



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTILÁN

“ELECTRODO DE GRAFITO COMO ELECTRODO INDICADOR DE
REACCIONES REDOX”

TESIS

QUE PARA OBTENER EL TÍTULO DE:

INGENIERO QUÍMICO

PRESENTAN:

ASTUDILLO NATERAS RICARDO

MONTES DE OCA BARRERA FABIOLA

ASESOR: DR. JOSÉ DE JESÚS PÉREZ SAAVEDRA

CUAUTILAN IZCALLI, EDO. DE MÉXICO, 2019



Universidad Nacional
Autónoma de México

Dirección General de Bibliotecas de la UNAM

Biblioteca Central



UNAM – Dirección General de Bibliotecas
Tesis Digitales
Restricciones de uso

DERECHOS RESERVADOS ©
PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL

Todo el material contenido en esta tesis esta protegido por la Ley Federal del Derecho de Autor (LFDA) de los Estados Unidos Mexicanos (México).

El uso de imágenes, fragmentos de videos, y demás material que sea objeto de protección de los derechos de autor, será exclusivamente para fines educativos e informativos y deberá citar la fuente donde la obtuvo mencionando el autor o autores. Cualquier uso distinto como el lucro, reproducción, edición o modificación, será perseguido y sancionado por el respectivo titular de los Derechos de Autor.

Agradecimientos

Ricardo Astudillo Nateras

Gracias Dios por llenarme de salud y bendiciones para culminar éste camino y por darme la dicha de tener a dos hermanas y una mom increíble que dieron todo para apoyarme durante mi formación profesional a las cuales les estaré infinitamente agradecido, esperando me brindes la oportunidad de ver por ellas y brindarles lo mejor de mí.

Gracias mom, por haber visto por mis hermanas y por mí durante toda la vida, por sacarnos adelante cuando la situación era más complicada, por cursar de nuevo cada una de las etapas de tu vida a medida que yo iba creciendo con el fin de guiarme por el mejor camino, por darme todo tu apoyo en todas esas noches de desvelo y estrés, por brindarme las palabras exactas que debía escuchar cuando más lo necesitaba, por enseñarme a luchar hasta el último suspiro con la frente en alto por las personas que amas aunque esto implique enfrentarte a tus peores miedos, por eso y mil razones más, gracias mom.

Gracias Gaby y Daniela por ser un gran ejemplo a seguir en mi vida, por demostrarme lo que es darlo todo por las personas que amas, por enseñarme cómo debo enfrentar la situación en el mundo real por muy sinuoso que parezca el camino, gracias por escucharme cuando más confundido estaba y por darme la motivación que necesitaba para poder culminar mi formación profesional, gracias por ser parte de un maravilloso equipo para enfrentar la vida.

Gracias Faby por haber hecho tan buena mancuerna conmigo para salir delante en la carrera, por brindarme tu apoyo incondicional cuando más lo necesitaba, por ser esa amiga con la que ríes todo el tiempo ya sea de nervios por no pasar un examen, porque no entregaste una tarea que valía mucho o por leer la lista interminable de pendientes para el día siguiente sin haber avanzado en nada, por motivarme dar lo mejor de mí, por hacer equipo conmigo desde el día uno hasta este día que culmina una gran etapa en nuestras vidas.

Gracias Dr. José de Jesús Pérez Saavedra sin usted éste gran paso no hubiera sido posible, gracias por haber sido un excelente profesor y amigo, por la paciencia y buena vibra que solo usted sabe cómo brindar.

Gracias UNAM por haber sido mi segunda casa dándome la oportunidad de ser parte de tu grupo de estudiantes que dan su 110% en la vida laboral y brindarme las herramientas para poder formarme como profesionista.

Agradecimientos

Fabiola Montes de Oca Barrera

Para **mis padres**, por ser siempre mi gran motor que me impulsa día a día a concretar todas mis metas, con ayuda de su gran amor, paciencia, sabiduría y fortaleza, nunca olviden que los amo.

Para **mis hermanos**, por siempre estar ahí cuando más los necesito así como darme la fortaleza necesaria para seguir adelante.

Para **mi mejor amigo**, equipo, compañero y ahora hermano por hacer que en el periodo de la universidad fuera la experiencia más increíble en mi vida, no pude haber conocido a una mejor persona, agradezco a Dios por cruzarte en mi camino.

A **mi asesor** Dr. José de Jesús Pérez Saavedra por ser una extraordinaria persona con un enorme corazón que siempre te brinda su apoyo incondicional sin pedir nada a cambio.

A la UNAM porque gracias a ella pude tener la mejor experiencia personal aunada a conocimientos, así mismo le agradezco por permitirme conocer a grandes personas.

INDICE

1. Resumen.....	1
2. Introducción.....	2
3. Marco Teórico.....	3
3.1 Potenciometría.....	3
3.2 Ecuación de Nernst.....	4
3.3 Electrodo indicadores.....	4
3.4 Electrodo de referencia.....	6
3.5 Reacciones Redox.....	7
3.6 Propiedades del grafito.....	8
4. Objetivos.....	9
4.1 Objetivo General.....	9
4.2 Objetivos Particulares.....	9
5. Metodología experimental.....	10
5.1 Diagrama de flujo de la primera y segunda parte experimental.....	10
5.2 Preparación de soluciones.....	11
Montaje experimental de la titulación de KIO_3 con $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ usando el electrodo combinado de platino.....	11
5.3 Montaje experimental de la micro titulación utilizando un electrodo combinado de platino y un electrodo de grafito//Calomel en sistema paralelo.....	12
6. Resultados y análisis de resultados.....	14
7. Conclusiones.....	28
8. Bibliografía.....	29
9. Anexos.....	30
I. Material, Equipo y Reactivos.....	30
II. Cálculos para la preparación de soluciones.....	31
III. Reacciones Químicas y ecuaciones de Nernst efectuadas.....	32
IV. Gráficos de pH en función del Volumen agregado.....	40
V. Resultados experimentales de $E = f[\text{Volumen agregado de HCl}]$ y $\text{pH} = f[\text{Volumen agregado de HCl}]$ para cada una de las pruebas realizadas.....	41
VI. Tabla de variación de concentraciones molares.....	47

VII. Cálculos estadísticos.....49

1. Resumen

El presente trabajo se llevó a cabo en 2 etapas:

1. Análisis del comportamiento de una valoración de cinética lenta entre KIO_3 y $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ con ayuda de un electrodo combinado de platino y un electrodo de vidrio con el fin de observar el comportamiento del potencial de dicha reacción como función del pH.
2. Sustitución de un electrodo combinado de platino por un electrodo alternativo de grafito//Calomel.

Para la primera parte experimental, se realizaron 3 valoraciones para comprobar la repetitividad en el sistema, es decir, se buscó obtener el mismo punto de equivalencia en las 3 valoraciones realizadas. Una vez observada una mínima desviación en los valores de punto de equivalencia en cada una de las valoraciones, se procedió a realizar los cálculos estadísticos para comprobar dicha repetitividad (mínimo error estadístico). Para lo anterior se prepararon soluciones de KIO_3 0.0999M y $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0.10005M utilizando una solución estandarizada de HCl 0.1M como catalizador. Se mezclaron 5mL de KIO_3 con 5mL de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ y se comenzó la valoración con adiciones de 0.5mL, antes de llegar al punto de equivalencia deseado, las adiciones se redujeron a 0.25mL cada una hasta observar un cambio radical en el pH del sistema y el potencial del mismo.

Para la segunda parte de la experimentación, que es la sustitución de un electrodo combinado de platino por un electrodo alternativo de grafito//Calomel, se realizó la misma valoración pero en un sistema en paralelo, es decir, 2 valoraciones y montajes iguales a las mismas condiciones de la primera parte experimental realizadas al mismo tiempo, sólo que en esta parte se añadió el electrodo de grafito con el fin de observar si es posible sustituir el electrodo combinado de platino por uno de grafito esperando resultados similares en el volumen de punto de equivalencia.

Comparando los resultados experimentales tanto de la primera como de la segunda parte experimental, no se observó diferencia significativa tanto en los valores de punto de equivalencia (pH y potencial químico) como los arrojados por el electrodo alternativo de grafito//Calomel en comparación con el electrodo combinado de platino.

2. Introducción

Los electrodos indicadores son aquellos que ceden, reciben o intercambian electrones con su medio, y cuyo potencial depende de éste, es decir, informa al circuito exterior de las características de la solución. De acuerdo con lo anterior, podemos decir que un electrodo indicador nos brinda información del medio en el cual se encuentra (actividad, concentración, potencial, pH, etc.), y puede ser desde un sistema simple metal-ión en solución, hasta sistemas más complejos, incluyendo electrodos selectivos para iones (*Electrodos de medida y referencia. Abril 2017, de UNAM. Sitio web:*http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/ELECTRODOSDEMEDIDAYDEREFERENCIA_22645.pdf).

Usualmente se utilizan para seguir reacciones redox los electrodos indicadores constituidos por oro, platino, paladio u otros metales inertes. Estos electrodos actúan como una fuente de transferencia de electrones de un sistema redox presente en la disolución. (Potenciometría. Marzo 2011, Química y Ciencia. Sitio web: <http://laquimicaylaciencia.blogspot.mx/2011/03/potenciometria.html>).

Al llevar a cabo una reacción redox se utiliza regularmente un electrodo combinado de platino, el cual nos arroja datos del potencial químico de una solución, su costo es alrededor de \$6,000.00 a \$7,000.00 MXN, por lo que, se busca encontrar un electrodo alternativo que nos arroje datos similares de potencial químico para reacciones redox, con menor costo.

En el presente trabajo se realizará el análisis de una reacción redox entre Yodato de Potasio (KIO_3) y Tiosulfato de Sodio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$), utilizando ácido clorhídrico estandarizado (HCl) como catalizador. La reacción es espontánea, pero al momento de agregar las dos soluciones (KIO_3 y $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) en un mismo sistema, éstas no presentan ninguna reacción debido a que su cinética es lenta, por lo que se le agrega ácido clorhídrico (catalizador) a la solución para disminuir el pH, ya que el yodato de potasio depende de este, provocando a su vez aumentar la diferencia de potencial químico obteniendo una mayor cuantitatividad de la reacción.

En la primera parte de nuestra experimentación se utilizó un electrodo combinado de platino para poder seguir la valoración y observar el comportamiento de ésta. En la segunda parte experimental se utilizó un electrodo combinado de platino y un electrodo alternativo (electrodo de grafito//Calomel) con montaje en paralelo, para poder comparar el comportamiento dichos electrodos, para sustituir el electrodo convencional por uno de bajo costo.

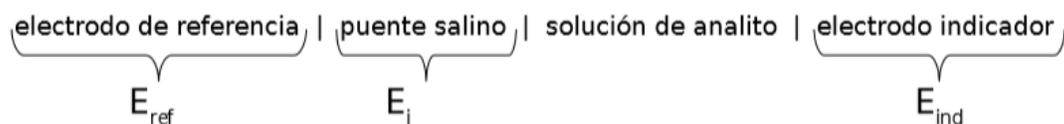
3. Marco Teórico

3.1 Potenciometría

La potenciometría es un método analítico electroquímico basado en la medida de la diferencia de potencial entre electrodos sumergidos en una solución, siendo el potencial de uno de los electrodos función de la concentración de determinados iones presentes en la solución. La medida de los potenciales de electrodo permite obtener de forma directa la concentración de una sustancia o seguir su evolución a lo largo de una reacción química (reacción de titulación). (Potenciometría. Enero 2014, de UAC. Sitio web: <http://www.posgradoeinvestigacion.uadec.mx/CienciaCierta/CC38/4.html#.WteLykxFyP8>).

El equipo requerido para los métodos potenciométricos es sencillo y económico. Está formado por dos electrodos sumergidos en una disolución y conectados a un pHmetro o voltímetro. Uno de los electrodos es el electrodo indicador, que se escoge de tal manera que el potencial de semicelda responda a la actividad de la especie en disolución que se quiere determinar. El otro electrodo es el electrodo de referencia cuyo potencial permanece invariable en determinadas condiciones.

El objetivo de una medición potenciometría es obtener información acerca de la composición de una solución mediante el potencial que aparece entre dos electrodos. Una celda típica para análisis potenciométrico se puede representar como:

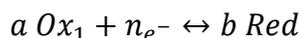


(Potenciometria. Enero 2014, de UAC. Sitio web: <http://www.posgradoeinvestigacion.uadec.mx/CienciaCierta/CC38/4.html#.WteLykxFyP8>).

3.2 Ecuación de Nernst

La ecuación de Nernst es útil para hallar el potencial químico en los electrodos en condiciones diferentes a los estándares. Lleva por nombre al físicoquímico que la formuló, Walther Hermann Nernst.

Dado el equilibrio:



La ley de Nernst establece la relación entre el potencial y la concentración de las especies y está dada por la siguiente ecuación:

$$E = E_1^o + \frac{0.05916}{n_1} \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b}$$

En donde

E= Potencial del sistema

E= Potencial estándar

n= número de electrones intercambiados en el equilibrio electroquímico

|Ox| = Concentración del agente oxidante

|Red| = Concentración del agente reductor

3.3 Electrodo indicadores

El electrodo indicador es aquel de una celda galvánica cuyo potencial varía con la actividad del analito, por lo que, es ideal para responder rápidamente y de manera reproducible a los cambios de concentración del ion analito.

Estos electrodos suelen ser clasificados de la siguiente forma:

- Electrodo de Primera especie

Estos pueden ser de metales puestos en contacto con una solución que contiene su ion

Ejemplo: $\text{Ag}^+_{(ac)} + e^- \leftrightarrow \text{Ag}_{(s)}$

- Electrodo de Segunda especie

Estos son de metal con un depósito de una sal poco soluble del metal y en el equilibrio con el anión de la sal:

Ejemplo: $\text{AgCl}_{(s)} + e^- \leftrightarrow \text{Ag}_{(s)} + \text{Cl}^-$

- Electrodo de Tercer especie

También conocidos como electrodos de óxido-reducción. El metal inerte no participa directamente en la reacción. Solo actúa conduciendo los electrones desde y hacia la solución.

Ejemplo: Pt, Au, Pd, C, etc.

Con base en las propiedades del grafito se considera apta usar como alternativa debido a que:

1. Es químicamente inerte a temperatura normal
2. No tóxico
3. Inodoro
4. Resistente al calor
5. Excelente conductor de calor y electricidad
6. Es un mineral suave
7. Temperatura de fusión $3,555^\circ\text{C}$ bajo una presión 88 kg/cm^2
8. Oxidación térmica comienza a los 300°C
9. Bajo costo

Mencionadas las propiedades químicas y físicas del grafito, se puede observar que este se puede utilizar como una fuente alterna de medición del potencial químico a un menor costo; por lo tanto, en este trabajo experimental se busca demostrar que el funcionamiento del electrodo de grafito conectado a un electrodo de referencia (calomel) con un puente salino, arroja resultados semejantes de potencial en comparación electrodo utilizado con frecuencia para este tipo de valoraciones.

Un electrodo combinado de Platino es sensible a iones o cationes, según sea el caso; la mayoría de las veces los electrodos combinados de platino son más utilizados para las valoraciones en las que es requerido conocer el potencial químico de la reacción a analizar.

Está compuesta por un valorante (ácido o base) y la muestra a valorar, de la cual queremos conocer su concentración iónica. Las valoraciones por lo general son espontáneas, y a su vez pueden ser de cinética lenta. En caso de las valoraciones electroquímicas, al poner en contacto el valorante con el analito, produce un potencial, que será detectado por el potenciómetro

y conociendo dicho valor, podemos realizar el análisis químico con ayuda de ecuaciones empíricas o teóricas para conocer su concentración en disolución.

Actualmente existen alternativas para la cuantificación de iones en disolución, como es el caso de las valoraciones de ácido fluorhídrico. Dicho ácido tiene la propiedad de disolver el vidrio, por lo que es muy complicado utilizar un electrodo de vidrio para conocer el pH del analito; en este caso existe la alternativa de las valoraciones con un electrodo de quinhidrona.

En este proyecto de tesis se probará una de las alternativas que existen para realizar valoraciones redox, la cual es la sustitución de un electrodo combinado de platino por un electrodo de grafito, por lo que se espera que presente los mismos resultados que un electrodo combinado convencional.

Para que el electrodo de grafito puede arrojar los resultados de potencial, se necesita tener un electrodo de referencia, que en este caso se utilizará un electrodo de calomel saturado con una solución de cloruro de potasio (KCl), el cual lo venden comercialmente y este electrodo está hecho a base de una jeringa la cual contiene el grafito, así mismo está formado de un asa de cobre.

Ya que se lleva a cabo una reacción de cinética lenta, se utilizará ácido Clorhídrico (HCl) como catalizador, para poder disminuir el pH de la reacción y a su vez esté aumente el potencial químico, por lo que se utilizará un electrodo de vidrio para verificar que dicha reacción se está llevando a cabo.

3.4 Electrodo de referencia

Este electrodo va a permanecer invariable en determinadas condiciones, es decir, cuyo potencial es conocido, constante y completamente insensible a la composición de la disolución en estudio. Un electrodo de referencia ideal tiene las siguientes características:

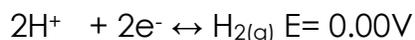
- 1-Es reversible y obedece a la ecuación de Nernst.
- 2-Presenta un potencial constante todo el tiempo
- 3-Retorna a su potencial original después de haber estado sometido a pequeñas corrientes

Existen una gran variedad de sistemas que pueden actuar como electrodos de referencia. La elección dependerá de, entre otras cosas, del medio donde se trabaje (pH, por ejemplo).

Ejemplos de los más utilizados son:

- Electrodo normal de Hidrógeno (ENH)

Reacción de electrodo:



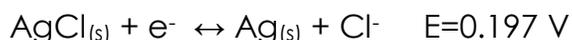
- Electrodo de Calomel Saturado

Reacción de electrodo



- Electrodo de Plata/Cloruro de plata

Reacción del electrodo



(Electrodos. Enero 2016, de UDEA. Sitio Web: http://docencia.udea.edu.co/cen/QuimicaAnalitica11/pdf_files/electrodos.pdf)

3.5 Reacciones Redox

Las reacciones de oxidación y reducción, también denominadas redox, son las reacciones químicas en las que se produce una transferencia de electrones entre los reactivos, es decir, son reacciones de transferencia de electrones, en las que las especies químicas que pierden uno o más electrones se oxidan. Por el contrario, las que ganan uno o más electrones se reducen. El medio en el que se producen estas reacciones puede ser ácido o básico. Por lo que es necesario definir dos conceptos importantes en las reacciones redox, que son:

- Reducción: Ganancia de electrones por parte de un átomo, molécula, grupo de átomos o grupos de moléculas.
- Oxidación: Pérdida de electrones por parte de un átomo, molécula, grupo de átomos o grupos de moléculas.

(Potencial Redox y la espontaneidad de las reacciones electroquímicas. Agosto 2008, de UTM. Sitio Web: <https://dialnet.unirioja.es/descarga/articulo/2735574.pdf>)

3.6 Propiedades del grafito

Las redes covalentes son sustancias macromoleculares, formadas por un número muy elevado de átomos iguales o distintos, unidos entre sí por enlaces covalentes, es decir, enlaces muy fuertes. En la naturaleza existen diversas redes covalentes, de las cuales consideraremos dos formas alotrópicas del carbono (grafito y diamante) y la sílice, óxido de silicio (SiO_2). Puesto que son redes con gran cantidad de átomos unidos muy fuertemente, son sólidos a temperatura ambiente y, además, sus puntos de fusión y de ebullición son elevados. Vemos los puntos de fusión para las tres redes covalentes comentadas:

C (diamante) = 3549.85°C

C (grafito) = 3526.85°C

Sílice (SiO_2) = 1712.85°C

Estos puntos de fusión y ebullición son muy altos, porque para fundirlos es necesario romper la red cristalina de enlaces covalentes.

Además, son compuestos en general muy duros (el diamante es el compuesto más duro que se conoce, con una dureza de 10 en la escala de Mohs) a excepción del grafito, que tiene una dureza de 1-2 por su peculiar estructura en capas. Debido a su estructura, el grafito es el único capaz de conducir la corriente eléctrica. Teniendo en cuenta que son insolubles en prácticamente cualquier disolvente.

Aunque el grafito está formado por carbono, igual que el diamante (son dos formas alotrópicas del mismo elemento, es decir, con distinta estructura), la diferencia es la forma en que se enlazan dichos átomos de carbono en ambas estructuras, lo cual les confiere propiedades totalmente distintas (de hecho, sabemos que el grafito, la mina de lápiz, es un material económico, mientras que el diamante tiene un costo muy elevado). Puesto que las capas, se unen débilmente entre sí, el grafito es exfoliable y untuoso al tacto. La exfoliación es lo que permite que el grafito se use para dibujar como mina de lápiz, ya que al frotar la mina sobre el papel se van desprendiendo capas. Además, por esta capacidad exfoliante, se usa como lubricante en seco.

El grafito es un conductor de electricidad, así mismo es utilizado como un electrodo inerte en valoraciones de óxido-reducción, debido a sus propiedades. (Propiedades de las redes covalentes. Octubre 2014, de Quimitube. Sitio web: <http://www.quimitube.com/videos/propiedades-de-las-redes-covalentes-estructuras-del-diamante-y-del-grafito>).

4. Objetivos

4.1 Objetivo General

1.- Comprobar que se puede sustituir un electrodo combinado de Platino, en una reacción Redox, por uno de grafito//Calomel, para realizar el Análisis de valoración con buena precisión a menor costo.

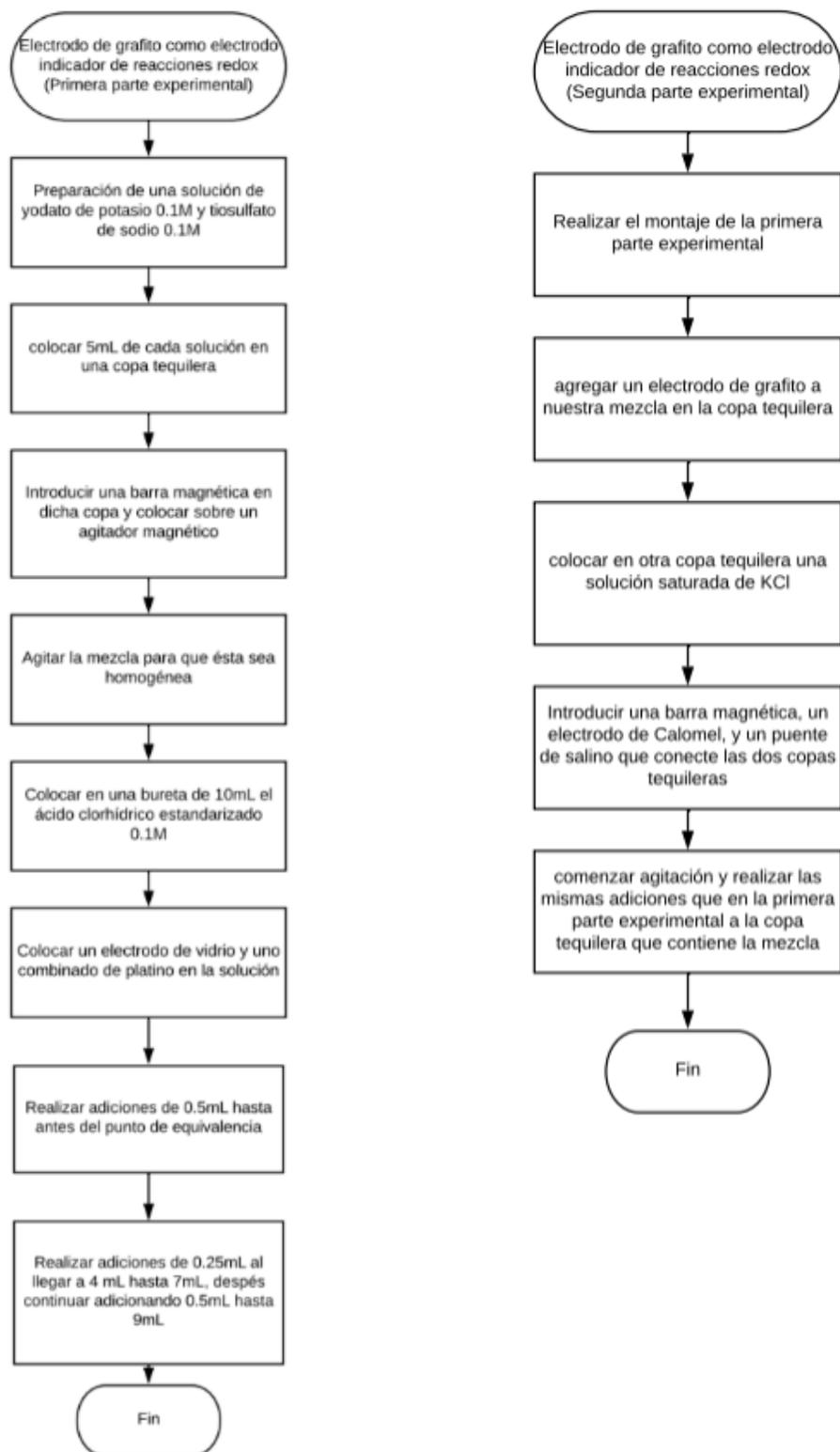
4.2 Objetivos Particulares

2.- Analizar la influencia del pH en una reacción de cinética lenta entre KIO_3 y $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ con ayuda de HCl estandarizado como catalizador, mediante curvas $E = f(\text{mL de HCl } 0.1\text{M})$

3.- Observar el comportamiento de un electrodo alternativo de grafito//Calomel en comparación de un electrodo combinado de platino al seguir la reacción entre KIO_3 y $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, midiendo pH y E.

5. Metodología experimental

5.1 Diagrama de flujo de la primera y segunda parte experimental



5.2 Preparación de las soluciones

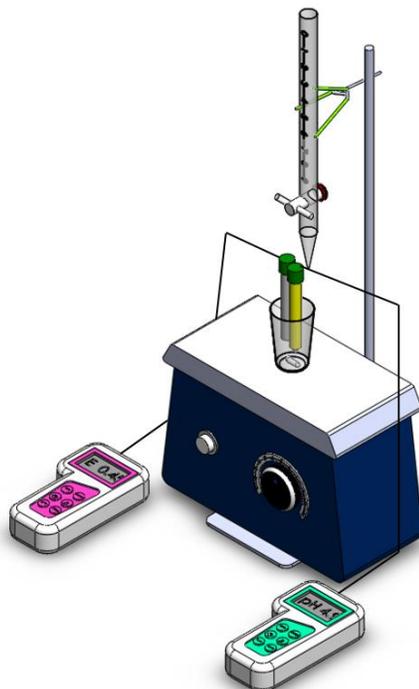
Se prepararon soluciones de KIO_3 [0.0999M] y $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ [0.10005M] utilizando una solución estandarizada de HCl de concentración 0.1M para poder llevar a cabo el análisis de la reacción. (Ver anexo II)

5.3 Montaje experimental de la titulación de KIO_3 con $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ usando el electrodo combinado de platino.

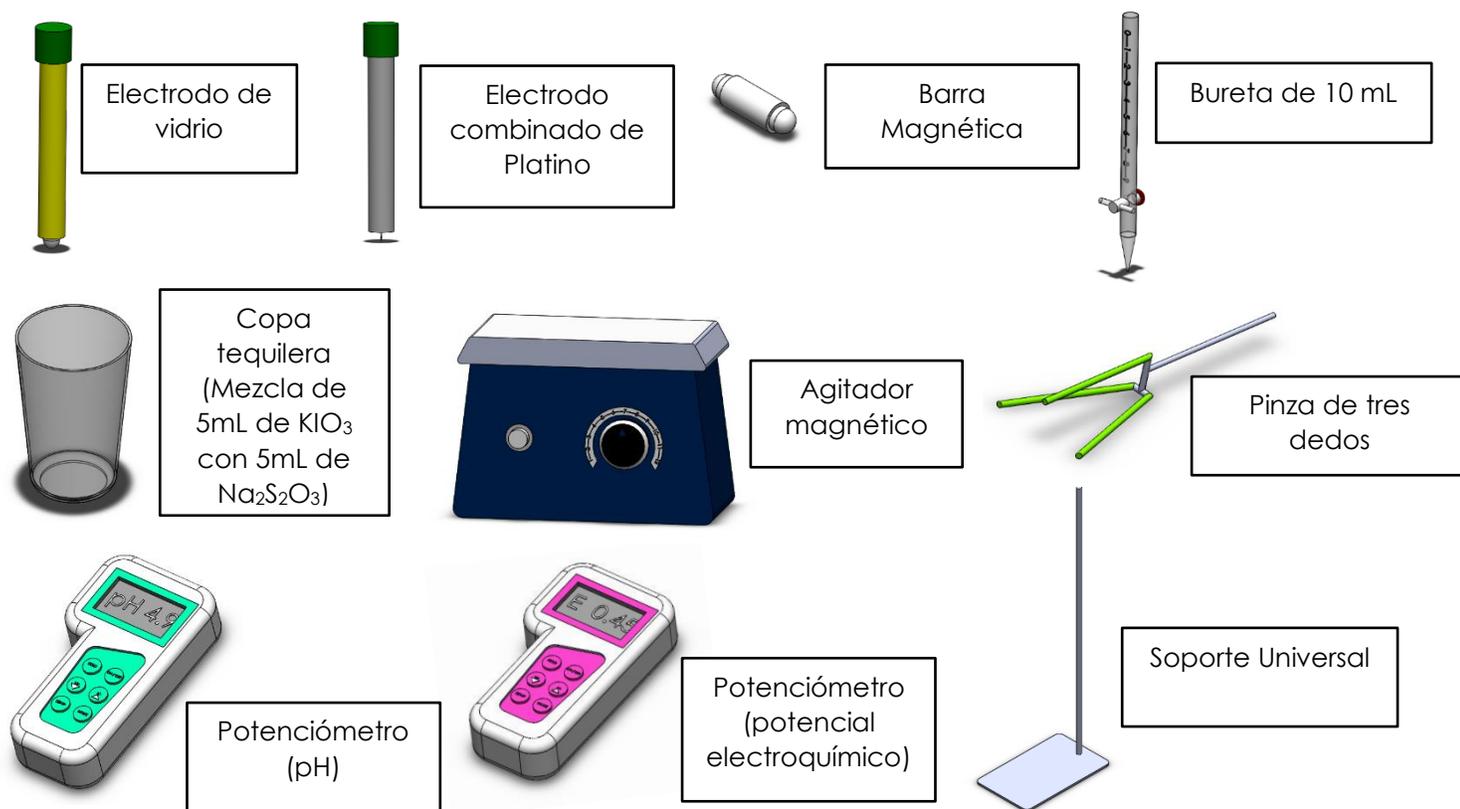
Se colocaron 5mL de KIO_3 [0.0999M] y 5mL de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ [0.10005M] en una copa tequilera, y con ayuda de un agitador magnético y una barra magnética, se homogenizó la mezcla. Se colocó el HCl estandarizado de concentración 0.1M en una bureta de 10mL para realizar las adiciones a la mezcla.

Para llevar a cabo el análisis de la reacción, se introdujo un electrodo de vidrio y un electrodo combinado de platino para observar el comportamiento del potencial electroquímico de la mezcla en función del pH (Ver figura 1)

Figura 1. Primera parte experimental. Valoración de KIO_3 con $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ utilizando HCl estandarizado de concentración 0.1M como catalizador.



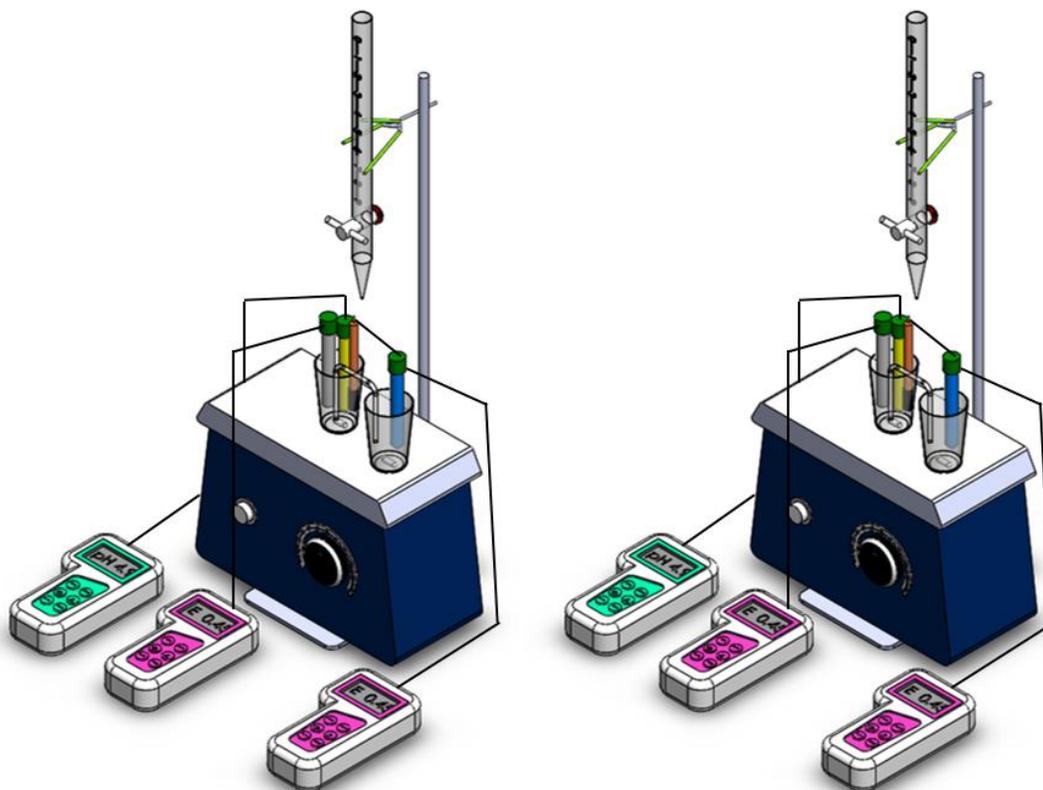
SIMBOLOGÍA DE MONTAJE EXPERIMENTAL



5.4 Montaje experimental de la microtitulación utilizando electrodo combinado de platino y electrodo de grafito//Calomel en sistema paralelo.

Para comprobar que es posible la sustitución de un electrodo combinado de platino por un electrodo de grafito//Calomel, se realizó el mismo montaje experimental del punto anterior, pero esta vez en un sistema en paralelo, es decir, la misma reacción efectuada en 2 montajes iguales que se llevan a cabo al mismo tiempo. En esta parte, al montaje presentado en la figura 1 se añadió un electrodo de grafito conectado a un electrodo de referencia (electrodo de Calomel saturado) donde éste se encuentra en una solución saturada de KCl, dicha solución está en contacto con la mezcla a analizar con un puente salino. (Ver figura 2)

Figura 2. Montaje de segunda parte experimental, valoración en paralelo de KIO_3 con $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ utilizando HCl estandarizado de concentración 0.1M como catalizador



SIMBOLOGÍA DE MONTAJE EXPERIMENTAL



Puente Salino



Electrodo de referencia
(Calomel saturado)



Electrodo alternativo de grafito

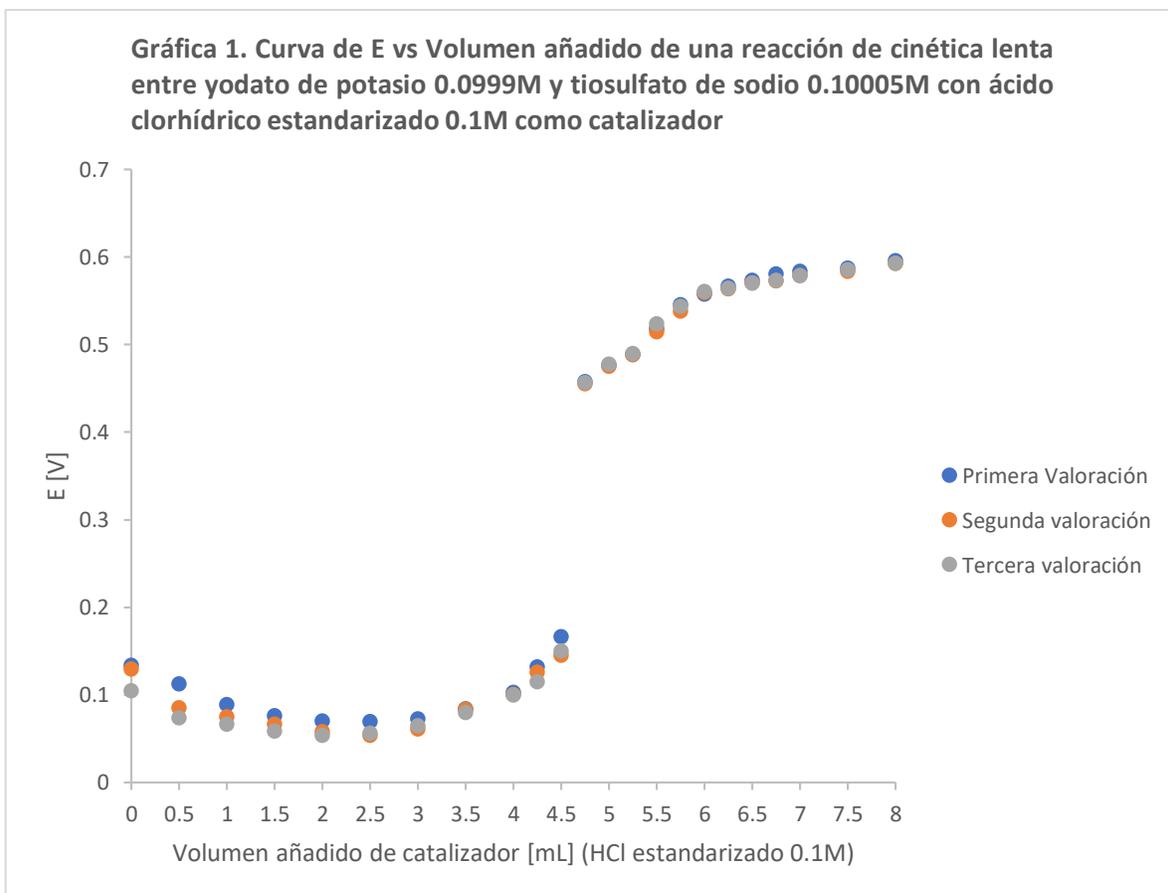


Copa tequilera
(Solución de KCl saturada)

Nota: en ésta simbología únicamente se representa el material añadido para realizar la valoración en paralelo, ya que se utilizó el mismo material del montaje experimental No. 1

6. Resultados y análisis de resultados

Como se mencionó anteriormente, este trabajo se realizó en dos etapas, la primera es el análisis de la reacción entre KIO_3 de concentración 0.0999M y $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ de concentración 0.10005M con HCl estandarizado [0.1M] como catalizador, y la segunda parte consta del análisis de dicha reacción en un sistema en paralelo el cual tiene como objetivo la sustitución de un electrodo combinado de platino por un electrodo de bajo costo (electrodo de grafito//Calomel). A continuación, se presentan los gráficos de la primera parte experimental la cual se realizó 3 veces para comprobar la repetibilidad de los datos



A continuación, se presenta una tabla la cual contiene los volúmenes de punto de equivalencia de cada una de las valoraciones.

	Volumen de Punto de equivalencia
Valoración 1	4.75
Valoración 2	4.75
Valoración 3	4.75

En el montaje experimental presentado se utilizó un electrodo de vidrio para analizar la influencia del pH en la reacción, así mismo un electrodo combinado de platino para medir el potencial de la misma (Ver figura 1). Se realizó una mezcla de 5mL de KIO_3 0.0999M y 5mL de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0.10005M utilizando HCl estandarizado de concentración 0.1M como catalizador, adicionando 0.5mL de éste hasta antes del punto de equivalencia en el cual se realizaron adiciones de 0.25mL para tener una mejor percepción del cambio de pH y diferencia de potencial químico, por lo que, conociendo dichos valores, podemos analizar la influencia que tiene el pH en el cambio de potencial de esta reacción. Se realizó 3 veces este procedimiento para comprobar la repetibilidad de los valores.

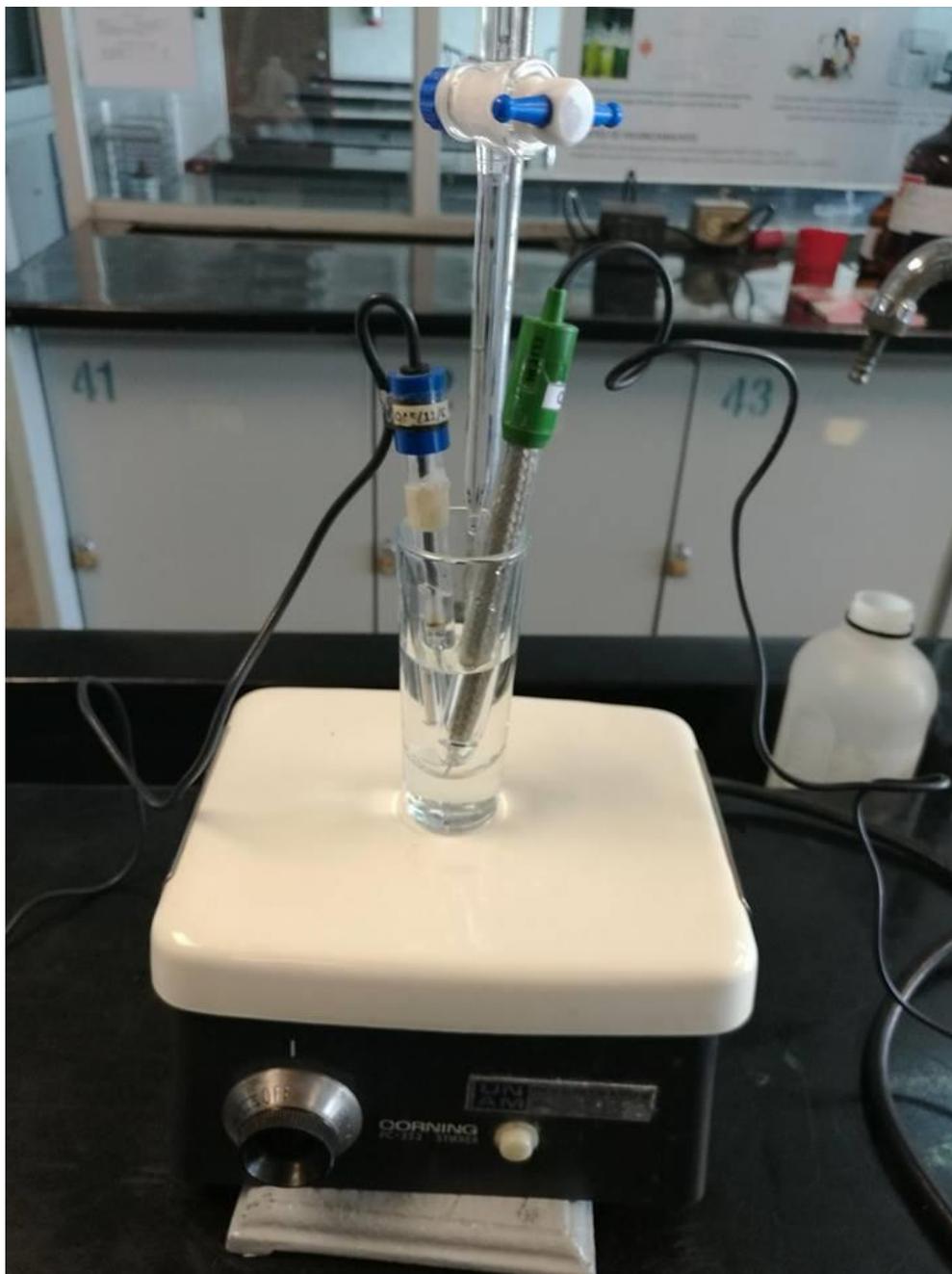


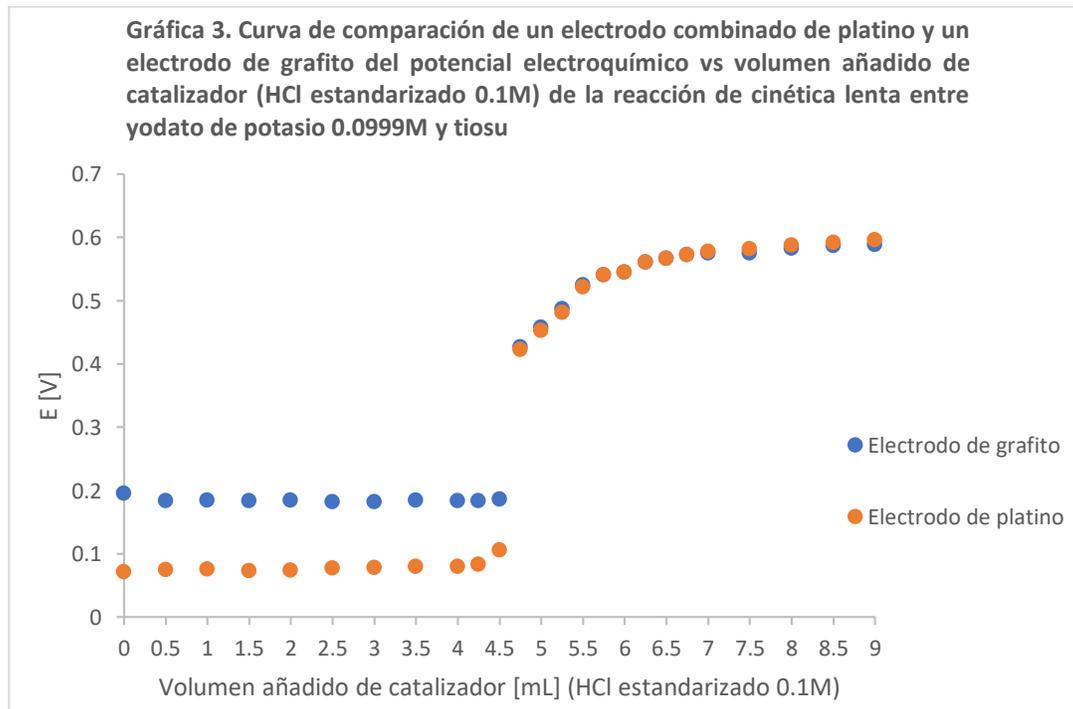
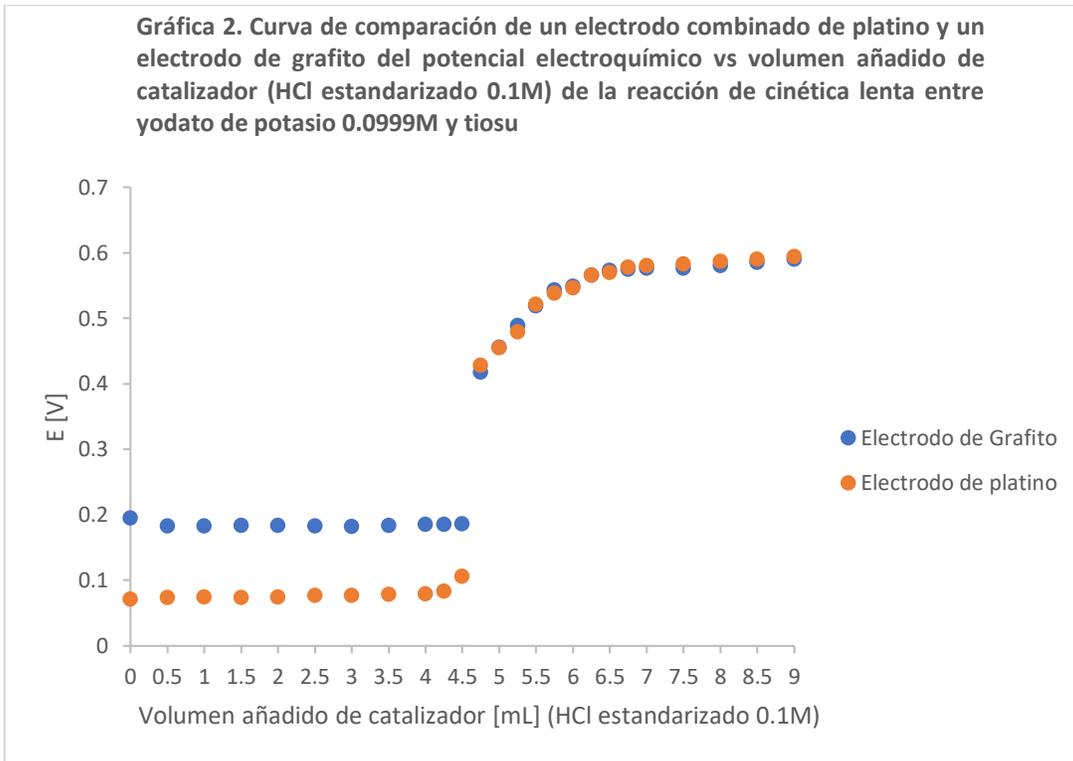
Imagen 1. Montaje experimental de la primera etapa. Valoración de una mezcla de 5mL de yodato de potasio 0.0999M y 5mL de tiosulfato de sodio 0.10005M con una solución estandarizada de ácido clorhídrico 0.1M seguida potenciométricamente con ayuda de un electrodo de vidrio y un electrodo combinado de platino.

Tabla 1. Error experimental obtenido para la valoración de yodato de potasio 0.0999M y tiosulfato de sodio 0.10005M utilizando una solución estandarizada de ácido clorhídrico 0.1M seguida potenciométricamente con un electrodo combinado de platino y electrodo de vidrio (primera parte experimental).

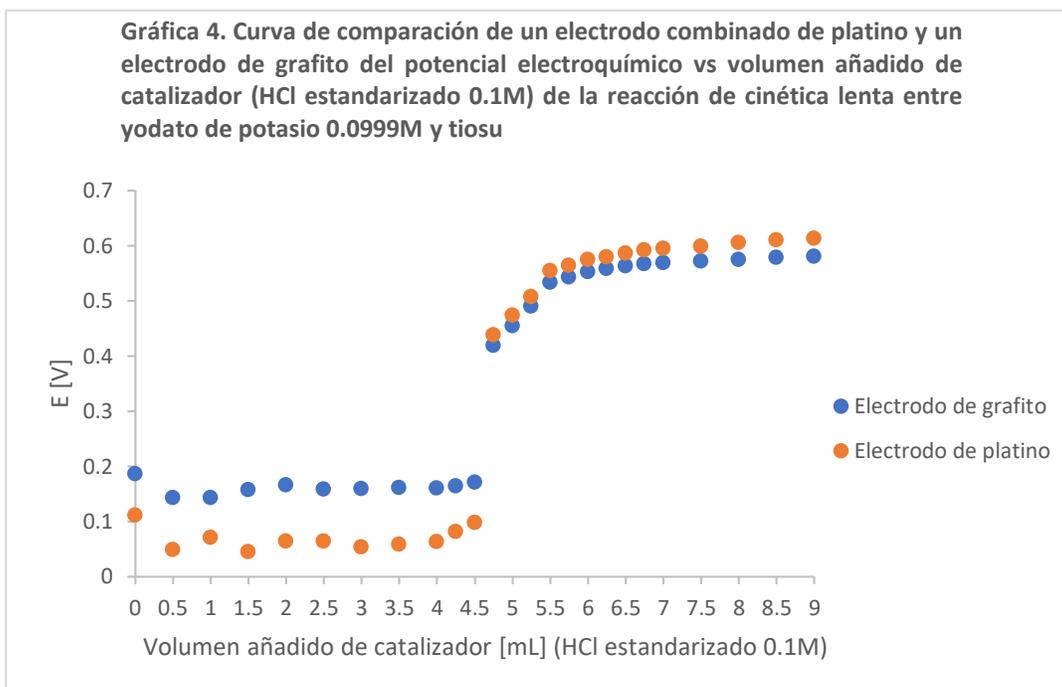
Valoración	Volumen de Punto de Equivalencia Experimental [mL]	Normalidad experimental $N_0 = \frac{N_1 V_1}{V_0}$	Volumen valorado [mL]	Milimoles experimentales $mmoles = C_{0_{exp}}(V_0)$	Milimoles teóricas $mmoles = C_{0_{teo}}(V_0)$	Peso molecular $\left[\frac{g}{mol}\right]$	Mg esperados $mmol_{teo} PM$	Mg obtenido $mmol_{exp} PM$	Error porcentual $\frac{mg_{teo} - mg_{exp}}{mg_{teo}} \times 100$
$S_2O_4^{2-}$	4.75	$N_0^{S_2O_4^{2-}} = \frac{(0.1M)(4.75mL)}{5mL}$ $N_0^{S_2O_4^{2-}} = 0.095M$	5mL	$mmoles = (0.095)(5)$ $mmoles = 0.475$	$mmoles = (0.10005)(5)$ $mmoles = 0.50025$	248.18	$mg_{teo} = (0.50025)(248.18)$ $mg_{teo} = 124.1520$	$mg_{exp} = (0.475)(248.18)$ $mg_{exp} = 117.8855$	$\frac{124.1520 - 117.8855}{124.1520} \times 100$ Error= 5.0474%
$S_2O_4^{2-}$	4.75	$N_0^{S_2O_4^{2-}} = \frac{(0.1M)(4.75mL)}{5mL}$ $N_0^{S_2O_4^{2-}} = 0.095M$	5mL	$mmoles = (0.095)(5)$ $mmoles = 0.475$	$mmoles = (0.10005)(5)$ $mmoles = 0.50025$	248.18	$mg_{teo} = (0.50025)(248.18)$ $mg_{teo} = 124.1520$	$mg_{exp} = (0.475)(248.18)$ $mg_{exp} = 117.8855$	$\frac{124.1520 - 117.8855}{124.1520} \times 100$ Error= 5.0474%
$S_2O_4^{2-}$	4.75	$N_0^{S_2O_4^{2-}} = \frac{(0.1M)(4.75mL)}{5mL}$ $N_0^{S_2O_4^{2-}} = 0.095M$	5mL	$mmoles = (0.095)(5)$ $mmoles = 0.475$	$mmoles = (0.10005)(5)$ $mmoles = 0.50025$	248.18	$mg_{teo} = (0.50025)(248.18)$ $mg_{teo} = 124.1520$	$mg_{exp} = (0.475)(248.18)$ $mg_{exp} = 117.8855$	$\frac{124.1520 - 117.8855}{124.1520} \times 100$ Error= 5.0474%

La segunda etapa consta de la misma valoración a las mismas condiciones, pero en un sistema en paralelo para probar la posibilidad de sustituir un electrodo combinado de platino por uno de grafito:

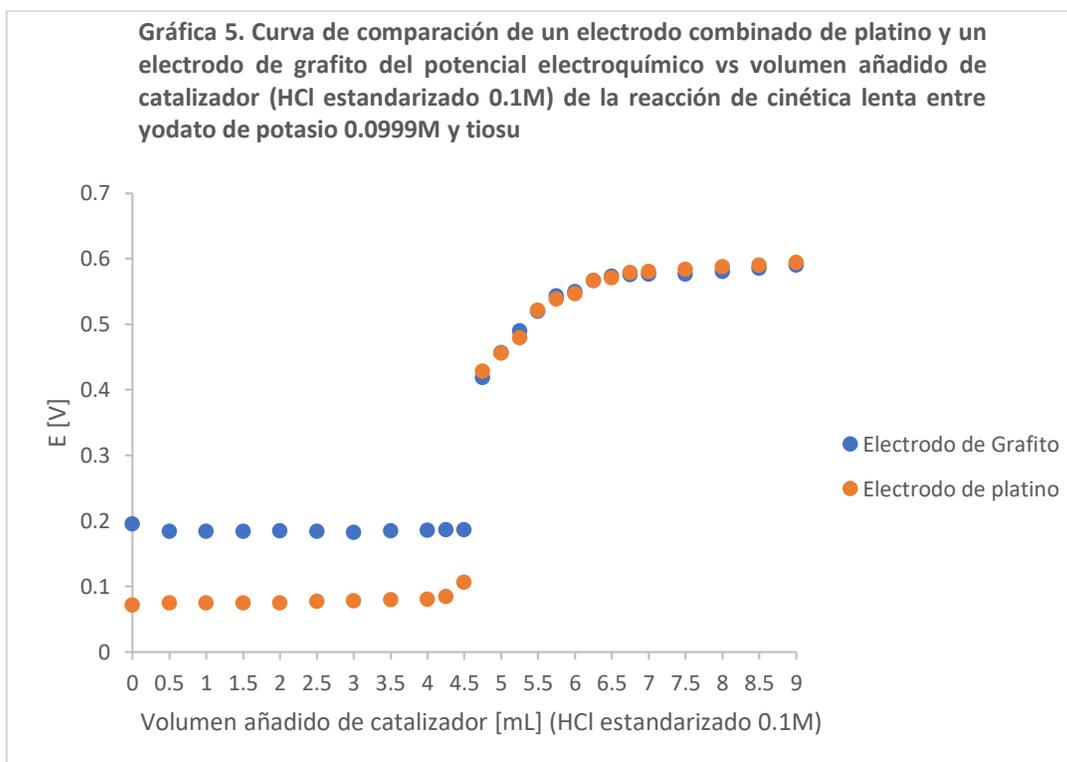
Sistema #1. Primera valoración



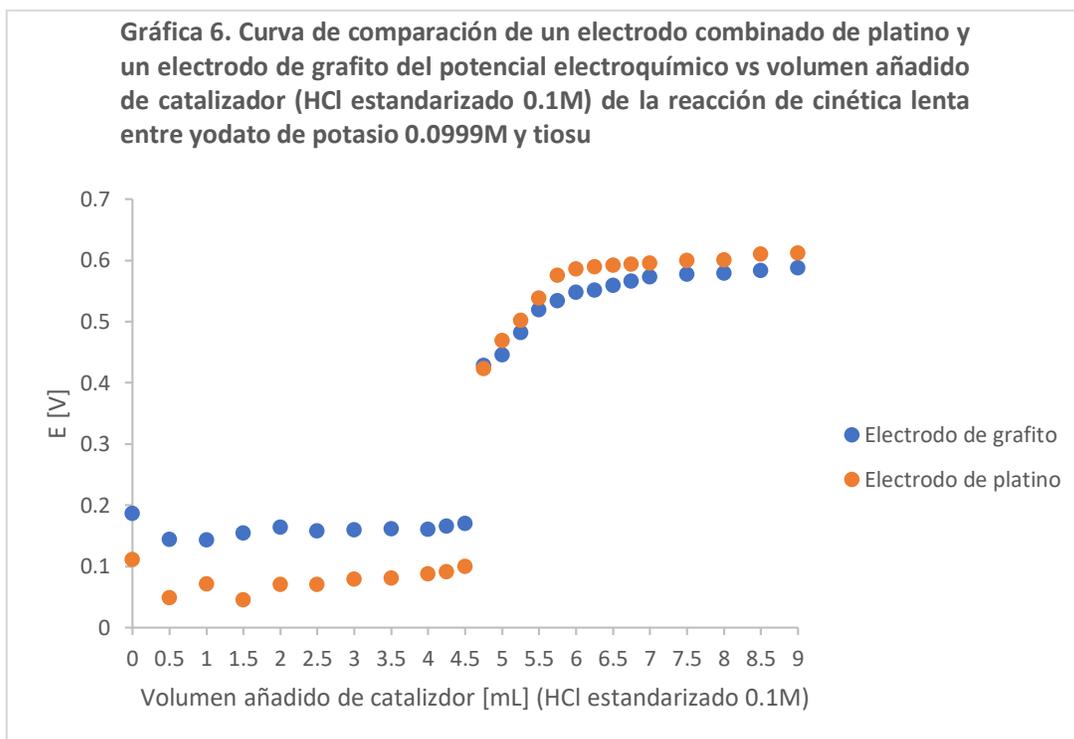
Sistema #2. Primera valoración



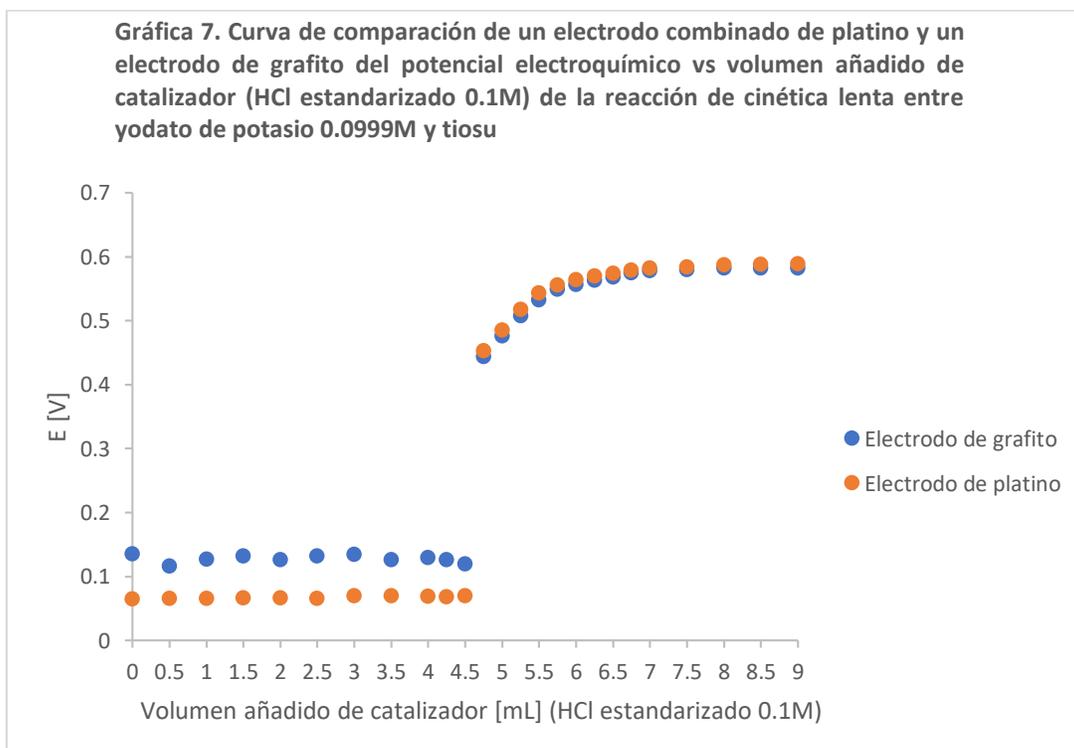
Sistema #1. Segunda valoración



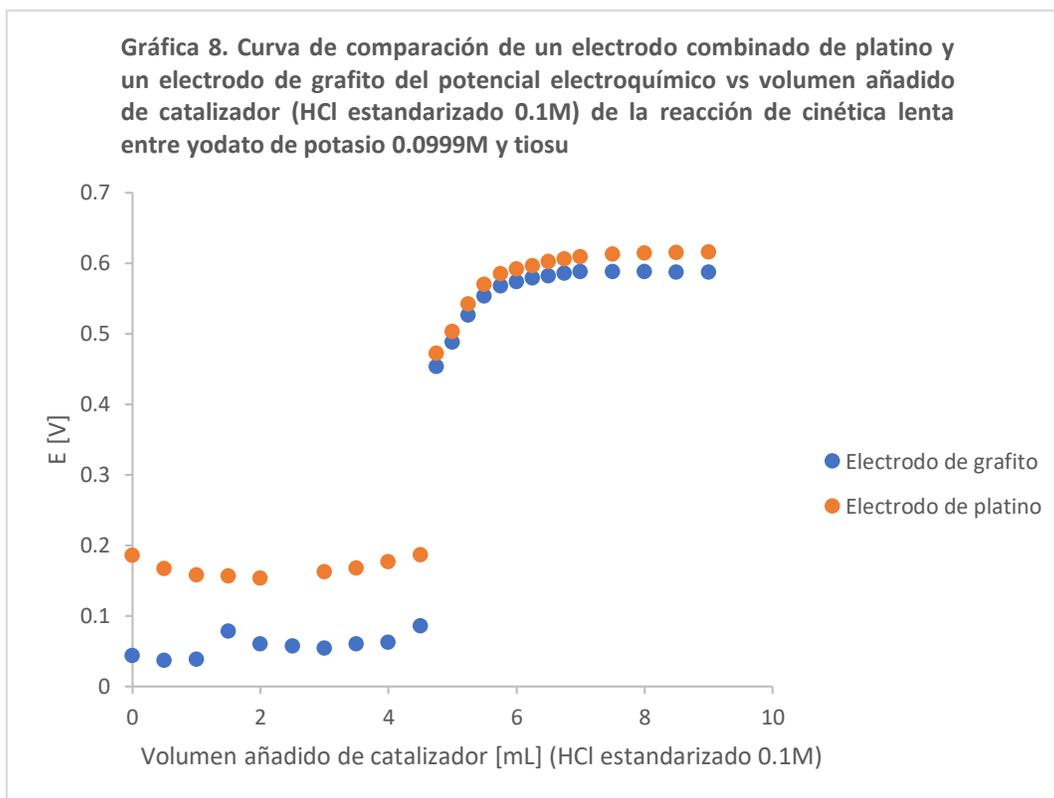
Sistema #2. Segunda valoración



Sistema #1. Tercera valoración



Sistema #2. Tercera valoración

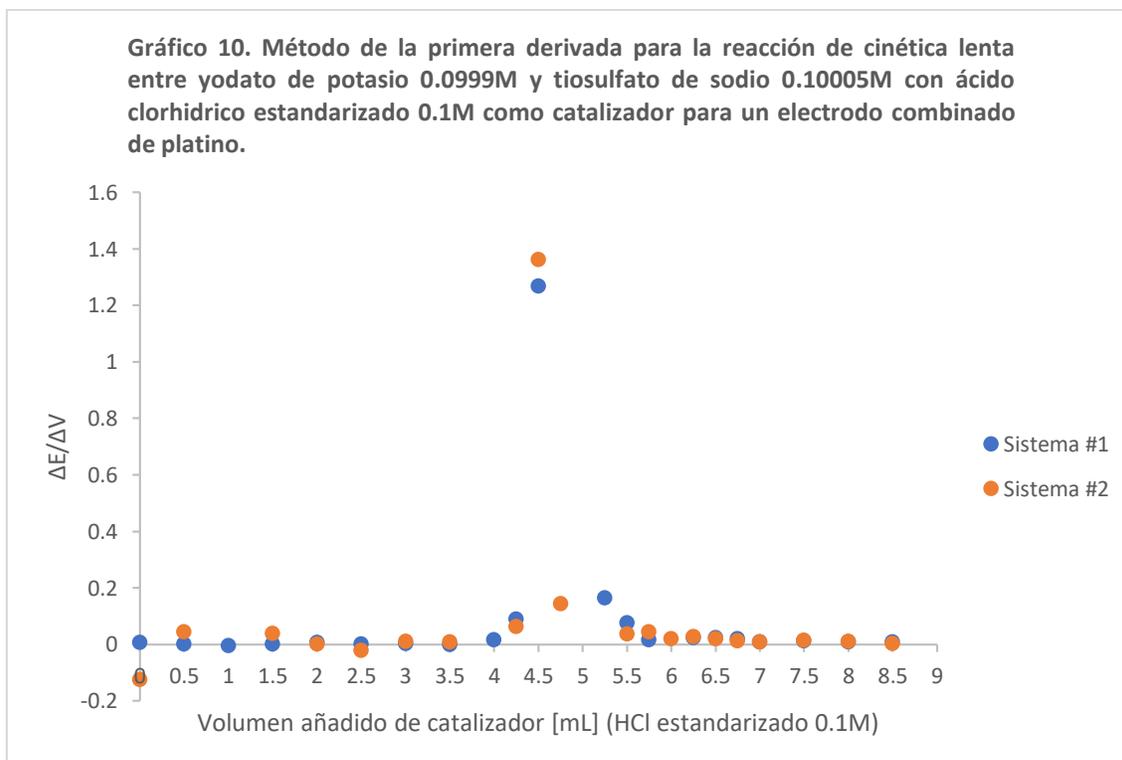
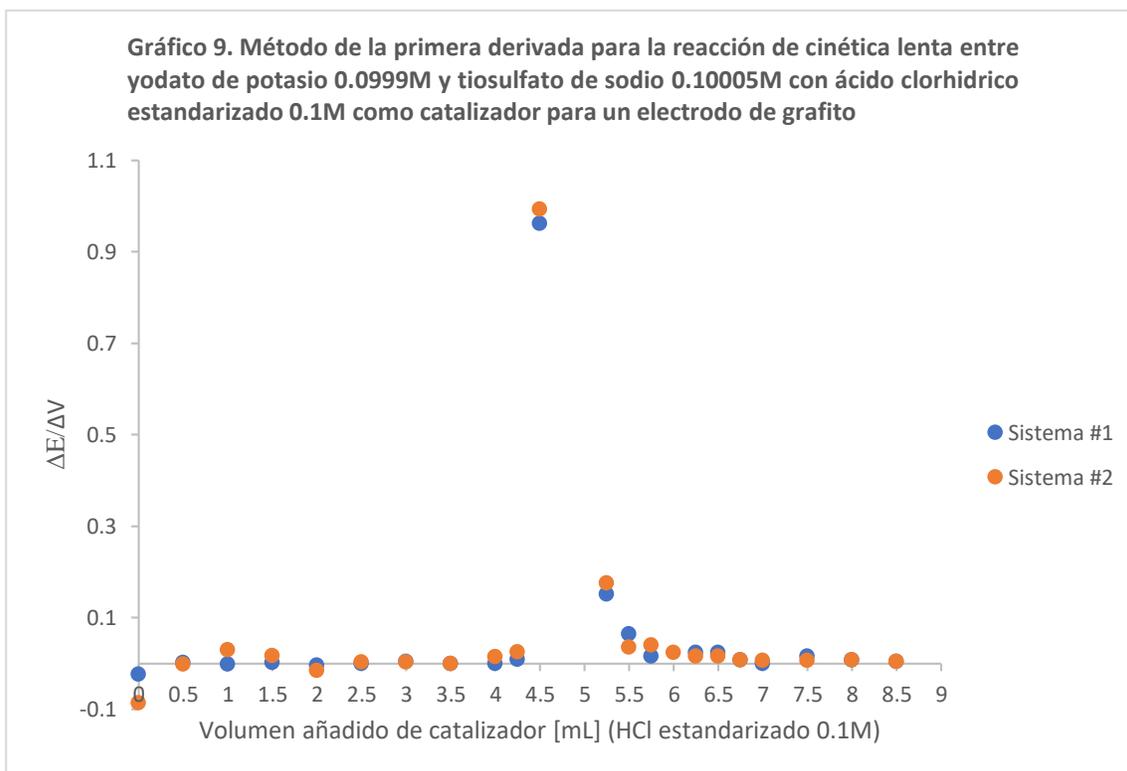


A continuación, se presenta una tabla que contiene los volúmenes de punto de equivalencia de cada una de las valoraciones y sus respectivos valores de potencial químico medidos en diferentes electrodos.

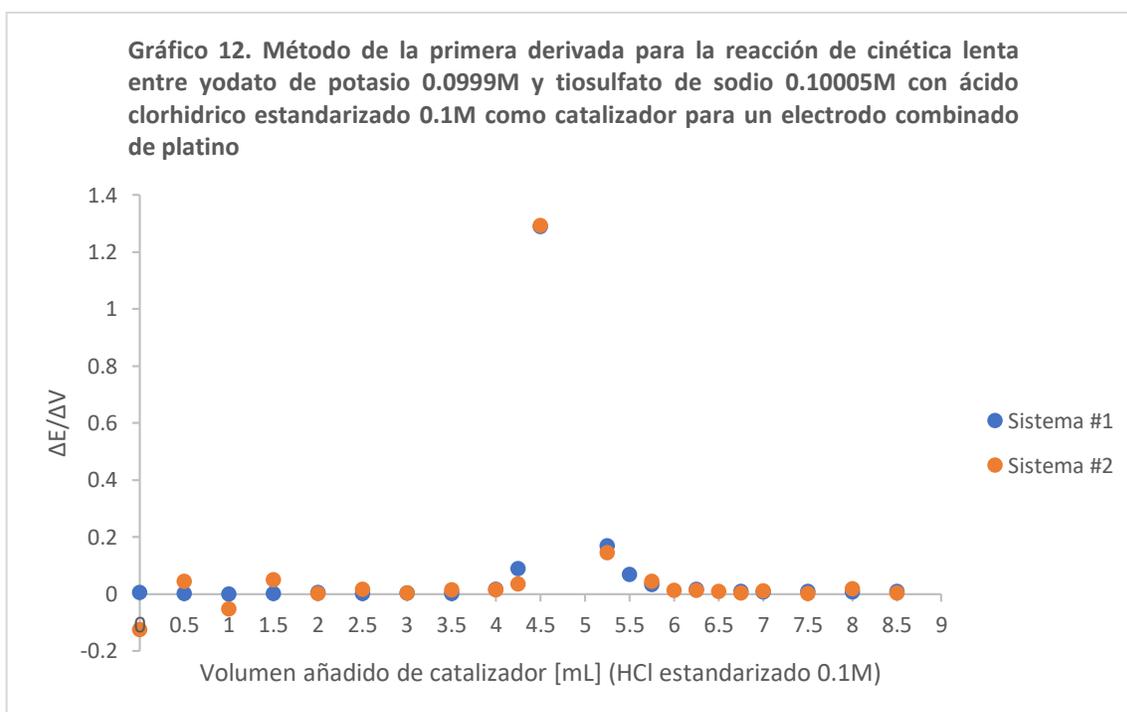
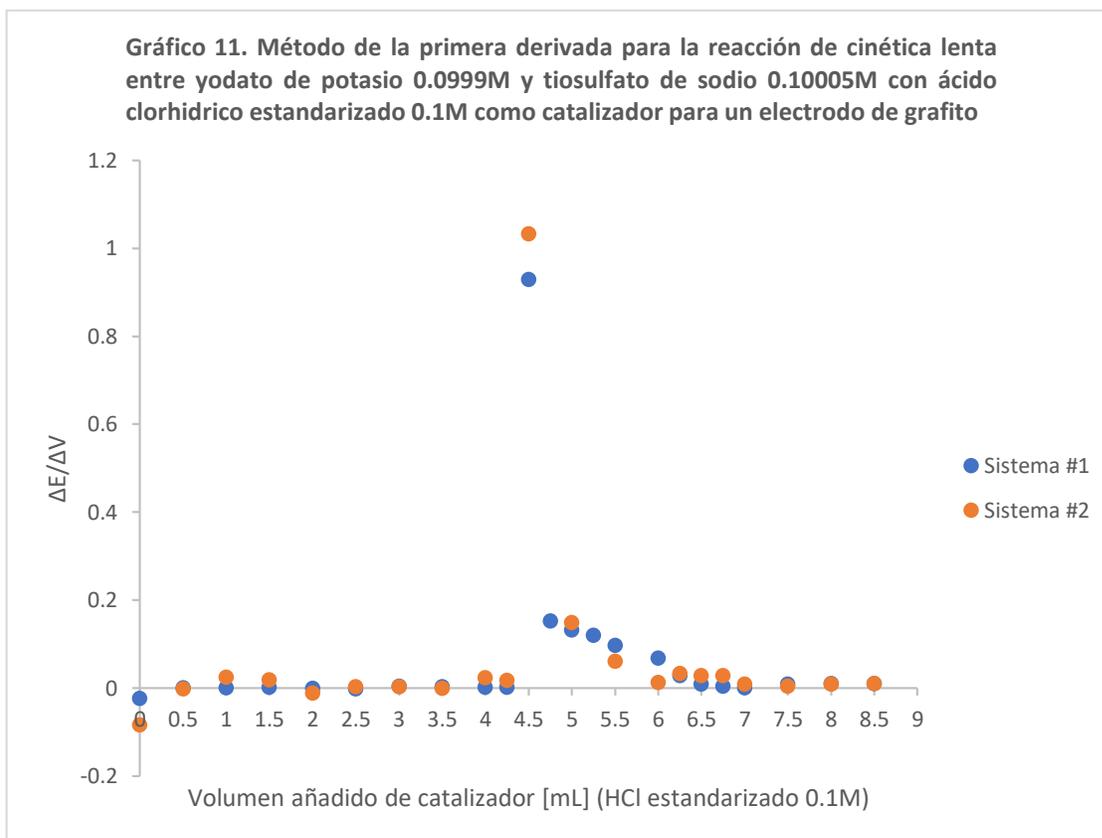
	Sistema #1		Sistema #2			
	Volumen de Punto de equivalencia	Potencial de punto de equivalencia (electrodo combinado de platino)	Potencial de punto de equivalencia (electrodo de grafito)	Volumen de Punto de equivalencia	Potencial de punto de equivalencia (electrodo combinado de platino)	Potencial de punto de equivalencia (electrodo de grafito)
Valoración 1	4.75	0.423	0.427	4.75	0.438	0.419
Valoración 2	4.75	0.428	0.418	4.75	0.423	0.428
Valoración 3	4.75	0.453	0.444	4.75	0.472	0.453

Para tener una mejor percepción de los volúmenes de punto de equivalencia, se realizó el método de la primera derivada. Los gráficos se presentan a continuación.

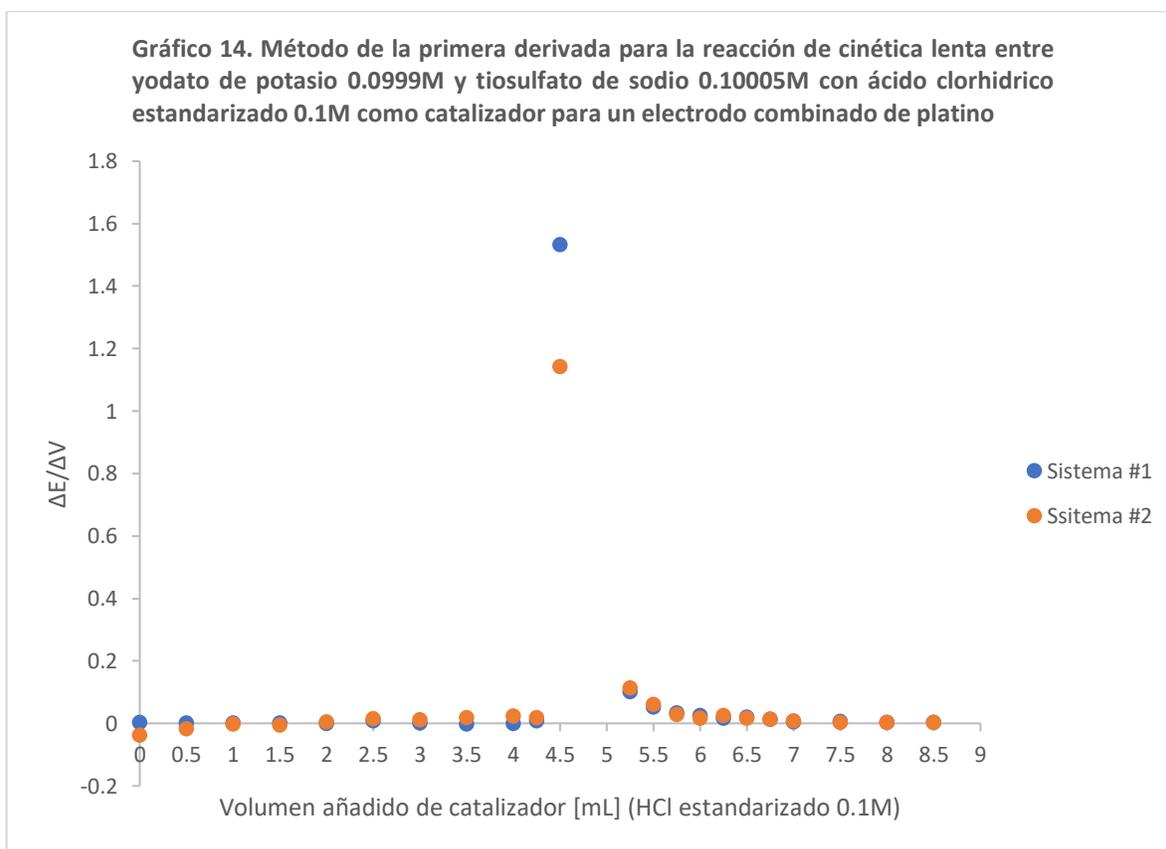
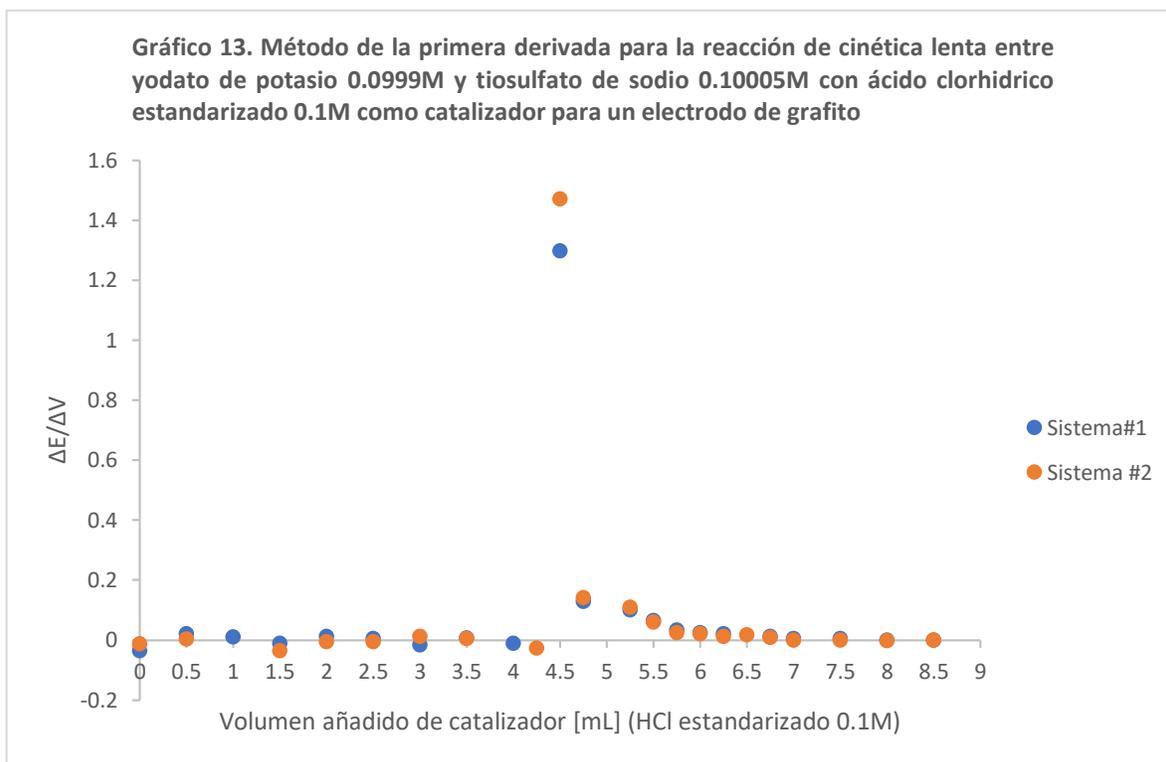
Primera valoración en paralelo:



Segunda valoración en paralelo:



Tercera valoración en paralelo:



En la siguiente tabla se resumen los valores de volumen de punto de equivalencia con el método de la segunda derivada.

	Volumen de Punto de equivalencia
Valoración 1	4.5
Valoración 2	4.5
Valoración 3	4.5

En la segunda etapa experimental, se realizó la valoración en paralelo con la finalidad de probar los 2 electrodos de grafito comparados con los electrodos combinados de platino al mismo tiempo y a las mismas condiciones. El montaje consta de un agitador magnético y una barra magnética para llevar a cabo la homogenización de la mezcla, una copa tequilera que contiene 5mL de yodato de potasio de concentración [0.0999M] y 5 mL de tiosulfato de sodio a una concentración de [0.10005M], una solución estandarizada de ácido clorhídrico [0.1M] (catalizador) en una bureta de 10mL sostenida con ayuda de un soporte universal y una pinza de 3 dedos.

La mezcla de los reactivos contiene un electrodo de vidrio con la finalidad de seguir el pH de la reacción al adicionar el valorante, un electrodo combinado de platino para observar el cambio del potencia químico al disminuir el pH con el valorante, un electrodo de grafito conectado por medio de un caimán a un electrodo de referencia (electrodo de Calomel saturado), dicho electrodo de referencia se encuentra sumergido en una solución saturada de cloruro de potasio, ésta contiene una barra magnética para homogenizarla con ayuda del agitador magnético y por ultimo dichas soluciones se encuentran conectadas por medio de un puente salino como se muestra a continuación en la imagen número 2.



Imagen 2. Montaje experimental de la segunda etapa. Valoración de una mezcla de 5mL de yodato de potasio 0.0999M y 5mL de tiosulfato de sodio 0.10005M con una solución estandarizada de ácido clorhídrico 0.1M en un sistema en paralelo, seguida potenciométricamente con ayuda de un electrodo de vidrio, un electrodo combinado de platino y un electrodo de grafito.

Tabla 2. Error experimental obtenido para la valoración de yodato de potasio 0.0999M y tiosulfato de sodio 0.10005M utilizando una solución estandarizada de ácido clorhídrico 0.1M. Electrodo combinado de platino, electrodo de vidrio y electrodo de grafito (segunda parte experimental).

Valoración	V.P.E. Experimental [mL]	Normalidad experimental $N_0V_0 = N_1V_1$	Volu men valorado [mL]	Milimoles experimentales $mmoles = C_{0_{exp}}(V_0)$	Milimoles teóricas $mmoles = C_{0_{teo}}(V_0)$	Peso molecular $\left[\frac{g}{mol}\right]$	Mg esperados $mmol_{teo}PM$	Mg obtenido $mmol_{exp}PM$	Error porcentual
ELECTRODO COMBINADO DE PLATINO									
$S_2O_4^{2-}$	4.75	$C_0^{IO_3^-} = \frac{C_1^{Cl^-} V_{PE}}{V_0^{IO_3^-}}$ $C_0^{IO_3^-} = \frac{(0.1M)(4.75mL)}{5mL}$ $C_0^{IO_3^-} = 0.095M$	5mL	$mmoles = (0.095)(5)$ $mmoles = 0.475$	$mmoles = (0.0999)(5)$ $mmoles = 0.49995$	214.01	$mg_{teo} = (0.49995)(214.01)$ $mg_{teo} = 106.9942$	$mg_{exp} = (0.475)(214.01)$ $mg_{exp} = 101.6547$	$\frac{mg_{teo} - mg_{exp}}{mg_{teo}} \times 100$ $\frac{106.9942 - 101.6547}{106.9942} \times 100$ Error= 4.99%
$S_2O_4^{2-}$	4.75	$C_0^{IO_3^-} = \frac{C_1^{Cl^-} V_{PE}}{V_0^{IO_3^-}}$ $C_0^{IO_3^-} = \frac{(0.1M)(4.75mL)}{5mL}$ $C_0^{IO_3^-} = 0.095M$	5mL	$mmoles = (0.095)(5)$ $mmoles = 0.475$	$mmoles = (0.10005)(5)$ $mmoles = 0.50025$	248.18	$mg_{teo} = (0.50025)(248.18)$ $mg_{teo} = 124.1520$	$mg_{exp} = (0.475)(248.18)$ $mg_{exp} = 117.8855$	$\frac{mg_{teo} - mg_{exp}}{mg_{teo}} \times 100$ $\frac{124.1520 - 117.8855}{124.1520} \times 100$ Error= 5.0474%
ELECTRODO DE GRAFITO									
$S_2O_4^{2-}$	4.75	$C_0^{IO_3^-} = \frac{C_1^{Cl^-} V_{PE}}{V_0^{IO_3^-}}$ $C_0^{IO_3^-} = \frac{(0.1M)(4.75mL)}{5mL}$ $C_0^{IO_3^-} = 0.095M$	5mL	$mmoles = (0.095)(5)$ $mmoles = 0.475$	$mmoles = (0.0999)(5)$ $mmoles = 0.49995$	214.01	$mg_{teo} = (0.49995)(214.01)$ $mg_{teo} = 106.9942$	$mg_{exp} = (0.475)(214.01)$ $mg_{exp} = 101.6547$	$\frac{mg_{teo} - mg_{exp}}{mg_{teo}} \times 100$ $\frac{106.9942 - 101.6547}{106.9942} \times 100$ Error= 4.99%
$S_2O_4^{2-}$	4.75	$C_0^{IO_3^-} = \frac{C_1^{Cl^-} V_{PE}}{V_0^{IO_3^-}}$ $C_0^{IO_3^-} = \frac{(0.1M)(4.75mL)}{5mL}$ $C_0^{IO_3^-} = 0.095M$	5mL	$mmoles = (0.095)(5)$ $mmoles = 0.475$	$mmoles = (0.10005)(5)$ $mmoles = 0.50025$	248.18	$mg_{teo} = (0.50025)(248.18)$ $mg_{teo} = 124.1520$	$mg_{exp} = (0.475)(248.18)$ $mg_{exp} = 117.8855$	$\frac{mg_{teo} - mg_{exp}}{mg_{teo}} \times 100$ $\frac{124.1520 - 117.8855}{124.1520} \times 100$ Error= 5.0474%

7. Conclusiones

Se realizó el análisis de una reacción de cinética lenta entre el yodato de potasio y el tiosulfato de sodio, como dice la teoría, es espontánea, pero experimentalmente no se observó ningún cambio en coloración o valores de potencial químico. Para la primera parte experimental, se realizaron adiciones de ácido clorhídrico estandarizado 0.1M, no con el fin de realizar una valoración, si no con el fin de brindar las condiciones adecuadas a nuestro sistema para favorecer la reacción.

A medida que el pH iba disminuyendo, se observaron cambios en los valores de potencial electroquímico y pH. Una vez que se alcanzaron las condiciones ideales para favorecer la reacción, se observó un cambio brusco del potencial electroquímico y pH, por lo cual inferimos que la reacción se había llevado a cabo.

Dichos resultados nos indican que ésta reacción (entre yodato de potasio y tiosulfato de sodio) es completamente dependiente del pH, a medida que el pH disminuía, el diferencial de potencial entre las dos especies presentes en solución aumentó hasta hacer posible la reacción. Como se puede apreciar en el anexo III, podemos observar lo antes mencionado, iniciando la reacción en un pH aproximado de 7 u 8; a medida que el pH disminuye las curvas de las especies del yodo y del tiosulfato se van alejando. **Ver anexo III.**

El objetivo de la segunda etapa experimental era comprobar que es posible sustituir un electrodo combinado de platino por un electrodo de grafito obteniendo resultados muy similares. **Ver gráficos 2 a 8.**

Al obtener los mismos volúmenes de punto de equivalencia, se procedió a comprobarse con el método gráfico de la primera derivada obteniendo los mismos valores en las 3 valoraciones realizadas.

Al tener los mismos valores de punto de equivalencia, no hubo necesidad de calcular la *t* de student, ya que no se presenta variación en los datos obtenidos.

Observando los resultados (**Gráficos de 2 a 8 y 9 a 14 y tablas de resultados**), podemos notar que es posible la sustitución de u electrodo combinado de platino por uno de grafito para ésta reacción.

8. Bibliografía

- (Potenciometría. Marzo 2011, Química y Ciencia. Sitio web: <http://laquimicaylaciencia.blogspot.mx/2011/03/potenciometria.html>).
- (Potenciometria. Enero 2014, de UAC. Sitio web: <http://www.posgradoeinvestigacion.uadec.mx/CienciaCierta/CC38/4.html#.WteLykxFyP8>).
- Skoog, D., West, D., Holler, J. & Stanley, C.. (2005). Fundamentos de Química Analítica. México: Thomson.
- (*Electrodos de medida y referencia. Abril 2017, de UNAM. Sitio web:* http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/ELECTRODOSDEM EDIDAYDEREFERENCIA_22645.pdf).
- . (Propiedades de las redes covalentes. Octubre 2014, de Quimitube. Sitio web: <http://www.quimitube.com/videos/propiedades-de-las-redes-covalentes-estructuras-del-diamante-y-del-grafito>).
- (Electrodos. Enero 2016, de UDEA. Sitio Web: http://docencia.udea.edu.co/cen/QuimicaAnalitica1/pdf_files/electrodos.pdf).
- Skoog, D. (2001). Principios de Análisis Instrumental. España: McGraw-Hill.
- Harris, D.C. (2001). Análisis Químico Cuantitativo. España: Reverté S.A.
- Orozco, D. F. (1997). Análisis químico cuantitativo. México: Editorial Porrúa.

9. Anexos

I. Material, Equipo y Reactivos

Etapa 1

Material	Equipo	Reactivo
Bureta de 10 mL	2 potenciómetros	Ácido clorhídrico estandarizado [0.1M] (HCl)
Copa tequilera	electrodo combinado de platino	Yodato de potasio (KIO ₃)
Soporte universal	Electrodo de vidrio	Tiosulfato de sodio (Na ₂ S ₂ O ₃)
Agitador magnético		
Pinzas de 3 dedos		
Barra magnética		

Etapa 2

Material	Equipo	Reactivo
2 buretas de 10 mL.	6 potenciómetros	Cloruro de potasio (KCl)
4 copas tequileras	2 electrodos de calomel saturados	Yodato de potasio (KIO ₃)
2 soportes universales	2 electrodos combinados de platino	Tiosulfato de sodio (Na ₂ S ₂ O ₃)
2 agitadores magnéticos	2 electrodos de grafito	Ácido clorhídrico (HCl)
2 conectores BNC		
4 barras Magnéticas		
2 puentes salinos		
2 pinzas de 3 dedos		

II. Cálculos para la preparación de las soluciones

Para la solución del yodato de potasio se utilizó la siguiente ecuación.

$$M_{RA} = \frac{C V PM}{10 \%P} \text{ --- (1)}$$

Donde:

M_{RA} : Masa de reactivo analítico [g]

C: Concentración deseada [M]

V: Volumen a preparar [mL]

PM: Peso molecular del compuesto a preparar [g/mol]

%P: Porcentaje de pureza del reactivo analítico

$$M_{KIO_3} = \frac{(0.1M)(500mL) \left(214.01 \frac{g}{mol}\right)}{10 (99.7)} = 10.7326g$$

Para esta solución el peso utilizado para la preparación de la solución fue de 10.738g.

Para conocer la concentración real de la solución de yodato de potasio se realizó el despeje de "C" en la ecuación 1.

$$C = \frac{M_{KIO_3} 10 \%P}{V PM} = \frac{(10.738g)10 (99.7)}{(500mL) \left(214.01 \frac{g}{mol}\right)} = 0.0999M$$

La concentración real de nuestra solución de yodato de potasio es de 0.0999M.

Para la solución de tiosulfato de sodio se utilizó la ecuación 1, de esta manera conocemos la cantidad de reactivo analítico a pesar.

$$M_{Na_2S_2O_3} = \frac{(0.1M)(500mL) \left(248.18 \frac{g}{mol}\right)}{10 (99.5)} = 12.4713g$$

Para esta solución el peso real fue de 12.472g.

Para conocer la concentración real de la solución de tiosulfato de sodio se realizó el despeje de "C" de la ecuación 1.

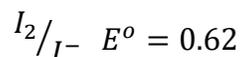
$$C = \frac{M_{Na_2S_2O_3} 10 \%P}{V PM} = \frac{(12.472g)10 (99.5)}{(500mL) \left(248.18 \frac{g}{mol}\right)} = 0.10005M$$

La concentración real de nuestra solución de tiosulfato de sodio es de 0.10005M.

III. Reacciones químicas y ecuaciones de Nernst efectuadas.

Para analizar las reacciones que ocurren en nuestro sistema y calculando los potenciales electroquímicos se realizó lo siguiente.

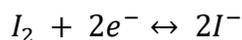
Partiendo del par electroquímico



Tenemos la siguiente reacción



Balanceando la reacción anterior



Una vez balanceada la ecuación electroquímica, procedemos a calcular el potencial electroquímico con ayuda de la ecuación de Nernst.

$$E = E^o + \frac{0.06}{n_{e^-}} \log \frac{|Ox|^a}{|Red|^b}$$

Donde

E^o : Potencial electroquímico en condiciones normales.

n_{e^-} : Número de electrones intercambiados.

a: coeficiente de la especie química.

b: coeficiente de la especie química.

Ox: Oxidante.

Red: Reductor.

$$E = 0.62 + \frac{0.06}{2} \log \frac{|I_2|}{|I^-|^2}$$

Igualando las concentraciones del yodo y yoduro a 1.

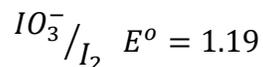
$$E = 0.62 + \frac{0.06}{2} \log 1$$

Sabiendo que $\log(1) = 0$ nuestra ecuación queda de la siguiente manera:

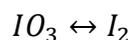
$$E = 0.62$$

Podemos observar que la ecuación anterior no depende del pH por lo que se tiene una línea recta horizontal.

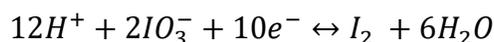
Repitiendo los mismos pasos para las siguientes especies.



Tenemos la siguiente reacción



Balanceando



Aplicando ecuación de Nernst

$$E = 1.19 + \frac{0.06}{10} \log \frac{|IO_3^-|^2 |H^+|^{12}}{|I_2|}$$

Igualando concentraciones del yodo y yoduro a 1

$$E = 1.19 + \frac{0.06}{10} \log \frac{|IO_3^-|^2 |H^+|^{12}}{|I_2|}$$

Ecuación de Nernst para cada una de las reacciones

$$E = 1.19 + \frac{0.06}{10} \log |H^+|^{12}$$

Resolviendo la ecuación anterior

$$E = 1.19 + 0.006 \log |H^+|^{12}$$

Por leyes de los logaritmos

$$E = 1.19 - 0.006(12)pH$$

$$E = 1.19 - 0.072 pH$$

Dando un valor de pH de 0 a 14

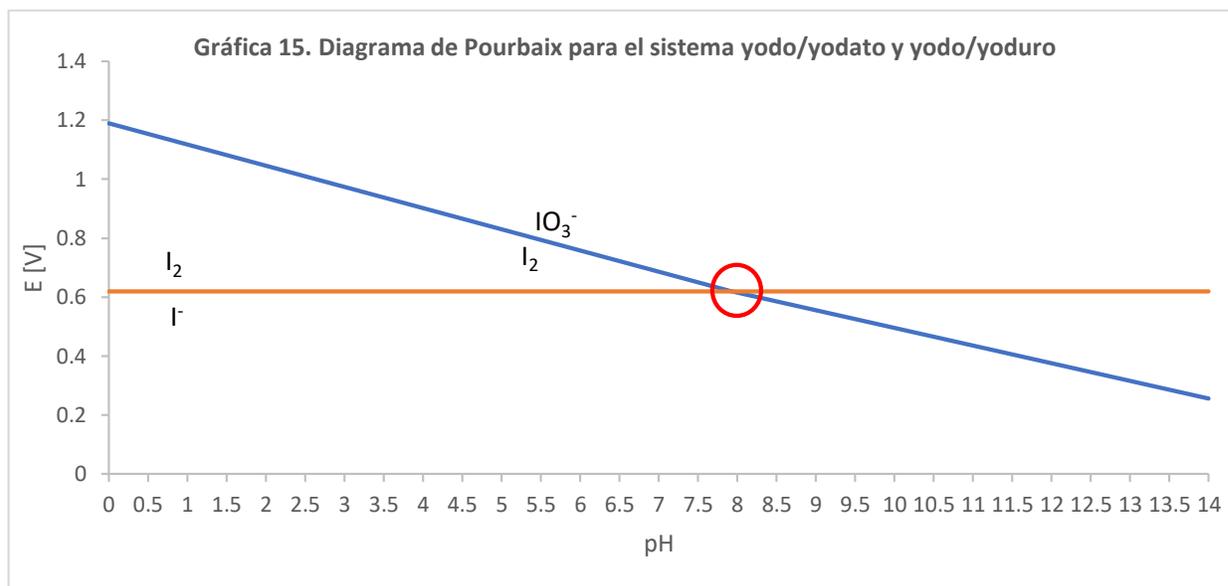
Cuando pH= 0

$$E = 1.19 - 0.072 pH = 1.19 - 0.072 (0) = 1.19$$

Cuando pH= 14

$$E = 1.19 - 0.072 pH = 1.19 - 0.072 (14) = 0.182$$

Graficando los datos anteriormente obtenidos.



Podemos observar que existe un punto de dismutación del cual no conocemos el valor exacto de pH. Por lo que procedemos a calcularlo.

Para poder conocer el valor de pH se tienen que igualar las ecuaciones de Nernst de las dos curvas.

$$E = 0.62$$

$$E = 1.19 - 0.072 \text{ pH}$$

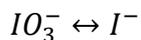
$$1.19 - 0.072 \text{ pH} = 0.62$$

Despejando el valor de pH

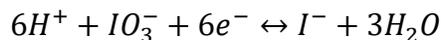
$$\text{pH} = \frac{0.62 - 1.19}{-0.072} = \frac{-0.57}{-0.072} = 7.92$$

Una vez conociendo el valor de pH de dismutación, calculamos el potencial a condiciones normales

La reacción de dismutación es la siguiente



Balancenado



Aplicando la ecuación de Nernst.

$$E = E^{\circ} + \frac{0.06}{n_{e^{-}}} \log \frac{|\text{Oxidante}|^a}{|\text{Reductor}|^b}$$

Aplicandola a nuestro sistema.

$$E = E^{\circ} + \frac{0.06}{6} \log \frac{|IO_3^{-}||H^{+}|^6}{|I^{-}|}$$

Sabemos que la reacción de dismutación se llevo a cabo en un potencial electroquímico de 0.62, la ecuación queda de la siguiente manera.

$$0.62 = E^{\circ} + \frac{0.06}{6} \log \frac{|IO_3^{-}||H^{+}|^6}{|I^{-}|}$$

Igualando las concentraciones de nuestras especies presentes en la reacción.

$$0.62 = E^{\circ} + \frac{0.06}{6} \log \frac{|IO_3^{-}||H^{+}|^6}{|I^{-}|}$$

Nuestra ecuación queda de la siguiente manera.

$$0.62 = E^{\circ} + \frac{0.06}{6} \log |H^{+}|^6$$

Por leyes de los logaritmos.

$$0.62 = E^{\circ} - \frac{0.06}{6} (6) pH$$

$$0.62 = E^{\circ} - 0.06 pH$$

Al tener una ecuación con una sola incógnita, calculamos el valor del potencial a condiciones normales con el pH de dismutación pH= 7.92

$$0.62 = E^{\circ} - 0.06 pH$$

$$E^{\circ} = 0.62 + 0.06(7.92) = 1.1$$

Calculando el potencial con un valor de pH de 7.42 y de 14

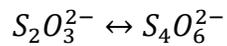
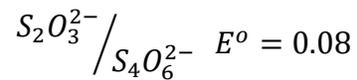
Cuando pH= 7.42

$$E = 1.1 - 0.06 (7.92) = 0.63$$

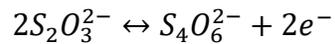
Cuando pH=14

$$E = 1.1 - 0.06 (14) = 0.26$$

Para el sistema de tiosulfato tenemos la siguiente reacción.



Balaceando la ecuación



Aplicando ecuación de Nernst

$$E = E^o + \frac{0.06}{2} \log \frac{|S_4O_6^{2-}|}{|S_2O_3^{2-}|^2}$$

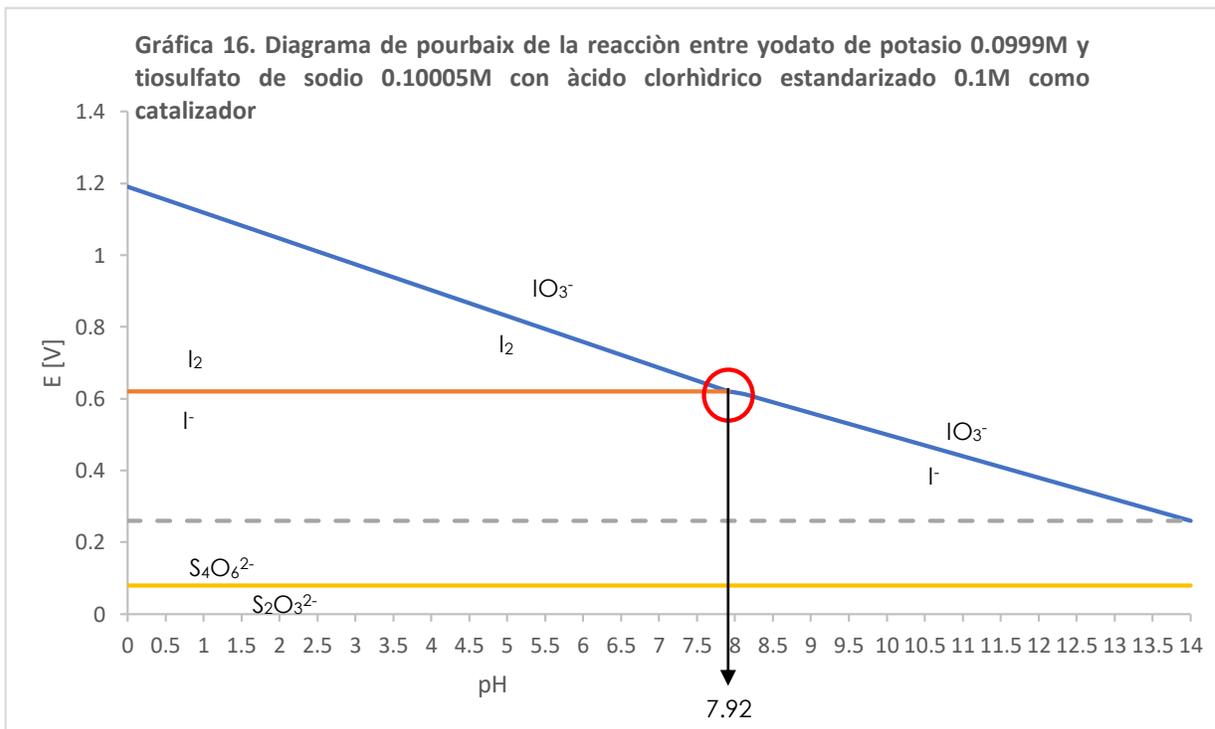
Igualando las concentraciones de las especies a 1

$$E = 0.08 + \frac{0.06}{2} \log \frac{|S_4O_6^{2-}|}{|S_2O_3^{2-}|^2}$$

Tenemos la siguiente ecuación.

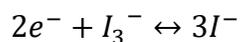
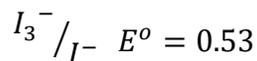
$$E = 0.08$$

Por lo que nuestro sistema de trisulfato y persulfato no depende del pH.



Con ayuda de la gráfica anterior, podemos observar que a medida que disminuye el pH, el diferencial de potencial entre el yodato y el tiosulfato aumenta, favoreciendo la cinética de la reacción haciéndola espontánea.

Dicho sistema presenta tres reacciones químicas que surgen a medida que el pH disminuye las cuales son.



Aplicando ecuación de Nernst

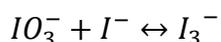
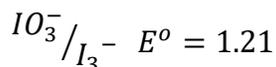
$$E = E^o + \frac{0.06}{2} \log \frac{|I_3^-|}{|I^-|^3}$$

Igualando concentraciones a 1M

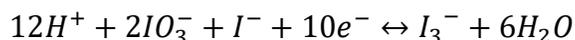
$$E = E^o + \frac{0.06}{2} \log \frac{|I_3^-|}{|I^-|^3}$$

$E = 0.53$

No depende el pH, por lo que gráficamente se expresa como una línea recta. De igual manera encontramos las siguientes reacciones.



Balanceando



Aplicando ecuación de Nernst

$$E = E^o + \frac{0.06}{10} \log \frac{|I^-| |IO_3^-|^2 |H^+|^{12}}{|I_3^-|}$$

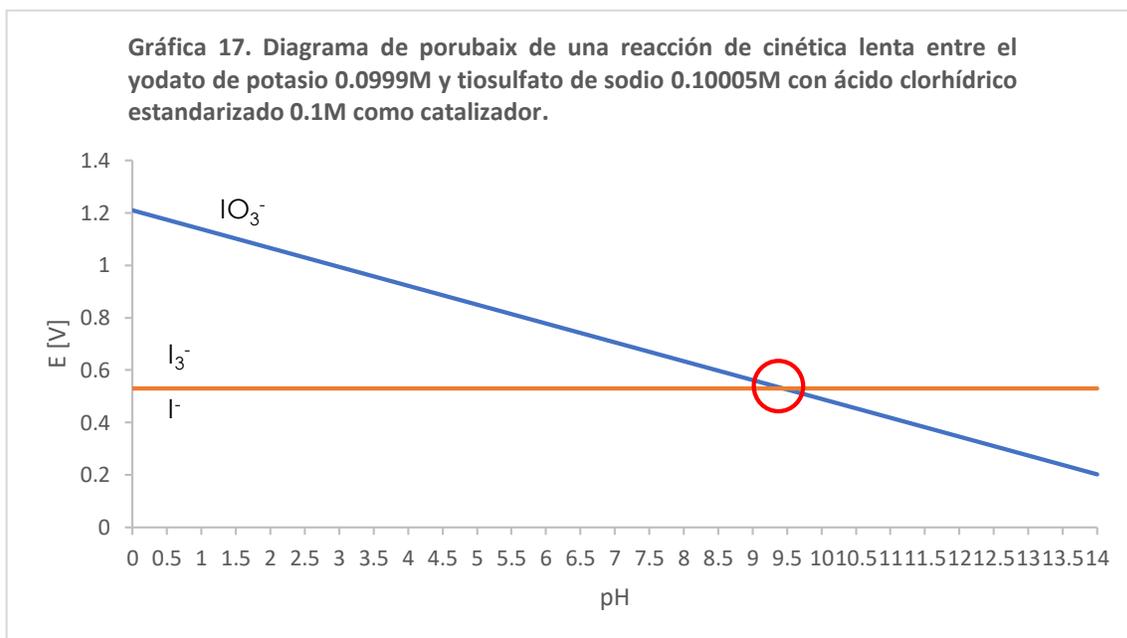
Sabiendo que $E^o = 1.21$ e Igualando concentraciones a 1M

$$E = 1.21 + \frac{0.06}{10} \log |H^+|^{12}$$

Por leyes de los logaritmos

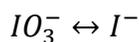
$$E = 1.21 - \frac{0.06}{10} (12) pH = 1.21 - 0.072 pH$$

Graficando lo anterior tenemos lo siguiente.

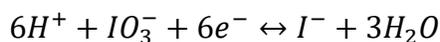


Como se puede apreciar en la gráfica anterior, tenemos presente una dismutación en el sistema, por lo que procedemos a calcular el pH y la curva correspondiente, igualando las ecuaciones de las dos curvas.

Analizando la reacción de dismutación.



Balanceando la ecuación.



Aplicando ecuación de Nernst.

$$0.53 = E^\circ + \frac{0.06}{6} \log \frac{|IO_3^-| |H^+|^6}{|I^-|}$$

Igualando concentraciones

$$1.21 - 0.072 \text{ pH} = 0.53$$

Despejando pH.

$$\text{pH} = \frac{0.53 - 1.21}{-0.072} = 9.44$$

Una vez conocido el pH de dismutación, procedemos a calcular el potencial electroquímico a condiciones normales.

Igualando las concentraciones de las especies a 1M y aplicando la ley de los logaritmos.

$$0.53 = E^\circ + \frac{0.06}{6} \log \frac{|IO_3^-||H^+|^6}{|I^-|}$$

$$0.53 = E^\circ - 0.06 \text{ pH}$$

Conociendo que el pH es de 9.44, despejamos el potencial electroquímico a condiciones normales.

$$E^\circ = 0.53 + 0.06(9.44) = 1.1$$

Una vez conocido el potencial electroquímico a condiciones normales, calculamos el potencial electroquímico de la ecuación de Nernst con un valor de pH de 9.44 (pH de dismutación) y 14.

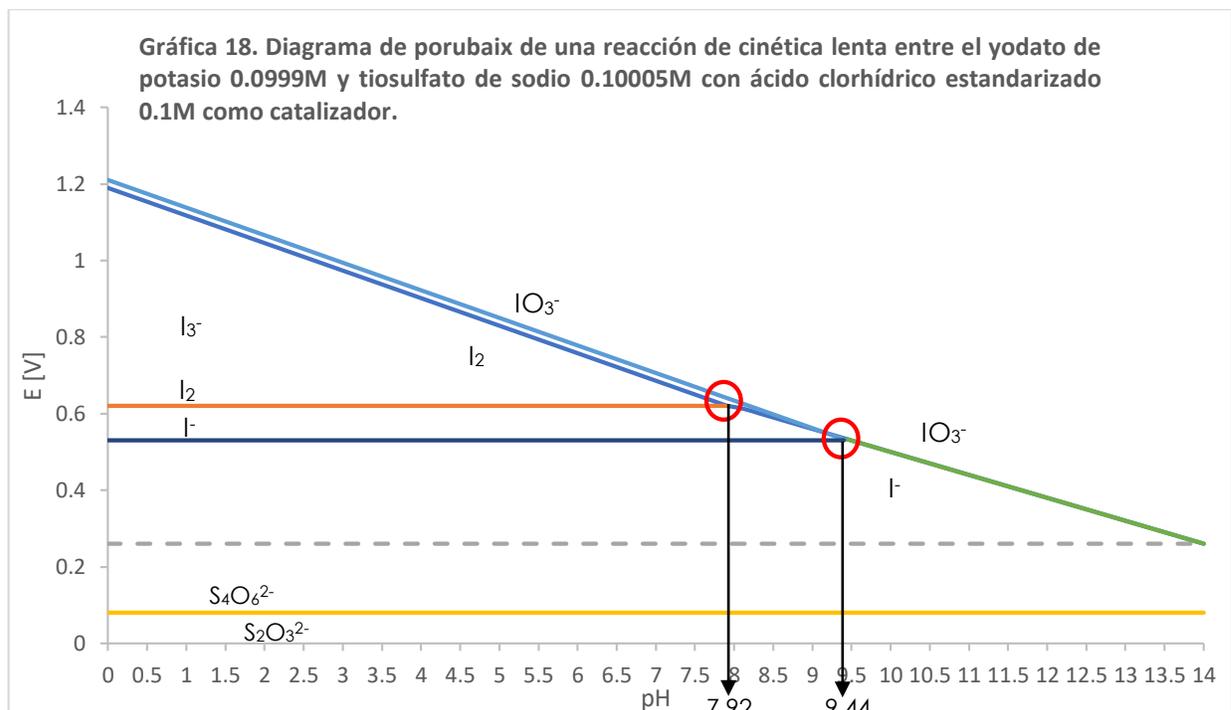
Para pH= 9.44

$$E = 1.1 - 0.06 (9.44) = 0.53$$

Para pH= 14

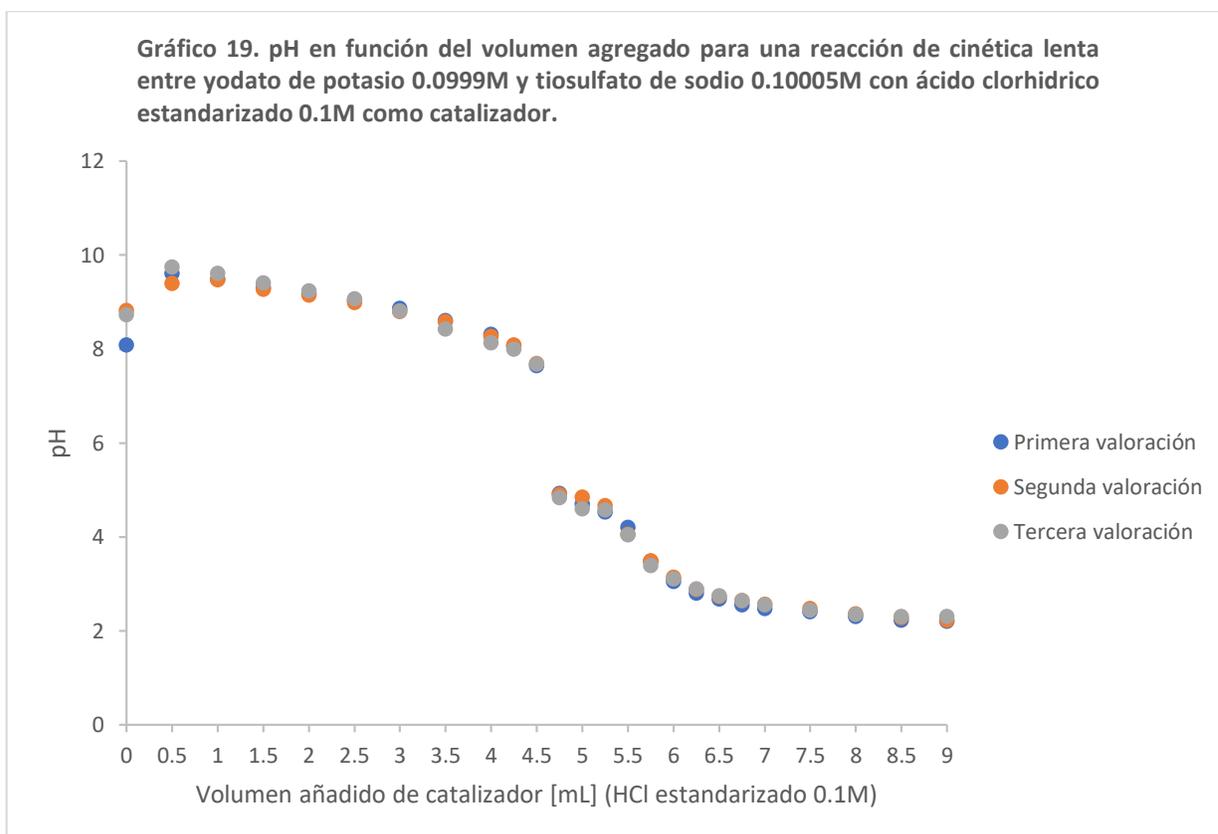
$$E = 1.1 - 0.06 (14) = 0.26$$

Una vez realizado el análisis de todas las reacciones posibles de nuestro sistema, procedemos a realizar el diagrama de Pourbaix.



IV. Gráfica de pH en función del Volumen agregado

La siguiente gráfica nos ayuda a comprobar que la reacción entre el yodato de potasio y el tiosulfato de sodio es posible únicamente cuando existe una disminución del pH en el sistema a evaluar, ya que se puede apreciar un cambio brusco en la gráfica en el punto de equivalencia, punto en el que la reacción se hace cinéticamente posible gracias al aumento del diferencial de potencial entre las dos especies existentes.



V. **Resultados experimentales de $E = f[\text{Volumen agregado de HCl}]$ y $\text{pH} = f[\text{Volumen agregado de HCl}]$ para cada una de las pruebas realizadas.**

Tabla 3. Primera parte experimental. Primera reacción de una mezcla de 5mL de yodato de potasio de concentración 0.0999M y 5mL de tiosulfato de sodio de concentración 0.10005M con una solución estandarizada de ácido clorhídrico de concentración 0.1M como catalizador seguida potenciometricamente con ayuda de un electrodo de vidrio y electrodo combinado de platino.

Primera Valoración		
Volumen añadido [mL]	pH	E[V]
0	8.09	0.1335
0.5	9.61	0.112
1	9.49	0.0883
1.5	9.31	0.0757
2	9.18	0.0694
2.5	9.03	0.0689
3	8.86	0.0721
3.5	8.61	0.0835
4	8.31	0.1024
4.25	8.06	0.1317
4.5	7.65	0.1661
4.75	4.92	0.457
5	4.7	0.476
5.25	4.53	0.488
5.5	4.2	0.518
5.75	3.48	0.545
6	3.05	0.557
6.25	2.8	0.566
6.5	2.68	0.573
6.75	2.55	0.58
7	2.48	0.583
7.5	2.41	0.587
8	2.3	0.595
8.5	2.23	0.6
9	2.2	0.604

Tabla 4. Primera parte experimental. Segunda reacción de una mezcla de 5mL de yodato de potasio de concentración 0.0999M y 5mL de tiosulfato de sodio de concentración 0.10005M con una solución estandarizada de ácido clorhídrico de concentración 0.1M como catalizador seguida potenciometricamente con ayuda de un electrodo de vidrio y electrodo combinado de platino.

Segunda Valoración		
Volumen añadido [mL]	pH	E[V]
0	8.82	0.129
0.5	9.4	0.0845
1	9.47	0.0742
1.5	9.27	0.0661
2	9.15	0.0574
2.5	8.99	0.0531
3	8.8	0.0603
3.5	8.58	0.083
4	8.27	0.1002
4.25	8.09	0.1253
4.5	7.69	0.1447
4.75	4.9	0.455
5	4.85	0.475
5.25	4.66	0.488
5.5	4.06	0.514
5.75	3.49	0.538
6	3.14	0.559
6.25	2.88	0.563
6.5	2.74	0.57
6.75	2.64	0.572
7	2.56	0.578
7.5	2.47	0.583
8	2.36	0.592
8.5	2.28	0.596
9	2.23	0.6

Tabla 5. Primera parte experimental. Tercera reacción de una mezcla de 5mL de yodato de potasio de concentración 0.0999M y 5mL de tiosulfato de sodio de concentración 0.10005M con una solución estandarizada de ácido clorhídrico de concentración 0.1M como catalizador seguida potenciometricamente con ayuda de un electrodo de vidrio y electrodo combinado de platino.

Tercera Valoración		
Volumen añadido [mL]	pH	E[V]
0	8.73	0.1042
0.5	9.75	0.0733
1	9.61	0.066
1.5	9.41	0.0582
2	9.24	0.0533
2.5	9.07	0.056
3	8.81	0.0641
3.5	8.42	0.0795
4	8.13	0.0995
4.25	8	0.1145
4.5	7.68	0.1496
4.75	4.83	0.456
5	4.6	0.477
5.25	4.57	0.489
5.5	4.04	0.523
5.75	3.39	0.543
6	3.11	0.56
6.25	2.89	0.564
6.5	2.75	0.57
6.75	2.64	0.573
7	2.55	0.578
7.5	2.44	0.585
8	2.35	0.592
8.5	2.3	0.596
9	2.3	0.594

Tabla 6. Segunda parte experimental. Primera reacción de una mezcla de 5mL de yodato de potasio de concentración 0.0999M y 5mL de tiosulfato de sodio de concentración 0.10005M con una solución estandarizada de ácido clorhídrico de concentración 0.1M como catalizador en un sistema en paralelo seguida potenciometricamente con ayuda de un electrodo de vidrio, un electrodo combinado de platino y un electrodo de grafito.

Vol (mL)	Sistema #1. Primera valoración en paralelo			Sistema #2. Primera valoración en paralelo		
	pH	E[V] grafito	E[V] platino	pH	E[V] grafito	E[V] platino
0	7.56	0.1955	0.0715	8.33	0.1866	0.1114
0.5	8.28	0.1836	0.0746	8.79	0.1434	0.0493
1	8.36	0.1846	0.0755	8.76	0.1427	0.0713
1.5	8.15	0.1836	0.0737	8.65	0.1575	0.0451
2	7.99	0.1845	0.0744	8.46	0.1661	0.0642
2.5	7.75	0.1826	0.0779	8.17	0.1582	0.0646
3	7.53	0.1823	0.0786	8.11	0.1596	0.0536
3.5	7.31	0.1845	0.0797	7.76	0.1612	0.0589
4	6.86	0.1843	0.0798	7.15	0.1608	0.0633
4.25	6.61	0.1843	0.0837	6.89	0.1645	0.0819
4.5	6.32	0.1866	0.1059	6.64	0.1707	0.0975
4.75	4.71	0.427	0.423	4.97	0.419	0.438
5	3.43	0.458	0.453	4.52	0.455	0.474
5.25	3.23	0.487	0.481	3.92	0.49	0.508
5.5	2.65	0.525	0.522	2.96	0.534	0.555
5.75	2.19	0.541	0.541	2.71	0.543	0.564
6	2.07	0.545	0.545	2.48	0.553	0.575
6.25	1.68	0.561	0.561	2.35	0.559	0.58
6.5	1.55	0.567	0.567	2.22	0.563	0.587
6.75	1.39	0.573	0.573	2.13	0.567	0.592
7	1.3	0.575	0.578	2.08	0.569	0.595
7.5	1.22	0.575	0.582	2.03	0.572	0.599
8	1.14	0.583	0.588	1.94	0.575	0.606
8.5	1.08	0.587	0.592	1.89	0.579	0.611
9	1.04	0.589	0.596	1.85	0.581	0.613

Tabla 7. Segunda parte experimental. Segunda reacción de una mezcla de 5mL de yodato de potasio de concentración 0.0999M y 5mL de tiosulfato de sodio de concentración 0.10005M con una solución estandarizada de ácido clorhídrico de concentración 0.1M como catalizador en un sistema en paralelo seguida potenciometricamente con ayuda de un electrodo de vidrio, un electrodo combinado de platino y un electrodo de grafito.

Vol (mL)	Valoración en paralelo #2			Valoración en paralelo #2		
	pH	E[V] grafito	E[V] platino	pH	E[V] grafito	E[V] platino
0	7.6	0.195	0.071	8.45	0.186	0.1111
0.5	8.3	0.183	0.0738	8.89	0.1439	0.0487
1	8.41	0.1831	0.0743	8.75	0.1428	0.0708
1.5	8.22	0.1834	0.074	8.63	0.1546	0.0447
2	8	0.184	0.0744	8.51	0.1637	0.0699
2.5	7.75	0.1832	0.0769	8.34	0.1579	0.0703
3	7.42	0.1821	0.0773	8.25	0.1593	0.0786
3.5	7.29	0.184	0.0789	8.01	0.1607	0.0804
4	6.79	0.1853	0.0794	7.57	0.1601	0.0877
4.25	6.58	0.1855	0.0835	7.04	0.1658	0.0912
4.5	6.37	0.1859	0.1059	6.69	0.17	0.0998
4.75	4.78	0.418	0.428	4.89	0.428	0.423
5	4.58	0.456	0.455	4.66	0.445	0.469
5.25	4.34	0.489	0.479	4.19	0.482	0.502
5.5	4.01	0.519	0.521	3.89	0.519	0.538
5.75	3.78	0.543	0.538	3.55	0.534	0.575
6	3.5	0.549	0.546	2.99	0.548	0.586
6.25	3.18	0.566	0.566	2.76	0.551	0.589
6.5	2.77	0.573	0.57	2.62	0.559	0.592
6.75	2.16	0.575	0.578	2.27	0.566	0.594
7	2.07	0.576	0.58	2.12	0.573	0.595
7.5	1.87	0.576	0.583	2	0.577	0.6001
8	1.74	0.58	0.587	1.95	0.579	0.6007
8.5	1.7	0.585	0.59	1.83	0.583	0.61
9	1.62	0.59	0.594	1.78	0.588	0.612

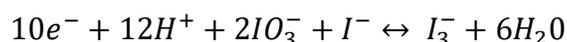
Tabla 8. Segunda parte experimental. Tercera reacción de una mezcla de 5mL de yodato de potasio de concentración 0.0999M y 5mL de tiosulfato de sodio de concentración 0.10005M con una solución estandarizada de ácido clorhídrico de concentración 0.1M como catalizador en un sistema en paralelo seguida potenciometricamente con ayuda de un electrodo de vidrio, un electrodo combinado de platino y un electrodo de grafito.

Vol (mL)	Valoración en paralelo #2			Valoración en paralelo #2		
	pH	E[V] grafito	E[V] platino	pH	E[V] grafito	E[V] platino
0	8.75	0.135	0.0644	8.94	0.0435	0.1859
0.5	9.35	0.1165	0.0659	9.38	0.0371	0.1666
1	9.28	0.1271	0.0659	9.25	0.0382	0.1575
1.5	8.89	0.1316	0.0665	9.11	0.0782	0.156
2	8.85	0.1261	0.0666	9.02	0.0604	0.1532
2.5	8.62	0.1318	0.0659	8.78	0.0569	0.1556
3	8.5	0.1343	0.0694	8.65	0.0538	0.1623
3.5	7.97	0.1261	0.0699	8.06	0.06	0.1675
4	7.44	0.1291	0.0686	7.64	0.0621	0.1765
4.25	7.43	0.1264	0.0682	7.6	0.0923	0.1823
4.5	7	0.1197	0.0701	7.2	0.0853	0.1867
4.75	4.87	0.444	0.453	4.96	0.453	0.472
5	4.34	0.476	0.485	4.43	0.488	0.503
5.25	3.67	0.508	0.518	3.82	0.526	0.542
5.5	2.97	0.533	0.543	3.11	0.553	0.57
5.75	2.64	0.549	0.556	2.72	0.568	0.585
6	2.45	0.557	0.564	2.59	0.574	0.592
6.25	2.33	0.563	0.57	2.5	0.579	0.596
6.5	2.23	0.568	0.574	2.4	0.582	0.602
6.75	2.11	0.575	0.579	2.28	0.586	0.606
7	2.05	0.578	0.582	2.22	0.588	0.609
7.5	1.97	0.58	0.584	2.15	0.588	0.613
8	1.93	0.582	0.587	2.09	0.588	0.614
8.5	1.89	0.582	0.588	2.07	0.587	0.615
9	1.86	0.582	0.589	2.04	0.587	0.616

VI. Tabla de variación de concentraciones molares

Para poder realizar la tabla de variación de concentraciones molares es necesario entender que nuestro sistema contiene 2 reactivos en solución (5mL de yodato de potasio de concentración 0.0999M y 5mL de tiosulfato de sodio de concentración 0.10005M) y que la reacción que se llevará a cabo es entre ellos, el ácido clorhídrico únicamente es un agente que nos ayudará a que nuestro sistema tenga el valor de pH necesario para que dicha reacción ocurra.

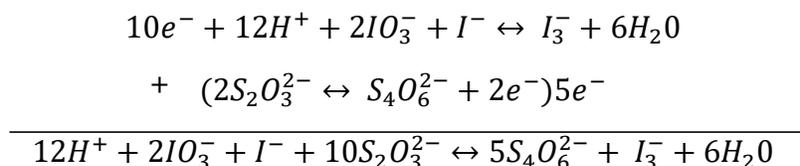
- Para Yodato de potasio



- Para tiosulfato de sodio



Obteniendo la ecuación química de la reacción con ayuda de la ley de Hess



Procedemos a realizar la tabla una vez conocida la ecuación general

	$12H^+$	$2IO_3^-$	I^-	$10S_2O_3^{2-}$	\leftrightarrow	$5S_4O_6$	I_3^-	$6H_2O$
Inicio		$(5mL)(0.0999M)$		$(5mL)(0.10005M)$				
Antes del punto de equivalencia $V_{ag} < 4.75mL$		$\left(\frac{[(0.0999M)(5mL)] - [V_{ag}^{Cl^-}(0.1M)]}{V_{ag}^{Cl^-} + 5mL} \right)$		$\left(\frac{[(0.10005M)(5mL)] - [V_{ag}^{Cl^-}(0.1M)]}{V_{ag}^{Cl^-} + 5mL} \right)$		$\left(\frac{[(0.10005M)(5mL)] - [V_{ag}^{Cl^-}(0.1M)]}{V_{ag}^{Cl^-} + 5mL} \right)$	$\left(\frac{[(0.10005M)(5mL)] - [V_{ag}^{Cl^-}(0.1M)]}{V_{ag}^{Cl^-} + 5mL} \right)$	1
Punto de equivalencia $V_{ag} = 4.75mL$		$\varepsilon \left(\frac{(0.0999M)(5mL)}{4.75mL + 5mL} \right)$		$\varepsilon \left(\frac{(0.10005M)(5mL)}{4.75mL + 5mL} \right)$		$\varepsilon \left(\frac{(0.10005M)(5mL)}{4.75mL + 5mL} \right)$	$\varepsilon \left(\frac{(0.10005M)(5mL)}{4.75mL + 5mL} \right)$	1
Después del punto de equivalencia $V_{ag} > 4.75mL$		$\varepsilon \left(\frac{(0.0999M)(5mL)}{V_{ag}^{Cl^-} + 5mL} \right)$		$\varepsilon \left(\frac{(0.10005M)(5mL)}{V_{ag}^{Cl^-} + 5mL} \right)$		$\varepsilon \left(\frac{(0.10005M)(5mL)}{V_{ag}^{Cl^-} + 5mL} \right)$	$\varepsilon \left(\frac{(0.10005M)(5mL)}{V_{ag}^{Cl^-} + 5mL} \right)$	1

VII. Cálculos estadísticos

Para calcular el valor de la t de Student para dos conjuntos de datos (volumen de punto de equivalencia experimental y volumen de punto de equivalencia de la primera derivada), es necesario el análisis de los datos incluidos en la siguiente tabla:

	Volumen de Punto de equivalencia experimental (mL)	Volumen de Punto de Equivalencia con el método de la primera derivada (mL)
Valoración 1	4.75	4.5
Valoración 2	4.75	4.5
Valoración 3	4.75	4.5

Como se puede observar en la tabla anterior, no existe variación en los valores obtenidos en los puntos de equivalencia experimentales y los obtenidos por el método de la primera derivada, por lo que no es necesario realizar los cálculos estadísticos.