



**UNIVERSIDAD NACIONAL  
AUTÓNOMA DE MÉXICO**

**FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES  
CUAUTITLÁN**



## FALLA DE ORIGEN

**ELABORACION DE UN ELECTRODO  
INDICADOR DE PLATA, ALTERNATIVO  
AL ELECTRODO COMERCIAL**

**T E S I S**

**QUE PARA OBTENER EL TITULO DE:**

**INGENIERO QUIMICO**

**P R E S E N T A :**

**JCSE ANGEL HERNANDEZ OSUNA**

**ASESOR: Q.F.B. JOSE DE JESUS PEREZ SAAVEDRA**



Universidad Nacional  
Autónoma de México



## **UNAM – Dirección General de Bibliotecas Tesis Digitales Restricciones de uso**

### **DERECHOS RESERVADOS © PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL**

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

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



UNIVERSIDAD NACIONAL  
AVENIDA DE  
MEXICO

FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLAN  
UNIDAD DE LA ADMINISTRACION ESCOLAR  
DEPARTAMENTO DE EXAMENES PROFESIONALES S. A. M.

FACULTAD DE ESTUDIOS  
SUPERIORES CUAUTITLAN

ASUNTO: VOTOS APROBATORIOS



Departamento de  
Exámenes Profesionales

DR. JAIME KELLER TORRES  
DIRECTOR DE LA FES-CUAUTITLAN  
P R E S E N T E .

AT'N: Ing. Rafael Rodríguez Ceballos  
Jefe del Departamento de Exámenes  
Profesionales de la F.E.S. - C.

Con base en el art. 28 del Reglamento General de Exámenes, nos permitimos comunicar a usted que revisamos la TESIS TITULADA:

Elaboración de un Electrodo Indicador de Plata, Alternativo  
al Electrodo Comercial.

que presenta el pasante: José Ansel Hernández Osuna  
con número de cuenta: 7663494-5 para obtener el TITULO de:  
Ingeniero Químico.

Considerando que dicha tesis reúne los requisitos necesarios para ser discutida en el EXAMEN PROFESIONAL correspondiente, otorgamos nuestro VOTO APROBATORIO.

A T E N T A M E N T E .  
"POR MI RAZA HABLARA EL ESPIRITU"  
Cuautitlán Izcalli, Edo. de Méx., a 7 de marzo de 1994.

PRESIDENTE M. en C. M. Guadalupe Pérez Caballero

VOCAL Q.F.B. José de Jesús Pérez Saavedra

SECRETARIO I. Q. José Franco Pérez Arévalo

PRIMER SUPLENTE M. en C. Alberto Rojas Hernández

SEGUNDO SUPLENTE M. en C. Ricardo B. Hernández García

**Con cariño y respeto agradezco a:**

*Mi esposa Lupita e hijos: José Angel, Jesús Alonso, Michel, Misael y Karen por su enorme paciencia.*

*Mis padres Angel y Olivia por su amor y apoyo constante.*

*Mis hermanos Luis Alberto y Rocio por la dicha de tenerlos.*

*Agradezco a mi asesor Jesús, por su ayuda incondicional como maestro y amigo y por haber hecho posible esta tesis.*

*Agradezco a Salvador por su valiosa colaboración en el trabajo experimental de la Tesis, así como al Sr. Ismael Sagrero Huitareo por sus amables atenciones.*

*Agradezco a Germán y Rosalba por su colaboración en el trabajo de escritura y presentación de tesis.*

**INDICE**

<b>INTRODUCCION.....</b>	<b>3</b>
<b>CAPITULO I: GENERALIDADES.....</b>	<b>6</b>
<b>CAPITULO II: ELECTRODEPOSITOS.....</b>	<b>10</b>
<b>CAPITULO III: OBJETIVOS.....</b>	<b>13</b>
<b>CAPITULO IV: METODOLOGIA EXPERIMENTAL.....</b>	<b>15</b>
<b>CAPITULO V: RESULTADOS EXPERIMENTALES.....</b>	<b>20</b>
<b>CAPITULO VI: CONCLUSIONES.....</b>	<b>29</b>
<b>REFERENCIAS BIBLIOGRAFICAS.....</b>	<b>31</b>
<b>ANEXO I.....</b>	<b>33</b>
<b>ANEXO II.....</b>	<b>40</b>

## INTRODUCCION

## INTRODUCCION

Los métodos analíticos para cuantificar sustancias o para determinar parámetros fisicoquímicos son múltiples y muy variados, algunos de ellos son muy sofisticados y requieren de equipos e instalaciones muy costosas, otros métodos son sencillos y de bajo costo pero a veces poco usados, porque en general poco se conocen. Tal es el caso de la potenciometría a intensidad nula, que usualmente solo se trabaja en la determinación del pH de disoluciones dejando de lado otras múltiples aplicaciones como son; estudios cinéticos, determinación de parámetros tales como constantes de equilibrio, potenciales redox, etc. El equipo para estos estudios potenciométricos solo requiere de un potenciómetro de alta impedancia, un electrodo de referencia, y electrodos indicadores de platino, pH y plata entre otros. Aunque esta instrumentación es relativamente barata, aún puede minimizarse su costo buscando sustitutos de los electrodos mencionados.

La presente tesis constituye una parte de una serie de trabajos realizados en la sección de Química Analítica de la Facultad de Estudios Superiores Cuautitlán, en donde el objetivo principal del proyecto global es construir electrodos selectivos de iones y poder sustituir a los electrodos comerciales que se utilizan actualmente.

Se ha demostrado en diversos trabajos, que la electrodeposición de la plata es un método que puede utilizarse para la recuperación de dicho metal, a partir de residuos de laboratorio<sup>(6)</sup>. Por otro lado, se ha observado que una placa de plata en contacto con soluciones que contengan el ion  $Ag^+$  presenta respuesta rápida de potencial; es decir, la plata metálica es sensible a los cambios de actividad del ion  $Ag^+$  y por lo tanto puede usarse como un -electrodo indicador<sup>(3)</sup>. Con base en estos antecedentes, se elaboraron cinco placas de plata con diversas dimensiones, así como un electrodo cilíndrico, a través de un proceso electrolítico para recuperar plata de residuos de laboratorio. Se midió la actividad de los iones plata en diversas concentraciones sin control de fuerza iónica y repitiendo el proceso para dos diferentes fuerzas iónicas (0.2, 0.5), usando las placas y el electrodo cilíndrico de plata; así mismo, se probó un electrodo de vidrio para medir pH, con la membrana rota, a la cual se le quitó el cloruro de plata sólido.

De este trabajo se concluyó que; las placas de plata sirven como sensores del ion plata y por lo tanto, pueden registrar los cambios de potencial en un sistema redox donde se encuentre dicho catión.

El presente trabajo se ha estructurado de la siguiente manera.

En el capítulo introductorio, se presenta la justificación y una explicación general de esta tesis.

El capítulo I presenta algunas generalidades en relación a los métodos potenciométricos y los diferentes tipos de electrodos utilizados frecuentemente en éstos.

**CAPITULO I: GENERALIDADES**



## INTRODUCCION

Los métodos analíticos para cuantificar sustancias o para determinar parámetros fisicoquímicos son múltiples y muy variados, algunos de ellos son muy sofisticados y requieren de equipos e instalaciones muy costosas, otros métodos son sencillos y de bajo costo pero a veces poco usados, porque en general poco se conocen. Tal es el caso de la potenciometría a intensidad nula, que usualmente solo se trabaja en la determinación del pH de disoluciones dejando de lado otras múltiples aplicaciones como son; estudios cinéticos, determinación de parámetros tales como constantes de equilibrio, potenciales redox, etc. El equipo para estos estudios potenciométricos solo requiere de un potenciómetro de alta impedancia, un electrodo de referencia, y electrodos indicadores de platino, pH y plata entre otros. Aunque esta instrumentación es relativamente barata, aún puede minimizarse su costo buscando sustitutos de los electrodos mencionados.

La presente tesis constituye una parte de una serie de trabajos realizados en la sección de Química Analítica de la Facultad de Estudios Superiores Cuautitlán, en donde el objetivo principal del proyecto global es construir electrodos selectivos de iones y poder sustituir a los electrodos comerciales que se utilizan actualmente.

Se ha demostrado en diversos trabajos, que la electrodeposición de la plata es un método que puede utilizarse para la recuperación de dicho metal, a partir de residuos de laboratorio<sup>(6)</sup>. Por otro lado, se ha observado que una placa de plata en contacto con soluciones que contengan el ion  $Ag^+$  presenta respuesta rápida de potencial; es decir, la plata metálica es sensible a los cambios de actividad del ion  $Ag^+$  y por lo tanto puede usarse como un -electrodo indicador<sup>(7)</sup>. Con base en estos antecedentes, se elaboraron cinco placas de plata con diversas dimensiones, así como un electrodo cilíndrico, a través de un proceso electrolítico para recuperar plata de residuos de laboratorio. Se midió la actividad de los iones plata en diversas concentraciones sin control de fuerza iónica y repitiendo el proceso para dos diferentes fuerzas iónicas (0.2, 0.5), usando las placas y el electrodo cilíndrico de plata; así mismo, se probó un electrodo de vidrio para medir pH, con la membrana rota, a la cual se le quitó el cloruro de plata sólido.

De este trabajo se concluyó que; las placas de plata sirven como sensores del ion plata y por lo tanto, pueden registrar los cambios de potencial en un sistema redox donde se encuentre dicho catión.

El presente trabajo se ha estructurado de la siguiente manera.

En el capítulo introductorio, se presenta la justificación y una explicación general de esta tesis.

El capítulo I presenta algunas generalidades en relación a los métodos potenciométricos y los diferentes tipos de electrodos utilizados frecuentemente en éstos.

En el capítulo II se expone una breve información sobre electrodepósitos y en particular sobre depósitos de plata.

En el capítulo III se plantean los objetivos del trabajo.

En el capítulo IV se describe la metodología experimental de la elaboración, prueba y aplicación de los electrodos.

El capítulo V muestra los resultados obtenidos y un análisis de los mismos, para la selección del electrodo.

Finalmente se presentan las conclusiones del trabajo.

Este trabajo cuenta además con una sección de referencias bibliográficas y dos anexos donde se presentan los resultados experimentales, las curvas de valoración y los resultados de las regresiones lineales.

## **CAPITULO I: GENERALIDADES**

## GENERALIDADES

La **potenciometría a intensidad nula** es una técnica analítica instrumental que consiste en la medición de fuerzas electromotrices de celdas electroquímicas, para cuantificar concentraciones de especies químicas, determinar parámetros fisicoquímicos, medir pH, etc. Generalmente se pueden construir celdas de manera que el potencial de las mismas dependa sólo de la actividad de una especie iónica en solución.

Una celda electroquímica sencilla consta de dos electrodos introducidos en una disolución electrolítica, o bien, de dos electrolitos diferentes en contacto eléctrico mediante un puente salino.

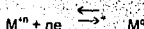
La **potenciometría**, como se mencionó anteriormente, requiere de una instrumentación relativamente barata; además, en determinaciones puntuales no se destruye la muestra y en algunos casos se obtienen respuestas rápidas en las mediciones.

Un electrodo es un sistema formado por un metal-ion en solución. La medición directa de un potencial de electrodo está asociada con la actividad (o concentración, si se trata de una solución muy diluida) de un ion activo, siempre y cuando el ion participe de un equilibrio electroquímico que provoque cambios en la fuerza electromotriz del sistema.

Los electrodos se clasifican en:

**Electrodos indicadores:** detectan el cambio de actividad o concentración de por lo menos uno de los iones en solución en la celda electroquímica, y se clasifican en:

**Electrodos de primera clase:** son los electrodos que intercambian electrones directamente entre la superficie del metal y sus iones en solución, y su potencial se define por el equilibrio:



**Electrodos de segunda clase:** Son electrodos cuya superficie metálica no intercambia electrones directamente con los iones en solución, sino que éstos regulan la concentración de los iones del metal. Esto es, para el electrodo que establece el equilibrio con su respectivo ion:



la presencia del ion  $X^{n-}$  en solución, en el equilibrio:



afectará al primer equilibrio y por lo tanto su potencial. Tal es el caso de los electrodos de referencia de calomel y de  $\text{Ag}^0/\text{AgCl}$ .

**Electrodos de tercera clase:** Son los electrodos en donde la función que tiene el metal es la de "transferir" electrones y no participa en las reacciones electroquímicas. El potencial que se genera es función de la proporción de las concentraciones de las formas reducida y oxidada del par redox, en solución.

**Electrodos de referencia:** son aquéllos que tienen un potencial conocido y constante, como son por ejemplo:

Electrodo saturado de calomel (ECS)

El electrodo de  $\text{Ag}^0/\text{AgCl}_{(s)}$

**Electrodos selectivos:** son aquéllos que responden selectivamente a la actividad de una sola especie iónica. Se clasifican en:

Electrodos de vidrio

Electrodos de hidrógeno

Electrodos de estado sólido y precipitados

Electrodos de membrana líquido-líquido

Electrodos de enzimas y sensores de gases

Para mayor información teórica sobre los electrodos puede consultarse la referencia número 3.

## VALORACIONES O TITULACIONES

En una titulación, pueden ocurrir una o varias reacciones químicas<sup>(1)</sup>. De las especies químicas que participan en la reacción de titulación, una de ellas recibe el nombre de reactivo titulante y la otra el de reactivo por titular.

El reactivo titulante, en términos generales, corresponde a la disolución de la especie de concentración perfectamente conocida; mientras que el reactivo por titular, a la disolución de la especie cuya concentración se desea conocer.

El proceso de titulación consiste en la adición de porciones sucesivas del reactivo titulante a una cantidad dada por la especie por titular. El fin primordial de este proceso es determinar la cantidad inicial de la especie por titular; para ello, es importante detectar el punto de equivalencia.

Si durante el proceso de la titulación se mide una propiedad (por ejemplo: potencial, pH, conductividad, absorbancia, etc.) del sistema ligada a la concentración o actividad de alguna de las especies involucradas en los diferentes equilibrios presentes, esta propiedad puede graficarse en función de la cantidad agregada del reactivo titulante, obteniéndose de esta manera la curva de titulación.

Una vez graficadas las curvas de titulación potenciométricas se puede obtener de ellas información muy importante del sistema analizado ya que en las curvas trazadas se puede determinar los

- a).-Los puntos de equivalencia.
- b).-La cuantitatividad de la reacción.
- d).-Los potenciales estándar de los pares involucrados.
- e).-Las constantes de reacción durante el proceso de valoración.

## **CAPITULO II: ELECTRODEPOSITOS**

## ELECTRODEPOSITOS

En los métodos de depósito electrolítico (sea con la finalidad de determinar la cantidad de un constituyente o de efectuar separaciones), se producen las reacciones del electrodo, aplicando a la celda una diferencia de potencial externa suficiente para dar lugar a una electrólisis con una velocidad apreciable. Con frecuencia, el electrodepósito es un metal que se deposita sobre el cátodo y la eficiencia de la electrodeposición y las características del depósito, dependen de varios factores como:

**Concentración de los iones:** Los metales que se depositan a partir de disoluciones de elevada concentración de sus iones son generalmente poco cristalinos y se adhieren con dificultad al electrodo, mientras que en disoluciones diluidas se obtienen en general recubrimientos satisfactorios.

**Naturaleza del metal del electrodo y del depósito:** El tipo de depósito que se obtiene también depende de la naturaleza del metal que se utilice, así por ejemplo, el cromo se adhiere bien a una superficie de cobre o de cadmio, pero no al hierro.

**Densidad de corriente:** Una densidad de corriente elevada al consumir los iones reducibles en el cátodo, da lugar a un desprendimiento de hidrógeno en el mismo y a un depósito posiblemente quebradizo y poco adherente, este inconveniente puede minimizarse o evitarse mediante agitación, temperatura elevada, densidad de corriente pequeña, acidez baja y con la utilización de despolarizantes.

### ELECTRODEPOSITOS DE PLATA

En la reducción de la plata mediante un proceso electrolítico, se deben aplicar intensidades de corrientes bajas y concentraciones de ion plata también pequeñas, en relación a separaciones electrolíticas de otros metales. La plata generalmente forma depósitos esponjosos y poco adherentes si no se aplican las condiciones de separación adecuadas. Normalmente los recubrimientos electrolíticos comerciales, se obtienen con disoluciones que contienen el metal en forma de iones complejos; por ejemplo,  $\text{Ag}(\text{CN})_2^-$  en que la concentración del catión es pequeña.



**Nota:** en las curvas de valoración potenciométricas y en los electrodepósitos el modelo teórico de trabajo es la ecuación de Nerst, pero mientras para las valoraciones potenciométricas la variable dependiente dentro de la ecuación es el potencial, en los electrodepósitos la variable dependiente es el par redox involucrado (para nuestro caso la variable dependiente son los iones plata, ya que al fijar un determinado potencial logramos su depósito).

### **CAPITULO III: OBJETIVOS**

**OBJETIVOS**

a).- Elaborar los electrodepósitos de plata, a partir de residuos que la contienen, sobre placas y tubos de acero inoxidable, analizar la respuesta de éstas placas y tubo para su uso como electrodo indicador de iones plata, esto es, que permitan tener respuestas rápidas y de tipo nernstiano al medir el potencial en función de la actividad de los iones plata.

b).- Probar que el electrodo de vidrio para medir pH, con la membrana rota, puede servir para medir la actividad de los iones plata.

c).- Comparar con el electrodo comercial, mediante la prueba estadística t-student, los electrodos alternativos.

d).- Seleccionar aquellos electrodos alternos cuya respuesta se aproxime más al comportamiento de la ley de Nerst (considerando como base de comparación el electrodo comercial).

e).- Realizar análisis potenciométricos con los alternos seleccionados, en soluciones de concentración conocida.

f).- Concluir, si existe, alguna influencia de la geometría de los electrodos con su respuesta a los iones plata.

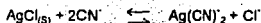
**CAPITULO IV: METODOLOGIA EXPERIMENTAL**

## METODOLOGIA EXPERIMENTAL

### ELABORACION DE LAS PLACAS DE PLATA

En un vaso de precipitados de 500 ml. con residuos de cloruro de plata, se adicionan 250 ml. de agua destilada y se ajusta el pH a 12.5 con hidróxido de sodio, posteriormente se adiciona cianuro de potasio hasta la disolución total del precipitado. Se afora con agua destilada a 500 ml ajustando el pH de nuevo a 12.5 de ser necesario.

La reacción química involucrada es:



Los electrodos de acero inoxidable, se pulen y se lavan con acetona, posteriormente con agua destilada. Se dejan secar en estufa a 100 °C. Se procede a elaborar el montaje experimental descrito en la figura 1:

Para iniciar la electrólisis se deja pasar una corriente de 5 a 10 mA, aplicando una diferencia de potencial de 4 Voltios.

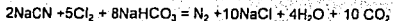
En los electrodos suceden las siguientes semireacciones electroquímicas:



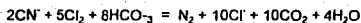
\* En medio ácido se forma HCN volátil y muy tóxico. La dosis letal del cianuro es de 15 mg/Kg de acuerdo con The Index Merk, 1983.

Se trató de sustituir el KCN por una solución de hidróxido de amonio; sin embargo, se formaron electrodepósitos quebradizos y poco adherentes.

El problema de la toxicidad del cianuro se puede minimizar, mediante su conversión a nitrógeno mediante la siguiente reacción<sup>(5)</sup>:



o



Una vez que se inicia la reacción, la corriente se fija a 100 mA. Cuando ya no se observa más electrodeposición, se retira el cátodo y se lava con agua destilada. Se deja secar y se desprende la plata cuidando de no dañar la lámina. Se elaboraron cinco placas con un ancho de 0.5, 1.0, 1.5, 2.0 y 2.5 cm y una misma longitud de 5 cm. Adicionalmente se obtuvo un tubo cilíndrico, usando un tubo de acero inoxidable para el electrodeposito de la plata.

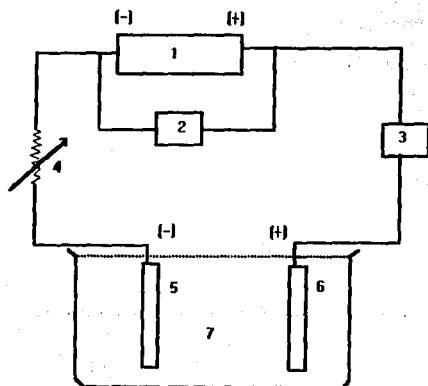


Figura 1.- Montaje experimental de la electrodeposición de la plata.

- |                            |  |
|----------------------------|--|
| 1.- Fuente de poder        | 5.- Cátodo de acero inoxidable                       |
| 2.- Voltímetro en paralelo | 6.- Anodo de acero inoxidable                        |
| 3.- Amperímetro en serie   | 7. electrolito: solución de $\text{Ag}(\text{CN})_2$ |
| 4.- Resistencia variable   | 8.- Conductor  |

### PRUEBA DE LOS ELECTRODOS

Se preparó una solución de  $\text{AgNO}_3$  Q.P. 0.099 N y se diluyó con agua desionizada para obtener ocho soluciones de prueba (desde 0.099 a 0.000495 M) a fuerza iónica de 0.5 con nitrato de sodio.

Para efectuar las mediciones de potencial en cada una de las soluciones de prueba, con los electrodos de placa, comercial y de vidrio roto, se construyó el montaje que se muestra en la figura 2. Antes de cada medición se lavaron los electrodos con agua destilada. Todas las lecturas de potencial se realizaron a 24 °C, partiendo de la solución de menor concentración a la de mayor concentración.

Con el fin de obtener potenciales confiables, para cada uno de los electrodos, se midió cuatro veces cada solución de prueba.

El procedimiento anterior se repitió para la fuerza iónica de 0.2 y sin control de fuerza iónica. Así mismo, se sustituyó el electrodo de referencia de calomel, por un electrodo  $\text{Ag}/\text{AgCl}_{(s)}$  y se hicieron también determinaciones a las fuerzas iónicas ya citadas.

Los resultados se muestran en el capítulo siguiente y las gráficas en el anexo 1.

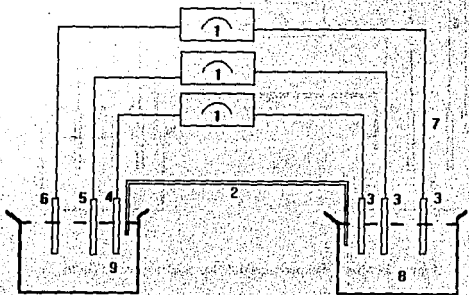


Figura 2.- Montaje experimental de la prueba de electrodos

- |  |  |
|--|--|
| 1.- Potenciómetros Corning modelo 7                                      | 6.- Electrodo indicador de vidrio roto |
| 2.- Puente de Agar con $\text{KNO}_3$                                    | 7.- Conexiones                         |
| 3.- Electrodo de referencia de calomel o $\text{Ag}^+/\text{AgCl}_{(s)}$ | 8.- Solución de $\text{KNO}_3$ 0,01 M  |
| 4.- Electrodo indicador comercial  | 9.- Solución de prueba $\text{AgNO}_3$ |
| 5.- Electrodo indicador de placa   |  |

## ANÁLISIS POTENCIOMÉTRICOS

Se preparó una solución de  $\text{KCl}$   $0.01 \text{ M}$ , la cual se tituló con una solución de  $\text{AgNO}_3$   $0.01 \text{ M}$  Q.P.. El punto de equivalencia se detectó usando los electrodos indicadores de plata seleccionados. El montaje experimental se indica en la figura 3. Con la solución de  $\text{KCl}$   $0.01 \text{ M}$  empleada en el desarrollo anterior se preparó una mezcla de  $\text{KBr}$ ,  $\text{KI}$  y  $\text{KCl}$  con una concentración de  $0.01 \text{ M}$  de cada sal. Dicha mezcla se tituló con una solución de  $\text{AgNO}_3$   $3 \times 10^{-2} \text{ M}$  Q.P..

Los resultados se presentan en la siguiente sección, y las curvas de titulación se muestran en el anexo 2.

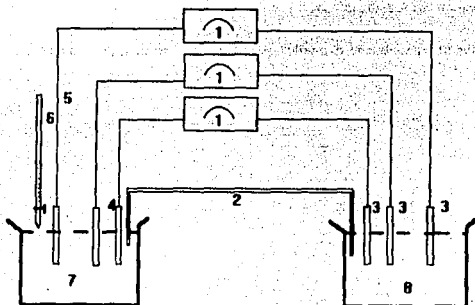


Figura 3.- Montaje experimental de los análisis potenciométricos

- 1.- Potenciómetros Corning modelo 7
- 2.- Puente de Agar con  $\text{KNO}_3$
- 3.- Electrodo de referencia de calomel o  $\text{Ag}^+/\text{AgCl}_{(s)}$
- 4.- Electrodo indicadores (placa, comercial y vidrio roto)

- 5.- Conexiones
- 6.- Bureta con solución titulante de  $\text{AgNO}_3$
- 7.- Muestra problema
- 8.- Solución de  $\text{KNO}_3$   $0.01 \text{ M}$



## **CAPITULO V: RESULTADOS EXPERIMENTALES**

**Nomenclatura utilizada en el capítulo**

- m: Pendiente de la regresión lineal
- b: Ordenada al origen de la regresión lineal
- $r^2$ : Coeficiente de correlación
- $\mu$ : Fuerza iónica

Los electrodos de placa se designan por su ancho en cm.

- EC: Electrodo comercial
- ECIL: Electrodo cilíndrico
- EVR: Electrodo de vidrio roto
- E: Potencial de electrodo (V)
- N: Normalidad (eq/L)
- S: Desviación estándar (V)

## RESULTADOS EXPERIMENTALES

Los potenciales obtenidos con los diferentes electrodos utilizados, se presentan en el anexo I (Gráfica 1-6)

Uno de los criterios para el análisis comparativo de los resultados experimentales de cada electrodo, con respecto al electrodo comercial, es la prueba estadística t-student. Las regresiones lineales de los potenciales de electrodo se comparan estadísticamente bajo la hipótesis de que no existe diferencia significativa entre las pendientes y ordenadas al origen de las regresiones que observaron una mayor diferencia, para cada fuerza iónica, con un nivel de significancia del 95%<sup>(12)</sup>.

### PRUEBA T-STUDENT

Para hacer las comparaciones de las regresiones lineales, se utilizó la prueba t-student bajo la hipótesis de que no existe diferencia significativa entre las pendientes y ordenadas al origen de cada regresión. La prueba estadística para comparar pendientes es ...

$$t = \frac{\beta_1 - \beta_2}{S_{\beta_1 - \beta_2}}$$

donde...

$$S_{\beta_1 - \beta_2} = \sqrt{\frac{(S_{1-i})_r^2}{(\sum x^2)_1} + \frac{(S_{1-i})_2^2}{(\sum x^2)_2}}$$

y la media cuadrada residual combinada se calcula como...

$$(S_{1-i})_r = \sqrt{\frac{(\text{residual SS})_1 + (\text{residual SS})_2}{(\text{residual DF})_1 + (\text{residual DF})_2}}$$

donde 1 y 2 se refieren a las dos líneas de regresión. El valor crítico t, para esta prueba tiene 2n-4 grados de libertad, donde DF<sub>1</sub> = DF<sub>2</sub> = n-2 son los grados de libertad de cada regresión. SS se calcula mediante la siguiente expresión...

$$SS = \sum y^2 - \frac{(\sum xy)^2}{\sum x^2}$$

El coeficiente de regresión común se calcula mediante la siguiente expresión...

$$\beta_c = \frac{(\sum xy)_1 + (\sum xy)_2}{(\sum x^2)_1 + (\sum x^2)_2}$$

la prueba estadística para la comparación de ordenadas es...

$$t = \frac{(\bar{y}_1 - \bar{y}_2) - \beta_c(\bar{x}_1 - \bar{x}_2)}{\sqrt{(S_{1..})^2 \left[ \frac{2}{n} + \frac{(\bar{x}_1 - \bar{x}_2)^2}{(\sum x^2)_1 + (\sum x^2)_2} \right]}}$$

donde...

$$(S_{1..})^2 = \frac{SS_c}{DF_c}$$

y  $SS_c$  es la suma de cuadrados de las dos regresiones...

$$SS_c = \sum y_{1-2}^2 - \frac{(\sum xy_{1-2})^2}{\sum x_{1-2}^2}$$

$DF_c$  son los grados de libertad de las dos regresiones.

Se calcularon los valores de  $\Sigma x$ ,  $\Sigma xy$ ,  $\Sigma y^2$ , para cada regresión de los diferentes electrodos, los cuales se muestran en el anexo II. La prueba estadística solo se aplicó para comparar la pendiente y la ordenada al origen del electrodo cilíndrico, que fué el que mostró mayores desviaciones de los valores de  $\Sigma xy$  y  $\Sigma y^2$  con respecto al electrodo comercial en las distintas condiciones experimentales.

Los valores críticos de esta prueba, para la pendiente y la ordenada son respectivamente:

$$t_{(2),12} = 2.179 \quad t_{(2),11} = 2.201$$

para un nivel de confianza del 95% y una función t-student de dos colas ( $\alpha$ ), puesto que la hipótesis alternativa es que las pendientes son significativamente diferentes.

En la tabla 1 se muestran los valores obtenidos para las comparaciones estadísticas en las distintas condiciones experimentales.

TABLA 1. Valores de t para la comparación de pendientes y ordenadas al origen

t	Electrodo de calomel			Electrodo de Ag <sup>+</sup> /AgCl		
	$\mu=0,5$	$\mu=0,2$	Sin control de fuerza iónica	$\mu=0,5$	$\mu=0,2$	Sin control de fuerza iónica
$t_m$	0.068	0.059	0.01	0.072	0.02	0.02
$t_b$	0.078	0.07	0.111	0.075	0.057	0.057

Para aceptar la prueba de hipótesis, se debe cumplir que:

$$t_m \leq t_{(2),1,2} = 2.179 \quad t_b \leq t_{(2),1,1} = 2.201$$

De la tabla anterior se observa que todos los valores son menores a los valores críticos, por lo tanto se acepta la prueba de hipótesis de que no existe diferencia significativa entre las pendientes y ordenadas al origen del electrodo comercial y el electrodo cilíndrico.

De ésta prueba se concluye que todas las regresiones lineales obtenidas con los diferentes electrodos no presentan diferencias significativas de las pendientes y ordenadas al origen.

### PRECISION DE LOS ELECTRODOS

Para comparar la precisión de los electrodos, se calculó la desviación estándar promedio (S), empleando la ecuación siguiente:

$$S = \sqrt{\frac{\sum_{j=1}^{n-1} (x_j - \bar{x})^2}{n-1}}$$

TABLA 2. Precisión de los electrodos indicadores en Volts( $10^{-2}$ ) (Desviación Estandar (S))

Electrodos indicadores	Electrodo de referencia de calomeI			Electrodo de referencia de Ag/AgCl		
	0.5	0.2	Sin control de fuerza iónica	0.5	0.2	Sin control de fuerza iónica
EC	0.41	0.33	1.02	0.21	0.37	0.8
EVR	1.2	1.51	1.54	1.09	1.51	1.36
ERED	0.52	0.49	1.0	0.39	0.49	0.60
2.5	0.45	0.45	0.87	0.38	0.47	0.65
2.0	0.41	0.67	0.49	0.59	0.47	0.77
1.5	0.58	0.48	0.79	0.39	0.50	0.52
1.0	0.58	0.67	0.81	0.41	0.57	0.53
0.5	1.12	0.51	0.65	0.39	0.46	0.51

El electrodo de vidrio roto (EVR), presentó las mayores desviaciones estándar, es decir, fue el que presentó menor precisión. El electrodo cilíndrico y la placa de 0.5 también mostraron menor precisión con respecto al electrodo comercial.

### SELECCION DE LOS ELECTRODOS

La ecuación de Nernst, que establece la relación entre el potencial y el logaritmo de la actividad de  $Ag^+$  para el equilibrio entre el electrodo indicador y su ión correspondiente, es la ecuación de una recta

$$E = 0.8 + 0.059 \log A_{Ag} \quad A = \text{actividad}$$

$$Y = b + m x$$

En la tabla 3 se muestran los valores de la pendiente (m), la ordenada al origen (b) y del coeficiente de correlación ( $r^2$ ) de cada regresión.

TABLA 3. Pendientes, ordenadas al origen y coeficientes de correlación de cada electrodo

	EC	EVR	ECIL	2.5	2.0	1.5	1.0	0.5
<b>m</b>	0.059	0.053	0.058	0.061	0.062	0.060	0.058	0.06
<b>b</b>	0.789	0.772	0.775	0.789	0.789	0.787	0.775	0.782
<b>r<sup>2</sup></b>	0.997	0.996	0.998	0.998	0.998	0.996	0.998	0.999

Electrodo de referencia de calomel

 $\mu = 0.5$ 

	EC	EVR	ECIL	2.5	2.0	1.5	1.0	0.5
<b>m</b>	0.059	0.057	0.057	0.059	0.059	0.057	0.057	0.058
<b>b</b>	0.792	0.778	0.777	0.789	0.787	0.784	0.783	0.783
<b>r<sup>2</sup></b>	0.993	0.990	0.994	0.994	0.997	0.994	0.993	0.993

Electrodo de referencia de calomel

 $\mu = 0.2$ 

	EC	EVR	ECIL	2.5	2.0	1.5	1.0	0.5
<b>m</b>	0.056	0.048	0.055	0.058	0.060	0.059	0.060	0.058
<b>b</b>	0.780	0.755	0.765	0.780	0.781	0.779	0.778	0.774
<b>r<sup>2</sup></b>	0.993	0.971	0.988	0.935	0.985	0.990	0.990	0.986

Electrodo de referencia de calomel

Sin control de fuerza iónica

	EC	EVR	ECIL	2.5	2.0	1.5	1.0	0.5
<b>m</b>	0.058	0.048	0.058	0.061	0.061	0.059	0.060	0.058
<b>b</b>	0.788	0.769	0.780	0.789	0.791	0.786	0.787	0.779
<b>r<sup>2</sup></b>	0.997	0.994	0.998	0.997	0.995	0.992	0.994	0.991

Electrodo de referencia de Ag/AgCl

 $\mu = 0.5$ 

	EC	EVR	ECIL	2.5	2.0	1.5	1.0	0.5
<b>m</b>	0.057	0.052	0.055	0.057	0.058	0.056	0.057	0.056
<b>b</b>	0.792	0.773	0.780	0.788	0.790	0.785	0.786	0.782
<b>r<sup>2</sup></b>	0.991	0.992	0.994	0.993	0.996	0.996	0.996	0.994

Electrodo de referencia de Ag/AgCl

 $\mu = 0.2$ 

	EC	EVR	ECIL	2.5	2.0	1.5	1.0	0.5
<b>m</b>	0.053	0.044	0.054	0.056	0.055	0.053	0.056	0.054
<b>b</b>	0.778	0.749	0.765	0.775	0.772	0.766	0.774	0.767
<b>r<sup>2</sup></b>	0.992	0.963	0.989	0.994	0.994	0.990	0.993	0.989

Electrodo de referencia de Ag/AgCl

Sin control de fuerza iónica

De acuerdo con los resultados de la tabla 3, los electrodos que se ajustan mejor a la ecuación de Nernst, son:

Tabla 4. Electrodo seleccionados:

$\mu$	EC	1.5	EC	2.5
		0.5		0.2
m	0.059	0.060	0.059	0.059
b	0.789	0.787	0.792	0.789
r <sup>2</sup>	0.997	0.996	0.993	0.994

Electrodo de referencia de calomel

El electrodo comercial (EC) proporciona resultados muy cercanos a los valores teóricos de la ecuación de Nerst.

Haciendo una estimación del coeficiente de actividad para el ión  $\text{Ag}^+$ , de acuerdo con lo reportado en la literatura<sup>(9)</sup>:  $\gamma_{\text{Ag}^+} = 0.75$  a  $\mu = 0.2$  y  $\gamma_{\text{Ag}^+} = 0.70$  a  $\mu = 0.5$

entonces...

$$E = 0.793 + 0.059 \log [\text{Ag}^+] \quad a \quad \mu = 0.5$$

$$E = 0.791 + 0.059 \log [\text{Ag}^+] \quad a \quad \mu = 0.2$$

Por lo tanto el porcentaje de error de m, b, y r<sup>2</sup> para los electrodos seleccionados son:

TABLA 5. porcentaje de error de electrodos seleccionados

	Placa 1.5 $\mu = 0.5$	Placa 2.5 $\mu = 0.2$
m	1.7	0
b	0.8	0.25
r <sup>2</sup>	0.1	0.1



Si consideramos que la variación de actividades (que es lo que realmente se mide en la potenciometría) es función de todas las concentraciones y cargas de las diferentes especies en solución, al mantener una fuerza iónica constante, solamente la variación de la especie en estudio será la que afecte la medida de la actividad, de este modo, mejores aproximaciones a la ley de Nerst se logran en estudios de variación de partículas (en este caso de iones plata) a fuerza iónica constante. Esto justifica porque en el experimento se obtienen mejores resultados a fuerza iónica de 0.5 y a 0.2 que sin control de fuerza iónica. Esto se reafirma considerando que el coeficiente de actividad (del cual depende directamente la actividad) disminuye a medida que la fuerza iónica aumenta (dentro de cierto intervalo) y que el grado de disociación de los compuestos iónicos aumenta con la fuerza iónica <sup>(3)</sup>

### ANÁLISIS POTENCIOMÉTRICOS

Para realizar los análisis potenciométricos se utilizaron los electrodos de vidrio roto (EVR) y la placa de 1.5 para comparar su comportamiento respecto del electrodo comercial.

Las curvas de las potenciometrías correspondientes, presentan las características típicas de una curva de valoración, son de tendencia logarítmica y pueden distinguirse fácilmente los puntos de equivalencia de las especies tituladas. Estos puntos de equivalencia se encuentran indicados en las curvas del anexo II. Los resultados de las normalidades y los errores respecto al electrodo comercial se muestran en la tabla 6

TABLA 6. Normalidades y errores con respecto al electrodo comercial

SOLUCIONES	Normalidades [eq/L]			% de error	
	EC	EVR	1.5	EVR	1.5
KCl	0.0099	0.01	0.0101	1	2
Mezcla					
KCl	0.0073	0.0072	0.0073	1.37	0
KBr	0.0119	0.0124	0.0119	4.2	0
KI	0.0114	0.0114	0.0114	0	0

## **CAPITULO VI: CONCLUSIONES**

## CONCLUSIONES

Tomando como base los experimentos realizados, el análisis de los resultados y los objetivos planteados en este trabajo, se pueden señalar las siguientes conclusiones:

La electrodeposición de la plata en medio cianurado a partir de residuos de plata provenientes de prácticas de laboratorio, es un método sencillo para elaborar electrodos de plata. El inconveniente de utilizar un medio cianurado se puede minimizar siguiendo las medidas de seguridad sugeridas en el capítulo IV.

Todos los electrodos elaborados y el electrodo comercial presentaron un comportamiento lineal en las condiciones de trabajo ya que los valores de  $r^2$  de las curvas de potencial como una función del menos logaritmo de la actividad de iones plata ( $E=f(pAg)$ ) para cada electrodo son superiores a 0.99 además la respuesta de los electrodos a los cambios de concentración es rápida.

El electrodo de vidrio presentó desviaciones importantes a la ley de Nernst, ya que los valores de la ordenada al origen y la pendiente difieren de los valores esperados, una posible explicación a esta desviación es que parece ser que el alambre de "plata" no es totalmente de plata, si no solamente un depósito de plata sobre alguna matriz (quizás de níquel), y que al momento de eliminar  $AgCl_{(s)}$  este depósito se hubiese dañado y también hay posibilidad de que la soldadura de unión del alambre conductor este interfiriendo. Estas dos posibilidades requieren de un estudio posterior.

Los electrodeósitos de 1.5 cm ( $\mu=0.5$ ) y 2.5 ( $\mu=0.2$ ) se seleccionan como electrodos para realizar análisis potenciométricos porque presentan un comportamiento estadísticamente igual al electrodo comercial de plata como lo muestra la prueba T-Sudent y las diferencias entre las pendientes y las  $r^2$ .

Los electrodos utilizados en los análisis potenciométricos (EVR, y placa de 1.5) permitieron cuantificar cloruros, bromuros, y yoduro comercial. En el caso del electrodo de vidrio roto y el electrodo cilíndrico se concluye que no son confiables para registrar datos que permitan obtener parámetros termodinámicos.

Las placas de 2.5, 2.0 y 1.0cm y el electrodo cilíndrico presentaron desviaciones mayores debido probablemente a que el equilibrio químico no se alcanzó en las condiciones de trabajo, esto se puede atribuir a una serie de factores que no fueron controlados totalmente como son: Diferente tamaño de las placas, diferente geometría, la posible falta de homogeneidad en los depósitos de plata etc., aspectos que requieren estudiarse con mayor detalle y con un diseño experimental enfocado en este sentido.

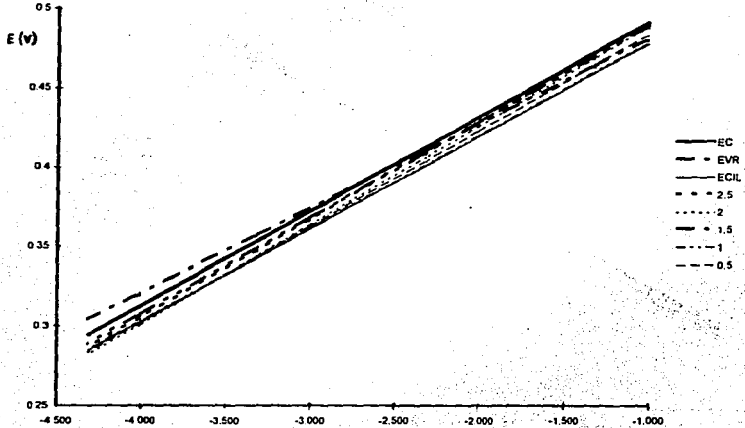
## REFERENCIAS BIBLIOGRAFICAS

## REFERENCIAS BIBLIOGRAFICAS

1. - Ayres, G., Análisis Químico Cuantitativo, Editorial Harla, México 1970
2. - Bush K.J., Diehl H.J., Recovery of silver from laboratory wastes. Chemical Education, 1979 Vol. 56
3. - Harris C. Daniel, Análisis Químico Cuantitativo. Grupo Editorial Iberoamérica 1992
4. - Kirk, R. y Othmer D., Enciclopedia de Tecnología Química Vol. 12 Editorial Barcelona, 1962
5. - Lori McPherson, Understanding ORP systems. Chemical Engineering, George Fisher Inc. marzo, 1994.
6. - Márquez Vargas M. S., Recuperación de la plata para la obtención de nitrato de plata a partir de residuos de laboratorio. Tesis profesional FESC UNAM Edo. de México, 1987
7. -Pérez Arévalo José Franco, Tesis de Licenciatura: Modelos de perturbaciones para el estudio de los equilibrios químicos en disolución.
8. - Perfiles Químicos-Tecnológicos, Editorial México, 1984
9. - Underwood A.L., Day, Jr. R. A., Química Analítica Cuantitativa Prentice Hall, México 1989
- 10.- Villalobos S., Recuperación de la plata de reveladores fotográficos Tesis Profesional Facultad de Química, UNAM, México 1980
- 11.- Willbanks, O. L., Chemical Education 1953 Vol. 30, 347
- 12.-Zar H.J., 1974 Biostatistical Analysis. Prentice Hall, Inc., Englewood Cliffs, N.J. U.S.A.

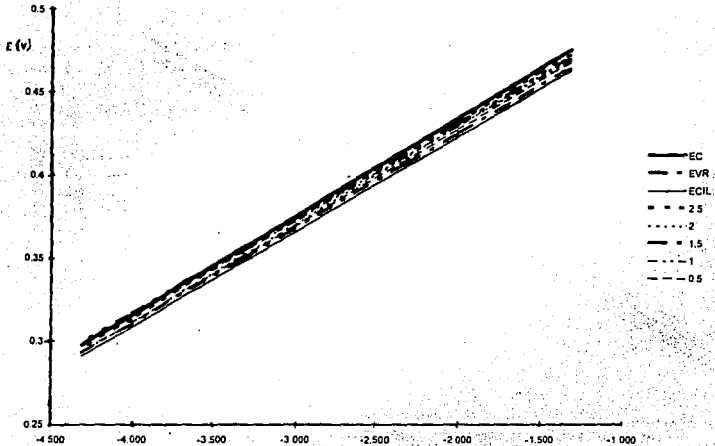
**ANEXO I**

LOG[A <sub>g</sub> ]	EC	EVR	ECIL	2.5	2	1.5	1	0.5
-1.000	0.488	0.475	0.476	0.485	0.485	0.483	0.481	0.481
-1.310	0.468	0.462	0.457	0.466	0.467	0.466	0.465	0.463
-2.000	0.433	0.431	0.422	0.430	0.428	0.431	0.427	0.425
-2.310	0.411	0.407	0.400	0.406	0.406	0.406	0.403	0.405
-3.000	0.376	0.376	0.366	0.371	0.371	0.373	0.367	0.367
-3.310	0.352	0.358	0.342	0.343	0.343	0.345	0.341	0.342
-4.000	0.315	0.325	0.305	0.302	0.302	0.310	0.306	0.306
-4.310	0.287	0.297	0.282	0.282	0.281	0.280	0.280	0.281



Gráfica 1. Gráfica de las relaciones lineales dadas en la tabla 1, utilizando como electrodo de referencia a Calomel y una fuerza iónica de 0.5. En la parte superior se muestran los valores promedio observados.

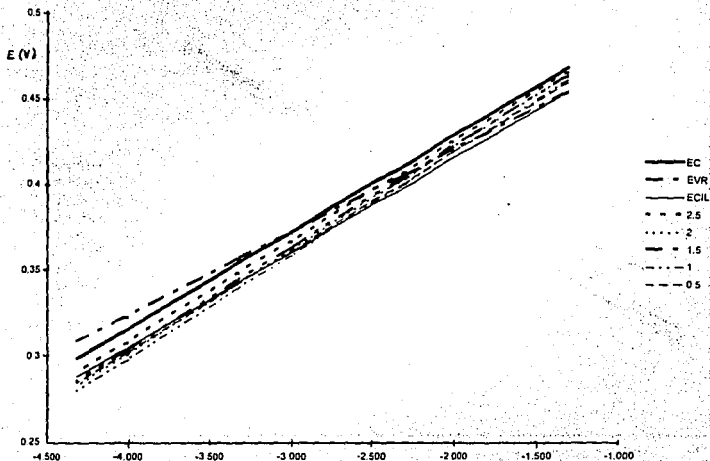
LOG(Ag)	EC	EVR	ECIL	2.5	2	1.5	1	0.5
-1.000	0.481	0.462	0.463	0.472	0.470	0.471	0.470	0.463
-1.310	0.460	0.440	0.445	0.460	0.460	0.460	0.455	0.460
-2.000	0.435	0.433	0.423	0.428	0.430	0.426	0.427	0.425
-2.310	0.413	0.416	0.403	0.408	0.410	0.410	0.406	0.410
-3.000	0.378	0.382	0.366	0.367	0.370	0.370	0.365	0.368
-3.310	0.356	0.350	0.338	0.340	0.343	0.343	0.337	0.342
-4.000	0.320	0.323	0.306	0.300	0.307	0.307	0.303	0.306
-4.310	0.290	0.303	0.276	0.270	0.277	0.277	0.270	0.275



Gráfica 2. Gráfica de las relaciones lineales dadas en la tabla 1, utilizando como electrodo de referencia a Calomel y sin control de fuerza iónica. En la parte superior se muestran los valores promedio observados.

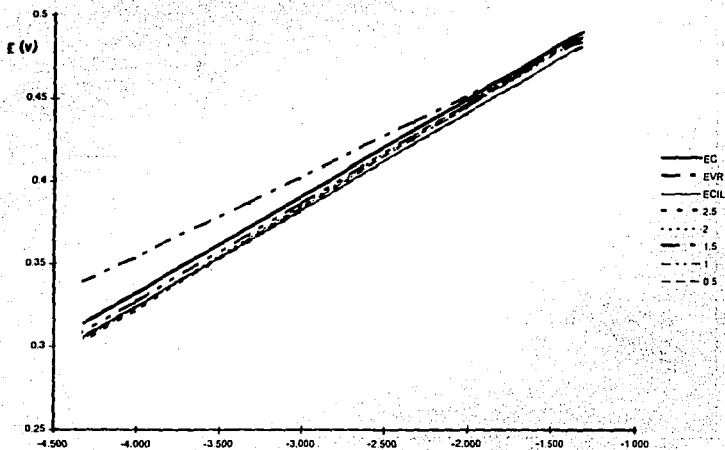


LOG(Ag)	EC	EVR	ECIL	2.5	2	1.5	1	0.5
-1.000	0.490	0.476	0.476	0.485	0.486	0.482	0.481	0.480
-1.310	0.471	0.459	0.459	0.468	0.467	0.466	0.465	0.464
-2.000	0.437	0.429	0.428	0.436	0.434	0.434	0.433	0.433
-2.310	0.411	0.408	0.405	0.413	0.412	0.413	0.410	0.411
-3.000	0.383	0.378	0.376	0.380	0.375	0.381	0.379	0.378
-3.310	0.361	0.354	0.349	0.354	0.354	0.355	0.354	0.355
-4.000	0.317	0.313	0.308	0.313	0.315	0.318	0.318	0.315
-4.310	0.287	0.281	0.284	0.286	0.288	0.289	0.286	0.285



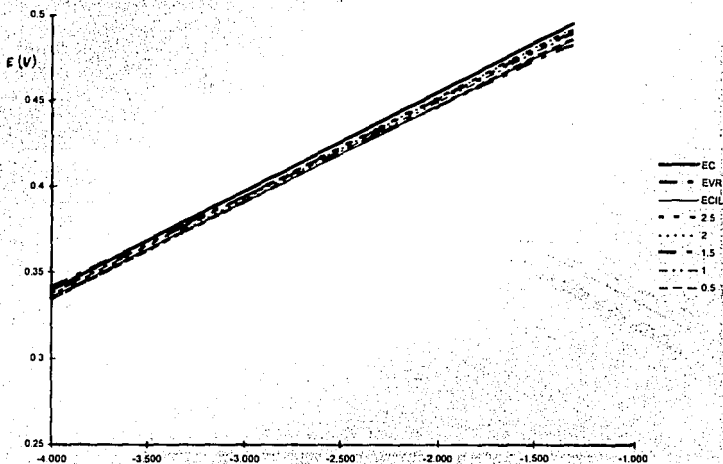
Gráfica 3 Gráfica de las relaciones lineales dadas en la tabla 1, utilizando como electrodo de referencia a Calomel y una fuerza iónica de 0.2. En la parte superior se muestran los valores promedio observados.

LOG(Ag)	EC	EVR	ECIL	2.5	2	1.5	1	0.5
-1.000	0.510	0.501	0.500	0.507	0.505	0.505	0.504	0.501
-1.310	0.490	0.482	0.482	0.488	0.489	0.489	0.486	0.475
-2.000	0.458	0.459	0.448	0.450	0.453	0.453	0.451	0.450
-2.310	0.434	0.433	0.424	0.430	0.429	0.429	0.428	0.425
-3.000	0.400	0.410	0.391	0.395	0.398	0.395	0.395	0.396
-3.310	0.375	0.385	0.366	0.365	0.369	0.367	0.364	0.367
-4.000	0.342	0.359	0.329	0.329	0.337	0.337	0.333	0.330
-4.310	0.316	0.337	0.306	0.304	0.302	0.302	0.300	0.301



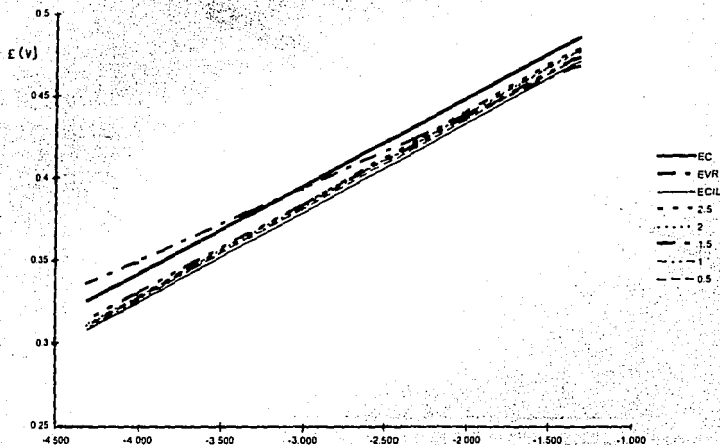
Gráfica 4. Gráfica de las relaciones lineales dadas en la tabla 1, utilizando como electrodo de referencia a  $Ag^+/AgCl_{11}$  y una fuerza iónica de 0.5. En la parte superior se muestran los valores promedio observados.

LOG[Ag]	EC	EVR	ECIL	2.5	2	1.5	1	0.5
-1.000	0.500	0.478	0.484	0.491	0.490	0.486	0.493	0.488
-1.310	0.485	0.460	0.470	0.480	0.480	0.475	0.480	0.470
-2.000	0.455	0.451	0.449	0.451	0.446	0.449	0.446	0.446
-2.310	0.438	0.438	0.425	0.426	0.430	0.428	0.423	0.428
-3.000	0.406	0.411	0.411	0.393	0.396	0.394	0.393	0.394
-3.310	0.380	0.378	0.378	0.367	0.369	0.370	0.366	0.369
-4.000	0.349	0.354	0.354	0.330	0.334	0.339	0.334	0.334



Gráfica 5. Gráfica de las relaciones lineales dadas en la tabla 1, utilizando como electrodo de referencia a  $Ag^0/AgCl(s)$  y sin control de fuerza iónica. En la parte superior se muestran los valores promedio observados.

LOG(Ag)	EC	EVR	ECIL	2.5	2	1.5	1	0.5
-1.000	0.511	0.498	0.500	0.506	0.509	0.506	0.506	0.502
-1.310	0.494	0.498	0.486	0.491	0.491	0.490	0.490	0.489
-2.000	0.464	0.450	0.454	0.460	0.459	0.456	0.458	0.456
-2.310	0.439	0.434	0.430	0.435	0.436	0.435	0.435	0.431
-3.000	0.409	0.403	0.401	0.404	0.404	0.402	0.402	0.401
-3.310	0.381	0.381	0.376	0.380	0.381	0.380	0.381	0.381
-4.000	0.357	0.350	0.341	0.344	0.340	0.344	0.344	0.343
-4.310	0.315	0.320	0.313	0.312	0.315	0.316	0.314	0.314

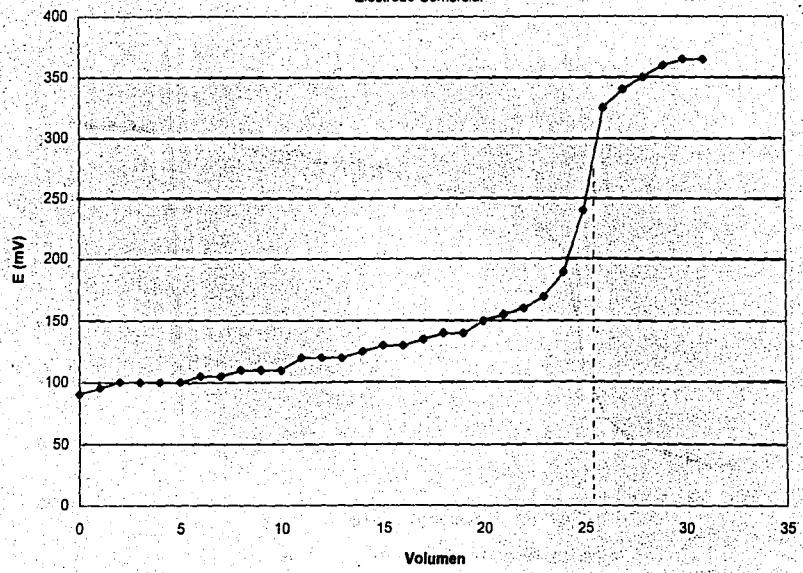


Gráfica 6. Gráfica de las relaciones lineales dadas en la tabla 1, utilizando como electrodo de referencia a  $Ag^0/AgCl_{(s)}$  y una fuerza iónica de 0.2. En la parte superior se muestran los valores promedio observados

**ANEXO II**

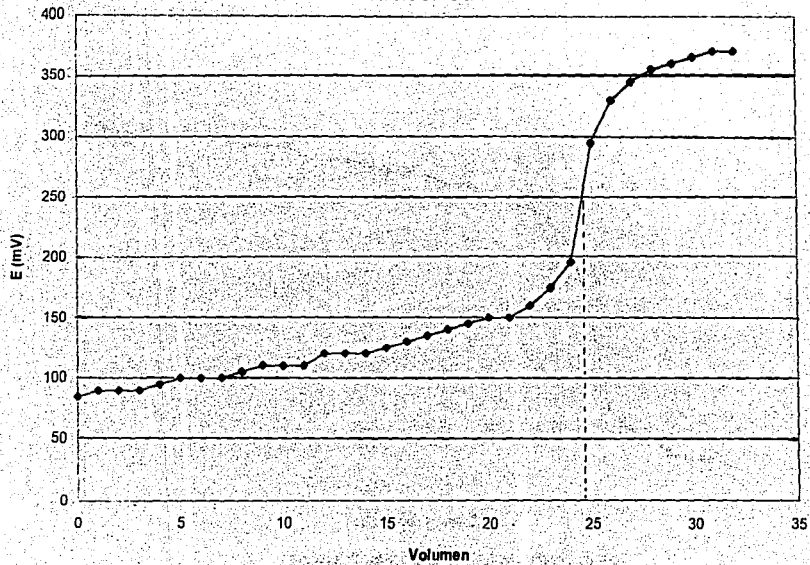
Primera valoración KCl  $\times 10E(-2)$  con  $AgNO_3 \times 10E(-2)$

Electrodo Comercial



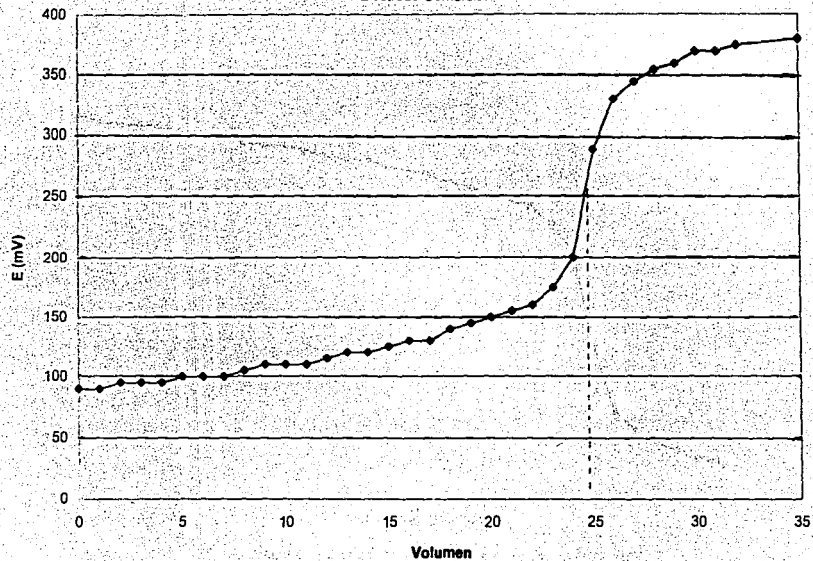
Segunda valoración  $\text{KCl} \times 10\text{E}(-2)$  con  $\text{AgNO}_3 \times 10\text{E}(-2)$

Electrodo Comercial



Tercera valoración KCl  $\times 10E(-2)$  con  $AgNO_3 \times 10E(-2)$

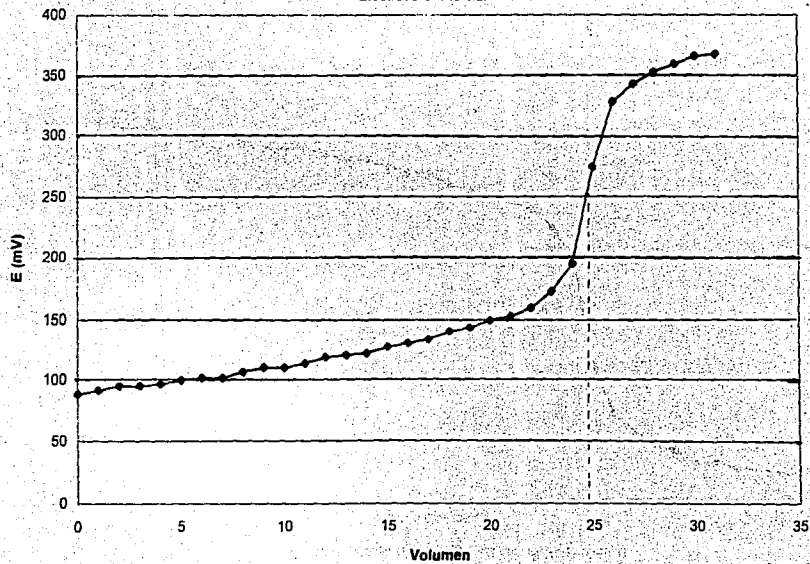
Electrodo Comercial





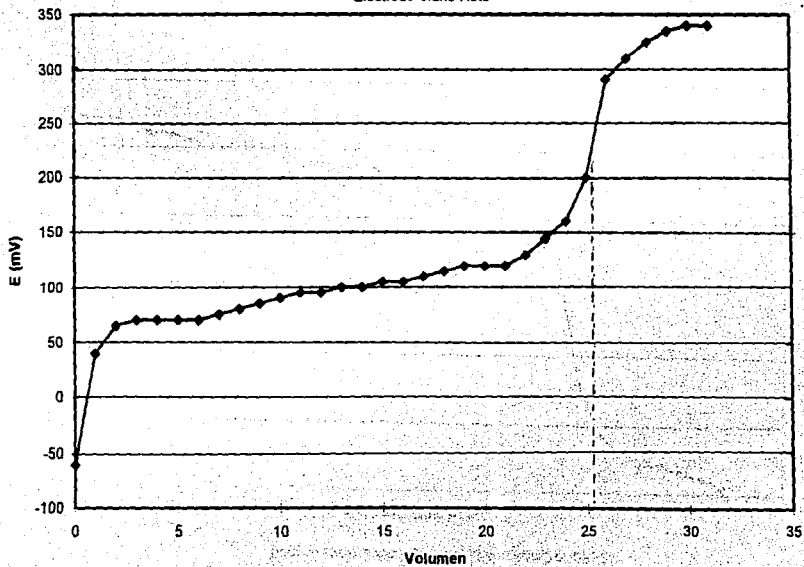
Curva de valoración promedio  $\text{KCl} \times 10\text{E}(-2)$  con  $\text{AgNO}_3 \times 10\text{E}(-2)$

Electrodo Comercial



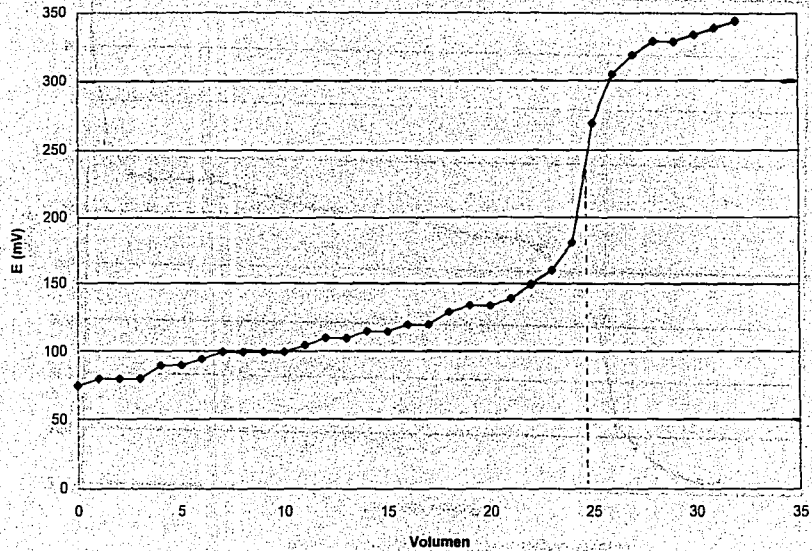
Primera valoración KCl  $\times 10E(-2)$  con  $AgNO_3 \times 10E(-2)$

Electrodo Vidrio Roto



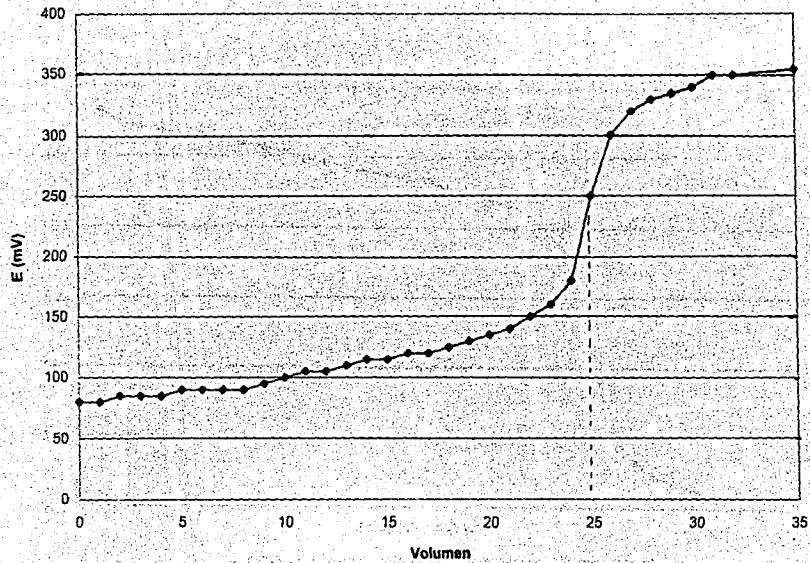
Segunda valoración KCl  $\times 10E(-2)$  con  $AgNO_3 \times 10E(-2)$

Electrodo Vidrio Roto



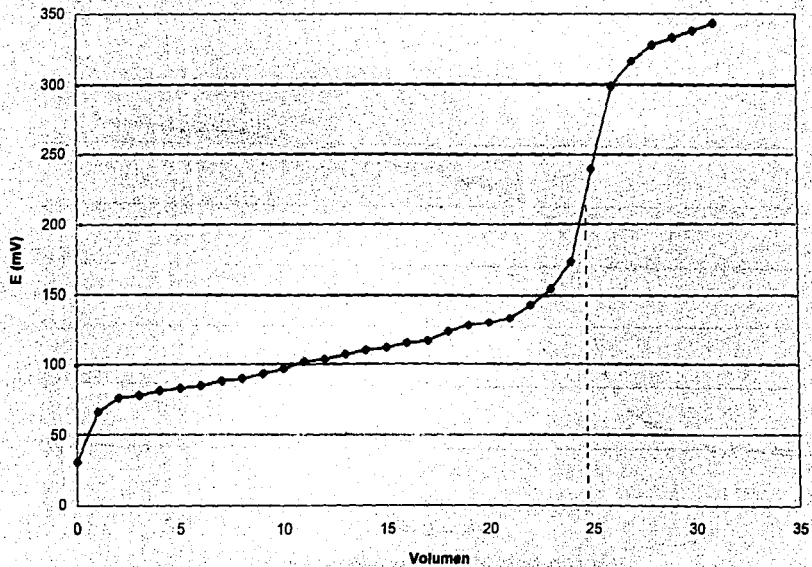
Tercera valoración KCl  $\times 10E(-2)$  con  $AgNO_3 \times 10E(-2)$

Electrodo Vidrio Roto



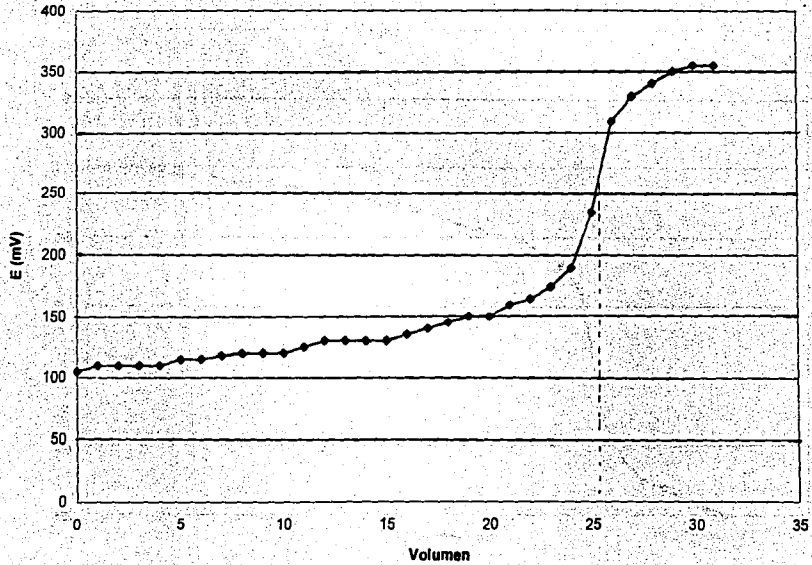
Curva de valoración promedio  $\text{KCl} \times 10\text{E}(-2)$  con  $\text{AgNO}_3 \times 10\text{E}(-2)$

Electrodo Vidrio Roto



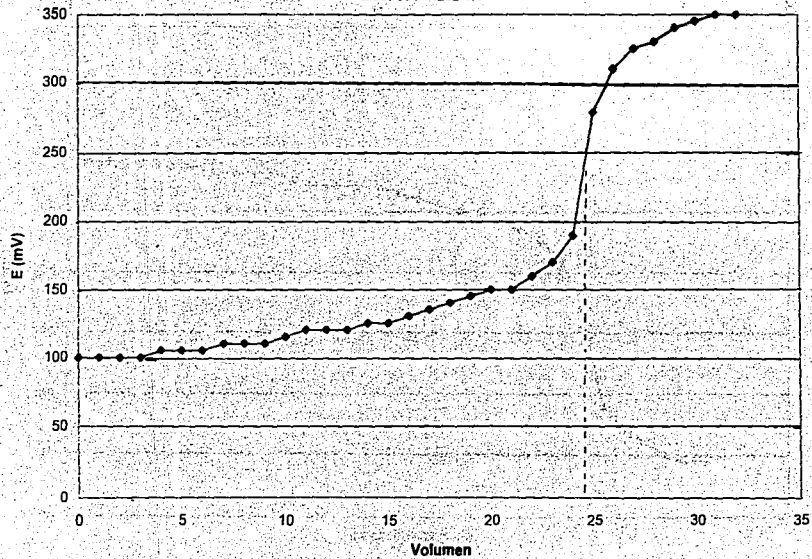
Primera valoración KCl  $\times 10E(-2)$  con  $AgNO_3 \times 10E(-2)$

Electrodo Placa 1.5



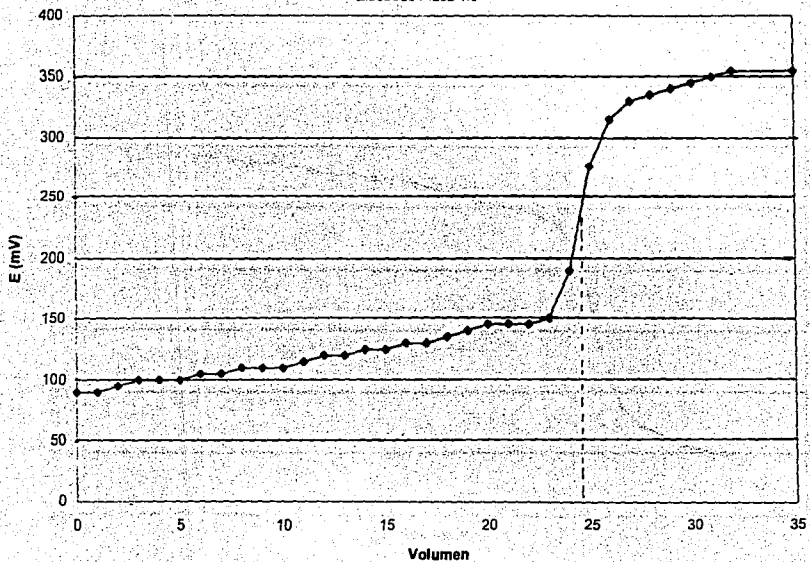
Segunda valoración KCl  $\times 10E(-2)$  con  $AgNO_3 \times 10E(-2)$

Electrodo Placa 1.5



Tercera valoración KCl  $\times 10E(-2)$  con  $AgNO_3 \times 10E(-2)$

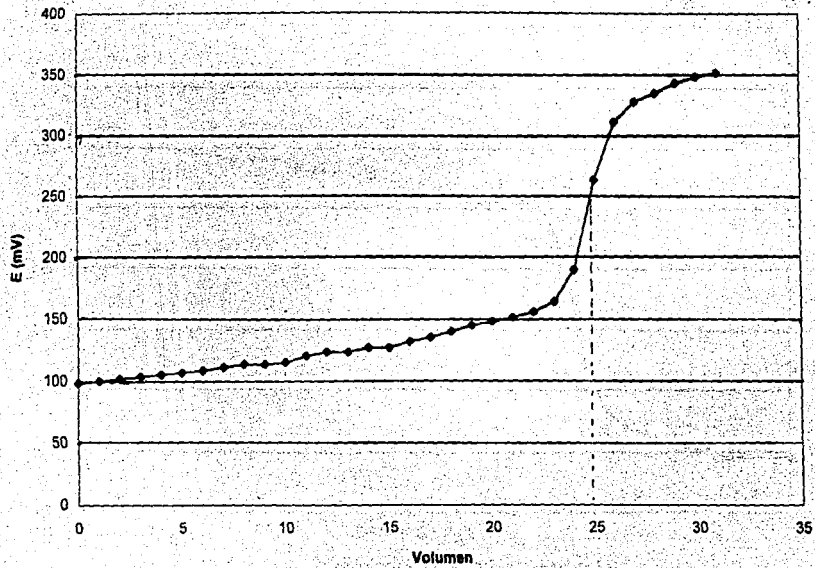
Electrodo Placa 1.5





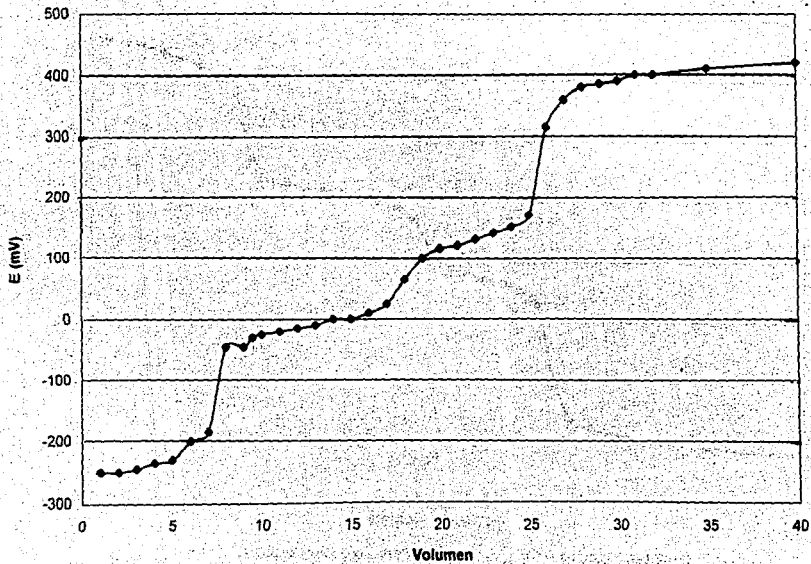
Valoración promedio KCl  $\times 10^2$  con  $\text{AgNO}_3 \times 10^2$

Electrodo Placa 1.5

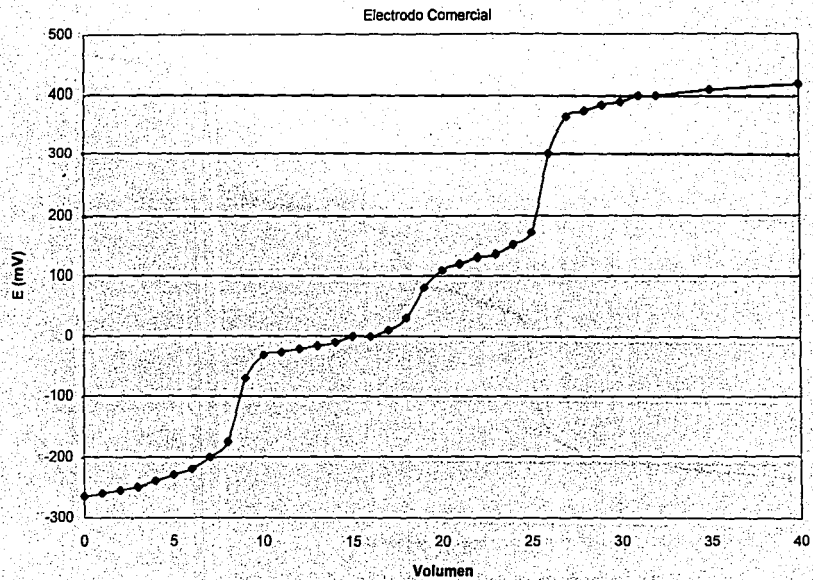


Primera valoración mezcla (KI, KBr, KCl)  $\times 10E(-2)$  con  $AgNO_3 3 \times 10E(-2)$

Electrodo Comercial

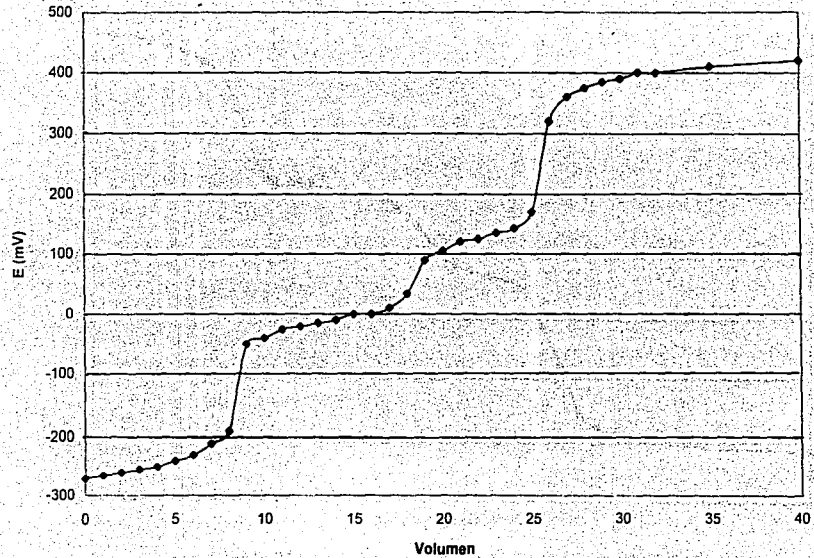


Segunda valoración mezcla (KI, KBr, KCl)  $\times 10E(-2)$  con  $AgNO_3$   $3 \times 10E(-2)$



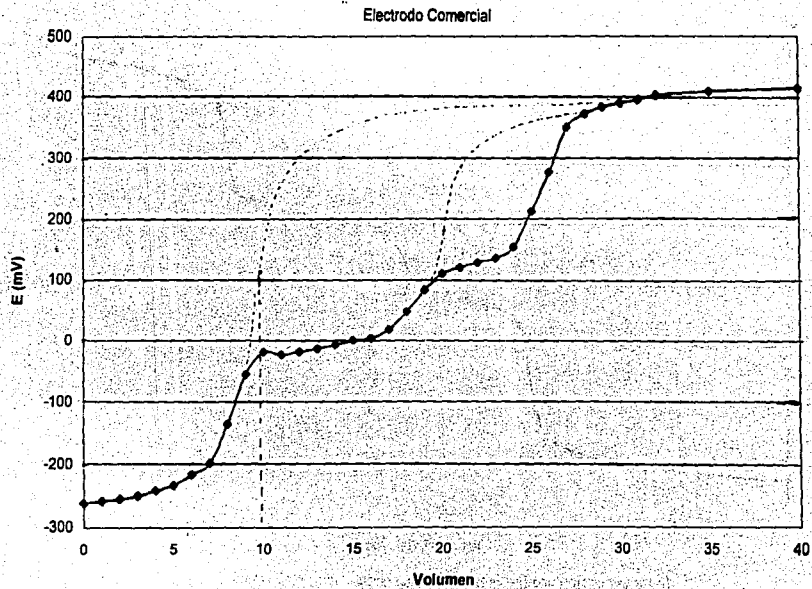
Tercera valoración mezcla (KI, KBr, KCl)  $\times 10E(-2)$  con  $AgNO_3$   $3 \times 10E(-2)$

Electrodo Comercial



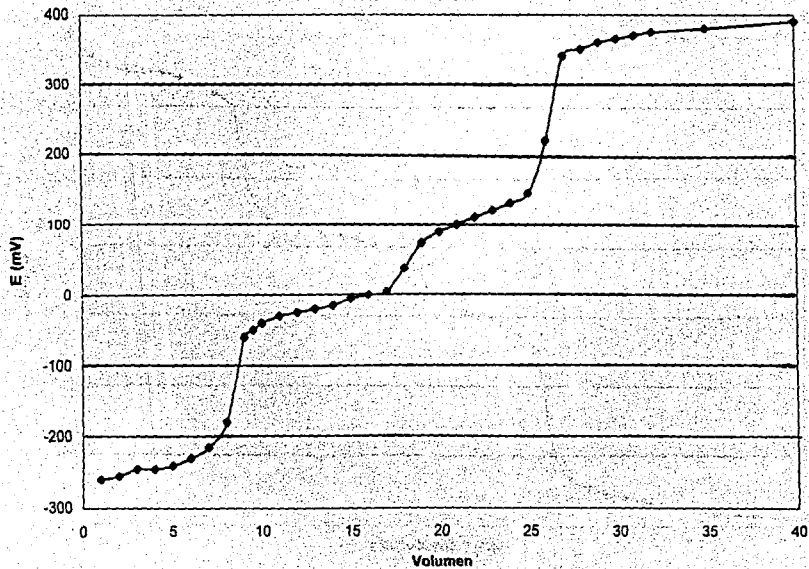
25

Curva de valoración promedio mezcla (KI,KBr,KCl)x10E(-2) con  $\text{AgNO}_3$  3x10E(-2)



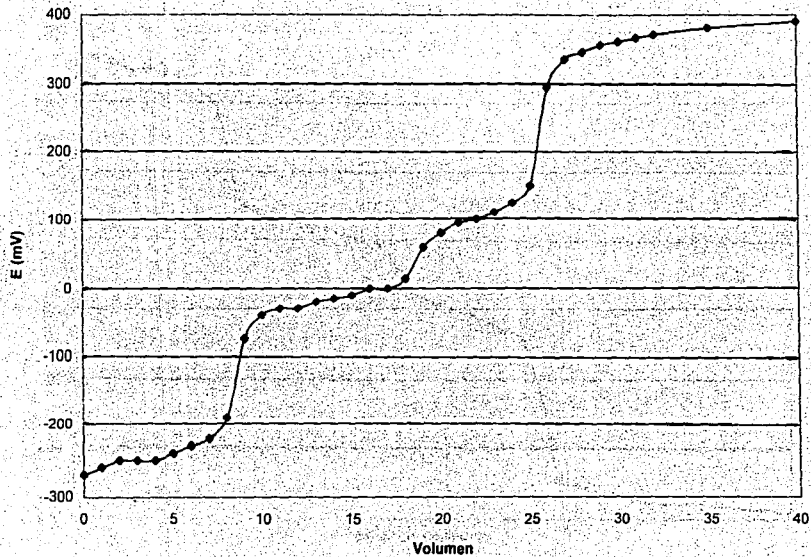
Primera valoración mezcla (KI, KBr, KCl)  $\times 10E(-2)$  con  $AgNO_3$   $3 \times 10E(-2)$

Electrodo Vidrio Roto



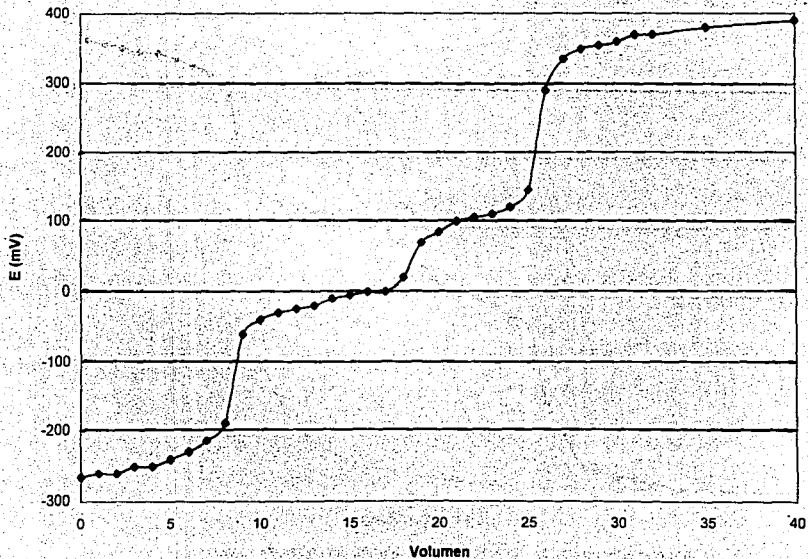
Segunda valoración mezcla (KI, KBr, KCl)  $\times 10E(-2)$  con  $AgNO_3 3 \times 10E(-2)$

Electrodo Vidrio Roto



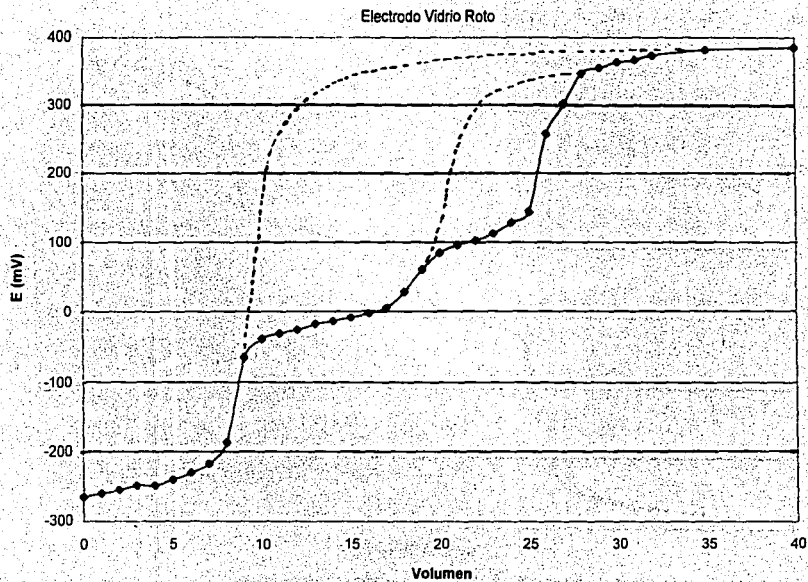
Tercera valoración mezcla (KI, KBr, KCl)  $\times 10E(-2)$  con  $AgNO_3$   $3 \times 10E(-2)$

Electrodo Vidrio Roto



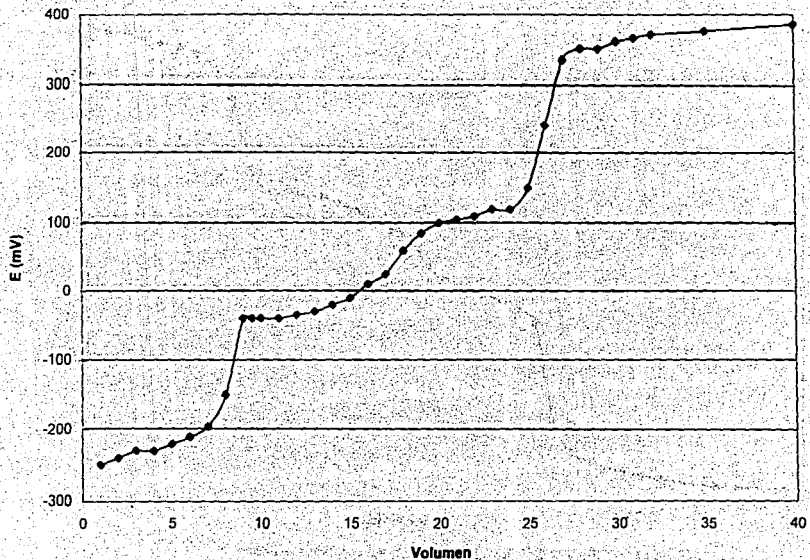


Curva de valoración promedio mezcla (KI, KBr, KCl)  $\times 10E(-2)$  con  $AgNO_3$   $3 \times 10E(-2)$



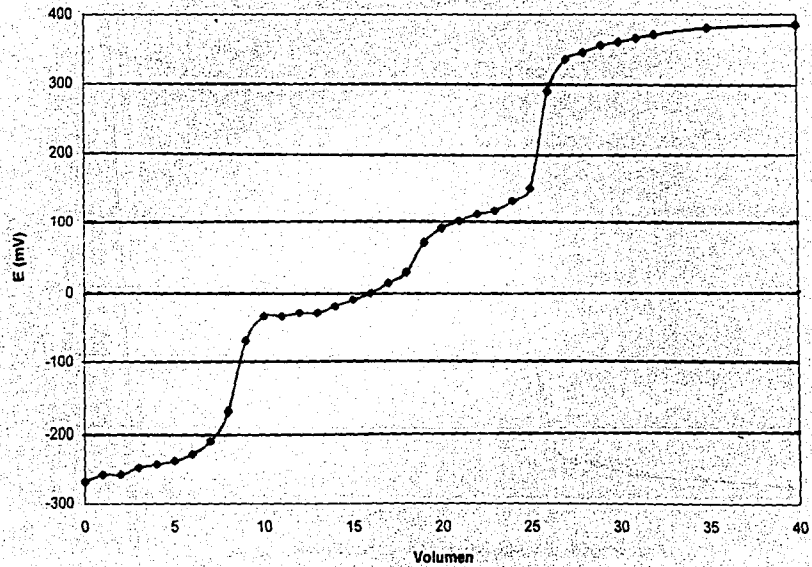
Primera valoración mezcla (KI, KBr, KCl)  $\times 10E(-2)$  con  $AgNO_3$   $3 \times 10E(-2)$

Placa 1.5



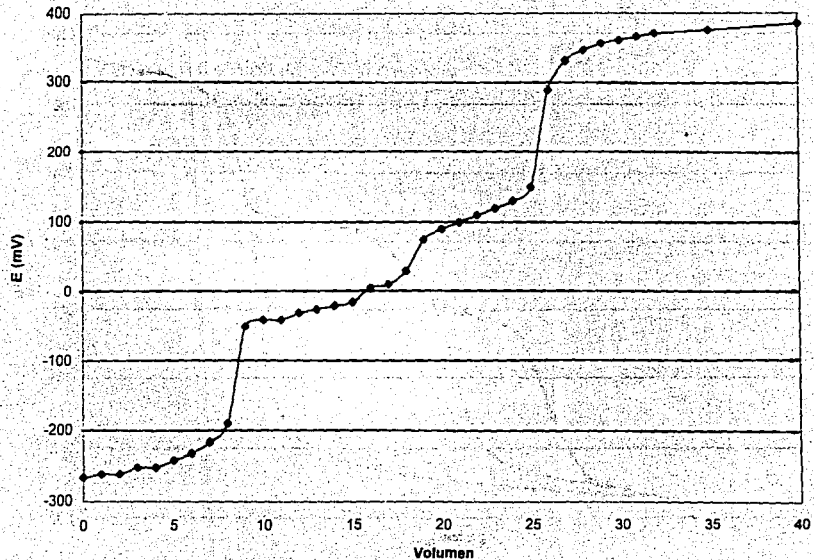
Segunda valoración mezcla (KI, KBr, KCl)  $\times 10E(-2)$  con  $AgNO_3 3 \times 10E(-2)$

Placa 1.5



Tercera valoración mezcla (KI, KBr, KCl) x 10E(-2) con AgNO3 3x10E(-2)

Placa 1.5



Curva de valoración promedio mezcla (KI, KBr, KCl)  $\times 10E(-2)$  con  $AgNO_3 3 \times 10E(-2)$

Placa 1.5

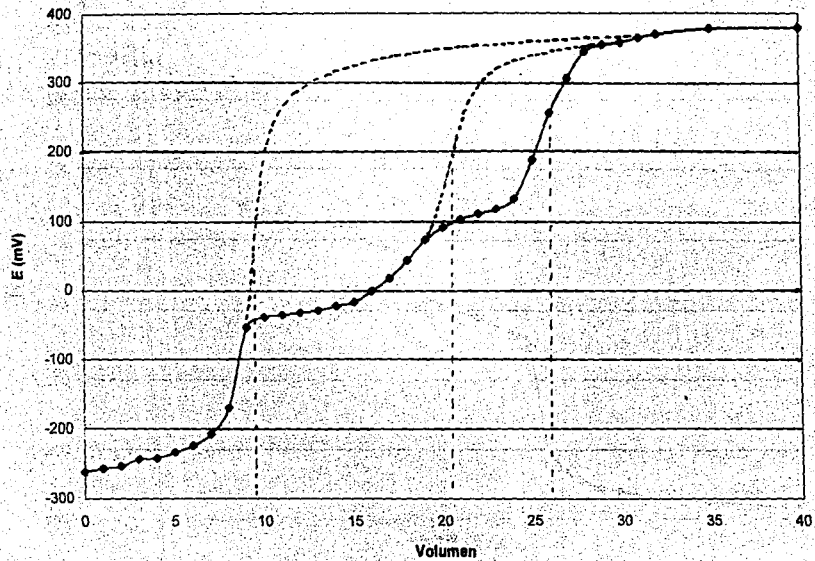


TABLA 7.- VALORES DE POTENCIAL EN VOLTS DE LAS CURVAS DE VALORACION REALIZADAS PARA LOS ANALISIS POTENCIOMETRICOS.

1a. VALORACION KCl  $10^{-2}$  CON  $AgNO_3$   $10^{-2}$  M

Volumen ml	EC volts	EVR volts	Placa 1.5 volts
0	0.090	-0.060	0.105
1	0.095	0.040	0.110
2	0.100	0.065	0.110
3	0.100	0.070	0.110
4	0.100	0.070	0.110
5	0.100	0.070	0.115
6	0.105	0.070	0.115
7	0.105	0.075	0.118
8	0.110	0.080	0.120
9	0.110	0.085	0.120
10	0.110	0.090	0.120
11	0.120	0.095	0.125
12	0.120	0.095	0.130
13	0.120	0.100	0.130
14	0.125	0.100	0.130
15	0.130	0.105	0.130
16	0.130	0.105	0.135
17	0.135	0.110	0.140
18	0.140	0.115	0.145
19	0.140	0.120	0.150
20	0.150	0.120	0.150
21	0.155	0.120	0.160
22	0.160	0.130	0.165
23	0.170	0.145	0.175
24	0.190	0.160	0.190
25	0.240	0.200	0.235
26	0.325	0.290	0.310
27	0.340	0.310	0.330
28	0.350	0.325	0.340
29	0.360	0.335	0.350
30	0.365	0.340	0.355
31	0.365	0.340	0.355

Continua

2a. VALORACION KCl  $10^{-2}$  - CON AgNO<sub>3</sub>  $10^{-2}$  M

Volumen ml	EC volts	EVR volts	Placa 1.5 volts
0	0.085	0.075	0.100
1	0.090	0.080	0.100
2	0.090	0.080	0.100
3	0.090	0.080	0.100
4	0.095	0.090	0.105
5	0.100	0.090	0.105
6	0.100	0.095	0.105
7	0.100	0.100	0.110
8	0.105	0.100	0.110
9	0.110	0.100	0.110
10	0.110	0.100	0.115
11	0.110	0.105	0.120
12	0.120	0.110	0.120
13	0.120	0.110	0.120
14	0.120	0.115	0.125
15	0.125	0.115	0.125
16	0.130	0.120	0.130
17	0.135	0.120	0.135
18	0.140	0.130	0.140
19	0.145	0.135	0.145
20	0.150	0.135	0.150
21	0.150	0.140	0.150
22	0.160	0.150	0.160
23	0.175	0.160	0.170
24	0.195	0.180	0.190
25	0.295	0.270	0.280
26	0.330	0.305	0.310
27	0.345	0.320	0.325
28	0.355	0.330	0.330
29	0.360	0.330	0.340
30	0.365	0.335	0.345
31	0.370	0.340	0.350
32	0.370	0.345	0.350

Continua

3a. VALORACION KCl  $10^{-2}$  CON  $AgNO_3 \cdot 10^{-2}$  M

Volumen ml	EC volts	EVR volts	Placa 1,5 volts
0	0.09	0.08	0.09
1	0.09	0.08	0.09
2	0.095	0.085	0.095
3	0.095	0.085	0.1
4	0.095	0.085	0.1
5	0.1	0.09	0.1
6	0.1	0.09	0.105
7	0.1	0.09	0.105
8	0.105	0.09	0.11
9	0.11	0.095	0.11
10	0.11	0.1	0.11
11	0.11	0.105	0.115
12	0.115	0.105	0.12
13	0.12	0.11	0.12
14	0.12	0.115	0.125
15	0.125	0.115	0.125
16	0.13	0.12	0.13
17	0.13	0.12	0.13
18	0.14	0.125	0.135
19	0.145	0.13	0.14
20	0.15	0.135	0.145
21	0.155	0.14	0.145
22	0.16	0.15	0.145
23	0.175	0.16	0.15
24	0.2	0.18	0.19
25	0.29	0.25	0.275
26	0.33	0.3	0.315
27	0.345	0.32	0.33
28	0.355	0.33	0.335
29	0.36	0.335	0.34
30	0.37	0.34	0.345
31	0.37	0.35	0.35
32	0.375	0.35	0.355
35	0.38	0.355	0.355



PROMEDIO DE LA VALORACION KCl  $10^{-2}$  CON AgNO<sub>3</sub>  $10^{-2}$  M

Volumen ml	EC volts	EVR volts	Placa 1.5 volts
0	0.088	0.032	0.098
1	0.092	0.067	0.100
2	0.095	0.077	0.102
3	0.095	0.078	0.103
4	0.097	0.082	0.105
5	0.100	0.083	0.107
6	0.102	0.085	0.108
7	0.102	0.088	0.111
8	0.107	0.090	0.113
9	0.110	0.093	0.113
10	0.110	0.097	0.115
11	0.113	0.102	0.120
12	0.118	0.103	0.123
13	0.120	0.107	0.123
14	0.122	0.110	0.127
15	0.127	0.112	0.127
16	0.130	0.115	0.132
17	0.133	0.117	0.135
18	0.140	0.123	0.140
19	0.143	0.128	0.145
20	0.150	0.130	0.148
21	0.153	0.133	0.152
22	0.160	0.143	0.157
23	0.173	0.155	0.165
24	0.195	0.173	0.190
25	0.275	0.240	0.263
26	0.328	0.298	0.312
27	0.343	0.317	0.328
28	0.353	0.328	0.335
29	0.360	0.333	0.343
30	0.367	0.338	0.348
31	0.368	0.343	0.352

Continua

Ia. VALORACION MEZCLA (KI, KBI, KCI)  $10^{-2}$  CON  $AgNO_3$   $3 \times 10^{-2}$  M.

Volumen ml	EC volts	EVR volts	Placa 1.5 volts
0	-0.250	-0.260	-0.250
1	-0.250	-0.260	-0.250
2	-0.250	-0.255	-0.240
3	-0.245	-0.245	-0.230
4	-0.235	-0.245	-0.230
5	-0.230	-0.240	-0.220
6	-0.200	-0.230	-0.210
7	-0.185	-0.215	-0.195
8	-0.045	-0.180	-0.150
9	-0.045	-0.060	-0.040
9.5	-0.003	-0.050	-0.040
10	-0.025	-0.040	-0.040
11	-0.020	-0.030	-0.040
12	-0.015	-0.025	-0.035
13	-0.010	-0.020	-0.030
14	0.000	-0.015	-0.020
15	0.000	-0.005	-0.010
16	0.010	0.000	0.010
17	0.025	0.005	0.025
18	0.065	0.040	0.060
19	0.100	0.075	0.085
20	0.115	0.090	0.100
21	0.120	0.100	0.105
22	0.130	0.110	0.110
23	0.140	0.120	0.120
24	0.150	0.130	0.120
25	0.170	0.145	0.150
26	0.315	0.220	0.240
27	0.360	0.340	0.335
28	0.380	0.350	0.350
29	0.385	0.360	0.350
30	0.390	0.365	0.360
31	0.400	0.370	0.365
32	0.400	0.375	0.370
35	0.410	0.380	0.375
40	0.420	0.390	0.385

2a. VALORACION MEZCLA (KI, KBI, KCI)  $10^{-2}$  CON  $\text{AgNO}_3 \cdot 3 \times 10^{-2} \text{ M}$ 

Volumen ml	EC volts	EVR volts	Placa 1.5 volts
0	-0.265	-0.270	-0.270
1	-0.260	-0.260	-0.260
2	-0.255	-0.250	-0.260
3	-0.250	-0.250	-0.250
4	-0.240	-0.250	-0.245
5	-0.230	-0.240	-0.240
6	-0.220	-0.230	-0.230
7	-0.200	-0.220	-0.210
8	-0.175	-0.190	-0.170
9	-0.070	-0.075	-0.070
10	-0.030	-0.040	-0.035
11	-0.025	-0.030	-0.035
12	-0.020	-0.030	-0.030
13	-0.015	-0.020	-0.030
14	-0.010	-0.015	-0.020
15	0.000	-0.010	-0.010
16	0.000	0.000	0.000
17	0.010	0.000	0.015
18	0.030	0.015	0.030
19	0.080	0.060	0.070
20	0.110	0.080	0.090
21	0.120	0.095	0.100
22	0.130	0.100	0.110
23	0.135	0.110	0.115
24	0.150	0.125	0.130
25	0.170	0.150	0.150
26	0.300	0.295	0.290
27	0.365	0.335	0.335
28	0.375	0.345	0.345
29	0.385	0.355	0.355
30	0.390	0.360	0.360
31	0.400	0.365	0.365
32	0.400	0.370	0.370
35	0.410	0.380	0.380
40	0.420	0.390	0.385

Continua

3a. VALORACION MEZCLA (KI, KBr, KCl)  $10^{-2}$  CON  $\text{AgNO}_3$   $3 \times 10^{-2} \text{M}$ 

Volumen ml	EC volts	EVR volts	Placa 1,5 volts
0	-0.270	-0.265	-0.265
1	-0.265	-0.260	-0.260
2	-0.260	-0.260	-0.260
3	-0.255	-0.250	-0.250
4	-0.250	-0.250	-0.250
5	-0.240	-0.240	-0.240
6	-0.230	-0.230	-0.230
7	-0.210	-0.215	-0.215
8	-0.190	-0.190	-0.190
9	-0.050	-0.060	-0.050
10	-0.040	-0.040	-0.040
11	-0.025	-0.030	-0.040
12	-0.020	-0.025	-0.030
13	-0.015	-0.020	-0.025
14	-0.010	-0.010	-0.020
15	0.000	-0.005	-0.015
16	0.000	0.000	0.050
17	0.010	0.000	0.010
18	0.035	0.020	-0.030
19	0.090	0.070	0.075
20	0.105	0.085	0.090
21	0.120	0.100	0.100
22	0.125	0.105	0.110
23	0.135	0.110	0.120
24	0.142	0.120	0.130
25	0.170	0.145	0.150
26	0.320	0.090	0.290
27	0.360	0.335	0.330
28	0.375	0.350	0.345
29	0.385	0.355	0.355
30	0.390	0.360	0.360
31	0.400	0.370	0.365
32	0.400	0.370	0.370
35	0.410	0.380	0.375
40	0.420	0.390	0.385

Continua

PROMEDIO DE LA VALORACION MEZCLA (KI:KBI,KCI)  $10^{-2}$  CON  $AgNO_3$   $3 \times 10^{-2}$  M

Volumen ml	EC volts	EVR volts	Placa 1.5 volts
0	-0.262	-0.265	-0.262
1	-0.258	-0.260	-0.257
2	-0.255	-0.255	-0.253
3	-0.250	-0.248	-0.243
4	-0.242	-0.248	-0.242
5	-0.233	-0.240	-0.233
6	-0.217	-0.230	-0.223
7	-0.198	-0.217	-0.207
8	-0.137	-0.187	-0.170
9	-0.055	-0.065	-0.053
10	-0.019	-0.040	-0.038
11	-0.023	-0.032	-0.035
12	-0.018	-0.027	-0.032
13	-0.013	-0.018	-0.028
14	-0.007	-0.013	-0.022
15	0.000	-0.008	0.007
16	0.003	-0.002	0.000
17	0.018	0.007	0.018
18	0.048	0.030	0.043
19	0.083	0.062	0.073
20	0.110	0.085	0.092
21	0.120	0.097	0.103
22	0.128	0.103	0.112
23	0.136	0.113	0.118
24	0.153	0.130	0.133
25	0.213	0.123	0.187
26	0.277	0.258	0.257
27	0.352	0.302	0.307
28	0.373	0.347	0.345
29	0.385	0.355	0.355
30	0.392	0.363	0.358
31	0.397	0.367	0.365
32	0.403	0.373	0.370
35	0.410	0.382	0.378
40	0.415	0.385	0.380

TABLA 8. POTENCIALES MEDIDOS EN VOLTS DE CADA ELECTRODO PARA LAS DIFERENTES CONDICIONES EXPERIMENTALES.

FUERZA IONICA = 0.5		ELECTRODO REF. Ag <sup>0</sup> /AgCl <sub>(s)</sub>							
Log[Ag <sup>+</sup> ]	-1.000	-1.300	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305	
EC	0.510	0.490	0.460	0.430	0.400	0.370	0.340	0.310	
EVR	0.500	0.480	0.460	0.420	0.410	0.380	0.355	0.320	
ECIL	0.500	0.480	0.445	0.430	0.390	0.370	0.330	0.310	
Placa 2.5	0.510	0.490	0.450	0.430	0.395	0.370	0.340	0.310	
Placa 2.0	0.505	0.490	0.455	0.430	0.400	0.370	0.330	0.305	
Placa 1.5	0.505	0.490	0.450	0.430	0.400	0.370	0.340	0.310	
Placa 1.0	0.500	0.485	0.450	0.425	0.400	0.370	0.330	0.300	
Placa 0.5	0.500	0.490	0.450	0.420	0.400	0.370	0.330	0.300	

FUERZA IONICA = 0.5		ELECTRODO REF. Ag <sup>0</sup> /AgCl <sub>(s)</sub>							
Log[Ag <sup>+</sup> ]	-1.000	-1.300	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305	
EC	0.510	0.490	0.455	0.435	0.400	0.375	0.340	0.315	
EVR	0.495	0.480	0.455	0.440	0.410	0.395	0.360	0.335	
ECIL	0.500	0.480	0.450	0.425	0.395	0.370	0.325	0.305	
Placa 2.5	0.500	0.485	0.450	0.430	0.400	0.360	0.325	0.305	
Placa 2.0	0.505	0.485	0.450	0.430	0.400	0.370	0.330	0.310	
Placa 1.5	0.500	0.485	0.450	0.425	0.395	0.370	0.335	0.310	
Placa 1.0	0.500	0.485	0.450	0.425	0.395	0.365	0.335	0.310	
Placa 0.5	0.500	0.480	0.450	0.425	0.390	0.370	0.335	0.310	

FUERZA IONICA = 0.5		ELECTRODO REF. Ag <sup>0</sup> /AgCl <sub>(s)</sub>							
Log[Ag <sup>+</sup> ]	-1.000	-1.300	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305	
EC	0.510	0.490	0.460	0.435	0.400	0.375	0.345	0.315	
EVR	0.505	0.490	0.465	0.450	0.430	0.400	0.370	0.345	
ECIL	0.500	0.480	0.450	0.420	0.390	0.365	0.340	0.305	
Placa 2.5	0.510	0.485	0.450	0.430	0.395	0.365	0.330	0.300	
Placa 2.0	0.510	0.490	0.455	0.425	0.400	0.365	0.330	0.300	
Placa 1.5	0.505	0.490	0.450	0.435	0.400	0.370	0.340	0.300	
Placa 1.0	0.505	0.485	0.450	0.430	0.395	0.360	0.330	0.300	
Placa 0.5	0.500	0.485	0.450	0.430	0.400	0.370	0.330	0.305	

FUERZA IONICA = 0.5		ELECTRODO REF. Ag <sup>0</sup> /AgCl <sub>(s)</sub>							
Log[Ag <sup>+</sup> ]	-1.000	-1.300	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305	
EC	0.510	0.590	0.455	0.435	0.400	0.380	0.345	0.320	
EVR	0.505	0.480	0.455	0.420	0.390	0.360	0.350	0.350	
ECIL	0.500	0.490	0.445	0.420	0.390	0.360	0.320	0.305	
Placa 2.5	0.510	0.590	0.450	0.430	0.390	0.360	0.320	0.300	
Placa 2.0	0.500	0.490	0.450	0.430	0.390	0.370	0.320	0.290	
Placa 1.5	0.505	0.480	0.450	0.430	0.400	0.360	0.335	0.290	
Placa 1.0	0.510	0.490	0.455	0.430	0.390	0.360	0.335	0.290	
Placa 0.5	0.505	0.485	0.450	0.425	0.395	0.360	0.330	0.290	

Continua

## FUERZA IÓNICA=0.2

	-1.000	-1.300	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305
Log(Ag <sup>+</sup> )	-1.000	-1.300	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305
EC	0.505	0.485	0.460	0.440	0.405	0.380	0.350	0.320
EVR	0.470	0.460	0.435	0.420	0.385	0.360	0.335	0.290
ECIL	0.490	0.470	0.445	0.425	0.385	0.360	0.330	0.300
Placa 2.5	0.500	0.480	0.450	0.420	0.385	0.360	0.330	0.315
Placa 2.0	0.500	0.480	0.430	0.420	0.385	0.360	0.335	0.315
Placa 1.5	0.495	0.475	0.445	0.420	0.390	0.370	0.350	0.315
Placa 1.0	0.500	0.480	0.440	0.420	0.390	0.360	0.340	0.305
Placa 0.5	0.495	0.470	0.445	0.430	0.390	0.370	0.340	0.310

ELECTRODO REF. Ag<sup>+</sup>/AgCl<sub>(s)</sub>

## FUERZA IÓNICA=0.2

	-1.000	-	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305
Log(Ag <sup>+</sup> )	-1.000	-	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305
EC	0.500	-	0.455	0.435	0.415	0.380	0.340	0.315
EVR	0.048	-	0.455	0.440	0.420	0.385	0.370	0.350
ECIL	0.480	-	0.460	0.430	0.400	0.370	0.335	0.310
Placa 2.5	0.490	-	0.455	0.430	0.395	0.365	0.330	0.305
Placa 2.0	0.485	-	0.450	0.435	0.395	0.370	0.340	0.305
Placa 1.5	0.480	-	0.450	0.435	0.395	0.370	0.335	0.310
Placa 1.0	0.485	-	0.450	0.430	0.395	0.370	0.330	0.305
Placa 0.5	0.485	-	0.450	0.430	0.395	0.370	0.330	0.300

ELECTRODO REF. Ag<sup>+</sup>/AgCl<sub>(s)</sub>

## FUERZA IÓNICA=0.2

	-1.000	-	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305
Log(Ag <sup>+</sup> )	-1.000	-	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305
EC	0.495	-	0.450	0.435	0.400	0.380	0.355	0.320
EVR	0.480	-	0.455	0.440	0.420	0.385	0.370	0.350
ECIL	0.485	-	0.455	0.425	0.390	0.365	0.335	0.310
Placa 2.5	0.485	-	0.450	0.425	0.390	0.365	0.330	0.310
Placa 2.0	0.485	-	0.450	0.430	0.395	0.370	0.330	0.310
Placa 1.5	0.480	-	0.455	0.425	0.390	0.370	0.335	0.310
Placa 1.0	0.485	-	0.440	0.415	0.390	0.370	0.330	0.305
Placa 0.5	0.480	-	0.440	0.425	0.390	0.365	0.335	0.310

ELECTRODO REF. Ag<sup>+</sup>/AgCl<sub>(s)</sub>

## FUERZA IÓNICA=0.2

	-1.000	-	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305
Log(Ag <sup>+</sup> )	-1.000	-	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305
EC	0.500	-	0.455	0.440	0.405	0.380	0.350	0.320
EVR	0.480	-	0.460	0.450	0.420	0.380	0.340	0.320
ECIL	0.480	-	0.455	0.420	0.390	0.365	0.330	0.305
Placa 2.5	0.490	-	0.450	0.430	0.400	0.375	0.330	0.300
Placa 2.0	0.490	-	0.455	0.435	0.400	0.375	0.330	0.310
Placa 1.5	0.490	-	0.455	0.430	0.400	0.370	0.335	0.305
Placa 1.0	0.500	-	0.455	0.425	0.395	0.365	0.335	0.295
Placa 0.5	0.490	-	0.450	0.425	0.400	0.370	0.330	0.300

ELECTRODO REF. Ag<sup>+</sup>/AgCl<sub>(s)</sub>

Continua

## SIN CONTROL DE FUERZA IONICA

	-1.000	-1.300	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305
Log(Ag <sup>+</sup> )	-1.000	-1.300	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305
EC	0.505	0.485	0.460	0.440	0.405	0.380	0.350	0.320
EVR	0.470	0.460	0.435	0.420	0.385	0.360	0.335	0.290
ECIL	0.490	0.470	0.445	0.425	0.385	0.360	0.330	0.300
Placa 2.5	0.500	0.480	0.450	0.420	0.385	0.360	0.330	0.315
Placa 2.0	0.500	0.480	0.430	0.420	0.385	0.360	0.335	0.315
Placa 1.5	0.495	0.475	0.445	0.420	0.390	0.370	0.350	0.315
Placa 1.0	0.500	0.480	0.440	0.420	0.390	0.360	0.340	0.305
Placa 0.5	0.495	0.470	0.445	0.430	0.390	0.370	0.340	0.310

ELECTRODO REF. Ag<sup>+</sup>/AgCl(s)

## SIN CONTROL DE FUERZA IONICA

	-1.000	-	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305
Log(Ag <sup>+</sup> )	-1.000	-	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305
EC	0.500	-	0.455	0.435	0.415	0.380	0.340	0.315
EVR	0.480	-	0.455	0.440	0.420	0.385	0.370	0.350
ECIL	0.480	-	0.460	0.430	0.400	0.370	0.335	0.310
Placa 2.5	0.490	-	0.455	0.430	0.395	0.365	0.330	0.305
Placa 2.0	0.485	-	0.450	0.435	0.395	0.370	0.340	0.305
Placa 1.5	0.480	-	0.450	0.435	0.395	0.370	0.335	0.310
Placa 1.0	0.485	-	0.450	0.430	0.395	0.370	0.330	0.305
Placa 0.5	0.485	-	0.450	0.430	0.395	0.370	0.330	0.300

ELECTRODO REF. Ag<sup>+</sup>/AgCl(s)

## SIN CONTROL DE FUERZA IONICA

	-1.000	-	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305
Log(Ag <sup>+</sup> )	-1.000	-	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305
EC	0.495	-	0.450	0.435	0.400	0.380	0.355	0.320
EVR	0.480	-	0.455	0.440	0.420	0.385	0.370	0.350
ECIL	0.485	-	0.455	0.425	0.390	0.365	0.335	0.310
Placa 2.5	0.485	-	0.450	0.425	0.390	0.365	0.330	0.310
Placa 2.0	0.485	-	0.450	0.430	0.395	0.370	0.330	0.310
Placa 1.5	0.480	-	0.455	0.425	0.390	0.370	0.335	0.310
Placa 1.0	0.485	-	0.440	0.415	0.390	0.370	0.330	0.305
Placa 0.5	0.480	-	0.440	0.425	0.390	0.365	0.335	0.310

ELECTRODO REF. Ag<sup>+</sup>/AgCl(s)

## SIN CONTROL DE FUERZA IONICA

	-1.000	-	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305
Log(Ag <sup>+</sup> )	-1.000	-	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305
EC	0.500	-	0.455	0.440	0.405	0.380	0.350	0.320
EVR	0.480	-	0.460	0.450	0.420	0.380	0.340	0.320
ECIL	0.480	-	0.455	0.420	0.390	0.365	0.330	0.305
Placa 2.5	0.490	-	0.450	0.430	0.400	0.375	0.330	0.300
Placa 2.0	0.490	-	0.455	0.435	0.400	0.375	0.330	0.310
Placa 1.5	0.490	-	0.455	0.430	0.400	0.370	0.335	0.305
Placa 1.0	0.500	-	0.455	0.425	0.395	0.365	0.335	0.295
Placa 0.5	0.490	-	0.450	0.425	0.400	0.370	0.330	0.300

ELECTRODO REF. Ag<sup>+</sup>/AgCl(s)

Continua



## FUERZA IONICA= 0.5

	-1.000	-1.300	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305
Log[Ag+]								
EC	0.500	0.475	0.440	0.415	0.380	0.355	0.315	0.290
EVR	0.485	0.460	0.430	0.405	0.370	0.350	0.300	0.280
ECIL	0.490	0.470	0.435	0.410	0.375	0.345	0.305	0.900
Placa 2.5	0.490	0.470	0.430	0.410	0.380	0.350	0.305	0.290
Placa 2.0	0.485	0.470	0.435	0.410	0.375	0.350	0.315	0.290
Placa 1.5	0.485	0.470	0.435	0.410	0.375	0.350	0.315	0.290
Placa 1.0	0.480	0.470	0.430	0.410	0.375	0.350	0.315	0.290
Placa 0.5	0.485	0.465	0.430	0.410	0.375	0.350	0.315	0.290

## ELECTRODO REF.CALOMEL

## FUERZA IONICA= 0.5

	-1.000	-1.300	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305
Log[Ag+]								
EC	0.490	0.470	0.435	0.410	0.380	0.355	0.320	0.290
EVR	0.490	0.475	0.440	0.415	0.385	0.365	0.330	0.305
ECIL	0.480	0.460	0.420	0.400	0.370	0.345	0.310	0.285
Placa 2.5	0.490	0.470	0.430	0.410	0.375	0.345	0.305	0.285
Placa 2.0	0.490	0.475	0.435	0.410	0.375	0.340	0.305	0.285
Placa 1.5	0.490	0.470	0.435	0.410	0.380	0.350	0.315	0.290
Placa 1.0	0.485	0.470	0.430	0.405	0.370	0.340	0.310	0.290
Placa 0.5	0.485	0.470	0.430	0.410	0.370	0.340	0.310	0.290

## ELECTRODO REF.CALOMEL

## FUERZA IONICA= 0.5

	-1.000	-1.300	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305
Log[Ag+]								
EC	0.485	0.465	0.430	0.410	0.375	0.350	0.315	0.290
EVR	0.470	0.455	0.420	0.390	0.355	0.355	0.315	0.280
ECIL	0.470	0.460	0.420	0.395	0.360	0.335	0.310	0.280
Placa 2.5	0.480	0.460	0.430	0.410	0.365	0.340	0.300	0.280
Placa 2.0	0.480	0.460	0.420	0.400	0.360	0.340	0.300	0.275
Placa 1.5	0.480	0.460	0.430	0.400	0.370	0.340	0.300	0.270
Placa 1.0	0.480	0.460	0.425	0.400	0.360	0.335	0.300	0.270
Placa 0.5	0.480	0.460	0.420	0.400	0.365	0.340	0.300	0.270

## ELECTRODO REF.CALOMEL

## FUERZA IONICA= 0.5

	-1.000	-1.300	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305
Log[Ag+]								
EC	0.480	0.465	0.430	0.410	0.370	0.350	0.310	0.200
EVR	0.470	0.460	0.430	0.405	0.375	0.350	0.320	0.295
ECIL	0.470	0.450	0.420	0.400	0.365	0.340	0.300	0.285
Placa 2.5	0.480	0.465	0.425	0.405	0.370	0.345	0.300	0.275
Placa 2.0	0.480	0.465	0.430	0.405	0.370	0.345	0.300	0.275
Placa 1.5	0.480	0.465	0.425	0.405	0.370	0.340	0.310	0.280
Placa 1.0	0.480	0.460	0.425	0.400	0.365	0.340	0.300	0.270
Placa 0.5	0.475	0.460	0.420	0.400	0.365	0.340	0.300	0.275

## ELECTRODO REF.CALOMEL

Continua

## FUERZA IONICA = 0.2

## ELECTRODO REF. CALOMEL

Log(Ag+)	-1.000	-1.300	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305
EC	482.000	0.465	0.430	0.405	0.375	0.355	0.300	0.275
EVR	0.480	0.460	0.420	0.390	0.355	0.330	0.285	0.260
ECIL	0.475	0.455	0.420	0.400	0.365	0.340	0.290	0.270
Placa 2.5	0.480	0.465	0.435	0.410	0.375	0.340	0.300	0.280
Placa 2.0	0.485	0.465	0.430	0.410	0.375	0.345	0.300	0.280
Placa 1.5	0.480	0.465	0.430	0.410	0.375	0.345	0.300	0.280
Placa 1.0	0.480	0.465	0.430	0.400	0.370	0.345	0.300	0.280
Placa 0.5	0.475	0.465	0.435	0.410	0.370	0.350	0.300	0.280

## FUERZA IONICA = 0.2

## ELECTRODO REF. CALOMEL

Log(Ag+)	-1.000	-1.300	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305
EC	0.490	0.470	0.440	0.410	0.380	0.355	0.310	0.280
EVR	0.475	0.460	0.430	0.410	0.365	0.340	0.300	255.000
ECIL	0.475	0.460	0.425	0.410	0.365	0.340	0.300	0.270
Placa 2.5	0.490	0.470	0.435	0.410	0.370	0.350	0.310	0.265
Placa 2.0	0.490	0.470	0.430	0.410	0.370	0.350	0.320	0.270
Placa 1.5	0.485	0.470	0.435	0.410	0.375	0.350	0.320	0.270
Placa 1.0	0.485	0.465	0.430	0.410	0.375	0.350	0.320	0.270
Placa 0.5	0.490	0.465	0.430	0.410	0.375	0.350	0.320	0.270

## FUERZA IONICA = 0.2

## ELECTRODO REF. CALOMEL

Log(Ag+)	-1.000	-	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305
EC	0.480	-	0.435	0.415	0.380	0.350	0.320	0.295
EVR	0.460	-	0.440	0.420	0.395	0.360	0.345	0.325
ECIL	0.460	-	0.420	0.405	0.370	0.340	0.320	0.280
Placa 2.5	0.470	-	0.430	0.410	0.370	0.335	0.295	0.270
Placa 2.0	0.465	-	0.430	0.410	0.375	0.340	0.310	0.280
Placa 1.5	0.465	-	0.425	0.410	0.375	0.350	0.310	0.280
Placa 1.0	0.465	-	0.420	0.405	0.370	0.335	0.295	0.265
Placa 0.5	0.465	-	0.420	0.410	0.370	0.340	0.310	0.270

## FUERZA IONICA = 0.2

## ELECTRODO REF. CALOMEL

Log(Ag+)	-1.000	-	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305
EC	0.480	-	0.440	0.420	0.380	0.360	0.320	0.290
EVR	0.460	-	0.440	0.420	0.395	0.360	0.345	0.325
ECIL	0.465	-	0.435	0.410	0.375	0.345	0.310	0.280
Placa 2.5	0.465	-	0.430	0.410	0.370	0.340	0.305	0.275
Placa 2.0	0.465	-	0.430	0.410	0.375	0.345	0.305	0.275
Placa 1.5	0.465	-	0.430	0.415	0.370	0.345	0.310	0.280
Placa 1.0	0.470	-	0.435	0.405	0.370	0.345	0.310	0.275
Placa 0.5	0.460	-	0.430	0.405	0.370	0.340	0.300	0.275

## SIN CONTROL DE FUERZA IONICA

## ELECTRODO REF. CALOMEL

Log[Ag <sup>+</sup> ]	-1.000	-1.305	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305
EC	0.490	0.470	0.425	0.405	0.390	0.365	0.320	0.290
EVR	0.470	0.460	0.430	0.410	0.395	0.375	0.320	0.295
ECIL	0.470	0.455	0.430	0.410	0.380	0.350	0.310	0.295
Placa 2.5	0.480	0.460	0.435	0.410	0.385	0.365	0.310	0.300
Placa 2.0	0.480	0.465	0.435	0.410	0.385	0.360	0.310	0.300
Placa 1.5	0.475	0.460	0.430	0.410	0.385	0.365	0.320	0.300
Placa 1.0	0.475	0.460	0.430	0.410	0.380	0.360	0.320	0.300
Placa 0.5	0.470	0.460	0.430	0.410	0.380	0.360	0.315	0.295

## SIN CONTROL DE FUERZA IONICA

## ELECTRODO REF. CALOMEL

Log[Ag <sup>+</sup> ]	-1.000	-1.305	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305
EC	0.500	0.480	0.455	0.425	0.390	0.370	0.340	0.305
EVR	0.480	0.455	0.435	0.420	0.395	0.370	0.345	0.315
ECIL	0.480	0.465	0.435	0.410	0.395	0.365	0.330	0.300
Placa 2.5	0.490	0.475	0.440	0.420	0.390	0.360	0.330	0.300
Placa 2.0	0.490	0.470	0.440	0.420	0.390	0.360	0.330	0.300
Placa 1.5	0.490	0.470	0.440	0.420	0.390	0.360	0.330	0.300
Placa 1.0	0.485	0.470	0.440	0.420	0.390	0.360	0.330	0.295
Placa 0.5	0.485	0.465	0.435	0.415	0.385	0.360	0.325	0.295

## SIN CONTROL DE FUERZA IONICA

## ELECTRODO REF. CALOMEL

Log[Ag <sup>+</sup> ]	-1.000	-1.300	-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305
EC	0.480	0.460	0.430	0.410	0.375	0.350	0.320	0.285
EVR	0.470	0.440	0.415	0.400	0.360	0.330	0.300	0.280
ECIL	0.470	0.445	0.420	0.400	0.360	0.330	0.295	0.270
Placa 2.5	0.480	0.460	0.425	0.405	0.360	0.340	0.300	0.260
Placa 2.0	0.480	0.460	0.420	0.410	0.360	0.340	0.310	0.280
Placa 1.5	0.480	0.460	0.420	0.405	0.365	0.345	0.320	0.280
Placa 1.0	0.475	0.455	0.420	0.410	0.355	0.340	0.310	0.270
Placa 0.5	0.480	0.460	0.420	0.410	0.365	0.345	0.310	0.280

## SIN CONTROL DE FUERZA IONICA

## ELECTRODO REF. CALOMEL

Log[Ag <sup>+</sup> ]	-1.000		-2.000	-2.305	-3.000	-3.305	-4.000	-4.305
EC	0.485		0.435	0.410	0.380	0.355	0.320	0.290
EVR	0.460		0.440	0.425	0.380	0.350	0.305	0.285
ECIL	0.460		0.420	0.400	0.360	0.340	0.300	0.275
Placa 2.5	0.475		0.430	0.410	0.370	0.345	0.300	0.275
Placa 2.0	0.470		0.440	0.410	0.370	0.350	0.305	0.275
Placa 1.5	0.475		0.435	0.410	0.365	0.340	0.305	0.275
Placa 1.0	0.470		0.430	0.405	0.365	0.340	0.300	0.270
Placa 0.5	0.450		0.410	0.405	0.370	0.345	0.305	0.275

TABLA 9. VALORES DE  $\Sigma x^2$ ,  $\Sigma xy$  y  $\Sigma y^2$ , PARA LA PRUEBA t DE STUDENT

FUERZA IONICA = 0.5		ELECTRODO REF. $Ag^+/AgCl_{(s)}$	
	$\Sigma x^2$	$\Sigma xy$	$\Sigma y^2$
EC	66.584	-7.7070	1.2804
EVR	66.584	-7.7760	1.2548
ECIL	66.584	-7.5080	1.1970
Placa 2.5	66.584	-7.5651	1.2281
Placa 2.0	66.584	-7.5581	1.2268
Placa 1.5	66.584	-7.6011	1.2337
Placa 1.0	66.584	-7.5356	1.2153
Placa 0.5	66.584	-7.5412	1.2146

FUERZA IONICA = 0.2		ELECTRODO REF. $Ag^+/AgCl_{(s)}$	
	$\Sigma x^2$	$\Sigma xy$	$\Sigma y^2$
EC	66.584	-7.7500	1.2589
EVR	66.584	-7.7678	1.2321
ECIL	66.584	-7.4532	1.1717
Placa 2.5	66.584	-7.4632	1.1972
Placa 2.0	66.584	-7.5469	1.2110
Placa 1.5	66.584	-7.5608	1.2115
Placa 1.0	66.584	-7.4440	1.1866
Placa 0.5	66.584	-7.5080	1.1963

SIN CONTROL DE FUERZA IONICA		ELECTRODO REF. $Ag^+/AgCl_{(s)}$	
	$\Sigma x^2$	$\Sigma xy$	$\Sigma y^2$
EC	66.584	-7.7800	1.2817
EVR	66.584	-7.6500	1.2330
ECIL	66.584	-7.6100	1.2232
Placa 2.5	66.584	-7.7205	1.2644
Placa 2.0	66.584	-7.7155	1.2604
Placa 1.5	66.584	-7.7501	1.2642
Placa 1.0	66.584	-7.7166	1.2551
Placa 0.5	66.584	-7.7007	1.2515

ESTA TESIS NO DEBE  
SALIR DE LA BIBLIOTECA

## FUERZA IONICA = 0.5

	$\Sigma x^2$	$\Sigma xy$
EC	66.584	-8.2416
EVR	66.584	-8.4435
ECIL	66.584	-8.0260
Placa 2.5	66.584	-8.0600
Placa 2.0	66.584	-8.0670
Placa 1.5	66.584	-8.0950
Placa 1.0	66.584	-8.0420
Placa 0.5	66.584	-8.0290

## ELECTRODO REF. CALOMEL

$\Sigma y^2$
1.4158
1.4403
1.3515
1.3725
1.3761
1.3763
1.3655
1.3514

## FUERZA IONICA = 0.2

	$\Sigma x^2$	$\Sigma xy$
EC	66.584	-8.3040
EVR	66.584	-8.3040
ECIL	66.584	-8.0070
Placa 2.5	66.584	-8.0438
Placa 2.0	66.584	-8.0856
Placa 1.5	66.584	-8.0937
Placa 1.0	66.584	-8.0200
Placa 0.5	66.584	-8.0380

## ELECTRODO REF. CALOMEL

$\Sigma y^2$
1.4169
1.3800
1.3273
1.3485
1.3550
1.3500
1.3424
1.3371

## SIN CONTROL DE FUERZA IONICA

	$\Sigma x^2$	$\Sigma xy$
EC	66.584	-8.3500
EVR	66.584	-8.2906
ECIL	66.584	-8.1985
Placa 2.5	66.584	-8.2646
Placa 2.0	66.584	-8.2681
Placa 1.5	66.584	-8.2665
Placa 1.0	66.584	-8.2652
Placa 0.5	66.584	-8.2397

## ELECTRODO REF. CALOMEL

$\Sigma y^2$
1.4480
1.4072
1.3360
1.4212
1.4241
1.4175
1.4188
1.4070

LIBRO DE CUENTAS DE LABORATORIO