




Perspectiva de la oxidación electroquímica de colorantes sintéticos en aguas residuales artificiales: Rol del material anódico

Perspective of electrochemical oxidation of synthetic dyes in artificial wastewater: Role of anode material

Humberto Rubí Juárez¹ ✉  [0000-0002-1661-466X](https://orcid.org/0000-0002-1661-466X), Linda Estefany Morales Galicia¹, Marisela Yadira Soto Padilla¹  [0000-0003-3102-7962](https://orcid.org/0000-0003-3102-7962), Felipe Adrián Vázquez Gálvez¹  [0000-0003-0282-8023](https://orcid.org/0000-0003-0282-8023)

¹Universidad Autónoma de Ciudad Juárez, Instituto de Ingeniería y Tecnología, México

RESUMEN

El intensivo uso de colorantes que realiza la industria textil en la operación de teñido aporta un poco más de la mitad del agua residual coloreada (54 %) al medio ambiente en el mundo. El impacto negativo se produce en cuerpos acuáticos perjudicando la cadena alimenticia, la actividad fotosintética, la cantidad de oxígeno disuelto y otros aspectos. Los seres humanos expuestos también pueden contraer enfermedades desde dermatitis hasta problemas del sistema nervioso central. El tratamiento de aguas residuales coloreadas es entonces un requisito que puede realizarse por las vías física, química o biológica convencionalmente. El método electroquímico alternativo que ha propiciado interés es la oxidación electroquímica inducida con electrolitos añadidos y materiales electródicos diversos. Las publicaciones recientes indican que los electrodos de diamante dopado con boro, platino, grafito, PbO₂ dopado, PbO₂ sin dopar y dimensionalmente estables, alcanzan remociones de color sobresalientes superiores al 90 % y en algunos casos alrededor de 60 % de materia orgánica, cuantificada como DQO o COT, que se limitó por la presencia de subproductos orgánicos. El aumento del empleo de nanotecnología factible para configurar características electrocatalíticas mejores con base en nanopartículas o nanoestructuras incorporadas al electrodo se vislumbra como posible tendencia futura.

PALABRAS CLAVE: oxidación directa; oxidación indirecta; electrodo pasivo; electrodo activo; material electródico.

ABSTRACT

The intensive use of dyes by the textile industry in the dyeing operation contributes a little more than half of the world's colored wastewater (54%) to the environment. The negative impact occurs in aquatic bodies by damaging the food chain, photosynthetic activity, amount of dissolved oxygen or others. Exposed humans also contract diseases ranging from dermatitis to central nervous system problems. The treatment of colored wastewater is then a requirement that can be carried out conventionally by physical, chemical or biological means. The alternative electrochemical method that has attracted interest is induced electrochemical oxidation with added electrolytes and various electrode materials. Recent publications indicate that boron doped diamond, platinum, graphite, doped PbO₂, undoped PbO₂ and DSA electrodes attain remarkable color removals greater than 90% and in some cases around 60% of the organic matter, quantified as COD or TOC, which was limited by the presence of organic by-products. The increase in the use of feasible nanotechnology to configure improved electrocatalytic characteristics based on nanoparticles or nanostructures incorporated into the electrode is seen as a possible future trend.

KEYWORDS: direct oxidation; indirect oxidation; passive electrode; active electrode; electrode material.

Correspondencia:

DESTINATARIO: Humberto Rubí Juárez.

INSTITUCIÓN: Universidad Autónoma de Ciudad Juárez, Instituto de Ingeniería y Tecnología.

DIRECCIÓN: Av. del Charro n.º 450 norte, col. Partido Romero, Ciudad Juárez, Chih., México, C. P. 32310.

CORREO ELECTRÓNICO: humberto.rubi@uacj.mx

Fecha de recepción: 28 de agosto de 2023. **Fecha de aceptación:** 5 de diciembre de 2023. **Fecha de publicación:** 27 de diciembre de 2023.



I. INTRODUCCIÓN

La perspectiva que se debe tener de un tinte o colorante en el contexto ambiental o más particularmente para aguas residuales, difiere de cualquier sustancia coloreada. Un tinte es una sustancia coloreada, pero no todas las sustancias coloreadas son tintes [1]. “Un tinte es un compuesto orgánico coloreado que absorbe fuertemente la luz en la región visible y puede adherirse firmemente a la fibra en virtud del enlace químico entre algún grupo del tinte y la fibra. Las cualidades importantes que debe tener para la industria son la resistencia a la luz, al frotaamiento” [2] y lo más posible a las soluciones jabonosas.

Las empresas que utilizan los colorantes son varias, lo que ha promovido la alarmante producción de 700 000 toneladas de 100 000 tipos que se encuentran disponibles comercialmente a escala anual. La industria textil aporta un poco más de la mitad de efluente de tinte (54 %) al medio ambiente en el mundo. Las demás que hacen lo propio son del giro teñido (21 %), pulpa y papel (10 %), tenería y pintura (8 %) y fabricación de tintes (7 %) [3], [4]. La cuantiosa cantidad de agua requerida, aunada a la elevada cantidad de toneladas de colorante demandada por los procesos de la industria textil, origina enormes volúmenes de agua residual coloreada. El inconveniente ocurre porque mientras se efectúa el teñido no todo el tinte se adhiere a los tejidos. La porción libre fluye con el agua durante el lavado para constituir un contaminante en el efluente [5].

Las aguas con tintes que intencional o no intencionalmente son descargadas en ambientes acuáticos tienen un impacto negativo en la flora. El colorante puede permanecer tiempo prolongado en virtud de su prominente fotoestabilidad. La complicación más evidente de esos compuestos es la absorción y reflejo de la luz solar incidente en el agua. La barrera evita que penetre a la zona fótica, perjudicando la cadena alimenticia y la actividad fotosintética de las algas. Otros efectos comprenden el impacto en el aspecto estético en cuerpos de agua, la disminución de oxígeno disuelto, la reoxigenación, el aumento de la demanda química de oxígeno y la acumulación en peces u otras formas de vida [6], [7], [8], [9], [10].

Los seres humanos que se exponen al contacto, inhalación o incluso ingestión, pueden presentar enfermedades desde dermatitis hasta problemas del sistema nervioso central [11]. La manipulación o producción de colorantes reactivos constituye un riesgo de dermatitis

de contacto, conjuntivitis alérgica, rinitis, asma ocupacional, irritación en la piel, ojos, membrana mucosa y tracto respiratorio superior [8], [12]. Particularmente, los tintes verde reactivo 19, rojo disperso 1 y azul reactivo 2 tienen un efecto genotóxico a largo plazo [13] y, además, otros tienen potencial mutagénico, como azul B [14] y naranja disperso 1 [15]. Los factores mutagénicos se hacen posibles a través de múltiples etapas la carcinogénesis. Los que especialmente pueden proporcionar carcinogenicidad son los de tipo azo [16] y nitro [17].

El panorama intimidante ha sido afrontado con el desarrollo de un amplio rango de métodos para la remoción de colorantes en aguas residuales, a fin de disminuir su impacto en el medio ambiente. La literatura concuerda en que los tratamientos más comunes son los físicos, químicos y biológicos [4], [18], [19], aunque también, debido a la complejidad de los efluentes coloreados, pueden ser combinados para procurar maximizar la eliminación del color [4], [18].

Los tratamientos físicos se reconocen como sencillos y directos, puesto que no incorporan reacciones dirigidas por elementos presentes en el mismo medio, como seres vivos o productos sintéticos. El mecanismo que impera es la transferencia de masa y los más frecuentes son adsorción y filtración por membrana [3], [4], [18], [20], extendiéndose a ósmosis inversa, intercambio iónico e irradiación [3], [4]. Los tratamientos químicos, por ejemplo, coagulación, floculación, coagulación-floculación, oxidación y ozonización, requieren que se añada un reactante y que se apliquen teorías químicas. La desventaja al implementarlos es la formación de lodos o potencial generación de contaminantes secundarios [21]. Los tratamientos biológicos involucran la degradación de compuestos por la acción microbiana ejercida por bacterias, algas, levaduras y hongos durante el proceso aeróbico, anaeróbico o secuencial anaeróbico-aeróbico [22]. La cualidad de esos métodos es el respeto por el medio ambiente, menor volumen de lodos y consumo energético, pero es menos eficaz en la eliminación del colorante [4].

La alternativa a los medios convencionales mencionados en el párrafo anterior es la electrooxidación u oxidación electroquímica perteneciente a los procesos de oxidación avanzada. En este método de naturaleza electroquímica se somete a una diferencia de potencial a los electrodos, por lo menos un ánodo y un cátodo, con el agua fluyendo entre ellos en modo continuo o sujetos a inmersión en condiciones relativamente estáticas en modo descon-

tinuo [23]. El propósito es la degradación de contaminantes por medio de reacciones estimuladas por el electrón, radicales hidroxilo o agentes oxidantes electrogenerados a partir de sales inorgánicas [24]. Sus virtudes son bien conocidas: alta eficiencia, compatibilidad ambiental, posibilidad de automatización, seguridad bajo condiciones suaves, cantidad de productos químicos moderada y versatilidad [25]. El desafío típico que representa en la investigación es la optimización de la eficiencia de remoción mediante el ajuste de parámetros operacionales: densidad de corriente, tiempo de electrólisis, pH, temperatura, conductividad, tipo de electrolito, concentración de electrolito, relación superficie electrodo/volumen líquido y concentración colorante, coordinado con los estructurales distancia y conexión entre electrodos e igualmente el tipo de material electródico [26].

Los electrodos que se utilizan en la electrooxidación son más valiosos cuando cumplen las propiedades de larga vida útil, gran área superficial, alta actividad catalítica, físicamente estable, resistencia a la corrosión, medio ácido o básico extremo y facilidad de fabricación [27]. Consecuentemente, la investigación respecto a las numerosas capas de características particulares, aparte de los métodos de cubrimiento de los sustratos, se ha mantenido incesante. Los ánodos dimensionalmente estables, que se abrevian como DSA, por ejemplo, comenzaron a ser estudiados exhaustivamente desde 1990 por Christos Comninellis *et al.* [28], aunque preliminarmente ya se habían revisado por Sergio Trasatti en 1980 [29], con preparaciones estructuradas por el metal base o sustrato, componentes conductores y óxidos inertes. El titanio soportó nueve capas seleccionadas: $\text{RuO}_2\text{-TiO}_2$, $\text{RuO}_2\text{-ZrO}_2$, $\text{RuO}_2\text{-Ta}_2\text{O}_5$, $\text{IrO}_2\text{-TiO}_2$, $\text{IrO}_2\text{-ZrO}_2$, $\text{IrO}_2\text{-Ta}_2\text{O}_5$, Pt-TiO_2 , Pt-ZrO_2 y $\text{Pt-Ta}_2\text{O}_5$. El resultado de esas pruebas específicas estableció que $\text{Ti/IrO}_2\text{-Ta}_2\text{O}_5$ fue el mejor electrodo de los nueve sistemas. Los DSA han permanecido hasta 2023 como un elemento meritorio de exploración en la degradación electroquímica de colorantes [30].

El diamante dopado con boro (DDB) ha sido ampliamente utilizado aprovechando la abundante cantidad de radicales hidroxilo que origina. La electrooxidación de múltiples compuestos orgánicos con ese ánodo se puede reunir en farmacéuticos, plaguicidas y colorantes [31], [32]. Los soportes sólidos comunes para el DDB fueron silicio y titanio, mientras que los diversos cátodos grafito, platino, DSA, acero inoxidable, electrodo de difusión de aire y zirconio.

La variante que ha motivado interés en los investigadores, prácticamente con una temporalidad simultánea al DDB, es el revestimiento de PbO_2 . Los primeros intentos propagaron incertidumbre por la liberación ocasional de Pb^{2+} en el curso del experimento electroquímico atribuida a la corrosión superficial. Ulteriormente, nuevos o mejorados métodos resolvieron ese perjuicio para transformar a los electrodos con esa cobertura en más activos y estables [33], [34], [35]. La evolución ha perdurado, convergiendo también a la fabricación de ánodos de PbO_2 dopados, con mayor atención desde hace 12 años [33].

La forma en la que esos materiales reseñados dirigen la oxidación de compuestos orgánicos difiere según si son de tipo activo o no activo, presentada enseguida en la sección C (Electrodos Activos y Pasivos). El otro factor es la vía que se implementa directa o indirecta con electrolitos en la sección B (Electrooxidación Directa e Indirecta). Por tanto, las eficiencias de remoción que se pueden alcanzar o esperar dependerá del mecanismo y el tipo de electrodo.

En esta revisión se resumen, si no todas, sí algunas publicaciones a las que se pudo acceder en bases de datos sobre la electrooxidación, conocida también como oxidación electroquímica o anódica, de colorantes en aguas residuales sintéticas. Primeramente, se exponen los mecanismos directo e indirecto de oxidación electroquímica que se promocionan en el esquema más elemental por la ausencia o presencia de electrolitos, respectivamente, como las sales inorgánicas. En segundo lugar, se distinguen los electrodos según su actuación referente a la interacción sustancias orgánicas-radicales $\bullet\text{OH}$ adsorbidos superficialmente, definidos como activos e inactivos. Finalmente, las investigaciones con condiciones experimentales particulares controladas, como intensidad de corriente, tiempo de reacción, pH u otras, se reportan para las mayores eficiencias logradas con distintos materiales electródicos más utilizados.

A. TIPOS DE COLORANTES

El primer colorante orgánico sintético fue elaborado inesperadamente por William Henry Perkin en 1856, patentándose ese mismo año. La malveína o mauveína de apariencia morada tuvo origen a escala laboratorio y pronto se convirtió en un éxito, por lo que se comenzó a fabricar masivamente. La materia prima intermedia requerida, nitrobenzeno y anilina, estaba disponible comercialmente. Perkin & Sons instalaron una planta química cerca de Londres en 1857 para producir el tinte [2], [36].

Los colorantes han sido designados conforme a una publicación patrocinada por la Sociedad de Tintoreros y Coloristas, 1971-1996, además de la Asociación Americana de Químicos y Coloristas Textiles, que es una referencia para la variante a los nombres tradicionales conocida como índice internacional de color. El principio consiste en dos números de referencia, uno respecto al método industrial de aplicación y el otro es la descripción química en cinco dígitos. Por ejemplo, el azul de metileno, un colorante básico, se denomina CI 52015 o azul básico 9. El rojo Sirio 4B, CI 28160, rojo directo 81, porque pertenece al grupo de colorantes directos para algodón [1], [37].

La clasificación de los tipos de colorantes se ha propuesto con base en su estructura química o método de aplicación. Los químicos orgánicos admiten la primera perspectiva puesto que es más congruente con su formación académica o intereses respectivos a la investigación. Por otra parte, el tecnólogo de tintes o tintorero esta preponderantemente persuadido por la segunda, ya que se ocupa del procedimiento para fijar el tinte en la fibra, tal como reactivos para algodón o dispersos para poliéster [2], [38].

La industria textil, cosmética, de cuero, alimentaria, farmacéutica, de pinturas y barnices, al igual que de pulpa y papel son las más importantes fuentes que contaminan con colorantes del tipo ácido, básico, directo, de tina, disperso, nitro, mordiente, reactivo, de azufre y azo [39].

Las propiedades de cada conjunto son las siguientes:

Azo: Contabiliza entre 60-70 % de todos los grupos; producen colores brillantes e intensos [40]. La presencia del grupo azo ($-N=N-$) forma un puente entre anillos aromáticos, aunque pueden contener dos (disazo), tres (trisazo), cuatro (tetrakisazo) o más (poliazazo), también sirviendo de enlace [41], [42].

Tinte de azufre: Es una clase especial, considerada a veces compleja [43], respecto a la preparación y conocimiento de su constitución química [42]. La preparación es por tianación de aromáticos como fenoles, aminas aromáticas y aminofenoles a temperaturas entre 150-200 °C [44].

Reactivo: Forma una unión estable con la fibra, como algodón, vía enlace covalente de sustitución o adición nucleofílica, derivando en colorantes sustitutivos y aditivos, respectivamente. La eliminación con agua hir-

viendo en ambiente neutro se dificulta sumamente, ya que los tintes se “funden” a la fibra [45], [46].

Mordiente: Posee la cualidad de formar un complejo organometálico estable con iones metálicos de sales metálicas que son los mordientes. Los quelatos resultantes a partir de diferentes mordientes desarrollan mayor solidez del color. Las sales de cromo, aluminio, cobre, hierro, estaño y cobalto se usan comúnmente como mordientes [47], [48].

Nitro: Es aromático consistente de un grupo NO_2 en la posición orto respecto a un sustituyente electrodonante como $NH-R$ u OH [49].

Disperso: Modela moléculas pequeñas que suelen ser compuestos azoicos, de antraquinona o de difenilamina sustituidos sin grupos iónicos dentro de la estructura y solubilizantes en agua. Este conjunto es conocido como disperso, puesto que se debe mantener en dispersión con un tensoactivo en el baño de tintura. La orientación es hacia fibras termoplásticas hidrofóbicas, incluidos nailon, poliéster, acrílico y otros sintéticos [47], [50].

Tinte de tina: Se divide en dos subconjuntos: índigo y antraquinónico. El primero incluye índigo, tioíndigo y sus derivados, en tanto que el segundo, procedentes de antraquinona, así como quininas heterocíclicas. La particularidad es su insolubilidad en agua, pero que por reducción alcalina se convierte en solubles leucenolatos. El leucocompuesto se absorbe por la fibra con la ayuda de un electrolito, sulfato de sodio [51], [52].

Directo: Este conjunto contiene grupos ácidos o básicos y se combina con grupos polares en la fibra. La aportación de color se consigue en un tejido directamente cuando la fibra se sumerge en una solución acuosa del tinte que se calienta gradualmente, añadiendo sal para promover el teñido [53], [54].

Ácido: Son sales de sodio o, en menor frecuencia, amonio, con un grupo de ácido sulfónico, carboxílico o fenólico. El teñido sobre las fibras se lleva a cabo en medio ácido, como vinagre, ácido acético o sulfúrico [55], [56]. Los tintes ácidos premetalizados reaccionan con un mordiente antes del teñido, confiriéndoles suficiente solubilidad para teñir en ambiente análogo [47].

Básico: Este conjunto se conoce igualmente con el nombre de colorantes catiónicos debido a la carga positiva

que tiene generalmente como resultado del catión amonio [54], denominadas similarmente sales catiónicas de aminas $-\text{NH}_2$, $-\text{NHR}$, $-\text{NR}_2$. La porción catiónica migra hacia la aniónica en la superficie de la fibra [47], [57].

B. ELECTROOXIDACIÓN DIRECTA E INDIRECTA

La versatilidad de la electrooxidación se extiende desde la implementación básica a escala laboratorio funcionando por lotes hasta especies electrogeneradas en la solución acuosa. La utilización de un par de electrodos sumergidos produce una serie de reacciones al interior del líquido que contiene la materia orgánica, las cuales ocasionan su degradación por dos mecanismos: directo e indirecto [58], [59].

De ambos mecanismos existen diferentes argumentos para diferenciarlos, según la preferencia de los autores: un grupo (inciso a) concibe que los radicales $\bullet\text{OH}$ participan en la oxidación directa [58] y para el otro (inciso b) el electrón es el reactivo que sustrae un compuesto de la superficie electródica [60]. El mecanismo directo e indirecto que adoptan se expresa de la manera siguiente:

Oxidación directa:

- a) Involucra la formación de radicales hidroxilo, producto de la electrólisis del agua, como especie principal que se encuentran adsorbidos en la superficie del electrodo u oxígeno activo que esta quimiosorbido en la red óxido, conocido como óxido superior, adherido también a la superficie. En breves palabras, la oxidación de orgánicos se atribuye a los radicales hidroxilo u oxhidrilo adosados a la superficie.
- b) El electrón se ocupa de la oxidación de la materia orgánica en la superficie del electrodo. Por lo tanto, la eficiencia está gobernada por la transferencia electrónica hacia el sustrato en las inmediaciones de la superficie.

Oxidación indirecta

- a) Hay una producción adicional a los radicales hidroxilo de otros oxidantes electrogenerados a partir de la adición de sales de cloruro o sulfato, por ejemplo, que conducirían al hipoclorito o peroxodisulfato. Otras sales provocarían otros oxidantes, no limitándose únicamente a esos aniones. Aún más, es viable la creación electroquímica del reactivo Fenton, peróxido u ozono [61].
- b) Considera el mismo concepto de subproductos contribuyentes a la electrooxidación vía indirecta, ade-

más del radical hidroxilo, puesto que originalmente no estaría estimado como el electrón disponible en superficie; más bien, su aparición procede de una reacción subsecuente en el agua. En otras palabras, el radical hidroxilo también es electrogenerado y sería considerado dentro de un proceso indirecto.

C. ELECTRODOS ACTIVOS Y PASIVOS

El material que compone al electrodo, refiriéndose a una capa idealmente uniforme más externa, tiene una marcada influencia en la selectividad y eficiencia de la electrooxidación. Las evaluaciones de oxidación anódica de orgánicos en medio ácido que han realizado algunos investigadores demostraron que los electrodos pueden ser activos o inactivos [62], [58].

Como ya se había manifestado, en la superficie del metal se encuentran adsorbidos los radicales hidroxilo a consecuencia de la electrólisis del agua. A partir de aquí la reactividad química y electroquímica dependerá del material electródico.

Los electrodos activos [62], [58] promueven una intensa interacción de los radicales con la superficie. El oxígeno en las colindancias con el ánodo puede experimentar, en combinación con los radicales, la transición a un óxido superior como consecuencia de la disponibilidad de estados de oxidación superiores para la superficie anódica. Después se plantea que el óxido superior actúa como intermediario en la oxidación.

No obstante, esa especie también está sujeta a una reacción secundaria o en competencia de descomposición con otra conocida como reacción de evolución de oxígeno, la cual es limitante durante la generación de oxígeno molecular [63]. La transformación de componentes en la superficie, atribuida al acoplamiento metal/óxido superior, llega a ser más selectiva que la condicionada únicamente a radicales hidroxilo. Algunos ejemplos de estos materiales son [64] carbón, grafito, IrO_2 , RuO_2 y platino.

Los electrodos no activos o inactivos [62], [58] se caracterizan por una débil interacción entre los radicales hidroxilo y la superficie electródica. La oxidación de orgánicos está dirigida por esos radicales que pueden dar lugar a una oxidación completa con productos como CO_2 y H_2O . El compuesto no deberá estar unido a heteroátomos, pero sí disponer de oxígeno. Al igual que

los activos, hay una competencia desde los hidroxilo adsorbidos a la formación de oxígeno, vía peróxido de hidrogeno como intermediario, sin la participación de la superficie del ánodo. Los ejemplos de esta clase son [64] SnO_2 , PbO_2 y DDB.

II. INVESTIGACIONES DE OXIDACIÓN ELECTROQUÍMICA

A. DIAMANTE DOPADO CON BORO

Los DDB se distinguen por una alta estabilidad, aceptable conductividad, carácter inerte, baja actividad de evolución de oxígeno, que es idéntico a alto sobrepotencial, y deficientes propiedades de adsorción de $\bullet\text{OH}$. Por tanto, se aproximan en gran medida al electrodo inactivo ideal [65]. Adicionalmente, es bien conocido que entre más escasa sea la interacción con los radicales adsorbidos, la reactividad anódica es mayor, es decir, la reacción química ocurre a mayor velocidad.

Aquino *et al.* [66] verificaron la degradación de los colorantes azul ácido 62, rojo reactivo 141, negro directo 22 y naranja disperso 29, según los cambios de absorbancia, demanda química de oxígeno (DQO) y carbono orgánico total (COT) con la intervención de sulfato y sulfato/cloruro. El ánodo, diamante dopado con boro, y el cátodo, acero inoxidable, con diámetro de 100 mm cada uno. La solución de concentración 100 mg/L, recirculada a razón de 400 L/h, contenía 100 mM de Na_2SO_4 y en ocasiones también 20 mM de NaCl. La densidad de corriente de 30 mA/cm², en conjunto con el NaCl, condujo casi a la desaparición de DQO y COT con la carga en A•h/L de 1 y 8, respectivamente, para el azul ácido 62. Los colorantes negro directo 22 y rojo reactivo 141 requirieron de mayor carga (12.5 A•h/L) sin llegar a valores tan bajos en COT. La DQO disminuyó 90 % con el naranja disperso 29. Los iones cloruro formaron oxidantes que contribuyeron a la oxidación.

Ramírez *et al.* [67] buscaron los valores óptimos de densidad de corriente (j), concentración de naranja de metilo y tiempo de electrólisis actuando independientemente en la decoloración por metodología de superficie de respuesta (MSR). En el reactor electroquímico, 3 L de solución se recircularon con concentraciones entre 50-250 mg/L de naranja de metilo, 0.5 M Na_2SO_4 y j sobre 3.1-39 mA/cm². Una eficiencia óptima de 94 % fue obtenida con la técnica MSR, tomando en cuenta un diseño factorial 23. La operación transcurrió a 31 mA/

cm², 100 mg/L, 138 minutos, pH inicial 3, Na_2SO_4 0.05 M y flujo volumétrico igual a 12 L/min. El COT disminuyó 60.3 % y el color 94 % con un consumo energético de 7.66 kWh/m³. Los ácidos carboxílicos identificados, dentro de otras especies, maleico, fumárico y oxálico, desaparecieron en menos de 120 minutos.

Bogdanowicz *et al.* [68] realizaron la oxidación electroquímica de Rubina reactiva F-2B con DDB. La influencia de la relación de concentraciones boro/carbono (B/C), en la estructura cristalina de película delgada depositada en silicio, se examinó en la degradación. La técnica que ocuparon fue deposición química de vapor mejorada con plasma por microondas. Los ánodos fabricados con DDB tenían la relación B/C = 2000 (DDB₂) o B/C (DDB₁₀) = 10 000. El cátodo de acero inoxidable, al igual que cada ánodo, fueron piezas planas de 4 cm². La j se ajustó a 2.5 y 5 mA/cm² para DDB₁₀ y DDB₂, respectivamente. El Na_2SO_4 0.05 M o NaCl 0.12 M se añadió como electrolito a la solución con 20 mg/L de Rubina, pH inicial 6.2, para determinar su absorbancia inicial a 545 nm y a intervalos de tiempo apropiados. Los resultados, como absorbancia normalizada (Abs/Abs₀) mostraron que DDB₁₀ fue superior a DDB₂ y, además, el NaCl rebasó la eficiencia del Na_2SO_4 en ambos. El cociente Abs/Abs₀ llegó casi a 0 a una carga A•h/L de 0.05 con DDB₁₀-NaCl y 0.625 a 0.280 con DDB₁₀- Na_2SO_4 . El DDB generó más oxidantes a partir de NaCl, comparado con Na_2SO_4 .

Brito *et al.* [69] evaluaron el desempeño del DDB adherido como una delgada capa a silicio o niobio para electrooxidación de violeta ácido 7 (VA7). El ánodo y contraelectrodo de titanio se situaron en un reactor de 110 cm³, operando en recirculación con bomba peristáltica en razón de 160 L/h. El volumen de líquido igual a 1 litro con 200 mg/L de VA7 en Na_2SO_4 0.05 M se sometió a 15, 30 y 60 mA/cm². La eficiencia de decoloración aumentó con el incremento de j , se alcanzó 97 % a 15 mA/cm² con Si/DDB después de 120 min y la decoloración total ocurrió después de 90 minutos a 30 y 60 mA/cm². El electrodo de Nb/DDB produjo 95 % a 15 mA/cm² transcurridos 120 minutos y 100 % en 90 y 60 minutos con 30 y 60 mA/cm². La remoción de materia orgánica cuantificada con DQO reflejó 85 y 83 % para Si/DDB y Nb/DDB con 60 mA/cm² al completar 120 minutos. Los consumos de energía empleando 60 mA/cm² correspondieron a 134.7 y 125.8 kWh/m³ en el mismo orden electródico. El electrodo con base a niobio fue apropiado para el proceso.

Migliorini *et al.* [70] estudiaron el efecto de los electrolitos 0.1 M H₂SO₄, 0.1 M HClO₄, 0.1 M K₂SO₄ a pH = 6.5 y 0.1 M K₂SO₄ a pH = 10 sujetos a 50 mA/cm². La electrooxidación de 150 mg/L de naranja reactivo 16 con DDB (DDB/Ti) arreglado con un cátodo de malla de platino se efectuó en una celda con capacidad de 0.45 L. Posterior a la primera etapa con $j = 50 \text{ mA/cm}^2$ fija, la solución tratada que reveló el mejor desempeño fue elegida para inspeccionar el efecto de otros valores de j : 25, 75 y 100 mA/cm². Las técnicas analíticas constaron de UV-VIS, cromatografía líquida de alta presión (HPLC) y COT. La reducción de las intensidades de las 2 bandas de absorbancia fue 96 % en el medio básico, K₂SO₄ a pH = 10, al término de 90 minutos. La remoción de COT creció con la densidad de corriente según los porcentajes 10, 15, 22 y 30 % concernientes a 25, 50, 75 y 100 mA/cm² en el entorno de 0.1 M K₂SO₄ a pH = 10. La HPLC exhibió que los intermediarios formados fueron compuestos de tipo biodegradable.

Tang *et al.* [71] dedicaron experimentos para electrolizar amarillo brillante reactivo X-6G a través de ánodo DDB y cátodo Pt. El volumen de 100 mL de agua residual sintética con el colorante se vertió en un recipiente de 150 mL para introducir los electrodos verticalmente y conectarlos a una fuente de alimentación. Se analizó la influencia de j , electrolito, pH inicial, temperatura y concentración inicial. Los valores de 100 mA/cm², 0.05 M, 3.03, 60 °C y 100 mg/L respecto a j , electrolito Na₂SO₄, pH, temperatura y colorante X-6G fueron establecidos como los mejores. En ese escenario, la decoloración se obtuvo en 0.75 h y la eliminación de COT progresó hasta 72.8 % una vez completadas 2 h. En cuanto al consumo de energía, se necesitó 44.86 kWh/m³. La sugerencia versó en combinar el proceso con un método biológico.

B. PLATINO

Los ánodos de platino tienen una larga historia de uso como materiales electródicos debido a su buena conductividad y estabilidad química, incluso a potenciales altos, además de destinarse para la oxidación de compuestos orgánicos [72], [73].

Khezrianjoo *et al.* [74] ejecutaron la electrooxidación de rojo ácido 73, RA 73, bajo la acción de ánodo-cátodo de platino, y estudiaron la incidencia de parámetros electrolito de soporte, voltaje, pH, temperatura y concentración inicial de colorante, comprobada mediante espectroscopía UV-Vis, en el curso de la electrólisis. El ánodo

de serpentín se colocó dentro del cátodo cilíndrico vertical y ambos quedaron organizados paralelamente con un espacio entre ellos de 17 mm. Las dimensiones del cilindro posibilitaron su colocación al interior de un vaso de 500 mL encaquetado con flujo de agua para regular la temperatura. La decoloración, casi completa a partir de 50 mg/L de RA 73, T = 25 °C, pH inicial = 6.9, voltaje = 6 V, se mostró con 1.5 g/L de NaCl o KCl al conseguir 97 o 96 % en 15 minutos. Las especies electrogeneradas a partir de las sales degradaron rápidamente el RA 73.

Khalifaoui *et al.* [75] plantearon la oxidación electroquímica avanzada asistida con ion férrico de la rodamina 6G y el ánodo de DDB o rejilla cilíndrica de platino con cátodo de fieltro de carbono. Antes de comenzar la electrólisis se añadió ion férrico, ácido sulfúrico y Na₂SO₄ hasta llegar a 0.1 mM, pH = 3 y 50 mM. La intensidad de corriente de 300 mA mejoró la electrogeneración de H₂O₂, a partir del O₂ burbujeado, así como del Fe²⁺, por lo que se eligió una evaluación dentro de 50 a 500 mA. El electrodo de platino provocó la desaparición completa de R6G con concentración 50 mg/L en 5 minutos a 300 y 500 mA, dejando únicamente intermediarios. La reducción de COT, una vez que transcurrieron 6 horas, fue de alrededor de 97.5 y 98.7 % con platino y DDB, ejerciendo 500 mA. La cromatografía, vía HPLC, expuso la formación de ácidos carboxílicos de cadena corta oxálico, glioxílico y fórmico, además del pirúvico a un nivel traza en el tratamiento con platino.

Nordin *et al.* [76] examinaron una serie de ánodos contra cátodo de acero inoxidable durante la oxidación electroquímica de azul reactivo 109 (AR 109). La celda electroquímica capaz de almacenar 50 mL contuvo a diferentes electrodos de materiales platino, iridio, paladio, níquel, cobalto, cobre o plata preparados mecánicamente. La fase acuosa fue formulada a partir de concentraciones 1000 mg/L de AR 109 y NaCl 0.1 M. El impacto de NaCl, j , pH inicial y duración de la electrólisis fueron definidos en agua residual de la industria textil. El suministro de voltaje igual a 10 V, con el ambiente ya mencionado, propició que el platino haya decolorado hasta 99 % luego de 30 minutos sin evidenciar erosión o desgaste, acompañado de un abatimiento de DQO = 94 %. Por lo tanto, la elección de ese material fue esencial para los siguientes experimentos programados por los autores.

Jović *et al.* exploraron la electrooxidación de los colorantes reactivos azul 52, negro 5, verde 15 y amarillo 125.

La celda, además de alojar el par electrodico de platino, alambre en cátodo, contaba con una variante para división a través de una membrana Flemion 0820. La solución medida de 400 mL estaba compuesta con 200 mg/L de colorante y Na_2SO_4 0.1 M. El azul reactivo 52 se sujetó a tratamiento con voltajes 6, 12 y 24 V para elección del valor que ocasionara mayor degradación. La DQO disminuyó a cantidades inferiores a 30 mg/L de O_2 para azul 52, verde 15 y amarillo 125, mientras que para negro reactivo 5 decayó 57.95 % con membrana y 35.28 % sin membrana. Los resultados demandaron 12 V y pH inicial original de 6.7 y 60 minutos. Fue determinante a la degradación de intermediarios, verificada por HPLC, mediante oxidación electroquímica indirecta.

Aggadi *et al.* [78] ocasionaron la degradación de azul reactivo 21 (AR 21) en agua por mediación electroquímica con platino y una placa auxiliar de carbón vítreo. La intervención de KCl o Na_2SO_4 , ambos 0.1 M, y una j en el intervalo 50-300 mA/cm² en 100 mL fue inspeccionada con valores de pH inicial entre 3-11. La decoloración constatada vía HPLC, comenzando con 0.1 mM de AR 21, rebasó el 99 % en todo el intervalo de j y pH probado a partir de 15 minutos utilizando KCl, pero fue cercano a 40 % con la contribución de Na_2SO_4 . Los oxidantes creados por la oxidación anódica de los iones cloruro desempeñaron una función importante en la eficiencia.

C. GRAFITO

Este material particularmente se ha asignado en incontables ocasiones a la oxidación electroquímica avanzada para originar radicales $\bullet\text{OH}$ partiendo de peróxido de hidrógeno bajo la catálisis de Fe^{2+} . Antes que nada, los materiales carbonosos han sido ampliamente estudiados como electrocatalizadores y soportes de catalizadores debido a su buena conductividad y alta estabilidad química, al igual que excelente actividad electrocatalítica frente a una variedad de reacciones redox [79].

Kariyajjanavar *et al.* [80] probaron la factibilidad de degradación del café de tina 1 utilizando electrodos de grafito. Las magnitudes de 4.5 cm y 0.8 cm en el cilindro permitieron un área electrodica efectiva de 11.82 cm². La electrólisis se fomentó con NaCl o Na_2SO_4 para incrementar la conductividad de la solución. El ambiente de 50 ppm del colorante, $j = 170$ mA/cm² y tiempo 240 minutos causó una decoloración de 82 y 94.5 % con 25 g/L de Na_2SO_4 y NaCl. La prosecución de ensayos con NaCl sobre un intervalo de j entre 85 y 425 A/m² deri-

vó en porcentajes de DQO desde 67.5 hasta 82.5 %. El último valor permanece casi constante a partir de 170 A/m². El pH menor a 7 aminora la eficiencia, a diferencia del rango 9-11 que la incrementa. La espectroscopía de infrarrojo por transformada de Fourier evidenció la ruptura de los anillos aromáticos.

Kariyajjanavar *et al.* [81] postularon la degradación de negro de tina 27 (NO 27) conducida con electrodos de grafito cilíndricos sumergidos en solución, la cual se preparó con electrolito, 25 g/L de NaCl o Na_2SO_4 , y 50 ppm respecto al NO 27. La decoloración se situó en 79 y 98 % según el uso de Na_2SO_4 o NaCl, además de 170 A/m² sostenida 240 minutos a pH 9. La DQO se redujo 67.5 % con el mejor electrolito. Igualmente, el pH menor a 7 decrece la remoción, pero los valores posicionados entre 9-11 la aumentan. La concentración 20 g/L constituyó un punto de inflexión para el abatimiento de DQO, resultando 20 % o menos a niveles menores a 20 y 65 % o más después de 20 hasta 35 g/L. La fragmentación del compuesto fue confirmada con espectroscopía de infrarrojo por transformada de Fourier.

Abdel-Aziz *et al.* [82] propusieron la oxidación de los colorantes azul de metilo y metileno en presencia de iones Cl^- en una celda de configuración electrodica peculiar con rodillos de grafito entre dos mallas de acero inoxidable, ambos colocados horizontalmente. La intención principal del arreglo fue aumentar el cociente área superficial/unidad de volumen de la celda, que a su vez incrementaría la cinética de degradación. Asimismo, las mallas proporcionan el beneficio adicional de una mejor distribución ascensional de las burbujas generadas, anulando el requerimiento de agitación mecánica. La concertación de pH = 3, colorante = 50 ppm, $j = 42.55$ mA/cm², NaCl = 2.5 g/L para un lapso de 30 minutos causó que el color decayera 95 y 98 % en el azul de metileno y metilo, respectivamente. La DQO bajó 58 % independientemente del tinte, según pH = 3, colorante = 75 ppm, $j = 42.55$ mA/cm² y NaCl = 1.5 g/L transcurrido 60 minutos. El impacto de la temperatura permaneció como factor adicional para trabajos futuros.

Kariyajjanavar *et al.* [83] utilizaron electrodos cilíndricos de grafito para la electrooxidación de naranja de tina 2. La influencia de la concentración del NaCl y Na_2SO_4 en una primera etapa se examinó. El allanamiento de un pico de absorción, localizado entre 440 y 560 nm, ocurrió progresivamente conforme la adición de NaCl o Na_2SO_4 desde 20 a 35 g/L cuando hubo pH = 9, $j = 170$

mA/m², colorante = 50 ppm y duración 240 minutos. La especificación de 25 g/L propició una decoloración de 45 y 99 % con Na₂SO₄ y NaCl. La DQO se atenuó 78 % con la última sal. Los mejores valores de pH para ganar eficiencia oscilaron entre 9-11, así como entre 25 y 35 g/L de electrolito. La destrucción de anillos aromáticos se corroboró con los análisis de espectroscopía de infrarrojo por transformada de Fourier y cromatografía líquida de alta presión acoplada a espectrometría de masas.

Sürme *et al.* [84] sometieron a oxidación electroquímica el violeta directo 51 con un par electrodico de rodillos de grafito exponiendo 2.35 cm² al sumergirse. La celda cilíndrica simple capaz de almacenar hasta 150 mL se llenó con 100 mL de solución cuya concentración fue de 20 mg/L. Los experimentos con base en la aproximación de variar un parámetro a la vez abarcaron la exploración de conductividad, promovida con Na₂SO₄, pH, *j* e iones interferentes. Las cantidades *I* = 100 mA, pH = 9, conductividad = 4.5 mS/cm y 50 minutos propiciaron 95 % de decaimiento en la coloración. La presencia de los iones K⁺, Ca²⁺, Mg²⁺, Cl⁻, Al³⁺ y Pb²⁺ a concentraciones 200, 200, 200, 1000, 100 y 100 mg/L no afectó significativamente la oxidación puesto que todas las eficiencias no fueron menores a 90 %. El monitoreo practicado mediante UV-Vis, λ_{MÁXIMA} = 545 nm, ratificó la descomposición del sistema conjugado.

D. PbO₂ DOPADO

El aprovechamiento de las ventajas que posee en sí mismo el PbO₂ motiva a modificaciones para la mejora adicional de su desempeño. En general, los esfuerzos encauzados a ese propósito son: 1) la capa de PbO₂ agregando materiales transformadores a la solución de deposición electroquímica como cationes, Bi²⁺, Fe³⁺, Ce²⁺, Zr⁴⁺, Cu²⁺, Pr³⁺ y La²⁺ o aniones [Fe(CN)₆]³⁻ y F⁻, y 2) acrecentar la capacidad como la estabilidad con materiales no iónicos, nanotubos de carbono, polietilenglicol, politetrafluoroetileno y polivinilpirrolidona [85].

Las estructuras en las que puede revelarse el PbO₂ están bien identificadas α-PbO₂ (ortorrómbico) y β-PbO₂ (rutilo). Indistintamente de la que se desarrolle en el transcurso de la preparación, ambas formas presentan al ion Pb⁴⁺ en el centro de un octaedro o bipirámide tetragonal. La semejanza radica en la manera en la que se siguen o empaquetan los octaedros. El β-PbO₂ está integrado como cadena lineal, producto de que cada unidad comparte bordes opuestos con las más próxi-

mas. Por otra parte, α-PbO₂ tiene cada octaedro compartiendo bordes no opuestos con otros dos vecinos, resultando secuencias alternadas o zigzag. La distinción cualitativa se realiza con difracción de rayos X [86].

Lyu *et al.* [87] aprovecharon la electrodeposición para modificar electrodos de Ti-PbO₂ con Ce incorporado como Ce(NO₃)₃ a diferentes molaridades: 0, 2.0, 4.0, 8.0, 12.0 mmol/L. La electrocatalisis se dirigió al azul brillante reactivo KN-R. El procedimiento devino en la aglomeración de partículas que paulatinamente construyeron estructuras ramificadas hasta, lo que los autores denominaron, un coral. La consecuencia se acentuó más con 12 mmol/L. La mediación del electrolito Na₂SO₄ 0.5 M, 60 mg/L de colorante, 30 mA/cm², Ti-PbO₂-4 mmol/L Ce y 120 minutos rindió 82 % de decoloración, mientras que el Ti-PbO₂ sin dopar 42 %.

Qiao *et al.* [88] investigaron la electrooxidación del naranja ácido 7 (NA 7) con electrodos de PbO₂ enriquecidos en la superficie con cobalto, neodimio o cerio. El recipiente acumulaba 50 mL de líquido con NA 7 concentrado a 100 mg/L. El mejor elemento dopante se ocupó para proseguir con las pruebas bajo la repercusión de pH inicial, *j*, concentración inicial del NA 7 y electrolito acorde a los niveles 2-11, 5-200 mA/cm², 50-200 mg/L y 0.05-0.3 M Na₂SO₄. Los patrones de todos mostraron señales típicas de geometría β-PbO₂. Las remociones cercanas a 100 y 94 %, de coloración y COT, se consiguieron al establecer NA 7 = 100 mg/L, Na₂SO₄ = 0.2 M, pH inicial = 5 y *j* = 20 mA/cm² al culminar 180 minutos de electrólisis con el electrodo Ti/SnO₂-Sb₂O₃/PbO₂ dopado Ce. La mineralización de ácidos alifáticos sucedió después del rompimiento del enlace azo (-N=N-) como se verificó por medio de los análisis instrumentales UV-visible, fluorescencia, espectroscopía de masas y cromatografía iónica.

Han *et al.* [89] dispersaron nitruro de boro (BN) sobre electrodos de sustrato de titanio con PbO₂. La etapa medular consistió en la inmersión de las placas en una mezcla reaccionante de Pb(NO₃) 0.5 M, NaF 0.5M, HNO₃ 0.1M y varias cantidades de BN 1, 3, 5, 7 y 9 g, además de la aplicación de corriente a temperatura controlada. La capacidad de oxidación electroquímica que ganaron se revisó con la generación de radicales •OH bajo *j* = 35 mA/cm² y Na₂SO₄ 0.1 M. La conversión implica la formación de ácido p-hidroxibenzoico, detectado con espectroscopía de fluorescencia, a partir de ácido benzoico y los radicales. La creación no se manifestó

proporcionalmente, puesto que el mejor desempeño fue de la muestra con 5 g de BN y cantidades más grandes limitan los $\bullet\text{OH}$. El azul brillante reactivo KN-R a una concentración de 60 mg/L reflejó una decoloración del 95 % tratado con Ti/PbO₂@BN-5 y un periodo de 120 minutos. La proliferación de $\bullet\text{OH}$ fue coincidente con la mengua del color.

Weng *et al.* [90] analizaron la degradación del azul turquesa catiónico ATC con PbO₂ dopado con Ce impregnado conforme a la técnica de descomposición térmica-electrodeposición. El curso de la reacción se evaluó con relación al influjo de j , concentración de electrolito y electrodo. El ATC 100 mg/L, $j = 40 \text{ mA/cm}^2$ y Na₂SO₄ 0.2 M fue removido después de 60 minutos de tratamiento 97.89 y 85.39 % con PbO₂ dopado y $\beta\text{-PbO}_2$ sin dopar. La DQO se redujo con $j = 20 \text{ mA/cm}^2$ hasta 50.23 y 64.33 % con $j = 40 \text{ mA/cm}^2$ con PbO₂ modificado. El mismo tipo decoloró 94.11, 97.89 y 93.42 % en lo que atañe a 0.1, 0.2 y 0.5 M de Na₂SO₄. La ligera variación demostró que la concentración de electrolito contribuyó poco en la degradación al culminar 60 minutos. El mismo comportamiento no se repitió a 90 minutos, ya que la diferencia en los porcentajes fue alrededor de 17-18 %. Los intermediarios descubiertos con cromatografía iónica y cromatografía de gases acoplada a espectroscopía de masas coincidieron con los ácidos orgánicos benzoico, acético, oxálico y fórmico. Adicionalmente, se identificó poco ion nitrato consecuencia de algún producto nitrogenado.

Xu *et al.* [91] introdujeron vía codeposición TiO₂ en capa externa de PbO₂ soportada en sustrato interno de Ti/SnO₂-Sb. El polvo de TiO₂ P25 se formuló con 5 g en 1 litro de agua, añadiéndose en la deposición electroquímica con una $j = 10 \text{ mA/cm}^2$ por 120 minutos a temperatura de 65 °C. La degradación de 50 ppm de naranja de metilo por 2 horas se llevó a cabo en un reactor con ventana de cuarzo para posibilitar la fotoelectrocatalisis o la simple electrocatalisis coincidente con lo planeado. La eliminación de color con electrodo no dopado alcanzó 74.3 % en ausencia y 77.1 % en presencia de UV. Por otra parte, en el mismo orden con material dopado se posicionó en 66.4 y 99.6 % con un pH = 2.5 y potencial 1.5 V. El ajuste del pH a 6.5 y 11 menoscabó las eficiencias a 97.2 y 82.3 %. Las dosis que difieren de 5 g/L de P25 impuestas en 0, 2, 8 y 10 g/L suscitan remociones menores con la acción de la radiación. La degradación se favoreció en condiciones ácidas debido a una preferente adsorción del naranja de metilo en las partículas de TiO₂ P25.

E. PbO₂ SIN DOPAR

Las propiedades más atractivas del PbO₂ no dopado son buena conductividad, un sobrepotencial relativamente alto en las reacciones de evolución de oxígeno, un tiempo de servicio mayor al SnO₂ cuando está soportado en titanio y un precio bajo en comparación con los electrodos de metales nobles o DDB [85], [92].

El incremento en el rendimiento se ha procurado con 1) mejoras en el método de preparación utilizando la electrodeposición por pulsos o con líquidos como ácido metanosulfónico para la deposición y 2) remplazo del sustrato de titanio, por ejemplo, con arreglos de nanotubos de titanio [85].

Ammar *et al.* [93] compararon la eficiencia de oxidación anódica con PbO₂, DDB y Pt del rojo de alizarina S en medio acuoso neutro. La capa de 300 μm de PbO₂ se acondicionó depositando galvanostáticamente el óxido en tántalo con acero inoxidable como contraelectrodo. La celda cónica no dividida estuvo diseñada para retener 100 mL. Los parámetros j y concentración inicial fueron monitoreados con la medición de COT tomando en cuenta el soporte de Na₂SO₄ 0.05 M. Los electrodos con área de 3 cm² se conservaron distanciados 1 cm. La reducción de COT de la solución coloreada 100 mg/L, equivalentes a 70 mg/L de COT teórico inicial, se logró a 70 y 80 % con 33 y 100 mA/cm² en 6 Ah/L de carga. El grado de mineralización de 90 % requirió de 18 horas con 33 mA/cm². El DDB condujo a la desaparición de COT con 33 mA/cm² en 18 horas. La atenuación de COT empleando Pt en función del tiempo fue muy ligera. El paso de 40 minutos produce 7 % de remoción que no diverge notoriamente en 18 horas ascendiendo a 35 %. Los orgánicos exhibieron más alta resistencia a la oxidación con Pt.

Chen *et al.* [94] fabricaron electrodos de PbO₂ en sustrato de Pb de acuerdo con el método de oxidación térmica-electroquímica. El pretratamiento con diversos compuestos en ambiente alcalino para remover grasa predispuso al Pb al calentamiento en mufla a 300 °C por 3 horas. El seguimiento estribó en administrar oxidación electroquímica mediada con Na₂SO₄ 0.5 M en el transcurso de 3 minutos limitada a 2 V y 50 °C. La oxidación secundaria similar a la anterior a 1.5 V para cinco plazos: 0, 3, 4, 5 y 6 horas, permitió registrar los electrodos 0-PbO₂, 3-PbO₂, 4-PbO₂, 5-PbO₂ y 6-PbO₂. Los espesores crecieron desde 1.30, 2.71,

4.47, 10.81 y 12.03 μm . La producción de $\bullet\text{OH}$ realizó lo propio revelando 8.11×10^{-5} , 2.73×10^{-4} , 4.59×10^{-4} , 5.97×10^{-4} y 7.82×10^{-4} $\mu\text{M}/\text{min}$ en cumarina 0.5 mM y 8 mA/cm². La disminución de concentración de rojo congo, 20 mg/L, Na₂SO₄ 0.1 M en 20 minutos a 10 mA/cm² y 6-PbO₂, equivalió a 70.19 %, además con 2 mA/cm² a 60 %. El método térmico-electroquímico podría incrementar la oxidación electrocatalítica.

Elaissaoui *et al.* [95] concibieron dos electrodos de PbO₂ soportados en Pb y acero inoxidable (AS30) por mediación de los métodos galvanostático y corriente pulsada, respectivamente. El primero demandó una j de 10 mA/cm² aplicada 90 minutos en una solución de H₂SO₄ al 10 % a 25 °C. El segundo precisó de HNO₃ 0.5 M y Pb(NO₃)₂ 0.5 M acompañados de 170 pulsos de altura 30 mA/cm², ancho 1 s a 30 mA/cm² y relajación 5 s a corriente cero. Los discos con superficie 12.56 cm² rendidos a 25 mA/cm² admitían flujo volumétrico de 138 L/h en un régimen de recirculación. La electrólisis de amaranillo E123, 0.05 mM, por un periodo de 420 minutos, se efectuó a pH 2 y natural en Na₂SO₄ 0.1 M. La difracción de rayos X, el microscopio electrónico de barrido y de fuerza atómica reflejaron el dominio de la forma β -PbO₂. El descenso de color 95 y 91 %, sumado a 82 y 76 % de DQO, fue satisfecho con Pb/PbO₂ y AS30/PbO₂ a pH 2. La más grande creación de $\bullet\text{OH}$ aconteció a ese pH que disminuyó el consumo de energía. Un escaso desprendimiento de PbO₂ sobrevino posterior a 60 minutos en AS30/PbO₂.

Elaissaoui *et al.* [96] proyectaron un nuevo método para un ánodo multicapa de Al (acero inoxidable)/ SiOx/PbO₂ para mejorar su durabilidad y rendimiento comparado con capa de PbO₂. La electrodeposición pulsada para el electrodo de PbO₂ sobre acero inoxidable (Al/PbO₂) se sintetizó con Pb(NO₃)₂ 0.5 M y HNO₃ 0.5 M asistida con 170 pulsos de altura 30 mA/cm², ancho 1 s a 30 mA/cm² y relajación 5 s. El electrodo de Al/SiOx/PbO₂ exigió que el Al previamente se desengrasara con 2-propanol y acetona antes que las películas de SiOx fueran sometidas a deposición química de vapor mejorada con plasma (PECVD). El proceso se confeccionó a temperatura menor a 70 °C en plasma alimentado con mezclas de argón, oxígeno y tetraetoxisilano (TEOS) en diferentes proporciones. Los tres materiales resultantes SiOx-1, SiOx-2 y SiOx-3 tenían las relaciones 20:20:1, 30:10:1 y 40:00:1 de Ar:O₂:TEOS. Los ensayos ocuparon una celda resguardando 1 litro de colorante amaranillo 0.015 mM, Na₂SO₄ 0.1 M, H₂SO₄ 0.1 M, pH = 2, j = 25

mA/cm², 5 horas y 25 °C. El grado de remoción con SiOx-1, SiOx-2, SiOx-3 y Al/PbO₂, obtenido 95, 85, 60 y 80 % para color, así como 80, 60, 32 y 47 % para DQO, distinguió la función de Al/SiOx(20:20:1)/PbO₂. La intercapa de SiOx acrecentó la adhesión de la externa y estimuló la formación cristalina β -PbO₂ respecto a α -PbO₂.

Duan *et al.* [97] construyeron un electrodo de espuma de PbO₂ macroporoso en 3D. El método implicó una esponja macroporosa comercialmente disponible que se limpió con etanol preliminarmente a la etapa de inmersión-secado [98]. La esponja fue sumergida en una tinta de nanotubo de carbono (NTC) con dodecilbenzeno sulfonato de sodio para llenar vacíos y cubrir poros. Ulteriormente, se concedió el secado a 90 °C. La secuencia repetida varias ocasiones acentuó la carga de NTC. La culminación consistió en secado al horno a 100 °C por 24 horas.

La electrodeposición a temperatura ambiente con cátodo de acero inoxidable, corriente constante de 40 mA durante 2 h, actuó en baño de 150 g/L Pb(NO₃)₂, 0.5 g/L NaF y pH 0.5-2 controlado con goteo de HNO₃. El electrodo de PbO₂ base titanio fue encauzado igualmente, excepto la existencia de NTC. Las corridas electroquímicas de rodamina B, azul de metileno y naranja II se realizaron imponiendo 20 mA/cm², 500 mg/L de colorante, volumen = 50 mL, electrolito Na₂SO₄ 0.25 M, 120 minutos y temperatura ambiente. La exclusión de la adsorción de colorante sobre los nanotubos de carbono obligó a la experimentación de equilibrio de adsorción, el cual apareció en 40 minutos con eficiencias alrededor de 9 %. Las diferencias de decoloración de 95, 99 y 99 % fueron poco significativas para rodamina B, azul de metileno y naranja II. La posición de los picos de difracción confirmó la reflexión característica de β -PbO₂.

F. ELECTRODOS DSA

Los conocidos también como electrodos de óxido de metal mixto. Las ventajas que gozan son resistencia mecánica, estabilidad, potencial anódico, durabilidad, potencial intensificación de aplicación industrial y alta área electroquímicamente activa [99], [100]. Las opciones de fabricación son diversas, aunque el electrodo modelo deseado sea una tarea desafiante.

En efecto, los métodos comprenden fase en solución y gaseosa, el primero relativo al recubrimiento por in-

mersión, recubrimiento por rotación, pintado, pirólisis por aspersión y sol-gel, los cuales emplean una solución precursora de sales metálicas, y el segundo referido a deposición química de vapor y de capa atómica. Las vías electroquímicas ocupadas considerablemente son anodización y deposición electroquímica [27].

Nakamura *et al.* [101] emplearon un electrodo transformado acorde al método de Pecchini [102] con precursor polimérico y soporte de titanio. La placa fue arenada para desarrollar rugosidad, garantizando la adherencia del óxido metálico. El siguiente paso pretendió garantizar la remoción de TiO_2 residual anticipándose al cubrimiento. Por lo tanto, el material se condicionó a ebullición en agua, sonicación en isopropanol, sumersión en HCl y después en ácido oxálico hirviendo. La resina de titanio y rutenio, 70:30, se esparció en el Ti para predisponer una polimerización térmica a 120 °C. La calcinación subsiguiente a 450 °C en atmósfera de oxígeno ratificó la última etapa del conjunto que se reiteró hasta un espesor de capa igual a 2 μm . La celda termostatazada a 35 °C albergó al ánodo, $\text{Ti/Ru}_{0.15}\text{Ti}_{0.85}\text{O}_2$, y al cátodo cilíndrico hueco de PVC, electrodo difusor de aire, con extensión de 3 cm^2 . La electrooxidación de 150 mL conteniendo 231 mg/L de azul reactivo 4, Na_2SO_4 0.05 M a pH 3 y 360 minutos de electrólisis indujo un decaimiento de color equivalente a 83 y 92 % con 100 y 200 mA.

Baddouh *et al.* [103] estudiaron la oxidación electroquímica de rodamina B (RB) comparando los ánodos dimensionalmente estables (DSA) $\text{Ti/RuO}_2\text{-IrO}_2$ contra SnO_2 en el escenario de valores constantes en todos los parámetros j , pH inicial, electrolito de soporte y temperatura, exceptuando uno. La RB se vertió en un reservorio de vidrio termorregulado preparado a 50 mg/L y la mezcla $\text{NaCl}+\text{Na}_2\text{SO}_4$. La placa de platino estaba distanciada 1 cm del ánodo que exponía un área de 1 cm^2 . La adecuación de 40 mA/cm^2 , 25 °C, NaCl 0.05 M, Na_2SO_4 0.1 M, 90 minutos y pH 3 o 6.5 con DSA provocó 100 % de decoloración e igualmente ocurrió con SnO_2 . Por otra parte, la DQO decayó 92.4 y 57.6 % en 180 minutos a pH 3 actuando DSA y SnO_2 si permanecen los demás parámetros igual. La j , en función del tiempo, mostró que la oxidación de iones cloruro por efecto de la electrooxidación indirecta ejerció una misión electroquímica relevante.

Baddouh *et al.* [104] decidieron electrolizar azul de metileno, 100 mg/L, atendida por $\text{Ti/RuO}_2\text{-IrO}_2$ y SnO_2 para contrastar su actuación. Los elementos ánodo y cátodo de platino que expusieron una superficie de 1 cm^2

fueron distanciados 1 cm. Las circunstancias operativas incluyeron j , concentración de NaCl , pH inicial y temperatura. El cumplimiento de 90 minutos, 40 mA/cm^2 , NaCl 0.1 M, pH 3 y 25 °C posibilitó bajar 100 y 95 % el color original a través de DSA y SnO_2 . Análogamente, la DQO menguó a 97.5 y 65 % supeditada a las mismas restricciones experimentales, exceptuando el tiempo, 180 minutos. El consumo de energía por 100 mL de agua tratada fue superior 3.348 contra 2.766 $\text{kW}\cdot\text{h/m}^3$ concorde al mismo orden anódico. La transformación del NaCl hacia agentes altamente oxidantes promovió la degradación intervenida por oxidación indirecta.

Zeb *et al.* [105] efectuaron la oxidación anódica de café ácido 98 en 500 mL de solución acuosa concentrada a 180 mg/L. El ánodo $\text{Ti/Ru}_{0.3}\text{Ti}_{0.7}\text{O}_2$ y el acero inoxidable se ubicaron al interior de un reactor de vidrio apto para almacenar 600 mL. La zona exhibida por los electrodos correspondió a 14 cm^2 , a la vez que estaban separados 2 cm. La transferencia de masa del NaCl , Na_2SO_4 , H_2SO_4 u otros se fomentó preservando la agitación a 400 rpm. El impacto del tipo de electrolito, j y pH fueron de interés en la progresión. El ejercicio preparatorio indicó que a 20 mA/cm^2 y 35 minutos el NaCl no tiene equiparación con relación a la deficiente decoloración de 10 y 18 % usando Na_2SO_4 y H_2SO_4 . La asistencia de NaCl 0.1 M, manteniendo la fuerza iónica con Na_2SO_4 0.1 M, la extendieron inclusive 90 % a pH 3 en 35 minutos, desfavoreciéndola a 78.75 % con pH 10. El COT se mitigó 67 % en 60 minutos. El consumo de energía se amplió a 2 $\text{kW}\cdot\text{h/m}^3$ con 20 mA/cm^2 .

Cotillas *et al.* [106] evaluaron la electrooxidación del colorante rojo reactivo M5B (RR MB5) contrastando DDB y DSA. La celda de un solo compartimento sujetaba los electrodos circulares DDB o DSA y al auxiliar de acero inoxidable de 50 cm^2 idéntico en dimensión al ánodo. La fase líquida portaba 100 mg de RR MB5 y 5000 mg de Na_2SO_4 por cada litro manteniéndola en recirculación con bomba peristáltica. Independientemente de la j (10-60 mA/cm^2), la coloración y DQO se desvanecieron completamente con la injerencia de DDB después de 240 minutos y pH 6. Por tanto, los autores optaron por continuar con 30 mA/cm^2 . El flujo volumétrico menor a 180 L/h no cambió notablemente el patrón de degradación a desemejanza de 300 L/h que propició una mejoría adjudicada a la transferencia de masa del contaminante al ánodo de DDB. La adición de una dosis de 100 mg/L de Cl^- aumentó la tasa o rendimiento de remoción extraordinariamente con DSA, aunque tam-

bién un poco con DDB. Sin embargo, la DQO solamente descendió alrededor de 42 %, en presencia o ausencia del Cl⁻, con DSA.

La [Tabla 1](#) reúne los escenarios que ocasionan los mayores porcentajes de remoción de color y/o materia orgánica

medida como DQO o COT. Los ánodos en la primera columna de la izquierda aparecen progresivamente en conjuntos de investigaciones realizadas con DDB, platino, grafito, PbO₂ dopado, PbO₂ sin dopar y DSA. También se muestran el colorante utilizado en el estudio y la referencia correspondiente.

TABLA 1
REMOCIÓN DE COLORANTES SINTÉTICOS DEL AGUA CON DIFERENTES ÁNODOS

TIPO DE ELECTRODO		CONDICIONES EXPERIMENTALES	MÁXIMA EFICIENCIA	REF.
ÁNODO	CÁTODO			
DDB	Acero inoxidable AISI 304	$j = 30 \text{ mA/cm}^2$, $C_{0C} = 100 \text{ mg/L}$, $\text{Na}_2\text{SO}_4 = 100 \text{ mM}$, $\text{NaCl} = 20 \text{ mM}$, $\text{pH} = 7$, $T = 35 \text{ }^\circ\text{C}$, $Q_{\text{recirculado}} = 400 \text{ L/h}$	Azul ácido 62: $\text{DQO} \approx 100 \%$, $q = 1$; $\text{COT} \approx 100 \%$; $q = 8$. Negro directo 22 y rojo reactivo 141: $q = 12.5$, $\text{COT} = 80$ y 90% . Naranja disperso 29: $\text{DQO} = 90 \%$, $q = 2.5$	[66]
DDB	Acero inoxidable AISI 304	$j = 31 \text{ mA/cm}^2$, $C_{0C} = 100 \text{ mg/L}$, $t = 138 \text{ min}$, $\text{pH}_0 = 3$, $\text{Na}_2\text{SO}_4 0.05 \text{ M}$, $Q = 12 \text{ L/min}$, $T = 25 \text{ }^\circ\text{C}$	Anaranjado de metilo: color = 94 %, $\text{COT} = 60.3 \%$	[67]
Si/DDB	Acero inoxidable	Boro/carbono = 2000 (DDB ₂) o 10 000 (DDB ₁₀), DDB ₁₀ @ $j = 2.5 \text{ mA/cm}^2$, DDB ₂ @ $j = 5 \text{ mA/cm}^2$, $\text{Na}_2\text{SO}_4 0.05 \text{ M}$ o $\text{NaCl} 0.12 \text{ M}$, $C_{0C} = 20 \text{ mg/L}$, $\text{pH}_0 = 6.2-$, $T = 20 \text{ }^\circ\text{C}$	Rubina reactiva F-2B Abs/Abs ₀ : DDB ₁₀ > DDB ₂ , $\text{NaCl} > \text{Na}_2\text{SO}_4$ DDB ₁₀ -NaCl: Abs/Abs ₀ ≈ 0, $q = 0.05$ DDB ₁₀ -Na ₂ SO ₄ : Abs/Abs ₀ = 0.625, $q = 0.280$	[68]
Si/DDB Nb/DDB	Titanio	$Q = 160 \text{ L/h}$; $C_{0C} = 200 \text{ mg/L}$; $\text{Na}_2\text{SO}_4 0.05 \text{ M}$; $j = 15, 30$ o 60 mA/cm^2 ; $t = 30, 60, 90$ o 120 min	Decoloración de violeta ácido 7 Si/DDB: 100 %, 30 mA/cm^2 , 90 min Nb/DDB: ídem Si/BDD y Nb/BDD DQO : 85 y 83 % @ 60 mA/cm^2 , $t = 120 \text{ min}$	[69]
DDB/Ti	Malla de platino	$j = 50 \text{ mA/cm}^2$, $C_{0C} = 150 \text{ mg/L}$, $\text{H}_2\text{SO}_4 0.1 \text{ M}$, $\text{HClO}_4 0.1 \text{ M}$, $\text{K}_2\text{SO}_4 0.1 \text{ M}$ a $\text{pH} = 6.5$, $\text{K}_2\text{SO}_4 0.1 \text{ M}$ a $\text{pH} = 10$, $t = 90 \text{ min}$, $T = 25 \text{ }^\circ\text{C}$	Reducción de absorción de naranja reactivo 16 $\text{K}_2\text{SO}_4 = 96 \%$, $\text{pH} = 10$ $\text{COT} = 30 \%$ a 100 mA/cm^2	[70]
DDB	Platino	$j = 100 \text{ mA/cm}^2$, $\text{Na}_2\text{SO}_4 0.05 \text{ M}$, $\text{pH}_0 = 3.03$, $C_{0C} = 100 \text{ mg/L}$, $T = 60 \text{ }^\circ\text{C}$	Amarillo brillante reactivo X-6G Decoloración = 100 %, 45 min $\text{COT} = 72.8 \%$, 120 min	[71]
Platino espiral	Platino cilíndrico	$C_{0C} = 50 \text{ mg/L}$, $V = 6 \text{ V}$, NaCl o $\text{KCl} 1.5 \text{ g/L}$, $\text{pH}_0 = 6.9$, $T = 25 \text{ }^\circ\text{C}$, $t = 15 \text{ min}$	Decoloración de rojo ácido 73 $\text{NaCl} = 97 \%$, $\text{KCl} = 96 \%$	[74]
Platino rejilla cilíndrica Nb/DDB	Filtro de carbono 3D	$\text{Ion Fe}^{3+} 0.1 \text{ mM}$, $\text{pH}_0 = 3$, $\text{Na}_2\text{SO}_4 50 \text{ mM}$, $I = 300 \text{ mA}$, $C_{0C} = 50 \text{ mg/L}$	Rodamina 6G Decoloración = 100 %, $t = 5 \text{ min}$ $\text{COT} = 97.5$ y 98.7% con Pt y DDB, $I = 500 \text{ mA}$	[75]
Platino placa	Acero inoxidable	$C_{0C} = 1000 \text{ mg/L}$, $\text{NaCl} 0.1 \text{ M}$, $V = 10 \text{ V}$, $t = 30 \text{ min}$	Azul reactivo 109 Decoloración = 99 % $\text{DQO} = 94 \%$	[76]
Platino	Platino alambre	$C_{0C} = 200 \text{ mg/L}$, $\text{Na}_2\text{SO}_4 0.1 \text{ M}$, $V = 12 \text{ V}$, $\text{pH}_0 = 6.7$, $t = 60 \text{ min}$, división membrana Flemion 0820	Colorantes reactivos: azul 52, negro 5, verde 15, amarillo 125 a) azul 52, verde 15 y amarillo 125: $\text{DQO} < 30 \text{ mg/L}$ de O ₂ ; b) negro 5, DQO : 57.95 % membrana, 35.28 % sin membrana	[77]
Platino	Carbón vítreo	$C_{0C} = 0.1 \text{ mM}$; $\text{KCl} 0.1 \text{ M}$ o $\text{Na}_2\text{SO}_4 0.1 \text{ M}$; $j = 50-300 \text{ mA/cm}^2$; $\text{pH}_0 = 3-11$; $t = 15 \text{ min}$	Azul reactivo 21. a) KCl : decoloración > 99 % para todo el intervalo de j y pH ; b) Na_2SO_4 , 100 mA/cm^2 : decoloración ≈ 40 %	[78]
Grafito cilíndrico	Grafito cilíndrico	$C_{0C} = 50 \text{ ppm}$, $j = 170 \text{ mA/cm}^2$, $\text{Na}_2\text{SO}_4 = 25 \text{ g/L}$ o $\text{NaCl} = 25 \text{ g/L}$, $\text{pH}_0 = 9$, $t = 240 \text{ min}$	Café de tina 1. a) Na_2SO_4 : decoloración = 82 %; b) NaCl : decoloración = 94.5 %, $\text{DQO} = 82.5 \%$	[80]
Grafito cilíndrico	Grafito cilíndrico	$C_{0C} = 50 \text{ ppm}$, $j = 170 \text{ mA/cm}^2$, $\text{Na}_2\text{SO}_4 = 25 \text{ g/L}$ o $\text{NaCl} = 25 \text{ g/L}$, $\text{pH}_0 = 9$, $t = 240 \text{ min}$	Negro de tina 27. a) Na_2SO_4 : decoloración = 79 %; b) NaCl : decoloración = 98 %, $\text{DQO} = 67.5 \%$	[81]
Grafito rodillos	Acero inoxidable Mallas horizontal	Grupo A: $\text{pH}_0 = 3$, $C_{0C} = 50 \text{ ppm}$, $j = 42.55 \text{ mA/cm}^2$, $\text{NaCl} = 2.5 \text{ g/L}$, $t = 30 \text{ minutos}$ Grupo B: ídem grupo A, excepto $C_{0C} = 75 \text{ ppm}$, $\text{NaCl} = 1.5 \text{ g/L}$, $t = 60 \text{ min}$	Azul de metileno Azul de metilo Grupo A: decoloración = 95 y 98 % Grupo B: $\text{DQO} = 58 \%$ ambos	[82]

g : carga, $\text{A}\cdot\text{h/L}$; C_{0C} : concentración inicial de tinte; t : tiempo de reacción; pH_0 : pH inicial; Q : flujo volumétrico, T : temperatura; V : voltaje; I : intensidad de corriente; SS: acero inoxidable; EDA: electrodo difusor de aire; Ref.: referencia.

TABLA 1 (CONT.)
REMOCIÓN DE COLORANTES SINTÉTICOS DEL AGUA CON DIFERENTES ÁNODOS

TIPO DE ELECTRODO		CONDICIONES EXPERIMENTALES	MÁXIMA EFICIENCIA	REF.
ÁNODO	CÁTODO			
Grafito cilíndrico	Grafito cilíndrico	$C_{0C} = 50$ ppm; $j = 170$ mA/cm ² ; Na ₂ SO ₄ = 25 g/L o NaCl = 25 g/L; pH ₀ = 9; $t = 240$ min	Naranja de tina 2 Na ₂ SO ₄ : decoloración = 45 % NaCl: decoloración = 99 %, DQO = 78 %	[83]
Grafito rodillo	Grafito rodillo	$C_{0C} = 20$ mg/L, $I = 100$ mA, pH = 9, conductividad = 4.5 mS/cm con Na ₂ SO ₄ , $t = 50$ min	Violeta directo 51 Decoloración = 95 %; interferente NaCl = 1000 mg/L; decoloración = 93 % a $t = 30$ min	[84]
Ti-PbO ₂ dopado con Ce	Titanio	Ti-PbO ₂ dopado con Ce 2.0, 4.0, 8.0, 12.0 mmol/L; Na ₂ SO ₄ 0.5 M, $C_{0C} = 60$ mg/L, $j = 30$ mA/cm ² , $t = 120$ min	Azul brillante reactivo KN-R, Ti-PbO ₂ -4 mmol/L, decoloración 82 %, sin dopar 42 %	[87]
Ti/SnO ₂ -Sb ₂ O ₃ /PbO ₂ dopado con Co, Nd y Ce	Titanio	Dopante = Co, Nd o Ce, $C_{0C} = 100$ mg/L, Na ₂ SO ₄ = 0.2 M, pH ₀ = 5, $j = 20$ mA/cm ² , $t = 180$ min	Naranja ácido 7 Ce-PbO ₂ , decoloración = 100 %, COT = 94 %	[88]
Ti-PbO ₂ dopado con BN	Titanio	Ti-PbO ₂ dopado con BN 1, 3, 5, 7 y 9 g; $C_{0C} = 60$ mg/L; $j = 35$ mA/cm ² , Na ₂ SO ₄ = 0.2 M; $t = 120$ min	Azul brillante reactivo KN-R Ti/PbO ₂ @BN-5, decoloración = 95 %	[89]
Ti-PbO ₂ dopado con Ce	Titanio	$C_{0C} = 100$ mg/L, $j = 40$ mA/cm ² y Na ₂ SO ₄ 0.2 M, $t = 60$ min	Azul turquesa catiónico Decoloración, β-PbO ₂ = 85 %, PbO ₂ /Ce = 98 %, PbO ₂ /Ce: DQO = 64.33 %	[90]
Ti/SnO ₂ -Sb/PbO ₂ dopado con TiO ₂ P25	Cobre	Dopante = TiO ₂ P25 @ 5g/L, $C_{0C} = 50$ mg/L, $V = 1.5$ V, pH = 2.5; $t = 2$ horas, ausencia UV (Auv), presencia UV (Puv)	Naranja de metilo. Decoloración (%). No dopado: Auv = 74.3, Puv = 77.1. Dopado: Auv = 66.4, Puv = 99.6	[91]
Ta/PbO ₂	Acero inoxidable AISI 304	$C_{0C} = 100$ mg/L, Na ₂ SO ₄ 0.05 M, pH = 7, $T = 25$ °C, electrodo = PbO ₂	Decoloración de rojo de alizarina S 100 mA/cm ² , 2 h, 80 %; 33 mA/cm ² , 18 h, 90 %	[93]
Pb/PbO ₂	Platino	Capas a 0, 3, 4, 5, 6 horas; $C_{0C} = 20$ mg/L; $j = 10$ mA/cm ² ; Na ₂ SO ₄ 0.1 M; $t = 20$ min	Decoloración de rojo congo Dopaje 6 h (6-PbO ₂): 70 %	[94]
Pb/PbO ₂ SS/PbO ₂	Acero AS30	$C_{0C} = 0.05$ mM, $j = 25$ mA/cm ² , $Q = 138$ L/h, Na ₂ SO ₄ 0.1 M, pH ₀ = 2 o natural, $t = 420$ min	Amaranto E123 Decoloración pH 2, Pb/PbO ₂ = 95 %, SS/PbO ₂ = 91 %, DQO pH 2, Pb/PbO ₂ = 82 %	[95]
SS/SiO _x /PbO ₂ SS/PbO ₂	Acero inoxidable	Intercapa SiO _x con relaciones Ar:O ₂ : tetraetoxisilano = 20:20:1, 30:10:1, 40:00:1 = SiO _x -1, SiO _x -2, SiO _x -3; $C_{0C} = 0.015$ mM; Na ₂ SO ₄ 0.1 M; H ₂ SO ₄ 0.1 M; pH = 2; $j = 25$ mA/cm ² ; $t = 5$ horas; $T = 25$ °C	Amaranto E123 a) Decoloración: SiO _x -1 = 95 %, SS/PbO ₂ = 80 %; b) DQO: SiO _x -1 = 80 %, SS/PbO ₂ = 47%	[96]
PbO ₂ 3D Ti/PbO ₂	Acero inoxidable	$C_{0C} = 500$ mg/L, $j = 20$ mA/cm ² , Na ₂ SO ₄ 0.25 M, $t = 120$ min, $T =$ ambiente	Decoloración (%), rodamina B = 95, azul de metileno = 99, naranja II = 99	[97]
Ti/Ru _{0.15} Ti _{0.85} O ₂	Cilíndrico hueco PVC EDA	$C_{0C} = 231$ mg/L, Na ₂ SO ₄ 0.05 M, pH ₀ = 3, $t = 360$ min, $T = 35$ °C	Azul reactivo 4 Decoloración, 83% @ 100 mA, 92 % @ 200 mA	[101]
Ti/RuO ₂ -IrO ₂ SnO ₂	Platino	$C_{0C} = 50$ mg/L, $j = 40$ mA/cm ² , NaCl 0.05 M, Na ₂ SO ₄ 0.1 M, pH ₀ = 3 o 6.5, $t = 90$ min, $T = 25$ °C	Rodamina B Decoloración, Ti/RuO ₂ -IrO ₂ = 100 %, SnO ₂ = 100, DQO @ pH 3, 3 h, Ti/RuO ₂ -IrO ₂ = 92.4 %, SnO ₂ = 57.6 %	[103]
Ti/RuO ₂ -IrO ₂ SnO ₂	Platino	$C_{0C} = 100$ mg/L, $j = 40$ mA/cm ² , NaCl 0.1 M, pH ₀ = 3, $t = 90$ min, $T = 25$ °C	Azul de metileno Decoloración (%), Ti/RuO ₂ -IrO ₂ = 100, SnO ₂ = 95, DQO (%) 3 h, Ti/RuO ₂ -IrO ₂ = 97.5, SnO ₂ = 65	[104]
Ti/Ru _{0.3} Ti _{0.7} O ₂	Acero inoxidable	$C_{0C} = 180$ mg/L, $j = 20$ mA/cm ² , Na ₂ SO ₄ 0.1 M, NaCl 0.1 M, pH = 3, $t = 35$ min	Café ácido 98 Decoloración = 90 %, COT = 67 % @ 1 h	[105]
DSA Comercial DeNora DDB	Acero inoxidable	$C_{0C} = 100$ mg/L, Na ₂ SO ₄ = 5000 mg/L, $j = 30$ mA/cm ² , $Q = 180$ L/h, pH = 6, $t = 240$ min, $T = 25$ °C	Rojo reactivo M5B a) DDB, decoloración y DQO = 100 % @ 10-60 mA/cm ² ; b) DSA, decoloración = 100 % @ NaCl 100 mg/L, 25 min, DQO ≈ 42 % @ NaCl 100 o 0 mg/L	[106]

g : carga, A·h/L; C_{0C} : concentración inicial de tinte; t : tiempo de reacción; pH₀: pH inicial; Q : flujo volumétrico, T : temperatura; V : voltaje; I : intensidad de corriente; SS: acero inoxidable; EDA: electrodo difusor de aire; Ref.: referencia.

III. CONCLUSIONES

De la exposición representativa de las investigaciones llevadas a cabo en oxidación electroquímica con seis diferentes materiales anódicos se derivan las conclusiones siguientes:

- a) Las especies de cloro altamente oxidantes, creadas en varios tipos de ánodos, detonadas por el Cl_2 gaseoso hasta llegar a ácido hipocloroso HOCl e iones hipoclorito OCl^- , clorato ClO_3^- y perclorato ClO_4^- , dependiendo del ambiente químico, por ejemplo, pH, son capaces de asistir extraordinariamente la modificación u oxidación de estructuras orgánicas de los colorantes. El conteo de artículos contemplados excede el 90 % del total que sustentaron la decoloración con NaCl .
- b) El electrolito de soporte Na_2SO_4 , ocupado en menor medida, se reconoce como un sobresaliente oxidante que después de experimentar hidrólisis en el agua libera el anión sulfato SO_4^{2-} , a partir del cual se genera electroquímicamente los radicales sulfato $\text{SO}_4^{\cdot-}$ y peroxodisulfato $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$, aunque también su función conservante de fuerza iónica es relevante para disminuir el consumo de energía eléctrica cuando se combinó con NaCl .
- c) La exploración de otros electrolitos de soporte, con el propósito de aplicación a escala piloto o real, sería deseable que se extendiera más allá del cloro activo, conjunto de mediadores de Cl_2 , puesto que con NaCl se generan subproductos organoclorados potencialmente tóxicos o cancerígenos. Los que alternativamente ameritan atención son peroxodifosfato $\text{P}_2\text{O}_8^{4-}$ u otros iones haluro como Br^- .
- d) Los electrodos especificados, necesaria u opcionalmente evaluados por sustrato, intercapa y capa, alcanzaron, en combinación con los electrolitos Na_2SO_4 , NaCl o $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{NaCl}$, sobresalientes porcentajes de remoción de color superiores a 90 %, exhibiendo la esmerada búsqueda y determinación de condiciones experimentales más favorables para la electrooxidación.
- e) La oxidación electrolítica aún sigue representando un motivo de análisis para encontrar óptimas correlaciones entre el grado de remoción y el ánodo sólido sumergido en el agua. Las pruebas con pla-

cas u otras geometrías, cubiertas o desprotegidas, evidencian en ocasiones elevada efectividad específica con alguna sustancia disuelta o suspendida, especialmente esta última distribución que requiere más estudio.

- f) La vasta variedad de electrodos que virtualmente se podrían preparar, así como materiales electrónicos, es impresionante recurriendo a los métodos disponibles. El aumento del empleo de nanotecnología factible para configurar características electrocatalíticas mejores con base en nanopartículas o nanoestructuras incorporadas se vislumbra como justificada tendencia futura.

REFERENCIAS

- [1] G. R. Chatwal, "Introduction to dyes", en *Synthetic Dyes*, M. Arora, ed. Himalaya Publishing House Pvt. Ltd, 2016, cap. 1, pp. 1-9.
- [2] M. Iqbal, "Dyes & colour", en *Textile Dyes*, M. Iqbal ed. Karachi: Rehbar Publishers, abr. 2008, cap. 1, pp. 1-6.
- [3] V. Katheresan, J. Kannedo y S. Y. Lau, "Efficiency of various recent wastewater dye removal methods: A review", *J. Environ. Chem. Eng.*, vol. 6, n.º 4, pp. 4676-4697, ag. 2018, doi: [10.1016/j.jece.2018.06.060](https://doi.org/10.1016/j.jece.2018.06.060).
- [4] B. M. Adesanmi, Y-T. Hung, H. H. Paul. y C. R. Huhnke, "Comparison of dye wastewater treatment methods: A review", *GSC Adv. Res. Rev.*, vol. 10, n.º 2, pp. 126-137, feb. 2022, doi: [10.30574/gscarr.2022.10.2.0054](https://doi.org/10.30574/gscarr.2022.10.2.0054).
- [5] S. Benkhaya, S. M'rabet, H. Lgaz, A. E. Bachiri y A. E. Harfi, "Dyes: Classification, Pollution, and Environmental Effects" en *Dye Biodegradation, Mechanisms and Techniques. Recent Advances*, S. S. Muthu y A. Khadir, eds. Springer Nature Singapore Pte Ltd, 2022, pp. 1-50, doi: [10.1007/978-981-16-5932-4_1](https://doi.org/10.1007/978-981-16-5932-4_1).
- [6] S. Gita, A. Hussan y T. G. Choudhury, "Impact of textile dyes waste on aquatic environments and its treatment", *Environment & Ecology*, vol. 35, n.º 3C, pp. 2349-2353, 2017.
- [7] R. Al-Tohamy *et al.*, "A critical review on the treatment of dye-containing wastewater: Ecotoxicological and health concerns of textile dyes and possible remediation approaches for environmental safety", *Ecotoxicol.*

- Environ. Saf.*, vol. 231, p. 113160, feb. 2022, doi: [10.1016/j.ecoenv.2021.113160](https://doi.org/10.1016/j.ecoenv.2021.113160).
- [8] S. Khan y A. Malik, “Environmental and Health Effects of Textile Industry Wastewater” en *Environmental Deterioration and Human Health*, A. Malik, E. Grohmann, R. Akhtar, eds. Dordrecht: Springer, dic. 2013, pp. 55-72, doi: [10.1007/978-94-007-7890-0_4](https://doi.org/10.1007/978-94-007-7890-0_4).
- [9] B. Lellis, C. Z. Fávaro-Polonio, J. A. Pamphile y J. C. Polonio, “Effects of textile dyes on health and the environment and bioremediation potential of living organisms”, *Biotechnol. Res. Innov.*, vol. 3, n.º 2, pp. 275-290, jul.-dic. 2019, doi: [10.1016/j.biori.2019.09.001](https://doi.org/10.1016/j.biori.2019.09.001).
- [10] R. Kant, “Textile dyeing industry an environmental hazard”, *Natural Science*, vol. 4, n.º 1, pp. 22-26, en. 2012, doi: [10.4236/ns.2012.41004](https://doi.org/10.4236/ns.2012.41004).
- [11] S. Khan y A. Malik, “Toxicity evaluation of textile effluents and role of native soil bacterium in biodegradation of a textile dye”, *Environ Sci Pollut Res*, vol. 25, n.º 5, pp. 4446-4458, nov. 2017, doi: [10.1007/s11356-017-0783-7](https://doi.org/10.1007/s11356-017-0783-7).
- [12] K. Hunger y Sewekow, “Health and Safety Aspects” en *Industrial dyes: Chemistry, properties and applications*, K. Hunger, ed. Weinheim: Wiley-VCH, dic. 2002, cap. 8, pp. 625-641, doi: [10.1002/3527602011.ch8](https://doi.org/10.1002/3527602011.ch8).
- [13] D. M. Leme, F. L. Primo, G. G. Gobo, C. R. Vieira da Costa, A. C. Tedesco y D. Palma de Oliveira, “Genotoxicity assessment of reactive and disperse textile dyes using human dermal equivalent (3D cell culture system)”, *J Toxicol Environ Health*, vol. 78, n.º 7, pp. 466-480, mar. 2015, doi: [10.1080/15287394.2014.999296](https://doi.org/10.1080/15287394.2014.999296).
- [14] P. Gregory, “Toxicology of textile dyes” en *Environmental aspects of textile dyeing* (Serie Textiles), R. M. Christie, ed. CRC press, 2007, cap. 3, pp. 44-73, doi: [10.1533/9781845693091.44](https://doi.org/10.1533/9781845693091.44).
- [15] F. M. D. Chequer *et al.*, “The azo dyes Disperse Red 1 and Disperse Orange 1 increase the micronuclei frequencies in human lymphocytes and in HepG2 cells”, *Mutat Res*, vol. 676, n.º 1-2, pp. 83-86, may. 2009, doi: [10.1016/j.mrgentox.2009.04.004](https://doi.org/10.1016/j.mrgentox.2009.04.004).
- [16] J. Feng, C. E. Cerniglia y H. Chen, “Toxicological significance of azo dye metabolism by human intestinal microbiota”, *Front. Biosci. (Elite Ed)*, vol. 4, n.º 2, pp. 568-586, en. 2012, doi: [10.2741/e400](https://doi.org/10.2741/e400).
- [17] S. Mondal, M. K. Purkait y S. De, “Introduction”, en *Advances in Dye Removal Technologies* (Serie Green Chemistry and Sustainable Technology). Springer Nature Singapore Pte Ltd, oct. 2017, cap. 1, pp. 1-48, doi: [10.1007/978-981-10-6293-3_1](https://doi.org/10.1007/978-981-10-6293-3_1).
- [18] C. V. Nachiyar, A.D. Rakshi, S. Sandhya, N. B. D. Jebasta y J. Nellore, “Developments in treatment technologies of dye-containing effluent: A review”, *Case Stud. Chem. Environ. Eng.*, vol. 7, p. 100339, en. 2023, doi: [10.1016/j.cscee.2023.100339](https://doi.org/10.1016/j.cscee.2023.100339).
- [19] V. Khandegar y A. K. Saroha, “Electrocoagulation for the treatment of textile industry effluent A review”, *J Environ Manage*, vol. 128, pp. 949-963, oct. 2013, doi: [10.1016/j.jenvman.2013.06.043](https://doi.org/10.1016/j.jenvman.2013.06.043).
- [20] J. Fadzli, K. H. K. Hamid, N. R. N. Him y S. W. Puasa, “A critical review on the treatment of reactive dye wastewater”, *Desalin. Water Treat.*, vol. 257, pp. 185-203, may. 2022, doi: [10.5004/dwt.2022.28028](https://doi.org/10.5004/dwt.2022.28028).
- [21] S. Samsami, M. Mohamadi, M.-H. Sarrafzadeh, E. R. Rene y M. Firoozbahr, “Recent advances in the treatment of dye-containing wastewater from textile industries: Overview and perspectives”, *Process Saf. Environ. Prot.*, vol. 143, pp. 138-163, nov. 2020, doi: [10.1016/j.psep.2020.05.034](https://doi.org/10.1016/j.psep.2020.05.034).
- [22] P. K. Singh y R. L. Singh, “Bio-removal of Azo Dyes: A Review”, *Int. j. appl. sci. biotechnol.*, vol. 5, n.º 2, pp. 108-126, 2017, doi: [10.3126/ijasbt.v5i2.16881](https://doi.org/10.3126/ijasbt.v5i2.16881).
- [23] S. Pulkka, M. Martikainen, A. Bhatnagar y M. Sillanpää, “Electrochemical methods for the removal of anionic contaminants from water – A review”, *Sep. Purif. Technol.*, vol. 132, pp. 252-271, ag. 2014, doi: [10.1016/j.seppur.2014.05.021](https://doi.org/10.1016/j.seppur.2014.05.021).
- [24] M. Panizza, “Importance of electrode material in the electrochemical treatment of wastewater containing organic pollutants”, en *Electrochemistry for the Environment*, C. Comninellis y G. Chen, eds. Nueva York: Springer New York, 2010, cap. 2, pp. 25-54, doi: [10.1007/978-0-387-68318-8_2](https://doi.org/10.1007/978-0-387-68318-8_2).
- [25] H. Hamad, D. Bassyouni, El.-S. El-Ashtoukhy, N. Amin y M. A. El-Latif, “Electrocatalytic degradation

- and minimization of specific energy consumption of synthetic azo dye from wastewater by anodic oxidation process with an emphasis on enhancing economic efficiency and reaction mechanism”, *Ecotoxicol Environ Saf*, vol. 148, pp. 501-512, feb. 2018, doi: [10.1016/j.ecoenv.2017.10.061](https://doi.org/10.1016/j.ecoenv.2017.10.061).
- [26] Ö. Kahraman y I. Şimşek, “Color removal from denim production facility wastewater by electrochemical treatment process and optimization with regression method”, *J. Clean. Prod.*, vol. 267, p. 122168, sept. 2020, doi: [10.1016/j.jclepro.2020.122168](https://doi.org/10.1016/j.jclepro.2020.122168).
- [27] A. N. S. Rao y V. T. Venkatarangaiah, “Metal oxide-coated anodes in wastewater treatment”, *Environ Sci Pollut Res Int*, vol. 21, n.º 5, pp. 3197-3217, nov. 2013, doi: [10.1007/s11356-013-2313-6](https://doi.org/10.1007/s11356-013-2313-6).
- [28] C. Comninellis y G. P. Vercesi, “Characterization of DSA[®]-type oxygen evolving electrodes: Choice of a coating”, *J Appl Electrochem*, vol. 21, pp. 335-345, abr. 1991, doi: [10.1007/BF01020219](https://doi.org/10.1007/BF01020219).
- [29] S. Trasatti, “Electrocatalysis by oxides – Attempt at a unifying approach”, *J. Electroanal. Chem.*, vol. 111, n.º 1, pp. 125-131, jul. 1980, doi: [10.1016/S0022-0728\(80\)80084-2](https://doi.org/10.1016/S0022-0728(80)80084-2).
- [30] M. Pacheco-Alvarez, R. Fuentes-Ramírez, E. Brillas y J. M. Peralta-Hernández, “Assessing the electrochemical degradation of reactive orange 84 with Ti/IrO₂-SnO₂-Sb₂O₅ anode using electrochemical oxidation, electro-Fenton, and photoelectro-Fenton under UVA irradiation”, *Chemosphere*, vol. 339, p. 139666, oct. 2023, doi: [10.1016/j.chemosphere.2023.139666](https://doi.org/10.1016/j.chemosphere.2023.139666).
- [31] X. Yu, M. Zhou, Y. Hu, K. G. Serrano y F. Yu, “Recent updates on electrochemical degradation of bio-refractory organic pollutants using DDB anode: a mini review”, *Environ Sci Pollut Res*, vol. 21, n.º 14, pp. 8417-8431, abr. 2014, doi: [10.1007/s11356-014-2820-0](https://doi.org/10.1007/s11356-014-2820-0).
- [32] P. V. Nidheesh, G. Divyapriya, N. Oturan, C. Trelly y M. A. Oturan, “Environmental applications of boron-doped diamond electrodes: 1. Applications in water and wastewater treatment”, *Chem Electro Chem*, vol. 6, n.º 8, pp. 2124-2142, abr. 2019, doi: [10.1002/celc.201801876](https://doi.org/10.1002/celc.201801876).
- [33] W. Sun, D. Liu y M. Zhang, “Application of electrode materials and catalysts in electrocatalytic treatment of dye wastewater”, *Front. Chem. Sci. Eng.*, vol. 15, n.º 6, pp. 1427-1443, oct. 2021, doi: [10.1007/s11705-021-2108-0](https://doi.org/10.1007/s11705-021-2108-0).
- [34] Q. Zhou, X. Zhou, R. Zheng, Z. Liu y J. Wang, “Application of lead oxide electrodes in wastewater treatment: a review”, *Sci Total Environ*, vol. 806, parte 1, p. 150088, feb. 2022, doi: [10.1016/j.scitotenv.2021.150088](https://doi.org/10.1016/j.scitotenv.2021.150088).
- [35] E. Brillas y C. A. Martínez-Huitle, “Decontamination of wastewaters containing synthetic organic dyes by electrochemical methods. An updated review”, *Appl. Catal. B: Environ.*, vol. 166-167, pp. 603-643, may. 2015, doi: [10.1016/j.apcatb.2014.11.016](https://doi.org/10.1016/j.apcatb.2014.11.016).
- [36] E. N. Abrahart, “Dyestuffs” en *The Chemical Industry*, C. A. Heaton, ed. Blackie & Son Limited, 1986, cap. 2, pp. 64-125, doi: [10.1007/978-1-4615-8541-1_3](https://doi.org/10.1007/978-1-4615-8541-1_3).
- [37] J. A. Kiernan, “Classification and naming of dyes, stains and fluorochromes”, *Biotech Histochem*, vol. 76, n.º 5-6, pp. 261-278, sept.-nov. 2001, doi: [10.1080/bih.76.5-6.261.278](https://doi.org/10.1080/bih.76.5-6.261.278).
- [38] K. Hunger, “Dyes, General Survey” en *Industrial Dyes Chemistry: Properties, Applications*, K. Hunger, ed. Wiley-VCH Verlag GmbH & Co, dic. 2002, cap. 1, pp. 1-12, doi: [10.1002/3527602011.ch1](https://doi.org/10.1002/3527602011.ch1).
- [39] S. Dutta, B. Gupta, S. K. Srivastava y A. K. Gupta, “Recent advances on the removal of dyes from wastewater using various adsorbents: a critical review”, *Mater. Adv.*, vol. 2, n.º 14, pp. 4497-4531, jun. 2021, doi: [10.1039/D1MA00354B](https://doi.org/10.1039/D1MA00354B).
- [40] A. E. Ghaly, R. Ananthashankar, M. Alhattab y V. V. Ramakrishnan, “Production, characterization and treatment of textile effluents: a critical review”, *J Chem Eng Process Technol*, vol. 5, n.º 1, p. 1000182, en. 2014, doi: [10.4172/2157-7048.1000182](https://doi.org/10.4172/2157-7048.1000182).
- [41] G. R. Chatwal, “Chemical Classification of Dyes”, en *Synthetic Dyes*. M. Arora, ed. Himalaya Publishing House Pvt. Ltd, 2016, cap. 4, pp. 1-10.
- [42] K. Hunger, P. Gregory, P. Miederer, H. Berneth, C. Heid y W. Mennicke, “Important chemical chromophores of dye classes” en *Industrial Dyes Chemistry: Properties, Applications*, K. Hunger, ed. Wiley-VCH Verlag GmbH & Co, dic. 2002, cap. 2, pp. 13-112, doi: [10.1002/3527602011.ch2](https://doi.org/10.1002/3527602011.ch2).

- [43] S. M. Burkinshaw, "Application of dyes" en *The chemistry and application of dyes*, D. R. Waring y G. Hallas, eds. Nueva York: Plenum Press, 1990, cap. 7, pp. 237-379, doi: [10.1007/978-1-4684-7715-3_7](https://doi.org/10.1007/978-1-4684-7715-3_7).
- [44] G. R. Chatwal, "Sulphur Dyes", en *Synthetic Dyes*, M. Arora, ed. Himalaya Publishing House Pvt. Ltd, 2016, cap. 19, pp. 1-2.
- [45] S. M. Shang, "Process control in dyeing of textiles" en *Process control in textile manufacturing* (Serie Textiles), A. Majumdar, A. Das, R. Alagirusamy, V. Kothari, eds. CRC press, 2013, cap. 13, pp. 300-338, doi: [10.1533/9781845693091.44](https://doi.org/10.1533/9781845693091.44).
- [46] J. N. Chakraborty, "Dyeing with reactive dye" en *Fundamentals and practices in colouration of textiles*. WPI Publishing New York, 2014, cap. 6, pp. 61-76.
- [47] V. Moody y H. L. Needles, "Color, Dyes, Dyeing, and Printing" en *Tufted carpet textile fibers, dyes, finishes, and processes*. Norwich: William Andrew, 2004, cap. 15, pp. 155-175, doi: [10.1016/B978-188420799-0.50016-6](https://doi.org/10.1016/B978-188420799-0.50016-6).
- [48] J. N. Chakraborty, "Dyeing of silk" en *Fundamentals and practices in colouration of textiles*. WPI Publishing New York, 2014, cap. 21, pp. 262-270.
- [49] H. Zollinger, "Nitro and nitroso dyes" en *Color chemistry: syntheses, properties, and applications of organic dyes and pigments*, 3.^a ed. Wiley-VCH Verlag GmbH & Co, 2003, pp. 637.
- [50] J. Koh, "Dyeing with disperse dyes" en *Textile dyeing*, P. Hauser ed. IntechOpen, dic. 2011, cap. 10, pp. 195-220, doi: [10.5772/800](https://doi.org/10.5772/800).
- [51] I. Holme, "Coloration of technical textiles" en *Handbook of technical textiles*, vol. 1: Technical Textile Processes, 2.^a ed., A. R. Horrocks y S. C. Anand, eds. Woodhead Publishing Series in Textiles, 2016, cap. 9, pp. 231-284, doi: [10.1016/B978-1-78242-458-1.00009-1](https://doi.org/10.1016/B978-1-78242-458-1.00009-1).
- [52] D. P. Chattopadhyay, "Chemistry of dyeing" en *Handbook of textile and industrial dyeing. Principles, processes and types of dyes*, M. Clark, ed. Woodhead Publishing Series in Textiles, 2011, cap. 4, pp. 150-183, doi: [10.1533/9780857093974.1.150](https://doi.org/10.1533/9780857093974.1.150).
- [53] P. V. Nidheesh, R. Gandhimathi y S. T. Ramesh, "Degradation of dyes from aqueous solution by Fenton processes: a review", *Environ Sci Pollut Res*, vol 20, n.º 4, pp. 2099-2132, en. 2013, doi: [10.1007/s11356-012-1385-z](https://doi.org/10.1007/s11356-012-1385-z).
- [54] A. Gürses, M. Açıkıldız, K. Güneş y M. S. Gürses, "Classification of dye and pigments" en *Dyes and pigments* (Serie SpringerBriefs in Molecular Science), may. 2016, cap. 3, pp. 31-46, doi: [10.1007/978-3-319-33892-7_3](https://doi.org/10.1007/978-3-319-33892-7_3).
- [55] N. N. Mahapatra, "Acid dyes" en *Textile dyes*. Woodhead publishing India Pvt Ltd, abr. 2016, cap. 8, pp. 97-112.
- [56] A. Kumar, U. Dixit, K. Singh, S. P. Gupta y M. S. J. Beg, "Structure and properties of dyes and pigments" en *Dyes and pigments novel applications and waste treatment*, R. Papadakis, ed. IntechOpen, jun. 2021, cap. 8, pp. 1-19, doi: [10.5772/intechopen.97104](https://doi.org/10.5772/intechopen.97104).
- [57] G. R. Chatwal, "Classification of dyes on the basis of mode of application", en *Synthetic Dyes*, M. Arora, ed. Himalaya Publishing House Pvt. Ltd, 2016, cap. 3, pp. 1-6.
- [58] C. A. Martínez-Huitle y S. Ferro, "Electrochemical oxidation of organic pollutants for the wastewater treatment: direct and indirect processes", *Chem Soc Rev*, vol. 35, n.º 12, pp. 1324-1340, jul. 2006, doi: [10.1039/B517632H](https://doi.org/10.1039/B517632H).
- [59] Á. Anglada, A. Urriaga e I. Ortiz, "Contributions of electrochemical oxidation to waste-water treatment: fundamentals and review of applications", *J. Chem. Technol. Biotechnol.*, vol. 84, n.º 12, pp. 1747-1755, may. 2009, doi: [10.1002/jctb.2214](https://doi.org/10.1002/jctb.2214).
- [60] M. J. Martín de Vidales Calvo, "Eliminación de contaminantes orgánicos persistentes de aguas residuales mediante oxidación electroquímica con ánodo de diamante dopado con boro", tesis de doctorado, Depto. de Ing. Química, Universidad de Castilla-La Mancha, España, 2015.
- [61] K. Juttner, U. Galla y H. Schmieder, "Electrochemical approaches to environmental problems in the process industry", *Electrochim. Acta*, vol. 45, n.º 15-16, pp. 2575-2594, may. 2000, doi: [10.1016/S0013-4686\(00\)00339-X](https://doi.org/10.1016/S0013-4686(00)00339-X).

- [62] B. Marselli, J. Garcia-Gomez, P.-A. Michaud, M. A. Rodrigo y C. Comninellis, "Electrogeneration of hydroxyl radicals on boron doped diamond electrodes", *J. Electrochem. Soc.*, vol. 150, n.º 3, pp. D79-D83, feb. 2003, doi: [10.1149/1.1553790](https://doi.org/10.1149/1.1553790).
- [63] S. K. Ghosh y H. Rahaman, "Noble metal manganese oxide hybrid nanocatalysts" en *Noble metal-metal oxide hybrid nanoparticles. Fundamentals and applications a volume. Micro and nano technologies*, S. Mohapatra, T. A. Nguyen y P. Nguyen-Tri, eds. Woodhead Publishing an imprint of Elsevier, 2019, cap. 16, pp. 313-340, doi: [10.1016/B978-0-12-814134-2.00009-7](https://doi.org/10.1016/B978-0-12-814134-2.00009-7).
- [64] A. N. S. Rao y V. T. Venkatarangaiah, "Metal oxide-coated anodes in wastewater treatment", *Environ. Sci. Pollut. Res.*, vol. 21, n.º 5, pp. 3197-3217, nov. 2013, doi: [10.1007/s11356-013-2313-6](https://doi.org/10.1007/s11356-013-2313-6).
- [65] T. Zhang, Z. Xue, Y. Xie, G. Huang y G. Peng, "Fabrication of a boron-doped nanocrystalline diamond grown on an WC-Co electrode for degradation of phenol", *RSC advances*, vol. 12, n.º 41, pp. 26580-26587, sept. 2022, doi: [10.1039/D2RA04449H](https://doi.org/10.1039/D2RA04449H).
- [66] J. M. Aquino, M. A. Rodrigo, R. C. Rocha-Filho, C. Sáez y P. Cañizares, "Influence of the supporting electrolyte on the electrolyses of dyes with conductive-diamond anodes", *Chem. Eng. J.*, vol. 184, pp. 221-227, mar. 2012, doi: [10.1016/j.cej.2012.01.044](https://doi.org/10.1016/j.cej.2012.01.044).
- [67] C. Ramírez *et al.*, "Electrochemical oxidation of methyl orange azo dye at pilot flow plant using DDB technology", *J. Ind. Eng. Chem.*, vol. 19, n.º 2, pp. 571-579, mar. 2013, doi: [10.1016/j.jiec.2012.09.010](https://doi.org/10.1016/j.jiec.2012.09.010).
- [68] R. Bogdanowicz *et al.*, "Influence of the boron doping level on the electrochemical oxidation of the azo dyes at Si/DDB thin film electrodes", *Diam. Relat. Mater.*, vol. 39, pp. 82-88, ag. 2013, doi: [10.1016/j.diamond.2013.08.004](https://doi.org/10.1016/j.diamond.2013.08.004).
- [69] C. N. Brito *et al.*, "Electrochemical Oxidation of Acid Violet 7 Dye by Using Si/DDB and Nb/DDB Electrodes", *J. Electrochem. Soc.*, vol. 165, n.º 5, pp. E250-E255, abr. 2018, doi: [10.1149/2.1111805jes](https://doi.org/10.1149/2.1111805jes).
- [70] F. L. Migliorini, A. B. Couto, S. A. Alves, M. R. de V. Lanza y N. G. Ferreira, "Influence of supporting electrolytes on RO 16 dye electrochemical oxidation using boron doped diamond electrodes", *Mater. Res.*, vol. 20, n.º 3, pp. 584-591, feb. 2017, doi: [10.1590/1980-5373-MR-2016-0153](https://doi.org/10.1590/1980-5373-MR-2016-0153).
- [71] Y. Tang *et al.*, "Electrochemical oxidative degradation of X-6G dye by boron-doped diamond anodes: Effect of operating parameters", *Chemosphere*, vol. 258, p. 127368, nov. 2020, doi: [10.1016/j.chemosphere.2020.127368](https://doi.org/10.1016/j.chemosphere.2020.127368).
- [72] M. Panizza y G. Cerisola, "Electrocatalytic materials for the electrochemical oxidation of synthetic dyes", *Appl. Catal. B: Environ.*, vol. 75, n.º 1-2, pp. 95-101, ag. 2007, doi: [10.1016/j.apcatb.2007.04.001](https://doi.org/10.1016/j.apcatb.2007.04.001).
- [73] S. Salvestrini, A. Fenti, S. Chianese, P. Iovino y D. Musmarra, "Electro-oxidation of humic acids using platinum electrodes: an experimental approach and kinetic modelling", *Water*, vol. 12, n.º 8, p. 2250, ag. 2020, doi: [10.3390/w12082250](https://doi.org/10.3390/w12082250).
- [74] S. Khezrianjoo y H. D. Revanasiddappa, "Evaluation of kinetics and energy consumption of the electrochemical oxidation of Acid Red 73 in aqueous media", *Toxicol Environ Chem*, vol. 98, n.º 7, pp. 759-767, feb. 2016, doi: [10.1080/02772248.2016.1139118](https://doi.org/10.1080/02772248.2016.1139118).
- [75] N. Khalifaoui, H. Boutoumi, H. Khalaf, N. Oturan y M. A. Oturan, "Electrochemical Oxidation of the Xanthene Dye Rhodamine 6G by Electrochemical Advanced Oxidation Using Pt and DDB Anodes", *Curr. Org. Chem.*, vol. 16, n.º 18, pp. 2083-2090, 2012, doi: [10.2174/138527212803532459](https://doi.org/10.2174/138527212803532459).
- [76] N. Nordin, S. F. M. Amir, Riyanto y M. R. Othman, "Textile industries wastewater treatment by electrochemical oxidation technique using metal plate", *Int. J. Electrochem. Sci.*, vol. 8, n.º 9, pp. 11403-11415, sep. 2013, doi: [10.1016/S1452-3981\(23\)13193-2](https://doi.org/10.1016/S1452-3981(23)13193-2).
- [77] M. Jović *et al.*, "Study of the electrochemical oxidation of reactive textile dyes using platinum electrode", *Int. J. Electrochem. Sci.*, vol. 8, n.º 1, pp. 168-183, en. 2013, doi: [10.1016/S1452-3981\(23\)14011-9](https://doi.org/10.1016/S1452-3981(23)14011-9).
- [78] S. E. Aggadi, Z. E. Abbassi y A. E. Hourch, "Color removal from dye-containing aqueous solutions by electrooxidation", *Desalin. Water Treat.*, vol. 215, pp. 232-236, mar. 2021, doi: [10.5004/dwt.2021.26766](https://doi.org/10.5004/dwt.2021.26766).
- [79] M.-X. Qiao, Y. Zhang, L.-F. Zhai y M. Sun. "Corrosion of graphite electrode in electrochemical advanced oxida-

- tion processes: degradation protocol and environmental implication”, *Chem. Eng. J.*, vol. 344, pp. 410-418, jul. 2018, doi: [10.1016/j.cej.2018.03.105](https://doi.org/10.1016/j.cej.2018.03.105).
- [80] P. Kariyajjanavar, J. Narayana y Y. A. Nayaka, “Electrochemical degradation of C.I. Vat Brown 1 dye on carbon electrode”, *Adv. Chem. Lett.*, vol. 1, n.º 1, pp. 32-39, mar. 2013, doi: [10.1166/acl.2013.1002](https://doi.org/10.1166/acl.2013.1002).
- [81] P. Kariyajjanavar, J. Narayana y Y. A. Nayaka, “Degradation of textile dye C.I. Vat Black 27 by electrochemical method by using carbon electrodes”, *J. Environ. Chem. Eng.*, vol. 1, n.º 4, pp. 975-980, dic. 2013, doi: [10.1016/j.jece.2013.08.002](https://doi.org/10.1016/j.jece.2013.08.002).
- [82] M. H. Abdel-Aziz, M. Bassyouni, M. S. Zoromba y A. A. Alshehri, “Removal of dyes from waste solutions by anodic oxidation on an array of horizontal graphite rods anodes”, *Ind. Eng. Chem. Res.*, vol. 58, n.º 2, pp. 1004-1018, en. 2019, doi: [10.1021/acs.iecr.8b05291](https://doi.org/10.1021/acs.iecr.8b05291).
- [83] P. Kariyajjanavar, J. Narayana y Y. A. Nayaka, “Electrochemical degradation of C.I. Vat Orange 2 dye on carbon electrode”, *Inventi Impact: Water Environ*, vol. 2013, n.º 3, pp. 106-112, jul. 2013.
- [84] Y. Sürme y O. B. Demirci, “Determination of direct violet 51 dye in water based on its decolorisation by electrochemical treatment”, *Chem. Zvesti.*, vol. 68, pp. 1491-1497, oct. 2014, doi: [10.2478/s11696-014-0616-9](https://doi.org/10.2478/s11696-014-0616-9).
- [85] X. Hao, G. Wuqi, W. Jia, F. Jiangtao, Y. Honghui y Y. Wei, “Preparation and characterization of titanium-based PbO₂ electrodes modified by ethylene glycol”, *RSC Advances*, vol. 6, n.º 9, pp. 7610-7617, en. 2016, doi: [10.1039/C5RA21195F](https://doi.org/10.1039/C5RA21195F).
- [86] X. Li, D. Pletcher y F. C. Walsh, “Electrodeposited lead dioxide coatings”, *Chem. Soc. Rev.*, vol. 40, n.º 7, pp. 3879-3894, mar. 2011, doi: [10.1039/C0CS00213E](https://doi.org/10.1039/C0CS00213E).
- [87] J. Lyu *et al.*, “Enhancement of the electrocatalytic oxidation of dyeing wastewater (reactive brilliant blue KN-R) over the Ce-modified Ti-PbO₂ electrode with surface hydrophobicity”, *J. Solid State Electrochem.*, vol. 23, pp. 847-859, en. 2019, doi: [10.1007/s10008-018-04170-9](https://doi.org/10.1007/s10008-018-04170-9).
- [88] Q. Qiao, S. Singh, S.-L. Lo, Y. Li, J. Jin y L. Wang, “Electrochemical oxidation of acid orange 7 dye with Ce, Nd, and Co-modified PbO₂ electrodes: Preparation, characterization, optimization, and mineralization”, *J. Taiwan Inst Chem Eng*, vol. 84, pp. 110-122, mar. 2018, doi: [10.1016/j.jtice.2018.01.008](https://doi.org/10.1016/j.jtice.2018.01.008).
- [89] H. Han, J. Lyu, L. Zhu, G. Wang, C. Ma y H. Ma, “Fabrication of BN modified Ti/PbO₂ electrodes with tunable hydrophobic characteristics and their electrocatalytic performance”, *J. Alloys Compd.*, vol. 828, p. 154049, jul. 2020, doi: [10.1016/j.jallcom.2020.154049](https://doi.org/10.1016/j.jallcom.2020.154049).
- [90] M. Weng, Z. Zhou y Q. Zhang, “Electrochemical degradation of typical dyeing wastewater in aqueous solution: Performance and mechanism”, *Int. J. Electrochem. Sci.*, vol. 8, n.º 1, pp. 290-296, en. 2013, doi: [10.1016/S1452-3981\(23\)14020-X](https://doi.org/10.1016/S1452-3981(23)14020-X).
- [91] H. Xu, Q. Zhang, W. Yan, W. Chu y L. Zhang, “Preparation and characterization of PbO₂ electrodes doped with TiO₂ and its degradation effect on azo dye wastewater”, *Int. J. Electrochem. Sci.*, vol. 8, n.º 4, pp. 5382-5395, abr. 2013, doi: [10.1016/S1452-3981\(23\)14689-X](https://doi.org/10.1016/S1452-3981(23)14689-X).
- [92] Y. Jiang *et al.*, “Anodic oxidation for the degradation of organic pollutants: Anode materials, operating conditions and mechanisms. A mini review”, *Electrochem. commun.*, vol. 123, p. 106912, feb. 2021, doi: [10.1016/j.elecom.2020.106912](https://doi.org/10.1016/j.elecom.2020.106912).
- [93] S. Ammar, M. Asma, N. Oturan, R. Abdelhedi y M. A. Oturan, “Electrochemical degradation of anthraquinone dye Alizarin Red: Role of the electrode material”, *Curr. Org. Chem.*, vol. 16, n.º 17, pp. 1978-1985, 2012, doi: [10.2174/138527212803251613](https://doi.org/10.2174/138527212803251613).
- [94] Z. Chen *et al.*, “A novel Pb/PbO₂ electrodes prepared by the method of thermal oxidation-electrochemical oxidation: Characteristic and electrocatalytic oxidation performance”, *J. Alloys Compd.*, vol. 851, p. 156834, en. 2021, doi: [10.1016/j.jallcom.2020.156834](https://doi.org/10.1016/j.jallcom.2020.156834).
- [95] I. Elaissou, H. Akrou, S. Grassini, D. Fulginiti y L. Boussemli, “Interface behavior of PbO₂ on pure lead and stainless steel as anode for dye degradation”, *Desalin. Water Treat.*, vol. 57, n.º 34, pp. 16161-16176, ag. 2015, doi: [10.1080/19443994.2015.1079250](https://doi.org/10.1080/19443994.2015.1079250).
- [96] I. Elaissou, H. Akrou, S. Grassini, D. Fulginiti y L. Boussemli, “Role of SiO_x interlayer in the electrochem-

- ical degradation of Amaranth dye using SS/PbO₂ anodes”, *Mater. Des.*, vol. 110, pp. 633-643, nov. 2016, doi: [10.1016/j.matdes.2016.08.044](https://doi.org/10.1016/j.matdes.2016.08.044).
- [97] T. Duan, Y. Chen, Q. Wen, Y. Cong, Y. Duana y Y. Wang, “Novel three-dimensional macroporous PbO₂ foam electrode for efficient electrocatalytic decolorization of dyes”, *RSC Advances*, vol. 5, n.º 109, pp. 89363-89367, oct. 2015, doi: [10.1039/C5RA17159H](https://doi.org/10.1039/C5RA17159H).
- [98] X. Xie *et al.*, “Carbon nanotube-coated macroporous sponge for microbial fuel cell electrodes”, *Energy Environ. Sci.*, vol. 5, n.º 1, sept. 2011, doi: [10.1039/C1EE02122B](https://doi.org/10.1039/C1EE02122B).
- [99] O. M. Rodríguez-Narváez, A. R. Picos, N. Bravo-Yumi, M. Pacheco-Alvarez, C. A. Martínez-Huitle y J. M. Peralta-Hernández, “Electrochemical oxidation technology to treat textile wastewaters”, *Curr. Opin. Electrochem.*, vol. 29, p. 100806, oct. 2021, doi: [10.1016/j.coelec.2021.100806](https://doi.org/10.1016/j.coelec.2021.100806).
- [100] J. L. S. Duarte *et al.*, “Electrochemical degradation of 17- α -Methyltestosterone over DSA® electrodes”, *Chem. Eng. Process.: Process Intensif.*, vol. 142, p. 107548, ag. 2019, doi: [10.1016/j.cep.2019.107548](https://doi.org/10.1016/j.cep.2019.107548).
- [101] K. C. Nakamura *et al.*, “Electrochemically-driven mineralization of Reactive Blue 4 cotton dye: On the role of in situ generated oxidants”, *J. Electroanal. Chem.*, vol. 840, pp. 415-422, may. 2019, doi: [10.1016/j.jelechem.2019.04.016](https://doi.org/10.1016/j.jelechem.2019.04.016).
- [102] T. É. S. Santos, R. S. Silva, C. C. Jara, K. I. B. Eguiluz y G. R. Salazar-Banda, “The influence of the synthesis method of Ti/RuO₂ electrodes on their stability and catalytic activity for electrochemical oxidation of the pesticide carbaryl”, *Mater. Chem. Phys.*, vol. 148, n.º 1-2, pp. 39-47, nov. 2014, doi: [10.1016/j.matchemphys.2014.07.007](https://doi.org/10.1016/j.matchemphys.2014.07.007).
- [103] A. Baddouh *et al.*, “Electrochemical decolorization of Rhodamine B dye: Influence of anode material, chloride concentration and current density”, *J. Environ. Chem. Eng.*, vol. 6, n.º 2, pp. 2041-2047, abr. 2018, doi: [10.1016/j.jece.2018.03.007](https://doi.org/10.1016/j.jece.2018.03.007).
- [104] A. Baddouh, B. E. Ibrahim, M. M. Rguitti, E. Mohamed, S. Hussain y L. Bazzi, “Electrochemical removal of methylene blue dye in aqueous solution using Ti/RuO₂-IrO₂ and SnO₂ electrodes”, *Sep. Sci. Technol.*, vol. 55, n.º 10, pp. 1852-1861, abr. 2019, doi: [10.1080/01496395.2019.1608244](https://doi.org/10.1080/01496395.2019.1608244).
- [105] S. Zeb, S. Hussain, H. A. Khan, Z. Ali, N. Khan, K. I. Khan, F. Ali, S. Khan, M. del P. T. Sotomayor y S. Gul, “Electrochemical oxidation of Acid Brown 98 using Ti/Ru_{0.3}Ti_{0.7}O₂ composite anode”, *Int. J. Electrochem. Sci.*, vol. 13, n.º 10, pp. 9428-9440, oct. 2018, doi: [10.20964/2018.10.06](https://doi.org/10.20964/2018.10.06).
- [106] S. Cotillas, J. Llanos, P. Cañizares, D. Clematis, G. Cerisola, M. A. Rodrigo y M. Panizza, “Removal of Procion Red MX-5B dye from wastewater by conductive-diamond electrochemical oxidation”, *Electrochim. Acta*, vol. 263, pp. 1-7, feb. 2018, doi: [10.1016/j.electacta.2018.01.052](https://doi.org/10.1016/j.electacta.2018.01.052).