

UNIVERSIDAD DE CONCEPCIÓN
Facultad de Ingeniería
Departamento de Ingeniería Metalúrgica

Profesores Guías:
Dra. Eugenia Araneda Hernández
Dr. Víctor Parra Sánchez

**ESTUDIO DEL COMPORTAMIENTO
ELECTROQUÍMICO DEL TELURIO EN MEDIO
ALCALINO**

FRANCISCO JAVIER BENAVENTE BARGETTO

Informe de Memoria de Título
para optar al Título de

Ingeniero Civil Metalúrgico

Noviembre, 2024

Agradecimientos

Antes de finalizar esta etapa universitaria quiero expresar mi más sincero agradecimiento a mi familia por su apoyo incondicional y constante aliento, especialmente en los momentos más difíciles y desafiantes que enfrenté a lo largo de esta carrera. Quiero extender un agradecimiento especial a mis profesores guías, por siempre mostrar una excelente disposición, compartir sus conocimientos y orientarme durante el desarrollo de esta memoria. Finalmente, también agradezco a mis amigos y a los compañeros que conocí a lo largo de esta carrera, quienes, sin lugar a duda, hicieron este camino más llevadero.

Resumen

Esta memoria de título se centró en el estudio del comportamiento electroquímico del ion telurito en medio alcalino, con el objetivo de evaluar preliminarmente la electrodeposición de telurio (Te) a partir de los parámetros cinéticos obtenidos. Para ello se utilizó una solución sintética de telurito a distintas concentraciones y pH, y además se evaluó el efecto de la presencia de selenio (Se). El estudio se llevó a cabo utilizando voltametría lineal sobre electrodo fijo y rotatorio, así como cronopotenciometrías para la obtención de depósitos masivos de Te.

En las pruebas de voltametría lineal sobre electrodo fijo, se identificaron los potenciales de reducción del ion telurito a telurio metálico y de este último a diteluro bajo las diversas condiciones experimentales evaluadas. Además, se comprobó que la presencia de Se no tendría un efecto significativo sobre el comportamiento electroquímico del Te, dado que la cinética de reducción del Se es más lenta en comparación con la del Te.

En las pruebas de voltametría lineal sobre electrodo de disco rotatorio de platino (EDR), se verificó la relación de Levich entre la corriente límite y la velocidad de rotación, obteniéndose un coeficiente de difusión para el ion telurito de $1.69 \times 10^{-7} \text{ cm}^2/\text{s}$ a $25 \text{ }^\circ\text{C}$, a un valor de pH de 14.4 y una concentración de 0.5 g/L de Te.

Finalmente, las pruebas de cronopotenciometría permitieron obtener depósitos masivos de Te a densidades de corriente de $2.22 \text{ mA}/\text{cm}^2$ y $3.33 \text{ mA}/\text{cm}^2$, con eficiencias de corriente del 87% y 82%, respectivamente.

Los resultados obtenidos, tanto en las pruebas de voltametría lineal como en las de cronopotenciometrías, contribuyen a la definición de las condiciones experimentales para el diseño de un proceso de electroobtención de Te metálico en medio alcalino.

Abstract

This study focused on the study of the electrochemical behavior of the tellurite ion in an alkaline medium, with the objective of preliminarily evaluating the electrodeposition of tellurium (Te) based on the kinetic parameters obtained. For this purpose, a synthetic tellurite solution at different concentrations and pH levels was used, and the effect of the presence of selenium (Se) was also evaluated. The study utilized linear voltammetry on both stationary and rotating electrodes, as well as chronopotentiometry to obtain bulk tellurium deposits.

In the linear voltammetry tests on the stationary electrode, the reduction potentials of the tellurite ion to metallic tellurium and from tellurium to ditelluride were identified for the different experimental conditions evaluated. Additionally, results indicated that the presence of Se did not have a significant effect on the electrochemical behavior of Te, given that the reduction kinetics of Se are slower compared to those of Te.

In the linear voltammetry tests on the platinum rotating disk electrode (RDE), the Levich relationship between the limiting current and the rotation speed was verified, yielding a diffusion coefficient for the tellurite ion of $1.69 \times 10^{-7} \text{ cm}^2/\text{s}$ at 25 °C, at a pH value of 14.4 and a concentration of 0.5 g/L of Te.

Finally, in the chronopotentiometry tests, bulk Te deposits were obtained at current densities of 2.22 mA/cm^2 and 3.33 mA/cm^2 , with current efficiencies of 87% and 82%, respectively.

The results obtained, both from the linear voltammetry tests and the chronopotentiometry tests, contribute to defining the experimental conditions for designing a process for the electrowinning of metallic Te in an alkaline medium.

Índice general

1.	Introducción	1
1.1.	Objetivos	2
1.1.1.	Objetivo general	2
1.1.2.	Objetivos específicos.....	2
2.	Antecedentes teóricos	3
2.1.	Reacción electroquímica	3
2.1.1.	Potencial de equilibrio.....	3
2.1.2.	Cinética electroquímica.....	4
2.2.	Mecanismos de control en la velocidad de una reacción electroquímica	7
2.2.1.	Control cinético por transferencia de carga (control por activación)	7
2.2.2.	Control cinético por transferencia de masa (control por difusión).....	8
2.2.3.	Control cinético mixto (activación/difusión)	9
2.3.	Generalidades del telurio	10
2.4.	Recuperación del telurio.....	12
2.5.	Sistema telurio-agua	16
2.6.	Reducción electroquímica del telurio en medio alcalino	18
3.	Desarrollo experimental	23
3.1.	Condiciones experimentales	23
3.2.	Procedimiento experimental	25
3.3.	Programa de pruebas.....	26
4.	Resultados y discusiones	30
4.1.	Medición de potencial de circuito abierto.....	30
4.2.	Estudio electroquímico de la zona de reducción mediante voltametría lineal.....	31
4.2.1.	Efecto de la reducción del agua (EDH) en el sistema	31
4.2.2.	Efecto de la concentración de telurito	33
4.2.3.	Efecto de la velocidad de barrido de potencial	35
4.2.4.	Efecto del pH y electrodo de trabajo	37
4.2.5.	Identificación de la reducción del telurio	40
4.2.6.	Determinación de corriente límite y coeficiente de difusión	43
4.2.7.	Efecto de la adición de Se	46
4.3.	Cronopotenciometría.....	47
4.4.	Identificación de fases por difracción de rayos X (DRX)	51
5.	Conclusiones y recomendaciones.....	53

5.1. Conclusiones.....	53
5.2. Recomendaciones	54
Bibliografía	55
Anexos	59
Anexo A. Reproducibilidad	59
Anexo B. Técnicas electroquímicas [11]	60
1. Potencial de circuito abierto (OCP).....	60
2. Voltametría lineal	61
3. Electrodo de disco rotatorio (EDR).....	61
4. Cronoamperometría.....	63
5. Cronopotenciometría	64
Anexo C. Diagramas de Pourbaix de los elementos presentes en los barras anódicos	65
1. Sistema Se-H ₂ O	66
2. Sistema As-H ₂ O.....	67
3. Sistema Sb-H ₂ O	68
4. Sistema Bi-H ₂ O.....	69
5. Sistema Cu-H ₂ O	70
6. Sistema Ag-H ₂ O.....	71
7. Sistema Au-H ₂ O.....	72
8. Sistema Pb-H ₂ O	73
9. Sistema Fe-H ₂ O.....	74
10. Sistema Ni-H ₂ O.....	75
Anexo D. Determinación del coeficiente de difusión del telurito.....	76
Anexo E. Viscosidad del telurito a pH 14.4	78
Anexo F. Eficiencia de corriente en la electrodeposición de telurio	78

Índice de tablas

Tabla 1. Condiciones de trabajo en las mediciones de OCP.	27
Tabla 2. Parámetros de las voltametrías lineales realizadas sobre electrodo fijo.	27
Tabla 3. Condiciones experimentales para analizar e interpretar el efecto del solvente y la concentración de Te en solución.	27
Tabla 4. Condiciones experimentales para analizar e interpretar el efecto de la velocidad de barrido de potencial.	27
Tabla 5. Condiciones experimentales para analizar e interpretar el efecto del pH y electrodo de trabajo.	27
Tabla 6. Condiciones experimentales para identificar la reducción del Te electrodepositado a Te_2^{2-}	28
Tabla 7. Condiciones experimentales para analizar e interpretar el efecto del Se en la reducción del telurito.	28
Tabla 8. Parámetros de las voltametrías lineales realizadas sobre EDR.	28
Tabla 9. Variación en la velocidad de rotación del EDR a distintos pH.	29
Tabla 10. Parámetros de las cronopotenciometrías realizadas sobre una barra de acero inoxidable.	29
Tabla 11. Condiciones experimentales en las pruebas de cronopotenciometría.	29
Tabla 12. Potenciales de circuito abierto medidos a distintas concentraciones de Te.	30
Tabla 13. Potenciales de reducción del telurito y del agua a distintas concentraciones, pH y sustrato.	39
Tabla 14. Densidad de corriente medida a potencial correspondiente a la reducción de TeO_3^{2-} a Te.	59
Tabla 15. Densidad de corriente medida a potencial correspondiente a la reducción de Te a Te_2^{2-}	59
Tabla 16. Desviación estándar de la densidad de corriente en las dos reducciones realizadas.	60
Tabla 17. Condiciones de trabajo en la realización de las voltametrías lineales a distintas velocidades de rotación con EDR.	76
Tabla 18. Valores de i_l y w para las 4 voltametrías lineales a distintas velocidades de rotación.	76
Tabla 19. Valor de los parámetros que componen la ecuación de Levich.	77

Índice de figuras

Figura 1. Curva de polarización i versus η total o resultante junto con las corrientes parciales de reducción y oxidación.....	6
Figura 2. Curvas de polarización i vs η para electrodos idealmente (a) no polarizables, (b) polarizables, y (c) anódicamente polarizables.	6
Figura 3. Procesos involucrados en una reacción de electrodo (adaptado de [11]).	7
Figura 4. Curva de polarización con regiones delimitadas de acuerdo con el tipo de control. Zona I: control por activación, zona II: control mixto, zona III: de control por difusión.....	10
Figura 5. Evolución del Precio del Telurio (USD/libra) entre 2018 y 2024 (adaptado de [19])......	12
Figura 6. Diagrama de flujo general para el procesamiento de barras anódicas (adaptado de [24])......	14
Figura 7. Diagrama Eh-pH para los sistemas Te-Cu-H ₂ O y Cu-H ₂ O. T = 100 °C, 10 ⁻³ mol/L de Te, 0.8 mol/L de Cu y P = 1 atm [2]......	15
Figura 8. Diagrama E-pH del sistema Te-H ₂ O a 25°C [27]......	17
Figura 9. Fotografías del arreglo experimental de la celda electrolítica para las pruebas electroquímicas sobre electrodo fijo (derecha) y rotatorio (izquierda).	23
Figura 10. Diagrama esquemático del montaje experimental utilizado en pruebas electroquímicas sobre electrodo fijo (izquierda) y rotatorio (derecha).	24
Figura 11. Acercamiento del diagrama de Pourbaix del sistema Te-H ₂ O.	31
Figura 12. Curvas de polarización del agua y Te a distintas concentraciones.....	32
Figura 13. Ampliación de las curvas de polarización del agua y Te a distintas concentraciones.	33
Figura 14. Electrodeposición de telurio metálico adherido sobre el electrodo de trabajo (Concentración = 5g/L de Te).	34
Figura 15. Presencia de telurio suspendido en la solución (izquierda) y formación de depósito poco adherente de Te sobre el electrodo de trabajo (derecha) en solución con 3g/L de Te.....	34
Figura 16. Curvas de polarización obtenidas a distintas velocidades de barrido de potencial (v).....	35
Figura 17. Ampliación de las curvas de polarización obtenidas a distintas v	36
Figura 18. Te precipitado como polvo y ligero cambio en la coloración de la solución (v =1 mV/s).....	36

Figura 19. Curvas de polarización obtenidas a pH 13 y a distintas concentraciones de Te con diferentes electrodos de trabajo. Las líneas discontinuas representan acero inoxidable 316L como sustrato, y las líneas continuas representan Pt como sustrato.	37
Figura 20. Curvas de polarización obtenidas a pH 14.4 y a distintas concentraciones de Te con diferentes electrodos de trabajo. Las líneas discontinuas representan acero inoxidable 316L como sustrato, y las líneas continuas representan Pt como sustrato.	38
Figura 21. Curvas de polarización a distintas concentraciones de Te y a distintos pH. Las líneas discontinuas se obtuvieron a un pH de 14.4, y las líneas continuas se obtuvieron a un pH de 13.....	41
Figura 22. Cambio de color de incoloro a púrpura oscuro en la solución de la celda electrolítica a pH 14.4 y 0 g/L de Te en solución.	42
Figura 23. Cambio de color de incoloro a gris en la solución de la celda electrolítica a pH 14.4 y 5 g/L de Te en solución.	42
Figura 24. Curvas de polarización a distintas agitaciones utilizando EDR a pH 13.	44
Figura 25. Curvas de polarización a distintas agitaciones utilizando EDR a pH 14.4.	45
Figura 26. Corriente límite versus raíz cuadrada de la velocidad de rotación.	46
Figura 27. Efecto de la adición de Se en la reducción del telurito.	47
Figura 28. Cronopotenciograma obtenido a una intensidad de corriente de 0.02 A.	48
Figura 29. Cronopotenciograma obtenido a una intensidad de corriente de 0.03 A.	49
Figura 30. Caracterización del electrodo mediante microscopía: zona cercana a la agitación (izquierda) y parte central del electrodo (derecha).	50
Figura 31 Telurio electrodepositado en la segunda experiencia de cronopotenciometría.....	51
Figura 32. Difractograma del precipitado obtenido en la primera prueba de cronopotenciometría.	51
Figura 33. Difractograma del producto catódico obtenido en las cronopotenciometrías.....	52
Figura 34. Curvas de polarización del telurito bajo las mismas condiciones experimentales.	59
Figura 35. (a) Potencial de barrido lineal y (b) curva i-E resultante [11].	61
Figura 36. Voltamperograma de la reducción de oxígeno a varias velocidades de rotación del electrodo [38].	63
Figura 37. Patrón de onda para un pulso de potencial [11].	63
Figura 38. Cronoamperograma general [11].	64
Figura 39. Señal de excitación [11].	64
Figura 40. Respuesta a la señal de excitación (cronopotenciograma general) [11].	65
Figura 41. Diagrama de equilibrio potencial pH del sistema Se-H ₂ O.	66

Figura 42. Diagrama de equilibrio potencial pH del sistema As-H ₂ O.....	67
Figura 43. Diagrama de equilibrio potencial pH del sistema Sb-H ₂ O.	68
Figura 44. Diagrama de equilibrio potencial pH del sistema Bi-H ₂ O.	69
Figura 45. Diagrama de equilibrio potencial pH del sistema Cu-H ₂ O.	70
Figura 46. Influencia del pH en la solubilidad del CuO y Cu(OH) ₂	70
Figura 47. Diagrama de equilibrio potencial pH del sistema Ag-H ₂ O.	71
Figura 48. Diagrama de equilibrio potencial pH del sistema Au-H ₂ O.	72
Figura 49. Diagrama de equilibrio potencial pH del sistema Pb-H ₂ O.	73
Figura 50. Influencia del pH en la solubilidad del PbO y Pb ₃ O ₄	73
Figura 51. Diagrama de equilibrio potencial pH del sistema Fe-H ₂ O.	74
Figura 52. Diagrama de equilibrio potencial pH del sistema Ni-H ₂ O.	75
Figura 53. Corriente límite versus raíz cuadrada de la velocidad la velocidad de rotación.	77

Nomenclatura

Red	: Especie oxidada.	A	: Área (m ²).
Ox	: Especie reducida.	C	: Concentración (mol/cm ³).
<i>ne</i>	: Número de electrones transferidos.	<i>t</i>	: Tiempo (s).
ΔG	: Energía libre de Gibbs (J).	OCP	: Potencial de circuito abierto.
<i>a_{red}</i>	: Actividad de la especie reducida.	<i>PM</i>	: Masa molar (g/mol).
<i>a_{ox}</i>	: Actividad de la especie oxidada.	<i>m</i>	: Pendiente.
SS	: Acero inoxidable.	η	: Eficiencia eléctrica (%).
<i>T</i>	: Temperatura (K).	EDH	: Evolución de hidrógeno.
<i>ln</i>	: Logaritmo natural.	BA	: Barros anódicos.
<i>F</i>	: Constante de Faraday (C/mol).	<i>m_t</i>	: Masa teórica (Kg).
<i>E</i>	: Potencial eléctrico (V).	<i>m_e</i>	: Masa experimental (Kg).
<i>E</i> [°]	: Potencial estándar de equilibrio (V).	<i>w</i>	: Velocidad de rotación (rad/s).
<i>n</i>	: Número de equivalentes por mol.	<i>Q</i>	: Carga eléctrica total (C).
<i>i</i>	: Densidad de corriente eléctrica (A/m ²).	rpm	: Revoluciones por minuto.
<i>I</i>	: Intensidad de corriente eléctrica (A).	η	: Sobretensión (V).
<i>u</i>	: Viscosidad cinemática (m ² /s).		
<i>v</i>	: Velocidad de barrido de potencial (mV/s).		
<i>v_{ox, red}</i>	: Velocidad de oxidación o reducción (mol/s).		
<i>i_{a, c}</i>	: Densidad de corriente anódica o catódica (A/m ²).		
<i>i₀</i>	: Densidad de corriente de intercambio (A/m ²).		
<i>D</i>	: Coeficiente de difusión (m ² /s).		
PGM	: Metales del grupo del platino.		
EDR	: Electrodo de disco rotatorio.		
rpm	: Revoluciones por minuto.		
<i>I_l</i>	: Intensidad de corriente límite (A).		
<i>R</i>	: Constante universal de los gases (J/(mol/K)).		
<i>i_l, i⁰⁰</i>	: Densidad de corriente límite (A/m ²).		
ENH	: Electrodo normal de hidrógeno.		
Hg/HgO	: Electrodo de referencia mercurio/óxido de mercurio.		
Ag/AgCl	: Electrodo de referencia plata/cloruro de plata.		

1. Introducción

El telurio es un metaloide del grupo VI A de la tabla periódica, caracterizado por su apariencia grisácea y brillo metálico. Su presencia en la Tierra es extremadamente escasa y debido a sus propiedades semiconductoras y fotorreceptoras, es esencial para el desarrollo de películas de cadmio-telurio utilizadas en celdas solares fotovoltaicas [1].

La recuperación del telurio proviene casi exclusivamente del tratamiento de los barros anódicos generados durante la electrorefinación del cobre. El contenido de Te en los barros, dependiendo de la refinería, varía entre 0.5% y 4% en peso. El telurio se encuentra principalmente en forma de Ag_2Te en barros ricos en Ag y Te; sin embargo, debido a las generalmente pequeñas cantidades de Te en estos, la mayor parte está dispersa en una matriz de Cu_2Se , siendo el $\text{Cu}_2(\text{Se},\text{Te})$ el principal portador de Te [2]. Su recuperación presenta varios desafíos, como baja eficiencia, corrosión, contaminación ambiental, complejidad en el pretratamiento y altos costos. Además, a nivel nacional, no existe una tecnología consolidada para el tratamiento de los barros anódicos que permita aprovechar todos los elementos valiosos contenidos en ellos, incluido el telurio [3].

La lixiviación alcalina como método de pretratamiento de los barros anódicos, que permitiría disolver elementos como Se, Te y As, mientras que otros, como el Cu, Ag, Au, Pb, Ni, Bi, Fe y metales del grupo del platino, permanecerían insolubles, podría representar una alternativa ventajosa respecto de los métodos tradicionales. Este método reduciría el número de etapas necesarias para recuperar Se y Te, simplificando el proceso y disminuyendo la generación de residuos. Además, al remover en una fase temprana elementos de menor valor como As, Se y Te, se facilitarían la recuperación posterior de metales nobles como Au y Ag, ya que se minimizaría la interferencia de estos elementos en los procesos de purificación, permitiendo una recuperación más eficiente de los metales de mayor valor.

El Te es un metal de interés que ha sido considerado como estratégico [4] debido a su importancia en la transición energética hacia las energías renovables, donde se estima que el 40% de la producción solar global está basada en el telururo de cadmio [5]. Además de este uso, también se utiliza como aditivo en aleaciones de cobre, plomo y acero; como aleación con selenio en fotorreceptores de máquinas copadoras; como agente colorante en cerámicas y vidrios; en la vulcanización del caucho; en circuitos integrados; en diodos láser; y en instrumentación médica [6]. Lo anterior resalta la importancia del Te e implica que es fundamental avanzar en la investigación de métodos

que optimicen su recuperación.

Dada la importancia del Te y la posibilidad de su eventual obtención a partir de los BA tras la lixiviación alcalina, en la presente memoria de título se estudió electroquímicamente este metal en medio alcalino, abordando diversas variables que pueden influir en la optimización de su electroobtención.

1.1. Objetivos

1.1.1. Objetivo general

- Estudiar el comportamiento electroquímico del ion telurito en medio alcalino examinando su cinética de reducción mediante voltamperogramas y cronopotenciogramas.

1.1.2. Objetivos específicos

- Efectuar pruebas de voltametría lineal para analizar el efecto de las condiciones experimentales sobre el potencial y cinética de reducción del ion telurito empleando electrodos fijo y rotatorio.
- Realizar pruebas exploratorias de cronopotenciometría para la obtención de telurio metálico evaluando la eficiencia de corriente.
- Verificar la obtención de telurio metálico mediante difracción de rayos x.

2. Antecedentes teóricos

A continuación, se abordarán aspectos relacionados con la cinética electroquímica y el telurio, con un enfoque particular en la obtención de este metal a partir de los barros anódicos y su electroobtención en medios alcalinos. Se describirán tanto los métodos tradicionales como los propuestos, junto con sus implicancias. Lo mencionado resultará fundamental para comprender y analizar los resultados obtenidos en esta investigación. Las técnicas electroquímicas utilizadas para estudiar la cinética de las reacciones y los fenómenos asociados en la superficie de los electrodos se detallan en el Anexo A.

2.1. Reacción electroquímica

Una reacción electroquímica es un proceso en el cual la transferencia de electrones de una especie que se oxida a una especie que se reduce ocurre a través de un material metálico [7]. En una reacción redox, los cambios en los estados de valencia reflejan la transferencia de electrones: si un átomo pierde electrones, su estado de valencia aumenta (oxidación), y si un átomo gana electrones, su estado de valencia disminuye (reducción).

2.1.1. Potencial de equilibrio

Las reacciones de óxido-reducción (redox) pueden representarse de manera general como sigue:



Una reacción electroquímica consta de semirreacciones de oxidación y reducción. Considerando una semirreacción específica de la reacción redox anterior, tenemos:



La relación entre la concentración de la especie oxidada Ox , la concentración de la especie reducida Red y la energía libre Gibbs ΔG se expresa como:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{(a_{red})^b}{(a_{ox})^a} \quad (3)$$

Donde R es la constante de los gases ideales, T es la temperatura, a y b son los coeficientes estequiométricos de la especie oxidada y reducida respectivamente, y a_{red} y a_{ox} son las actividades de la especie reducida y oxidada. La energía libre de Gibbs también se puede expresar como:

$$\Delta G = -nFE \quad (4)$$

Donde E representa el potencial máximo entre dos electrodos, también conocido como potencial de equilibrio, el cual se presenta cuando no hay corriente fluyendo a través de la celda. F es la constante de Faraday y n es el número de electrones transferidos por mol de reactivo. Si tanto el reactivo como el producto tienen una actividad unitaria y E se refiere a la reacción en la dirección de la reducción, la ecuación 4 puede escribirse de la siguiente forma:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ \quad (5)$$

La expresión matemática que describe la relación entre el potencial y la concentración para una reacción en una celda se conoce como ecuación de Nernst, y se obtiene combinando las ecuaciones 3 a 5.

$$E = E^\circ + \frac{RT}{nF} \ln \frac{(a_{\text{ox}})^a}{(a_{\text{red}})^b} \quad (6)$$

Así, el equilibrio electroquímico de una reacción redox está determinado por la relación entre las concentraciones de las especies en solución, la energía libre de Gibbs y el potencial eléctrico de la celda [8].

2.1.2. Cinética electroquímica

La cinética electroquímica se refiere al estudio de las velocidades de las reacciones redox que tienen lugar en las interfases entre electrodos y soluciones. La cinética electroquímica permite explicar la secuencia de reacciones parciales que constituyen la reacción global del electrodo, además de la determinación de las velocidades de reacción en el electrodo, que, según la ley de Faraday, son proporcionales a la densidad de corriente [9]. Para esto, según Vetter [9], es necesario determinar la dependencia de la densidad de corriente, o de la velocidad de reacción, respecto al potencial del electrodo, las concentraciones de los reactivos y otras variables, como la temperatura.

Como se mencionó anteriormente, la velocidad de una reacción electroquímica es proporcional a la densidad de corriente i en el electrodo:

$$i = \frac{I}{A} \quad (7)$$

Considerando la ecuación 2, esta velocidad también se puede definir como:

$$v = -\frac{1}{A} \frac{dN_i}{dt} = -\frac{1}{A} \frac{1}{n} \frac{dn_e}{dt} \quad (8)$$

Donde dN_i es el cambio en el número de moles N de una especie por unidad de tiempo y unidad de superficie, o el cambio en el número de electrones por unidad de tiempo y

superficie dn_e . La electrólisis de un mol requiere una cantidad de carga eléctrica que se puede expresar como la multiplicación de la cantidad de moles por la constante de Faraday, es decir, nF . En ese caso, la cantidad de electricidad dQ necesaria para consumir dN_{Ox} moles será:

$$dQ = -nFdN_{Ox} \quad (9)$$

Y considerando que $I = dQ/dt$, se tiene:

$$i = \frac{I}{A} = \frac{1}{A} \frac{dQ}{dt} = nF \frac{1}{A} \frac{dN_{red}}{dt} = nFv \quad (10)$$

Finalmente, combinando las ecuaciones anteriores, la velocidad de reacción puede ser expresada de la siguiente forma:

$$-v_{red} = v_{ox} = \frac{i}{nF} \quad (11)$$

La cual relaciona la velocidad de reacción en términos de la densidad de corriente eléctrica.

En un electrodo para la misma semirreacción, puede distinguirse un proceso anódico (oxidación) y otro catódico (reducción), cuyas velocidades se pueden expresar mediante densidades parciales de corriente. Una densidad de corriente anódica i_a ($i > 0$) y otra densidad de corriente catódica i_c ($i < 0$), de forma que la velocidad de reacción neta del proceso es la suma algebraica de las densidades de corriente parciales ($i = i_a + i_c$). Además, cuando se impone a un electrodo una tensión E diferente de su tensión de equilibrio, este se polariza y se produce una sobretensión η ($\eta = E(i) - E(i = 0)$). Esta sobretensión puede ser anódica ($\eta > 0$), favoreciendo el proceso anódico, o catódica ($\eta < 0$), favoreciendo el proceso catódico [10]. La Figura 1 muestra una curva de polarización típica que ilustra la relación entre la densidad de corriente i y la sobretensión η , de acuerdo con lo descrito anteriormente.

La velocidad de las reacciones que ocurren en la interface electrodo/electrolito, considerando la ecuación 11, está directamente relacionada con la densidad de corriente medida. Esto permite distinguir tres situaciones: reacciones rápidas en ambos sentidos (catódico y anódico), que generan con curvas de polarización no polarizables; reacciones lentas en un solo sentido (ya sea catódico o anódico), que generan curvas de polarización parcialmente polarizables; y reacciones lentas en ambos sentidos, las cuales se reflejan en curvas de polarización polarizables. Las distintas curvas de polarización formadas en función de las distintas velocidades de las reacciones que ocurren en la interface electrodo/electrolito se ilustran en la Figura 2.

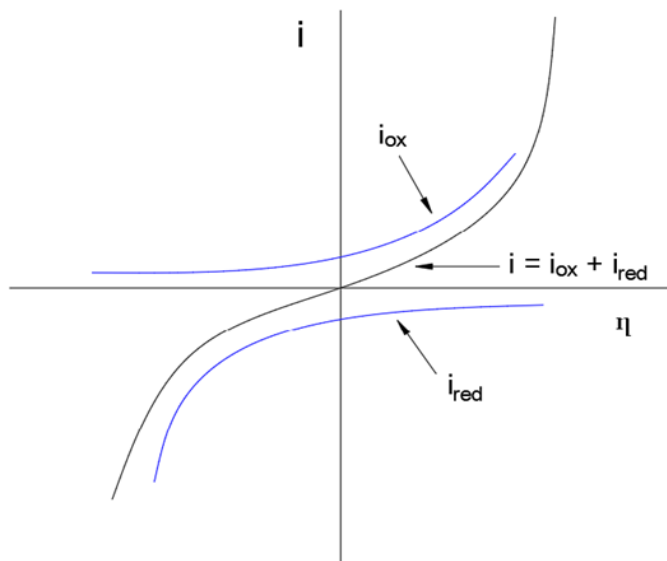


Figura 1. Curva de polarización i versus η total o resultante junto con las corrientes parciales de reducción y oxidación.

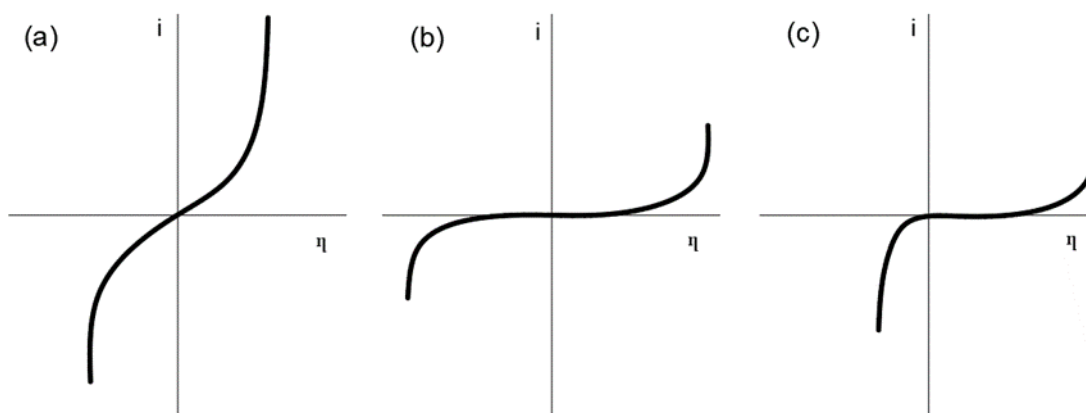


Figura 2. Curvas de polarización i vs η para electrodos idealmente (a) no polarizables, (b) polarizables, y (c) anódicamente polarizables.

Cuando la curva de polarización es no polarizable (Figura 2a), el potencial del electrodo no cambia significativamente al pasar corriente a través de él, lo que indica una cinética de reacción rápida en ambos sentidos (catódico y anódico). Así, la no polarizabilidad se caracteriza por una región vertical en una curva $i-E$ (o $i-\eta$). Cuando la curva de polarización es polarizable (Figura 2b), se observa un gran cambio de potencial al aplicar una corriente infinitesimal, lo que es característico de sistemas con una cinética de reacción lenta. Esto se refleja en una región horizontal en una curva $i-E$ [11]. Finalmente, para curvas polarizadas parcialmente (Figura 2c), se requiere una polarización

considerable para que la corriente pase en un sentido, mientras que en el otro sentido, el flujo de corriente no requiere un cambio significativo de potencial.

2.2. Mecanismos de control en la velocidad de una reacción electroquímica

En una reacción electroquímica, la velocidad global de la reacción está determinada por la etapa más lenta, conocida como la etapa parcial limitante. Tanto la magnitud como el tipo de sobretensión dependen de esta reacción parcial. Después de deducir cualquier resistencia óhmica que pueda haber sido incluida en la medición, la sobretensión total se descompone en sobretensión de transferencia de carga, por difusión, por reacción y otras reacciones superficiales, como la adsorción, la desorción o la cristalización, de acuerdo con los cuatro posibles tipos de control de velocidad descritos por Vetter [9].

A continuación, se detallan las dos contribuciones principales a la sobretensión, y, por ende, a la velocidad del proceso electroquímico: el control cinético por transferencia de carga (control por activación) y control cinético por transferencia de masa (control por difusión). En la Figura 3 se describen todas las contribuciones a la velocidad del proceso electroquímico para una semirreacción estándar, donde O representa la especie oxidada y R la especie reducida.

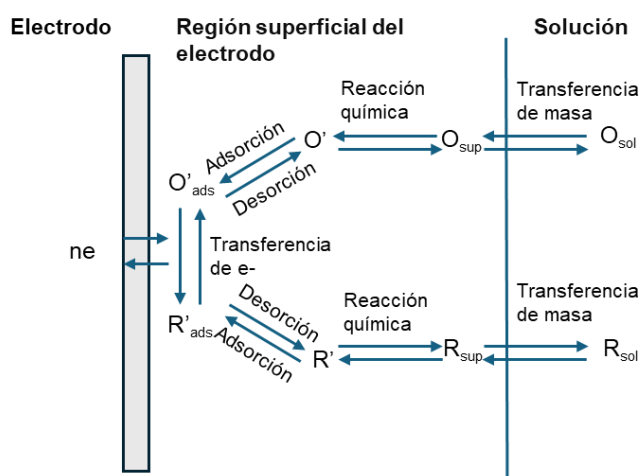


Figura 3. Procesos involucrados en una reacción de electrodo (adaptado de [11]).

2.2.1. Control cinético por transferencia de carga (control por activación)

El control cinético por transferencia de carga implica que la velocidad de la reacción está

controlada principalmente por la etapa de transferencia de electrones entre el electrodo y la especie electroactiva. El sobrepotencial de transferencia de carga representa la resistencia que la reacción electroquímica debe superar para que la transferencia de carga se produzca de manera eficiente en la interfase electrodo-electrolito.

En la ecuación 12 se muestra la ecuación de Butler-Volmer, la cual permite predecir la corriente resultante de un sobrepotencial cuando se eliminan las limitaciones de transferencia de masa. Su forma final predice la corriente de un sistema como una función del sobrepotencial en una celda bien agitada (en una solución bien agitada, la difusión hacia el electrodo ya no es el factor limitante) [8].

$$i = i_a + i_c = i_0 \left(\exp\left(\frac{\alpha n F}{RT} \eta\right) - \exp\left(-\frac{\beta n F}{RT} \eta\right) \right) \quad (12)$$

En la ecuación anterior, i es la densidad de corriente neta, i_a con i_c son las densidades de corriente anódica y catódica parciales, respectivamente, i_0 es la densidad de corriente de intercambio, que es la corriente que fluye en el sistema cuando no hay corriente neta y el sistema está en equilibrio ($i_0 = i_a = i_c$). Los coeficientes α con β son los coeficientes de transferencia de carga de las reacciones anódica y catódica, respectivamente; n es el número de electrones involucrados en la reacción; F la constante de Faraday; R la constante universal de los gases, T es la temperatura absoluta y η es el sobrepotencial.

2.2.2. Control cinético por transferencia de masa (control por difusión)

Cuando la velocidad a la que los reactivos llegan a la superficie de reacción o la velocidad a la que los productos se difunden hacia el interior de la solución es baja, la velocidad del proceso global deja de estar controlada por la transferencia de carga y pasa a estar controlada por la transferencia de masa. La transferencia de masa puede ocurrir de tres maneras diferentes y/o mediante una combinación de ellas: (a) migración, que es el movimiento de partículas cargadas por la acción de un campo eléctrico; (b) difusión, que es el movimiento de especies generado por un gradiente de concentración; y (c) convección, que es el movimiento de masa inducido por la agitación o gradientes de densidad [8].

En condiciones normales, los efectos de migración pueden ser ignorados si el campo eléctrico del electrodo se limita a distancias muy pequeñas desde el electrodo. Esto es típico en la presencia de un electrolito inerte en alta concentración (>0.1 mol/L), que no interfiere con la reacción en el electrodo [12]. Según Brett & Brett [12], el control cinético

por transferencia de masa puede verse afectado por la convección natural cuando existen diferencias de densidad en la solución y gradientes térmicos. No obstante, en muchos casos, la convección natural tiene un impacto limitado en la cinética de las reacciones electroquímicas, mientras que la convección forzada, mediante agitación o flujo de solución, tiene un impacto mucho mayor, aumentando considerablemente el transporte de especies hasta la capa de difusión cercana al electrodo.

El proceso de difusión es descrito por la primera ley de Fick, que establece que la tasa de difusión depende de los gradientes de concentración:

$$J_i = -D_i \frac{dC_i}{dx} = -D_i \frac{C_{\text{seno electrolito}} - C_{\text{electrodo}}}{\delta} \quad (13)$$

Donde J_i es el flujo de la especie i , dC_i/dx es el gradiente de concentración, D_i es el coeficiente de difusión, y δ_i es el espesor de la capa de difusión.

Bajo control cinético de difusión puro, se alcanza un valor límite de la densidad de corriente, denominada densidad de corriente límite, que refleja la velocidad máxima que puede alcanzar el sistema electroquímico en estudio. En régimen estacionario, la expresión de la corriente puede aproximarse a un perfil lineal dentro de la capa de difusión de Nernst, δ . La densidad de corriente se puede expresar como:

$$i = nFD \frac{C_s - C_e}{\delta} \quad (14)$$

Donde C_s es la concentración de una especie en el seno de la solución, C_e es la concentración en la superficie del electrodo y D es el coeficiente de difusión. La densidad de corriente alcanza su valor límite cuando $C_e = 0$, resultando en la siguiente expresión:

$$i_l = nFD \frac{C_s}{\delta} \quad (15)$$

2.2.3. Control cinético mixto (activación/difusión)

El control cinético mixto ocurre cuando tanto la transferencia de carga (activación) como la transferencia de masa (difusión) influyen en la velocidad de la reacción, ya sea en sentido anódico o catódico. En la zona II de la curva de polarización mostrada en la Figura 4 se ilustra este tipo de control.

En esta figura, se muestra una curva de polarización en que se delimitan por zonas (zona I, zona II y zona III) los tres tipos de control previamente mencionados: control por transferencia de carga o activación, control mixto (control/difusión) y control por transferencia de masa o difusión. Además, también se muestran las densidades de corriente límites para un proceso anódico ($i_{00,a}$) y para un proceso catódico ($i_{00,c}$) en la

zona de control por difusión.

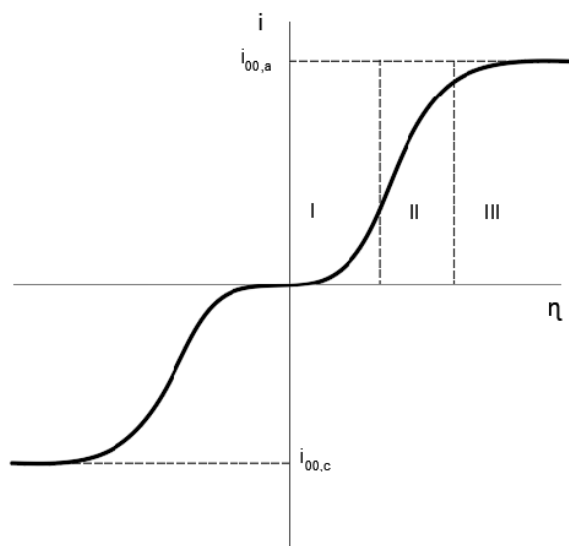


Figura 4. Curva de polarización con regiones delimitadas de acuerdo con el tipo de control.

Zona I: control por activación, zona II: control mixto, zona III: de control por difusión.

2.3. Generalidades del telurio

El telurio es un metaloide de apariencia blanco-grisácea y con brillo metálico, descubierto por Franz-Joseph Müller Von Reichenstein en 1782. Tiene 52 protones en su núcleo y un peso atómico de 127.6 g/mol. Es el cuarto elemento del grupo VI A de la tabla periódica, conocido como la familia de los calcógenos, que también incluye al oxígeno, azufre, selenio y polonio. Todos estos elementos tienen seis electrones de valencia y presentan estados de oxidación comunes de -2, +2, +4 y +6. En el caso del telurio, estos estados de oxidación están asociados a la formación de telururos Te^{2-} (II), teluritos TeO_3^{2-} (IV) y teluratos TeO_4^{2-} (VI).

En estado sólido, el telurio es un conductor deficiente de calor y electricidad. Aunque comparte muchas propiedades similares con los metales, se descompone rápidamente y no conduce muy bien la corriente eléctrica. Sin embargo, dependiendo de la dirección específica de su estructura atómica, puede funcionar como un excelente semiconductor eléctrico. Esta conductividad puede aumentar ligeramente al ser expuesto a la luz, mostrando un comportamiento fotorreceptor que permite su uso en diversas aplicaciones de gran relevancia en la actualidad. A pesar de que el telurio puede conducir la electricidad como un metal, químicamente se comporta como un no metal [1].

El telurio tiene propiedades químicas similares a las del azufre y el selenio, sin embargo, los compuestos formados por telurio son menos estables que los análogos de azufre y

selenio, lo que explica el menor número de compuestos conocidos con telurio en la naturaleza en comparación con sus homólogos superiores en la tabla periódica. El telurio tiende a combinarse con metales de alto número atómico y radios atómicos similares, encontrándose este en la naturaleza generalmente asociado al oro, plata y platino [1].

En términos de aplicaciones, el telurio es usado en el desarrollo de películas de cadmio-telurio (CdTe) en celdas solares fotovoltaicas, como aditivo en aleaciones de cobre, plomo y acero, como aleación con selenio en fotorreceptores de máquinas copadoras, como agente colorante en cerámicas y vidrios, y en la vulcanización del caucho. Además, se aplica en circuitos integrados, diodos láser e instrumentación médica [6]. En relación a su uso en la producción de celdas solares fotovoltaicas, se estima que el 40% de la producción solar global se basa en celdas compuestas por films de CdTe [5]. Dada su gran importancia en la transición hacia las energías renovables, algunos autores lo consideran como un elemento estratégico [4]. Además, se prevé que la demanda de este aumentará en el futuro debido al creciente impulso global hacia el uso de energías eólica y solar [13].

Las reservas mundiales de telurio se estiman en 31,000 t, contenidas principalmente en recursos de cobre. Las principales reservas de telurio se encuentran en China, Estados Unidos, Canadá y Suecia. En 2019, la producción mundial de telurio fue de 440 t, con China (300 t), Japón (36 t) y Rusia (35 t) como los mayores productores [14]. Actualmente, la demanda de telurio está impulsada principalmente por la producción de películas delgadas de CdTe para celdas solares [15] y autores como McNulty & Jowitt (2022) [16] afirman que su demanda a futuro, incluso en los escenarios más conservadores, podría más que duplicar la producción actual. Además, las innovaciones en baterías y memorias no volátiles [16-17] podrían incrementar aún más la demanda de telurio, aumentando su criticidad y reduciendo la seguridad de las cadenas de suministro existentes.

En cuanto al precio del telurio en los últimos años, la Figura 5 muestra fluctuaciones importantes, con valores que oscilan entre los 20 y 45 USD/lb, con picos en 2019 y 2021, y caídas pronunciadas en 2020 y 2022. Durante lo que va de 2024, el precio del telurio ha experimentado un crecimiento considerable, pasando de 36 USD/lb a principios de año a un valor cercano a los 50 USD/lb en agosto.

En Chile, la producción de cátodos electrorefinados en el año 2023 fue de 741.5 mil

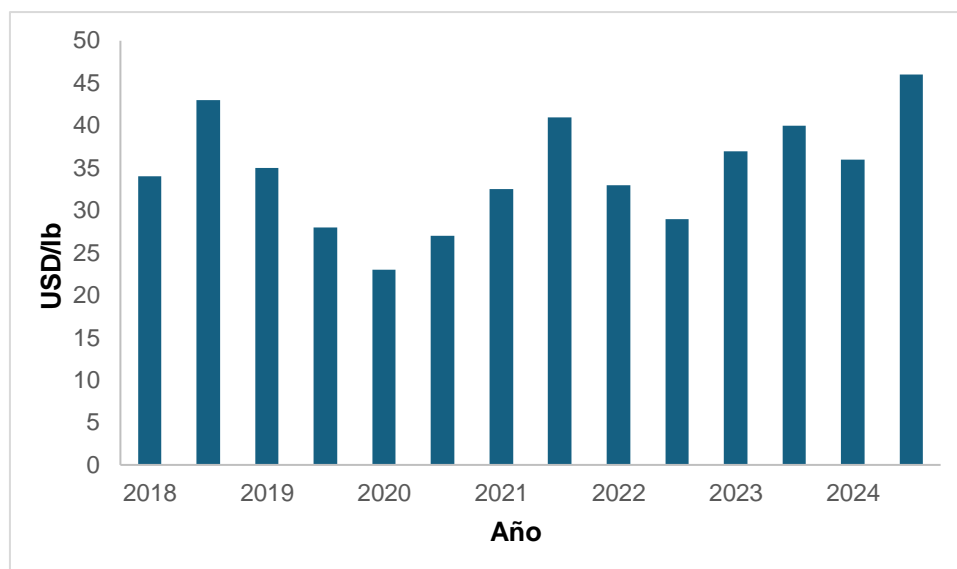


Figura 5. Evolución del Precio del Telurio (USD/libra) entre 2018 y 2024 (adaptado de [19]).

toneladas [20], lo que podría estar asociado a una producción de entre 2224.5 y 3707.5 t de barras anódicas (BA), considerando que se producen entre 3 y 5 kg de BA por cada tonelada de cátodo electrorefinado [21]. La concentración de telurio en los BA varía entre 0.5 y 4% [2], por lo que la producción potencial de telurio podría alcanzar las 66.7 t, considerando un promedio en la generación de BA y la composición del telurio en ellos. Con un precio promedio del telurio en agosto de 2024 de 106.9 USD/Kg [19], los ingresos potenciales por la venta de este metal para el país podrían alcanzar los 7.134 millones de dólares anuales.

2.4. Recuperación del telurio

Debido a la baja abundancia del telurio, que representa aproximadamente 1×10^{-6} % en masa del núcleo de la Tierra [22], este se recupera casi en su totalidad como subproducto del procesamiento de otros metales, particularmente del cobre. Más del 90% del telurio producido a nivel mundial proviene del tratamiento de los barras anódicas generados durante la electrorefinación del cobre, mientras que el resto se extrae como subproducto de la minería de plomo, oro y zinc [23].

Los barras anódicas generalmente contienen metales como Cu, Ag, Au, Se, Te, Pb, Ni, Sb, As y metales del grupo del platino (PGMs), cuya composición varía de una planta de refinería a otra. En los barras anódicas, el telurio puede encontrarse en dos formas: formando Ag_2Te en barras ricos en plata y telurio, y como fase dispersa en una matriz que suele corresponder a una fase compuesta principalmente por Cu_2Se , que contiene pequeñas cantidades de telurio y trazas de plata y oro. Además, también se pueden

encontrar trazas de telurio en matrices formadas por CuSO_4 . El contenido en peso del telurio varía entre un 0.5 a un 4% [2].

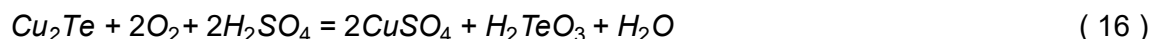
La recuperación del telurio de los barros anódicos está estrechamente vinculada al proceso de pretratamiento de estos materiales, cuyo propósito es eliminar tantas impurezas como sea posible, como telurio, arsénico, selenio y cobre, para luego recuperar elementos de mayor valor, como el oro y la plata. Los métodos empleados para extraer el telurio durante el pretratamiento dependen en gran medida de la concentración de selenio y cobre en los BA.

Los barros con altas concentraciones de selenio (>10% en peso) suelen tratarse primero para recuperar el selenio mediante tostación (oxidativa, sulfatante o con soda) o lixiviación alcalina a presión, mientras que los barros que contienen altas concentraciones de Cu se tratan mediante lixiviación oxidativa antes de la tostación u otros tratamientos. En términos generales, en la tostación con soda y lixiviación alcalina a presión, la separación entre el telurio y el selenio, se logra mediante diferencias de solubilidad entre las especies de selenio y telurio formadas ($\text{Na}_2\text{TeO}_{4(s)}$ y $\text{Na}_2\text{SeO}_{4(ac)}$), mientras que en la tostación oxidante y sulfatante, la separación se basa en la diferencias en la temperatura de volatilidad de las especies de telurio y selenio formadas ($\text{TeO}_{2(s)}$ y $\text{SeO}_{2(g)}$) [24].

La Figura 6 presenta un diagrama de flujo general de las distintas rutas de tratamiento en la recuperación de los distintos metales presentes en los barros anódicos. En esta figura se puede observar que la separación de Te y Se está estrechamente vinculada a la recuperación de cobre. Después de la recuperación de selenio, la lixiviación ácida es suficiente para recuperar el cobre y el telurio, debido a que estos elementos están presentes en formas más fácilmente solubles. Sin embargo, en el caso de la recuperación directa de cobre y telurio, antes de la separación del selenio, se requiere lixiviación ácida oxidativa para oxidar y disolver el cobre y el telurio. Esto se debe a la mayor resistencia del selenio y los seleniuros intermetálicos a la oxidación, que hace que permanezcan esencialmente inalterados en el residuo de lixiviación.

El proceso de descubricación generalmente se realiza mediante lixiviación a presión con ácido sulfúrico y oxígeno a una temperatura de 120 °C y una presión parcial de oxígeno de 345 kPa [25].

Las siguientes reacciones describen el proceso de separación entre el telurio y el cobre:



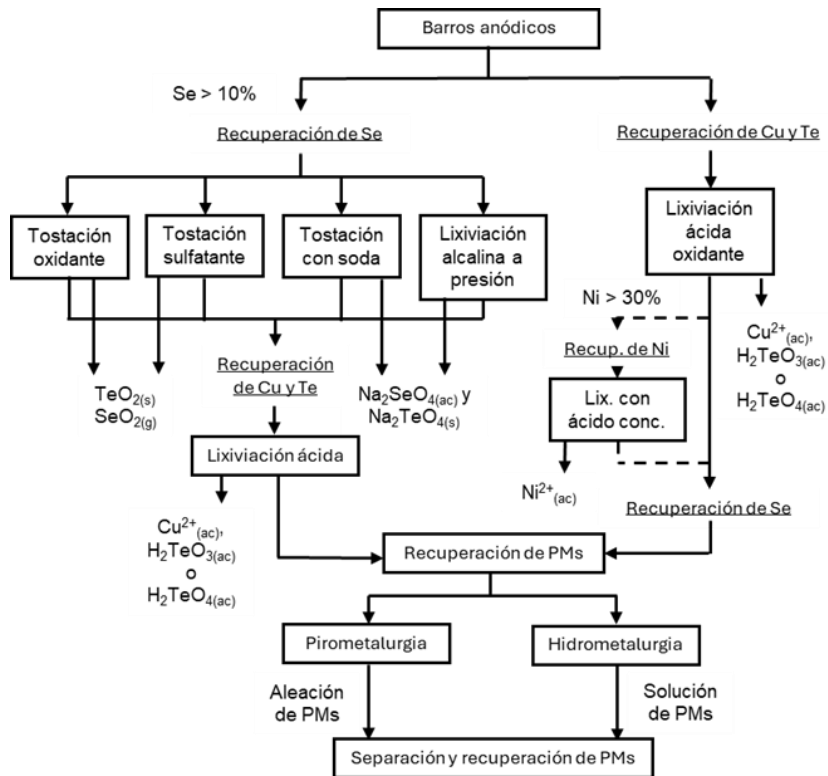
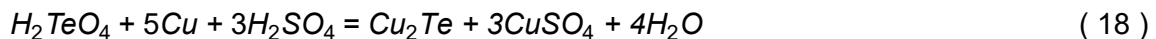


Figura 6. Diagrama de flujo general para el procesamiento de barras anódicas (adaptado de [24]).



Luego, el telurio es recuperado de la solución mediante cementación con cobre a una temperatura elevada (>80°C).



Finalmente, en condiciones de pH alcalino, el telurio presente en el Cu_2Te se disuelve y se separa selectivamente del cobre. Como se observa en la Figura 7, en medio alcalino, mientras el cobre se transforma en Cu_2O o CuO (ecuación 20), se forman especies de telurito (Na_2TeO_3) solubles (ecuación 19) que pueden reducirse a Te elemental en un proceso posterior de electroobtención.



En aplicaciones industriales, las operaciones de pretratamiento de los BA incluyen lixiviación ácida oxidativa, tostación por sulfatación, oxidación a presión con ácido y métodos de beneficio. Durante estos procesos, se pierde entre el 10% y el 30% del telurio, lo que representa importantes pérdidas de este elemento de valor [26]. El telurio no lixiviado se reporta a los barras descubrizados, que son enviados a la planta de

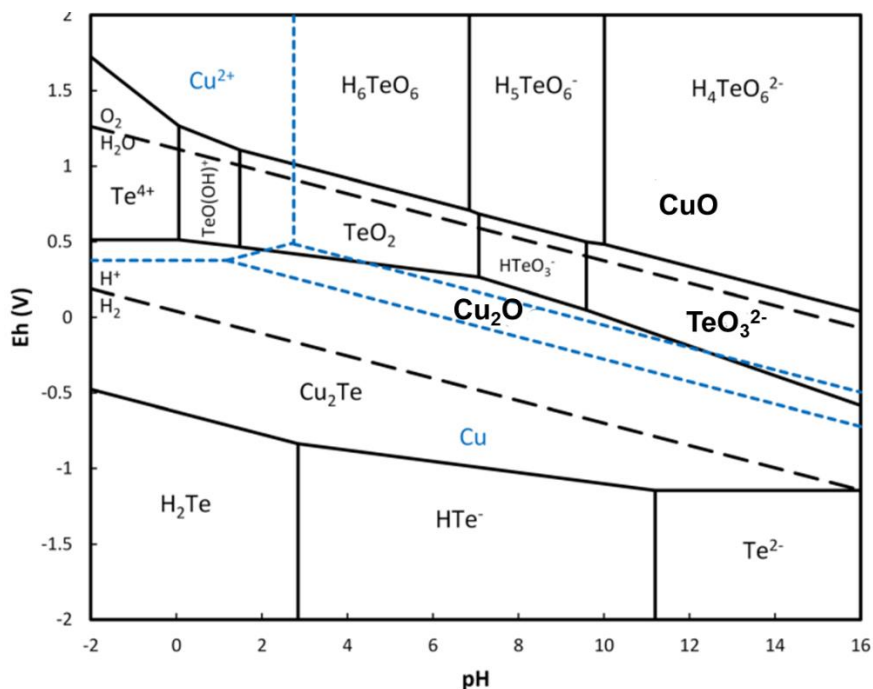


Figura 7. Diagrama Eh-pH para los sistemas Te-Cu-H₂O y Cu-H₂O. T = 100 °C, 10⁻³ mol/L de Te, 0.8 mol/L de Cu y P = 1 atm [2].

metales preciosos. En esta planta, el telurio se oxida y es fijado como telurito de sodio (Na₂TeO₃) en una escoria a base de carbonato de sodio (Na₂CO₃). Una vez que todo el telurio ha sido oxidado y eliminado del doré¹, el proceso de oxidación se interrumpe y la escoria que contiene telurio se retira del horno.

La escoria producida contiene altas cantidades de telurio y plata, así como algunas impurezas como selenio, plomo, silicio, arsénico y antimonio. En el proceso convencional de producción de telurio, la escoria se muele, se lixivia con agua, y el telurio se precipita como dióxido de telurio (TeO₂) a partir de una solución de lixiviación a un pH de aproximadamente 5.5 (ecuación 21), donde el TeO₂ tiene su menor solubilidad [27]. Luego, el TeO₂ puede disolverse en medio ácido mediante reducción con gas SO₂ (ecuación 22) o en medio alcalino (ecuación 19) para su posterior reducción a Te elemental [28].



Como se observa en la Figura 6, la recuperación de telurio está estrechamente vinculada a la recuperación de cobre. Además, la ruta de tratamiento de los BA no depende tanto

¹ Aleación de metales preciosos, principalmente oro y plata, que se obtiene como producto intermedio en el proceso de refinación de minerales.

de la cantidad de telurio presente, sino más bien de la concentración de otros metales, como el cobre y el selenio. Esto se debe a que los procesos utilizados para recuperar estos metales suelen ser capaces de extraer también el telurio, ya sea separándolo del selenio, de los metales preciosos, o precipitándolo posterior a la etapa de lixiviación oxidante.

Muchos de los procesos de pretratamiento descritos presentan problemas como baja recuperación, corrosión del equipo, contaminación ambiental y altos costos. Por lo que una alternativa más sencilla, económica y ambientalmente sostenible podría ser la lixiviación alcalina de los BA. Donde, a un pH 13, se podría lograr una disolución selectiva de telurio, selenio y arsénico, mientras que otros elementos como el cobre, la plata y el oro no se disolverían, de acuerdo con los diagramas de Pourbaix. Esto facilitaría su posterior recuperación, reduciendo la interferencia de otros elementos en los procedimientos de purificación, simplificando el tratamiento y minimizando la generación de residuos peligrosos.

Aunque en la Figura 6 se muestra la lixiviación alcalina a presión como una alternativa de tratamiento, su aplicación a nivel industrial es aún poco común [24]. Por lo tanto, es fundamental investigar más a fondo sus ventajas, incluyendo no solo la efectividad de la lixiviación selectiva, sino también la factibilidad y eficiencia de la electrodeposición directa de los metales disueltos en la solución alcalina. Como se discutió en secciones anteriores, el telurio es un elemento de gran interés, no solo por su valor económico, sino también por sus múltiples aplicaciones e importancia en la transición energética programada. Por ello, es fundamental avanzar en la investigación de métodos que optimicen su recuperación.

2.5. Sistema telurio-agua

Los diagramas de Pourbaix permiten conocer la estabilidad de una especie química en medio acuoso en función de la acidez y del potencial electroquímico. Sin embargo, estos diagramas solo proporcionan información sobre la termodinámica, no sobre la cinética de las reacciones que ocurren. En la Figura 8 se presenta un diagrama Eh-pH (Pourbaix) para el sistema Te-H₂O a 25°C.

En el diagrama, se observa que el telurio es estable en presencia de agua. Sin embargo, en soluciones muy alcalinas, el telurio puede disolverse y formar iones telurito, TeO₃²⁻ (IV). A potenciales más oxidantes, puede formar iones teluratos, TeO₄²⁻ (VI). En condiciones más reductoras y fuera de la estabilidad del agua, la especie estable es el

ion ditelururo, Te_2^{2-} , y en condiciones muy reductoras, es posible formar iones Te^{2-} . A un pH más moderado, predominan el HTeO_2^+ y el HTeO_3^- en la zona de estabilidad del agua. En condiciones reductoras, la especie estable es el HTe^- y en soluciones oxidantes predomina el HTeO_4^- . Finalmente, en soluciones muy ácidas el telurio puede disolverse como Te^{4+} ; en condiciones más oxidantes, puede transformarse en H_2TeO_4 , y en soluciones muy reductoras, puede formarse H_2Te . Así, la especie que estaría presente en condiciones alcalinas, y más específicamente a un pH 13, sería principalmente el ion telurito TeO_3^{2-} .

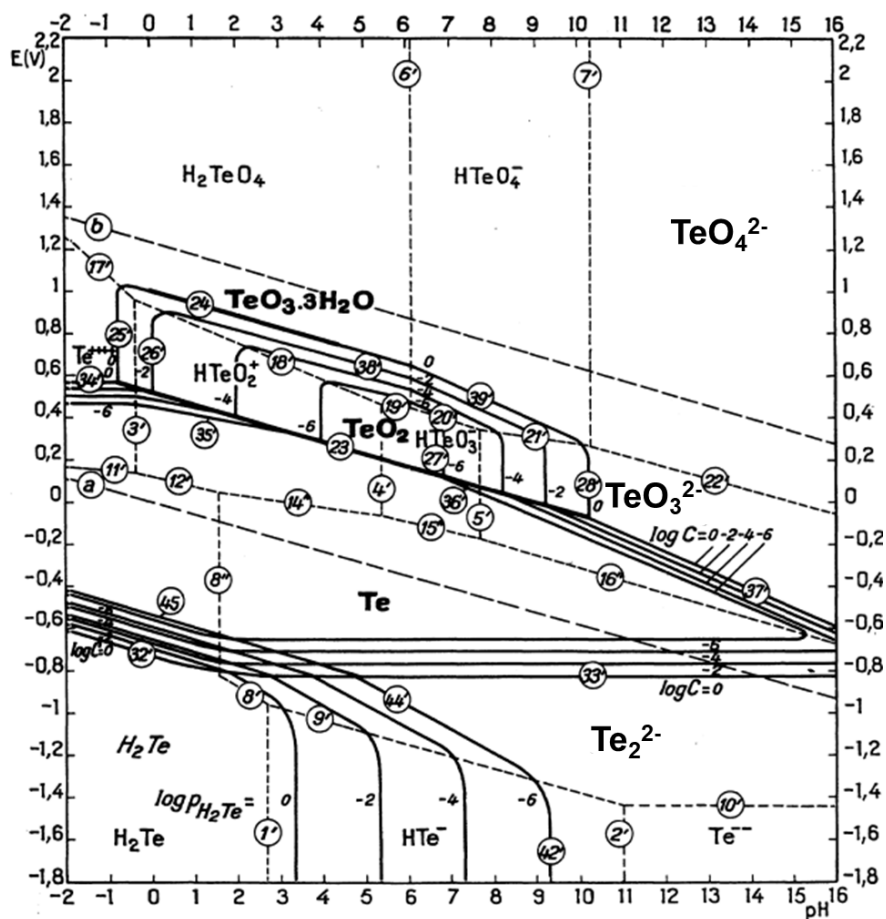
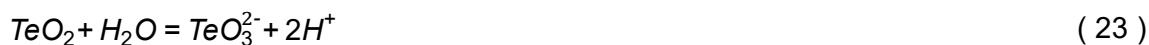


Figura 8. Diagrama E-pH del sistema Te-H₂O a 25°C [27].

Los diagramas y análisis de los demás elementos presentes en los barros anódicos, que justifican la factibilidad de la lixiviación del telurio y la no disolución de otros elementos presentes en los BA, se presentan en el Anexo C.

A continuación, se presentan las reacciones y los potenciales redox pertinentes a este estudio. De acuerdo con la Figura 8, la disolución del TeO_2 en medio alcalino se lleva a cabo mediante la siguiente reacción:



Una vez formado el telurito en solución, puede dar lugar a las siguientes reacciones redox dependiendo de las condiciones oxidantes del medio a 25°C y pH 13. Así, en condiciones levemente reductoras, se pueden plantear las siguientes reacciones:



$$E = 0.827 - 0.0886\text{pH} + 0.0148\log[\text{TeO}_3^{2-}] \quad (25)$$

En condiciones levemente oxidantes se formará TeO_4^{2-} , que en presencia de NaOH reacciona para formar una especie insoluble (Na_2TeO_4):



$$E = 0.892 - 0.0591\text{pH} + 0.0295\log\frac{[\text{TeO}_4^{2-}]}{[\text{TeO}_3^{2-}]} \quad (27)$$

El Te formado (ecuación 24) puede reducirse a diteluro según:



$$E = -0.891 - 0.0295\log[\text{Te}_2^{2-}] \quad (29)$$

Finalmente, el Te_2^{2-} puede reducirse en condiciones muy reductoras a Te^{2-} :

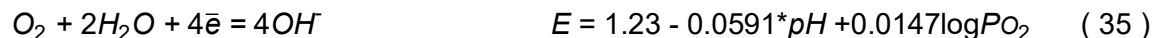
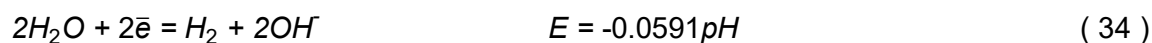


$$E = -1.445 + 0.0295\log\frac{[\text{Te}_2^{2-}]}{[\text{Te}^{2-}]^2} \quad (31)$$

Otras reacciones que podrían ocurrir en la reducción del telurito en medio alcalino, debido a su factibilidad termodinámica, son [29]:



Finalmente, otras reacciones que se pueden considerar son las siguientes:



2.6. Reducción electroquímica del telurio en medio alcalino

Uno de los primeros registros de la reducción electroquímica del telurio en medio alcalino corresponde al proceso patentado en los Estados Unidos por W. G. Woll et al. (1941) [30]. Estos autores prepararon 150 g/L de Te a partir de TeO_2 en una solución con 138.7 g/L de NaOH. Utilizaron cátodos de acero inoxidable y alcanzaron una densidad de corriente óptima de 107.6 A/m² a 215.3 A/m² para la electrodeposición de telurio metálico, resultando en depósitos firmes y adherentes. El telurio producido tenía una

pureza del 99.9%, con pequeñas cantidades de selenio, sodio y hierro como impurezas. Además, los autores reportan la posibilidad de regenerar el NaOH en el proceso.

Lingane et al. (1949) [31] obtuvieron potenciales de media onda² en soluciones de 0.1 mol/L y 1 mol/L de NaOH de aproximadamente -1.2 V/SCE, un valor muy cercano al potencial estándar de reducción de Te a Te²⁻ (-1.21 V/SCE con una concentración de 0.13 g/L de Te en solución). Los autores propusieron un posible mecanismo para la electrodeposición de Te en soluciones fuertemente alcalinas. Según su propuesta, posterior a la reducción del telurito a telururo según la reacción (36), tendrían lugar las reacciones (37) a la (40). La reacción entre el telururo parcialmente formado y el Te (IV), resulta en una dispersión coloidal de telurio según la reacción (37). A medida que la concentración de Te (IV) decae, el telururo comienza a reaccionar con el telurio para formar ditelururo y otros politeluridos de acuerdo con la reacción (38). En consecuencia, la superficie del electrodo se libera y se forma un gradiente de densidad que provoca agitación, la cual causa una mayor concentración de telurito en la doble capa. Los politeluridos se reducen de nuevo a telururo según la reacción (39) y finalmente el telururo reacciona con el telurito para producir telurio elemental de acuerdo con la reacción (40). Las siguientes reacciones ilustran los mecanismos para la electrodeposición de Te recién descritos.



Rhee et al. (1997) [32], investigaron una serie de procesos hidrometalúrgicos para la recuperación de Te desde el telurio cementado obtenido del tratamiento inicial de los barros anódicos. En su estudio, enfocaron su atención en la electroobtención del telurio después de la lixiviación alcalina del telurio cementado y la precipitación de impurezas con Na₂S. Como resultado, lograron obtener hasta un 80% de telurio en un periodo de 6 horas aplicando un potencial de 4 V y una concentración inicial de telurio de 24g/L. El selenio, presente en la solución como impureza (0.06%), prácticamente no interfirió en la electrodeposición del telurio, que alcanzó una pureza superior al 99.9%.

Y.C. Ha, et al. (2000) [33], estudiaron el comportamiento electroquímico del telurio en

² Potencial en el cual la corriente de reducción u oxidación es la mitad de su valor máximo en una curva de polarización.

una solución de 2.5 mol/L de NaOH (1.28 g/L de Te) para la recuperación de telurio desde una solución de lixiviación alcalina de telurio cementado. A partir de estas condiciones, buscaron optimizar el proceso de electrodeposición, determinando el rango de potencial para un depósito estable de telurio.

En sus experimentos de voltametría lineal catódica, utilizando un electrodo de disco rotatorio de platino a una velocidad de rotación de 300 rpm y de barrido de 0.166 mV/s, identificaron una primera corriente de reducción a un valor aproximado de -0.4 V/Hg/HgO (0.098 V/ENH) que atribuyeron a la reducción del oxígeno disuelto. Aproximadamente a -0.76 V/Hg/HgO, identificaron una segunda corriente de reducción que atribuyeron a la reducción del TeO_3^{2-} a Te. A potenciales más negativos, la identificación de la reacción de reducción según estos autores se volvió complicada, debido a una posible reacción de reducción de Te a Te_2^{2-} y la evolución de hidrógeno, lo que causó la descomposición del telurio depositado. Para identificar la reducción de Te a Te_2^{2-} , los autores utilizaron un electrodo de disco rotatorio de telurio. Con este electrodo, los autores observaron un cambio de color de la solución de incolora a púrpura, que atribuyeron formación del ion ditelururo a partir de la reducción del telurio depositado.

A partir de los experimentos, los autores determinaron que el rango de potencial para la electrodeposición de telurio en metales como el platino es muy estrecho y ocurre en el rango de -0.8 a -0.95 V/Hg/HgO. A potenciales más negativos el telurio depositado puede desprenderse de la superficie del cátodo debido a la evolución de hidrógeno y a la reducción de Te en forma del ion ditelururo. Según estos autores, el ion ditelururo que se forma se desproporciona en Te y Te_2^{2-} , y este último reacciona con el telurio presente para formar telurio coloidal en la solución. Adicionalmente, identificaron que durante la electroobtención de telurio, el selenio, presente como impureza, no se depositó junto con el telurio, asociándolo esto a su baja conductividad eléctrica y concentración.

En publicaciones más recientes, Wu et al. (2017) [29], realizaron varios estudios electroanalíticos, incluyendo voltametría lineal y cronoamperometría, utilizando diferentes concentraciones de Te en soluciones acuosas de NaOH. En sus experimentos emplearon un electrodo de disco rotatorio de oro o de oro recubierto de telurio a una temperatura de 23°C y con una tasa agitación de 2000 rpm. Estos estudios tuvieron como objetivo investigar la cinética electroquímica del telurio y su efecto en la tasa de depositación, la eficiencia de corriente, la morfología y la cristalinidad de los depósitos. Los resultados se referenciaron con respecto al electrodo de referencia Ag/AgCl (0.02 V/ENH).

Con respecto a la voltametría lineal, variando la concentración de Te de 0 a 38.3 g/L y el pH de 12.5 a 14.7, a una velocidad de barrido de 1 mV/s, los autores encontraron que, a un pH de 12.5, la diferencia en los potenciales de inicio, entre la reducción de los iones TeO_3^{2-} a Te y la reducción de Te a iones Te_2^{2-} , fue de aproximadamente 0.24 V (-0.74 V y -0.98 V, respectivamente). Y a un pH de 14.4, la diferencia se redujo a aproximadamente 0.08 V (-0.84 V y -0.92 V, respectivamente).

Con respecto a la cronoamperometría, a un pH de 12.5 y una concentración de Te de 38.3 g/L, cuando trabajaron con potenciales de depositación de -0.8 y -0.9 V, la película de telurio que depositaron fue compacta con una microestructura columnar. A un potencial de depositación de -1.0 V, la morfología de la superficie se volvió nodular, y cuando el potencial de depositación fue más catódico que -1.1 V, la tasa de formación de iones Te_2^{2-} aumentó significativamente, lo que llevó al deterioro de la morfología del telurio. Además, la tasa de depositación promedio aumentó con el incremento en el potencial de depositación, sin embargo, la eficiencia de corriente disminuyó a 89% cuando se trabajó a un potencial de -1.0 V, en contraste con las eficiencias de 93% y 96% observadas a potenciales de -0.8 y -0.9V, respectivamente. Disminución que los autores atribuyeron a la reducción del telurio en iones Te_2^{2-} . En cuanto al pH, este tuvo un impacto menor en la tasa de depositación y la eficiencia de corriente. Su mayor efecto fue observado en la morfología de la película de Te depositada, donde obtuvieron películas compactas de Te cuando el pH de la solución estaba entre 11.3 y 12.5, mientras que fuera de este rango, las películas mostraron una estructura porosa. Según el estudio, la agitación también desempeñó un papel crucial en la electrodeposición de Te. Donde, a una tasa de agitación de 2000 rpm, las películas de telurio que electrodepositaron tuvieron una morfología compacta con facetas bien desarrolladas.

Xu, et al. (2020) [34] electrodepositaron Te a partir de una solución alcalina utilizando una celda de electrodeposición ciclónica con electrodos concéntricos. Este diseño cuenta con un ánodo cilíndrico central rodeado por un cátodo cilíndrico en la parte exterior, y el electrolito se introduce a alta velocidad desde la base de la celda, circulando continuamente gracias a una bomba. Prepararon electrolitos utilizando diferentes concentraciones de Te refinado en soluciones acuosas de NaOH y analizaron el comportamiento electroquímico del ion TeO_3^{2-} a 25°C en solución alcalina mediante voltametría cíclica y de barrido lineal.

En la voltametría cíclica, los autores identificaron en la curva tres picos catódicos (marcados como C1, C2 y C3) y un pico anódico (marcado como A1), que fueron

asociados a distintas reacciones de reducción y oxidación. El primer pico catódico C1, a -0.14 V/Hg/HgO , lo correlacionaron con la reducción del oxígeno disuelto. El segundo C2, a -0.82 V/Hg/HgO , fue atribuido a la reducción electroquímica del ion TeO_3^{-2} a Te. El tercero C3, a -0.94 V/Hg/HgO , fue asociado con la reducción de Te a iones Te_2^{2-} , respaldado por un cambio en el color de la solución de incolora a púrpura, fenómeno que también ha sido reportado por otros autores. Finalmente, el pico anódico A1 fue atribuido a la oxidación del Te electrodepositado formado durante el proceso de reducción catódica.

Estos autores también determinaron que la electrodeposición de Te es un proceso irreversible, controlado por la transferencia de carga y la difusión. Obtuvieron un coeficiente de transferencia de 0.36 y un coeficiente de difusión de telurito en solución alcalina de $1.03 \times 10^{-6} \text{ cm}^2/\text{s}$.

Finalmente, evaluaron los efectos de la concentración de telurio, la concentración de NaOH, el caudal del electrolito, la densidad de corriente y los sustratos de cátodo en la electrodeposición de Te mediante tecnología de electroobtención en ciclón. Los mejores resultados se lograron con una eficiencia de corriente del 95.25% y un consumo de energía de 1737.59 kWh/t, utilizando electrolitos que contenían 100 g/L de telurio y 100 g/L de NaOH, con un caudal de 300 L/h de electrolito y una densidad de corriente de 100 A/m^2 , utilizando acero inoxidable 316L como material catódico.

3. Desarrollo experimental

Para investigar el comportamiento electroquímico del telurio en medio alcalino, se realizaron diversas técnicas electroquímicas para caracterizar la reducción electroquímica del telurito (TeO_3^{2-}) evaluando el efecto de variables como el pH de la solución, composición del electrolito, agitación y naturaleza del electrodo. Para cumplir con los objetivos de la presente memoria de título, se llevaron a cabo pruebas electroquímicas preparando distintas soluciones de dióxido de telurio de grado técnico, empleando una variedad de instrumentación electroquímica y equipos de laboratorio.

3.1. Condiciones experimentales

Los experimentos electroquímicos se llevaron a cabo utilizando un potenciostato Radiometer Copenhagen modelo PGZ402, controlado a través del software VoltaMaster 4. Al equipo se conectó una celda electrolítica de vidrio encamisada de 200 mL con cinco aberturas (Figura 9). En las aberturas fueron dispuestos el electrodo de trabajo, el electrodo de referencia y el electrodo auxiliar, mientras que las dos aberturas restantes fueron selladas. En las pruebas con electrodo de disco rotatorio (EDR), debido a la complejidad de su montaje y correcto funcionamiento por su diseño particular, la celda quedó expuesta al ambiente, como se muestra en la Figura 9.

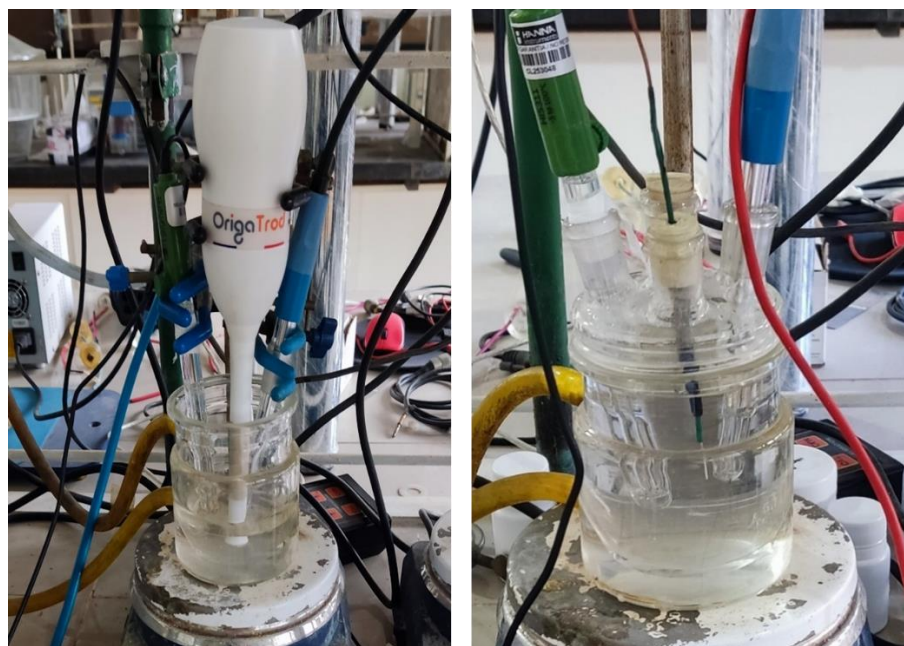


Figura 9. Fotografías del arreglo experimental de la celda electrolítica para las pruebas electroquímicas sobre electrodo fijo (derecha) y rotatorio (izquierda).

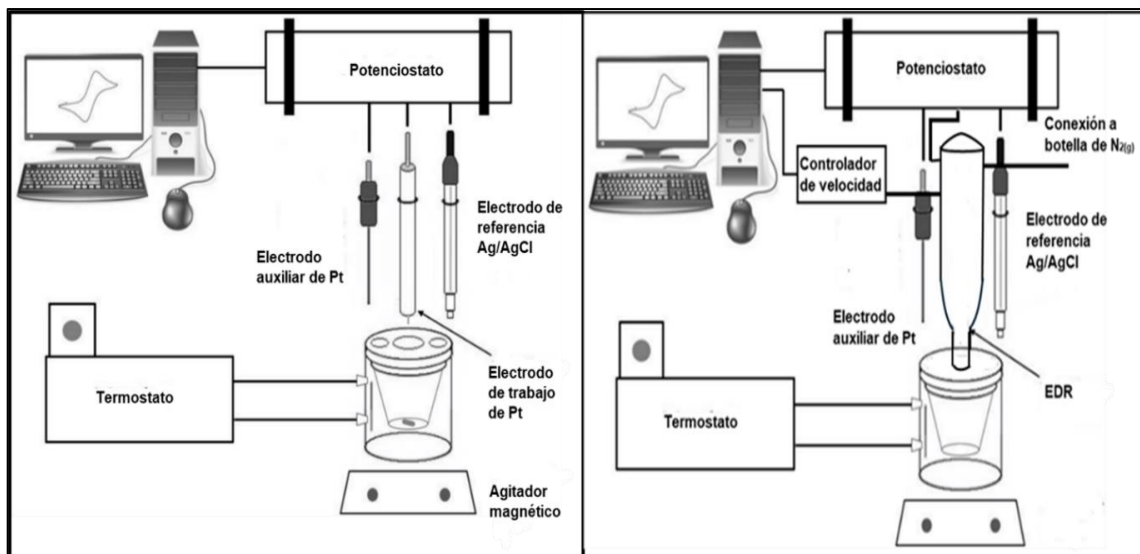


Figura 10. Diagrama esquemático del montaje experimental utilizado en pruebas electroquímicas sobre electrodo fijo (izquierda) y rotatorio (derecha).

Se utilizaron cuatro tipos de electrodos de trabajo: un electrodo de platino de área 1 cm^2 , un electrodo de acero inoxidable tipo 316L montado en resina epóxica de área 1 cm^2 , un electrodo de disco rotatorio (EDR) marca OrigaTrod también de platino, pero de área 0.0314 cm^2 y una barra de acero inoxidable de área 9 cm^2 . Como electrodo de referencia se utilizó un electrodo de Ag/AgCl (0.2 V/ENH), marca Hanna instrument modelo HI5311. Como electrodo auxiliar se utilizó un alambre de platino de alta pureza. Con el objetivo de mantener la solución en la celda electrolítica a una temperatura constante de $25 \text{ }^\circ\text{C}$, esta se conectó a un baño termostático con recirculación de agua, de marca GRANT. Para la homogenización y disolución de las especies en la solución, se empleó un agitador magnético de marca SCILOGEX, modelo MS-H280-Pro, operando a 300 rpm y 25°C . Además, se emplearon balanzas analíticas e instrumentos volumétricos, como vasos precipitados y pipetas.

Se prepararon dos soluciones alcalinas en agua desionizada para las pruebas electroquímicas, con el fin de estudiar el comportamiento electroquímico del telurio en la celda electrolítica, tanto de manera individual, como en presencia de otras especies como el selenio. Las soluciones alcalinas tuvieron concentraciones de hidróxido de sodio (NaOH) de 0.1 mol/L y 2.5 mol/L . Además, se preparó una solución adicional para la limpieza de los electrodos. En cuanto a los reactivos, se utilizó dióxido de telurio de marca Aldrich (243450-50g) de pureza 99% y dióxido de selenio de marca Aldrich (325473- 100g) de pureza 98%.

3.2. Procedimiento experimental

Para la preparación de la solución de 0.1 mol/L de NaOH, se esperó a que la temperatura alcanzara 25 °C antes de añadir el hidróxido de sodio. Luego, se dejó disolver durante 5 minutos antes de añadir los demás reactivos. En el caso de la solución de 2.5 mol/L de NaOH, se añadió primero el hidróxido de sodio y luego se dejó enfriar hasta que la temperatura alcanzara 25°C, antes de añadir los demás reactivos. Para la disolución de los demás reactivos se esperó 5 minutos antes de empezar la prueba electroquímica. Las soluciones de concentraciones definidas de NaOH de 0.1 mol/L y 2.5 mol/L se prepararon con el objetivo de alcanzar un pH de 13 y 14.4, respectivamente. Este ajuste de pH se basó en la observación de que no se producía un cambio en el pH a bajas concentraciones de telurio en solución. Esta conclusión se verificó experimentalmente al observar que el pH de las soluciones se mantenía constante, indicando que no era necesario añadir más hidróxido de sodio al sistema para mantener el pH. Sin embargo, en experimentos de cronopotenciometría con concentraciones más altas de telurio (20 g/L de Te), se observó un descenso en el valor del pH desde un valor inicial de 13 (antes de añadir el TeO₂) hasta un valor aproximado de 10 después de la adición de TeO₂. Por lo tanto, en estos casos fue necesario añadir más NaOH para compensar la disminución del pH.

La solución adicional consistió en una solución concentrada con ácido nítrico para limpiar los electrodos de trabajo y auxiliar después de cada prueba cuando el electrodo presentaba depositación.

A continuación, se enumeran los pasos seguidos del procedimiento experimental sobre electrodo fijo:

1. Se añadieron 200 mL de solución a la celda electrolítica, que estaba posicionada sobre la placa magnética y conectada al baño termostático.
2. El baño termostático se encendió y fijó en 25°C (0.1 mol/L de NaOH) o se esperó a que la solución llegara a los 25 °C para encender el baño termostático (2.5 mol/L de NaOH).
3. Se configuró la celda electrolítica sumergiendo los electrodos previamente conectados al potencióstato, verificando una separación adecuada de estos en la celda y asegurando una correcta conexión.
4. Luego, se encendió el Voltmaster y se configuró una nueva secuencia, ingresando datos relevantes como la fecha, tipo de prueba, electrodos utilizados y comentarios

adicionales. A continuación, se especificó la técnica a emplear y se inició la prueba.

5. Una vez finalizada la prueba, se extrajeron los datos obtenidos para su posterior análisis. Posteriormente se desmontó la celda y se limpiaron tanto los electrodos como la celda electrolítica para dejarlos listos para futuras pruebas.

Para la prueba con electrodo de EDR, se llevaron a cabo los siguientes pasos para garantizar un montaje adecuado y un correcto funcionamiento del EDR en conjunto con el motor controlador de la velocidad del EDR (OrigaBox). En primer lugar, se fijó la punta del electrodo al EDR y se conectó tanto al OrigaBox como al potenciostato. Luego, el OrigaBox se conectó a una fuente de alimentación y al computador. Finalmente, se instaló el software de control de velocidad en el computador para completar la configuración.

Antes de montar el EDR en la celda, se conectó la entrada de gas del OrigaTrod a una botella de gas inerte de nitrógeno para proteger al electrodo de la corrosión. Debido a dificultades para mantener los 3 electrodos en la celda funcionando correctamente (la forma de la tapa de la celda causaba contacto entre los electrodos, impidiendo su correcto funcionamiento), fue necesario sujetar todos los electrodos mediante un soporte con ganchos (Figura 9). Esto dejó la celda más expuesta al ambiente, a diferencia de los experimentos anteriores. Una vez terminado el montaje, se ajustó la velocidad del electrodo y finalmente se inició la prueba.

3.3. Programa de pruebas

Con el objetivo de analizar el impacto de distintas variables en la cinética de reducción electroquímica del telurito, se diseñó un programa de pruebas en el que se emplearon diversas técnicas electroquímicas, como la medición del potencial del circuito abierto (OCP), voltametría lineal y cronopotenciometría. Este programa de pruebas se resume en una serie de tablas numeradas desde la 1 a la 11.

En la Tabla 1 se presentan las condiciones de experimentales para la medición del OCP con distintas concentraciones de Te. La Tabla 2 se resumen los parámetros utilizados en las pruebas de voltametría lineal realizadas con electrodo fijo, donde la velocidad de barrido solo se modificó en el apartado 4.2.3 (efecto de la velocidad de barrido).

En las Tablas 3, 4 y 5 se muestran las condiciones experimentales empleadas en las voltametrías lineales llevadas a cabo para analizar el efecto del solvente y la concentración de Te en solución, la velocidad de barrido de potencial, y el sustrato del electrodo de trabajo junto con el pH.

Tabla 1. Condiciones de trabajo en las mediciones de OCP.

T (°C)	Tiempo (min)	pH	Electrodo de trabajo	Agitación (rpm)	g/L de Te
25	40	13	Pt	300	1
					3
					5

Tabla 2. Parámetros de las voltametrías lineales realizadas sobre electrodo fijo.

T (°C)	A electrodo de trabajo (cm ²)	Agitación (rpm)	v (mV/s)	Barrido de potencial (V)
25	1	300	10	Desde 0.2 hasta -2

Tabla 3. Condiciones experimentales para analizar e interpretar el efecto del solvente y la concentración de Te en solución.

Electrodo de trabajo	pH	g/L de Te
Pt	13	0
		1
		3
		5

Tabla 4. Condiciones experimentales para analizar e interpretar el efecto de la velocidad de barrido de potencial.

Electrodo de trabajo	pH	g/L de Te	v (mV/s)
Pt	13	3	1
			10

Tabla 5. Condiciones experimentales para analizar e interpretar el efecto del pH y electrodo de trabajo.

g/L de Te	pH	Electrodo de trabajo
0	13	Pt
		SS
	14.4	Pt
		SS
3	13	Pt
		SS
	14.4	Pt
		SS

Siguiendo con el programa de pruebas de voltametría lineal sobre electrodo fijo, en la Tabla 6 se muestran las condiciones experimentales utilizadas para la identificación de la reducción del Te, y en la Tabla 7 se presentan las variaciones en las concentraciones del Se y Te para analizar el efecto del Se en la reducción del telurito.

Tabla 6. Condiciones experimentales para identificar la reducción del Te electrodepositado a Te_2^{2-} .

Electrodo de trabajo	g/L de Te	pH
Pt ³	0	13
		14.4
	5	13
		14.4

Tabla 7. Condiciones experimentales para analizar e interpretar el efecto del Se en la reducción del telurito.

pH	Electrodo de trabajo	g/L de Te	g/L de Se
13	Pt	0	3
		3	0
		0.5	3
		3	0.5

Con respecto a las pruebas de voltametría lineal realizadas sobre electrodo de disco rotatorio (EDR), la Tabla 8 resume los parámetros establecidos en las pruebas de voltametría lineal sobre EDR y la Tabla 9 presenta las distintas velocidades de rotación utilizadas.

Tabla 8. Parámetros de las voltametrías lineales realizadas sobre EDR.

T (°C)	v (mV/s)	Electrodo de trabajo	A de electrodo de trabajo (cm²)	g/L Te	Barrido de potencial (V)
25	10	Pt	0.0314	0.5	Desde 0.2 hasta -2

³ Electrodo de Pt cubierto de Te previa cronoamperometría realizada.

Finalmente, en las pruebas de cronopotenciometría, la Tabla 10 presenta los valores de los parámetros utilizados en este caso, y la Tabla 11 ilustra la variación en el pH y en la intensidad de corriente aplicada.

Tabla 9. Variación en la velocidad de rotación del EDR a distintos pH.

w (rpm)	pH
200	13
	14.4
500	13
	14.4
800	13
	14.4
1100	13
	14.4

Tabla 10. Parámetros de las cronopotenciometrías realizadas sobre una barra de acero inoxidable.

T (°C)	Electrodo de trabajo	A de electrodo de trabajo (cm²)	g/L de Te	Agitación (rpm)
25	Barra de acero inoxidable	9	20	300

Tabla 11. Condiciones experimentales en las pruebas de cronopotenciometría.

Intensidad de corriente (A)	pH	Tiempo (min)
0.02	10	409
0.03	13	344

4. Resultados y discusiones

Para lograr optimizar un proceso de electroobtención del Te disuelto mediante la lixiviación alcalina de los BA, es necesario caracterizar el comportamiento electroquímico de la cinética de reducción del ion TeO_3^{2-} a Te. Esto se llevó a cabo utilizando diversas técnicas electroquímicas y variando diferentes variables experimentales.

Para asegurar la fiabilidad de los resultados obtenidos, primero se verificó la reproducibilidad con el objetivo de establecer y validar el margen de error experimental en las mediciones. El detalle sobre la reproducibilidad se presenta en el Anexo A.

Todos los potenciales presentados a continuación están referenciados con respecto al electrodo de referencia Ag/AgCl (0.2 V/ENH).

4.1. Medición de potencial de circuito abierto

Para determinar el potencial de equilibrio de la solución, se midieron los potenciales de circuito abierto a distintas concentraciones de Te, como se muestra en la Tabla 12. En condiciones fuertemente alcalinas, el Te estaría en solución principalmente como ion telurito, según el diagrama de Pourbaix para el sistema Te-H₂O a 25 °C (Figura 8). En las condiciones de potencial de abandono, el único equilibrio termodinámico que podría estar ocurriendo sería el del par redox $\text{TeO}_4^{2-}/\text{TeO}_3^{2-}$ (ecuación 26). Esto se debe a la ausencia de Te elemental en el sistema electroquímico, lo que descartaría el equilibrio termodinámico representado por el par redox $\text{TeO}_3^{2-}/\text{Te}$ mostrado en la ecuación 24.

Ubicando los potenciales experimentales en el diagrama de Pourbaix del sistema Te-H₂O (Figura 11), se podría concluir que la especie estable es el ion telurato, el cual, en presencia de NaOH podría precipitar como Na_2TeO_4 . Conclusión que podría estar apoyada por la observación de un precipitado al inicio y durante la prueba realizada a una concentración de 5 g/L de Te. Sin embargo, esta suposición presenta inconsistencias.

Tabla 12. Potenciales de circuito abierto medidos a distintas concentraciones de Te.

g/L de Te	$E_{\text{Experimental}}$ (V/ENH)
1	0.211
3	0.219
5	0.269

Primero, al reemplazar los valores de potencial obtenidos en la ecuación 27, la

proporción de telurato en solución resultante sería desproporcionadamente mayor que la de telurito, lo cual no concuerda con la observación experimental de un precipitado apenas perceptible en la prueba con 5 g/L de Te. Esta leve precipitación podría deberse, más bien, a una disolución incompleta o lenta del dióxido de Te a mayores concentraciones de Te. Segundo, para que ocurra la oxidación de telurito a telurato, tendría que haber un agente oxidante en solución. El oxígeno disuelto podría ser esta especie, pero su concentración es mínima (del orden de unas pocas ppm en solución), por tanto, es improbable que este fenómeno esté ocurriendo.

Dicho lo anterior, la información termodinámica y los resultados experimentales obtenidos permiten afirmar que la especie estable en condiciones de equilibrio sería principalmente el ion telurito.

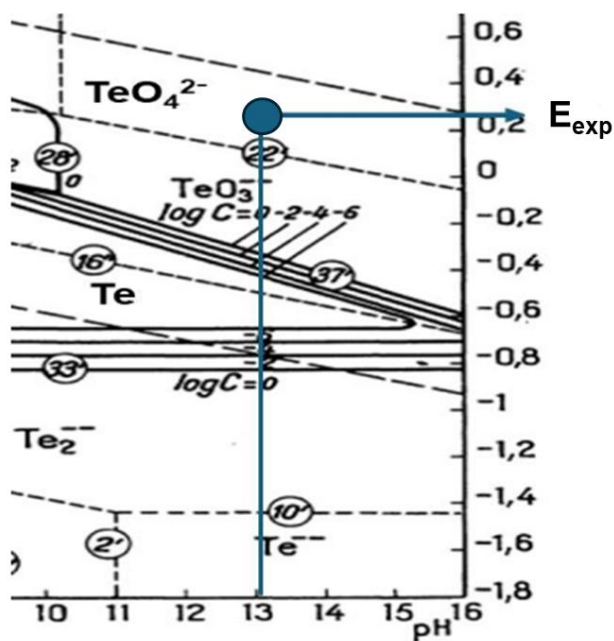


Figura 11. Acercamiento del diagrama de Pourbaix del sistema Te-H₂O.

4.2. Estudio electroquímico de la zona de reducción mediante voltametría lineal

4.2.1. Efecto de la reducción del agua (EDH) en el sistema

Con el objetivo de evaluar el comportamiento cinético del Te en medio alcalino considerando la EDH, se realizaron voltametrías lineales empleando soluciones en ausencia y presencia de Te a concentraciones de 1, 3 y 5 g/L de Te, las curvas de

polarización obtenidas se muestran en las Figuras 12 y 13.

En la Figura 12, en la solución en ausencia de Te, se observa un aumento significativo en la densidad de corriente desde un valor de potencial de -0.93 V, el que se atribuye a la reducción del agua a H_2 . Análogamente, en las soluciones con adición de Te, este incremento de corriente se observa desde un valor de potencial desde -0.79 V, el que estaría asociado a la reducción del telurito a Te. Esto concuerda con los valores de potencial de reducción reportados en la literatura [29, 33, 34]. Adicionalmente, durante las experiencias se observó la formación de una capa de color negro en la superficie del electrodo de trabajo, que podría asociarse a la formación de Te metálico.

Al magnificar las curvas de polarización (Figura 13), se observa un leve incremento en la densidad de corriente en el rango de potencial -0.1 y -0.4 V, el mismo fenómeno fue observado por otros autores [33 - 34], y ha sido atribuido a la reducción de oxígeno disuelto. La pequeña variación observada en la densidad de corriente en términos de la concentración de ion TeO_3^{2-} estaría más bien asociada a los errores experimentales de la experiencia (agitación utilizada no estable, por lo que la reproducibilidad de las curvas varía) más que a un efecto atribuible al ion telurito.

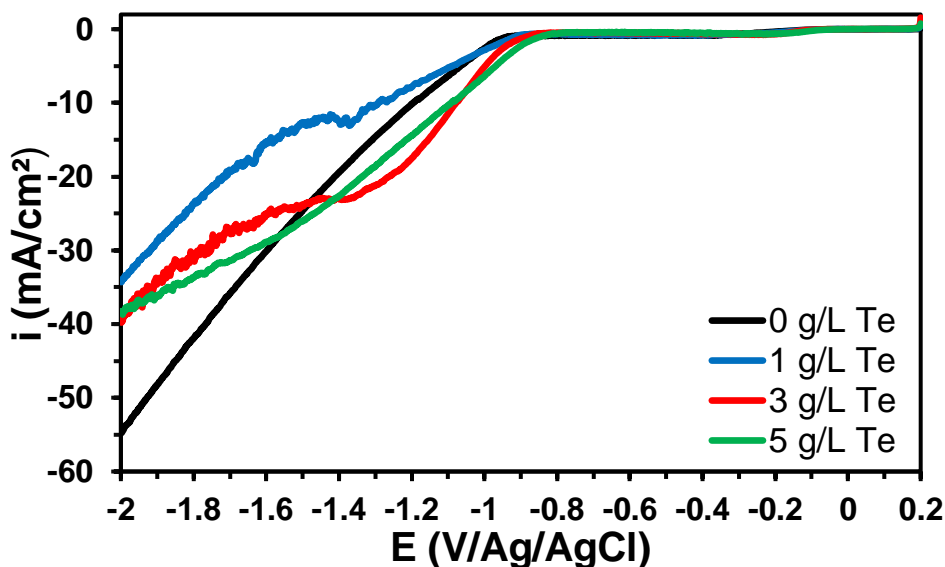


Figura 12. Curvas de polarización del agua y Te a distintas concentraciones.

Con respecto a la EDH y su posible interferencia en la reducción del telurito, se observa una cercanía en los potenciales de reducción del agua y del ion telurito, siendo esta diferencia menor a concentraciones más bajas de telurito. De acuerdo con los resultados obtenidos, la reducción del agua ocurre a aproximadamente -0.93 V, mientras que la reducción del telurito comienza entre -0.79 y -0.89 V dependiendo de la concentración

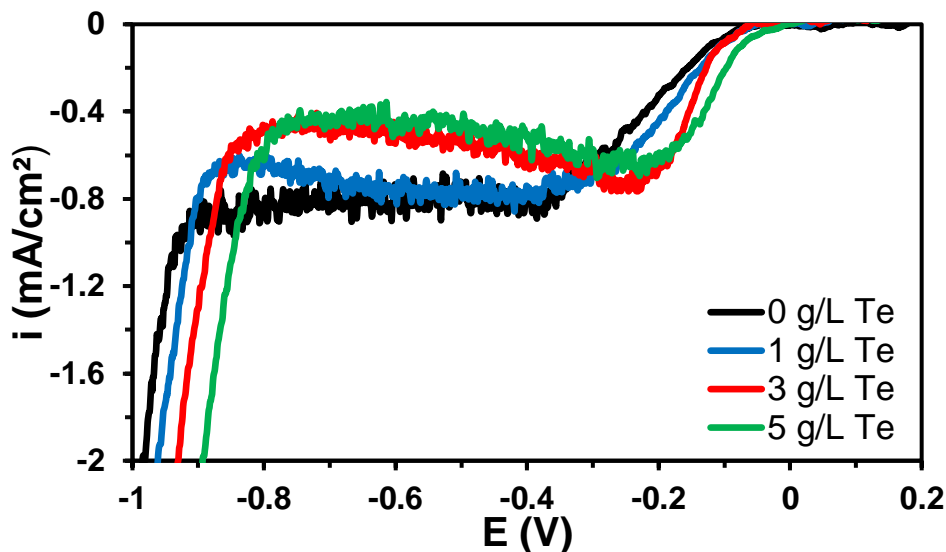


Figura 13. Ampliación de las curvas de polarización del agua y Te a distintas concentraciones.

de telurio utilizada. Esta pequeña diferencia limita el valor de potencial al que se debe trabajar para evitar la ocurrencia de la reacción parásita de la reducción del agua. Lo que fue verificado a nivel experimental observándose el desprendimiento del Te depositado sobre el electrodo de trabajo a valores de potencial sobre -1.3 V para concentraciones de 1 y 3 g/L de Te. Junto con el desprendimiento se observó la formación de burbujas en la superficie del electrodo asociada a la EDH. Cabe destacar, que al aumentar la concentración de Te a 5 g/L, el depósito obtenido presento una mayor adherencia, por lo que la formación de burbujas en la superficie no logró desprender el depósito obtenido (Figura 14).

Esto podría deberse a que una mayor concentración de Te aumenta la disponibilidad de iones para la reducción en el electrodo, acelerando la tasa de electrodeposición y favoreciendo un depósito más adherente antes de que la EDH se vuelva predominante. Además, como el Pt es un catalizador más eficiente que el Te para la reducción del agua, permite que la EDH sea menos significativa en la superficie del electrodo recubierto con un depósito adherente de Te en la concentración de 5 g/L, lo cual contribuye a la estabilidad del depósito en comparación con las concentraciones menores, donde la adherencia es insuficiente para resistir el efecto de la EDH.

4.2.2. Efecto de la concentración de telurito

Como se observó en el apartado anterior, la concentración de Te tiene un efecto importante en la cinética de su reducción, lo que sugiere la existencia de un control por difusión. A mayor concentración, en general, se alcanzaron mayores densidades de

corriente en la reducción de los iones telurito a telurio. En el rango de potenciales entre -1.05 y -1.42 V, la cinética de reducción más rápida correspondió a la curva de polarización con 3 g/L de Te, seguida por la de 5 g/L de Te (Figura 12). Respecto al inicio de los potenciales de reducción, se distingue una tendencia conforme a lo esperado termodinámicamente (ecuación 25), donde a mayores concentraciones, los potenciales de reducción se tornan más anódicos.

La mayor disponibilidad de iones telurito en solución favorece las reacciones de reducción, ya que hay más iones disponibles para participar en la reacción electroquímica. Esto podría explicar por qué la película de Te metálico formada en el electrodo al trabajar con 5 g/L de Te no fue desplazada por la EDH durante todo el barrido de potencial (Figura 14). En contraste, al utilizar concentraciones menores de Te, el depósito resultó poco adherente y, por lo tanto, fue fácilmente desplazado por el hidrógeno gaseoso formado (Figura 15).

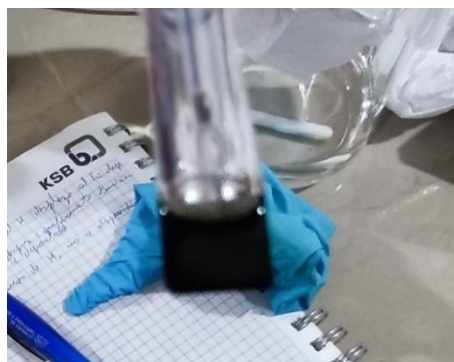


Figura 14. Electrodeposición de telurio metálico adherido sobre el electrodo de trabajo (Concentración = 5g/L de Te).



Figura 15. Presencia de telurio suspendido en la solución (izquierda) y formación de depósito poco adherente de Te sobre el electrodo de trabajo (derecha) en solución con 3g/L de Te.

4.2.3. Efecto de la velocidad de barrido de potencial

Se realizaron voltametrías lineales a dos velocidades de barrido de potencial: 1 y 10 mV/s. En la Figura 16 se muestran dos curvas de polarización a diferentes velocidades de barrido de potencial. La Figura 17 presenta un acercamiento de la figura anterior para una mejor visualización de los fenómenos que están ocurriendo.

En el rango de potencial que va desde el potencial de reducción del ion telurito a Te, hasta aproximadamente -1.3 V, no se observa una diferencia significativa en las densidades de corriente obtenidas a 1 y 10 mV/s. Esto implica que fenómenos relacionados con la cinética de la reacción no tienen un impacto apreciable en el comportamiento electroquímico dentro de este intervalo de potencial.

A potenciales más negativos, se observa una mayor diferencia en las densidades de corrientes obtenidas. A 1 mV/s, se distingue claramente un pico catódico a aproximadamente -1.3 V. La formación de este pico catódico podría sugerir un posible agotamiento de los iones telurito en solución, lo que indicaría que la velocidad de la reacción en torno a este potencial podría estar siendo controlada por la difusión de los iones telurito hacia el electrodo. Este fenómeno es más evidente a 1 mV/s que a 10 mV/s, ya que una velocidad de barrido más lenta permitiría que la reacción tenga más tiempo para desarrollarse, facilitando la limitación por difusión.

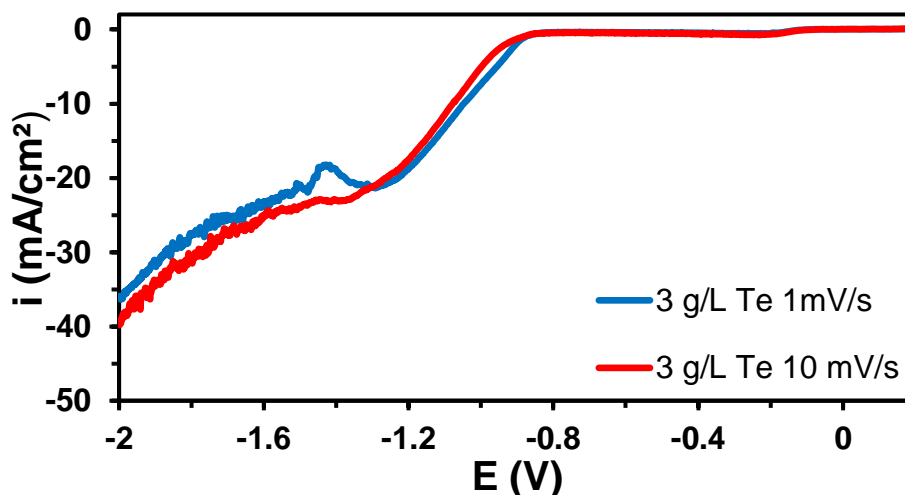


Figura 16. Curvas de polarización obtenidas a distintas velocidades de barrido de potencial (v).

Además, la formación del pico catódico también podría estar asociada al agotamiento del TeO_3^{2-} y la posterior formación de Te_2^{2-} , el cual reaccionaría con TeO_3^{2-} en las cercanías del electrodo para formar Te en forma de polvo en la solución.

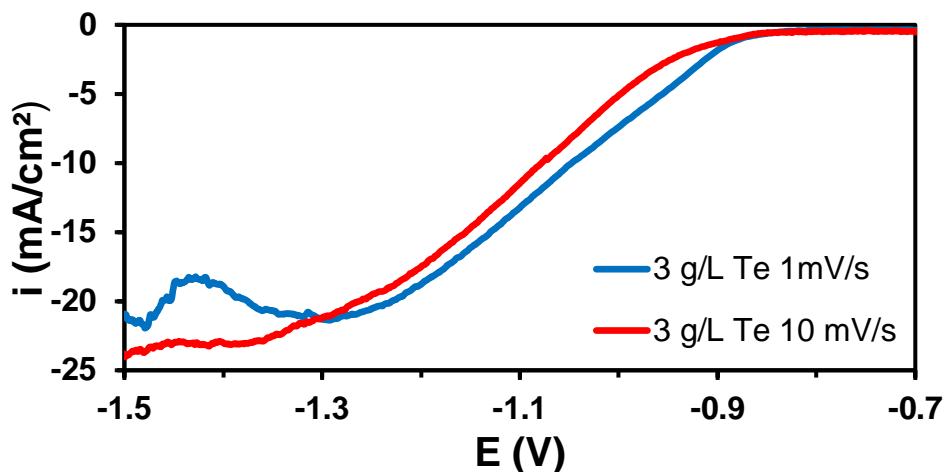


Figura 17. Ampliación de las curvas de polarización obtenidas a distintas v .

Esta reacción podría inhibir el transporte de TeO_3^{2-} hacia la superficie del electrodo, generando una capa que dificultaría la electrodeposición uniforme de Te [29], lo que sugiere que el fenómeno podría no estar exclusivamente relacionado con el agotamiento de TeO_3^{2-} . Además, a esta velocidad de barrido, se observó un ligero cambio en la coloración de la solución, así como Te precipitado en forma de polvo, lo que indicaría que el Te electrodepositado no solo se redujo a Te_2^{2-} , sino que también reaccionó con el TeO_3^{2-} en solución. La Figura 18 ilustra la formación de Te en polvo y el ligero cambio de coloración en la solución.



Figura 18. Te precipitado como polvo y ligero cambio en la coloración de la solución ($v=1$ mV/s).

4.2.4. Efecto del pH y electrodo de trabajo

Para poder determinar condiciones óptimas en un proceso de electrodeposición de Te, es necesario también explorar que ocurre en el sistema al realizar variaciones en el valor del pH y en el material del electrodo de trabajo. Por lo que se llevaron a cabo voltametrías lineales a valores de pH de 13 y de 14.4 (2.5 mol/L de NaOH) sobre electrodo de trabajo de platino y acero inoxidable tipo 316 L. Estas variaciones tuvieron los siguientes objetivos: observar un posible aumento o disminución en la densidad de corriente catódica durante la reducción de telurito e identificar el efecto sobre la EDH. Adicionalmente, se evaluó como influyen estas variables en el inicio de la reducción del telurito.

De la Figura 19, que muestra las curvas de polarización obtenidas al variar el sustrato a un pH 13, se puede inferir que la pendiente más pronunciada en la curva de Pt en presencia de Te indica que la velocidad de reducción del telurito en un sustrato tipo SS es menor, lo que sugiere que el Pt es un catalizador más eficiente para la reducción del telurito. Además, a potenciales más negativos en presencia de Te en la solución, la curva de SS muestra una especie de depresión que no se observa claramente en la curva de Pt. Lo que podría deberse al control de la velocidad de la reacción electroquímica por difusión de los iones telurito, debido al agotamiento de los iones telurito en solución.

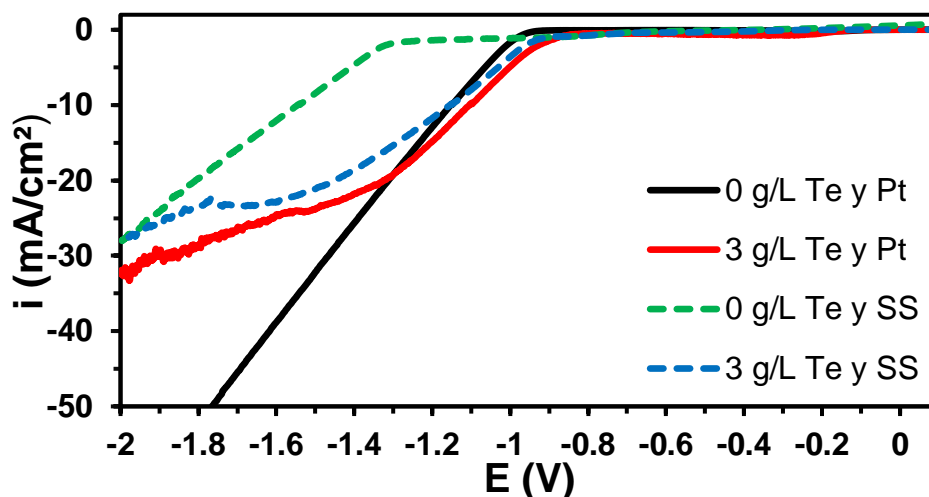


Figura 19. Curvas de polarización obtenidas a pH 13 y a distintas concentraciones de Te con diferentes electrodos de trabajo. Las líneas discontinuas representan acero inoxidable 316L como sustrato, y las líneas continuas representan Pt como sustrato.

En relación a la EDH, al comparar las curvas de polarización sin Te en solución, se observa que la EDH se da a valores más negativos de potencial cuando se utiliza SS

como sustrato. Esto sugiere que se podría operar a potenciales más negativos para la electrodeposición de Te sin que ocurra la EDH, lo que evitaría la consecuente pérdida de eficiencia de corriente. Sin embargo, con este electrodo se observaron menores tasas de reducción, y una vez que predominó la EDH, esta desprendió el Te electrodepositado de manera similar a lo observado con el otro electrodo.

Finalmente, en cuanto al inicio de la reducción del telurito a telurio, este ocurre a -0.895 V cuando se usa acero inoxidable como electrodo de trabajo, y a -0.81 V cuando se usa platino.

De la Figura 20, que muestra las curvas de polarización obtenidas al variar el electrodo de trabajo a un pH 14.4, se puede ver que la similitud entre las curvas de polarización discontinuas podría significar que, cuando se utiliza acero inoxidable como electrodo de trabajo a un pH de 14.4, la reducción del telurito podría no ser significativamente favorecida en estas condiciones, afectando en menor medida la cinética de reducción sobre el acero inoxidable. Por lo tanto, el proceso de reducción podría estar dominado por otros factores relacionados con la reducción del agua o reacciones secundarias, en lugar de la reducción directa del telurito. Bajo estas condiciones de pH, podrían estar ocurriendo reacciones secundarias o efectos de interacción del material del electrodo (SS) con las especies presentes en la solución, complicando la correcta interpretación de los procesos electroquímicos involucrados. Esto sugiere que el acero inoxidable no es un sustrato adecuado en estas condiciones, ya que la presencia de Te en la solución no altera sustancialmente la respuesta electroquímica.

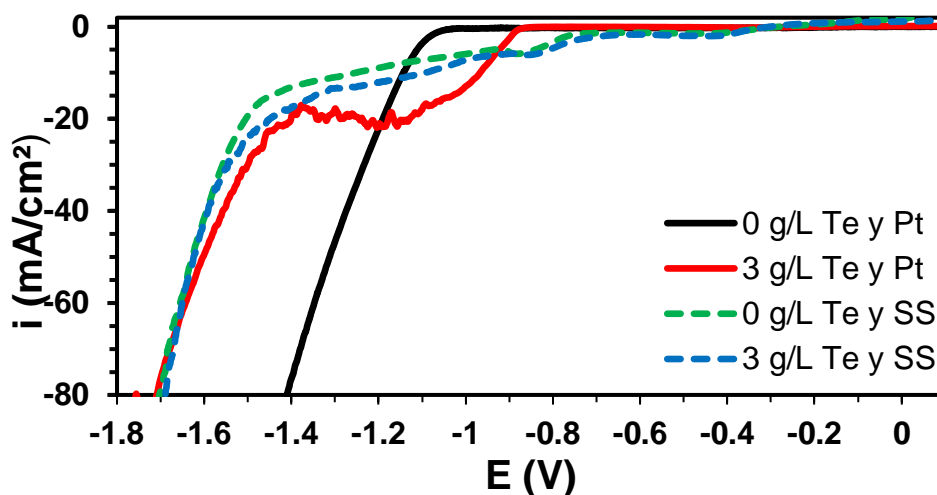


Figura 20. Curvas de polarización obtenidas a pH 14.4 y a distintas concentraciones de Te con diferentes electrodos de trabajo. Las líneas discontinuas representan acero inoxidable 316L como sustrato, y las líneas continuas representan Pt como sustrato.

Observando las curvas de polarización continuas a pH 14.4, se observa que la reducción del agua ocurre a potenciales más negativos que a pH 13, y que la reducción del telurito inicia casi al mismo potencial que en el caso de cuando se trabaja a pH 13. Lo que implica que, a este pH, existe un mayor rango de potencial para la electrodeposición de Te.

En la curva de polarización continua, en presencia de Te, se observa desde los -1.1 V hasta los -1.4 V aproximadamente, una meseta que presenta cierta variación, que podría indicar un proceso controlado por la difusión de iones en la solución. Además, como se mencionó en el apartado anterior, otra reducción que podría estar ocurriendo es la reducción del telurio depositado a Te_2^{2-} , que podría reaccionar con el TeO_3^{2-} , formando, cerca del electrodo, un precipitado muy fino que podría asociarse a la formación de telurio metálico de acuerdo con la ecuación 32. Lo que podría estar respaldado por la ausencia de Te suspendido en la solución al finalizar la prueba, a diferencia de lo observado en la Figura 15, en que el Te es desprendido por la EDH y por lo tanto este queda suspendido en la solución. Lo mencionado podría indicar que en estas condiciones (pH 14.4) la formación del ion Te_2^{2-} sería más propensa a ocurrir, y por lo tanto, todo el Te electrodepositado sería reducido a Te_2^{2-} , y en menor medida sería desplazado por la EDH.

En la Tabla 13 se entrega un resumen de los potenciales de reducción del agua y del telurito obtenidos a concentraciones de 0 y 3 g/L de Te.

Tabla 13. Potenciales de reducción del telurito y del agua a distintas concentraciones, pH y sustrato.

Concentración de Te (g/L)	pH	Sustrato	E(V)
0	13	Pt	-0.90
		SS	-1.27
	14.4	Pt	-1.03
		SS	-
3	13	Pt	-0.81
		SS	-0.90
	14.4	Pt	-0.82
		SS	-

Del análisis realizado de las Figuras 19 y 20, se puede concluir que el Pt es un sustrato más adecuado para la electrodeposición de Te tanto a pH 13 como a pH 14.4. Esto se

debe a que, en ambos casos, el Pt permite alcanzar mayores tasas de reducción de telurito a telurio, lo que se traduce en una mayor electrodeposición de telurio. Sin embargo, el acero inoxidable, a pH 13, permite trabajar en un rango de potencial más negativo sin interferencia significativa de la EDH.

En relación con el pH, se observa que a pH 14.4 se alcanzan mayores tasas de reducción, lo que podría favorecer una electrodeposición más rápida de Te. Sin embargo, a este pH, la electroobtención de Te no es factible con SS. Además, en el caso del Pt, la posible reducción del telurio depositado a Te_2^{2-} podría disminuir el rango de potencial adecuado para una electrodeposición eficiente de Te, debido a la mayor formación de este ion a este valor de pH.

4.2.5. Identificación de la reducción del telurio

A partir de las observaciones obtenidas en los apartados anteriores en relación con la formación de Te_2^{2-} , en este apartado se investiga su posible formación, dada la implicancia que tendría en la eficiencia de un proceso de electroobtención de Te. Según la ecuación 29, la reducción de Te debería ocurrir a -0.92 V , asumiendo una concentración de Te_2^{2-} igual a 10^{-6} mol/L y un pH de 13. Para confirmar esta reacción, se realizaron experimentos de cronoamperometría utilizando una concentración de 5 g/L de Te, con el objetivo de recubrir el electrodo de platino con telurio y facilitar la identificación de su reducción.

Las Figuras 21 y 22 muestran, por un lado, las curvas de polarización sobre el electrodo de trabajo de platino cubierto con telurio depositado mediante cronoamperometría, y por otro, el cambio de color que experimentó la solución de la celda al finalizar la prueba. La Figura 22 muestra un cambio de coloración de incoloro a gris al finalizar la prueba con 5 g/L de Te en solución.

En la Figura 21, la reducción del TeO_3^{2-} no puede ocurrir en las curvas de polarización en las que no hay Te en solución (0 g/L), por lo que el potencial de inicio de reducción de dichas curvas estaría relacionado únicamente con la reducción del Te a Te_2^{2-} . La formación de Te_2^{2-} según algunos autores [29,33], podría estar asociada al cambio de coloración de incoloro a púrpura en la solución de la celda, fenómeno que también fue observado en esta prueba (Figura 22).

El cambio de color fue distinto cuando se trabajó con 5 g/L de Te en solución (Figura 23), y podría estar relacionado con la formación de telurio en forma de polvo suspendido en la solución, como se mencionó anteriormente con respecto a la reacción entre TeO_3^{2-} y

Te_2^{2-} para formar Te.

A pH 13 y sin telurio en solución, el cambio de color de incoloro a púrpura fue menos intenso, lo que podría indicar que el ditelururo tiene una menor tasa de formación a este pH. A este valor de pH, la reacción de reducción del Te ocurrió a un potencial aproximado de -0.94 V, y tras el pico catódico a aproximadamente -1.25 V, la densidad de corriente disminuyó debido al desprendimiento casi total del telurio, dejando la superficie del electrodo de Pt expuesta. Por lo tanto, cualquier incremento adicional en la densidad de corriente sería causado por la EDH.

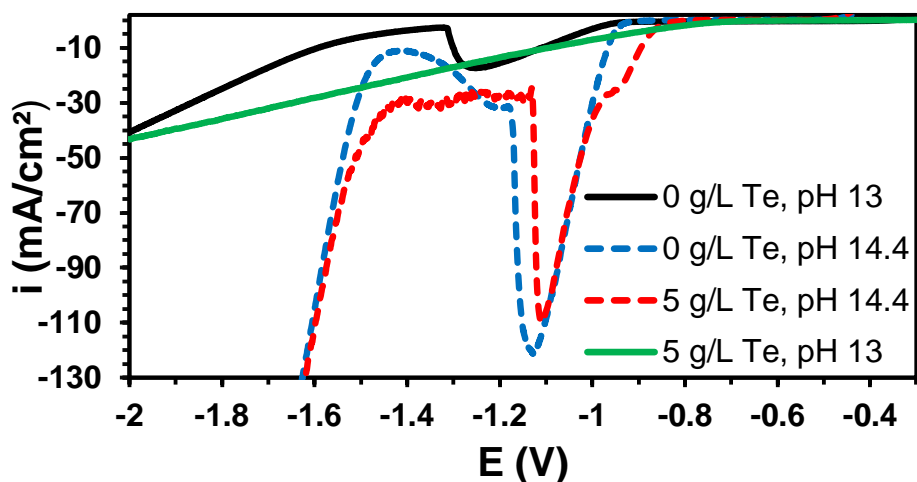


Figura 21. Curvas de polarización a distintas concentraciones de Te y a distintos pH. Las líneas discontinuas se obtuvieron a un pH de 14.4, y las líneas continuas se obtuvieron a un pH de 13.

Cuando se trabajó al mismo pH, pero con 5 g/L de telurio en solución, se observó un cambio en la densidad de corriente catódica a un potencial de -0.66 V, lo que puede atribuirse a la reducción de los iones telurito. A diferencia de las curvas anteriores, a potenciales más negativos, la densidad de corriente aumentó de manera continua, sin un cambio de pendiente en la curva que indicara el inicio o la predominancia de otra reacción de reducción en el sistema.

A pH 14.4, en ausencia de iones TeO_3^{2-} , se observó un aumento en la densidad de corriente alrededor de -0.91 V, seguido de un incremento drástico hasta un pico catódico a -1.13 V. A partir de este potencial, al igual que en el caso anterior, la densidad de corriente disminuyó abruptamente debido al desprendimiento casi completo del Te. Además, a este pH la EDH empezó a manifestarse a potenciales más catódicos que a pH 13.

A este mismo pH, pero en presencia de iones TeO_3^{2-} , se observó un aumento en la

densidad de corriente a -0.83 V. Luego, a un potencial de -0.94 V (coincidente con la reducción del Te en ausencia de telurito a pH 14.4), se apreció un cambio en la pendiente de esta curva de polarización, lo que sugiere la predominancia de la reducción de Te en lugar de la del telurito. Esto confirmaría la mayor estabilidad y ocurrencia de la reducción del Te cuando se opera a un pH muy elevado.



Figura 22. Cambio de color de incoloro a púrpura oscuro en la solución de la celda electrolítica a pH 14.4 y 0 g/L de Te en solución.



Figura 23. Cambio de color de incoloro a gris en la solución de la celda electrolítica a pH 14.4 y 5 g/L de Te en solución.

Del análisis anterior, se puede concluir que el potencial aplicado para electrodepositar telurio tiene que ser lo suficientemente negativo para reducir TeO_3^{2-} a Te, pero no tan negativo como para desencadenar la reducción de Te a Te_2^{2-} , especialmente cuando se trabaja en condiciones muy alcalinas. A pH 14.4, el rango de potencial para electrodepositar Te, evitando su reducción, es de solo 0.09 V. A pH 13, la diferencia entre ambas reducciones es mayor, alcanzando 0.28 V. Además, la reducción del telurito es predominante en todo el rango de pH estudiado (desde el inicio de la reducción hasta los -2 V) lo que implica que la reducción del agua o del telurio depositado no interfieren significativamente en la reducción del telurito. Pero siguen determinando un intervalo de potencial propicio para llevar a cabo el proceso de electroobtención de Te de manera eficiente.

4.2.6. Determinación de corriente límite y coeficiente de difusión

La agitación magnética utilizada en todas las pruebas realizadas hasta ahora no proporciona una agitación controlada, constante y reproducible para evaluar el efecto de la transferencia de masa que permita un mejor control del espesor de la capa de difusión y un flujo hidrodinámico más consistente. Por esta razón, se utilizó un electrodo de disco rotatorio para determinar parámetros cinéticos, como la corriente límite de difusión y el coeficiente de difusión de la especie de interés, además de evaluar el efecto de la transferencia de masa, con miras a determinar en el futuro la corriente óptima para operar en un circuito de electroobtención.

La determinación del coeficiente de difusión resulta fundamental en este estudio para evaluar la rapidez con la que los iones TeO_3^{2-} se mueven en la solución hacia la superficie del electrodo. Este conocimiento permite optimizar las condiciones del proceso, como la concentración de TeO_3^{2-} en la solución y la velocidad de agitación, garantizando que el transporte de masa no limite la tasa de electrodeposición.

Para estas pruebas, se optó por trabajar a menores concentraciones de telurio, de tal forma de que el control por transferencia de masa ocurra a un potencial menos catódico. Esto ayuda a evitar otras reacciones no deseadas, como la reducción del telurio ya depositado y la EDH, asegurando que la especie telurito (TeO_3^{2-}) sea la principal responsable de la difusión hacia la superficie del electrodo. Las concentraciones utilizadas fueron de 0.5 g/L de Te. La Figura 24 presenta las curvas de polarización obtenidas a distintas velocidades de rotación utilizando el EDR con un electrodo de Pt de 0.0314 cm^2 a un valor de pH de 13.

Debido al cambio forzoso de configuración necesario para la celda electrolítica con el electrodo de disco rotatorio (mayor detalle en apartado de Metodología experimental), la celda quedó expuesta al aire. Como consecuencia, sumado a la EDH, la superficie del electrodo de trabajo (de menor área en comparación con las pruebas anteriores) estuvo más sujeta al bloqueo por la formación de burbujas que quedaban adsorbidas, lo que impidió la correcta medición de la densidad de corriente (resistividad en la solución).

Para mitigar la formación de burbujas, se repitió el experimento a un pH más elevado, con el objetivo de retrasar la EDH y evitar que las burbujas bloquearan la reducción del Te. Sin embargo, aunque se logró retrasar la EDH a potenciales más negativos, no es posible excluir por completo su influencia en las mediciones de densidad de corriente y en los resultados obtenidos. Por lo tanto, el coeficiente de difusión calculado a continuación podría corresponder a un coeficiente de difusión aparente que incluye a la difusión del ion H^+ y los iones telurito.

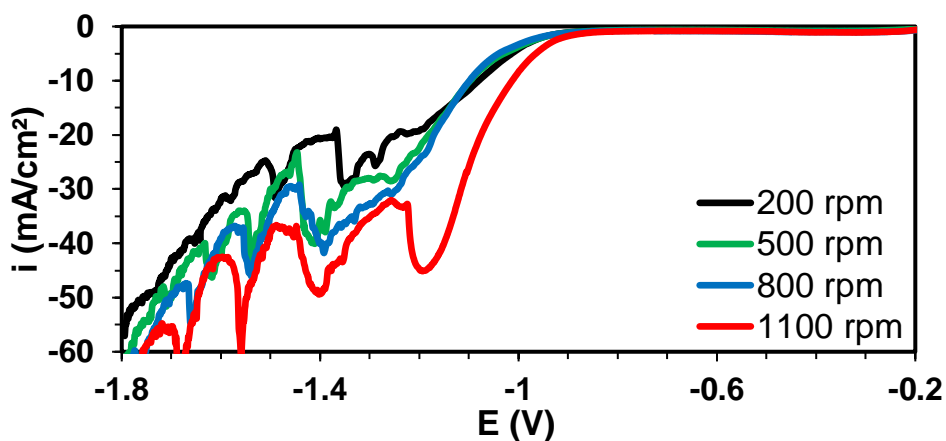


Figura 24. Curvas de polarización a distintas agitaciones utilizando EDR a pH 13.

De la Figura 25, se puede observar que, a partir de un potencial de -1 V, la densidad de corriente comienza a estabilizarse y parece alcanzar un valor límite. Esto podría sugerir que la etapa limitante en la velocidad de reducción del ion telurito dejaría de depender únicamente del proceso de transferencia de carga, lo que indicaría que el control de la reacción podría estar siendo influenciado en mayor medida por la difusión. Este valor límite se alcanza a diferentes valores de densidad de corriente en las curvas, lo cual está estrechamente vinculado al efecto de la rotación del EDR. La rotación aumenta el transporte de especies hacia la capa de difusión cercana al electrodo, reduciendo el espesor de dicha capa y permitiendo un incremento en la densidad de corriente, lo que, a su vez, genera mayores tasas de reducción del telurito a medida que aumenta la velocidad de rotación.

La ecuación de Levich establece la relación entre la densidad de corriente límite y la velocidad de rotación del electrodo a través de la siguiente expresión:

$$i_l = 0.620 \cdot n \cdot F \cdot C \cdot A \cdot D^{2/3} \cdot u^{-1/6} \cdot w^{1/2} \quad (41)$$

Donde,

n : Número de electrones transferidos en la reacción redox.

F : Constante de Faraday (96500 C/mol).

A : Área del electrodo de trabajo (cm^2).

C : Concentración de la especie que se reduce en solución (mol/cm^3).

u : Viscosidad cinemática (cm^2/s).

i_l : Corriente límite (A).

w : Velocidad de rotación (rad/s).

D : Coeficiente de difusión (cm^2/s)

Las condiciones de trabajo en la realización de las pruebas, y los valores de i_l y w para las 4 voltametrías lineales a distintas velocidades de rotación, se resumen en las Tablas 17 y 18 en el apartado de Anexo D. Al graficar e interpolar los valores de la densidad de corriente límite en función de las velocidades de rotación del electrodo, se obtiene la recta mostrada en la Figura 26. En esta recta, el factor de correlación confirma la dependencia entre la densidad de corriente límite y la velocidad de rotación del electrodo.

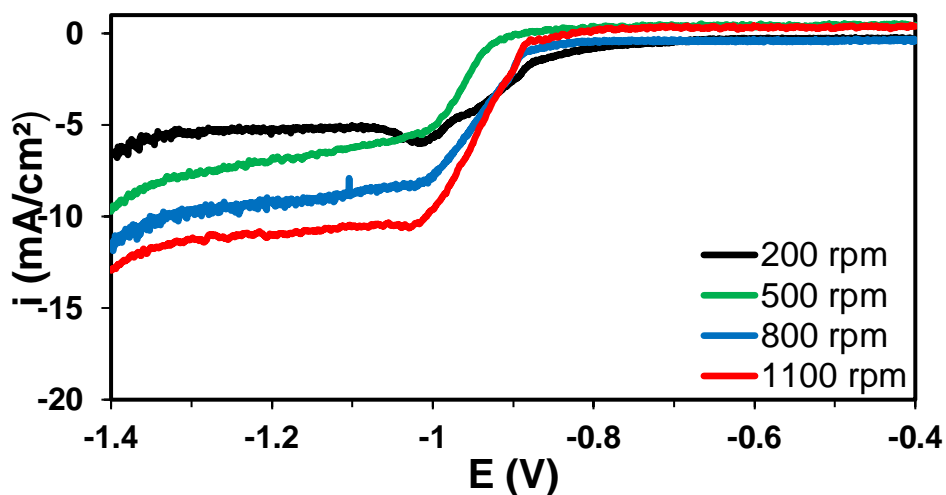


Figura 25. Curvas de polarización a distintas agitaciones utilizando EDR a pH 14.4.

Finalmente, a partir del valor de la pendiente de la recta de la Figura 26, se calculó un coeficiente de difusión del telurito de $1.69 \times 10^{-7} \text{ cm}^2/\text{s}$. Este valor es inferior al reportado

por Xu, et al. [34], que es de $1.03 \times 10^{-6} \text{ cm}^2/\text{s}$ para el TeO_3^{2-} en medio alcalino, lo que podría indicar que la estructura y la naturaleza del electrodo utilizado juegan un papel importante en la dinámica de difusión. Además, este valor es menor a los $4.6 \times 10^{-6} \text{ cm}^2/\text{s}$ del ion Cu^{2+} obtenido a $20 \text{ }^\circ\text{C}$ en medio ácido [36]. Esto resalta la lenta difusión de los iones TeO_3^{2-} en las condiciones de trabajo. Los cálculos relacionados con la ecuación de Levich se encuentran en el apartado de Anexo D.

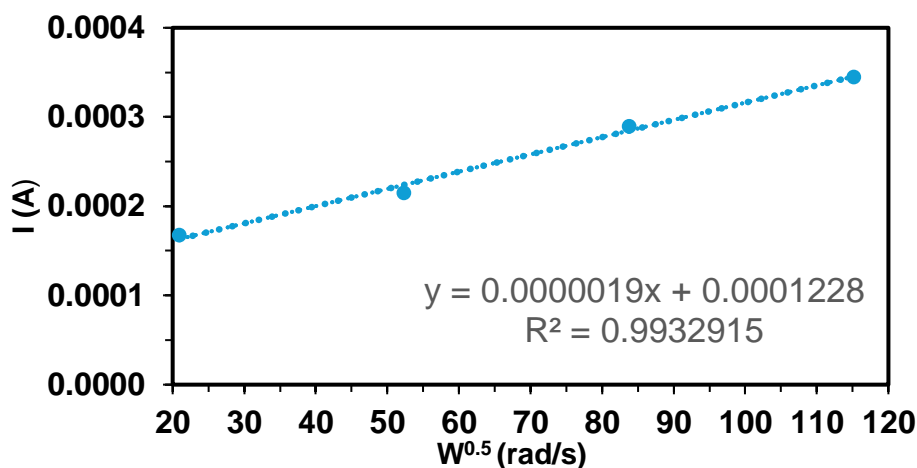


Figura 26. Corriente Límite versus raíz cuadrada de la velocidad de rotación.

4.2.7. Efecto de la adición de Se

Cómo se mencionó anteriormente, una lixiviación alcalina de los BA permitiría disolver telurio, selenio y arsénico. Por lo tanto, se verá el efecto del Se en la reducción del Te, considerando su posible disolución en conjunto con el Te, ignorándose por ahora el efecto de la presencia de As. Así, las razones que se utilizaron están pensadas en las composiciones promedio de telurio y selenio en los BA, donde la concentración de selenio es mayor a la del telurio [37], y también se verá el caso contrario, donde la concentración de telurio es mayor a la de selenio. Este último caso podría ser el ejemplo de la escoria alcalina generada en la refinación pirometalúrgica de la plata [28]. Analizar el efecto del selenio en la cinética de reducción electroquímica del telurio podría entregar información valiosa para la electrodeposición del telurio en medio alcalino, ya sea desde un pretratamiento de los barras anódicas o el tratamiento de la escoria alcalina generada en la refinación pirometalúrgica de la plata.

El desarrollo de voltametrías lineales con estos dos elementos en solución podría proporcionar información cinética sobre la factibilidad de electrodepositar telurio sin la interferencia del selenio. Esto permitiría evaluar la viabilidad de la lixiviación alcalina como método de pretratamiento de los BA para la obtención de estos dos metales. En

condiciones alcalinas, el selenio se encuentra principalmente a la forma de selenito (SeO_3^{2-}) o selenato (SeO_4^{2-}), ambas formas solubles del selenio (ver apartado Anexo C). Por lo tanto, se prepararon soluciones en base de Te y Se, considerando las concentraciones detalladas en la Tabla 7. La Figura 27 muestra las distintas curvas de polarización obtenidas para dichas concentraciones. En base a esta figura, se pueden destacar los siguientes puntos:

- Observando la curva de polarización que contiene 3 g/L de Se en solución, se puede observar que la reducción del selenito se empieza a desarrollar a potenciales más catódicos que la reducción del telurito, y una vez que esta se empieza a desarrollar, lo hace con una cinética de reducción más lenta.
- Con 0.5 g/L de Se y 3 g/L de Te, el efecto del selenio en la cinética de reducción del telurito es limitado (si se compara con la curva de polarización con 3 g/L de Te y 0 g/L de Se), lo que podría implicar que la electrodeposición del telurio no debiese tener mayores inconvenientes en presencia de selenio.
- Finalmente, en la curva con 0.5 g/L de Te y 3 g/L de Se, se identificó que inicialmente se reduce el telurito. Luego, cuando este se empieza a agotar (debido a la menor concentración de telurio utilizada), empieza a predominar la reducción del selenito.

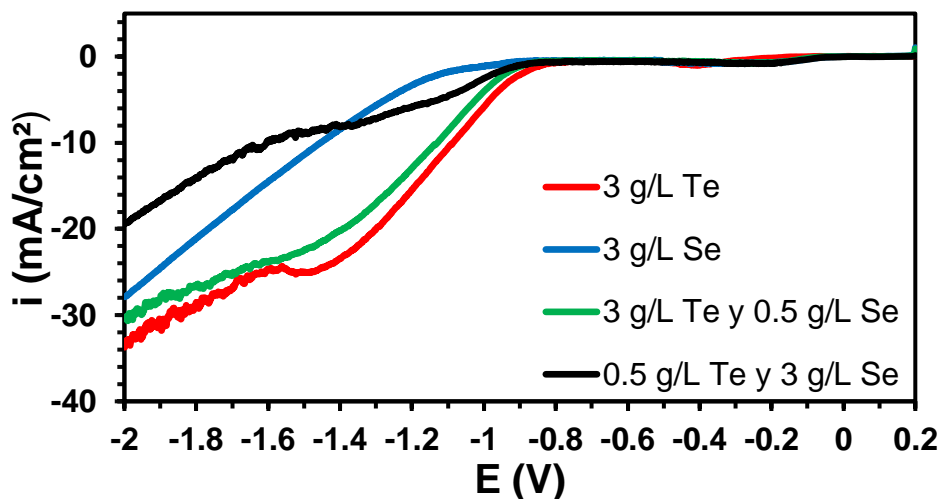


Figura 27. Efecto de la adición de Se en la reducción del telurito.

Por lo tanto, se puede concluir que, debido a la cinética lenta de reducción del selenito, este no debiese electrodeponerse junto con el telurio.

4.3. Cronopotenciometría

Se realizaron pruebas de cronopotenciometrías con el fin de explorar la electroobtención

de telurio mediante la aplicación de una corriente constante. El objetivo fue determinar de manera exploratoria la depositación masiva de este metal, con el fin de recabar información relevante que permita llevar a cabo el proceso de electroobtención en una celda experimental similar a las utilizadas industrialmente para la electroobtención de otros metales, como el cobre.

Las pruebas se llevaron a cabo en la misma celda electrolítica utilizada previamente, aplicando intensidades de corriente de 0.02 y 0.03 A, es decir, densidades de corriente de 2.2 y 3.3 mA/cm², sobre un electrodo fijo de acero inoxidable con un área de 9cm². La concentración de telurio en solución en ambas pruebas fue fijada a un valor de 20 g/L. En la Figura 28 se presenta el cronopotenciograma obtenido a una intensidad de corriente de 0.02 A. En la Figura 29, el cronopotenciograma presentado se obtuvo a una intensidad de corriente de 0.03 A.

En la primera experiencia, previo a iniciar la cronopotenciometría, se midió el pH de la solución, observándose una disminución desde un valor de 13 hasta 10, lo que fue atribuido al efecto de utilizar una concentración significativamente mayor de Te en la solución. Durante la primera experiencia, no se ajustó el pH, por lo que la cronopotenciometría se llevó a cabo a un pH 10 aproximadamente. Antes y durante el experimento, se observó un precipitado en el fondo de la celda, que podría corresponder a la formación de dióxido de telurio debido a que a este pH y en base a un ORP medido de 0.05 V/ENH, el TeO₂ podría no ser totalmente disuelto considerando la información termodinámica que puede ser extraída del diagrama de Pourbaix del sistema Te-H₂O.

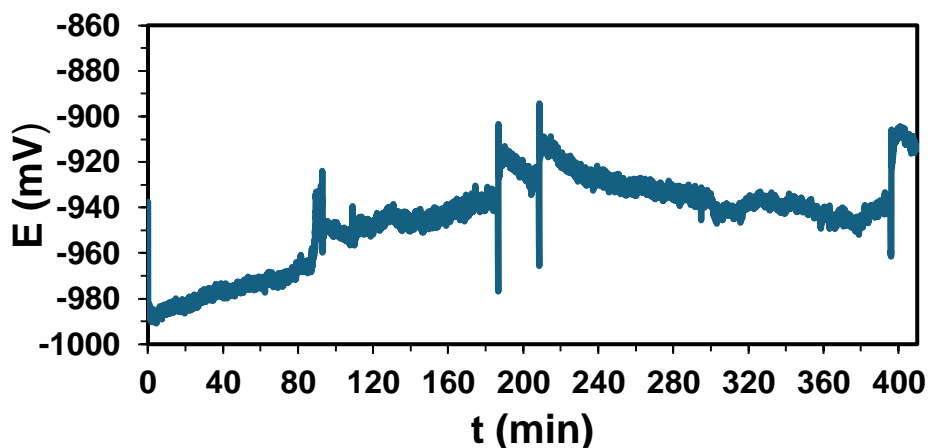


Figura 28. Cronopotenciograma obtenido a una intensidad de corriente de 0.02 A.

En un tiempo de 409 minutos se alcanzó un potencial promedio de -0.944 V, depositándose 0.141 g de telurio con una eficiencia de corriente del 87%.

En la segunda prueba, con una corriente aplicada de 0.03 A, tras la adición de dióxido de telurio y la consiguiente disminución del pH, se ajustó el pH a un valor de 13 aproximadamente, para evitar la modificación en las condiciones de pH presentadas en la experiencia anterior. Se corroboró que, al aumentar el pH, el precipitado observado previamente, se disolvía transformándose a iones telurito. A esta corriente, en un tiempo de 344 minutos el potencial promedio fue de -0.854 V, se depositaron 0.167 g de telurio y se alcanzó una eficiencia de corriente del 82 %.

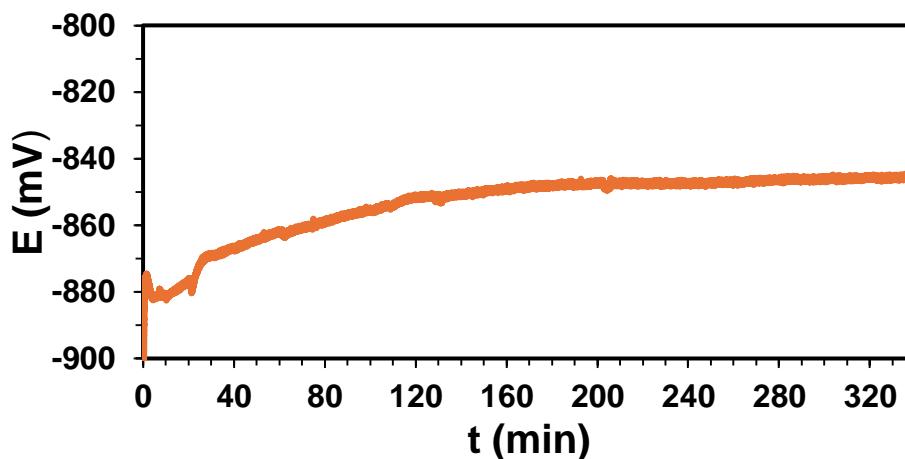


Figura 29. Cronopotenciograma obtenido a una intensidad de corriente de 0.03 A.

De las pruebas realizadas, se puede concluir que, a un pH más elevado es posible trabajar con mayores intensidades de corriente, lo que permite electrodepositar una mayor cantidad de Te. Esto se debe a que el potencial alcanzado con 0.03 A fue menor en comparación con el obtenido a un pH más bajo, lo que ofrece un mayor margen para la electrodeposición de telurio evitando la interferencia de reacciones secundarias y de la reducción del Te, permitiendo aumentar la intensidad de corriente. No obstante, la eficiencia de corriente disminuyó con el incremento de la densidad de corriente.

La disminución en la eficiencia a mayores densidades de corriente puede estar relacionada con diversos factores, tal como el favorecimiento de reacciones secundarias, que desvían la corriente destinada a la reducción de los iones telurito, limitaciones por difusión, ya que el aumento de corriente produce un incremento en la demanda (migración de iones hacia la superficie del electrodo) de reactivos en la superficie del electrodo, lo que podría resultar en una tasa insuficiente de suministro de especies reaccionantes por difusión. Además, fenómenos de pasivación o la acumulación de subproductos pueden generar un bloqueo de las reacciones electroquímicas deseadas. Otro factor que considerar son las caídas de voltaje debido a la resistencia óhmica del

electrolito y las conexiones del sistema experimental, que aumentan proporcionalmente según la ley de Ohm, disipándose más energía en forma de calor y reduciendo el potencial efectivo en el electrodo para impulsar la reacción.

Es importante mencionar que al realizar la cronopotenciometría a menor pH, el efecto de la EDH debió haber sido mayor (según la ecuación 35), lo que debería haber afectado la eficiencia de corriente. Sin embargo, existe la posibilidad de que el aumento de la corriente haya tenido un papel más importante en la eficiencia de corriente que la EDH, considerando los resultados obtenidos en las dos experiencias. Además, es importante destacar las bajas cantidades de masa obtenidas, lo que sugiere que errores experimentales, como una recuperación incompleta del Te electrodepositado o contaminación de este con el electrodo de trabajo al momento de desprenderlo, pudieron haber afectado en las mediciones reales de las masas, lo que a su vez pudo haber influido en las eficiencias de corriente obtenidas en ambas experiencias.

En ambas pruebas, el telurio obtenido no fue posible de retirar en forma de lámina, sino que la única manera de recolectar el material depositado fue en la forma de polvo. Además, el depósito formado sobre la superficie del electrodo presentó una morfología irregular, como se puede apreciar en las imágenes obtenidas mediante microscopía, mostradas en la Figura 30. En la Figura 31 se muestra el depósito de Te obtenido en el electrodo de trabajo cuando la corriente aplicada fue de 0.03 A.

En el apartado de Anexo F, se detallan los cálculos realizados para determinar la eficiencia de corriente de las dos experiencias.

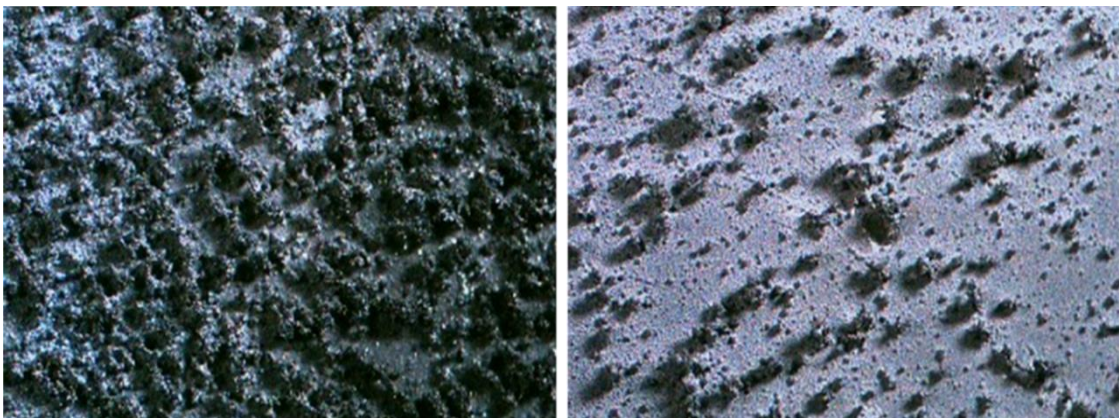


Figura 30. Caracterización del electrodo mediante microscopía: zona cercana a la agitación (izquierda) y parte central del electrodo (derecha).



Figura 31 Telurio electrodepositado en la segunda experiencia de cronopotenciometría.

4.4. Identificación de fases por difracción de rayos X (DRX)

Se realizaron análisis mediante DRX para confirmar la naturaleza del producto depositado y del precipitado formado durante las pruebas de cronopotenciometría. Las Figuras 32 y 33 presentan los difractogramas de rayos X donde se identifican las fases de TeO_2 y Te metálico, respectivamente.

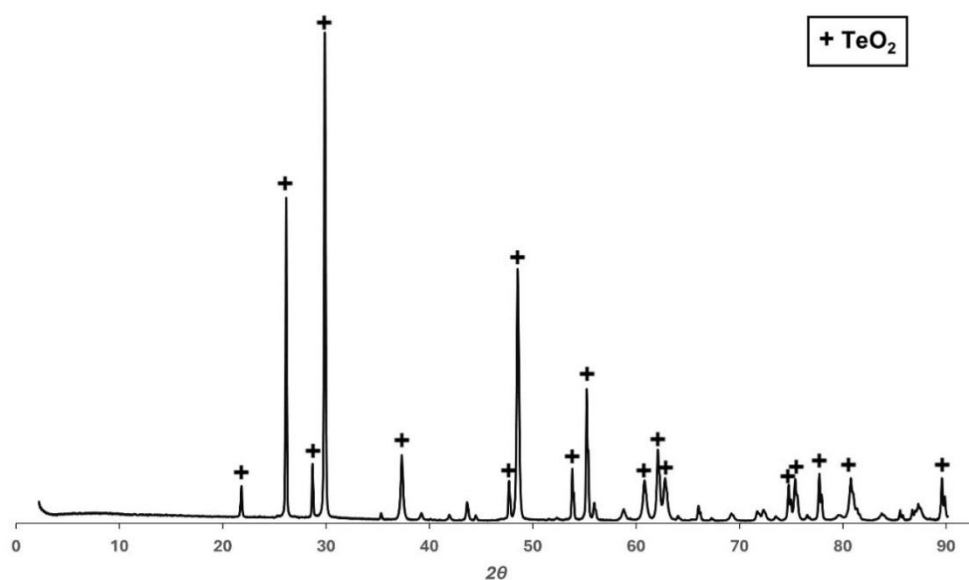


Figura 32. Difractograma del precipitado obtenido en la primera prueba de cronopotenciometría.

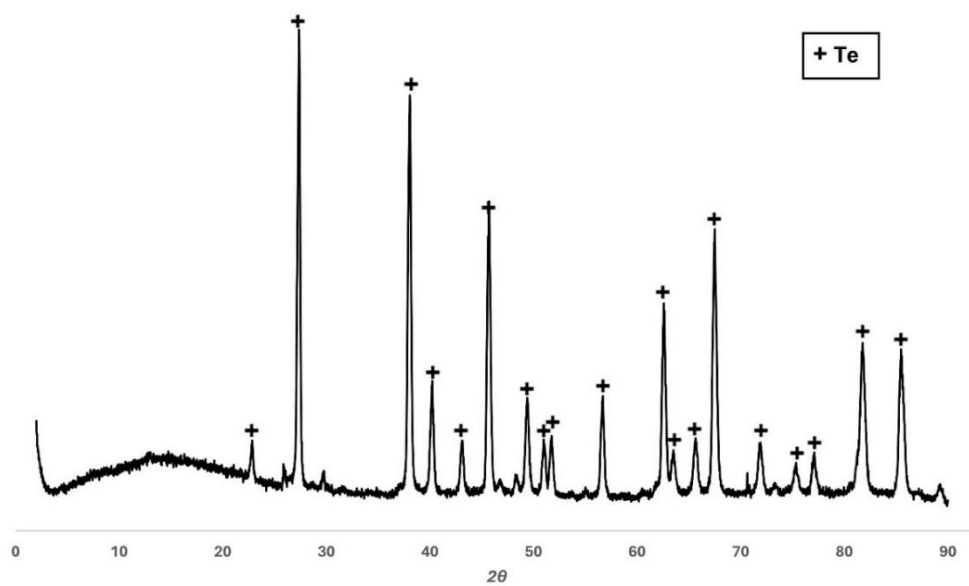


Figura 33. Difractograma del producto catódico obtenido en las cronopotenciometrías.

5. Conclusiones y recomendaciones

5.1. Conclusiones

A partir del estudio experimental realizado y en función del objetivo general, la examinación de la cinética de reducción del telurito mediante voltamperogramas y cronopotenciogramas permitió observar que la reducción del ion TeO_3^{2-} a Te ocurre en una región de potencial cercana a la predominancia de la reducción del agua. En esta región el ion Te_2^{2-} se identifica como la especie estable de acuerdo con el diagrama de Pourbaix para el sistema Te- H_2O , lo que sugiere que la reducción de Te a Te_2^{2-} podría ocurrir tras la depositación de Te metálico en el electrodo de trabajo. En las condiciones experimentales estudiadas se obtuvo el potencial de reducción del TeO_3^{2-} a Te y del Te a Te_2^{2-} , obteniéndose un intervalo de potencial entre ambas reacciones de 90 y 280 mV a pH 14.4 y 13, respectivamente. Lo mencionado, sumado a las posibles reacciones entre los iones telurito y ditelururo que podrían generar telurio en solución, evidencian la complejidad del comportamiento electroquímico del Te en medio alcalino, y las dificultades para realizar un proceso de electrodeposición de Te sin pérdida de eficiencia debido a reacciones secundarias derivadas de los estados de oxidación del Te y la EDH.

Con respecto al primer objetivo específico planteado, que se centra en el efecto de las condiciones experimentales en la cinética y el potencial de reducción del ion telurito, se concluye lo siguiente:

- La concentración de Te tiene un efecto importante tanto en la adherencia del Te al electrodo como en el potencial de reducción y la cinética de reducción de los iones telurito.
- En cuanto al pH y la composición del electrodo de trabajo, se concluye que, aunque a pH 14.4 y con electrodo de trabajo de Pt se logran cinéticas de reducción más rápidas, el rango para electrodepositar Te sin pérdida de eficiencia, ya sea por EDH o por la reducción del Te depositado, es menor que con acero inoxidable.
- Posibles impurezas en la solución, como el selenio, no presenta efectos significativos sobre la electrodeposición del Te.
- Se verificó el efecto de la transferencia de masa en la reducción del ion TeO_3^{2-} y mediante la ecuación de Levich se determinó que el coeficiente de difusión del TeO_3^{2-} a 25 °C, a un valor de pH de 14.4 y una concentración de 0.5 g/L de Te, es de $1.69 \times 10^{-7} \text{ cm}^2/\text{s}$.

Las pruebas de cronopotenciometría realizadas cumplieron con el segundo objetivo específico de obtener Te metálico, evaluando su eficiencia de corriente bajo distintas condiciones. Se logró una eficiencia del 87% aplicando una densidad de corriente de 2.22 mA/cm^2 sin ajuste de pH y la consecuente disolución incompleta del TeO_2 (donde el pH se mantuvo a un valor aproximado de 10), y una eficiencia del 82% aplicando 3.33 mA/cm^2 con ajuste de pH a 13.

Finalmente, en el análisis mediante DRX se verificó que el producto catódico depositado en ambas pruebas de cronopotenciometría fue Te metálico. Además, se corroboró que la especie sólida observada en la primera experiencia de cronopotenciometría consistía en TeO_2 .

5.2. Recomendaciones

A continuación, se sugieren una serie de recomendaciones que podrían contribuir a profundizar en los resultados obtenidos y generar más información para el diseño de un proceso experimental de electroobtención de Te.

- Analizar el efecto del As en la cinética de reducción del TeO_3^{2-} , para evaluar otras posibles interferencias en la electrodeposición de Te tras la lixiviación alcalina de los BA.
- Para evaluar la reversibilidad de la reacción electroquímica de telurito a Te, se recomiendan realizar voltametrías a velocidades de barrido de 100 mV/s y 1 mV/s .
- Continuar el estudio evaluando otras condiciones experimentales como por ejemplo la temperatura, pH, material de electrodos, concentración de Te, entre otras, de modo de identificar las condiciones óptimas para electrodepositar Te que permitan definir las variables para pruebas de electrodeposición masiva de Te.
- Determinar la energía de activación de la reducción de telurito a Te.
- Realizar voltametrías y cronopotenciometrías utilizando soluciones de Te provenientes de una lixiviación alcalina de los BA y comparar estos resultados con los obtenidos a partir de soluciones sintéticas de Te.
- Evaluar la factibilidad técnica de recuperar Te en solución, como alternativa al proceso de electrodeposición.
- Realizar un proceso de electrodeposición masiva de Te a nivel laboratorio, empleando al menos electrodos planos dispuestos de forma paralela dentro de la celda electrolítica, de modo de mantener la homogeneidad de las líneas de corriente.

Bibliografía

- [1] D. et al Medina-Cruz, "Tellurium, the Forgotten Element: A Review of the Properties, Processes, and Biomedical Applications of the Bulk and Nanoscale Metalloid. In: Li, B., Moriarty, T., Webster, T., Xing, M. (eds) Racing for the Surface.," in *Racing for the Surface: Antimicrobial and Interface Tissue Engineering*, 2020, pp. 723–783. doi: 10.1007/978-3-030-34471-9_15.
- [2] A. Mahmoudi, S. Shakibania, M. Mokmeli, and F. Rashchi, "Tellurium, from Copper Anode Slime to High Purity Product: A Review Paper," *Metall. Mater. Trans. B Process Metall. Mater. Process. Sci.*, vol. 51, no. 6, pp. 2555–2575, 2020, doi: 10.1007/s11663-020-01974-x.
- [3] Carlos Muñoz López, Katrina Matamala Escobar, and Guillermo Olivares Quintanilla, "ChilePolimetalico," pp. 1–46, 2021, [Online]. Available: <https://chilepolimetalico.cl/lanzamiento-libro-digital/>
- [4] R. L. Moss, E. Tzimas, H. Kara, P. Willis, and J. Kooroshy, *Assessing Rare Metals as Supply-Chain Bottlenecks in Low-Carbon Energy Technologies*. 2011. doi: 10.2790/35600.
- [5] D. Ghilotti, "Energy Transition: Solar power capacity growth requires guaranteed supply of minerals and metals," *Fastmarkets MB*. [Online]. Available: <https://www.metalbulletin.com/Article/3994345/ENERGY-TRANSITION>
- [6] M. W. G. y R. R. S. I. Richard J. Goldfarb, Byron R. Berger, "Tellurium," *U.S Geol. Surv.*, vol. 8, pp. V8-941-V8-945, 2017, doi: 10.1016/B978-0-12-824315-2.00643-6.
- [7] T. F. F. and J. N. Harb, *Electrochemical engineering*, vol. 60, no. 4. 2018. doi: 10.1021/ed060p274.
- [8] J. P. W. Madalina Ciobanu and and D. E. C. Morgan L. Krim, "Handbook of Electrochemistry," *Dep. Chem. Vanderbilt Univ. Nashville, TN 37235, USA*, pp. 1–3, 2007.
- [9] K. J. Vetter, *Electrochemical Kinetics*, vol. 337, no. 1950. 1967. doi: 10.1016/b978-1-4832-2936-2.50006-8.
- [10] J. Pagliero, *Electroquímica para Metalurgia*. Concepción: Universidad de Concepción, 1997.
- [11] A. J. B. and L. R. Faulkner, *Electrochemical Methods Fundamentals and applications*, vol. 48, no. 2. 2001. doi: 10.1016/j.ijhydene.2022.09.203.

- [12] C. M. A. Brett, A. N. A. Maria, and O. Brett, "Principles , Methods , and Applications," 1993.
- [13] P. Buchholz and T. Brandenburg, "Demand, Supply, and Price Trends for Mineral Raw Materials Relevant to the Renewable Energy Transition Wind Energy, Solar Photovoltaic Energy, and Energy Storage," *Chemie-Ingenieur-Technik*, vol. 90, no. 1, pp. 141–153, 2018, doi: 10.1002/cite.201700098.
- [14] Kim B. Shedd, *Mineral Commodity Summaries 2020*. 2020.
- [15] Copley M., "First Solar's growth plans hinge on opaque market for tellurium," S&P Glob Mark Intell 2021. [Online]. Available: <https://www.spglobal.com/marketintelligence/en/news-insights/latest-news-headlines/first-solar-s-growth-plans-hinge-on-opaque-market-for-tellurium-68010925>
- [16] B. A. McNulty and S. M. Jowitt, "Byproduct Critical Metal Supply and Demand and Implications for The Energy Transition," *SSRN Electron. J.*, 2022, doi: 10.2139/ssrn.4101093.
- [17] McCutcheon B., "First tellurium ceo comments on tellurium extending lithium-ion battery life by 400%." [Online]. Available: <https://firsttellurium.com/first-tellurium-ceo-comments-on-tellurium-extending-lithium-ion-battery-life-by-400/>
- [18] R. Calarco & F. Arciprete, "Keep it simple and switch to pure tellurium," *Science (80-.)*, vol. 374, pp. 1321–1322, 2021.
- [19] "Daily Metal Prices." [Online]. Available: <https://www.dailymetalprice.com/metalpricecharts.php?c=te&u=kg&d=240>
- [20] Cochilco, "Producción de cobre refinado." [Online]. Available: <https://www.cochilco.cl/Paginas/Estadisticas/Bases de Datos/Producción-Minera.aspx>
- [21] J. Hait, R. K. Jana, and S. K. Sanyal, "Processing of copper electrorefining anode slime: a review," *Miner. Process. Extr. Metall.*, vol. 118, no. 4, pp. 240–252, 2009, doi: 10.1179/174328509x431463.
- [22] A. V. Naumov, "Selenium and tellurium: State of the markets, the crisis, and its consequences," *Metallurgist*, vol. 54, no. 3–4, pp. 197–200, 2010, doi: 10.1007/s11015-010-9280-7.
- [23] Z. Xu *et al.*, "Selective recovery of tellurium from the tellurium-bearing sodium carbonate slag by sodium sulfide leaching followed by cyclone electrowinning," *Metals (Basel)*, vol. 10, no. 9, pp. 1–17, 2020, doi: 10.3390/met10091176.

- [24] J. chun Lee, K. Kurniawan, K. W. Chung, and S. Kim, "Metallurgical Process for Total Recovery of All Constituent Metals from Copper Anode Slimes: A Review of Established Technologies and Current Progress," *Met. Mater. Int.*, vol. 27, no. 7, pp. 2160–2187, 2021, doi: 10.1007/s12540-020-00716-7.
- [25] J. E. Hoffmann, "Recovering selenium and tellurium from copper refinery slimes," *Jom*, vol. 41, no. 7, pp. 33–38, 1989, doi: 10.1007/BF03220269.
- [26] W. Liu *et al.*, "A novel process for extracting tellurium from the calcine of copper anode slime via continuous enrichment," *J. Clean. Prod.*, vol. 264, p. 121637, 2020, doi: 10.1016/j.jclepro.2020.121637.
- [27] Pourbaix, "Atlas of electrochemical equilibria in aqueous solutions," *J. Electroanal. Chem. Interfacial Electrochem.*, vol. 13, no. 4, p. 471, 1974, doi: 10.1016/0022-0728(67)80059-7.
- [28] A. Robles-Vega, V. M. Sanchez-Corrales, and F. Castillon-Barraza, "An improved hydrometallurgical route for tellurium production," *Miner. Metall. Process.*, vol. 26, no. 3, pp. 169–173, 2009, doi: 10.1007/bf03402231.
- [29] T. Wu *et al.*, "Electrodeposition of Compact Tellurium Thick Films from Alkaline Baths," *J. Electrochem. Soc.*, vol. 164, no. 2, pp. D82–D87, 2017, doi: 10.1149/2.1191702jes.
- [30] W. G. Woll, "Production of Tellurium," 1941
- [31] J. J. Lingane and L. W. Niedrach, "Polarography of Selenium and Tellurium. II. The +4 States," *J. Am. Chem. Soc.*, vol. 71, no. 1, pp. 196–204, 1949, doi: 10.1021/ja01169a049.
- [32] K. I. Rhee *et al.*, "Recovery of tellurium from copper anode slimes by hydrometallurgical processes," *TMS Annu. Meet.*, no. January 1997, pp. 495–504, 1997.
- [33] C. K. L. and K.-I. R. Y.-C. Ha, H.-J. Sohn, G.-J. Jeong, "Electrowinning of tellurium from alkaline leach liquor of cemented Te," *J. Appl. Electrochem.*, vol. 30, pp. 315–322, 2000.
- [34] Z. Xu, X. Guo, Q. Tian, D. Li, Z. Zhang, and L. Zhu, "Electrodeposition of tellurium from alkaline solution by cyclone electrowinning," *Hydrometallurgy*, vol. 193, no. December 2019, p. 105316, 2020, doi: 10.1016/j.hydromet.2020.105316.
- [35] T. Wu, M. Zhang, K. H. Lee, S. Il Kim, Y. Choa, and N. V. Myung, "Synthesis of Tellurium Heterostructures by Galvanic Displacement Reaction of Zinc in Alkaline Baths," *Electrochim. Acta*, vol. 150, pp. 298–307, 2014, doi: 10.1016/j.electacta.2014.10.099.
- [36] E. Araneda-Hernández, F. Vergara-Gutierrez, and A. Pagliero-Neira, "Effect of additives

on diffusion coefficient for cupric ions and kinematics viscosity in CuSO₄-H₂SO₄ solution at 60°C,” *DYNA*, vol. 81, no. 188, pp. 209–215, 2014, doi: 10.15446/dyna.v81n188.41815.

- [37] Codelco Chile - División Salvador, “Adecuación del bodegaje de barras anódicas refinera electrolítica de potrerillos.” [Online]. Available: <https://bibliotecadigital.ciren.cl/server/api/core/bitstreams/c4c891c3-3574-440e-b367-458dc2c0f383/content>
- [38] C. Du, Q. Tan, G. Yin, and J. Zhang, *Rotating Disk Electrode Method*. Elsevier B.V., 2014. doi: 10.1016/B978-0-444-63278-4.00005-7.
- [39] G. Liu, Y. Wu, A. Tang, D. Pan, and B. Li, “Recovery of scattered and precious metals from copper anode slime by hydrometallurgy: A review,” *Hydrometallurgy*, vol. 197, no. May, p. 105460, 2020, doi: 10.1016/j.hydromet.2020.105460.

Anexos

Anexo A. Reproducibilidad

En la Figura 34 se comparan las corrientes obtenidas en dos experimentos realizados bajo las mismas condiciones específicas y controladas.

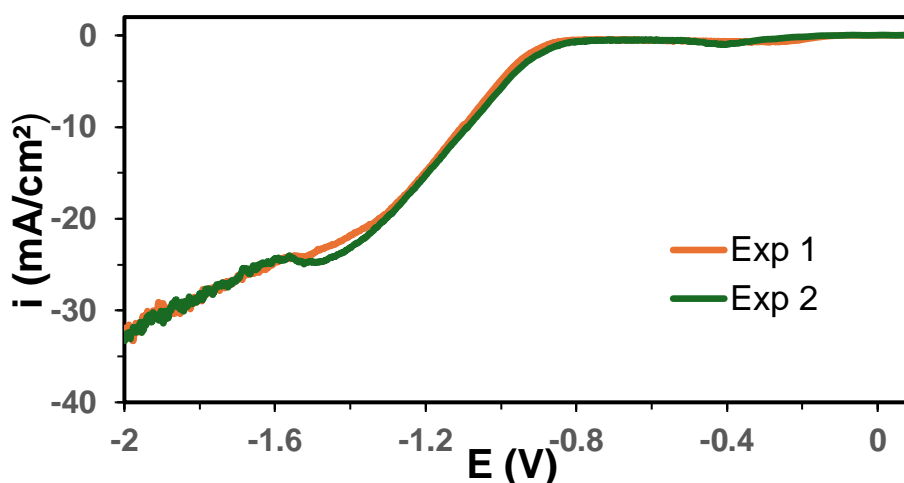


Figura 34. Curvas de polarización del telurito bajo las mismas condiciones experimentales.

De la figura anterior, se identifican los cambios de densidades de corriente más notorios a determinados potenciales, determinando así posibles reacciones de reducción en el sistema. En la Tabla 14 se resume la densidad de corriente obtenida a un potencial correspondiente con la reducción del TeO_3^{2-} a Te. En el caso de la Tabla 15, a pesar de no identificar un cambio notorio a -0.93 V, se evidenció la ocurrencia de la reacción de reducción del Te a Te_2^{2-} en el apartado 4.3.4, por lo que también se procedió a validar el margen de error a este potencial.

Tabla 14. Densidad de corriente medida a potencial correspondiente a la reducción de TeO_3^{2-} a Te.

Experiencia	E(V)	i (mA/cm ²)
1	-0.81	-0.5013
2	-0.81	-0.7223

Tabla 15. Densidad de corriente medida a potencial correspondiente a la reducción de Te a Te_2^{2-}

Experiencia	E(V)	i (mA/cm ²)
1	-0.93	-2.762
2	-0.93	-3.544

Tabla 16. Desviación estándar de la densidad de corriente en las dos reducciones realizadas.

Reducción	Desviación estándar
TeO ₃ ²⁻ a Te	0.156
Te a Te ₂ ²⁻	0.306

Las desviaciones en la densidad de corriente medida entre los ensayos realizados, bajo las mismas condiciones, pueden atribuirse a varios factores propios del experimento, y a las condiciones de funcionamiento del equipo. Así, las causas de estas variaciones pueden tener que ver con fluctuaciones en el potencial de referencia, cambios en la superficie del electrodo que alteran su comportamiento electroquímico, variaciones en la polarización de los electrodos que pueden cambiar la distribución de corriente, cambios en la composición del electrolito que pueden afectar la conductividad y la reactividad, y la presencia de burbujas de gas que pueden bloquear áreas del electrodo y alterar la corriente medida. Además, la agitación magnética también es un factor importante a considerar a la hora de ponderar las desviaciones de las corrientes de corriente en las pruebas de reproducibilidad, esto debido a la generación de un flujo líquido que no es uniforme y que puede generar turbulencias desiguales en la solución, lo que afecta la distribución de especies en el entorno del electrodo.

Anexo B. Técnicas electroquímicas [11]

Las técnicas electroquímicas son herramientas experimentales que brindan acceso al estudio detallado de las propiedades eléctricas que surgen en las zonas de contacto entre los electrodos y las soluciones electrolíticas. Son métodos valiosos para investigar los procesos de transferencia de electrones y los fenómenos relacionados que tienen lugar en la superficie de los electrodos. Esto incluye la exploración de la velocidad y los mecanismos de las reacciones electroquímicas.

A continuación, se describen las técnicas electroquímicas utilizadas en esta investigación.

1. Potencial de circuito abierto (OCP)

El potencial de circuito abierto es el potencial eléctrico de un electrodo en relación con un electrodo de referencia cuando no hay corriente externa en el circuito, lo que indica que el sistema ha alcanzado un equilibrio electroquímico, proporcionando información sobre el estado termodinámico del sistema. Lo que permite entender cómo evolucionan

las reacciones redox en la superficie del electrodo, y sirve como punto de partida para la aplicación de potencial o corriente en técnicas electroquímicas como la voltametría y la cronoamperometría.

2. Voltametría lineal

La voltametría lineal es una técnica electroquímica en que se aplica un potencial de manera continua y en una sola dirección, desde un valor inicial hasta un valor final. A medida que se aplica este potencial linealmente, se mide la corriente que fluye a través de la celda electroquímica, lo cual se grafica para generar una curva conocida como voltamperograma.

La voltametría lineal es útil para estudiar la cinética de las reacciones y las propiedades del medio electrolítico y del electrodo de trabajo. Esta técnica es comúnmente utilizada para determinar las características de un sistema electroquímico, como los potenciales de reducción u oxidación de una especie, la constante de velocidad de reacción, y la capacidad de los materiales para transferir electrones.

La velocidad de barrido de potencial en la voltametría lineal es la tasa de cambio del potencial respecto al tiempo, es un factor importante en esta técnica, ya que puede influir en la forma del voltamperograma, especialmente si la cinética de reacción es lenta en comparación con la velocidad de barrido.

La Figura 35 exhibe la señal de excitación, reflejada a través del potencial aplicado, que progresa de manera lineal desde el potencial de circuito abierto hasta el límite predeterminado, junto con un voltamperograma de barrido lineal característico, en el que se identifica un pico asociado a la reacción bajo estudio.

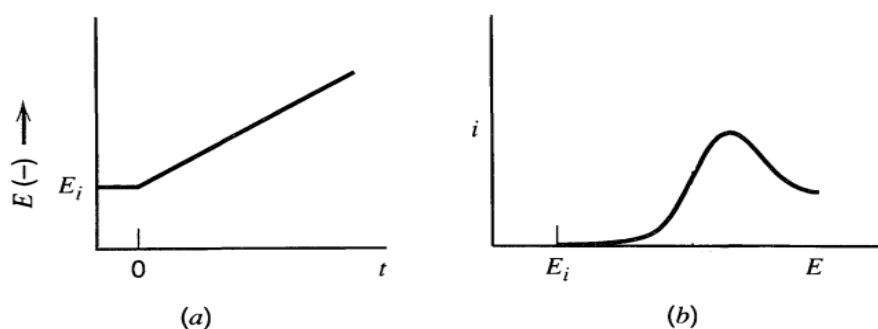


Figura 35. (a) Potencial de barrido lineal y (b) curva i - E resultante [11].

3. Electrodo de disco rotatorio (EDR)

Para obtener una mayor información que permita el cálculo de parámetros cinéticos de

la reacción de reducción, se emplea la técnica del electrodo de disco rotatorio. Esta técnica es fundamental para el análisis de mecanismos y la estimación de parámetros cinéticos en reacciones electroquímicas. Su aplicación permite conocer los valores de corriente límite y determinar los coeficientes de difusión de las especies electroactivas.

La parte central de la teoría y técnica del electrodo de disco rotatorio (EDR) es la convección de la solución electrolítica en reacciones donde el transporte de masa es la etapa limitante. Debido a la convección de la solución, el reactivo en la solución se moverá junto con la convección a la misma tasa de transporte, y por lo tanto, la concentración de la especie electroactiva en la superficie ya no será mínima.

La ecuación de Levich permite relacionar la densidad de corriente límite con la velocidad de rotación del electrodo, en condiciones donde la reacción está limitada por la transferencia de masa y se utiliza la técnica de electrodo de disco rotatorio. Esta ecuación se expresa de la siguiente manera:

$$i_l = 0.620 \cdot n \cdot F \cdot C \cdot A \cdot D^{2/3} \cdot \nu^{-1/6} \cdot \omega^{1/2} \quad (42)$$

Donde i_l es la corriente límite (A), n es el número de electrones transferidos en la reacción redox, F la constante de Faraday (96500 C/mol), C es la concentración de la especie electroactiva (mol/cm³), A es el área del electrodo (cm²), D es el coeficiente de difusión (cm²/s), ν es la viscosidad cinemática (cm²/s) y ω es la velocidad de rotación del electrodo (rad/s).

En la Figura 36 se puede observar un voltamperograma típico obtenido con la técnica del electrodo de disco rotatorio (EDR). La corriente límite alcanzada en este voltamperograma depende de la capa de difusión que se establece en la interfaz entre el electrodo y el electrolito, y el espesor de esta capa es a su vez resultado de la rotación del electrodo y la concentración de las especies en el electrolito. La interpretación de los resultados obtenidos con esta técnica se simplifica debido al comportamiento predecible del sistema, ya que la ecuación de Levich proporciona una relación matemática clara entre la corriente límite, la velocidad de rotación, y otros parámetros del sistema, lo que facilita el análisis cuantitativo.

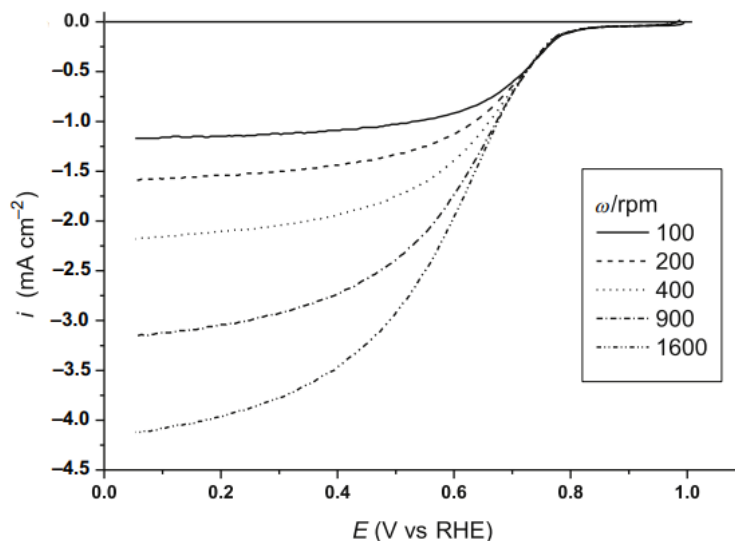


Figura 36. Voltamperograma de la reducción de oxígeno a varias velocidades de rotación del electrodo [38].

4. Cronoamperometría

En la cronoamperometría se mide la corriente como función del tiempo tras la aplicación de un pulso de potencial. El potencial se incrementa de E_1 , donde no fluye corriente (potencial de circuito abierto) a E_2 , donde la corriente pertenece a la reacción del electrodo y está limitada por la difusión. Esto se ilustra en la Figura 37.

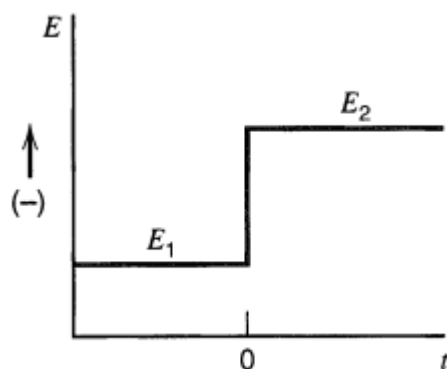


Figura 37. Patrón de onda para un pulso de potencial [11].

Después de la reducción inicial de la especie electroactiva (al aplicar el potencial E_2), se crea un gradiente de concentración cerca de la superficie del electrodo, lo que produce un flujo continuo de la especie electroactiva hacia la superficie. Este flujo está impulsado por el gradiente de concentración y es proporcional a él. A medida que la especie electroactiva continúa llegando a la superficie del electrodo y siendo reducida, la zona

de agotamiento de la especie se hace más pronunciada. Esto significa que la pendiente del perfil de concentración (el gradiente) en la superficie del electrodo disminuye con el tiempo. Debido a que el flujo de la especie electroactiva es proporcional al gradiente de concentración, y este gradiente disminuye con el tiempo, la corriente medida también disminuye con el tiempo. Tal como se observa en la Figura 38 que muestra un cronoamperograma general

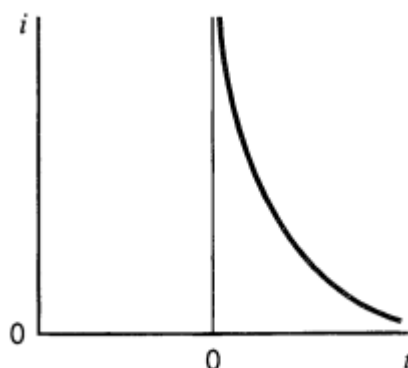


Figura 38. Cronoamperograma general [11].

Al observar cómo la corriente varía después de aplicar un cambio en el potencial, se pueden entender mejor los procesos que ocurren en la superficie del electrodo y cómo se mueven las especies electroactivas en la solución, proporcionando información sobre la velocidad de reacciones y los mecanismos de transporte, especialmente la difusión.

5. Cronopotenciometría

A diferencia de la cronoamperometría donde se fija el potencial y se mide la corriente, en la cronopotenciometría se fija la densidad de corriente y se observa como varía el potencial a lo largo del tiempo. La Figura 39 muestra la señal de excitación generada al fijar la densidad de corriente. La Figura 40 muestra la respuesta del sistema a esta señal de excitación.

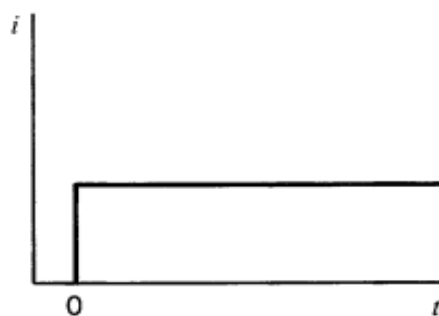


Figura 39. Señal de excitación [11].

En este caso, la densidad de corriente se mantiene constante, lo que implica que la velocidad de reacción de electrodo está controlada y no depende de los cambios en el potencial. Conforme la reacción progresa, se genera un gradiente de concentración de la especie electroactiva cerca de la superficie del electrodo, similar al caso de la cronoamperometría. Este gradiente va aumentando con el tiempo a medida que la especie es consumida en la superficie del electrodo, provocando que el potencial cambie de manera gradual.

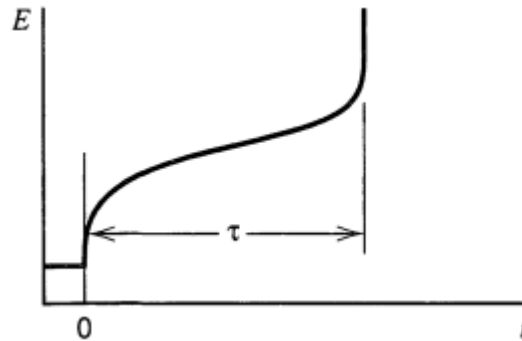


Figura 40. Respuesta a la señal de excitación (cronopotenciograma general) [11].

Anexo C. Diagramas de Pourbaix de los elementos presentes en los barras anódicos

A partir de la termodinámica, los siguientes diagramas de equilibrio de potencial-pH a 25°C de las distintas especies que están presentes en los barras anódicos permiten corroborar lo dicho en los apartados anteriores, sobre que especies en condiciones alcalinas (pH=13) se podrían disolver y pasar a un circuito de electrodeposición, y cuales pasarían a formar un barro anódico secundario. Elementos como el Sn, Al, Ca, Zn, Si y los metales del grupo del platino (PGM) se omitirán en este análisis, ya que su presencia en los barras anódicos es limitada según la información obtenida de la composición de los BA de diversas refinerías [39].

1. Sistema Se-H₂O

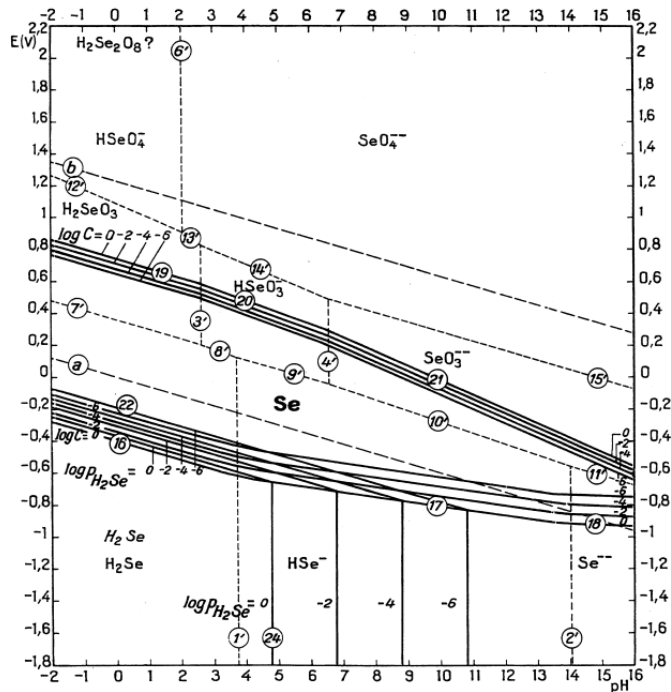


Figura 41. Diagrama de equilibrio potencial pH del sistema Se-H₂O.

El selenio presente en los barros anódicos está ligado principalmente al cobre y la plata, formando compuestos como Ag_2Se y Cu_2Se . Del diagrama es posible observar que el selenio en condiciones alcalinas se puede encontrar como selenito (SeO_3^{2-}) o selenato (SeO_4^{2-}), ambas formas solubles del selenio. La obtención de una u otra especie dependerá de las condiciones reductoras u oxidantes del sistema. Además, en condiciones no tan reductoras el selenio es estable en su forma elemental. De esta manera, el selenio se disolvería tras la lixiviación alcalina y luego ingresaría al circuito de electrodeposición.

2. Sistema As-H₂O

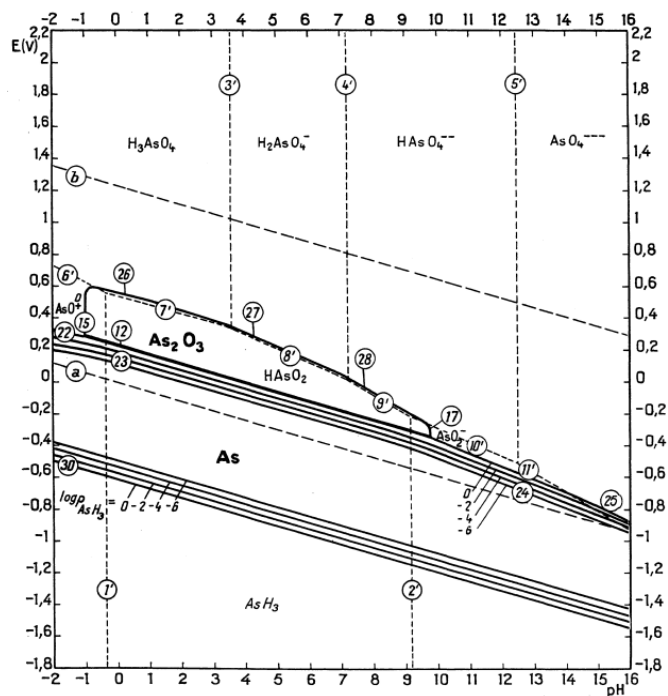


Figura 42. Diagrama de equilibrio potencial pH del sistema As-H₂O.

El arsénico en los barros anódicos puede presentarse como As_2O_3 , o puede formar complejos con antimonio y bismuto, dando lugar a compuestos como $BiAsO_4$ y $SbAsO_4$. Del diagrama se extrae que las especies estables del arsénico en condiciones fuertemente alcalinas son las especies disueltas arsenito (AsO_2^-) y arsenato (AsO_4^{3-}). La obtención de una u otra especie dependerá de las condiciones reductoras u oxidantes del sistema. Además, en entornos más reductoras sería posible obtener As en su forma elemental. Dicho lo anterior, una lixiviación alcalina disolvería el arsénico en los BA, permitiendo su ingreso al circuito de electrodeposición junto con el selenio y telurio.

3. Sistema Sb-H₂O

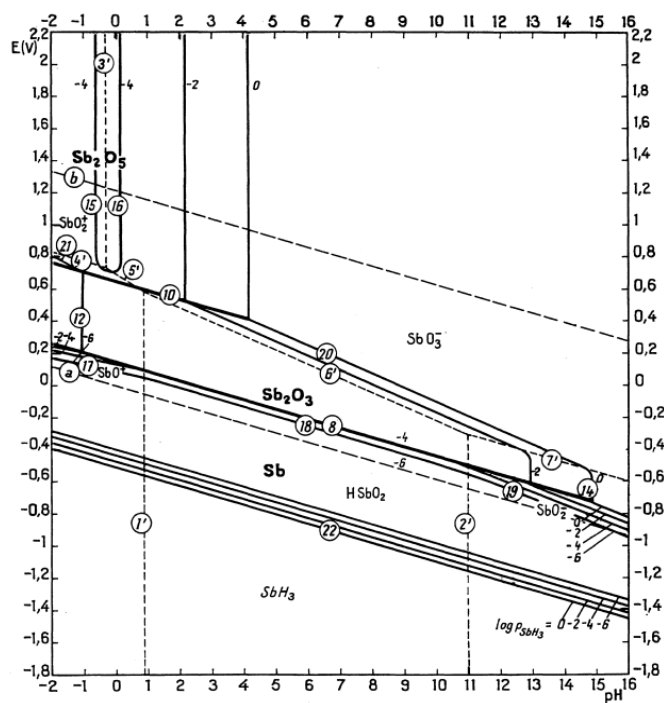


Figura 43. Diagrama de equilibrio potencial pH del sistema Sb-H₂O.

En los barros anódicos el antimonio puede estar presente como Sb₂O₃ y como un complejo ligado al arsénico. Del gráfico se observa que el antimonio es una especie que posiblemente se disuelva junto con el arsénico, selenio y telurio, considerando que las especies predominantes en condiciones alcalinas y a potenciales moderados son el SbO₃⁻ y el SbO₂⁻ (en un rango muy pequeño). Además, no hay un dominio de protección debido a la pasivación por una película de óxido que impida la disolución, ya que ambos óxidos, Sb₂O₃ y Sb₂O₅, son demasiado solubles para proteger al antimonio [27]. Los compuestos sólidos del antimonio solo son estables a potenciales más reductores, presentándose como Sb₂O₃ y Sb elemental.

4. Sistema Bi-H₂O

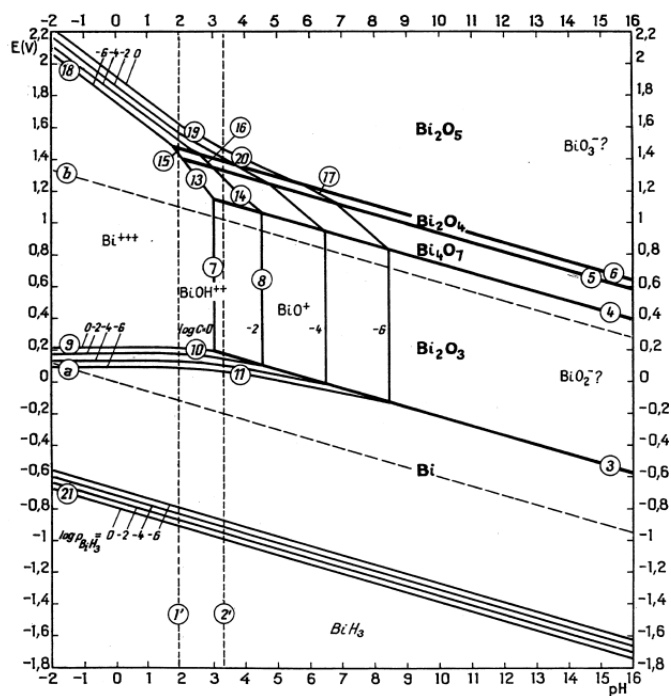


Figura 44. Diagrama de equilibrio potencial pH del sistema Bi-H₂O.

El bismuto en los barras anódicas puede estar presente como Bi₂O₃ y en asociación con el As formando el complejo BiAsO₄. De la figura se observa que, a medida que aumenta el potencial, el bismuto en los barras se oxida progresivamente a Bi₂O₃, Bi₄O₇, Bi₂O₄ y Bi₂O₅. Por otro lado, a condiciones moderadamente reductoras este estará presente en su forma elemental. Por lo tanto, se puede concluir que el bismuto no se disolverá y permanecerá en forma sólida después de la lixiviación alcalina.

5. Sistema Cu-H₂O

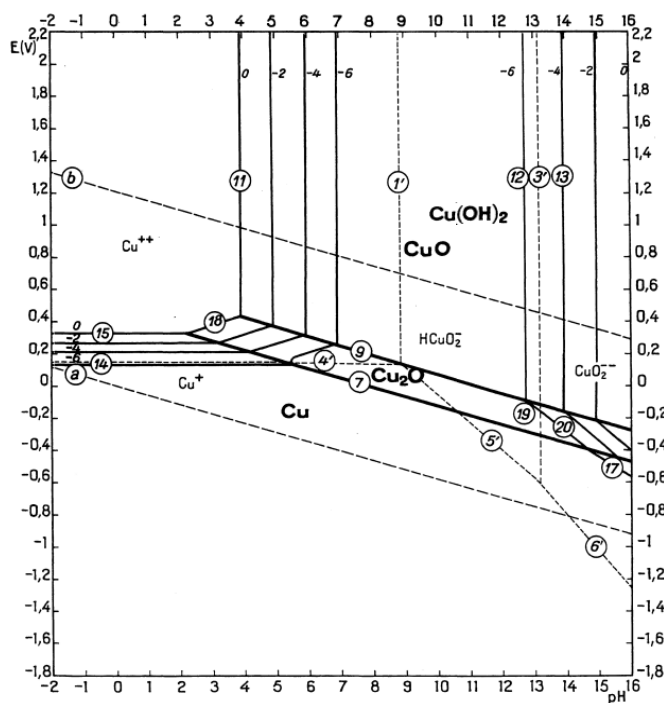


Figura 45. Diagrama de equilibrio potencial pH del sistema Cu-H₂O.

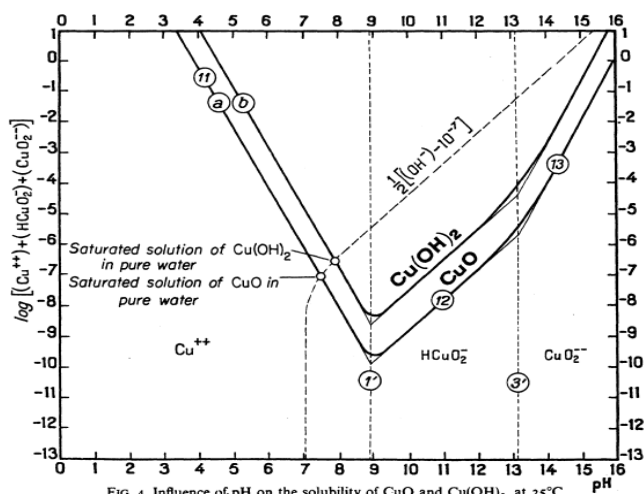


Figura 46. Influencia del pH en la solubilidad del CuO y Cu(OH)₂.

El cobre en los barras anódicas se puede encontrar en forma de óxidos, sulfatos, sulfuros, complejos y asociado al telurio, selenio y plata. De la figura, se aprecia que el cobre en condiciones alcalinas se puede oxidar a sus formas sólidas Cu₂O, CuO y Cu(OH)₂, siendo este último menos estable que el CuO [27]. En condiciones levemente reductoras, el cobre también puede presentarse en su forma elemental. Las especies disueltas HCuO₂⁻ y CuO₂²⁻ pueden formarse en entornos levemente oxidantes y alcalinos; sin embargo, debido a la baja solubilidad del CuO y Cu(OH)₂ en un medio

alcalino, la cantidad de HCuO_2^- y CuO_2^{2-} que se genera es despreciable. Por consiguiente, el cobre se mantendría principalmente en su forma sólida después de la lixiviación alcalina.

6. Sistema Ag-H₂O

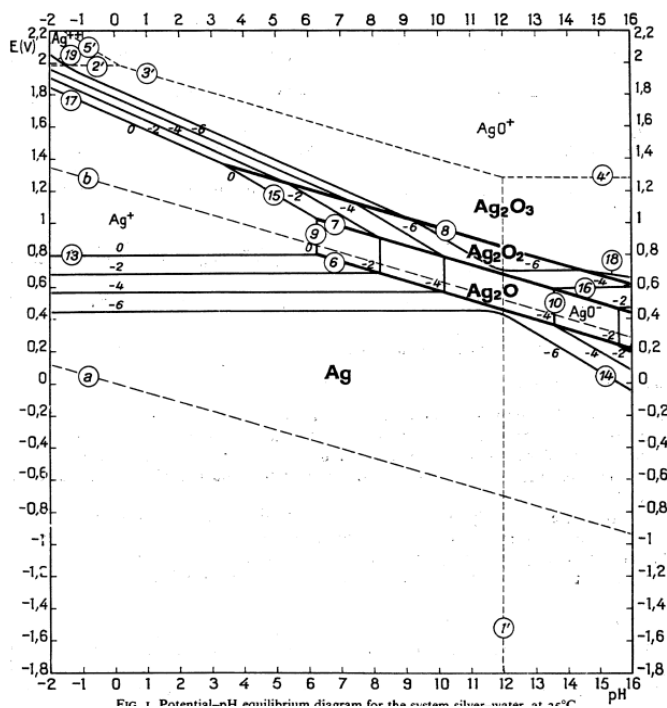


Figura 47. Diagrama de equilibrio potencial pH del sistema Ag-H₂O.

En los barras anódicos la plata puede estar presente en forma de óxidos, sulfatos, sulfuros, complejos y asociado a selenio, telurio, cobre y oro. De la figura se puede ver que la plata es estable en su estado elemental en todo el rango del pH, salvo en condiciones oxidantes. En condiciones fuertemente alcalinas, la plata puede ir oxidándose a Ag_2O , AgO , Ag_2O_3 y en condiciones muy oxidantes a AgO^+ . Esta última especie es soluble en medio alcalino en presencia de NaOH . En un ambiente no tan oxidante pero aun más alcalino, el Ag_2O puede dar lugar al AgO^- , la cual también es una especie soluble. Luego, se puede concluir que la plata no se disuelve y se mantiene en su estado sólido en las condiciones de lixiviación.

7. Sistema Au-H₂O

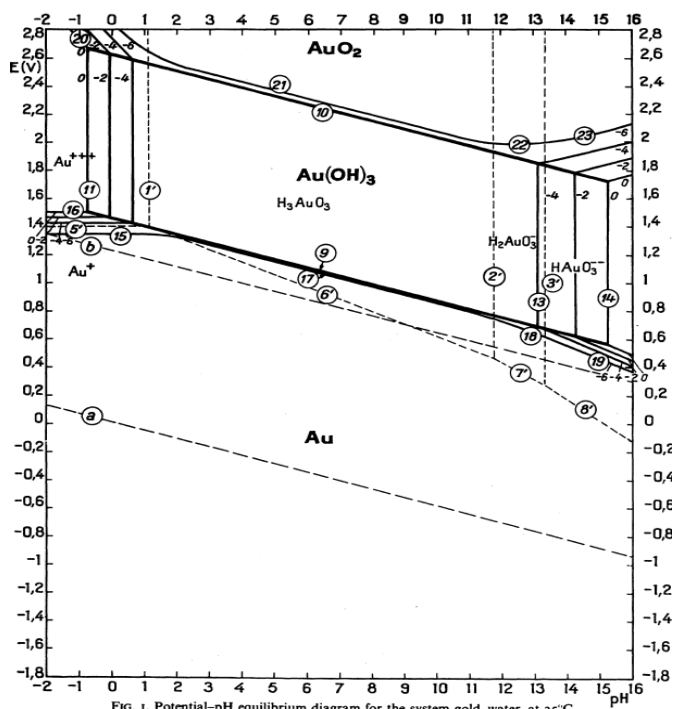


Figura 48. Diagrama de equilibrio potencial pH del sistema Au-H₂O.

El oro en los barros anódicos se encuentra en su forma nativa, y en menor medida en asociación con la plata y telurio. Del gráfico se observa que el oro es estable en todo el rango del pH, excepto en condiciones muy oxidantes. En entornos muy oxidantes y fuertemente alcalinos, el Au se puede oxidar a H₂AuO₃⁻ y HAuO₃²⁻. Sin embargo, aunque es posible que algo de oro se disuelva a H₂AuO₃⁻ y HAuO₃²⁻ en condiciones altamente alcalinas y oxidantes, la cantidad disuelta sería muy pequeña, por lo que el oro permanecería insoluble.

8. Sistema Pb-H₂O

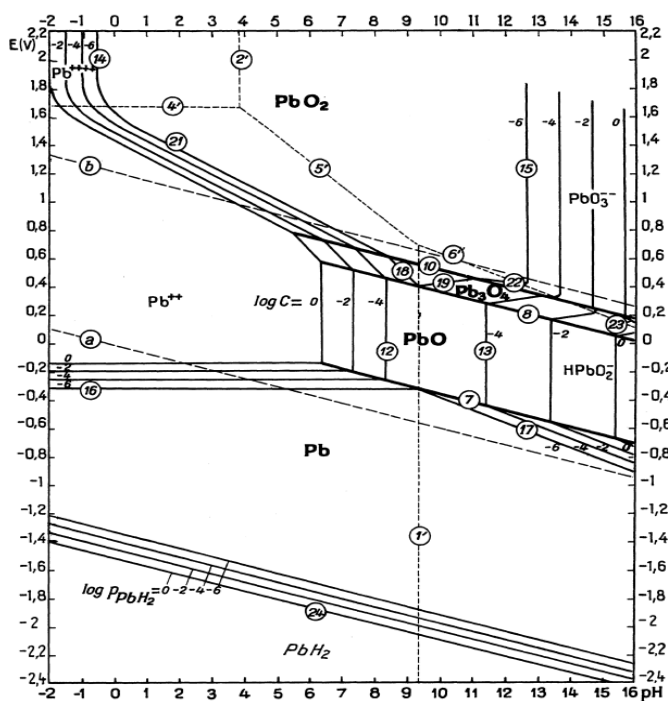


Figura 49. Diagrama de equilibrio potencial pH del sistema Pb-H₂O.

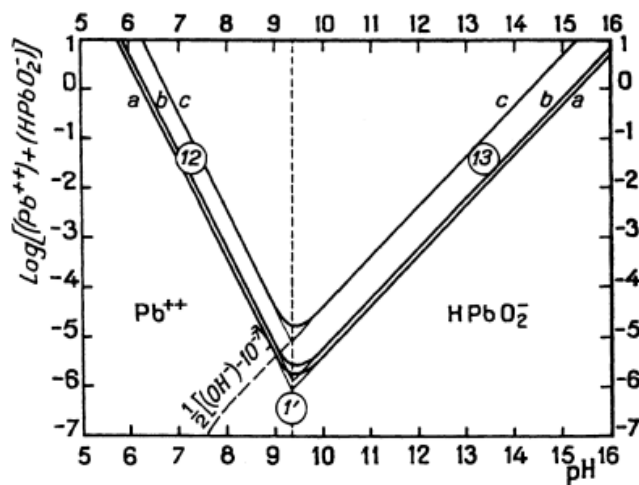


Figura 50. Influencia del pH en la solubilidad del PbO y Pb₃O₄.

En los barras anódicos el plomo puede estar presente como sulfato o como óxido asociado al antimonio y arsénico. De la Figura 49, se puede extraer que el Pb se puede encontrar en forma disuelta como HPbO_2^- en condiciones muy alcalinas, y como PbO_3^{2-} a un potencial moderado en condiciones no tan alcalinas, pero más oxidantes. A potenciales moderados, el plomo puede encontrarse como Pb_3O_4 o PbO , y en condiciones más reductoras, en su forma elemental. Según la Figura 50, el plomo en los barras podría disolverse en menor medida después de una lixiviación alcalina,

ingresando así al circuito de electrodeposición junto con el telurio, selenio y arsénico.

9. Sistema Fe-H₂O

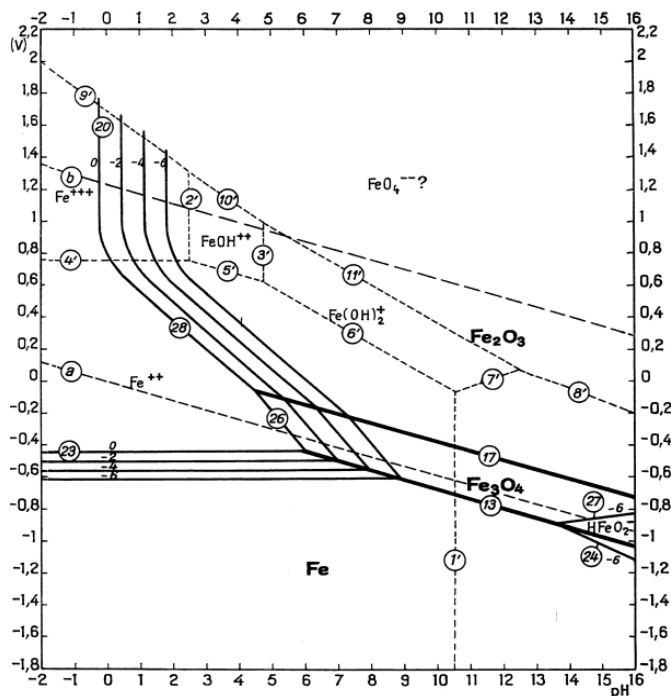


Figura 51. Diagrama de equilibrio potencial pH del sistema Fe-H₂O.

En los barros el hierro está presente como Fe₂O₃. En la figura se puede observar que el hierro en condiciones muy alcalinas es estable en forma sólida como Fe₂O₃ o Fe₃O₄. La obtención de una u otra especie dependerá de las condiciones reductoras u oxidantes del sistema. Por lo tanto, el hierro en los barros no se lixiviaría y permanecería en su forma sólida.

10. Sistema Ni-H₂O

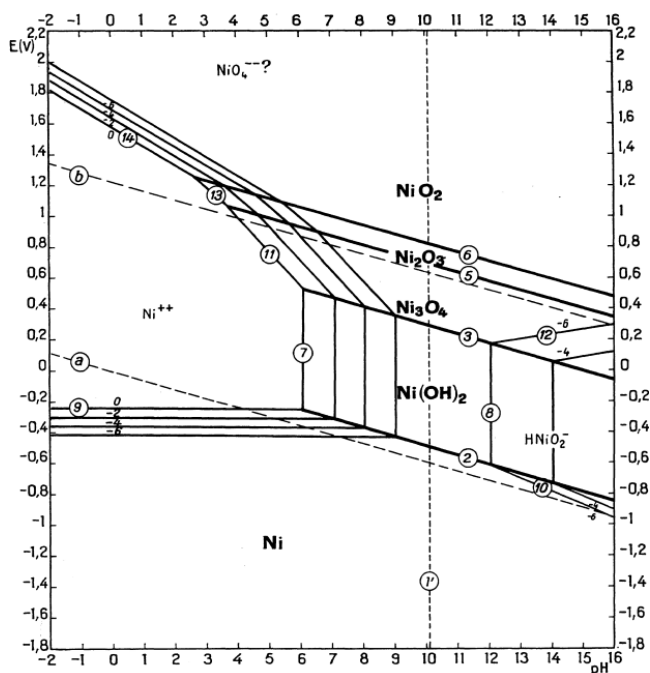


Figura 52. Diagrama de equilibrio potencial pH del sistema Ni-H₂O.

El níquel en los barras anódicas se presenta como NiO y NiSO₄*2H₂O. A partir de la figura anterior se puede observar que el níquel en condiciones alcalinas formará casi siempre una especie sólida, como el Ni(OH)₂, Ni₃O₄, Ni₂O₃ y NiO₂ dependiendo las condiciones reductoras u oxidantes del sistema. La especie disuelta HNiO₂⁻ que el níquel puede formar en condiciones alcalinas es muy poco estable, por lo que este se mantendría en su estado sólido después de la lixiviación alcalina.

Anexo D. Determinación del coeficiente de difusión del telurito

En condiciones donde la reacción está controlada por la transferencia de masa, y se emplea la técnica del electrodo de disco rotatorio, la ecuación de Levich permite establecer la relación entre la densidad de corriente límite y la velocidad de rotación del electrodo. Esta ecuación se presenta de la siguiente manera:

$$i_l = 0.620 * n * F * C * A * D^{2/3} * u^{1/6} * w^{1/2} \quad (43)$$

Donde,

n : Número de electrones transferidos en la reacción redox.

F : Constante de Faraday (96500 C/mol).

A : Área del electrodo de trabajo (cm²).

C : Concentración de la especie que se reduce en solución (mol/cm³).

u : Viscosidad cinemática (cm²/s).

i_l : Corriente límite (A).

w : Velocidad de rotación (rad/s).

D : Coeficiente de difusión (cm²/s).

Para determinar la corriente límite (i_l) y el coeficiente de difusión (D) del telurito en una solución fuertemente alcalina (ecuación 42), se emplearon las siguientes condiciones mostradas en la siguiente tabla:

Tabla 17. Condiciones de trabajo en la realización de las voltametrías lineales a distintas velocidades de rotación con EDR.

pH	T (°C)	g/L de Te	C TeO ₃ ²⁻	A (cm ²)
14.4	25	0.5	3.92*10 ⁻⁶	0.0314

De la Figura 25, se puede desprender que a un voltaje de -1.2 V se puede obtener la corriente límite para las 4 experiencias a distintas velocidades de rotación.

Tabla 18. Valores de i_l y w para las 4 voltametrías lineales a distintas velocidades de rotación.

V (V)	w (rpm)	w (rad/s)	w ^{1/2}	i_l (mA/cm ²)	i_l (A)
-1.2	200	20.944	4.576	-5.348	0.000168
-1.2	500	52.360	7.236	-6.846	0.000215
-1.2	800	83.776	9.153	-9.225	0.000290
-1.2	1100	115.192	10.733	-10.992	0.000345

Luego, en base a la tabla anterior, se graficó $w^{1/2}$ versus I_l , resultando en la siguiente gráfica:

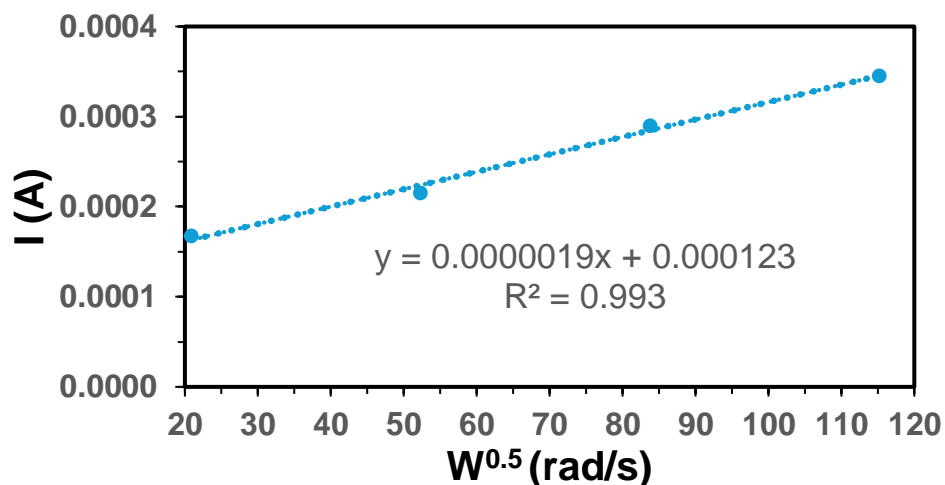


Figura 53. Corriente límite versus raíz cuadrada de la velocidad la velocidad de rotación.

Así, considerando la ecuación 46 se obtiene que la pendiente m ($I_l / w^{1/2}$) de la figura anterior es igual a:

$$m = 0.620 \cdot n \cdot F \cdot C \cdot A \cdot D^{2/3} \cdot v^{1/6} \quad (44)$$

Y despejando D se llega finalmente a:

$$D = \left(\frac{m}{0.62 \cdot n \cdot F \cdot A \cdot C \cdot v^{1/6}} \right)^{3/2} \quad (45)$$

Así, reemplazando los valores de n , F , A , C y v en la ecuación anterior, es posible calcular el coeficiente de difusión (D) del telurito. Los valores se adjuntan en la siguiente tabla, donde el valor de la viscosidad cinemática (u) del telurito a pH 14.4 fue calculado utilizando un viscosímetro (Anexo E).

Tabla 19. Valor de los parámetros que componen la ecuación de Levich.

Parámetro	Valor	Unidad de medida
n	4	
F	96500	C/mol
C	$3.92 \cdot 10^{-6}$	mol/cm ³
A	0.0314	cm ²
u	0.01121	cm ² /s
m	0.0000019	

Finalmente, reemplazando los valores de los parámetros en la ecuación 28 se obtiene que el coeficiente de difusión del telurito a un pH de 14.4 es:

$$D = \left(\frac{0.0000019}{0.62 \cdot 4 \cdot 96500 \cdot 0.0314 \cdot 3.92 \cdot 10^{-6} \cdot 1.121^{-1/6}} \right)^{3/2} = 1.69 \cdot 10^{-7} \text{ cm}^2/\text{s}$$

Anexo E. Viscosidad del telurito a pH 14.4

Sample ID: NaOH con Te Device 3		Date of measurement: 12.8.2024 Time: 17:02:13	
Operator:			
Flow times [s]	15.32* 15.32* 15.32* 15.32* 15.32*	Sample parameters / results	
Average [s]	15.32	Concentration[g/cm ³]	
Rel. standarddev. [%]	0.00	Density[g/cm ³]	1.068700
HC-correction [s]	0.00	Kin.Viscosity[mm ² /s]	1.1205
Average corrected [s]	15.32	Dyn.Viscosity[mPa s]	1.1975
		Rel.Viscosity	0.0000
		Spec.Viscosity	-1.0000
		Inher.Viscosity[cm ³ /g]	0
		K-Value	0
		Viscosity Number[cm ³ /g]	0
		Intrin.Viscosity_Billmeier	0
		SUS	29.4992
		SFS	2.5957
Method file	pl.mdb		
created at	27/10/2020		
modified at	12/08/2024		
Measuring method	Sample		
Number of meas.	5		
Pretemp. time	0 min		
Measuring temp.	25 °C		
Max. deviation	1 %		
HC-correction	no		
Automatic rinse	no		
Protocol file	win1.csv		
Viscosimeter	Viscometer G1		
Viscosimeter type	Cannon-Fenske Routine		
Constant [mm ² /s ²]	0.0731401		
determined at			
t0 flowtime [s]	0.00		
determined at			
Measuring OK			

Anexo F. Eficiencia de corriente en la electrodeposición de telurio

La ley de Faraday relaciona la cantidad de sustancia que se deposita o se disuelve en un electrodo con la electricidad que pasa a través del circuito [7].

$$m_t = \frac{I \cdot t \cdot PM}{n \cdot F} \quad (46)$$

Donde,

m_t : Cantidad de masa depositada teóricamente (g).

I : Intensidad de corriente aplicada (A).

t : Tiempo (s).

PM : Masa molar del telurio (g/mol).

n : Número de electrones intercambiados.

F : Constante de Faraday (96500 C/mol).

En la primera experiencia se buscó electrodepositar telurio aplicando una corriente de 0.02 A por un tiempo de 409 minutos. Lo que da como resultado la siguiente m_t :

$$m_t = \frac{0.02 \cdot 409 \cdot 60 \cdot 127.6}{4 \cdot 96500} = 0.162 \text{ g}$$

La eficiencia de corriente se calcula como sigue:

$$\eta = \frac{m_t}{m_e} \cdot 100 \quad (47)$$

Donde m_e es la masa de telurio experimentalmente depositada. De esta manera, es posible calcular la eficiencia de corriente considerando la masa real depositada, que en este caso fue de 0.141 g. El cálculo de la eficiencia de corriente se expresa de la siguiente forma:

$$\eta = \frac{0.141}{0.162} \cdot 100 = 87\%$$

En la segunda experiencia se buscó electrodepositar telurio aplicando una corriente de 0.03 A durante un tiempo de 344 minutos. Lo que da como resultado la siguiente m_t :

$$m_t = \frac{0.03 \cdot 344 \cdot 60 \cdot 127.6}{4 \cdot 96500} = 0.204 \text{ g} \quad (48)$$

En este caso la masa real depositada fue de 0.167 g. Así, el cálculo de la eficiencia de corriente da como resultado:

$$\eta = \frac{0.167}{0.204} \cdot 100 = 82\%$$

UNIVERSIDAD DE CONCEPCIÓN - FACULTAD DE INGENIERÍA

Departamento de Ingeniería Metalúrgica

Hoja resumen memoria de título

Título: Estudio del comportamiento electroquímico del telurio en medio alcalino
Nombre Memorista: Francisco Javier Benavente Bargetto

Modalidad	Investigación	Profesor(es) Guía(s)
Concepto		Prof. Eugenia Araneda Prof. Víctor Parra Ingeniero Supervisor: Institución: Universidad de Concepción
Calificación		
Fecha	22/11/2024	
Prof. Eugenia Araneda.		

Comisión:
Prof. Froilán Vergara

<p>Resumen</p> <p>Esta memoria de título se enfocó en el estudio del comportamiento electroquímico del ion telurito en medio alcalino, con el objetivo de evaluar preliminarmente la electrodeposición de telurio a partir de los parámetros cinéticos obtenidos. Esto se llevó a cabo utilizando voltametría lineal sobre electrodo fijo y rotatorio, además de cronopotenciometrías.</p> <p>En las pruebas de voltametría lineal sobre electrodo fijo, se identificaron los potenciales de reducción del ion telurito a telurio metálico y de este último a diteluro para las distintas condiciones experimentales evaluadas. Asimismo, se comprobó que la presencia de selenio no tendría un efecto significativo sobre el comportamiento electroquímico del Te.</p> <p>Con un electrodo de disco rotatorio de platino, se determinó un coeficiente de difusión para el ion telurito de $1.69 \times 10^{-7} \text{ cm}^2/\text{s}$ a 25 °C, pH 14.4 y 0.5 g/L de Te. Finalmente, en las pruebas de cronopotenciometría, se obtuvieron depósitos masivos de Te a densidades de corriente de 2.22 mA/cm² y 3.33 mA/cm², con eficiencias de corriente del 87 y 82%, respectivamente.</p> <p>Estos resultados contribuyen a la definición de las condiciones experimentales para el diseño de un proceso de electroobtención de Te metálico en medio alcalino.</p>
--