

**UNIVERSIDAD DE SAN CARLOS DE GUATEMALA  
FACULTAD DE CIENCIAS QUIMICAS Y FARMACIA**

**USO DE UN MULTIMETRO DE ALTA IMPEDANCIA EN LA  
CONSTRUCCION DE UN POTENCIOMETRO Y  
UN CONDUCTIMETRO**



**GUATEMALA, NOVIEMBRE DEL 2000**

DL  
06  
T(2035)

**JUNTA DIRECTIVA**

**FACULTAD DE CIENCIAS QUIMICAS Y FARMACIA  
UNIVERSIDAD DE SAN CARLOS DE GUATEMALA**

<b>DECANA:</b>	Licda. Hada Marieta Alvarado Beteta
<b>SECRETARIO:</b>	Lic. Oscar Federico Nave Herrera
<b>VOCAL I:</b>	Dr. Oscar Manuel Cobar Pinto
<b>VOCAL II:</b>	Dr. Rubén Dariel Velásquez Miranda
<b>VOCAL III:</b>	Dr. Federico Adolfo Richter Martínez
<b>VOCAL IV:</b>	Br. César Alfredo Flores López
<b>VOCAL V:</b>	Br. Manuel Aníbal Leal Gómez

# ÍNDICE

2

I. Resumen	3
II. Introducción	4
III. Antecedentes	5
A. Celdas electroquímicas	5
B. Fuerza electromotriz (FEM)	6
C. Potencial de los electrodos	6
D. Efecto de la concentración sobre los potenciales de las celdas	7
E. Conductancia electrolítica	8
IV. Justificación	11
V. Objetivos	12
VI. Hipótesis	13
VII. Materiales y Métodos	14
A. Universo de Trabajo	14
B. Materiales	14
C. Métodos	16
D. Diseño de la Investigación	20
VIII. Resultados	22
IX. Discusión de Resultados	38
X. Conclusiones	43
XI. Recomendaciones	44
XII. Referencias	45
XIII. Anexos	46

## I. RESUMEN

El presente trabajo consistió en la utilización de un multímetro para la construcción de un potenciómetro y un conductímetro (anexos 3 y 5) utilizando materiales de desecho o disponibles en el laboratorio disminuyendo el costo de los instrumentos comparado con los que se venden comercialmente. Para evaluar la funcionalidad de los instrumentos se realizaron varias mediciones comparándolas con datos obtenidos con el potenciómetro Fisher, el conductímetro WTW y datos reportados por la literatura.

Con el potenciómetro construido se determinaron los potenciales de reducción ( $E^{\circ}$ ) de 6 semiceldas (teniendo como electrodo de referencia el electrodo de  $\text{Cu}/\text{Cu}^{+2}$  (0.1 M)) obteniéndose para las semiceldas  $\text{Zn}/\text{Zn}^{+2}$ ,  $\text{Pb}/\text{Pb}^{+2}$ ,  $\text{Fe}^{+2}/\text{Fe}^{+3}$  y  $\text{Ag}/\text{Ag}^{+1}$  valores muy cercanos a los reportados por la literatura, mientras que las semiceldas  $\text{Sn}/\text{Sn}^{+2}$  y  $\text{Cu}/\text{Cu}^{+1}$  dan valores bastante desviados a los reportados.

También se determinó la constante de la ecuación de Nernst mediante medición de la FEM de diferentes soluciones de iones  $\text{Fe}^{+2}/\text{Fe}^{+3}$  obteniéndose un valor de 0.0579 el cual es solo 2.1% menor al valor teórico reportado.

Además se construyó un electrodo sensible al pH (anexo 4) el cual se acopló al electrodo de referencia y se elaboró una curva de calibración que resultó ser lineal en el rango de pH 2 a 12, luego se realizaron titulaciones de HCl con NaOH utilizando este sistema así como el medidor de pH Fisher obteniéndose el mismo resultado con ambos instrumentos.

Se construyó un conductímetro y se le determinó su constante de celda. Luego se midió la conductividad de 5 soluciones las cuales presentaron el orden de conductividad esperado aunque con desviaciones entre 2.6 y 21.0% respecto de los resultados obtenidos con el conductímetro WTW.

También se midió la conductancia del HCl a 7 diferentes concentraciones utilizando el conductímetro construido obteniéndose un comportamiento lineal al graficar  $(\text{HCl})^{0.5}$  vs. Corriente.

Por último se realizaron titulaciones conductimétricas de HCl con NaOH utilizando ambos conductímetros obteniéndose el mismo resultado con los dos instrumentos.

## II. INTRODUCCIÓN

La electroquímica es una parte importante de la química, ayuda a comprender las relaciones entre los cambios químicos y la energía eléctrica, lo cual tiene importancia a nivel teórico y práctico.

Los métodos potenciométricos comprenden dos tipos fundamentales de análisis: uno implica la medición directa de un potencial de electrodo a partir del cual se puede determinar la concentración de un ion activo, el otro comprende la medición de los cambios de la fuerza electromotriz originados por la adición de un titulante a la muestra.

Los métodos de conductancia implican la medición de la aptitud de una solución para permitir el paso de corriente eléctrica, y a partir de ello determinar la concentración de la especie conductora, o bien, la variación de la conductancia de una solución originada por la adición de un titulante a la muestra, lo cual conlleva a la formación de otras especies las cuales pueden ser conductoras o no.

El uso de equipo para realizar mediciones de las propiedades eléctricas de un sistema se ve restringido en muchos laboratorios de enseñanza de química debido a que los equipos comerciales fabricados con este fin tienen un alto costo y son frágiles.

En el presente trabajo se propone la construcción de un potenciómetro y un conductímetro utilizando un multímetro digital, materiales y reactivos disponibles en el laboratorio o fácilmente accesibles, a un bajo costo.

Con el potenciómetro construido se podrán realizar mediciones de potenciales de semicelda, pH, seguir el curso de una valoración potenciométrica ácido-base, con el conductímetro se podrán realizar mediciones de conductividad de soluciones y seguir el curso de una valoración conductimétrica ácido-base. Además se podrán ejemplificar varios principios químicos e integrar los conocimientos de varias ramas de la química y permitirá que los laboratorios de enseñanza cuenten con mayor número de instrumentos de medición a un bajo costo..

### III. ANTECEDENTES

Los métodos electroquímicos incluyen un gran número de técnicas basadas en la determinación de propiedades eléctricas de un sistema: corriente, voltaje, resistencia.

Entre los equipos de laboratorio comúnmente utilizados en los que se aplican estos principios se encuentran el potenciómetro y el conductímetro. Los equipos comerciales suelen ser caros y frágiles, por lo que se han publicado varios trabajos donde se propone la construcción de estos equipos o alguna de sus partes con materiales disponibles en el laboratorio o fácilmente accesibles, a un costo bajo y construidos por los mismos estudiantes. Algunos de los trabajos se mencionan en los siguientes artículos:

- Construcción y evaluación de un electrodo de referencia con electrólito interno en matriz de agar (1)
- Electrodo de referencia para potenciometría (2)
- Construcción de dos aparatos para medición de conductividad (3)
- Utilización de un electrodo de referencia Ag-AgCl construido por estudiantes para mediciones electroquímicas (4)
- El multímetro en el laboratorio de química (5)

La construcción del potenciómetro y conductímetro en el presente trabajo se basa en el último artículo mencionado.

A continuación se presentan algunos fundamentos de potenciometría y conductimetría.

#### A. Celdas electroquímicas

Existen básicamente dos tipos de celdas electroquímicas: galvánicas o voltaicas y electrolíticas. Una celda galvánica contiene dos electrodos y una o más soluciones. La celda galvánica produce energía eléctrica debido a reacciones químicas espontáneas que ocurren dentro de la celda, el proceso de oxidación y reducción ocurre simultáneamente. Los electrones producidos en la reacción de oxidación son transferidos del ánodo al cátodo, donde ocurre la reducción. Una celda electrolítica involucra reacciones químicas que no tienen lugar espontáneamente, sino mediante aplicación de energía proveniente de una fuente externa para inducir la oxidación y reducción en los electrodos. (6)

## B. Fuerza electromotriz (FEM)

La corriente eléctrica se produce por una celda galvánica como resultado de la fuerza electromotriz (fem) de la celda, la cual se mide en voltios. Entre mayor es la tendencia a que ocurra la reacción de la celda, mayor es la fem. Sin embargo, la fem también depende de la concentración de las sustancias utilizadas para hacer la celda.

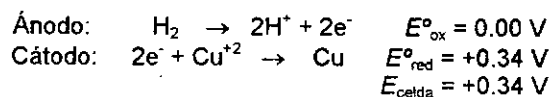
La *fuerza electromotriz estándar E* se refiere a la fem de una celda a 25°C, en la cual todos los reactivos y productos se hallan presentes en sus estados estándar. El estado estándar de un sólido o un líquido es, naturalmente, el sólido puro o el mismo líquido puro. El estado estándar de un gas o de una sustancia en solución es un estado definido de *unidad de actividad ideal*; o sea, se han aplicado correcciones para las desviaciones de lo ideal originadas por las atracciones intermoleculares e interiónicas. Para nuestra discusión, debemos suponer que la actividad de los iones puede representarse por sus concentraciones molares y la actividad de los gases por sus presiones en atmósferas. De acuerdo a esta aproximación, una celda estándar contendría iones a concentraciones 1 M y gases a 1 atm de presión. Si la fem de una celda se utiliza como una medida de la tendencia a que ocurra la reacción de la celda, el voltaje debe ser el máximo valor obtenido para la celda en particular bajo consideración. Si existe un apreciable flujo de electricidad durante la medida, se reducirá el voltaje medido, *E*, debido a la resistencia interna de la pila. Además, cuando la pila distribuye corriente, las reacciones del electrodo producen cambios de concentración que reducen el voltaje. Por consiguiente, la fem de una celda debe medirse sin flujo de electricidad apreciable a través de ella. Esta medida está acompañada por el uso de un potenciómetro. La celda bajo estudio está conectada al circuito del potenciómetro en tal forma que la fuerza electromotriz de la celda se opone a la fem de la fuente de la corriente del potenciómetro, cuando ambas están exactamente balanceadas no fluirán los electrones, el voltaje medido es la *fem reversible* de la celda,  $E^{\circ}$ . (7)

## C. Potencial de los electrodos

La fem de una celda puede considerarse como la suma de los potenciales de las dos medias celdas (o semiceldas). Sin embargo, es imposible determinar el valor absoluto del potencial de una sola semicelda. Se ha establecido una escala relativa, asignando un valor de cero al voltaje de una semicelda estándar de referencia, y expresando todos los potenciales de semicelda con relación a este electrodo de referencia. La semicelda de referencia utilizada es el *electrodo de hidrógeno estándar*.

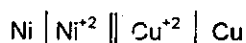
La fem de la celda se considera la suma de los potenciales de semicelda para la media reacción de oxidación ( $E^{\circ}_{ox}$ ) y el potencial de semicelda para la media reacción de reducción ( $E^{\circ}_{red}$ ). Si se utiliza el símbolo  $E^{\circ}$  (sin el subíndice) para el potencial del electrodo, se entiende  $E^{\circ}_{red}$ .

Para la pila:  $Pt | H_2 | H^+ || Cu^{+2} | Cu$

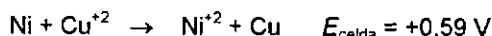


Puesto que al electrodo de hidrógeno se le ha asignado arbitrariamente un potencial de cero, la fem de la celda corresponde a la del electrodo estándar de  $\text{Cu}^{+2}/\text{Cu}$ .

No es necesario utilizar una celda que contenga un electrodo estándar de hidrógeno para obtener el potencial del electrodo estándar. Por ejemplo, el potencial estándar del electrodo  $\text{Ni}^{+2}/\text{Ni}$  puede determinarse de la celda:



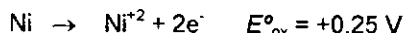
La fem de esta pila es 0.59 V y el electrodo de níquel actúa como ánodo:



El potencial del electrodo estándar del electrodo  $\text{Cu}^{+2}/\text{Cu}$  se conoce:



si se sustrae la media reacción  $\text{Cu}^{+2}/\text{Cu}$  de la reacción de la celda y se sustrae el potencial de semicelda de la fem de la celda, se obtiene



El potencial del electrodo es, por consiguiente:



A partir de lo anterior se puede ver que:  $E_{\text{celda}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}}$

donde  $E_{\text{cátodo}}$  y  $E_{\text{ánodo}}$  son  $E^\circ_{\text{red}}$  para cada uno.

La magnitud de un potencial de electrodo depende de la temperatura y las concentraciones de los materiales utilizados en la construcción de la media pila. Estas variables son fijas para los potenciales de los electrodos estándar.

Se puede determinar si una reacción propuesta será espontánea o no con *todas las sustancias presentes en una actividad unitaria* mediante el uso de potenciales de electrodos. Una reacción es espontánea solamente si la fem de la reacción es positiva. (7)

#### D. Efecto de la concentración sobre los potenciales de las celdas

La ecuación de Nernst se puede utilizar para determinar la fem de una celda construida de electrodos no estándar o para calcular el potencial del electrodo de una semicelda en la cual las especies no se hallan presentes en actividad de uno.

Partiendo de  $\Delta G = -nFE^\circ$  se llega a

$$E = E^\circ - \frac{2.303 RT}{nF} \log Q$$



y si sustituimos 298°K por T (que es 25°C), 8.3143 J/(Kmol) para R y 96.485 C/mol para F, obtenemos:

$$E = E^{\circ} - \frac{0.05916}{n} \log Q$$

Donde  $E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{red}}$

$E$  = Potencial de semicelda a la concentración de evaluada (a 25°C).

y  $Q$  es el coeficiente de reacción, éste se obtiene multiplicando las actividades de las sustancias que se producen en una reacción elevadas a sus correspondientes coeficientes estequiométricos, y dividiendo este resultado entre el producto de las actividades de las sustancias que reaccionan elevadas a sus correspondientes coeficientes estequiométricos. (7) En este trabajo se supondrá que la actividad de una sustancia en solución está dada por su concentración molar.

## E. Conductancia Electrolítica

La conductancia electrolítica es uno de los métodos más antiguos y en cierta forma más simples de las metodologías analíticas, es una medida de la aptitud de una solución para permitir el paso de corriente eléctrica. Las soluciones de electrólitos transportan carga (conducen una corriente eléctrica) por la migración de iones bajo la influencia de un gradiente de potencial. La velocidad de migración depende de su carga y tamaño, de la viscosidad microscópica del medio y la magnitud del gradiente de potencial. (10)

La resistencia de una porción de una solución de un electrólito obedece a la ley de Ohm y puede ser definida en la misma forma que para un conductor metálico. (11) La conductancia de una solución (es decir el recíproco de la resistencia,  $1/R$ ) depende inversamente de la distancia entre los electrodos y directamente de su área (10):

$$1/R = K (A / d)$$

donde  $1/R$  = conductancia (mhos ( $\Omega^{-1}$ ) o siemens (S))

$K$  = conductancia específica (a una °T dada,  $\Omega^{-1}\text{m}^{-1}$ )

$A$  = área ( $\text{m}^2$ )

$d$  = distancia entre los electrodos (m)

Para una celda dada con electrodos fijos, la relación  $d/A$  es una constante llamada constante de celda,  $\theta$ . Si se trabaja con una solución de resistencia específica conocida, el valor de  $K$  es conocido y la constante de celda puede ser calculada a partir del valor de resistencia observada utilizando la celda en cuestión y la solución de referencia. Para este propósito suelen utilizarse soluciones de KCl cuyos valores de  $K$  a diferentes concentraciones y temperaturas están reportados. (Ver anexo 1) (12)

La conductancia de las soluciones depende de la temperatura, un aumento de temperatura resulta en un incremento de la conductancia iónica, y para la mayoría de los iones esto equivale de 2% a 3% por grado. (10)

Debido a que la conductancia eléctrica de una solución es la suma de las contribuciones de todos los iones presentes, la conductividad en términos prácticos tiene uso limitado pues no es posible comparar valores de soluciones que contienen diferente número de iones. Sin embargo, con objeto de

expresar la aptitud de iones individuales para la conducción, se usa una función llamada *conductancia equivalente* ( $\Lambda$ ), la cual es definida de tal forma que a cualquier valor de concentración se puede determinar la conductividad de un equivalente, está dada por la expresión:

$$\Lambda = 1000 K / C \quad \text{donde } \Lambda = \text{conductancia equivalente } (\Omega^{-1}\text{eq}^{-1}\text{cm}^2)$$

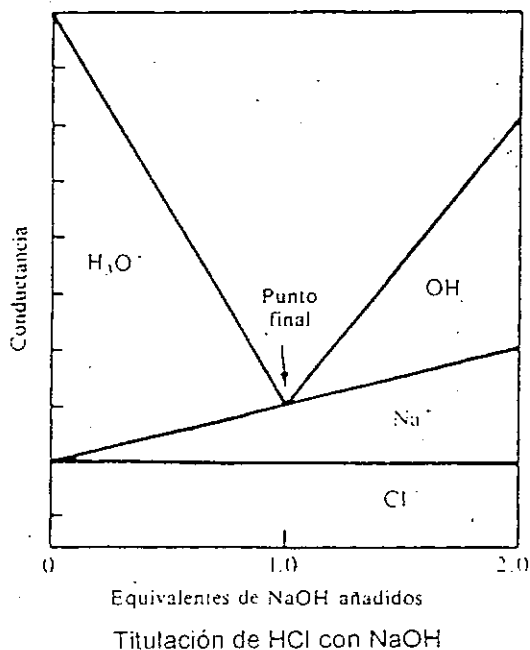
$$K = \text{conductancia específica (a una } ^\circ\text{T dada, } \Omega^{-1}\text{cm}^{-1})$$

$$C = \text{normalidad (eq/L)}$$

Las mediciones de conductancia electrolítica generalmente implican la determinación de la resistencia de una porción de la solución entre dos electrodos paralelos los cuales se colocan en contacto íntimo con la solución y se aplica un potencial alterno para que no haya una acumulación significativa de productos de electrólisis que puede ocurrir en los electrodos; los cambios ocurridos en un medio ciclo son revertidos en el siguiente medio ciclo. (11)

A pesar de la falta de especificidad en las mediciones de conductancia, la técnica es útil para medir el contenido iónico total de la solución como, por ejemplo, en la determinación de la pureza de agua potable y de efluentes de productos, y en el monitoreo de soluciones que contienen solamente un tipo de electrólito dado. En general, el éxito de una medición depende de relacionar la propiedad de la muestra que va a ser estimada, con la conductancia de un ion altamente conductor. (10)

La técnica de titulación conductimétrica, por ejemplo, depende del hecho de que las conductancias de los iones en solución varían cuando las concentraciones de las especies cambian. En la titulación de un ácido fuerte con una base fuerte, la conductancia inicial es muy alta debido a la presencia del ión altamente móvil  $\text{H}^+$  en gran concentración. Conforme la base es añadida y ocurre la neutralización, la conductancia disminuye, debido a que la conductancia de la sal formada es baja. El valor de conductancia en el punto final de la titulación debe ser mínimo y luego comienza a crecer rápidamente debido a la presencia en exceso del ión altamente móvil  $\text{OH}^-$ , como se puede apreciar en la siguiente gráfica (10):



Se deben tomar varias lecturas de conductancia a cada lado del punto final y luego, sabiendo que ambas curvas se comportan linealmente, se extrapolan al punto de intersección el cual representa el punto final. (6)

## IV. JUSTIFICACIÓN

11

Las relaciones entre cambios químicos y energía eléctrica tienen importancia a nivel teórico y práctico y encuentran muchas aplicaciones a nivel industrial. La electroquímica es una parte importante de cursos introductorios y avanzados de química, además el estudio de los procesos electroquímicos lleva a la comprensión y a la sistematización de los fenómenos de oxido-reducción que ocurren fuera de las celdas, por lo que es deseable realizar experimentos que involucren la medición sistemática de propiedades eléctricas de sistemas. Sin embargo, los equipos comerciales usados con este fin suelen ser frágiles y tener un alto costo, haciéndolos inadecuados para su uso por estudiantes con poca experiencia en el manejo de equipos. Por tal razón, existe la necesidad de contar con potenciómetros y conductímetros en los laboratorios del área común de la Facultad de CC QQ y Farmacia para poder ejemplificar varios conceptos y principios químicos y electroquímicos, así como integrar los conocimientos de electrónica con la química.

En el presente trabajo se construyeron un potenciómetro y un conductímetro utilizando materiales y equipo disponibles en el laboratorio o fácilmente accesibles. Con el potenciómetro construido se podrán determinar potenciales de semicelda, ejemplificar la validez de la ecuación de Nernst, construir un electrodo sensible al pH y seguir el curso de titulaciones ácido-base potenciométricas. Así mismo, con el conductímetro se podrá evaluar la conductancia de diferentes soluciones, determinar la constante de celda del conductímetro y utilizarlo para seguir el curso de titulaciones ácido-base conductimétricas.

Los modelos propuestos para el potenciómetro y el conductímetro son bastante sencillos, resistentes y de bajo costo, esto permitirá que sean construidos por los propios estudiantes los que comprenderán mejor los principios en los que se basan y algunas de sus aplicaciones.

## V. OBJETIVOS

### A. Generales

- Construir un potenciómetro utilizando un electrodo de referencia de  $\text{Cu}/\text{CuSO}_4$  y un multímetro de alta impedancia (5) con el cual se puedan determinar potenciales de varias semiceldas, pH de soluciones (con el electrodo sensible al pH) y realizar titulaciones potenciométricas.
- Construir un conductímetro utilizando electrodos de grafito, un transformador AC 120/12V y un multímetro (5), con el cual se pueda determinar la conductancia de diferentes soluciones y realizar titulaciones conductimétricas.

### B. Específicos

- Determinar los potenciales de reducción de 6 semiceldas (éstas son:  $\text{Zn}/\text{Zn (II)}$ ,  $\text{Pb}/\text{Pb (II)}$ ,  $\text{Ag}/\text{Ag (I)}$ ,  $\text{Sn}/\text{Sn(II)}$ ,  $\text{Cu}/\text{Cu (I)}$  y  $\text{C}/\text{Fe(II)}$ ,  $\text{Fe (III)}$ ) a partir de los valores de FEM obtenidos con el potenciómetro.
- Comparar los valores de potencial utilizando el sistema que involucra soluciones de  $\text{Fe}^{+2}$  y  $\text{Fe}^{+3}$  a diferentes concentraciones y el electrodo de referencia  $\text{Cu}/\text{CuSO}_4$  (5) con los obtenidos a partir de la Ecuación de Nernst.
- Construir un electrodo sensible al pH en el rango de pH 2 a pH 12 (5).
- Evaluar la linealidad de la respuesta del electrodo sensible al pH con la variación del pH.
- Utilizar el electrodo sensible al pH para realizar una titulación potenciométrica ácido-base.
- Determinar la constante de celda del conductímetro construido.
- Determinar si la conductancia de 5 diferentes soluciones acuosas (soluciones 0.1M de  $\text{NaCl}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{ClCH}_2\text{COOH}$  y  $\text{Cl}_3\text{CCOOH}$ ) medidas con el conductímetro construido coinciden con los valores obtenidos utilizando un conductímetro comercial.
- Utilizar el conductímetro construido para realizar titulaciones conductimétricas ácido-base.

## VI. HIPÓTESIS

Es posible determinar potenciales de semicelda, pH (con el electrodo sensible al pH) y realizar titulaciones ácido-base potenciométricas utilizando un potenciómetro construido con un electrodo de referencia de  $\text{Cu}/\text{CuSO}_4$  y un multímetro de alta impedancia con un nivel de confianza del 95%.

Es posible determinar la conductancia de soluciones acuosas y seguir el curso de titulaciones ácido-base conductimétricas utilizando un conductímetro construido con electrodos de grafito, un transformador AC 120/12V y un multímetro con un nivel de confianza del 95%.

## VII. MATERIALES Y MÉTODOS

### A. Universo de Trabajo

El universo de trabajo estuvo comprendido por las siguientes semiceldas (metales inmersos en soluciones de su ión) y soluciones \*:

- 6 semiceldas a las cuales se les determinó el potencial de reducción con el potenciómetro a construir, éstas son: Zn/Zn (II), Pb/Pb (II), Ag/Ag (I), Sn/Sn(II), Cu/Cu (I) y C/Fe(II), Fe (III); todas las soluciones son de concentración 0.1 M. (4 determinaciones con cada una).
- 7 Soluciones de una mezcla de los iones  $Fe^{+2}/Fe^{+3}$  en las siguientes concentraciones (expresadas en molaridad): 0.01/0.1, 0.02/0.01, 0.05/0.1, 0.1/0.1, 0.1/0.05, 0.1/0.02, 0.1/0.01, para la determinación de la fem de cada solución utilizando el potenciómetro a construir.
- 7 Soluciones buffer entre pH 2 y 12 para determinación de la fem de cada solución con el electrodo sensible al pH a construir.
- HCL 0.1M y NaOH 0.1 para el desarrollo de una titulación potenciométrica utilizando el potenciómetro a construir y el potenciómetro comercial marca Fisher, modelo 236 A (8 determinaciones con cada uno); también se realizó una titulación conductimétrica utilizando el conductímetro construido y el conductímetro marca WTW, modelo LF 95.
- 5 Soluciones acuosas para evaluar su conductividad utilizando el conductímetro a construir y el conductímetro marca WTW, modelo LF 95 (8 repeticiones con cada uno), las soluciones son: NaCl, HCl,  $CH_3COOH$ ,  $ClCH_2COOH$  y  $Cl_3CCOOH$  de concentración 0.1M.
- Solución de KCl 0.01M para obtener la constante de celda del conductímetro construido (4 repeticiones).
- Soluciones de HCl a 7 concentraciones diferentes entre  $5 \times 10^{-4}M$  y 0.1M para evaluar su conductividad con el conductímetro construido.

\*El número de mediciones o repetición de procedimientos a realizar se calculó tomando en cuenta el valor de  $z_a$  a dos colas ( $\alpha = 0.05$ ) y un Nivel de Confianza 95%.

### B. Materiales

#### 1. Equipo e Instrumentos

- Potenciómetro marca Fisher, modelo 236 A
- Multímetro digital marca Nippon América ST-9800
- Conductímetro marca WTW, modelo LF 95
- Balanza analítica marca Toledo ( $\pm 0.1$  mg)
- Agitador magnético marca Corning, modelo PC-351
- Baño de temperatura constante

- Soldador marca Weller, 125 Watts
- Mufla

#### Materiales para construir electrodos y conductímetro

- Alambre de Cu 1 mm  $\varnothing$
- Varilla de vidrio de 0.7 cm  $\varnothing$  y 10 cm long.
- Tubos de carbono (obtenidos de baterías usadas)
- 1 Transformador de voltaje (110 V, 60 Hz a 12V a.c., 0.5 A)
- Tubo PVC 1 pl  $\varnothing$
- 1 Tapón de hule
- Algodón

### 2. Cristalería

Lavar toda la cristalería con detergente, enjuagarla bien con agua del chorro y luego 3 veces con agua destilada o desionizada antes de utilizar.

- Balones aforados de 25, 50 y 100 ml
- Beakers de 30, 50, 150 y 250 ml
- Agitadores de vidrio
- Pipetas volumétricas de 5, 10 y 20 ml
- Bureta de 50 ml
- Perilla succionadora
- Crisol
- Pinzas de metal

### 3. Reactivos

- Antimonio metálico p.a.
- 1 Barrita de Zinc
- 1 Tira de Estaño metálico (5 x 50 mm)
- Alambre de plata (1 mm  $\varnothing$  x 10 cm)
- Solución 0.10M  $\text{CuSO}_4$
- Solución 0.10M  $\text{ZnCl}_2$
- Solución 0.10M  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- Solución 0.10M  $\text{AgNO}_3$
- Solución 0.10M  $\text{SnCl}_2$
- Solución 0.10M  $\text{CuCl}$
- Solución 0.10M  $\text{FeSO}_4$
- Solución 0.10M  $\text{FeCl}_3$



- Solución 0.10M HCl
- Solución 0.10M NaOH
- Solución 0.10M NaCl
- Solución 0.10M CH<sub>3</sub>COOH
- Solución 0.10M ClCH<sub>2</sub>COOH
- Solución 0.10M Cl<sub>2</sub>CHCOOH
- Solución 0.10M Cl<sub>3</sub>CCOOH
- Solución 0.010M KCl
- Soluciones buffer pH 2-12
- Solución saturada de NaNO<sub>3</sub> (sol. 1g / 1.1ml H<sub>2</sub>O)

## C. Métodos

### 1. Construcción del potenciómetro

Para construir el potenciómetro se necesitan dos electrodos (uno de referencia y uno de prueba) y el multímetro digital.

1.1 Construir el electrodo de referencia, el cual es un electrodo de Cu/Cu<sup>2+</sup>, de acuerdo al procedimiento indicado en el anexo 2 (5).

1.2 El electrodo de prueba puede ser:

- El metal inmerso en una solución de su ión (el metal está entonces conectado a una de las terminales del multímetro)
- Un tubo de carbón inmerso en una solución que contenga los iones del metal en dos estados de oxidación (en este caso, el tubo de carbón está conectado a una de las terminales del multímetro).

1.3 Construir el potenciómetro conectando los dos electrodos a las terminales del multímetro digital como se muestra en el anexo 3 (el multímetro se encuentra en el modo de Voltaje).

### 2. Determinación de potenciales de reducción de semiceldas y fem

2.1 Colocar la solución del electrodo de prueba en el baño de temperatura constante a 25°C y esperar a que alcance dicha temperatura.

2.2 Determinar la fem de la celda mediante la inmersión del electrodo de referencia y el de prueba en la solución del electrodo de prueba y conectando ambos electrodos a las terminales del multímetro, el cual debe estar previamente encendido y en modo voltaje.

2.3 Observar la lectura de potencial y esperar a que el valor estabilice. Anotar el valor de fem ( $E_{\text{celda}}$ ).

2.4. Calcular el potencial de reducción estándar de la semicelda del electrodo de prueba tomando en cuenta que:  $E_{\text{celda}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}}$  y que se debe de corregir mediante la Ecuación de Nernst para la concentración de la especie utilizada.

2.5 Las semiceldas a evaluar son las siguientes:

Zn/Zn (II), (0.10M)
Pb/Pb (II), (0.10 M)
Ag/Ag (I), (0.10 M)
Sn/Sn (II), (0.10 M)
Cu/Cu (I), (0.10 M)
C/Fe (II), Fe (III), (0.10 M)

### 3. Evaluación de la variación del potencial de electrodo con la concentración de la solución del electrolito

3.1 Utilizar el electrodo de referencia de  $\text{Cu}/\text{Cu}^{+2}$  y como electrodo de prueba un tubo de carbón inmerso en soluciones de  $\text{Fe}^{+2}$  y  $\text{Fe}^{+3}$  a diferentes concentraciones.

3.2 Determinar el potencial de la semicelda  $\text{Fe}^{+2}/\text{Fe}^{+3}$  (de la misma forma que en el inciso anterior) utilizando soluciones que contengan una mezcla de los iones  $\text{Fe}^{+2}$  y  $\text{Fe}^{+3}$  a las siguientes concentraciones :

Punto	Conc. $\text{Fe}^{+2}$ (M)	Conc. $\text{Fe}^{+3}$ (M)
1	0.01	0.10
2	0.02	0.10
3	0.05	0.10
4	0.10	0.10
5	0.10	0.05
6	0.10	0.02
7	0.10	0.01

3.3 Graficar el potencial de semicelda ( $\text{Fe}^{+2}/\text{Fe}^{+3}$ ) vs.  $\log [\text{Fe}^{+2}] / [\text{Fe}^{+3}]$  y aplicar análisis de regresión lineal a la curva obtenida.

### 4. Construcción de un electrodo sensible al pH ( $\text{Sb}-\text{Sb}_2\text{O}_3$ )

4.1 Construir el electrodo sensible al pH de acuerdo a las indicaciones del anexo 4 (5).

4.2 Medir el potencial de semicelda a diferentes valores de pH por inmersión del electrodo sensible al pH y el electrodo de referencia  $\text{Cu}/\text{Cu}^{+2}$  en soluciones buffer (que van de pH 2 hasta 12).

4.3 Graficar el potencial de semicelda medido vs. el pH de las soluciones buffer utilizadas y aplicar análisis de regresión lineal a la curva.

4.4 Utilizar el sistema anterior (electrodo sensible a pH acoplado con electrodo de referencia  $\text{Cu}/\text{Cu}^{+2}$ ) para monitorear el curso de una titulación de  $\text{HCl}$   $0.01\text{M}$  con  $\text{NaOH}$   $0.10\text{M}$ .

4.5 Graficar voltaje vrs. ml de  $\text{NaOH}$  consumidos y  $\Delta E/\Delta \text{ml}$  vrs. ml de  $\text{NaOH}$  para determinar el punto final.

4.6 Realizar la valoración anterior en las mismas condiciones pero utilizando el potenciómetro marca Fisher, modelo 236 A y comparar los resultados.

### 5. Construcción del conductímetro

Para construir el conductímetro se necesitan 2 tubos de carbono, un tapón de hule, un tubo de PVC, un transformador de voltaje ( $12\text{V AC}$ ) y el multímetro digital.

5.1 Construir el conductímetro de acuerdo al procedimiento indicado en el anexo 5 (5).

5.2 Evaluar la conductancia de diferentes soluciones sumergiendo los tubos de carbono del conductímetro (hasta donde llega el tapón de hule al cual están fijos) en la solución a evaluar y observar la lectura de corriente marcada por el multímetro. Enjuagar los electrodos con agua destilada entre mediciones de conductividad para asegurar resultados confiables. Las soluciones a las cuales se evaluará la conductancia son:

0.10 M $\text{NaCl}$	0.10 M $\text{CH}_3\text{COOH}$
0.10 M $\text{HCl}$	0.10 M $\text{ClCH}_2\text{COOH}$
	0.10 M $\text{Cl}_3\text{CCOOH}$

5.3 Calcular la conductancia de cada solución a partir de:

$$I/E = 1/R, \quad \text{donde } I = \text{corriente (amperios)}$$

$$E = \text{diferencia de potencial (voltios)}$$

$$1/R = \text{conductancia (mhos} \equiv \text{siemens)}$$

5.4 Realizar el procedimiento anterior en las mismas condiciones pero utilizando el conductímetro marca WTW, modelo LF 95 y comparar los resultados.

5.5 Determinar la constante de celda del conductímetro construido, para ello realizar 4 mediciones de conductividad de una solución  $0.010\text{M}$  de  $\text{KCl}$ ; a partir de ello y sabiendo que la  $K_{\text{KCl}} = 0.001408\Omega^{-1}\text{cm}^{-1}$  (12) calcular la constante de celda del conductímetro.

5.6 Evaluar la variación de la conductancia con la concentración, para ello medir la conductancia a 7 diferentes concentraciones (entre  $5 \times 10^{-4}$  y  $0.1\text{M}$ ) de  $\text{HCl}$ .

5.7 Luego graficar los valores obtenidos de conductancia vrs. la raíz cuadrada de la concentración de  $\text{HCl}$  y evaluar la linealidad de la curva.

5.8 Utilizar el conductímetro para monitorear el curso de una valoración de  $\text{HCl}$   $0.001\text{M}$  con  $\text{NaOH}$   $0.1\text{M}$ .

5.9 Graficar conductancia vrs. ml de  $\text{NaOH}$  consumidos y calcular el punto de equivalencia en el punto de intersección de las dos rectas que se forman.

5.10 Realizar la valoración anterior en las mismas condiciones pero utilizando el conductímetro marca WTW, modelo LF 95 y comparar los resultados.

## D. Diseño de la Investigación

### 1. Diseño Experimental

- Cuatro determinaciones del potencial de reducción de 6 semiceldas con el potenciómetro construido.
- Determinación del potencial de la semicelda  $Fe^{+2}/Fe^{+3}$  a 7 concentraciones diferentes de los iones  $Fe^{+2}-Fe^{+3}$  utilizando el potenciómetro construido.
- Determinación de la diferencia de potencial a 7 diferentes valores de pH (que van de pH 2 hasta 12) utilizando el potenciómetro construido con el electrodo sensible al pH
- Dos tratamientos en la titulación ácido-base potenciométrica (Potenciómetro marca Fisher y potenciómetro construido), 8 determinaciones con cada uno.
- Dos tratamientos en la evaluación de la conductancia (Conductímetro marca WTW y conductímetro construido) de 5 soluciones, 8 determinaciones con cada uno.
- Cuatro determinaciones de la constante de celda del conductímetro construido.
- Determinación de la conductancia de 7 soluciones de HCl de concentraciones en el rango de  $5 \times 10^{-4}$  a 0.1M utilizando el conductímetro construido.
- Dos tratamientos en la titulación ácido-base conductimétrica (Conductímetro marca WTW y conductímetro construido), 8 determinaciones con cada uno.

Las hipótesis para comparar los métodos se describen en el anexo 6.

### 2. Diseño estadístico

- t student: Comparación de la media de los potenciales de reducción estándar obtenidos con el potenciómetro construido y los indicados en la literatura.
- t student: Comparación de la pendiente de la recta obtenida al graficar potencial de semicelda ( $Fe^{+2}/Fe^{+3}$ ) vs.  $\log [Fe^{+2}] / [Fe^{+3}]$  con el potenciómetro construido y la pendiente indicada en la literatura (Ecuación de Nernst).
- t student: Evaluación de la linealidad de la curva obtenida al graficar el potencial de semicelda medido vs. el pH de las soluciones utilizadas y aplicar análisis de regresión lineal a la curva.
- Coeficiente de correlación interclase: Comparación de la varianza del punto estequiométrico en una titulación ácido-base obtenido con el potenciómetro construido y con el Potenciómetro marca Fisher.
- Coeficiente de correlación interclase: Comparación de la varianza de la conductancia de 5 soluciones obtenida con el conductímetro construido y con el Conductímetro marca WTW.
- t student: Evaluación de la linealidad de la curva obtenida al graficar la conductancia medida con el conductímetro construido vs. la raíz cuadrada de la conc. de HCl y aplicar análisis de regresión lineal a la curva.

- Coeficiente de correlación interclase: Comparación de la varianza del punto estequiométrico en una valoración ácido-base obtenido con el conductímetro construido y con el Conductímetro marca WTW.

## VIII. RESULTADOS

A continuación se presentan los resultados de este trabajo según el orden planteado en la metodología. La primera parte incluyó la construcción del electrodo de referencia de  $\text{Cu}/\text{Cu}^{+2}$  tomando como base el modelo presentado por Sevilla y Alfonso (5) con la modificación de colocar cemento plástico sobre la cera (ver anexo 2). Para cada uno de los experimentos en los que se utilizó el electrodo de referencia se construyó un nuevo electrodo el mismo día de la experimentación. También se construyó el electrodo sensible al pH de acuerdo al procedimiento indicado en el anexo 4, el cual es una propuesta del presente trabajo y consiste en una pieza de antimonio fundido al cual se suelda un alambre que se conecta a una de las terminales del multímetro.

La Tabla 1 muestra los valores de FEM así como los potenciales de reducción estándar ( $E^\circ$ ) obtenidos experimentalmente para cada una de las 6 semiceldas evaluadas, también incluye los potenciales de reducción estándar reportados por la literatura. Para medir los valores de FEM se esperó a que estabilizara la lectura del multímetro (aprox. 10 seg.) y luego se tomaron 4 lecturas cada 10 seg. En el caso de la semicelda  $\text{Cu}/\text{Cu}^{+1}$  la sal utilizada como fuente de iones  $\text{Cu}^{+1}$  fue  $\text{CuCl}$ , la cual a pesar de tomarse de un frasco sellado no era de color blanco, como reporta la bibliografía, sino de un color verde pálido. La solución 0.10M de  $\text{CuCl}$  se preparó con 1F  $\text{HCl}$ , y como en la literatura no se reporta el potencial de reducción formal en medio ácido se comparó el valor experimental con el reportado para:  $\text{Cu}^{+1} + e^- \rightarrow \text{Cu}$ . En el caso del  $\text{Sn}/\text{Sn}^{+2}$  y  $\text{Fe}^{+2}/\text{Fe}^{+3}$  las soluciones se prepararon con 1F  $\text{HClO}_4$  y 1F  $\text{H}_2\text{SO}_4$  respectivamente por lo que el  $E^\circ$  reportado es el  $E^\circ$  en una solución 1F de estos ácidos.

El anexo 7 muestra el resultado obtenido al determinar el potencial de reducción de la semicelda  $\text{Ag}/\text{Ag}^{+1}$  utilizando como fuente de plata un anillo de plata en vez del alambre de plata empleado en la primera parte.

El anexo 8 presenta los valores de FEM obtenidos a 7 diferentes relaciones de concentración de iones  $\text{Fe}^{+2}/\text{Fe}^{+3}$  (en medio 1F de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ). El procedimiento se repitió 7 veces por lo que hay 7 curvas. En la Tabla 2 se presenta el análisis de regresión lineal de los datos del anexo 8 ( $\log [\text{Fe}^{+2}]/[\text{Fe}^{+3}]$  vs. FEM). Las pendientes obtenidas se comparan con la pendiente teórica de la ecuación de Nernst. La primera de las curvas obtenidas se puede observar en la Gráfica 1.

Se prepararon 7 soluciones buffer de diferentes valores de pH y a cada solución se realizaron 7 mediciones de FEM utilizando el electrodo sensible al pH acoplado al electrodo de referencia de  $\text{Cu}/\text{Cu}^{+2}$ , por lo que se tienen 7 curvas. Los resultados de estas mediciones se presentan en el anexo 9. La primera de las curvas obtenidas al graficar pH vs. FEM se puede observar en la Gráfica 2. En la Tabla 3 se presenta el análisis de regresión lineal de los datos del anexo 9 (pH vs. FEM).

Los resultados de la titulación potenciométrica de 50 mL de  $\text{HCl}$  0.0098M con  $\text{NaOH}$  0.0747M utilizando el potenciómetro comercial marca Fisher y el potenciómetro construido (con el electrodo sensible al pH) se presentan en los anexos 10 y 11, en donde también se incluyen los valores

de segunda derivada para cada serie de datos. La gráfica de la primera titulación realizada con cada uno de los potenciómetros se presenta en las Gráficas 3 y 4 y muestran las curvas obtenidas en las titulaciones potenciométricas al graficar mL NaOH consumidos vrs. pH o voltaje (según sea con el potenciómetro Fisher o el construido). En la Tabla 4 se presentan los mL de NaOH consumidos en cada titulación (resultado obtenido por interpolación de cada curva), comparando los valores obtenidos con el potenciómetro comercial y el construido.

La segunda parte del trabajo incluyó la construcción del conductímetro según el procedimiento descrito en el anexo 5; inicialmente se planteó un circuito utilizando un multímetro para medición de corriente, pero se colocó un segundo multímetro para medición de voltaje del sistema y poder comparar la conductancia equivalente de las 5 soluciones con la obtenida con el conductímetro WTW.

La Tabla 5 muestra los resultados de la medición de corriente y voltaje de la celda de conductancia conteniendo una solución 0.010M de KCl. A partir de estos valores se calculó la constante de celda del conductímetro construido con un Intervalo de confianza del 95%.

En la Tabla 6 se tienen los resultados de la medición de corriente y voltaje a partir de lo cual se calcula la conductancia equivalente de cada una de las 5 soluciones evaluadas. Las mediciones de corriente y voltaje se tomaron cada 10 segundos a partir de que se sumergía la celda de conductancia en la solución a evaluar. En los casos del ácido clorhídrico, ácido monocloraacético y ácido tricloroacético hubo reacción de hidrólisis al realizar la medición, lo cual se notaba por la continua liberación de gas en uno de los tubos de carbono. En la Tabla 6 también se incluyen los valores de conductancia equivalente obtenidos con el conductímetro marca WTW.

Los resultados de evaluar la conductancia de HCl a 7 diferentes concentraciones utilizando el conductímetro construido se presentan en el anexo 12. El procedimiento se repitió 7 veces por lo que se tienen 7 curvas. La primera de las curvas obtenidas de graficar  $[HCl]^{0.5}$  vrs. corriente se puede observar en la Gráfica 5. El análisis de regresión lineal de las curvas de  $[HCl]^{0.5}$  vrs. corriente se presenta en la Tabla 7.

Los resultados de la titulación conductimétrica de 100 mL de HCl 0.0103M con NaOH 0.1076M utilizando el conductímetro WTW y el conductímetro construido se presentan en los anexos 13 y 14. Las titulaciones se realizaron 8 veces con cada conductímetro. La gráfica de la primera titulación obtenida con cada uno de los conductímetros se presenta en las Gráficas 6 y 7 (mL NaOH vrs. conductancia equivalente o corriente). En la Tabla 8 se presenta para cada titulación las ecuaciones de las rectas (decreciente y creciente) obtenidas por análisis de regresión lineal y el intercepto de estas rectas (punto de equivalencia). En la Tabla 9 se presentan los mL de NaOH consumidos para cada titulación utilizando ambos conductímetros.



En la Tabla 10 se presenta el resultado de la evaluación de las hipótesis estadísticas planteadas y en la Tabla 11 el análisis de % de desviación del valor experimental respecto del teórico de los datos cuyas hipótesis fueron rechazadas.

Tabla 1

## Determinación del potencial de reducción de 6 semiceldas

Semicelda M/M <sup>n+</sup> (0.1M)	FEM (V) <sup>1</sup>	E (0.1M) (V) <sup>2</sup>	E <sup>o</sup> <sub>exp.</sub> (V) <sup>3</sup>	E <sup>o</sup> <sub>reportado</sub> (V)	E <sup>o</sup> <sub>reportado</sub> - E <sup>o</sup> <sub>exp.</sub> (V)
Zn/Zn <sup>+2</sup>	1.076	-0.769	-0.739	-0.763	-0.024
	1.076	-0.769	-0.739	-0.763	-0.024
	1.076	-0.769	-0.739	-0.763	-0.024
	1.076	-0.769	-0.739	-0.763	-0.024
				Promedio =	-0.024
				Des. Std. =	0
Sn/Sn <sup>+2</sup>	0.559	-0.252	-0.222	-0.16	0.062
	0.559	-0.252	-0.222	-0.16	0.062
	0.559	-0.252	-0.222	-0.16	0.062
	0.559	-0.252	-0.222	-0.16	0.062
				Promedio =	0.062
				Des. Std. =	0
Pb/Pb <sup>+2</sup>	0.467	-0.160	-0.130	-0.126	0.004
	0.467	-0.160	-0.130	-0.126	0.004
	0.467	-0.160	-0.130	-0.126	0.004
	0.467	-0.160	-0.130	-0.126	0.004
				Promedio =	0.004
				Des. Std. =	0
Cu/Cu <sup>+1</sup>	0.206	0.101	0.160	0.521	0.361
	0.206	0.101	0.160	0.521	0.361
	0.207	0.100	0.159	0.521	0.362
	0.207	0.100	0.159	0.521	0.362
				Promedio =	0.361
				Des. Std. =	0.0006
Fe <sup>+2</sup> /Fe <sup>+3</sup>	-0.333	0.640	0.640	0.68	0.04
	-0.333	0.640	0.640	0.68	0.04
	-0.333	0.640	0.640	0.68	0.04
	-0.333	0.640	0.640	0.68	0.04
				Promedio =	0.04
				Des. Std. =	0
Ag/Ag <sup>+1</sup>	-0.407	0.714	0.773	0.799	0.026
	-0.408	0.715	0.774	0.799	0.025
	-0.408	0.715	0.774	0.799	0.025
	-0.408	0.715	0.774	0.799	0.025
				Promedio =	0.025
				Des. Std. =	0.0005

<sup>1</sup> Lecturas de FEM obtenidas con el potenciómetro construido en el sistema Cu|Cu<sup>+2</sup> (0.1M) || M<sup>n+</sup> (0.1M)|M<sup>o</sup> (T=25°C)

<sup>2</sup> E (0.1M) = E<sub>ref</sub> - FEM (E<sub>ref</sub> = 0.307V ; Cu/Cu<sup>+2</sup> (0.1M))

<sup>3</sup> E<sup>o</sup> = E (0.1M) + ( 0.05916/n x log [M<sup>o</sup>/M<sup>n+</sup>] )

Tabla 2

**Análisis de regresión lineal de la gráfica de  $\log [Fe^{+2}] / [Fe^{+3}]$  vs. FEM<sup>1</sup>**

Curva #	Ordenada al origen	Pendiente experimental	Coefficiente de correlación (R)	Factor de Exner ( $\Psi$ ) <sup>2</sup>	Pendiente Teórica <sup>3</sup>	Pendiente Teórica-experimental
1	-0.3314	0.0582	0.9986	0.06	0.05916	0.00096
2	-0.3313	0.0581	0.9989	0.06	0.05916	0.00106
3	-0.3313	0.0579	0.9985	0.06	0.05916	0.00126
4	-0.3311	0.0577	0.9981	0.07	0.05916	0.00146
5	-0.3314	0.0578	0.9990	0.05	0.05916	0.00136
6	-0.3314	0.0579	0.9989	0.06	0.05916	0.00126
7	-0.3311	0.0577	0.9981	0.07	0.05916	0.00146
Promedio =		0.0579			Promedio =	0.00126
Desv. Std. =		0.000191			Desv. Std. =	0.000191

<sup>1</sup> Datos tomados del anexo 8<sup>2</sup>  $\Psi = \sqrt{(n(1-R^2) / (n-2))}$ , donde n = 7 (número de puntos en la curva) y R es el coeficiente de correlación de Pearson<sup>3</sup> Pendiente de la Ecuación de Nernst = 0.05916

Tabla 3

**Análisis de regresión lineal de la gráfica de pH vs. FEM<sup>1</sup>**

Curva #	Ordenada al origen	Pendiente experimental	Coefficiente de correlación (R)	Coefficiente de determinación (R <sup>2</sup> )	Factor de Exner ( $\Psi$ ) <sup>2</sup>
1	0.0681	0.0573	0.9979	0.9958	0.08
2	0.0678	0.0573	0.9978	0.9956	0.08
3	0.0679	0.0573	0.9979	0.9958	0.08
4	0.0676	0.0574	0.9978	0.9956	0.08
5	0.0676	0.0574	0.9978	0.9956	0.08
6	0.0672	0.0574	0.9978	0.9956	0.08
7	0.0672	0.0574	0.9978	0.9956	0.08
Promedio =		0.0574			
Desv. Std. =		5.3E-05			

<sup>1</sup> Datos tomados del anexo 9<sup>2</sup>  $\Psi = \sqrt{(n(1-R^2) / (n-2))}$ , donde n = 7 (número de puntos en la curva) y R es el coeficiente de correlación de Pearson

Tabla 4  
**Resultado de la titulación potenciométrica de HCl 0.0098 M con NaOH 0.0747 M**

Titulación #	mL de NaOH consumidos <sup>1</sup>		A - B (mL)
	Potenciómetro construido (A)	Potenciómetro Fisher (B)	
1	6.82	6.92	-0.10
2	6.79	6.92	-3.13
3	6.83	7.02	-0.19
4	6.83	6.98	-0.15
5	6.82	7.00	-0.18
6	6.78	6.96	-0.18
7	6.78	6.78	0.00
8	6.96	7.03	-0.07
Promedio =	6.83	7.33	-0.50
Desv. Std. =	0.05805	1.05105	1.06471

<sup>1</sup> Datos calculados por interpolación de las curvas de los anexos 10 y 11

Tabla 5  
**Determinación de la constante de celda del conductímetro construido**

Corriente (A)	Voltaje (V)	Resistencia (ohms) <sup>1</sup>	Constante de celda (cm <sup>-1</sup> ) <sup>2</sup>
0.070	12.183	174.043	0.245
0.071	12.201	171.845	0.242
0.070	12.226	174.657	0.246
0.070	12.167	173.814	0.245
Promedio =			0.244
Desv. Std. =			0.001483
Intervalo Confianza (95%) =			± 0.002

<sup>1</sup>  $R = E/I$  (R = Resistencia; E = Voltaje; I = Corriente)

<sup>2</sup> Cte. de celda =  $K_{KCl} R$  (K = Conductancia específica de una solución 0.01M de KCl (0.001408ohms<sup>-1</sup>cm<sup>-1</sup>); R = Resistencia (ohms))

Tabla 6

## Medición de la conductancia de 5 soluciones

utilizando el conductímetro construido y el conductímetro WTW

Solución (0.1M)	Corriente (A)	Voltaje (V)	Conductancia equivalente		
			Conductímetro construido (mS/cm) <sup>1</sup>	Conductímetro WTW (mS/cm)	Comercial-Construido (mS/cm)
NaCl	0.508	10.323	12.01	10.76	-1.25
	0.510	10.291	12.09	10.75	-1.34
	0.510	10.272	12.11	10.75	-1.36
	0.510	10.252	12.14	10.76	-1.38
	0.510	10.254	12.14	10.76	-1.38
	0.510	10.232	12.16	10.76	-1.40
	0.510	10.271	12.12	10.76	-1.36
	0.510	10.300	12.08	10.76	-1.32
HCl	1.083	7.780	33.97	42.0	8.03
	1.082	7.753	34.05	42.0	7.95
	1.083	7.732	34.18	42.0	7.82
	1.084	7.704	34.33	42.0	7.67
	1.083	7.707	34.29	42.0	7.71
	1.083	7.681	34.40	41.9	7.50
	1.083	7.665	34.48	41.9	7.42
	1.083	7.654	34.52	41.9	7.38
Acido Acético	0.021	12.437	412.00 $\mu\text{S/cm}$	516 $\mu\text{S/cm}$	104.00 $\mu\text{S/cm}$
	0.021	12.410	412.89 $\mu\text{S/cm}$	517 $\mu\text{S/cm}$	104.11 $\mu\text{S/cm}$
	0.020	12.388	393.93 $\mu\text{S/cm}$	516 $\mu\text{S/cm}$	122.07 $\mu\text{S/cm}$
	0.021	12.419	412.59 $\mu\text{S/cm}$	516 $\mu\text{S/cm}$	103.41 $\mu\text{S/cm}$
	0.021	12.434	412.10 $\mu\text{S/cm}$	516 $\mu\text{S/cm}$	103.90 $\mu\text{S/cm}$
	0.021	12.399	413.26 $\mu\text{S/cm}$	516 $\mu\text{S/cm}$	102.74 $\mu\text{S/cm}$
	0.021	12.438	411.96 $\mu\text{S/cm}$	516 $\mu\text{S/cm}$	104.04 $\mu\text{S/cm}$
	0.020	12.476	391.15 $\mu\text{S/cm}$	515 $\mu\text{S/cm}$	123.85 $\mu\text{S/cm}$
Acido Monocloroacético	0.223	11.502	4.73	4.69	-0.04
	0.228	11.591	4.80	4.69	-0.11
	0.225	11.586	4.74	4.69	-0.05
	0.224	11.615	4.71	4.69	-0.02
	0.223	11.562	4.71	4.68	-0.03
	0.237	11.577	5.00	4.68	-0.32
	0.231	11.583	4.87	4.67	-0.20
	0.233	11.562	4.92	4.67	-0.25
Acido Tricloroacético	0.957	8.362	27.9	34.2	6.28
	0.969	8.282	28.5	34.2	5.65
	0.961	8.275	28.3	34.2	5.86
	0.964	8.246	28.5	34.1	5.58
	0.978	8.210	29.1	34.1	5.03
	0.965	8.239	28.6	34.1	5.52
	0.963	8.212	28.6	34.1	5.49
	0.978	8.202	29.1	34.1	5.01

<sup>1</sup> Conductancia equivalente = Cte. Celda \* I/E (Cte. Celda = 0.244 cm<sup>-1</sup>; I = Corriente; E = Voltaje)

Tabla 7  
**Análisis de regresión lineal de la gráfica de  $[HCl]^{0.6}$  vrs. corriente<sup>1</sup>**

Curva #	Pendiente experimental	Coefficiente de correlación (R)	Coefficiente de determinación (R <sup>2</sup> )	Factor de Exner ( $\Psi$ ) <sup>2</sup>
1	3.576	0.99654	0.99309	0.098342
2	3.594	0.99690	0.99381	0.093094
3	3.598	0.99705	0.99411	0.090817
4	3.610	0.99695	0.99391	0.092342
5	3.619	0.99687	0.99375	0.093543
6	3.618	0.99776	0.99553	0.079152
7	3.613	0.99740	0.99481	0.085267
Promedio =	3.604			
Desv. Std. =	0.0156			

<sup>1</sup> Datos tomados del anexo 12

<sup>2</sup>  $\Psi = \sqrt{(n(1-R^2) / (n-2))}$ , donde n = 7 (número de puntos en la curva) y R es el coeficiente de correlación de Pearson

Tabla 8

**Análisis de regresión lineal de las curvas de titulación conductimétrica de HCl 0.0103 M con NaOH 0.1076 M utilizando el conductímetro comercial WTW y el conductímetro construido\*<sup>1</sup>**

Titulación #	Curva decreciente		Curva creciente		Intercepto (mL NaOH) * <sup>4</sup>	
	Ecuación* <sup>2</sup>	R <sup>2</sup> * <sup>3</sup>	Ecuación	R <sup>2</sup>		
Conductímetro comercial WTW	1	C = -0.29 (mL) + 3.67	0.9988	C = 0.18 (mL) - 0.68	0.9994	9.27
	2	C = -0.31 (mL) + 4.03	0.9948	C = 0.17 (mL) - 0.66	0.9992	9.59
	3	C = -0.29 (mL) + 3.67	0.9990	C = 0.17 (mL) - 0.66	0.9996	9.30
	4	C = -0.29 (mL) + 3.69	0.9992	C = 0.17 (mL) - 0.66	0.9996	9.30
	5	C = -0.29 (mL) + 3.67	0.9990	C = 0.17 (mL) - 0.67	0.9996	9.32
	6	C = -0.29 (mL) + 3.66	0.9992	C = 0.16 (mL) - 0.48	0.9795	9.22
	7	C = -0.29 (mL) + 3.68	0.9990	C = 0.18 (mL) - 0.71	0.9970	9.34
	8	C = -0.29 (mL) + 3.68	0.9992	C = 0.17 (mL) - 0.67	0.9992	9.30
Conductímetro construido	1	C = -0.01 (mL) + 0.19	0.9994	C = 0.01 (mL) - 0.05	0.9992	9.34
	2	C = -0.02 (mL) + 0.22	0.9992	C = 0.01 (mL) - 0.03	0.9916	9.20
	3	C = -0.02 (mL) + 0.21	0.9982	C = 0.01 (mL) - 0.04	0.9970	9.18
	4	C = -0.02 (mL) + 0.21	0.9944	C = 0.01 (mL) - 0.03	0.9974	9.29
	5	C = -0.02 (mL) + 0.21	0.9994	C = 0.01 (mL) - 0.04	0.9962	9.28
	6	C = -0.02 (mL) + 0.22	0.9950	C = 0.01 (mL) - 0.03	0.9968	9.33
	7	C = -0.02 (mL) + 0.22	0.9996	C = 0.01 (mL) - 0.03	0.9986	9.31
	8	C = -0.02 (mL) + 0.22	0.9992	C = 0.01 (mL) - 0.03	0.9980	9.37

\*<sup>1</sup> Análisis de regresión de las curvas de los anexos 13 y 14

\*<sup>2</sup> C = Conductancia equivalente o corriente; mL = mL NaOH consumidos

\*<sup>3</sup> R<sup>2</sup> = Coeficiente de determinación

\*<sup>4</sup> El intercepto se calculó por resolución del sistema de ecuaciones de las curvas creciente y decreciente

Tabla 9

**Resultado de la titulación conductimétrica de HCl 0.0103 M con NaOH 0.1076 M**

Titulación #	mL de NaOH consumidos <sup>1</sup>		A - B (mL)
	Conductímetro construido (A)	Conductímetro WTW (B)	
1	9.34	9.27	0.07
2	9.20	9.59	-0.39
3	9.18	9.30	-0.12
4	9.29	9.30	-0.01
5	9.28	9.32	-0.04
6	9.33	9.22	0.11
7	9.31	9.34	-0.03
8	9.37	9.30	0.07
Promedio =	9.29	9.33	-0.04
Desv. Std. =	0.06671	0.11097	0.15881

<sup>1</sup> mL de NaOH 0.1076 M consumidos para la titulación de 100 mL de HCl 0.0103 M



Tabla 10

**Resultado de la evaluación de las hipótesis estadísticas planteadas (Ref. anexo 6)**

Hipótesis propuesta (Ho)	Estadístico de prueba experimental	Valor crítico	Dictamen
1) El $E_{red}$ obtenido con el potenciómetro construido es igual al $E_{red}$ reportado por la literatura.	Zn/Zn <sup>+2</sup> t = -0.024/0 Sn/Sn <sup>+2</sup> t = 0.089/0 Pb/Pb <sup>+2</sup> t = 0.004/0 Cu/Cu <sup>+1</sup> t = -1203 Fe <sup>+2</sup> /Fe <sup>+3</sup> t = 0.04/0 Ag/Ag <sup>+1</sup> t = 50	-3.182 ≤ t ≤ 3.182	Rechazada Rechazada Rechazada Rechazada Rechazada Rechazada
2) La pendiente de la recta obtenida con el potenciómetro construido es igual a la pendiente indicada en la literatura (Ecuación de Nernst)	t = -17.454	-2.447 ≤ t ≤ 2.447	Rechazada
3) Ho: La pendiente de la curva de pH vs. FEM es igual a cero	t = 2865.4	-2.447 ≤ t ≤ 2.447	Rechazada
4) El resultado obtenido en una valoración potenciométrica utilizando el potenciómetro comercial y el construido es el mismo	$\sigma_c = 1.39$	$\sigma_c \geq 0.75$	Aceptada
5) La conductancia obtenida con el conductímetro construido es igual la conductancia obtenida con el conductímetro comercial	NaCl $\sigma_c = -0.003$ HCl $\sigma_c = 0.013$ Acido Acético $\sigma_c = 0.85$ A. Monocloroacético $\sigma_c = -0.21$ A. Tricloroacético (Soluciones 0.1M) $\sigma_c = 0.056$	$\sigma_c \geq 0.75$	Rechazada Rechadada Aceptada Rechazada Rechazada
6) Ho: La pendiente de la curva de $\sqrt{\text{conc.}}$ vs. conductancia es igual a cero	t = 611.2	-2.447 ≤ t ≤ 2.447 (n = 7)	Rechazada
7) El resultado obtenido en una valoración conductimétrica utilizando el conductímetro comercial y el construido es el mismo	$\sigma_c = 0.74$	$\sigma_c \geq 0.75$	Aceptada

Tabla 11

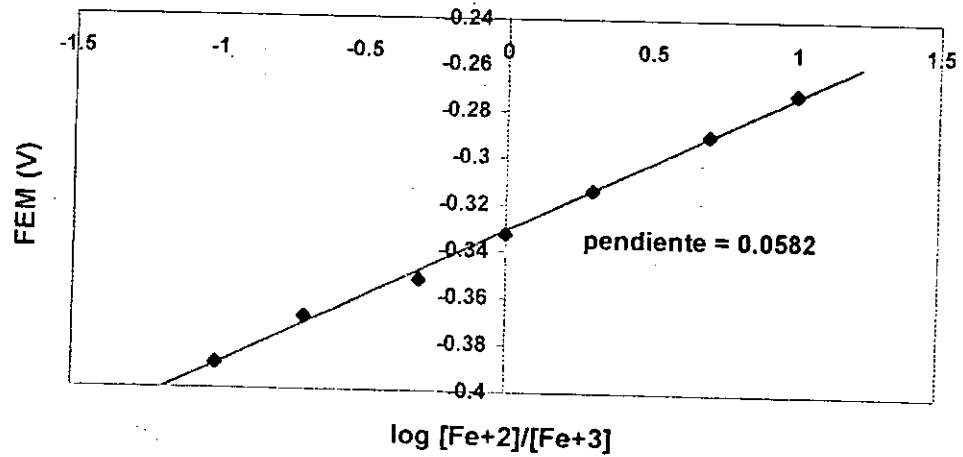
**Evaluación de la desviación de los  $E^{\circ}$ , pendiente de la ecuación de Nernst y conductancias equivalentes respecto de los valores teóricos o de referencia**

Hipótesis propuesta	Medición	Valor teórico o de referencia	Desviación <sup>1</sup>	% de Desviación <sup>2</sup>
1. El $E^{\circ}_{red}$ obtenido con el potenciómetro construido es igual al $E^{\circ}_{red}$ reportado por la literatura.	Zn/Zn <sup>+2</sup>	-0.763	-0.024	3.1%
	Sn/Sn <sup>+2</sup>	-0.16	0.062	-38.8%
	Pb/Pb <sup>+2</sup>	-0.126	0.004	-3.2%
	Cu/Cu <sup>+1</sup>	0.521	0.361	-69.3%
	Fe <sup>+2</sup> /Fe <sup>+3</sup>	0.68	0.04	-5.9%
	Ag/Ag <sup>+1</sup>	0.799	0.025	-3.1%
2. La pendiente de la recta obtenida con el potenciómetro construido es igual a la pendiente indicada en la literatura (Ecuación de Nernst)	m exp. = 0.0579	0.05916	0.00126	2.1% < m teórica
3. La conductancia obtenida con el conductímetro construido es igual la conductancia obtenida con el conductímetro comercial	NaCl	10.76 mS/cm	-1.35 mS/cm	12.5% > referencia
	HCl	42.0 mS/cm	7.69 mS/cm	18.3% < referencia
	Acido Acético	516 uS/cm	108.51 uS/cm	21.0% < referencia
	A. Monocloroacético	4.68 mS/cm	-0.12 mS/cm	2.6% > referencia
	A. Tricloroacético	34.1 mS/cm	5.55 mS/cm	16.3% < referencia
	(Soluciones 0.1M)			

<sup>1</sup> Valor teórico – valor experimental

<sup>2</sup>  $\frac{(\text{Valor teórico} - \text{valor experimental}) * 100}{\text{Valor teórico}}$

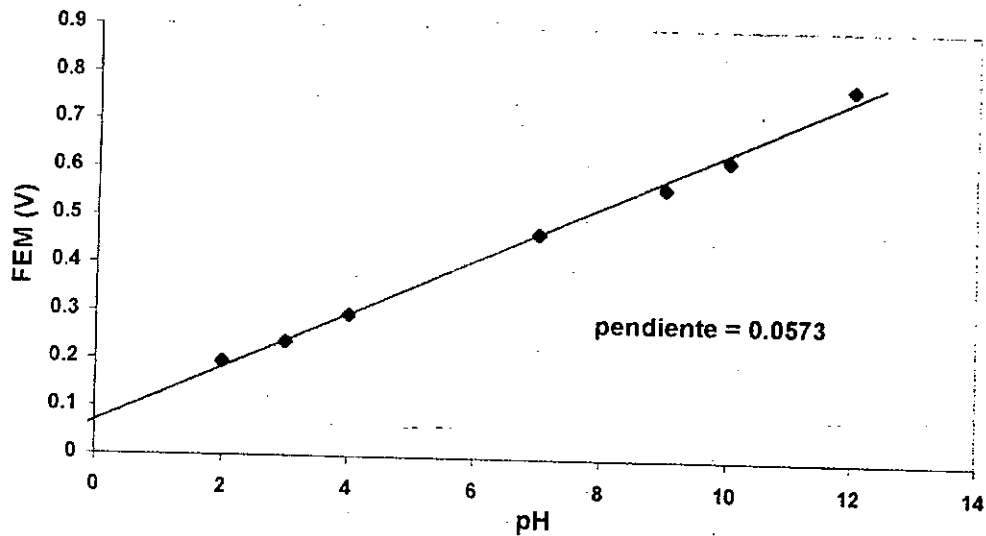
**Gráfica 1**  
**Variación de la FEM con la concentración**  
**de iones Fe<sup>2+</sup>-Fe<sup>3+</sup>**



La celda consiste en un electrodo de Fe<sup>2+</sup>-Fe<sup>3+</sup> acoplado al electrodo de referencia de Cu/Cu<sup>2+</sup>.

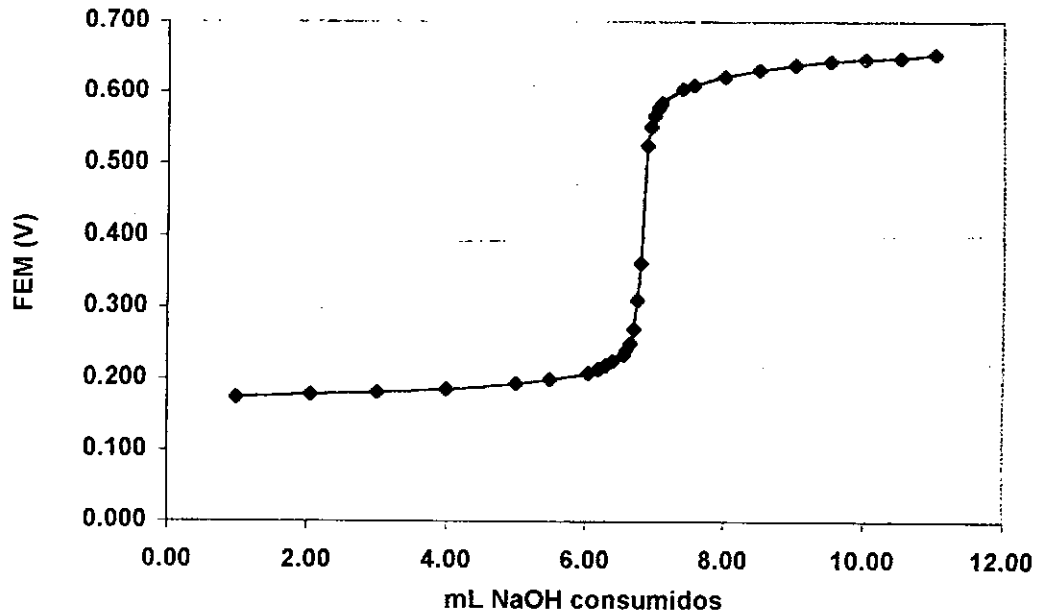
Datos obtenidos del Anexo 8, 1ª medición.

**Gráfica 2**  
**Curva de calibración de pH para el electrodo de Sb-Sb<sub>2</sub>O<sub>3</sub>**



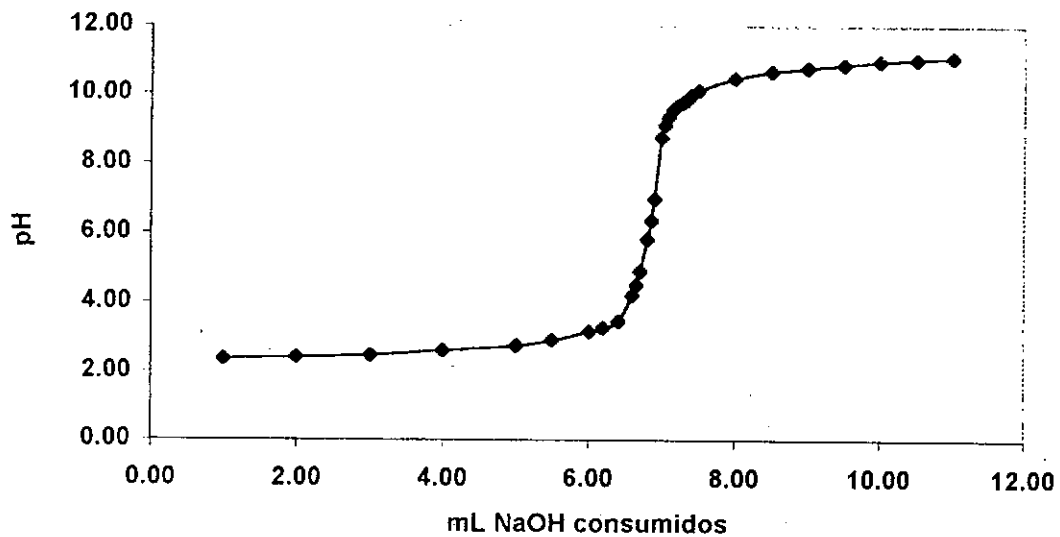
Datos obtenidos de Anexo 9, 1ª medición.

**Gráfica 3**  
Titulación potenciométrica de HCl con NaOH utilizando  
el potenciómetro construido



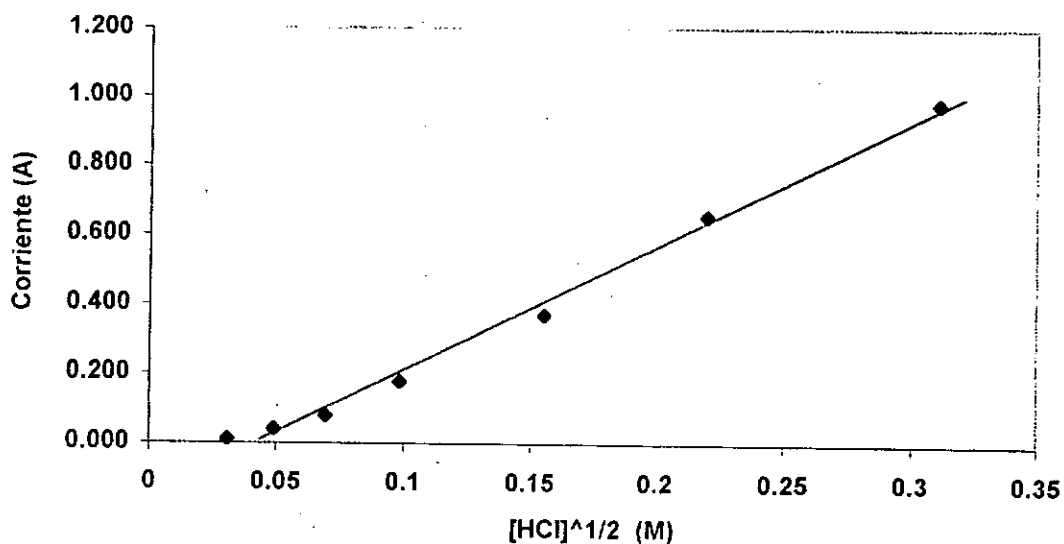
Titulación de 50 mL de HCl 0.0098 M con NaOH 0.0747 M  
 Datos tomados del Anexo 10, 1ª titulación.

**Gráfica 4**  
Titulación potenciométrica de HCl con NaOH utilizando  
el potenciómetro Fisher



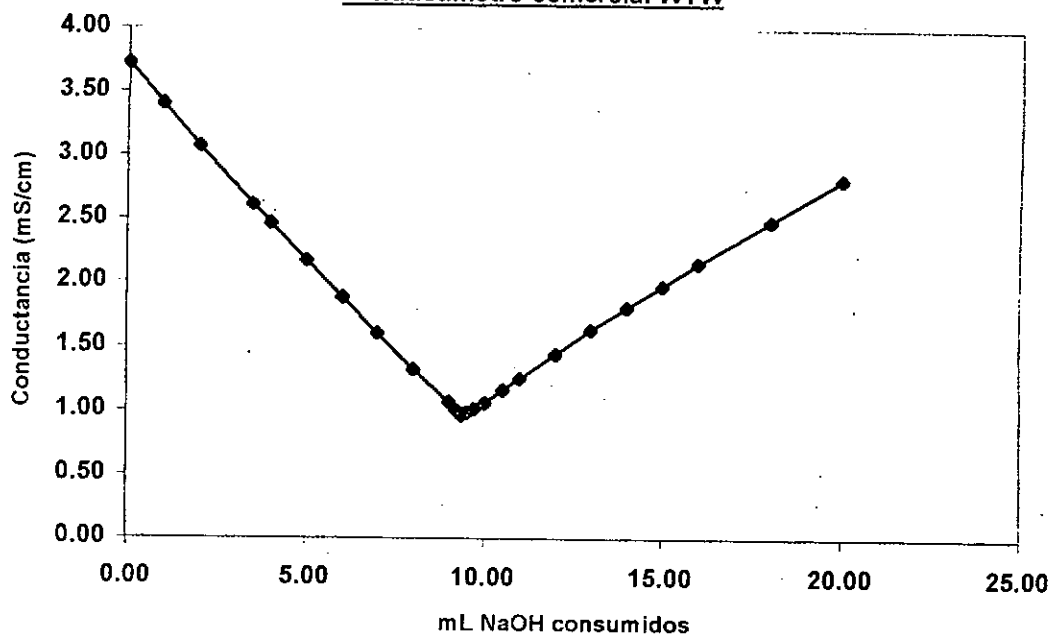
Titulación de 50 mL de HCl 0.0098 M con NaOH 0.0747 M.  
 Datos tomados del Anexo 11, 1ª titulación.

Gráfica 5  
Variación de la conductancia con la raíz cuadrada  
de la concentración de HCl



Datos obtenidos del Anexo 12, 1ª medición.

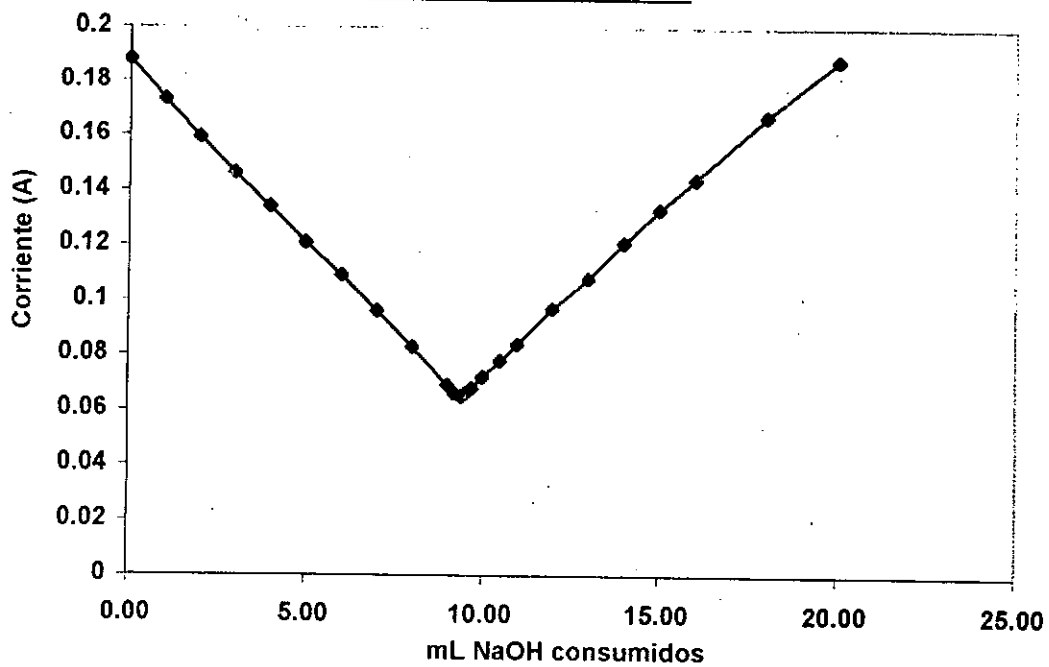
Gráfica 6  
Titulación conductimétrica de HCl con NaOH utilizando el  
conductímetro comercial WTW



Se titularon 100 mL de HCl 0.0103 M con NaOH 0.1076 M.

Datos tomados del Anexo 13, 1ª titulación.

Gráfica 7  
Titulación conductimétrica de HCl con NaOH utilizando el  
conductímetro construido



Se titularon 100 mL de HCl 0.0103 M con NaOH 0.1076 M.  
Datos tomados del Anexo 14, 1ª titulación.

## IX. DISCUSION DE RESULTADOS

De acuerdo a los resultados obtenidos se aceptan las hipótesis planteadas para la construcción del potenciómetro y del conductímetro con los materiales propuestos, así como para las diferentes determinaciones con ellos realizadas. A continuación se detalla el análisis de cada uno de los aspectos evaluados.

Para la construcción del electrodo de referencia de  $\text{Cu}/\text{Cu}^{+2}$  se tomó como base el modelo presentado por Sevilla y Alfonso (5) con la modificación de colocar cemento plástico sobre la cera para dejar completamente sellado uno de los extremos del electrodo y así evitar el continuo goteo de la solución de sulfato de cobre, lo que prolongó la vida útil del electrodo a aproximadamente 1 semana. Como se mencionó en los resultados, se construyó un nuevo electrodo para cada uno de los experimentos realizados con el objeto de minimizar la variabilidad del potencial del electrodo de referencia aunque no se consideró necesaria la verificación constante del potencial ya que, de acuerdo al trabajo de Sevilla y Alfonso (5, Pg. 581), el modelo base utilizado para su construcción presenta un potencial constante, lo que se puede observar en los resultados por la estabilidad de la FEM en las lecturas de potencial obtenidas.

También se construyó el electrodo de  $\text{Sb}-\text{Sb}_2\text{O}_3$  de acuerdo a la referencia 5 (lo cual consistía en sumergir un tubo de carbono en antimonio fundido), ello no dio buen resultado debido a la dificultad de manipulación por la alta temperatura de fusión del antimonio ( $631^\circ\text{C}$ ) y porque al fundir se formaba una capa de óxidos en la superficie y al sumergir el tubo de carbono en éste no había buena adherencia lo que provocaba que al enfriar se despegara del tubo de carbono. Por lo anterior se procedió a construir el electrodo sensible al pH de acuerdo al procedimiento indicado en el anexo 4 el cual, como se verá más adelante, dio muy buenos resultados.

En la primera parte se determinaron los potenciales de reducción estándar ( $E^\circ$ ) de 6 semiceldas utilizando el potenciómetro construido. Como se puede observar en la Tabla 1 el valor de FEM obtenido en cada una de las mediciones con cada semicelda permaneció invariable hasta el segundo dígito después del punto, lo que produjo que la desviación estándar fuera igual a cero o a un valor muy pequeño. Al introducir estos valores en el estadístico de prueba, la *t* de student dio valores que obviamente se salen del rango crítico para *t* y rechazan la hipótesis propuesta de obtener  $E^\circ$  experimentales iguales a los reportados en la literatura (ver Tabla 10 inciso 1). La no variabilidad de los resultados era de esperarse ya que al realizar la medición de FEM el electrodo de referencia así como el de prueba se introducen en la solución del electrodo de prueba estableciéndose una diferencia de potencial indicada por el multímetro como la FEM, el multímetro impide el paso de corriente a través del circuito por lo cual no hay ninguna reacción y la FEM permanece constante. Debido a que estadísticamente es difícil comparar dos poblaciones sin

comparar su dispersión solamente se pudo determinar en qué porcentaje se desvía el valor experimental del reportado en la literatura lo cual se puede observar en la Tabla 11 inciso 1. Estos resultados muestran desviaciones pequeñas entre 3.1% y 5.9% para las semiceldas  $Zn/Zn^{+2}$ ,  $Pb/Pb^{+2}$ ,  $Fe^{+2}/Fe^{+3}$  y  $Ag/Ag^{+1}$ , lo que indica similitud con los valores de  $E^o$  reportados en la literatura, también son muy cercanos a los obtenidos por Sevilla III y Alfonso (5) los cuales utilizan un electrodo de referencia de  $Cu/Cu^{+2}$  como en este caso. Estas pequeñas diferencias con los valores teóricos pueden deberse a la calidad de los reactivos utilizados, pues las sales variaban entre 95% y 99.7% de pureza. También debe considerarse que, por conveniencia, se suele emplear en la ecuación de Nernst concentraciones molares en vez de las actividades de las especies reactivas, sin embargo esto es válido en soluciones muy diluidas; en soluciones concentradas el valor experimental puede desviarse del reportado, como ocurrió en la práctica. Además los  $E^o$  reportados utilizan como electrodo de referencia el electrodo de hidrógeno, en este caso se utilizó el electrodo de  $Cu/Cu^{+2}$  (0.1M) lo que influye en las actividades y por lo tanto en el resultado.

Sin embargo en el caso de las semiceldas  $Sn/Sn^{+2}$  y  $Cu/Cu^{+1}$  la desviación es muy grande (38.8% y 69.3% respectivamente) lo que indica que no hay similitud entre los valores experimentales y los reportados. En parte, esta diferencia puede deberse, en el caso de la semicelda  $Cu/Cu^{+1}$  a la inestabilidad y fácil oxidación del catión  $Cu^{+1}$ . Como se mencionó en los resultados, el  $CuCl$  presentó un color verde pálido antes de preparar la solución (lo que indica oxidación e hidratación pues es muy sensible a la luz y al aire), además ésta se preparó en medio ácido con  $HCl$  1F debido a que en medio acuoso neutro el  $CuCl$  es muy inestable y se oxida rápidamente, lo que produjo la formación del complejo  $[CuCl_2]^-$  (11) que disminuye la concentración activa del catión  $Cu^{+1}$  y disminuye el potencial de reducción (12). En el caso de la semicelda  $Sn/Sn^{+2}$  se observa también que el valor de  $E^o$  experimental es menor al reportado; lo que afectó en este caso es, probablemente, el uso del electrodo de referencia de  $Cu/Cu^{+2}$  en lugar del electrodo de referencia de hidrógeno.

También puede observarse en la Tabla 11 que las desviaciones de  $E^o$  para las 6 semiceldas no fueron valores de igual magnitud, ni afectaron solamente a los valores de  $E^o$  positivos o negativos, lo cual indica que no se trata de un error constante propio de la metodología, sino desviaciones de cada semicelda en particular.

A pesar de que los valores de  $E^o$  experimentales no coinciden en un 100% con los reportados, sí indican el orden (aunque no la magnitud) en el que las semiceldas tienen mayor o menor tendencia a la reducción; así, al ordenar en forma ascendente de potencial de reducción los valores experimentales tenemos que  $Zn/Zn^{+2} < Sn/Sn^{+2} < Pb/Pb^{+2} < Cu/Cu^{+1} < Fe^{+2}/Fe^{+3} < Ag/Ag^{+1}$  lo cual coincide totalmente con lo reportado.



En esta parte es importante hacer notar que el resultado obtenido al determinar el  $E^{\circ}$  de la semicelda  $\text{Ag}/\text{Ag}^{+1}$  utilizando un anillo de plata como fuente de plata es prácticamente el mismo que al utilizar el alambre de plata, con una desviación de sólo  $-2.6\%$  respecto del valor reportado.

Luego se procedió a medir la FEM de la celda electrodo de referencia- $\text{Fe}^{+2}/\text{Fe}^{+3}$  utilizando 7 diferentes relaciones de concentración de iones  $\text{Fe}^{+2}$  y  $\text{Fe}^{+3}$ . En el anexo 8 se puede ver que los valores de FEM en cada punto permanecieron casi invariables (al igual que en la primera parte) lo cual provocó que la desviación estándar de la pendiente obtenida al graficar  $\log(\text{Fe}^{+2}/\text{Fe}^{+3})$  vrs. FEM fuera muy pequeña, haciendo que el valor del estadístico de prueba cayera fuera de rango y la hipótesis planteada fuera rechazada (ver Tabla 10 inciso 2). En este caso nuevamente se procedió a obtener el % de desviación del valor experimental respecto del teórico. El resultado es de  $2.1\%$  de desviación (Tabla 11) lo que indica que sí hay similitud en la pendiente obtenida experimentalmente y la teórica. Además puede observarse en la Tabla 2 los datos de análisis de regresión lineal de las 7 curvas obtenidas que indican una buena linealidad observada tanto por el coeficiente de correlación  $R$  ( $> 0.998$ ) como por el factor de Exner (en todos los casos  $< 0.1$ ). Además la ordenada al origen de estas gráficas indican el valor de FEM a una relación equimolar de iones  $\text{Fe}^{+2}/\text{Fe}^{+3}$  (igual a  $-0.331$ ) y que da un valor de  $E^{\circ}$  de  $0.638$  V muy parecido al determinado en la primera parte ( $0.640$  V) así como al reportado por la literatura ( $0.68$  V).

Después se midió la FEM de la celda electrodo de referencia-electrodo sensible al pH a 7 diferentes valores de pH y luego se graficó pH vrs. FEM obteniéndose buenos resultados en el análisis de regresión lineal (Tabla 3) los cuales muestran el comportamiento lineal entre pH 2-12 indicado por los coeficientes de determinación  $R^2$  ( $> 0.995$ ) y factor de Exner ( $< 0.1$ ). Así mismo, el estadístico de prueba rechaza la hipótesis planteada (ver Tabla 10 inciso 3) indicando que la pendiente de esta curva no es igual a cero, sino como se esperaba similar al valor indicado en la ecuación de Nernst, obteniéndose un valor de  $0.0574$  el cual es sólo  $3.0\%$  menor al teórico.

La titulación potenciométrica de HCl con NaOH se realizó tanto con el potenciómetro construido como con el potenciómetro Fisher presentando en ambos casos el mismo comportamiento como se observa en las Gráficas 3 y 4: el aumento de la FEM al inicio de la titulación es muy lento, pero al acercarse al punto de equivalencia con pequeñas adiciones de NaOH se da un cambio brusco y luego el cambio vuelve a ser leve. La similitud en el comportamiento se confirma al comparar los ml de NaOH consumidos en cada titulación (Tabla 4). El estadístico de prueba confirma el resultado y la hipótesis propuesta es aceptada (Tabla 10 inciso 4) lo que indica que se obtiene el mismo resultado con ambos potenciómetros.

En la segunda parte del trabajo se procedió con la construcción del conductímetro (anexo 5) y luego se midió la conductancia de 5 soluciones de concentración 0.1 M tanto con el conductímetro construido como con el comercial WTW obteniéndose por análisis estadístico que los resultados obtenidos con ambos conductímetros no son iguales (ver Tabla 10 inciso 5) a excepción de la conductancia del ácido acético en el cual el estadístico de prueba si cae en el rango crítico aunque a simple vista estos parezcan ser los datos que menos concuerden. Además se calculó el % de desviación de la conductancia obtenida con el conductímetro construido respecto de la conductancia obtenida con el conductímetro comercial (ver Tabla 11 inciso 3) en la que se ve que a excepción del ácido monocloroacético (con una desviación de 2.6%) las demás soluciones presentan desviaciones muy grandes (que van de 12.5% a 21.0%) lo que indica que las mediciones de conductancia obtenidas con el conductímetro construido, aunque no están totalmente alejadas del valor de referencia, no son correctas. Esto puede deberse en parte a que en el conductímetro construido no se evita completamente la polarización de los electrodos (a pesar de utilizar el transformador de voltaje de corriente alterna), lo cual pudo notarse por la producción de gas en uno de los electrodos de carbono al medir la conductancia del ácido clorhídrico, monocloroacético y tricloroacético tal como se menciona en los resultados. Con el conductímetro comercial no se observó producción de gas ya que la polarización en la superficie de estos electrodos se evita incrementando el área superficial macroscópica mediante platinización.

Aunque los valores de conductancia con los 2 instrumentos no coinciden puede observarse (Tabla 6) que los valores obtenidos con el conductímetro construido presentan la tendencia esperada (al igual que con el conductímetro comercial), en donde la menor conductividad la presenta el ácido acético por tratarse de un ácido débil, parcialmente dissociado ( $pK_a = 4.74$ ) seguido del ácido monocloroacético que ve incrementada su acidez debido a la presencia de un Cl que tiene un efecto inductivo atractor de electrones lo que favorece su disociación. En el ácido Tricloroacético este efecto es aún más marcado ( $pK_a = 0.699$ ) lo que eleva su conductancia aún por encima del NaCl debido a que la conductancia iónica equivalente del ión  $H^+$  ( $\lambda^\circ = 349.8$ ) es mayor a la conductancia iónica equivalente del ión  $Na^+$  ( $\lambda^\circ = 50.1$ ). Así también se esperaba que la solución más conductora fuera la del HCl debido a que es un ácido fuerte cuyos iones  $H^+$  y  $Cl^-$  poseen una alta conductancia iónica ( $\lambda^\circ_{Cl^-} = 76.3$ ) mayor a la del  $Na^+$  y del anión acetato ( $\lambda^\circ_{acetato} = 40.9$ ).

Utilizando el conductímetro construido también se midió la conductancia de HCl a 7 diferentes concentraciones (ver anexo 12) y luego se graficó  $(HCl)^{0.5}$  vrs. corriente rechazándose la hipótesis planteada de que la pendiente de la curva es igual a cero (Tabla 10 inciso 6) y observándose en los resultados del análisis de regresión lineal (Tabla 7) que la gráfica presenta un

comportamiento lineal en las 7 concentraciones medidas manifestado por el coeficiente de determinación  $R^2$  ( $>0.993$ ) y por el factor de Exner ( $< 0.1$ ).

Por último se realizó la titulación de HCl con NaOH utilizando ambos conductímetros (comercial y construido), el resultado del comportamiento en estas titulaciones fue el esperado, en el cual la conductancia va disminuyendo linealmente conforme avanza la titulación debido a la neutralización de los iones altamente conductores  $H^+$  ( $\lambda^{\circ}_{H^+} = 349.8$ ) hasta acercarse al punto de equivalencia, luego de lo cual la conductancia vuelve a incrementar linealmente conforme se añade más base debido a la presencia de los iones altamente conductores  $OH^-$  ( $\lambda^{\circ}_{OH^-} = 198$ ) (ver Tabla 8 y Gráficas 6 y 7). Este comportamiento se observa en ambos conductímetros y se confirma al evaluar la relación de las pendientes de las curvas decreciente y creciente en las titulaciones, lo cual da valores bastante cercanos a los esperados de acuerdo a las conductancias iónicas de las especies involucradas ( $\lambda^{\circ}_{H^+}/\lambda^{\circ}_{OH^-} = 1.77$ ; conductímetro comercial = 1.71, conductímetro construido = 1.9). Se puede notar la linealidad de las curvas obtenidas (tanto decreciente como creciente) por los valores de coeficiente de determinación  $R^2$  obtenidos por análisis de regresión lineal (ver Tabla 8).

Al comparar los mL de NaOH consumidos con ambos conductímetros se puede observar que la diferencia es muy pequeña (ver Tabla 9), el estadístico de prueba obtenido ( $\sigma_c = 0.74$ ) es ligeramente menor al valor crítico (0.75) por lo que es posible aceptar la hipótesis planteada e indicar que los resultados obtenidos con ambos conductímetros coinciden.

## X. CONCLUSIONES

1. Es posible determinar los  $E^{\circ}$  de las semiceldas  $Zn/Zn^{+2}$ ,  $Pb/Pb^{+2}$ ,  $Fe^{+2}/Fe^{+3}$  y  $Ag/Ag^{+1}$  utilizando el potenciómetro construido con una desviación menor al 6% respecto de los  $E^{\circ}$  reportados.
2. No es posible determinar los  $E^{\circ}$  de las semiceldas  $Sn/Sn^{+2}$  y  $Cu/Cu^{+1}$  utilizando el potenciómetro construido.
3. Con los valores de  $E^{\circ}$  obtenidos con el potenciómetro construido es posible indicar en la mayor o menor tendencia a la reducción de las 6 semiceldas evaluadas.
4. La gráfica de  $\log [Fe^{+2}] / [Fe^{+3}]$  vs. FEM obtenida con el potenciómetro construido presenta un modelo lineal cuya pendiente concuerda con una desviación de 2.1% respecto a la indicada en la ecuación de Nernst.
5. Utilizando el electrodo de referencia acoplado al electrodo sensible al pH para la medición del mismo se obtiene una curva de calibración de comportamiento lineal entre pH 2 a pH 12.
6. Es posible realizar titulaciones ácido fuerte-base fuerte utilizando el electrodo de referencia  $Cu/Cu^{+2}$  acoplado al electrodo sensible al pH.
7. Con el modelo del electrodo sensible al pH propuesto, acoplado al electrodo de referencia  $Cu/Cu^{+2}$  se obtienen resultados tan buenos como los reportados en otros trabajos y los obtenidos con equipos de fabricación comercial.
8. Con el modelo del conductímetro construido no es posible determinar la conductancia equivalente de soluciones.
9. Es posible determinar en orden de conductividad las 5 soluciones analizadas utilizando el conductímetro construido.
10. La conductancia de 7 soluciones de HCl medida con el conductímetro construido presenta un comportamiento lineal al graficar  $(HCl)^{1/2}$  vs. corriente.
11. Es posible realizar titulaciones ácido fuerte-base fuerte utilizando el conductímetro construido.
12. El conductímetro construido es menos sensible a la variación de conductancia presentada por los iones  $H^{+}$  y  $OH^{-}$  que el conductímetro WTW.

## XI. RECOMENDACIONES

- En vista de que los resultados obtenidos tanto con el potenciómetro como con el conductímetro fueron muy satisfactorios, especialmente en las mediciones relativas como las titulaciones, se recomienda utilizar este trabajo como punto de partida para la realización de prácticas en diferentes cursos de la Facultad de Ciencias Químicas y Farmacia, como pueden ser Análisis Inorgánico, Química Inorgánica, Análisis Electrofotométrico y Electrónica, y así obtener mayor beneficio de los resultados dado el bajo costo y disponibilidad de los materiales utilizados.
- Para la construcción del electrodo sensible al pH ( $\text{Sb-Sb}_2\text{O}_3$ ) se recomienda utilizar el modelo propuesto en este trabajo, descrito en el anexo 4, el cual es bastante sencillo de construir y manipular y su sensibilidad es muy buena, lo que se puede ver en los resultados.

## XII. REFERENCIAS

1. Victoria L. "Construction and Evaluation of an Inexpensive Reference Electrode with Internal Electrolyte in Agar Matrix". USA: J. Chem. Ed. **67**(2):179-180, 1990.
2. Riyazuddin P. "Low Cost Reference Electrode for Potentiometry". USA: J. Chem. Ed. **71**(2):167, 1994.
3. Katz DA, Willis C. "Two Safe Student Conductivity Apparatus". USA: J. Chem. Ed. **71**(4):330-331, 1994.
4. Ahn MK, Reuland DJ, Chadd KD. "Electrochemical Measurements in General Chemistry Lab Using a Student-Constructed Ag-AgCl Reference Electrode". USA: J. Chem. Ed. **69**(1):75. 1992.
5. Sevilla III F, Alfonso RL, Andres RT. "The Electrician's Multimeter in the Chemistry Teaching Laboratory". USA: J. Chem. Ed. **70**(4):580-585, 1993.
6. Donoghue JT. Quantitative Chemistry: An Experimental Approach. USA: Bogden & Quigley Publishers, 1972. 136p. (p.56, 59, 62).
7. Mortimer CE. Química. 5ed. México: Grupo Editorial Iberoamérica, 1986. 768p. (p. 459, 473-476, 478, 485)
8. Nebergall, William; Schmidt, Frederic; Holtzclaw, Henry. General Chemistry. 4ta. ed. USA: D.C. Heath and Company, 1972. 865p. (p. 820)
9. Skoog, Douglas; West, Donald. Análisis Instrumental. 2da. Ed. México: Nueva Editorial Interamericana, 1984. 806p. (p. 544-545)
10. Willard H, Merrit L., Dean J & Settle F. Métodos Instrumentales de Análisis. México: Grupo Editorial Iberoamérica, 1991. 883p. (p. 734-736, 740-742).
11. Crow DR. Principles and Applications of Electrochemistry. 3º ed. USA: Chapman and Hall, 1988. 230p. (p. 46-52).
12. Weast RC. ed. CRC Handbook of Chemistry and Physics. Sección D. 65<sup>th</sup>. ed. USA: CRC Press, Inc., 1984. 168p.

### XIII. ANEXOS

Anexo 1Soluciones estándar para calibración de celdas de conductividad

g de KCl por 1 Kg de solución	K ( $10^{-3}$ x S / m) a	
	18°C	25°C
71.1352	0.97790	1.11287
7.41913	0.111612	0.128496
0.745263	0.0121992	0.0140807

Anexo 2Indicaciones para construir el electrodo de referencia Cu/Cu<sup>+2</sup>**Materiales**

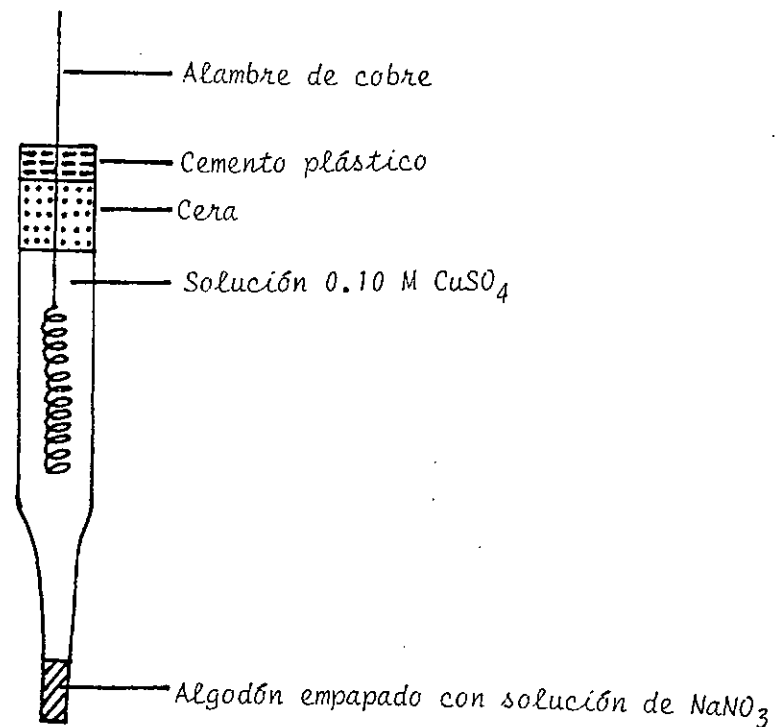
- 1 alambre de cobre (1.0 mm  $\varnothing$ ) de 20 cm de long.
- 1 tubo de vidrio de 8 cm long x 1 cm  $\varnothing$  interno  
(disminuido el diámetro hasta casi capilar en uno de los extremos)
- algodón
- 5 g de cera (de una candela)
- cemento plástico (Poxipol®)
- 25 mL de solución 0.10 M CuSO<sub>4</sub>
- 1 mL de solución saturada de NaNO<sub>3</sub>

**Procedimiento**

1. Empapar el algodón en la solución de NaNO<sub>3</sub> e introducirlo en el tubo de vidrio de manera que quede bien asegurado en el fondo de éste, en el extremo con menor diámetro (éste sirve como puente salino).
2. Calentar la cera en una cápsula de porcelana y cuando esté fundida introducir el extremo del tubo de vidrio del lado que contiene el algodón de manera que quede sellado. Dejar enfriar.
3. Por el extremo abierto del tubo de vidrio añadir la solución de CuSO<sub>4</sub> hasta aprox. 2 cm por debajo del borde del tubo.
4. Enrollar aprox. 10 cm del alambre de cobre de forma helicoidal e introducir este extremo en el tubo de vidrio sumergido en la solución. Asegurar el alambre (con cinta adhesiva) de manera tal que el alambre no se mueva.



5. Calentar nuevamente la cera y cuando esté fundida agregarla encima de la solución de  $\text{CuSO}_4$  hasta aprox. 0.5 cm del borde del tubo y esperar a que empiece a solidificar.
6. Preparar el cemento plástico según indicaciones del fabricante de manera que cuando la cera comience a solidificar se aplique por encima de ésta formando un sello en ese extremo del tubo. Dejar secar. El cemento plástico encima de la cera asegura el sellado de ese extremo del tubo de vidrio lo que evita el goteo de la solución y le da una vida más larga al electrodo.
7. Una vez solidificó el cemento plástico el electrodo está listo y se puede utilizar (ver figura), para ello se conecta el extremo del alambre de cobre del electrodo a la terminal positiva del multímetro. Antes de sumergir el electrodo en la solución de prueba se le quita el sello de cera de la parte inferior. Al terminar de usarlo se vuelve a sellar con cera, para ello se sumerge nuevamente en cera fundida. Con estos cuidados la vida del electrodo es de aprox. 1 semana.



Modelo del electrodo de referencia  $\text{Cu}/\text{Cu}^{+2}$

### Anexo 3

#### Indicaciones para la medición de la FEM

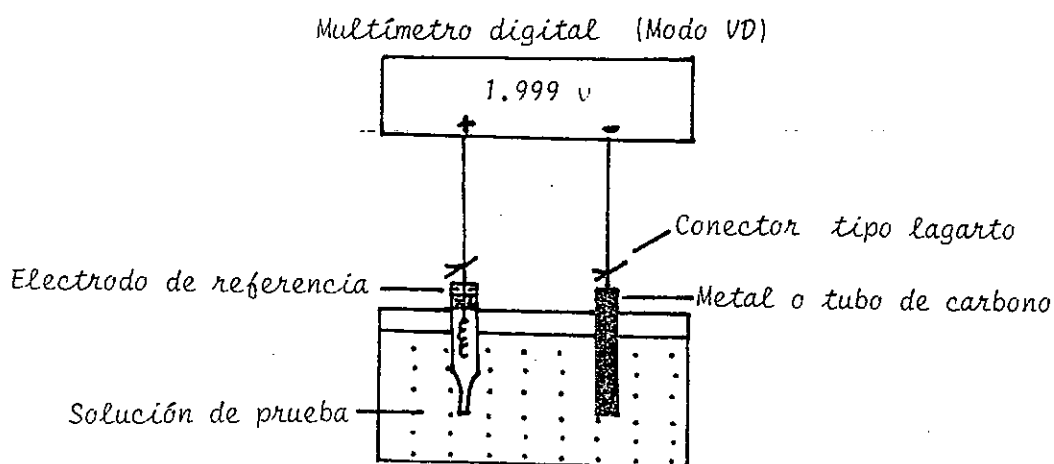
utilizando el electrodo de referencia Cu/Cu<sup>2+</sup> y la semicelda a evaluar

#### Materiales

- 1 multímetro digital de alta impedancia
- 1 electrodo de referencia Cu/Cu<sup>2+</sup> (anexo 2)
- 2 Uniones con conectores tipo lagarto
- 1 tubo de carbono: éste se obtiene de una batería usada, para ello se abre la batería y con cuidado se saca el tubo de carbono, se limpia bien con papel periódico y luego se lija para que la superficie del tubo quede bien pulida.
- Electrodo de prueba, puede ser:
  - a) El metal inmerso en una solución de su ión
  - b) Un tubo de carbono inmerso en la solución que contiene iones del metal en 2 estados de oxidación (ésto para el caso de la semicelda Fe<sup>2+</sup>/Fe<sup>3+</sup> –el tubo de carbono actúa como electrodo inerte–).

#### Procedimiento

1. En un beaker de 100 ml agregar la solución del electrodo de prueba (aprox. 50 ml).
2. Sumergir el electrodo de referencia y un extremo del metal (o del tubo de carbono) en la solución.
3. Utilizando los conectores tipo lagarto, conectar el alambre de cobre del electrodo de referencia a la terminal positiva del multímetro y el metal del electrodo de prueba a la terminal negativa, como en la siguiente figura:



4. Encender el multímetro y colocarlo en el modo de voltaje VC, esperar a que estabilice la lectura y anotar los valores de voltaje (FEM) observados.

## Anexo 4

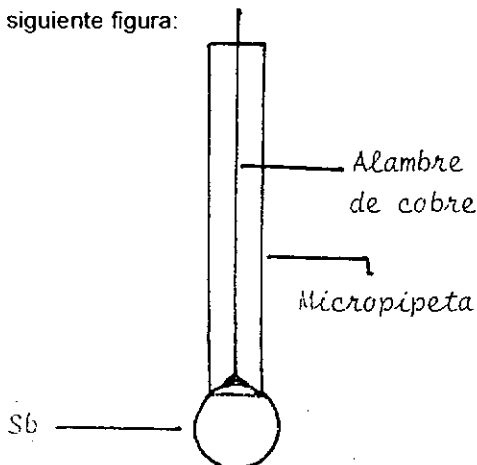
### Indicaciones para la construcción del electrodo sensible al pH

#### Materiales

- 1 g de Sb en polvo
- 1 tubo de ensayo de vidrio pyrex de 8 cm de long. X 0.8 cm ø
- 1 micropipeta Pasteur
- 15 cm de alambre de cobre
- cemento plástico (Poxipol®)
- 1 barreno con velocidad regulada con broca de 1/32 avo. De pulgada
- 1 mufia
- 1 cautín
- Estaño para soldaduras

#### Procedimiento

1. Agregar el Sb en el tubo de ensayo y colocarlo dentro de la mufia.
2. Llevar la mufia a una temperatura de 650°C (pto. de fusión del Sb: 631°C) durante 1 h.
3. Dejar enfriar lentamente la mufia hasta temperatura ambiente sin abrir la puerta (puede llevar varias horas).
4. Al estar a temperatura ambiente sacar el tubo de ensayo, se notará que el Sb metálico quedó fundido en el fondo del tubo de ensayo, en forma de esfera, con una capa superior de óxidos de antimonio de color amarillento y blanco.
5. Tomar el tubo de ensayo y con un martillo darle golpes suaves de manera que éste se quiebre y quede libre la esfera de Sb metálico.
6. Con el barreno, a una frecuencia baja, hacer una perforación de aprox. 0.5 cm en la esfera de Sb.
7. Soldar con estaño un extremo del alambre de cobre e introducirlo en el orificio de la esfera de Sb y soldarlo de manera que quede bien fijo (sostener con un aislante pues se calienta bastante).
8. Tomar la micropipeta Pasteur y quebrarle la punta de manera que sólo quede el cilindro de vidrio. Introducir el alambre de cobre en la micropipeta hasta que la esfera de Sb tope con uno de los extremos de la micropipeta como en la siguiente figura:



9. Preparar el cemento plástico según instrucciones del fabricante y aplicarlo alrededor de la unión micropipeta-Sb. Dejar secar.
10. Para realizar las mediciones de pH se siguen las indicaciones del anexo 3 utilizando como electrodo de prueba el electrodo sensible al pH y la solución de prueba es la solución a determinarle pH.

Nota: conforme se realiza la primera medición de pH se forma  $\text{Sb}_2\text{O}_3$  lo que se nota por el cambio de color del antimonio de brillante metálico a opaco.

## Anexo 5

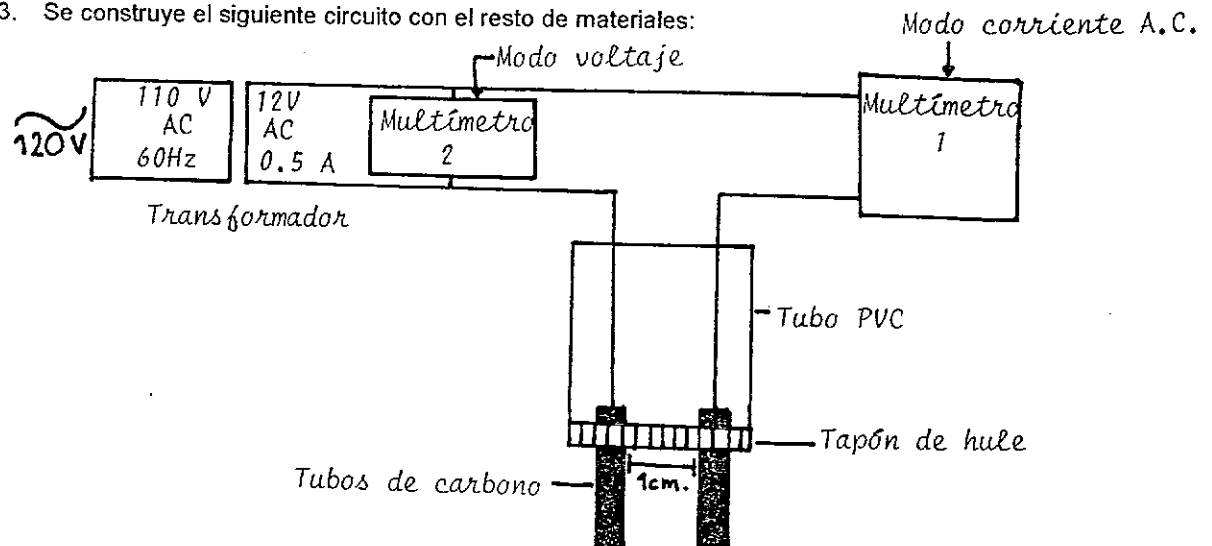
### Indicaciones para la construcción del conductímetro

#### Materiales

- 3 alambres de cobre de aprox. 45 cm de long.
- 2 tubos de carbono de 4.5 cm long. x 0.6 cm ø
- 1 tapón de hule con 2 agujeros para los tubos de carbono, situados a 1 cm de distancia
- 1 transformador de voltaje 110 V, 60 Hz a 12 V a.c., 0.5 A
- 2 multímetros digitales
- 1 tubo PVC de 20 cm long. x 1 pl. ø
- cemento plástico (Poxipol®)

#### Procedimiento

1. Se toman los tubos de carbono y se introducen en los orificios del tapón de hule de manera que sobresalgan aprox. 1 cm. Se suelda a cada uno de estos extremos un alambre de cobre o se conectan mediante conectores tipo lagarto (bien asegurados con cinta de aislar).
2. Se introduce el tapón de hule en el tubo PVC y se fija en uno de los extremos con cemento plástico alrededor de toda la unión.
3. Se construye el siguiente circuito con el resto de materiales:



4. Para realizar las mediciones se sumergen totalmente los tubos de carbono en la solución a evaluar, se coloca el multímetro 1 en modo de corriente (AC) y el multímetro 2 en modo de voltaje; se conecta el transformador y se toman lecturas simultáneas de voltaje y corriente del sistema.

## Anexo 6

## Hipótesis estadísticas

Hipótesis propuesta	Significado	Test	Valor crítico
1) Ho : El $E_{red}^o$ obtenido con el potenciómetro construido es igual al $E_{red}^o$ reportado por la literatura.	Evalúa si existe una diferencia significativa entre los métodos.	t student	$-3.182 \leq t \leq 3.182$ (n = 4)
2) Ho: La pendiente de la recta obtenida con el potenciómetro construido es igual a la pendiente indicada en la literatura (Ecuación de Nernst)	Evalúa si existe una diferencia significativa entre los métodos	t student	$-2.571 \leq t \leq 2.571$ (n = 7)
3) Ho: La pendiente de la curva de FEM vs. pH es igual a cero	Evalúa si la curva presenta un modelo lineal	t student	$-2.571 \leq t \leq 2.571$ (n = 7)
4) Ho: El resultado obtenido en una valoración potenciométrica utilizando el potenciómetro comercial y el construido es el mismo	Evalúa si existe diferencia significativa entre los métodos o son equivalentes	coeficiente de correlación interclase	$\sigma_c \geq 0.75$ (n = 8)
5) Ho : La conductancia obtenida con el conductímetro construido es igual la conductancia obtenida con el conductímetro comercial	Evalúa si existe una diferencia significativa entre los métodos o son equivalentes	coeficiente de correlación interclase	$\sigma_c \geq 0.75$ (n = 8)
6) Ho: La pendiente de la curva de conductancia vs. $\sqrt{\text{conc.}}$ es igual a cero	Evalúa si la curva presenta un modelo lineal	t student	$-2.571 \leq t \leq 2.571$ (n = 7)
7) Ho: El resultado obtenido en una valoración conductimétrica utilizando el conductímetro comercial y el construido es el mismo	Evalúa si existe diferencia significativa entre los métodos o son equivalentes	coeficiente de correlación interclase	$\sigma_c \geq 0.75$ (n = 8)

Nota: Todos los t críticos son con un  $\alpha = 0.05$

### Anexo 7

Determinación del potencial de reducción de la semicelda Ag/Ag<sup>+</sup> utilizando como fuente de Ag un anillo de plata

Semicelda M/M <sup>+</sup> (0.1M)	FEM (V) <sup>1</sup>	E (0.1M) (V) <sup>2</sup>	E <sup>o</sup> <sub>exp.</sub> (V) <sup>3</sup>	E <sup>o</sup> <sub>reportado</sub> (V)	E <sup>o</sup> <sub>reportado</sub> - E <sup>o</sup> <sub>exp.</sub> (V)
Ag/Ag <sup>+</sup>	-0.398	Período de estabilización de la lectura, aprox. 35 seg. luego de lo cual permaneció constante en -0.412 V.			
	-0.399				
	-0.400				
	-0.403				
	-0.404				
	-0.405				
	-0.410				
	-0.409				
	-0.411				
	-0.411				
	-0.411				
	-0.412				
	-0.412				
	-0.412				
-0.412					
		0.719	0.778	0.799	0.021
		0.719	0.778	0.799	0.021
		0.719	0.778	0.799	0.021
		0.719	0.778	0.799	0.021
				Promedio =	0.021
				Des. Std. =	0
				%Desviación =	-2.6

<sup>1</sup> Lecturas de FEM obtenidas con el potenciómetro construido en el sistema Cu|Cu<sup>2+</sup> (0.1M) || M<sup>+</sup>(0.1M)|M<sup>o</sup> (T=25°C)

<sup>2</sup> E (0.1M) = E<sub>ref</sub> - FEM (E<sub>ref</sub> = 0.307V ; Cu/Cu<sup>2+</sup> (0.1M))

<sup>3</sup> E<sup>o</sup> = E (0.1M) + ( 0.05916/n x log [M<sup>o</sup>/M<sup>+</sup>] )

### Anexo 8

Variación de la FEM con la concentración de iones  $\text{Fe}^{+2}$  -  $\text{Fe}^{+3}$

$\frac{[\text{Fe}^{+2}]}{[\text{Fe}^{+3}]}$ [M] / [M]	FEM (V)						
	1°	2°	3°	4°	5°	6°	7°
0.10/0.01 = 10	-0.272	-0.272	-0.272	-0.272	-0.273	-0.272	-0.272
0.10/0.02 = 5	-0.290	-0.290	-0.290	-0.290	-0.290	-0.291	-0.290
0.10/0.05 = 2	-0.314	-0.314	-0.314	-0.314	-0.314	-0.314	-0.314
0.10/0.10 = 1	-0.333	-0.333	-0.333	-0.333	-0.333	-0.333	-0.333
0.05/0.10 = 0.5	-0.353	-0.352	-0.353	-0.353	-0.352	-0.352	-0.353
0.02/0.10 = 0.2	-0.369	-0.369	-0.369	-0.368	-0.369	-0.369	-0.368
0.01/0.10 = 0.1	-0.389	-0.389	-0.388	-0.388	-0.389	-0.389	-0.388

### Anexo 9

Variación de la FEM a diferentes valores de pH  
utilizando el electrodo de  $\text{Sb-Sb}_2\text{O}_3$

pH <sup>1</sup>	FEM (V)						
	1°	2°	3°	4°	5°	6°	7°
2	0.194	0.194	0.194	0.194	0.194	0.193	0.193
3	0.237	0.237	0.237	0.236	0.236	0.236	0.236
4	0.296	0.296	0.296	0.296	0.296	0.296	0.296
7	0.469	0.469	0.470	0.470	0.470	0.470	0.470
9	0.567	0.567	0.568	0.568	0.568	0.568	0.568
10	0.626	0.626	0.626	0.625	0.625	0.624	0.624
12	0.779	0.780	0.780	0.780	0.780	0.780	0.780

<sup>1</sup> Se utilizaron soluciones buffer con los valores de pH indicados.



Anexo 10  
 Titulación de 50 mL HCl 0.0098 M con NaOH 0.0747 M utilizando el potenciómetro construido

1		2		3		4					
mL NaOH	Voltaje	f" (x)	mL NaOH	Voltaje	f" (x)	mL NaOH	Voltaje	f" (x)	mL NaOH	Voltaje	f" (x)
1.00	0.174		0.50	0.194		1.00	0.190		1.00	0.188	
2.05	0.178	-0.00069	1.00	0.194	0	2.00	0.191	0.001	2.00	0.190	-0.001
3.00	0.181	0.000842	1.50	0.194	0	3.00	0.193	0.001	3.00	0.191	0.002
4.00	0.185	0.004	2.00	0.194	0.001	4.00	0.196	0.002	4.00	0.194	0.002
5.00	0.193	0.008	3.00	0.195	0.002	5.00	0.201	0.002	5.00	0.199	0.006
5.50	0.199	0.007934	4.00	0.198	0.002	5.50	0.204	0.016	5.50	0.203	0.016
6.05	0.208	0.113131	5.00	0.203	0.006	6.00	0.211	0.08	6.00	0.211	0.07
6.20	0.213	0.166667	5.50	0.207	0.012	6.20	0.217	0.075	6.20	0.217	0.025
6.30	0.218	0.1	6.00	0.214	0.08	6.40	0.226	0.075	6.40	0.224	0.325
6.40	0.224	3.56E-15	6.20	0.220	1.35E-15	6.60	0.238	1.6	6.60	0.244	2.4
6.55	0.233	1.6	6.30	0.223	0.12	6.65	0.245	2.4	6.65	0.255	5.6
6.60	0.240	1.2	6.55	0.238	1.6	6.70	0.258	7.6	6.70	0.280	1.6
6.65	0.250	4	6.60	0.245	1.6	6.75	0.290	14.4	6.80	0.346	38.8
6.70	0.270	8	6.65	0.256	5.2	6.80	0.358	30	6.85	0.476	-25.6
6.75	0.310	4.4	6.70	0.280	14.4	6.85	0.501	-24.3	6.90	0.542	-19.2
6.80	0.361	6.2	6.75	0.340	2	6.95	0.544	-1.8	6.95	0.560	-2.4
6.90	0.525	-22.4	6.85	0.480	-3.2	7.00	0.561	-1.6	7.05	0.572	-0.04444
6.95	0.551	-4.4	6.90	0.542	-18.4	7.10	0.579	-0.525	7.20	0.589	-0.21667
7.00	0.566	-2	6.95	0.558	-1.3	7.30	0.594	-0.15	7.40	0.603	-0.125
7.05	0.576	-1.2	7.05	0.577	-1	7.50	0.603	-0.026	7.60	0.612	-0.05
7.10	0.583	-0.24444	7.10	0.584	-0.8	8.00	0.619	-0.024	8.00	0.622	-0.018
7.40	0.603	-0.22222	7.20	0.590	0.05	8.50	0.629	-0.016	8.50	0.630	-0.008
7.55	0.608	-0.00988	7.40	0.604	-0.5	9.00	0.635	-0.004	9.00	0.636	-0.004
8.00	0.621	-0.02178	7.50	0.606	0.024	9.50	0.640	-0.004	9.50	0.641	-0.004
8.50	0.630	-0.008	8.00	0.622	-0.036	10.00	0.644	-0.004	10.00	0.645	-0.004
9.00	0.637	-0.008	8.50	0.629	-0.012	10.50	0.647	0	10.50	0.648	0
9.50	0.642	-0.004	9.00	0.633	0.016	11.00	0.650		11.00	0.651	
10.00	0.646	-0.008	9.50	0.641	-0.02						
10.50	0.648	0.012	10.00	0.644	0.004						
11.00	0.653		10.50	0.648	-0.004						
			11.00	0.651							

Continuación Anexo 10  
 Titulación de 50 mL HCl 0.0098 M con NaOH 0.0747 M utilizando el potenciómetro construido

5			6			7			8		
mL NaOH	Voltaje	f' (x)	mL NaOH	Voltaje	f' (x)	mL NaOH	Voltaje	f' (x)	mL NaOH	Voltaje	f' (x)
1.00	0.188		1.00	0.197		1.00	0.187		1.00	0.196	
2.00	0.189	0.001	2.00	0.197	0.001	2.00	0.189	0	2.00	0.196	0.001
3.00	0.191	0.001	3.00	0.198	0.001	3.00	0.191	0.001	3.00	0.197	0.001
4.00	0.194	0.001	4.00	0.200	0.002	4.00	0.194	0.002	4.00	0.199	0.002
5.00	0.198	0.012	5.00	0.204	0.004	5.00	0.199	0.006	5.00	0.203	0.008
5.50	0.203	0.012	5.50	0.207	0.02	5.50	0.203	0.016	5.50	0.207	0.016
6.00	0.211	0.045	6.00	0.215	0.045	6.00	0.211	0.045	6.00	0.215	-0.03
6.20	0.216	0.075	6.20	0.220	0.05	6.20	0.216	0.05	6.20	0.217	0.1
6.40	0.224	0.15	6.40	0.227	0.1	6.40	0.223	0.15	6.40	0.223	0.25
6.60	0.238	1.3	6.60	0.238	4.1	6.60	0.236	1.5	6.60	0.239	1.2
6.70	0.258	8	6.65	0.251	2.4	6.65	0.243	5E-14	6.65	0.246	1.6
6.75	0.288	13.6	6.70	0.270	0.4	6.70	0.250	5.6	6.70	0.257	0.4
6.80	0.352	33.6	6.75	0.290	11.2	6.75	0.271	23.2	6.80	0.283	9.6
6.85	0.500	-41.2	6.80	0.338	-8.8	6.80	0.350	-22	6.85	0.320	5.2
6.90	0.545	-14.4	6.85	0.364	-1.6E-13	6.85	0.374	8.8	6.90	0.370	8
6.95	0.554	-4.4E-14	6.90	0.390	3.1	6.95	0.510	-11.2	6.95	0.440	8.8
7.00	0.563	-0.21111	7.00	0.473	-0.6	7.00	0.550	-3.2	7.00	0.532	-28.8
7.30	0.598	-0.38333	7.10	0.550	-2.95	7.20	0.582	-0.35	7.05	0.552	-2.8
7.50	0.606	-0.02	7.30	0.586	-0.7	7.40	0.600	-0.4	7.10	0.565	-1.1
8.00	0.621	-0.024	7.50	0.594	-0.004	7.50	0.605	-0.04	7.20	0.580	-0.375
8.50	0.630	-0.008	8.00	0.613	-0.036	8.00	0.620	-0.02	7.40	0.595	-0.18889
9.00	0.637	-0.012	8.50	0.623	-0.016	8.50	0.630	-0.016	7.55	0.602	-0.02469
9.50	0.641	0.004	9.00	0.629	-0.004	9.00	0.636	-0.004	8.00	0.618	-0.03111
10.00	0.646	-0.008	9.50	0.634	-0.004	9.50	0.641	0	8.50	0.628	-0.012
10.50	0.649	-0.004	10.00	0.638	-0.004	10.00	0.646	-0.008	9.00	0.635	-0.004
11.00	0.651		10.50	0.641	0	10.50	0.649	0	9.50	0.641	-0.004
			11.00	0.644		11.00	0.652		10.00	0.646	-0.008
									10.50	0.649	0
									11.00	0.652	

Anexo 11  
 Titulación de 50 mL HCl 0.0098 M con NaOH 0.0747 M utilizando el potenciómetro Fisher

1		2		3		4	
mL NaOH	Voltaje	mL NaOH	Voltaje	mL NaOH	Voltaje	mL NaOH	Voltaje
1.00	2.35	1.00	2.40	1.00	2.40	1.00	2.40
2.00	2.40	2.00	2.45	2.00	2.45	2.00	2.45
3.00	2.45	3.00	2.50	3.00	2.55	3.00	2.50
4.00	2.60	4.00	2.60	4.00	2.65	4.00	2.60
5.00	2.75	5.00	2.80	5.00	2.75	5.00	2.75
5.50	2.90	5.50	2.95	5.50	2.90	5.50	2.90
6.00	3.15	6.00	3.10	6.00	3.15	6.00	3.10
6.20	3.25	6.20	3.25	6.20	3.30	6.20	3.25
6.40	3.45	6.40	3.55	6.40	3.65	6.40	3.50
6.60	4.20	6.60	4.15	6.60	4.40	6.60	4.10
6.65	4.50	6.65	4.60	6.65	4.70	6.70	4.50
6.70	4.90	6.70	5.10	6.70	5.05	6.75	4.90
6.80	5.80	6.75	5.60	6.75	5.40	6.85	5.80
6.85	6.35	6.80	6.20	6.80	5.80	6.90	6.35
6.90	6.98	6.85	6.85	6.85	6.25	6.95	6.90
7.00	8.75	6.90	7.60	6.90	6.75	7.00	7.50
7.05	9.10	6.95	8.65	7.00	7.80	7.15	9.00
7.10	9.35	7.00	9.10	7.05	8.40	7.30	9.55
7.15	9.55	7.10	9.50	7.10	8.85	7.50	9.85
7.20	9.65	7.30	9.80	7.15	9.15	8.00	10.30
7.30	9.75	7.50	10.05	7.20	9.30	8.50	10.55
7.35	9.85	8.00	10.40	7.50	9.80	9.00	10.70
7.40	9.95	8.50	10.65	8.00	10.30	9.50	10.80
7.50	10.10	9.00	10.75	8.50	10.55	10.00	10.90
8.00	10.45	9.50	10.85	9.00	10.70	10.50	10.95
8.50	10.65	10.00	10.95	9.50	10.80	11.00	11.05
9.00	10.75	10.50	11.00	10.00	10.90		
9.50	10.85	11.00	11.05	10.50	10.95		
10.00	10.95			11.00	11.05		
10.50	11.00						
11.00	11.05						

Continuación Anexo 11  
 Titulación de 50 mL HCl 0.0098 M con NaOH 0.0747 M utilizando el potenciómetro Fisher

5			6			7			8		
mL NaOH	Voltaje	f" (x)	mL NaOH	Voltaje	f" (x)	mL NaOH	Voltaje	f" (x)	mL NaOH	Voltaje	f" (x)
1.00	2.40		1.00	2.45		1.00	2.45		2.05	2.40	
2.00	2.45	-4.4E-16	2.00	2.50	0	2.00	2.45	0.05	3.00	2.48	0.035789
3.00	2.50	0.05	3.00	2.55	4.44E-16	3.00	2.50	0.05	4.00	2.60	-0.02
4.00	2.60	0.05	4.00	2.60	0.1	4.00	2.60	0	5.00	2.70	0.4
5.00	2.75	0.3	5.00	2.75	0.3	5.00	2.70	0.4	5.50	2.85	0
5.50	2.90	0.2	5.50	2.90	0.2	5.50	2.85	0.2	6.00	3.00	1
6.00	3.10	1.75	6.00	3.10	1.75	6.00	3.05	4.25	6.20	3.10	1.666667
6.20	3.25	5	6.20	3.25	1.25	6.20	3.30	8.75	6.50	3.40	6.666667
6.40	3.60	11.25	6.40	3.45	15	6.40	3.90	8.88889	6.65	3.70	30
6.60	4.40	40	6.60	4.25	100	6.70	5.60	186.6667	6.75	4.20	30.61224
6.65	4.70	40	6.65	4.70	20	6.75	6.35	440	6.82	4.70	59.15179
6.70	5.10	3.55E-13	6.70	5.20	0	6.80	8.20	-285	6.90	5.65	2.5
6.75	5.50	0	6.75	5.70	20	6.90	9.05	-50	6.95	6.25	20
6.80	5.90	20	6.80	6.25	20	6.95	9.35	-40	7.00	6.90	240
6.85	6.35	15	6.85	6.85	5	7.00	9.55	-10	7.05	8.15	-140
6.95	7.40	70	6.95	8.10	30	7.10	9.85	-7.5	7.10	9.05	-200
7.00	8.10	7.11E-13	7.00	8.80	-140	7.30	10.15	-3.75	7.15	9.45	-100
7.05	8.80	-140	7.05	9.15	-18.4	7.50	10.30	-0.5	7.20	9.60	-15
7.10	9.15	-22.5	7.30	9.75	-5.75	8.00	10.55	-0.4	7.30	9.75	10
7.30	9.65	-6.25	7.50	10.00	-0.7	8.50	10.70	-0.2	7.35	9.85	-10
7.50	9.90	-0.7	8.00	10.45	-1	9.00	10.80	-7.1E-15	7.45	9.95	20
8.00	10.35	-0.8	8.50	10.65	-0.4	9.50	10.90	-0.2	7.50	10.05	-5
8.50	10.60	-0.6	9.00	10.75	-0.03306	10.00	10.95	7.11E-15	7.60	10.20	-2.1875
9.00	10.70	0.2	9.55	10.85	0.089787	10.50	11.00	0	8.00	10.45	-0.45
9.50	10.85	-0.4	10.00	10.95	-0.24444	11.00	11.05		8.50	10.65	-0.2
10.00	10.90	-7.1E-15	10.50	11.00	0				9.00	10.80	-0.2
10.50	10.95	0.2	11.00	11.05					9.50	10.90	0
11.00	11.05								10.00	11.00	-0.2
									10.50	11.05	-7.1E-15
									11.00	11.10	

Variación de la conductancia con la concentración de HCl utilizando el conductímetro construido

[HCl] (M)	Corriente (A)						
	1°	2°	3°	4°	5°	6°	7°
0.000967	0.010	0.010	0.011	0.011	0.011	0.010	0.010
0.002420	0.039	0.040	0.039	0.039	0.039	0.039	0.039
0.004835	0.078	0.077	0.078	0.077	0.076	0.078	0.079
0.009670	0.177	0.080	0.089	0.089	0.188	0.187	0.189
0.024170	0.369	0.379	0.378	0.379	0.380	0.460	0.388
0.048350	0.654	0.660	0.659	0.665	0.668	0.669	0.667
0.096700	0.980	0.983	0.987	0.988	0.989	0.986	0.987

Anexo 13

Titulación conductimétrica de 100 mL HCl 0.0103 M con NaOH 0.1076 M utilizando el conductímetro comercial WTW

1		2		3		4		5		6		7		8	
mL NaOH	mS/cm	mL NaOH	mS/cm	mL NaOH	mS/cm	mL NaOH	mS/cm	mL NaOH	mS/cm	mL NaOH	mS/cm	mL NaOH	mS/cm	mL NaOH	mS/cm
0.00	3.72	1.00	3.70	0.00	3.72	0.00	3.73	0.00	3.73	0.00	3.71	0.00	3.73	0.00	3.73
1.00	3.40	2.00	3.37	1.00	3.40	1.05	3.40	1.00	3.39	1.00	3.37	1.00	3.41	1.00	3.40
2.00	3.07	3.00	3.07	2.00	3.08	2.00	3.10	2.00	3.09	2.00	3.07	2.00	3.08	2.00	3.09
3.50	2.61	4.00	2.75	3.00	2.77	3.00	2.78	3.00	2.77	3.00	2.77	3.00	2.78	3.00	2.78
4.00	2.46	5.00	2.47	4.00	2.46	4.00	2.47	4.00	2.47	4.00	2.46	4.00	2.47	4.00	2.48
5.00	2.17	6.00	2.16	5.00	2.16	5.05	2.16	5.00	2.16	5.00	2.17	5.00	2.17	5.00	2.18
6.00	1.88	7.00	1.88	6.00	1.89	6.00	1.90	6.00	1.88	6.00	1.88	6.00	1.90	6.00	1.89
7.00	1.60	8.00	1.60	7.00	1.59	7.05	1.58	7.00	1.60	7.00	1.60	7.00	1.61	7.00	1.62
8.00	1.32	9.00	1.32	8.00	1.32	8.00	1.33	8.00	1.32	8.00	1.33	8.00	1.32	8.00	1.33
9.00	1.07	9.20	1.05	9.05	1.04	9.00	1.04	9.00	1.06	9.00	1.05	9.00	1.07	9.00	1.06
9.20	1.00	9.30	1.01	9.20	1.01	9.20	1.00	9.20	1.00	9.20	1.00	9.20	1.00	9.20	1.00
9.35	0.96	9.40	0.98	9.30	0.98	9.30	0.98	9.30	0.98	9.30	0.98	9.30	0.98	9.30	0.98
9.40	0.97	9.50	0.97	9.40	0.97	9.40	0.97	9.40	0.97	9.40	0.97	9.40	0.97	9.40	0.97
9.50	0.98	9.70	1.01	9.50	0.98	9.50	0.98	9.50	0.98	9.50	0.98	9.50	0.98	9.50	0.98
9.70	1.01	10.00	1.07	9.70	1.00	9.70	1.01	9.70	1.00	9.70	1.01	9.70	1.00	9.70	1.01
10.00	1.06	10.50	1.15	10.00	1.07	10.00	1.05	10.00	1.04	10.00	1.06	10.00	1.07	10.00	1.06
10.50	1.16	11.00	1.25	10.50	1.15	10.50	1.15	10.50	1.13	10.50	1.15	10.50	1.05	10.50	1.15
11.00	1.25	12.00	1.44	11.00	1.24	11.00	1.23	11.05	1.24	11.00	1.24	11.00	1.25	11.00	1.24
12.00	1.44	13.00	1.62	12.00	1.41	12.00	1.42	12.00	1.41	12.00	1.43	12.00	1.42	12.00	1.43
13.00	1.63	14.00	1.79	13.00	1.59	13.00	1.59	13.00	1.59	13.00	1.60	13.00	1.61	13.00	1.61
14.00	1.80	15.00	1.97	14.00	1.77	14.00	1.77	14.00	1.76	14.00	1.79	14.00	1.79	14.00	1.78
15.00	1.97	16.00	2.14	15.00	1.95	15.00	1.95	15.00	1.93	15.00	1.95	15.00	1.96	15.00	1.96
16.00	2.15	18.00	2.47	16.00	2.12	16.00	2.11	16.00	2.10	16.00	2.12	16.00	2.13	16.00	2.14
18.00	2.48	20.00	2.79	18.00	2.45	18.00	2.44	18.00	2.44	18.00	2.46	18.00	2.47	18.00	2.47
20.00	2.81			20.00	2.77	20.00	2.77	20.00	2.77	20.00	2.48	20.00	2.79	20.00	2.78

Anexo 14

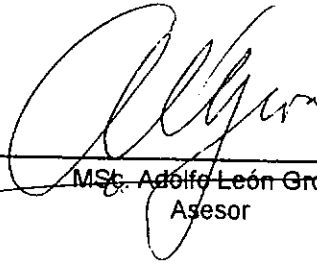
Titulación conductimétrica de 100 mL HCl 0.0103 M con NaOH 0.1076 M utilizando el conductímetro construido

1		2		3		4		5		6		7		8	
mL NaOH	corriente (A)	mL NaOH	corriente (A)	mL NaOH	corriente (A)	mL NaOH	corriente (A)	mL NaOH	corriente (A)	mL NaOH	corriente (A)	mL NaOH	corriente (A)	mL NaOH	corriente (A)
0.00	0.188	0.00	0.220	0.00	0.212	0.00	0.213	0.00	0.209	0.00	0.218	0.00	0.219	0.00	0.215
1.00	0.173	1.00	0.206	1.00	0.190	1.00	0.193	1.00	0.192	1.00	0.207	1.00	0.203	1.00	0.204
2.00	0.159	2.00	0.185	2.00	0.178	2.00	0.180	2.00	0.176	2.00	0.180	2.00	0.184	2.00	0.183
3.00	0.146	3.00	0.172	3.00	0.163	3.00	0.163	3.00	0.161	3.00	0.177	3.00	0.168	3.00	0.168
4.00	0.134	4.00	0.156	4.00	0.144	4.00	0.145	4.00	0.146	4.00	0.160	4.00	0.154	4.00	0.153
5.00	0.121	5.00	0.140	5.00	0.130	5.00	0.131	5.00	0.133	5.00	0.144	5.00	0.138	5.00	0.136
6.00	0.109	6.00	0.126	6.00	0.115	6.00	0.116	6.00	0.116	6.00	0.128	6.00	0.123	6.00	0.121
7.00	0.096	7.00	0.111	7.00	0.100	7.00	0.111	7.00	0.100	7.00	0.111	7.00	0.106	7.00	0.105
8.00	0.083	8.00	0.094	8.00	0.085	8.00	0.087	8.00	0.083	8.00	0.095	8.00	0.090	8.00	0.090
9.00	0.069	9.00	0.078	9.00	0.070	9.00	0.071	9.00	0.068	9.00	0.077	9.00	0.074	9.00	0.072
9.20	0.066	9.20	0.075	9.20	0.069	9.20	0.067	9.20	0.065	9.20	0.074	9.20	0.070	9.20	0.069
9.40	0.065	9.35	0.074	9.40	0.066	9.40	0.068	9.40	0.065	9.40	0.073	9.40	0.069	9.40	0.067
9.50	0.066	9.45	0.075	9.50	0.068	9.50	0.069	9.50	0.064	9.50	0.074	9.50	0.070	9.55	0.068
9.70	0.068	9.55	0.077	9.70	0.072	9.70	0.071	9.70	0.067	9.70	0.076	9.70	0.072	9.70	0.070
10.00	0.072	9.80	0.080	10.00	0.075	10.00	0.075	10.00	0.071	10.00	0.080	10.00	0.076	10.00	0.072
10.50	0.078	10.05	0.083	10.50	0.083	10.50	0.080	10.50	0.078	10.50	0.087	10.50	0.081	10.50	0.079
11.00	0.084	10.50	0.090	11.00	0.089	11.05	0.087	11.00	0.084	11.00	0.093	11.00	0.087	11.00	0.083
12.00	0.097	11.00	0.097	12.00	0.099	12.00	0.097	12.00	0.097	12.00	0.106	12.00	0.099	12.00	0.099
13.00	0.108	12.00	0.111	13.00	0.112	13.00	0.107	13.00	0.108	13.00	0.118	13.00	0.110	13.00	0.106
14.00	0.121	13.00	0.124	14.00	0.122	14.00	0.119	14.00	0.119	14.00	0.129	14.00	0.121	14.00	0.115
15.00	0.133	14.00	0.135	15.00	0.133	15.00	0.130	15.00	0.129	15.00	0.141	15.00	0.132	15.00	0.124
16.00	0.144	15.00	0.147	16.00	0.140	16.00	0.141	16.00	0.142	16.00	0.151	16.00	0.143	16.00	0.137
18.00	0.167	16.00	0.159	18.00	0.162	18.00	0.155	18.00	0.166	18.00	0.172	18.00	0.165	18.00	0.158
20.00	0.188	18.00	0.170	20.00	0.190	20.00	0.178	20.00	0.180	20.00	0.191	20.00	0.182	20.00	0.178
		20.00	0.201												



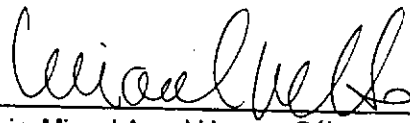
---

Br. Idolly Nefertiti Carranza Forkel  
Autor



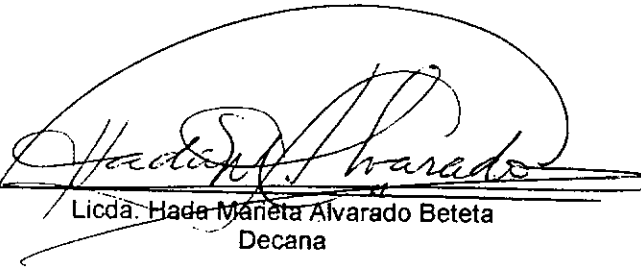
---

MSc. Adolfo León Gross  
Asesor



---

Lic. Miguel Angel Herrera Gálvez  
Director en funciones



---

Licda. Hada Marieta Alvarado Beteta  
Decana