



Ciencia Latina Revista Científica Multidisciplinar, Ciudad de México, México.
ISSN 2707-2207 / ISSN 2707-2215 (en línea), marzo-abril 2026,
Volumen 10, Número 2.

https://doi.org/10.37811/cl_rcm.v10i2

EFEECTO DEL PH SOBRE LAS PROPIEDADES FISICOQUÍMICAS DE ELECTROLITOS BASADOS EN CITRATO

**EFFECT OF PH ON THE PHYSICOCHEMICAL PROPERTIES
OF CITRIC-BASED ELECTROLYTES**

María Lara Banda

Universidad Autónoma de Nuevo León – México

Mónica Yolotzin Velasco Gómez

Universidad Autónoma de Nuevo León – México

Verónica Almaguer Cantú

Universidad Autónoma de Nuevo León – México

Citlalli Gaona Tiburcio

Universidad Autónoma de Nuevo León - México

Efecto del pH sobre las propiedades fisicoquímicas de electrolitos basados en citrato

María Lara Banda¹

maria.laraba@uanl.edu.mx

<https://orcid.org/0000-0001-7685-0712>

Universidad Autónoma de Nuevo León
México

Mónica Yolotzin Velasco Gómez

monika.velascogz@uanl.edu.mx

<https://orcid.org/0009-0007-4014-3574>

Universidad Autónoma de Nuevo León
México

Verónica Almaguer Cantú

veronica.almaguerct@uanl.edu.mx

<https://orcid.org/0000-0002-6195-8381>

Universidad Autónoma de Nuevo León
México

Citlalli Gaona Tiburcio

citlalli.gaonatbr@uanl.edu.mx

<https://orcid.org/0000-0001-9072-3090>

México

RESUMEN

Este trabajo evalúa las propiedades fisicoquímicas de sistema de ácido cítrico-citrato en función del pH con el objetivo de evaluar su viabilidad como electrolito alternativo al uso de ácido sulfúrico (15 a 20%) empleado industrialmente en el proceso de anodizado. Se determinaron parámetros como pH, conductividad eléctrica, densidad, acidez titulable y especiación química predominante en cada sistema. Los resultados de conductividad se encuentran en un intervalo de 5.25 a 6.56 mS.cm⁻¹, incrementando con el pH, esto dado a la formación progresiva de especies desprotonadas (citratos). Por otro lado, las soluciones de ácido sulfúrico presentan conductividades de hasta 515 mS.cm⁻¹, lo cual indica una completa disociación del ácido fuerte. La acidez titulable en cada sistema cítrico aumentó con el pH, lo cual señala que el electrolito resiste a los cambios de pH, mientras la densidad se mantuvo cercana a la del agua, esto en contraste con los valores más altos observados en las soluciones de ácido sulfúrico. El análisis de especiación señala una transición del ácido cítrico a citrato, siendo esto el factor más importante que determina el comportamiento electroquímico del sistema. En general un sistema de ácido cítrico-citrato representa una opción sustentable para aplicaciones electroquímicas, especialmente cuando se optimiza el pH para favorecer la formación de especies desprotonadas.

Palabras clave: anodizado de aluminio, ácido cítrico, ácido sulfúrico, proceso sustentable

¹ Autor principal

Correspondencia: maria.laraba@uanl.edu.mx

Effect of pH on the physicochemical properties of citric-based electrolytes

ABSTRACT

This work evaluates the physicochemical properties of citric acid–citrate systems as a function of pH, with the aim of assessing their viability as alternative electrolytes to sulfuric acid (15–20 wt%) commonly used in industrial anodizing processes. Parameters such as pH, electrical conductivity, density, titratable acidity, and predominant chemical speciation were determined for each system. The conductivity values ranged from 5.25 to 6.56 $\text{mS}\cdot\text{cm}^{-1}$, increasing with pH due to the progressive formation of deprotonated species (citrate). In contrast, sulfuric acid solutions exhibited conductivities of up to 515 $\text{mS}\cdot\text{cm}^{-1}$, indicating complete dissociation of the strong acid. Titratable acidity in the citric systems increased with pH, suggesting that the electrolyte resists changes in pH (buffering behavior), while density remained close to that of water, in contrast to the higher values observed for sulfuric acid solutions. Speciation analysis revealed a transition from citric acid to citrate, which constitutes the key factor governing the electrochemical behavior of the system. Overall, citric acid–citrate systems represent a sustainable alternative for electrochemical applications, particularly when pH is optimized to promote the formation of deprotonated species.

Keywords: Aluminum anodizing, citric acid, sulfuric acid, sustainable process

*Artículo recibido 20 marzo 2026
Aceptado para publicación: 15 abril 2026*



INTRODUCCIÓN

El anodizado del aluminio es un proceso electroquímico que se utiliza para mejorar las propiedades superficiales del aluminio, dentro de las cuales se puede mencionar resistencia a la corrosión, dureza y estabilidad química, lo anterior dada la generación una capa de óxido de aluminio (Al_2O_3) superficial [1–4]. Este proceso se lleva a cabo en una celda electroquímica donde el aluminio actúa como ánodo, para de esta manera generar oxidación superficial en presencia de un electrolito ácido. Mediante este proceso se genera una superficie de estructuras porosas microscópicamente cuya morfología y propiedades dependen de variables como la composición del electrolito, la densidad de corriente y la temperatura [5–7].

La industria del aluminio emplea en su proceso de anodizado ácido sulfúrico con electrolito en concentraciones de 15 a 30% peso, esto dado su elevada conductividad iónica y su capacidad para generar capas de óxido uniformes y adherentes [8–11]. Sin embargo, hay grandes desventajas de su uso como la alta corrosividad y aunado a ello la toxicidad y la generación de residuos peligrosos para el personal que está laborando en el proceso, lo que representa un reto tanto desde el punto de vista ambiental como de seguridad industrial [12–14]. En respuesta a estas limitaciones, la química verde ha impulsado el desarrollo de alternativas más sostenibles que reduzcan el impacto ambiental sin comprometer el desempeño del proceso [15–17].

En este contexto, los ácidos orgánicos se han propuesto como posibles sustitutos o complementos en sistemas de anodizado con ácido sulfúrico. Entre ellos, el ácido cítrico destaca por su baja toxicidad, biodegradabilidad y amplia disponibilidad en fuentes naturales, como frutas cítricas [18–20]. A diferencia del ácido sulfúrico, el ácido cítrico es un ácido débil triprótico cuya disociación ocurre de manera escalonada, generando diferentes especies químicas en solución (H_3Cit , H_2Cit^- , HCit^{2-} y Cit^{3-}), cuya distribución depende directamente del pH del medio [21–23]. En aleaciones AA6061 y AA2024, los sistemas citrato-sulfato han permitido obtener recubrimientos con mejor resistencia a la corrosión que los anodizados únicamente con ácido sulfúrico, y en algunos casos con propiedades mecánicas comparables o superiores, dependiendo de las condiciones de operación y de la densidad de corriente [19].



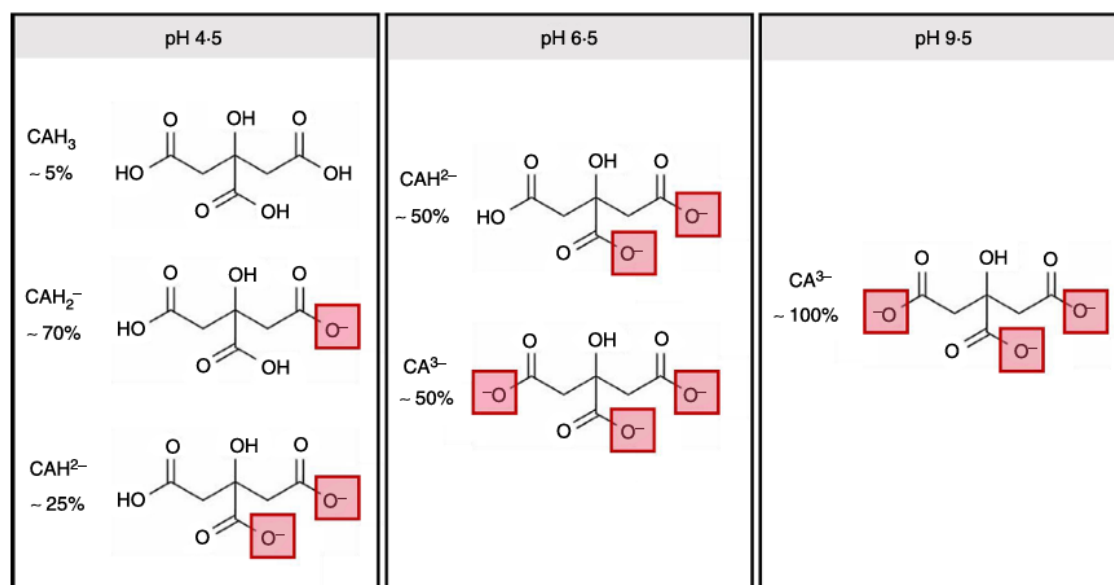
La relación entre el pH y el grado de disociación de un ácido débil puede describirse mediante la ecuación de Henderson–Hasselbalch:

$$pH = pK_a + \log \left(\frac{[A^-]}{[HA]} \right)$$

Esta ecuación permite estimar la proporción entre especies protonadas y desprotonadas en solución. Para el ácido cítrico, los valores de pKa (≈ 3.1 , 4.7 y 6.4) definen las regiones de predominancia de cada especie, lo cual resulta fundamental para comprender su comportamiento químico en función del pH [21,24].

La Figura 1 muestra los estados de ionización del ácido cítrico en función del pH, donde se observa la transición progresiva desde la forma completamente protonada (H_3Cit) hacia especies parcialmente desprotonadas y, finalmente, hacia la forma completamente ionizada (Cit^{3-}). A valores de pH moderadamente ácidos (≈ 4.5), predominan especies parcialmente protonadas, mientras que a pH cercanos a la neutralidad (≈ 6.5) se presenta una distribución más equilibrada entre especies. A valores de pH alcalinos (≈ 9.5), domina la especie completamente desprotonada. Este comportamiento implica un incremento en la densidad de carga negativa del sistema conforme aumenta el pH, lo cual favorece el transporte iónico y, por ende, la conductividad eléctrica del medio [23,25].

Figura 1. Estado de ionización de ácido cítrico como una función del pH, muestra desprotonación progresiva del H_3Cit to Cit^{3-} . Adaptada de Mudunkotuwa and Grassian (2010) [30].



En este sentido, la formación de citratos mediante la neutralización parcial del ácido cítrico representa una estrategia para mejorar las propiedades electroquímicas del sistema, particularmente su conductividad, la cual es un parámetro crítico en procesos de anodizado [26–28]. Sin embargo, debido a la naturaleza débil del ácido cítrico, es necesario evaluar de manera sistemática cómo estas modificaciones influyen en su comportamiento en comparación con electrolitos tradicionales basados en ácido sulfúrico.

El presente trabajo tiene como objetivo evaluar sistema ácido cítrico–citrato obtenido a partir de jugo de limón mediante titulación ácido–base, analizando sus propiedades fisicoquímicas a través de mediciones de pH, conductividad eléctrica y densidad, así como su comportamiento de especiación en función del pH. Los resultados obtenidos se comparan con soluciones de ácido sulfúrico en concentraciones típicas de anodizado (15–20%) con el fin de establecer criterios de viabilidad electroquímica.

El propósito de este estudio no es sustituir completamente el ácido sulfúrico, sino explorar el potencial de sistemas alternativos más sostenibles que, bajo condiciones controladas, puedan aproximarse a sus propiedades funcionales. Esta perspectiva contribuye al avance en las estrategias alineadas con los principios de la química verde aplicados a procesos electroquímicos industriales [15–17,29,30].

METODOLOGÍA

Materiales

Se utilizó jugo fresco de limón como fuente natural de ácido cítrico, previamente filtrado para remover sólidos suspendidos. Como agente neutralizante se empleó hidróxido de sodio 0.1M (NaOH, grado analítico). Para comparación, se prepararon soluciones de ácido sulfúrico a concentraciones de 15, 18 y 20% en peso. Todas las soluciones se prepararon utilizando agua desionizada (resistividad ≥ 18 M Ω ·cm).

Preparación de soluciones-basadas en ácido cítrico

El jugo de limón se utilizó como solución inicial (L1), cuyo pH fue medido directamente (≈ 2.2). Posteriormente, se realizó una titulación ácido–base mediante la adición controlada de NaOH bajo agitación constante, generando soluciones a diferentes valores de pH representativos de las distintas regiones de especiación del sistema cítrico–citrato. Ver Figura 2.



Se seleccionaron los siguientes puntos de pH:

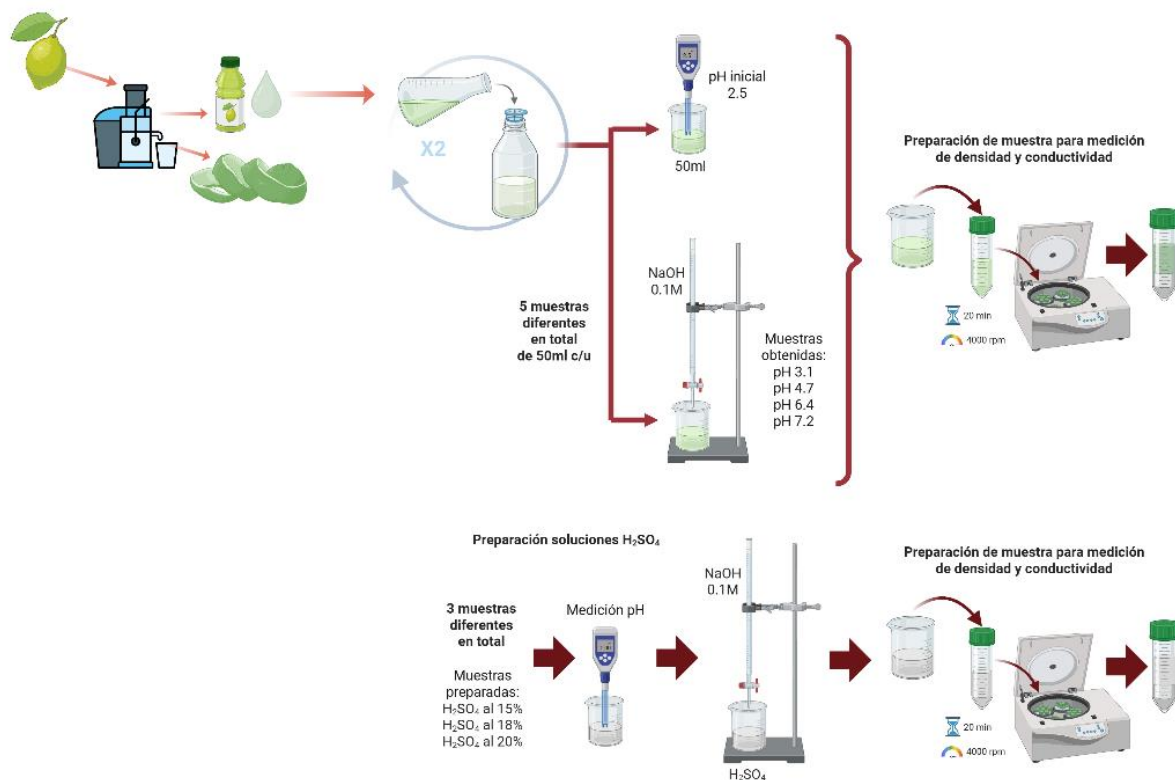
- L1: pH \approx 2.2
- L2: pH \approx 3.1 (\approx pKa₁)
- L3: pH \approx 4.7 (\approx pKa₂)
- L4: pH \approx 6.4 (\approx pKa₃)
- L5: pH \approx 7.2

Estos valores fueron elegidos con base en el comportamiento de disociación del ácido cítrico, permitiendo evaluar sistemas dominados por diferentes especies químicas (H₃Cit, H₂Cit⁻, HCit²⁻ y Cit³⁻).

Preparación de soluciones de ácido sulfúrico

Se prepararon soluciones de ácido sulfúrico al 15%, 18% y 20% en peso mediante dilución controlada del ácido concentrado en agua desionizada. Las soluciones fueron enfriadas a temperatura ambiente antes de su caracterización.

Figura 2. Metodología experimental para obtener las soluciones L1, L2, L3, L4 y L5 a partir del jugo de limón y soluciones de H₂SO₄



Caracterización fisicoquímica de las soluciones

Para evaluar la idoneidad de las soluciones y su influencia en la formación de capas óxidas, se determinaron sus principales propiedades fisicoquímicas bajo condiciones controladas de laboratorio. Todas las mediciones se realizaron por triplicado, reportando los valores promedio \pm desviación estándar, a temperatura constante de 25 °C.

El pH de cada solución se realizó utilizando un potenciómetro digital (Mettler Toledo mod. FiveEasy FE20) previamente calibrado hasta lograr una lectura estable y se realizó por triplicado con una desviación estándar $< 1\%$. En procesos de anodizado este parámetro es crítico, ya que influye en la estabilidad del electrolito y en la solubilidad del óxido formado.

La capacidad del electrolito para transportar la carga iónica se determinó midiendo la conductividad eléctrica con un conductímetro (YSI mod. 3100) calibrado con soluciones patrón trazables. Los resultados se expresaron en mS/cm. La celda de conductividad fue acondicionada con la misma solución a analizar para garantizar reproducibilidad. Este parámetro influye directamente en la eficiencia del proceso electroquímico y la uniformidad de la capa anodizada.

Se determinó la densidad de las soluciones empleando un picnómetro calibrado a temperatura constante de 25°C, los valores se reportaron en unidades de g/mL. Las mediciones se realizaron por triplicado con desviaciones estándar $< 1\%$. La densidad está relacionada directamente con la concentración de especies químicas en solución, lo cual puede incidir en la cinética de crecimiento del óxido durante el anodizado. En conjunto, estas propiedades permiten establecer correlaciones entre las condiciones fisicoquímicas del electrolito y las características finales de la capa anodizada, tales como espesor, porosidad y resistencia a la corrosión.

Determinación de acidez titulable (TA)

Se realizó una titulación con NaOH hasta un punto final de pH ≈ 8.2 para determinar la acidez titulable. Los resultados se expresaron en mmol/L de ácido equivalente.

El cálculo se realizó mediante:

$$TA = \frac{V_{NaOH} \cdot C_{NaOH}}{V_{muestra}}$$



donde:

- V_{NaOH} : volumen de NaOH consumido (L)
- C_{NaOH} : concentración de NaOH (mol/L)
- $V_{muestra}$: volumen de muestra (L)

Modelado de especiación química

La distribución de especies del sistema se estimó a partir de los valores de pK_a del ácido cítrico utilizando la ecuación de Henderson–Hasselbalch:

$$pH = pK_a + \log \left(\frac{[A^-]}{[HA]} \right)$$

Para un sistema triprótico, las fracciones molares (α) de cada especie se calcularon mediante ecuaciones de equilibrio ácido–base, permitiendo estimar la proporción relativa de H_3Cit , H_2Cit^- , $HCit^{2-}$ y Cit^{3-} en función del pH.

RESULTADOS Y DISCUSIÓN

Los resultados presentados en la Tabla 1 muestran diferencias sustanciales en las propiedades fisicoquímicas entre los sistemas basados en ácido cítrico–citrato y los electrolitos convencionales de ácido sulfúrico, lo cual es consistente con lo reportado en literatura en procesos de anodizado.

Tabla 1. Propiedades fisicoquímicas de sistemas cítrico–citrato y soluciones de ácido sulfúrico

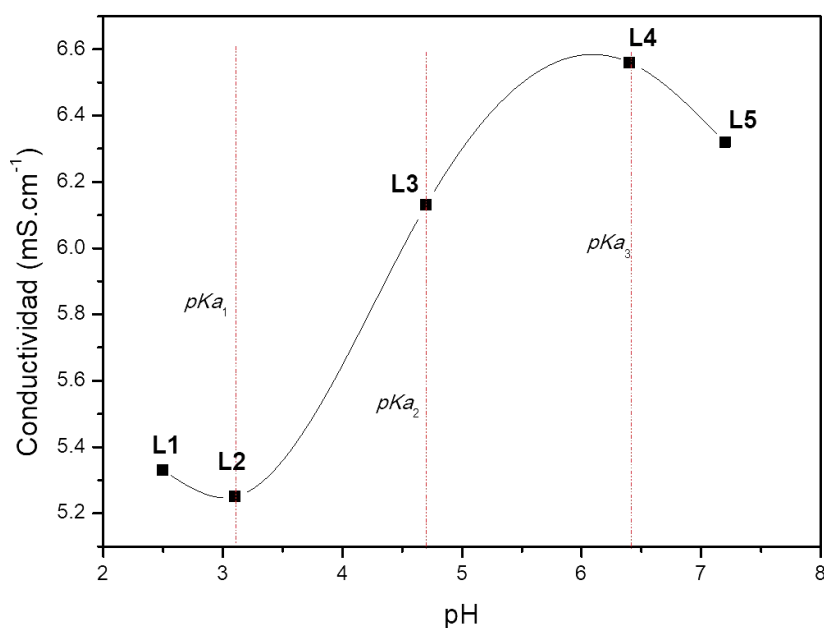
ID	Sistema	pH	Conductividad <i>ms. cm⁻¹</i>	Densidad <i>g. mL⁻¹</i>	AT (mmol H ⁺ /L)	Especie Predominante
L1	Cítrico	2.5	5.33	1.028	5	Ácido cítrico (H ₃ Cit)
L2	Cítrico	3.1	5.25	1.010	13	Ácido cítrico / Dihidrogenocitrato (H ₃ Cit /H ₂ Cit ⁻)
L3	Cítrico	4.7	6.13	1.002	52	Dihidrogenocitrato/ Hidrogenocitrato (H ₂ Cit ⁻ /HCit ²⁻)

L4	Cítrico	6.4	6.56	0.999	90	Hidrogenocitrato/Citrato (HCit ²⁻ /Cit ³⁻)
L5	Cítrico	7.2	6.32	0.999	96	Citrato (Cit ³⁻)
S1	H ₂ SO ₄ 15%	0.2	280	1.138		Disociado (SO ₄ ²⁻ / HSO ₄ ⁻)
S2	H ₂ SO ₄ 18%	0.2	320	1.186		Disociado (SO ₄ ²⁻ / HSO ₄ ⁻)
S3	H ₂ SO ₄ 20%	0.3	515	1.208		Disociado (SO ₄ ²⁻ / HSO ₄ ⁻)

En términos de pH, los sistemas cítricos abarcan un intervalo amplio (2.5–7.2), lo que permite modular la especiación química del citrato en solución. Este comportamiento coincide con lo descrito por Marcus Schlesinger y Miloš Paunovic (2010) [31], quienes indican que electrolitos orgánicos débiles presentan equilibrios ácido–base que intervienen directamente en la formación y disolución del óxido durante el anodizado. En contraste, las soluciones de ácido sulfúrico presentan valores de pH extremadamente bajos (≈ 0.2 – 0.3), lo que favorece una disolución más agresiva del óxido anódico, originando estructuras altamente porosas, como ha sido ampliamente documentado por Hideki Masuda y Kazuo Fukuda (1995) [32].

La conductividad eléctrica (figura 3) muestra diferencias de varios órdenes de magnitud entre ambos sistemas. En tanto que los electrolitos cítricos presentan valores entre 5.25 y 6.56 mS/cm, las soluciones de ácido sulfúrico alcanzan hasta 515 mS/cm. Esta diferencia se debe al grado de disociación completa del ácido sulfúrico, en contraste con la disociación parcial del ácido cítrico. Estudios previos, como los reportados por George E. Thompson (1997) [33], indican que una alta conductividad favorece la eficiencia de transporte iónico y la formación rápida de capas anódicas, aunque también aumenta la velocidad de disolución química. Con base en esto, los sistemas cítricos podrían ofrecer un mayor control sobre la cinética de crecimiento del óxido, aunque a expensas de una menor eficiencia electroquímica.

Figura 3. Conductividad eléctrica como función de pH para el sistema cítrico-citrato



Respecto a la densidad, los valores obtenidos demuestran que la concentración del electrolito para los sistemas cítricos (0.999–1.028 g/mL) son significativamente menores que los de las soluciones de ácido sulfúrico (1.138–1.208 g/mL), lo cual refleja la mayor concentración de especies iónicas en estos últimos.

Por otro lado, la acidez titulable (AT) en los sistemas cítricos muestra un incremento con el pH, pasando de 5 a 96 mmol H⁺/L. Este resultado indica la capacidad amortiguadora del sistema citrato, lo cual ha sido previamente documentado en estudios de química de soluciones buffer (Lide, 2005) [34]. Esta propiedad puede ser particularmente relevante en anodizado, ya que contribuye a la estabilidad del pH durante el proceso electroquímico, reduciendo variaciones que podrían afectar la uniformidad del recubrimiento.

La especiación química observada sugiere que en los sistemas cítricos (H₃Cit, H₂Cit⁻, HCit²⁻ y Cit³⁻) se presenta una transición progresiva hacia formas más desprotonadas con el aumento del pH, lo cual podría influir en la complejación con iones metálicos liberados durante el anodizado. En este sentido, Alan J. Bard y Larry R. Faulkner (2001) [35] destacan que la presencia de especies complejantes puede modificar los mecanismos de formación del óxido, afectando su estructura y propiedades finales.

En conjunto, los resultados obtenidos coinciden con la literatura e indican que, aunque los electrolitos de ácido sulfúrico continúan siendo el estándar industrial, los sistemas basados en ácido cítrico

representan una alternativa factible para aplicaciones donde se requiera un mayor control del proceso y menor agresividad química.

CONCLUSIONES

El análisis de los datos obtenidos en la caracterización de las propiedades fisicoquímicas de los sistemas basados en ácido cítrico indica que estas dependen fuertemente del pH debido a su naturaleza poliprótica. El incremento significativo en la conductividad eléctrica en relación al pH está asociado con la formación progresiva de especies desprotonadas (citratos). Esta transición de ácido cítrico (H_3Cit) a citrato (Cit^{3-}) constituye el factor dominante en el comportamiento electroquímico del sistema.

En comparación, las soluciones de ácido sulfúrico presentan conductividades considerablemente mayores, atribuibles a su completa disociación como ácido fuerte. Los resultados indican que el ácido cítrico en su forma protonada no es adecuado como electrolito; sin embargo, su conversión a citratos mejora notablemente sus propiedades de transporte iónico.

El control del pH permite modular la especiación química y, por tanto, optimizar las propiedades del sistema para posibles aplicaciones electroquímicas. Aunque los sistemas cítrico–citrato no sustituyen directamente al ácido sulfúrico, representan una alternativa potencial más sustentable bajo condiciones controladas.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

1. Habazaki, H., & Skeldon, P. (2017). Formation of porous anodic films on aluminium. *Journal of Electrochemical Science and Technology*, 8(1), 1–16.
2. Lee, W., & Park, S. J. (2014). Porous anodic aluminum oxide: anodization and templated synthesis. *Chemical Reviews*, 114(15), 7487–7556.
3. Sulka, G. D. (Ed.). (2016). *Nanostructured anodic metal oxides: fabrication, characterization and applications*. Elsevier.
4. Thompson, G. E. (2012). Porous anodic alumina: fabrication, characterization and applications. *Thin Solid Films*, 297(1–2), 192–201.
5. Poinern, G. E. J., Ali, N., & Fawcett, D. (2011). Progress in nano-engineered anodic aluminum oxide membrane development. *Materials*, 4(3), 487–526.
6. Zaraska, L., Sulka, G. D., & Jaskuła, M. (2016). The effect of anodizing conditions on anodic



- aluminum oxide structures. *Surface and Coatings Technology*, 307, 948–957.
7. Kikuchi, T., Nishinaga, O., Natsui, S., & Suzuki, R. O. (2014). Fabrication of anodic porous alumina with controlled nanostructures. *Electrochimica Acta*, 137, 728–735.
 8. Diggle, J. W., Downie, T. C., & Goulding, C. W. (1969). Anodic oxide films on aluminum. *Chemical Reviews*, 69(3), 365–405.
 9. Hoar, T. P., & Mott, N. F. (1939). A mechanism of anodic oxidation. *Journal of Physical Chemistry*, 43, 1053–1063.
 10. Keller, F., Hunter, M. S., & Robinson, D. L. (1953). Structural features of oxide coatings on aluminum. *Journal of The Electrochemical Society*, 100(9), 411–419.
 11. Sheldon, R. A. (2017). The E factor 25 years on: the rise of green chemistry. *Green Chemistry*, 19, 18–43.
 12. Anastas, P. T., & Eghbali, N. (2010). Green chemistry: principles and practice. *Chemical Society Reviews*, 39, 301–312.
 13. Clark, J. H., & Tavener, S. J. (2007). Alternative solvents: shades of green. *Organic Process Research & Development*, 11, 149–155.
 14. Caporali, S., et al. (2018). Environmentally friendly anodizing processes. *Surface Engineering*, 34, 1–
 15. Lide, D. R. (Ed.). (2016). *CRC Handbook of Chemistry and Physics* (97th ed.). CRC Press.
 16. Martell, A. E., & Smith, R. M. (2004). *Critical stability constants*. Springer.
 17. Stumm, W., & Morgan, J. J. (2012). *Aquatic chemistry* (3rd ed.). Wiley.
 18. Skoog, D. A., West, D. M., Holler, F. J., & Crouch, S. R. (2014). *Fundamentals of analytical chemistry* (9th ed.). Cengage.
 19. Harris, D. C. (2015). *Quantitative chemical analysis* (9th ed.). W. H. Freeman.
 20. Zumdahl, S. S., & Zumdahl, S. A. (2014). *Chemistry* (9th ed.). Cengage.
 21. Bard, A. J., & Faulkner, L. R. (2001). *Electrochemical methods: fundamentals and applications* (2nd ed.). Wiley.
 22. Atkins, P., & de Paula, J. (2014). *Physical chemistry* (10th ed.). Oxford.
 23. Robinson, R. A., & Stokes, R. H. (2002). *Electrolyte solutions*. Dover.



24. Harned, H. S., & Owen, B. B. (1958). *The physical chemistry of electrolytic solutions*. Reinhold.
25. Ullmann's Encyclopedia of Industrial Chemistry. (2012). Sulfuric acid. Wiley-VCH.
26. Greenwood, N. N., & Earnshaw, A. (1997). *Chemistry of the elements*. Butterworth-Heinemann.
27. Housecroft, C. E., & Sharpe, A. G. (2012). *Inorganic chemistry*. Pearson.
28. Li, Y., et al. (2019). Organic acids in anodizing processes. *Surface and Coatings Technology*, 357, 52–60.
29. Chen, X., et al. (2020). Eco-friendly anodizing electrolytes. *Journal of Cleaner Production*, 258, 120–135.
30. Wang, J., et al. (2021). Electrochemical behavior of organic acid electrolytes. *Electrochimica Acta*, 389, 138–149.
31. Schlesinger, M., & Paunovic, M. (2010). *Modern Electroplating* (5th ed.). Wiley.
32. Masuda, H., & Fukuda, K. (1995). Ordered metal nanohole arrays made by a two-step replication of honeycomb structures of anodic alumina. *Science*, 268(5216), 1466–1468.
33. Thompson, G. E. (1997). Porous anodic alumina: fabrication, characterization and applications. *Thin Solid Films*, 297(1–2), 192–201.
34. Lide, D. R. (2005). *CRC Handbook of Chemistry and Physics* (86th ed.). CRC Press.
35. Bard, A. J., & Faulkner, L. R. (2001). *Electrochemical Methods: Fundamentals and Applications* (2nd ed.). Wiley

