. A. Aziz, S. Ibrahim, M. Matheswaran y P. Saravanan, "Heterogeneous Photocatalytic Oxidation an Effective Tool for Wastewater Treatment – A Review", en *Studies on Water Management Issues*, M. Kumarasamy, ed. Londres: IntechOpen, 2012, pp. 219-236. <https://doi.org/10.5772/30134>
- [42] A. L. Linsebigler, G. Lu y J. T. Yates, "Photocatalysis on TiO_2 surfaces: principles, mechanisms, and selected results", *Chemical Reviews*, vol. 95, no. 3, pp. 735-758, Mayo 1995. <https://doi.org/10.1021/cr00035a013>
- [43] P. Calza, C. Gionco, M. Giletta, M. Kalaboka, V.A. Sakkas, T. Albanis y M.C. Paganini, "Assessment of the abatement of acesulfame K using cerium doped ZnO as photocatalyst", *Journal of Hazardous Materials*, vol. 323, parte A, pp. 471-477, Febrero 2017. <https://doi.org/10.1016/j.jhazmat.2016.03.093>
- [44] T. Ohno, K. Sarukawa, K. Tokieda y M. Matsumura, "Morphology of a TiO_2 Photocatalyst (Degussa, P-25) Consisting of Anatase and Rutile Crystalline Phases", *Journal of Catalysis*, vol. 203, no. 1, pp. 82-86, Octubre 2001. <https://doi.org/10.1006/jcat.2001.3316>
- [45] M. Ghosh, P. Chowdhury, A. K. Ray, "Study of solar photocatalytic degradation of Acesulfame K to limit the outpouring of artificial sweeteners", *Separation and Purification Technology*, vol. 207, pp. 51-57, Diciembre 2018. <https://doi.org/10.1016/j.seppur.2018.05.062>
- [46] M. I. Stefan, "UV/Hydrogen peroxide process" en *Advanced Oxidation Processes for Water Treatment. Fundamentals and Applications*, M. I. Stefan, ed. Londres: IWA Publishing, 2017, pp. 7-122. https://doi.org/10.2166/9781780407197_0007
- [47] H. C. Urey, L. H. Dawsey y F. O. Rice, "The absorption spectrum and decomposition of hydrogen peroxide by light", *Journal of the American Chemical Society*, vol. 51, no. 5, pp. 1371-1383, Mayo 1929. <https://doi.org/10.1021/ja01380a011>

- [48] F. Zaviska, P. Drogui, G. Mercier y J-F. Blais. “Procédés d'oxydation avancée dans le traitement des eaux et des effluents industriels: Application à la dégradation des polluants réfractaires”, *Revue des sciences de l'eau*, vol. 22, no. 4, pp. 535-564, Octubre 2009. <https://doi.org/10.7202/038330ar>
- [49] M. A. Oturan y J-J. Aaron, “Advanced Oxidation Processes in Water/Wastewater Treatment: Principles and Applications. A Review”, *Critical Reviews in Environmental Science and Technology*, vol. 44, no. 23, pp. 2577-2641, Septiembre 2014. <https://doi.org/10.1080/10643389.2013.829765>
- [50] D. C. Harris y C. A. Lucy, “Fundamentals of Spectrophotometry”, en *Quantitative chemical analysis*, 9.^a ed. D. C. Harris, ed. Nueva York: W. H. Freeman & Company, 2016, pp. 432-460.
- [51] Y. Lester, I. Ferrer, E. M. Thurman y K. G. Linden, “Demonstrating sucralose as a monitor of full-scale UV/AOP treatment of trace organic compounds”, *Journal of Hazardous Materials*, vol. 280, pp. 104-110, Septiembre 2014. <https://doi.org/10.1016/j.jhazmat.2014.07.009>
- [52] Y. Xu, Z. Lin y H. Zhang, “Mineralization of sucralose by UV-based advanced oxidation processes: UV/PDS versus UV/H₂O₂”, *Chemical Engineering Journal*, vol. 285, pp. 392-401, Febrero 2016. <https://doi.org/10.1016/j.cej.2015.09.091>
- [53] H. Zhou y D. W. Smith, “Advanced technologies in water and wastewater treatment”, *Journal of Environmental Engineering and Science*, vol. 1, no. 4, pp. 247-264, Julio 2002. <https://doi.org/10.1139/s02-020>
- [54] K. Ikehata y Y. Li, “Ozone-Based Processes”, en *Advanced Oxidation Processes for Wastewater Treatment*, 1a. ed. S. C. Ameta y R. Ameta, eds. Academic Press, 2018, pp. 115-134. <https://doi.org/10.1016/B978-0-12-810499-6.00005-X>
- [55] F. J. Beltran, “Kinetics of the Ozone-UV Radiation System”, en *Ozone Reaction Kinetics for Water and Wastewater Systems*, 1.^a ed. F. J. Beltran, ed. Boca Raton: CRC Press, 2003, pp. 193-226. <https://doi.org/10.1201/9780203509173>
- [56] Y. Xu, Y. Wu, W. Zhang, X. Fan, Y. Wang y H. Zhang, “Performance of artificial sweetener sucralose mineralization via UV/O₃ process: Kinetics, toxicity and intermediates”, *Chemical Engineering Journal*, vol. 353, pp. 626-634, Diciembre 2018. <https://doi.org/10.1016/j.cej.2018.07.090>
- [57] I. J. Buerge, M. Keller, H-R Buser, M. D. Müller y T. Poiger, “Saccharin and other artificial sweeteners in soils: estimated inputs from agriculture and households, degradation, and leaching to groundwater”, *Environmental Science & Technology*, vol. 45, no. 2, pp. 615-621, Enero 2011. <https://doi.org/10.1021/es1031272>
- [58] S. M. Praveena, M. S. Cheema y H-R. Guo, “Non-nutritive artificial sweeteners as an emerging contaminant in environment: A global review and risks perspectives”, *Ecotoxicology and Environmental Safety*, vol. 170, pp. 699-707, Abril 2019. <https://doi.org/10.1016/j.ecoenv.2018.12.048>