



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO

FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLAN

“VALIDACION METODOLOGICA DE LAS PRACTICAS DEL
LABORATORIO DE FISICOQUIMICA SOBRE
ELECTROQUIMICA IONICA”

T E S I S

QUE PARA OBTENER EL TITULO DE:

INGENIERO QUIMICO

P R E S E N T A :

JORGE AQUINO CABALLERO

ASESSOR(A): I.Q. GLORIA ANGELA BORJON APAN RUIZ.



Universidad Nacional
Autónoma de México

Dirección General de Bibliotecas de la UNAM

Biblioteca Central



UNAM – Dirección General de Bibliotecas
Tesis Digitales
Restricciones de uso

DERECHOS RESERVADOS ©
PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL

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

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

Dedicatorias.

A mi madre:

Elva Caballero Santiago.

¡GRACIAS MAMA!

Por ser tan importante e indispensable en mi vida. Por quererme y llenarme de cariño y atenciones, por saber entenderme y dejarme experimentar mis propios fracasos y triunfos... Es bueno saber que cuento contigo para todo y que eres la mejor confidente y amiga que tengo. Por eso, hoy quiero darte las gracias y decirte que ¡Eres lo más bello que tengo!

Porque gracias a Dios y a su dedicación, empuje y esmero, para que yo siguiera estudiando hasta obtener y realizar un sueño que mi padre le dejara cuando yo era un niño y que se lo llevo al cielo; en memoria a él, Vitaliano Aquino Villegas les dedico mi titulo de Ingeniero Químico.

A mis hermanos:

Luis Alberto Aquino Caballero

Edgardo Aquino Caballero

Gracias por su apoyo y que Dios los bendiga siempre.

A mi tío-abuelo:

Arturo Aquino Reyes.

Por el apoyo brindado durante todo el transcurso de mi formación, siendo como una figura paterna.

A mi asesora de Tesis.

I.Q. GLORIA ANGELA BORJON APAN RUIZ.

Gracias por la paciencia que tuvo en el transcurso de la realización de esta tesis y por el apoyo incondicional en todo momento.

A mis amigos:

De la generación por brindarme su amistad y apoyo durante todo el transcurso de nuestra formación, y en especial a Alicia S. Donis García, por el apoyo brindado durante la experimentación de esta tesis.

Finalmente, a todas aquellas personas, colegas y amigos que me brindaron su apoyo, tiempo e información para el logro de mis objetivos.

A todos muchas gracias y que Dios los bendiga.

“VALIDACION METODOLOGICA DE LAS PRACTICAS DE LABORATORIO DE
FISICOQUIMICA SOBRE ELECTROQUIMICA IONICA”

INDICE

INTRODUCCION GENERAL	1
OBJETIVOS GENERALES	3

CAPITULO 1: “CONSTRUCCION DE MATERIAL PARA MICROESCALA”

1.1 INTRODUCCION	4
1.2 OBJETIVOS PARTICULARES	4
1.3 FABRICACIÓN DE UNA CELDA CON ELECTRODOS DE CARBONO	5
1.4 FABRICACIÓN DE MICRO AGITADORES	6
1.5 FABRICACIÓN DE UNMICRO AGITADOR MAGNETICO	7
1.6 FABRICACIÓN DE UN MICRO SOPORTE CON AGITADOR MAGNETICO Y MICRO BURETA	8

CAPITULO 2: “LEYES DE LA ELECTROLISIS”

2.1 INTRODUCCION	12
2.2 OBJETIVOS PARTICULARES	13
2.3 MACROESCALA	13
2.3.1 METODOLOGIA	14
2.3.2 RESULTADOS	15
2.3.3 ANALISIS DE RESULTADOS	15
2.3.4 ANALISIS ESTADISTICO	18
2.4 MICROESCALA	18
2.4.1 METODOLOGIA	19
2.4.2 RESULTADOS	19
2.4.3 ANALISIS DE RESULTADOS	20
2.4.4 ANALISIS ESTADISTICO	22
2.5 COSTOS	22
2.6 CONCLUSIONES	22

CAPITULO 3: “VARIACIÓN DE LA CONDUCTIVIDAD CON LA TEMPERATURA”

3.1 INTRODUCCION	26
3.2 OBJETIVOS PARTICULARES	28
3.3 MACROESCALA	29
3.3.1 METODOLOGIA	29
3.3.2 RESULTADOS	30
3.3.3 ANALISIS DE RESULTADOS	31
3.3.4 ANALISIS ESTADISTICO	33
3.4 MICROESCALA	34
3.4.1 METODOLOGIA	34
3.4.2 RESULTADOS	35
3.4.3 ANALISIS DE RESULTADOS	36
3.4.4 ANALISIS ESTADISTICO	38
3.5 COSTOS	39
3.6 CONCLUSIONES	39

CAPITULO 4: “CONDUCTIVIDAD DE ELECTROLITOS”

4.1 INTRODUCCION	42
4.2 OBJETIVOS PARTICULARES	45
4.3 MACROESCALA	45
4.3.1 METODOLOGIA	45
4.3.2 RESULTADOS	46
4.3.3 ANALISIS DE RESULTADOS	46
4.3.4 ANALISIS ESTADISTICO	52
4.4 MICROESCALA	54
4.4.1 METODOLOGIA	54
4.4.2 RESULTADOS	55
4.4.3 ANALISIS DE RESULTADOS	55
4.4.4 ANALISIS ESTADISTICO	61
4.5 COSTOS	62
4.6 CONCLUSIONES	62

CAPITULO 5: “TITULACIÓN CONDUCTIMETRICA”

5.1 INTRODUCCION	68
5.2 OBJETIVOS PARTICULARES	70
5.3 MACROESCALA	71
5.3.1 METODOLOGIA	71
5.3.2 RESULTADOS	72
5.3.3 ANALISIS DE RESULTADOS	73
5.3.4 ANALISIS ESTADISTICO	79
5.4 MICROESCALA	81
5.4.1 METODOLOGIA	81
5.4.2 RESULTADOS	83
5.4.3 ANALISIS DE RESULTADOS	84
5.4.4 ANALISIS ESTADISTICO	88
5.5 COSTOS	90
5.6 CONCLUSIONES	90

CAPITULO 6: “CINETICA Y CONDUCTIVIDAD”

6.1 INTRODUCCION	93
6.2 OBJETIVOS PARTICULARES	95
6.3 MACROESCALA	95
6.3.1 METODOLOGIA	95
6.3.2 RESULTADOS	96
6.3.3 ANALISIS DE RESULTADOS	96
6.3.4 ANALISIS ESTADISTICO	101
6.4 MICROESCALA	101
6.4.1 METODOLOGIA	102
6.4.2 RESULTADOS	103
6.4.3 ANALISIS DE RESULTADOS	103
6.4.4 ANALISIS ESTADISTICO	106
5.5 COSTOS	106
6.6 CONCLUSIONES	107

CONCLUSIONES GENERALES	110
APENDICE	111
BIBLIOGRAFIA	162

INTRODUCCION.

El laboratorio de Físicoquímica sobre Electroquímica Iónica contribuye al desarrollo integral del alumno, quien va adquiriendo habilidades experimentales que le permiten estudiar las propiedades físicoquímicas de la materia, en este caso de la electroquímica iónica en la que revisa conceptos sobre conductividad, electrólisis, cinética y sus aplicaciones que mas adelante pudieran usar en su vida profesional.

En la Facultad de Estudios Superiores Cuautitlan (FES-C), las prácticas de electroquímica iónica son parte del laboratorio de Físicoquímica, en las carreras de Ingeniería Química, Química y Química Industrial.

En la primera etapa nos ocupamos de la comprobación de las prácticas a macroescala las cuales son: "Leyes de la Electrólisis", "Variación de la Conductividad con la Temperatura", "Conductividad de Electrolitos", "Titulación Conductimétrica" y "Cinética y Conductividad".

En leyes de la electrólisis se introduce al alumno en un experimento de electro depósito en el cual se comprueba las leyes de Faraday, se calcula el valor de Faraday experimental y se observa el fenómeno de transporte iónico.

En el experimento sobre la observación de la conductividad con la temperatura se trata de que el alumno arme un circuito de puente de Wheatstone y confronte con este las modificaciones realizadas por Kohlraush al puente de conductividad, además de determinar como es la variación de esta propiedad de los electrolitos con la temperatura.

Sobre la conductividad de los electrolitos se deduce, con base en mediciones experimentales, como es el comportamiento de la conductividad molar al variar la concentración, para diferentes tipos de electrolitos. En los electrolitos fuertes se puede estimar también el valor de la conductividad molar límite y comparar con el valor reportado.

En una titulación conductimétrica se trata de aplicar los fenómenos físicoquímicos de esta técnica analítica para que, con base en la valoración de la conductividad durante

el transcurso de una reacción de valoración ácido-base se pueda calcular el punto de equivalencia en una reacción de neutralización. Siguiendo esta técnica analítica se observan ventajas importantes que se aplican para determinar la composición de un electrolito débil en un producto comercial.

En el experimento de cinética y conductividad se trata de aplicar las medidas de conductividad para determinar parámetros cinéticos en una reacción como son la constante de rapidez y el orden de reacción.

En la segunda etapa se construyó el material a microescala para las prácticas anteriormente mencionadas. Haciendo las modificaciones reduciendo considerablemente la cantidad de reactivos y la generación de desechos, el material construido es, celda de conductividad con electrodos de carbón, bureta con pipeta y agitador magnético, micro agitadores, micro agitador magnético.

Las prácticas se realizaron como se mencionó anterior mente cambiando el material algunas veces, el equipo y cantidad de reactivos, por último se compara las prácticas a macroescala con las de microescala y se concluye si se pueden cambiar a microescala o no, como se decide en cada capítulo.

Por ultimo se realizara las hojas de cálculo para cada una de las prácticas, como un apoyo a los alumnos del laboratorio de fisicoquímica sobre electroquímica iónica, en el trabajo experimental y en la realización del reporte final y como apoyo para facilitar a los profesores al calificar el trabajo experimental y el reporte final.

OBJETIVOS GENERALES.

- Validar la metodología del trabajo experimentalmente para el laboratorio de Fisicoquímica, en la parte de electroquímica iónica, en la FES-C.
- Proponer y Validar las prácticas a microescala para el laboratorio de Fisicoquímica sobre Electroquímica Iónica.
- Comparar los resultados obtenidos en macroescala y microescala para ver si se puede cambiar a las técnicas de microescala.
- Proponer el manual de prácticas para el laboratorio Fisicoquímica sobre Electroquímica Iónica en la FES-C que incluya las prácticas a microescala.
- Proponer las hojas de cálculo para las prácticas a macroescala y microescala.

CAPITULO 1

“CONSTRUCCIÓN DE MATERIAL PARA MICROESCALA”

1.1 INTRODUCCIÓN.

La microescala es una técnica que consiste en utilizar pequeñas cantidades de reactivos para la realización de experimentos en los laboratorios de enseñanza, acompañada de métodos apropiados para su manejo. Esta tecnología presenta múltiples beneficios de índole ecológicos, económicos, de higiene, seguridad y didácticos.

En proyecto se desea implementar, en los laboratorios de fisicoquímica, la experimentación a microescala equipándolos con la infraestructura necesaria para la realización de las prácticas de laboratorio, así como efectuar el análisis de datos experimentales en la computadora para mejorar el proceso de enseñanza-aprendizaje y facilitar el manejo de los resultados y la calificación del trabajo experimental.

De hecho, muchas prácticas en microescala podrían realizarse actualmente por todos los alumnos de dos grupos con la misma cantidad de reactivos y disolventes que utiliza un solo alumno en las técnicas convencionales [1].

Desde el punto de vista económico, reduce los costos de operación de los laboratorios, sobre todo al ahorrar sustancias químicas empleando material convencional mas pequeño (vasos, matraces, tubos, pipetas, entre otros.) y menos frágil [2].

En esta etapa se construye el material requerido para la realización de los experimentos por medio de esta técnica.

1.2 OBJETIVOS PARTICULARES:

- Construir una celda con electrodos de carbón.
- Construir micro agitadores.
- Construir un micro agitador magnatico.
- Construir un micro soporte con agitador magnético y micro bureta.
- Aprender a usar el material a microescala.

1.3 FABRICACIÓN DE UNA CELDA CON ELECTRODOS DE CARBON.

MATERIAL	EQUIPO
1 Vaso de plástico de un jarabe de 12 mL	Taladro super mani brill IPIE-500
1 Punta de grafito para lápiz de 20 mm	Pistola de silicón
1 Barra de silicón	Tijeras
1 Broca	
2 puntas de pipeta.	

Tabla 1: material y equipo a usar en la fabricación.

1.3.1 METODOLOGIA.

Se toma el vaso y se le hacen dos perforaciones en los extremos (puntos A y B), después una punta de pipeta se corta en los puntos C y D con ayuda de las tijeras, posteriormente se mide el grafito y se corta en los puntos E, F, G y H ya cortados se coloca un tramo dentro de la punta y con la pistola se introduce el silicón para sellar el hueco que queda entre el grafito y la punta de pipeta. (Figura 1).

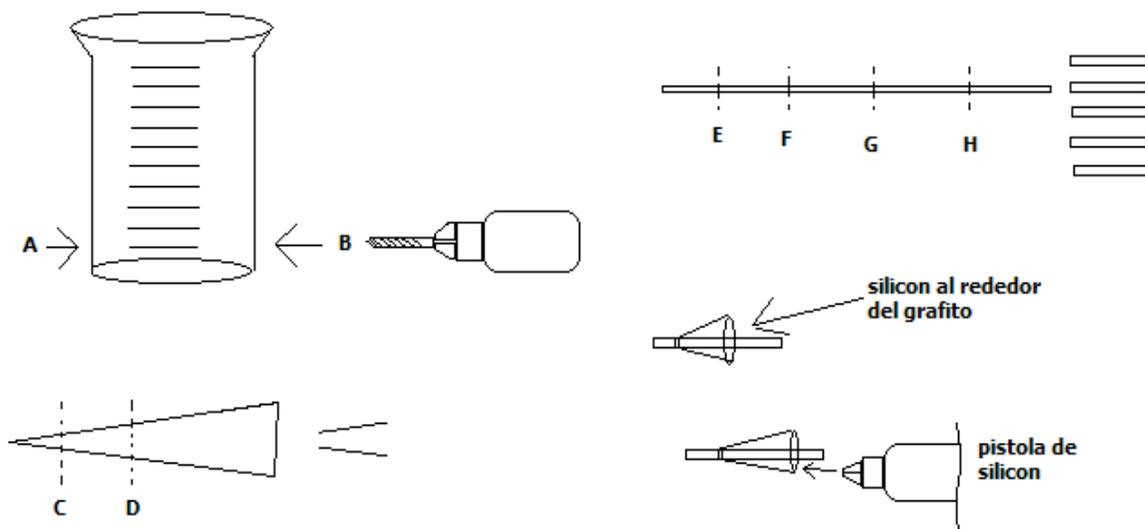


Figura 1: construcción de la celda y los electrodos

Por último se colocan los electrodos dentro de las perforaciones y esta es nuestra celda. (figura 2).



Figura 2: celda.

1.4 FABRICACION DE MICRO AGITADORES.

MATERIAL	EQUIPO
1 Clip Tubos capilares Regla	Mechero Bunsen Segueta o Pinzas

Tabla 2: material para la construcción de moscas.

1.4.1 METODOLOGIA.

Se toma un tubo capilar y se sella por una punta usando un mechero bunsen. Se corta un pedazo recto de clip de aproximadamente 0.5 cm de longitud y se introduce hasta el extremo sellado. Se coloca el tubo en la flama, justo arriba de la pieza del clip y con una pequeña pinzas se presiona y se sella, separando el micro agitador del resto del tubo capilar. Con un tubo capilar y un clip se pueden hacer varios micro agitadores (figura 3).

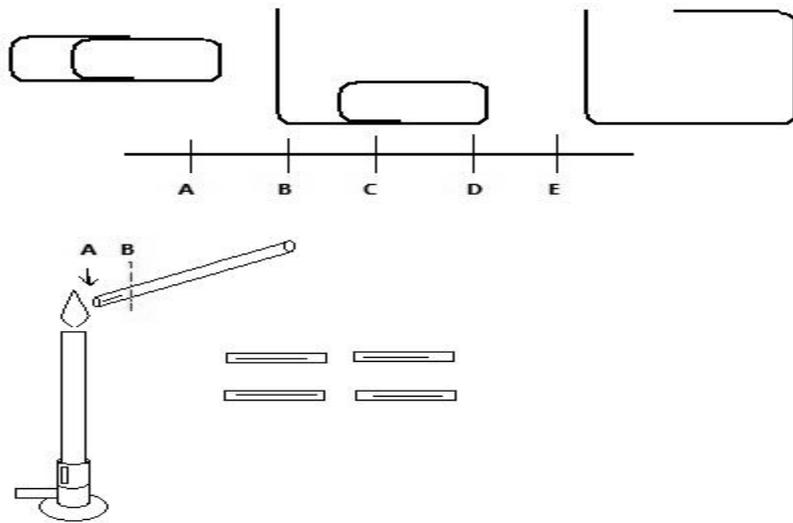


Figura 3: microagitadores.

1.5 FABRICACIÓN DE UN MICRO AGITADOR MAGNETICO.

MATERIAL	EQUIPO
1 Iman (1 cm x 2 cm x 0.5 cm)	Segueta
1 Ventilador chico (para computadora)	Taladro super mini brill IPIE-500
2 Juegos de bananas sencillas	Broca
1 Acrílico 20 * 30 cm	
Pegamento para acrílico	

Tabla 3: material para la fabricacion de un agitador magnetico.

1.5.1 METODOLOGIA.

Tomar el acrílico y cortar 2 tramos de 8 x 8.5 cm, 2 tramos de 2.5 x 6 cm y 2 tramos de 2.5 x 8 cm con ayuda de la segueta. Ver figura 4. El tramo 4 y con ayuda del taladro hacer 2 perforaciones en los puntos A y B, en estos orificios se ensamblan una conexiones para bananas, después pegar el ventilador en el tramo 1 y conectar este a unas conexiones para bananas que se colocaron en el tramo 4, posteriormente se pegan los tramos 3, 4, 5 y 6 alrededor del tramo 1 y en medio del ventilador se pega el iman. Por ultimo se pega encima de los tramos anteriores el tramo 2. (figura 4).

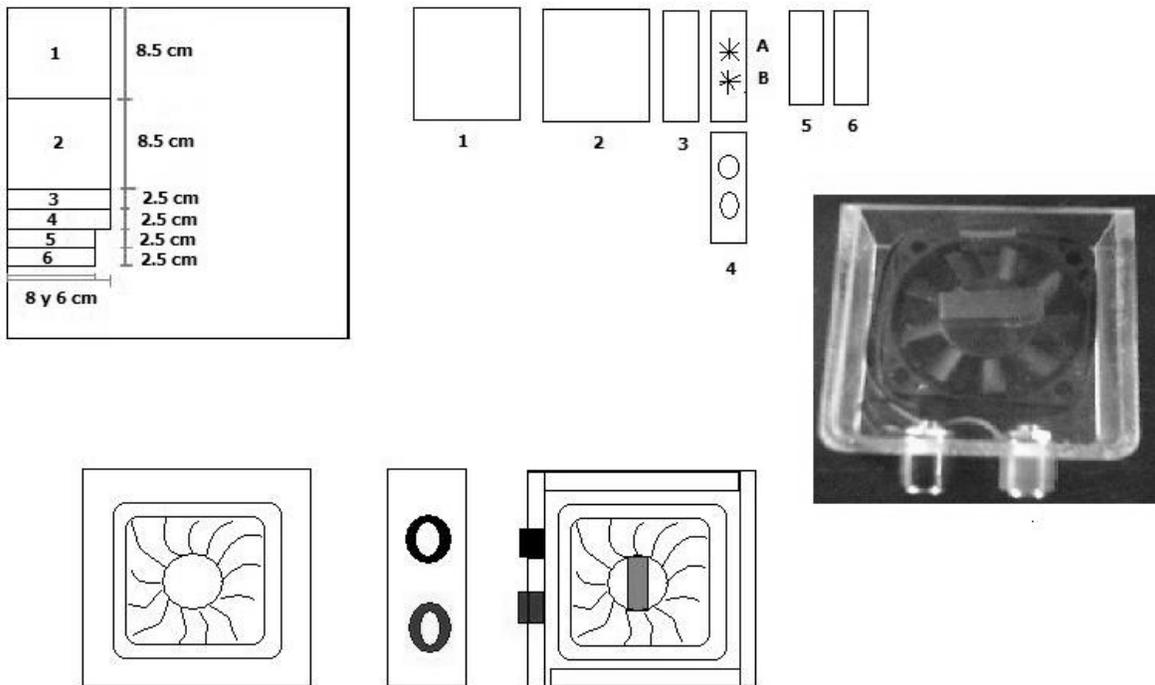


Figura 4: Microagitador magnetico.

1.6 FABRICACIÓN DE UN MICRO SOPORTE CON AGITADOR MAGNETICO Y MICRO BURETA.

MATERIAL	EQUIPO
1 Acrílico de 20 x 30 cm 2 Juegos de conexiones para Bananas Sencillas 1 iman 1 Ventilador chico 1 tubo de acrílico en forma de cuadrado de 20 cm (hueco) 1 jeringa de 1 ml (sin aguja) 1 valvula de 3 vias 2 cinchos de plástico 1 tramo de acrílico cuadrado 1 x 1 cm Pegamento para acrílico	Segueta Taladro super mini bill IPIE-500 Brocas

Tabla 4: material a usar para el micro soporte.

1.6.1 METODOLOGIA.

Ver figura 5. Tomar el acrílico y cortar 1 tramo de 9 x 8.5 cm, 1 tramo de 8 x 8.5 cm, 2 tramos de 2.5 x 8 cm, 2 tramos de 2.5 x 6 cm, después tomamos el acrílico en forma de cuadrado y cortamos un tramo de 1.9 cm de largo. Con ayuda de la segueta. Posteriormente tomamos los tramos C, F y G perforándolos en los puntos 1, 2, 3, 4, 5, 6 y 7 con el taladro.

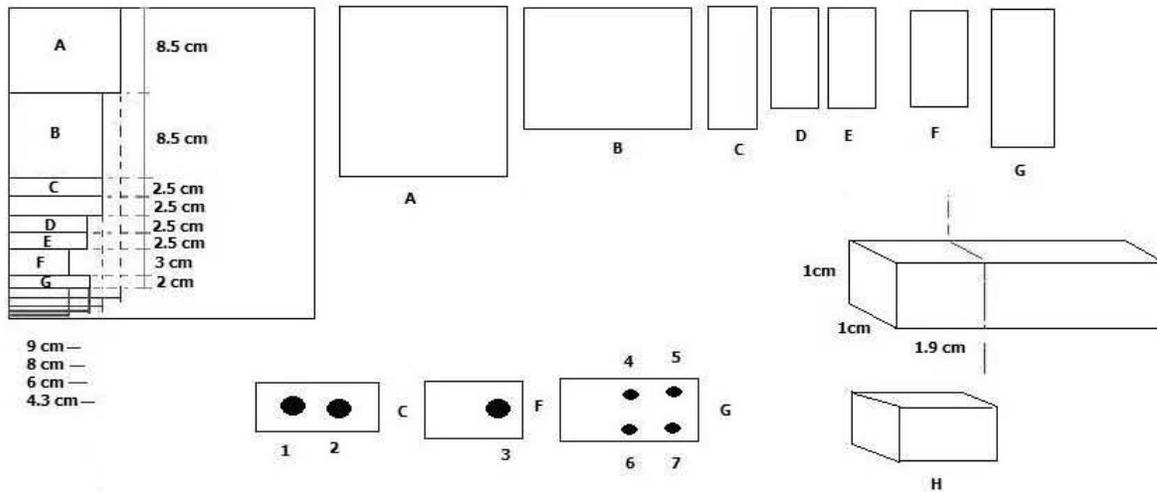


Figura 5: componentes del soporte.

Pegar el tramo de tubo cuadrado hueco en el punto I sobre el tramo A (ver figura 6-A) y el tramo H en el punto J (ver figura 6-B), después pegar el ventilador en el tramo A (ver figura 6-C), también pegando arriba del tramo H el tramo F y en el punto K pegar el tramo G (ver figura 6-D). Ajustar con los 2 sinchos la valvula de tres vias al tramo G (ver figura 6-E).

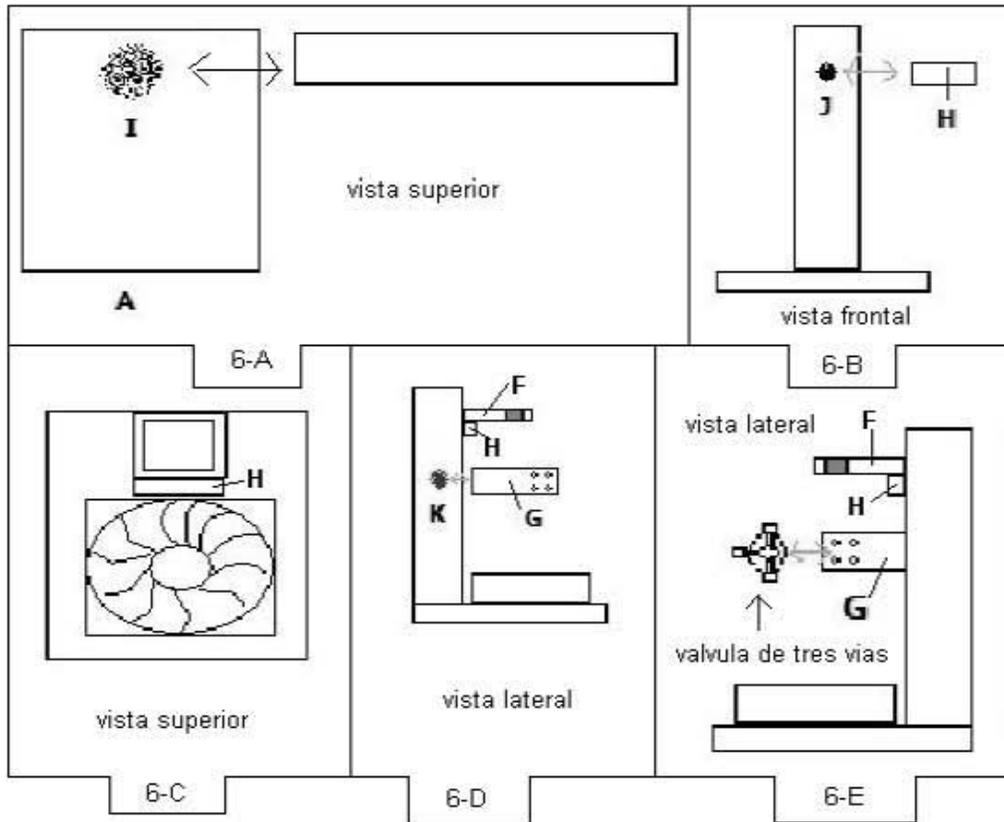
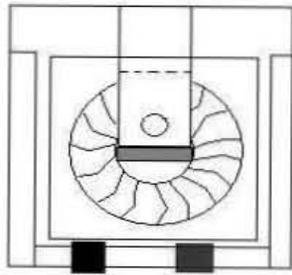
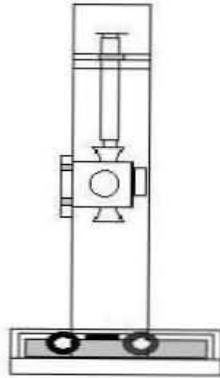


Figura 6: armado del soporte.

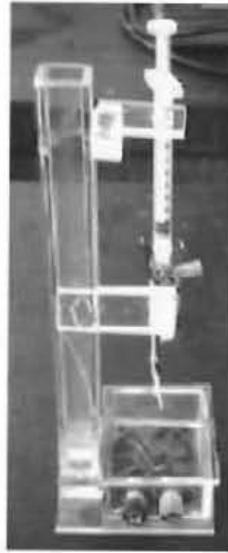
Pegar los tramos C, D y E alrededor del ventilador sobre A, unir el ventilador a las conexiones para las bananas, pegar el iman encima del ventilador y por ultimo pegar el tramo B sobre los tramos anteriores, (figura 7). Se coloca la jeringa en el orificio del tramo F y se conecta con la valvula de 3 vias que se fija con 2 cinchos de plástico y listo para usar.



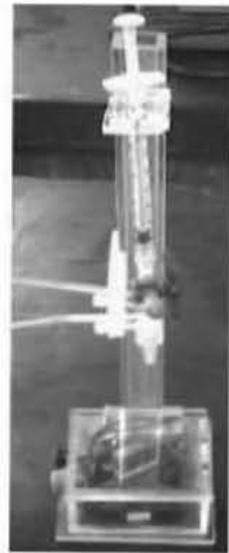
vista superior



vista frontal



vista lateral



vista frontal

Figura 7: soporte a microescala.

CAPITULO 2

“LEYES DE LA ELECTROLISIS”

2.1 INTRODUCCIÓN.

La química que trata de la relación entre la corriente eléctrica, las reacciones químicas, y la conversión de la energía química en eléctrica y viceversa, la electroquímica estudia las reacciones químicas que producen efectos eléctricos y los fenómenos químicos causados por la acción de la corriente.

Los ácidos, las bases y las sales sólidas, pero en su mayoría son pocos conductores de la electricidad, pero cuando cualquiera de estas sustancias se disuelve en agua, la solución resultante es conductora.

Cuando una de estas sustancias se disuelve en agua o se funde se disocian en partículas con carga eléctrica (positiva o negativa) llamadas iones, a la disociación en iones se la denomina ionización. Así un ion se define como un *átomo o grupo de átomos con carga eléctrica*. Un átomo que pierde un electrón forma un ion de carga positiva, llamado catión; un átomo que gana un electrón forma un ion de carga negativa, llamado anión [3].

Cualquier sustancia que produce iones en solución es un electrolito. Las sales son iónicas aún en estado sólido, pero cuando se disuelven o se funden, los iones se separan y adquieren libertad de movimiento. La conducción electrolítica se debe a la movilidad iónica en estado líquido.

Conforme a los resultados de las investigaciones de M. Faraday sobre el fenómeno de la electrólisis, sus dos leyes, designadas en su honor como leyes de Faraday son las fundamentales que rigen el fenómeno de electrólisis; se pueden formular como sigue:

1. La masa de un elemento que se produce en un electrodo es proporcional a la cantidad de electricidad Q (unidad en el SI = Coulomb, C) que atraviesa el líquido. La cantidad de electricidad se define como la corriente I (unidad en el sistema SI = ampere, A), multiplicada por el tiempo t (unidad en el sistema SI = segundos, s):

$$Q = It \tag{1}$$

2. La masa de un elemento que se libera en un electrodo es proporcional al peso equivalente del elemento [4].

La fuerza que hace fluir una corriente por un conductor electrolítico, se llama fuerza electromotriz o f.e.m. La unidad, el volt (V), es la f.e.m que produce una disipación de energía de 1 watt (W), esto es, 1 joule s⁻¹ al llevar una corriente de 1 A a través del conductor mencionado cuya f.e.m es de 1 volt.

La corriente que circula por un conductor es directamente proporcional al voltaje e inversamente proporcional a la resistencia eléctrica. Un conductor que con una diferencia de potencial de 1 V produce una corriente de 1 A, se dice que tiene una resistencia de un Ohm (Ω).

$$I = \frac{E}{R}, \quad I \text{ en } \underline{A}, E \text{ en } \underline{V}, R \text{ en } \underline{\Omega} \quad (2)$$

de la ley de Ohm[5].

2.2 OBJETIVOS PARTICULARES.

- Comprobar el fenómeno de transporte iónico.
- Demostrar las leyes de Faraday.
- Obtener experimentalmente el valor del Faraday.

2.3 “MACROESCALA”

MATERIAL	EQUIPO	REACTIVOS
2 Láminas de Cobre (10 x 2 cm) 2 Vaso de pp de 100 mL 1 Matraz Aforado de 100 mL 1 pipeta graduada de 5 mL 1 Soporte de Plástico para las placas 1 par de caimanes Alambre para conexión Lija de agua	1 Fuente de Poder 1 Voltímetro (0-3 V) 1 Amperímetro (0-5 A) 1 Cronómetro 1 Estufa (por grupo)	Etanol 5 mL CuSO ₄ 0.5 M 100 mL H ₂ SO ₄ concentrado, 2 mL

TABLA 1: Material, reactivos y equipo a usar en el experimento del capítulo 2.

2.3.1 METODOLOGIA.

Primera parte:

Se colocan un par de electrodos de cobre previamente lijados, en un vaso de precipitado de 100 mL que contenga 80 mL de Sulfato de Cobre (CuSO_4) 0.5 M acidificada, y se conecta a una fuente de poder, a un voltímetro y a un Amperímetro entre ellos, (figura 1).

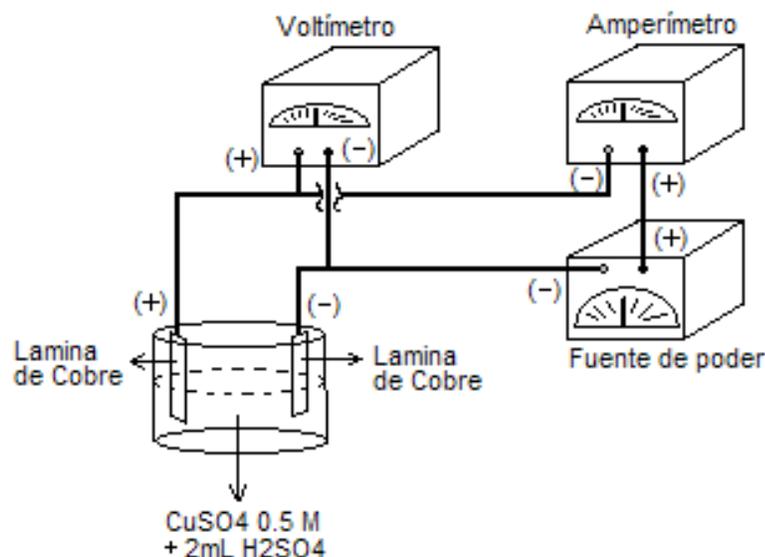


FIGURA 1: Dispositivo a armar.

Fijar el voltaje a 0.5 V durante 3 minutos y leer la intensidad correspondiente. Sacar con cuidado los electrodos, secarlos en la estufa y pesarlos. Repetir lo anterior aumentando de 0.5 en 0.5 V, hasta 2.5 V. registrar el dato de las pesadas.

Segunda parte:

Lijar nuevamente los electrodos, limpiarlos con alcohol etílico y pesarlos, sumergirlos en la solución ácida de CuSO_4 , fijar ahora la intensidad a 0.6 A ajustando el voltaje convenientemente. Dejar conectado el sistema durante 15 minutos. Retirar con cuidado las placas de la solución, secar en la estufa, pesar cuando estén fríos [6].

NOTAS:

- Evitar que los caimanes que sostienen las placas hagan contacto con la solución.
- Hacer las mediciones de tiempo con el cronometro.
- Pesar las placas secas y frías lo más exactamente posible.

2.3.2 RESULTADOS.

Para confirmar la reproducibilidad de las mediciones se realizaron diez ensayos de la práctica. Los resultados que se presentan son solo los promedios (tablas 2 y 3).

PARTE 1

VOLTAJE (V)	INTENSIDAD (A)	PESO CATODO (g)	DIFERENCIA DE PESO CATODO (g)	PESO ANODO (g)	DIFERENCIA DE PESO ANODO (g)
0	0	8.1926	---	7.7937	---
0.5	0.1	8.1965	0.0039	7.7895	0.0042
1.0	0.3	8.2077	0.0112	7.7782	0.0113
1.5	0.46	8.2311	0.0234	7.7527	0.0255
2.0	0.64	8.2630	0.0319	7.7219	0.0308
2.5	0.76	8.3004	0.0374	7.6841	0.0378

TABLA 2: Variación de potencial para la obtención de la intensidad y la diferencia de peso en los electrodos.

PARTE 2

VOLTAJE (V)	INTENSIDAD (A)	PESO CATODO (g)	DIFERENCIA DE PESO CATODO (g)	PESO ANODO (g)	DIFERENCIA DE PESO ANODO (g)
1.5	0.6	8.3962	----	7.7196	----
		8.5734	0.1772	7.5417	0.1779

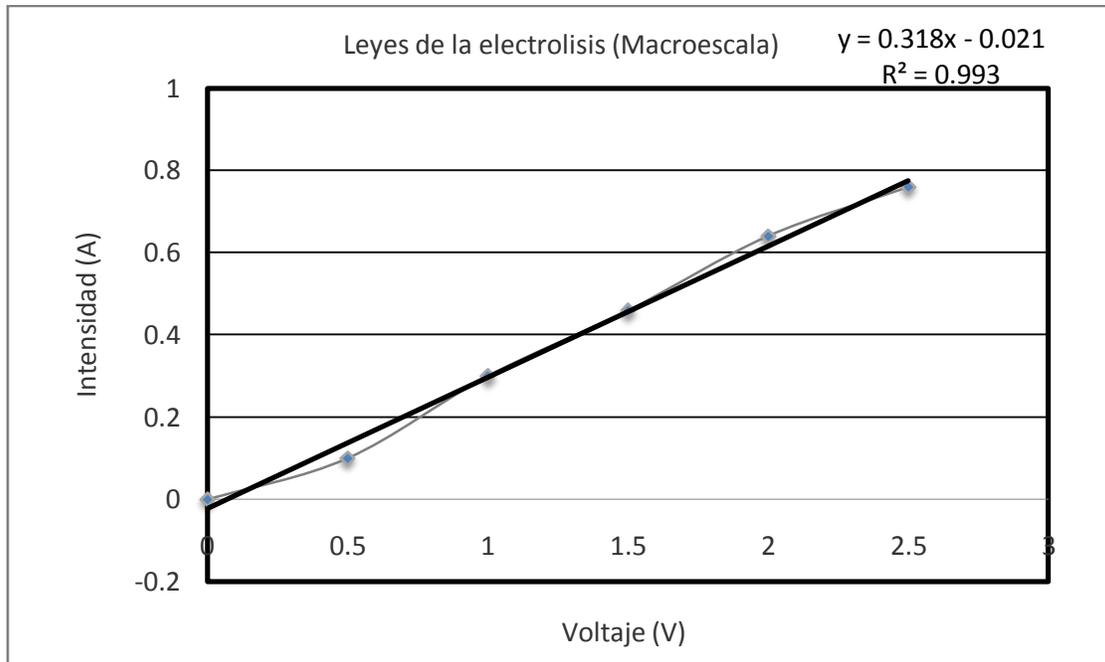
TABLA 3: datos para calcular el valor del Faraday experimental T = 25 °C

2.3.3 ANALISIS DE RESULTADOS.

Con base en los resultados obtenidos, al medir la intensidad de corriente (A) y la diferencia de potencial (V), se pudo construir la siguiente curva; graficando voltaje (V) vs intensidad (A).

voltaje (V)	INTENSIDAD (A)
0	0
0.5	0.1
1.0	0.3
1.5	0.46
2.0	0.64
2.5	0.76

Tabla 4: variación de voltaje e intensidad obtenida.



GRAFICA 1: grafica voltaje vs intensidad de corriente.

La gráficas muestra que se obtuvo un comportamiento lineal.

Intensidad (A)	Tiempo (seg.)	Peso molecular (g/mol)	Peso del cobre depositado cátodo(g)	Peso del cobre perdido ánodo(g)
0.6	900	63.5	0.1772	0.1779
Faraday (C) teórico		Masa de cobre depositada teórica		
96500		31.75		

TABLA 5: datos para calcular carga, No. de electrones, faraday y % de error.

Mediante los datos de la tabla 5 se obtuvieron los siguientes valores de carga, número de electrones intercambiados en el experimento, Faraday experimental con las ecuaciones 1, 3 y 4, el % de error con el reportado en la literatura.

$$Q = 0.6 A * 900 s = 540 C$$

$$Faraday_{experimental} = \frac{1 \text{ mol de electrones de Cu} * Q}{Peso \text{ del cobre depositado}} \quad (3)$$

$$Faraday_{experimental} = \frac{31.75 g * 540 C}{0.1779 C} = 96374.36 C$$

$$Número \text{ de electrones}_{experimental} = \frac{1.602 \times 10^{-19} * Peso \text{ del electrodo}}{31.75} \quad (4)$$

$$Número \text{ de electrones}_{experimental} = \frac{1.602 \times 10^{-19} * 0.1779}{31.75} = 8.97624 \times 10^{22}$$

Numero de electrones exp.	Carga Q (C).	
8.97624E ²²	540	
Faraday experimental (ánodo)	Faraday literatura	% de Error
96374.36 C	96487	0.11

TABLA 6: Resultados de cálculos.

En los resultados obtenidos se observa que la constante de Faraday y el número de electrones son muy parecidos al reportado, por lo que obtenemos un porcentaje de error muy pequeño.

En el cátodo hay diferencia de electrones y entran a la solución desde el circuito externo para producir la reacción de reducción, mientras que en el ánodo son liberados los electrones durante la reacción de oxidación.

Las reacciones¹ que se llevan acabo en nuestros electrodos son:

Oxidación (ánodo) $Cu^{\circ} - 2e^{-} \text{ -----} > Cu^{2+}$	Reducción (cátodo) $Cu^{2+} + 2e^{-} \text{ -----} > Cu^{\circ}$
--------------------------------------------------------------------	---------------------------------------------------------------------

¹ Las reacciones son las mismas en macroescala que en microescala.

2.3.4 ANALISIS ESTADISTICO.

La estadística estudia los métodos científicos para recoger, organizar, resumir y analizar datos así como para sacar conclusiones validas y tomar decisiones razonables basadas en tal análisis.

En la tabla 7 nos muestra que para cada diferencia de potencial (V) propuesto se obtuvo su respectiva intensidad de corriente y en esta se presenta el promedio de la intensidad de corriente (A) obtenida da las 10 veces que se realizó el experimento y el intervalo de confianza para su aceptación.

Voltaje (V)	Promedio de la intensidad	Intervalo de confianza	
0.5	0.1	0.099999998	0.100000002
1.0	0.3	0.299999997	0.300000003
1.5	0.46	0.4230	0.4969
2.0	0.64	0.6030	0.6769
2.5	0.76	0.7230	0.7969

TABLA 7: intervalo de confianza para las medidas de la intensidad.

2.4 “MICROESCALA”

MATERIAL	EQUIPO	REACTIVOS
2 Láminas de Cobre (5 x 1 cm) 2 Vaso de pp de 10 mL 1 Matraz Aforado de 10 mL 1 pipeta graduada de 5 mL 1 Soporte de Plástico para las placas 1 par de caimanes Alambre para conexión Lija de agua	1 Fuente de Poder 1 Voltímetro (0-3 V) 1 Amperímetro (0-5 A) 1 Cronometro 1 Estufa (por grupo)	Etanol 3 mL CuSO ₄ 0.5 M 10 mL H ₂ SO ₄ concentrado, 1 mL

TABLA 8: material, equipo y reactivos a usar para microescala en el capítulo 2.

2.4.1 METODOLOGIA.

Primera parte:

Se colocan un par de electrodos de cobre previamente lijados, limpios y pesados, en un vaso de precipitado de 10 mL que contenga solución acuosa de Sulfato de Cobre (CuSO_4) 0.5 M acidificada, y se conecta a una fuente de poder, a un voltímetro y a un Amperímetro de acuerdo a la figura 1.

Fijar el voltaje a 0.5 V durante 3 minutos y leer la intensidad correspondiente. Sacar con cuidado los electrodos, secarlos en la estufa y pesarlos. Repetir lo anterior aumentando el voltaje de 0.5 en 0.5 V, hasta 2.5 V.

Segunda parte:

Lijar nuevamente los electrodos y limpiarlos con alcohol etílico y pesarlos, sumergirlos en la solución ácida de CuSO_4 , fijar ahora la intensidad a 0.6 A ajustando el voltaje convenientemente. Dejar conectado el sistema durante 15 minutos. Retirar con cuidado las placas de la solución, secar en la estufa, pesar cuando estén fríos [4]².

2.4.2 RESULTADOS.

Para confirmar la reproducibilidad de las mediciones se realizaron diez ensayos del experimento. Los resultados que se presentan son solo los promedios (tablas 9 y 10).

² seguir las notas de macro escala.

PARTE 1

VOLTAJE (V)	INTENSIDAD (A)	PESO CATODO (g)	DIFERENCIA DE PESO CATODO (g)	PESO ANODO (g)	DIFERENCIA DE PESO ANODO(g)
0	0	7.9223	----	7.5858	----
0.5	0.11	7.9276	0.0053	7.5806	0.0052
1.0	0.26	7.9401	0.0125	7.5670	0.0136
1.5	0.36	7.9650	0.0249	7.5452	0.0218
2.0	0.49	8.0004	0.0354	7.5121	0.0331

TABLA 9: 1 Variación de potencial para la obtención de la intensidad y la diferencia de peso en los electrodos.

PARTE 2

VOLTAJE (V)	INTENSIDAD (A)	PESO CATODO (g)	DIFERENCIA DE PESO CATODO (g)	PESO ANODO (g)	DIFERENCIA DE PESO ANODO(g)
2.51	0.6	7.9519	----	7.6082	----
----	----	8.1292	0.1773	7.4303	0.1779

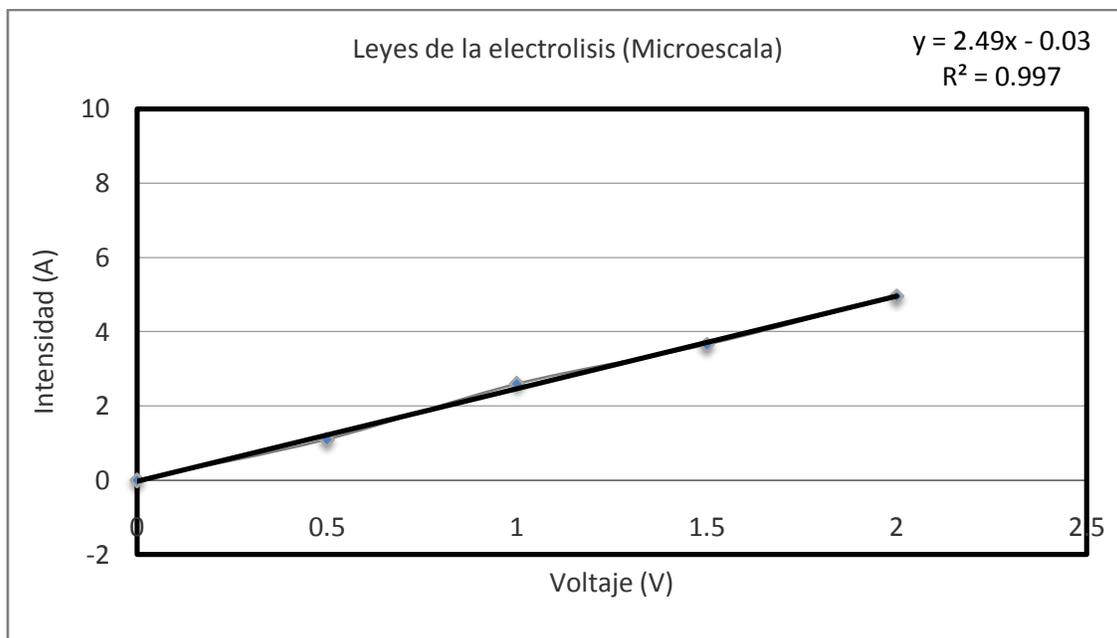
TABLA 10: datos para calcular el Faraday.

2.4.3 ANALISIS DE RESULTADOS.

Con base en los resultados obtenidos, se grafico intensidad (A) vs voltaje (V).

Voltaje (V)	INTENSIDAD (A)
0	0
0.5	0.11
1.0	0.26
1.5	0.36
2.0	0.49

Tabla 11: variación de voltaje e intensidad obtenida.



Gráfica 3: grafica intensidad de corriente vs voltaje.

La gráfica 3 muestra un comportamiento lineal.

Intensidad (A)	Tiempo (seg.)	Peso molecular (g/mol)	Peso del cobre depositado cátodo (g)	Peso del cobre perdido ánodo (g)
0.6	900	63.5	0.1773	0.1779
Faraday (C)		masa de cobre depositado teórico		
96487		31.75		

TABLA 12: datos para calcular carga, No. de electrones, faraday y % de error.

Con los datos de la tabla 12 se obtuvieron los valores de carga, número de electrones, Faraday experimental aplicando a las ecuaciones 1, 3 y 4, el % de error se calcula con respecto al valor reportado.

Numero de electrones	Q	
$8.97624E^{22}$	540	
Faraday experimental (ánodo)	Faraday literatura	% de Error
96374.36 C	96487	0.11

TABLA 13: Resultados de los Cálculos.

2.4.4 ANALISIS ESTADISTICO.

El procedimiento para el análisis estadístico en microescala es el mismo que se utilizó anteriormente en macroescala en el punto 3.4, se obtuvo lo siguiente:

Voltaje (V)	Promedio de intensidad	Intervalo de confianza	
0.5	0.11	0.0873	0.1326
1.0	0.26	0.2230	0.2969
1.5	0.36	0.3310	0.3989
2.0	0.49	0.4355	0.5544

TABLA 14: la fórmula para los cálculos se pueden ver en el apéndice 1.

2.5 COSTOS³.

Reactivos	Costo (\$)	Cantidad	Cantidad usada en macro	Costo (\$)	Cantidad usada en micro	Costo (\$)
CuSO ₄	1798.25	500 g	12.6106 g	45.35	1.2610 g	4.53
H ₂ SO ₄	70	1000 mL	2 mL	0.14	1 mL	0.07
C ₂ H ₅ OH	95	1000 mL	5 mL	0.475	3 mL	0.285

Tabla 15: precios de reactivos.

Como se muestra en la tabla 15 el costo en reactivos a macroescala es de un 90 % mayor al que se gasta en microescala.

2.6 CONCLUSIONES⁴.

Se cumplió con nuestros objetivos al llevar a cabo el fenómeno de transporte iónico, y al demostrar que si se cumplen las leyes de la electrolisis de Faraday, y obteniendo el valor del Farady experimental tanto en macroescala como en microescala.

El Farady experimental obtenido en macroescala es 96374.36 C, como en microescala es de 96374.36 C como se ve este resultado es igual.

³ nota: las cantidades son por equipo.

⁴ Los formatos de la práctica a macroescala y a microescala se pueden consultar en el apéndice 3 y las hojas de cálculo se podrán ver a final de cada capítulo.

Los cálculos para la obtención de los valores de la constante de Faraday se realizaron con el ánodo ya que el cátodo en macroescala peso 0.1772 gramos y en microescala peso 0.1773 gramos, el ánodo en los dos casos peso 0.1779 gramos, ya que en este disminuye el peso de electrodo y al momento de enfriarlo y pesarlo no corre el riesgo de alterarse, y en el cátodo que aumenta de peso, al momento de enfriar y pesar se pudo haber desprendido un poco de cobre de la superficie del electrodo y tener una peso equivocado.

Con la realización de esta práctica en microescala se observó que si se está ahorrando en reactivos, se obtiene menor cantidad de desechos y por supuesto se observa un ahorro en el costo de la práctica del 90 % en promedio.

LEYES DE LA ELECTROLISIS

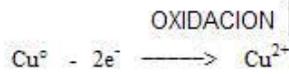
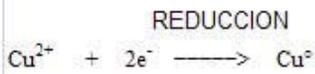
FECHA: 12/08/2005

UNAM FESC

MACROESCALA

PROFESORA:
Gloria A. Borjon

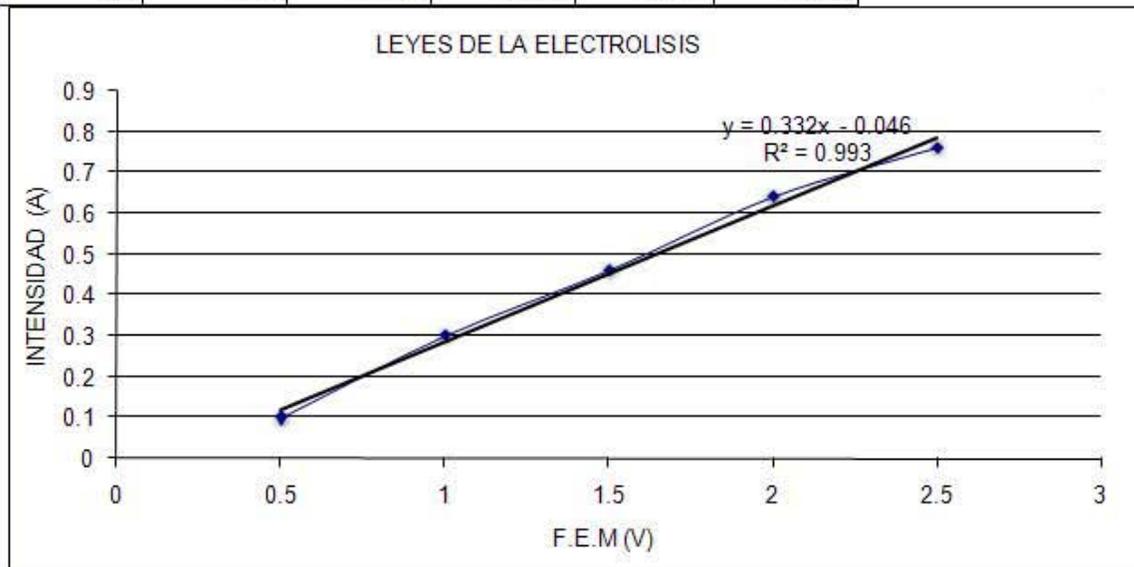
ALUMNOS:
1.- JORGE AQUINO



PRIMERA PARTE

FEM = 0.5 volts \longrightarrow se incrementa de 0.5 en 0.5 hasta 2.5 volts
 TIEMPO = 3 minutos

FEM (V)	INTENSIDAD (A)	PESO CATODO (g)	DIFERENCIA DE PESO EN CATODO(g)	PESO ANODO (g)	DIFERENCIA DE PESO EN ANODO(g)
0	0	8.1926	---	7.7937	---
0.5	0.1	8.1965	0.0039	7.7895	0.0042
1	0.3	8.2077	0.0112	7.7782	0.0113
1.5	0.46	8.2311	0.0234	7.7527	0.0255
2	0.64	8.263	0.0319	7.7219	0.0308
2.5	0.76	8.3004	0.0374	7.6841	0.0378



SEGUNDA PARTE

INTENSIDAD = 0.6 amperes
 TIEMPO = 900 segundos
 FARADAY = 96487 coulomb

P M de Cu = 63.5 gramos/mol
 1mol de electrones Cu = 31.75 gramos/mol

PESO CATODO (g)	DIFERENCIA DE PESO CATODO(g)	PESO ANODO (g)	DIFERENCIA DE PESO ANODO(g)	Q (C)	faraday exp. (C)	% de error
8.3961	---	7.7196	---	540	96374.3676	0.116733216
8.5734	0.1773	7.5417	0.1779	# d'electrones exp.		8.97625E-22

LEYES DE LA ELECTROLISIS

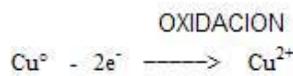
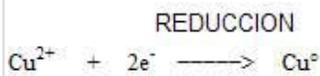
FECHA: 12/08/2005

UNAM FESC

MICROESCALA

PROFESORA:
Gloria A. Borjon

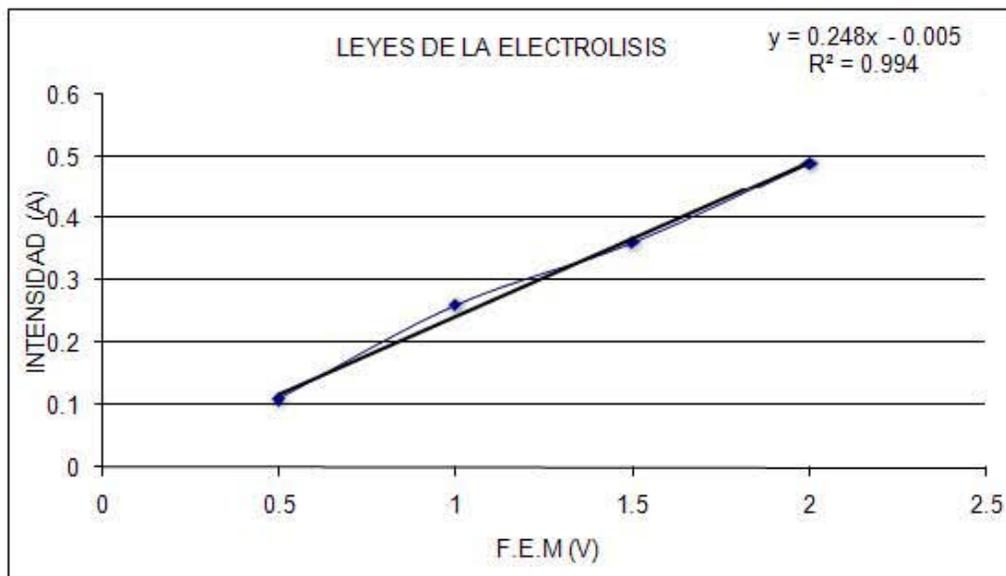
ALUMNOS:
1.- JORGE AQUINO



PRIMERA PARTE

FEM = 0.5 volts \longrightarrow se incrementa de 0.5 en 0.5 hasta 2.5 volts
 TIEMPO = 3 minutos

FEM (V)	INTENSIDAD (A)	PESO CATODO (g)	DIFERENCIA DE PESO EN CATODO(g)	PESO ANODO (g)	DIFERENCIA DE PESO EN ANODO(g)
0	0	7.9223	---	7.5858	---
0.5	0.11	7.9276	0.0053	7.5806	0.0052
1	0.26	7.9401	0.0125	7.567	0.0136
1.5	0.36	7.9665	0.0264	7.5452	0.0218
2	0.49	8.0004	0.0339	7.5121	0.0331



SEGUNDA PARTE

INTENSIDA = 0.6 amperes P M de Cu= 63.5 gramos/mol
 TIEMPO = 900 segundos 1mol de electrones Cu= 31.75 gramos/mol
 FARADAY = 96487 coulomb

PESO CATODO (g)	DIFERENCIA DE PESO CATODO(g)	PESO ANODO (g)	DIFERENCIA DE PESO ANODO(g)	Q (C).	faraday exp. (C).	% de error
7.9519	---	7.6082	---	540	96374.3676	0.11673322
8.1292	0.1773	7.4303	0.1779	# d'electrones exp.		8.9762E-22

CAPITULO 3

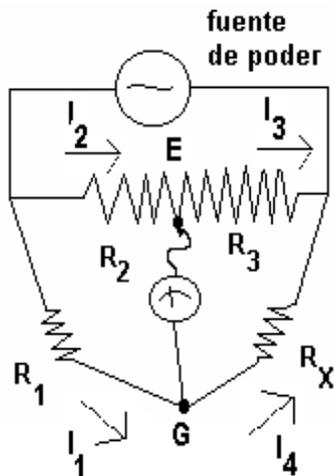
“VARIACIÓN DE LA CONDUCTIVIDAD CON LA TEMPERATURA”

3.1 INTRODUCCIÓN.

Cualquier material que permita en una menor o mayor medida el flujo de corriente a través de él, al tener una diferencia de potencial, se denomina conductor. Los que no conducen la corriente son aislantes. Se tienen principalmente 2 tipos de conductores: los electrónicos y los electrolíticos, estos últimos son soluciones son conductoras o sales fundidas. En los conductores electrónicos o metales la corriente eléctrica es transportada por el movimiento de los electrones y en los electrolíticos, lo hace por medio de iones [7].

Para medir la conductividad de los electrolitos se utiliza el conductímetro cuyo fundamento de medición está en el puente de Wheatstone.

Al armar un puente de wheatstone usando una regla potenciométrica se observa la dificultad que el alumno tiene en relacionar el circuito dado en la literatura con lo que él tiene que construir, por donde va a entrar la corriente, donde va a conectar el detector de punto nulo y hacer la deducción personal para encontrar el valor de la resistencia desconocida (figura 1).



La ley de Ohm nos dice que la tensión o potencial E , que existe entre los extremos de un conductor de resistencia eléctrica R por la cual fluye una corriente de la intensidad I , está dada por la relación:

$$I = \frac{E}{R} \quad (1)$$

Despejando la tensión o potencial de la ecuación (1) se obtiene:

$$E = IR \quad (2)$$

Figura 1: Puente de wheatstone Si I_1 es la corriente que pasa por R_1 , I_2 es la corriente que pasa por R_2 , I_3 es la corriente de R_3 , I_4 es la corriente pasa R_X .

Aplicando la 2da ley de Kirchoff, que establece la suma de las corrientes en un nodo son cero), en E y G se obtiene:

$$I_1 = I_4 \dots\dots(3) \qquad I_2 = I_3 \dots\dots(4)$$

Por consiguiente, aplicando la 1ª ley de Kirchoff, que dice que la suma de las variables de potencial en un circuito cerrado es cero, a las partes izquierda y derecha del circuito se obtiene:

$$R_1 I_1 = R_2 I_2 \dots\dots(5) \qquad R_x I_4 = R_3 I_3 \dots\dots(6)$$

Usando la 2da ley de kirchoff para eliminar I_3 e I_4 en las ecuaciones (6) se obtiene:

$$R_1 I_1 = R_2 I_2 \dots\dots(5) \qquad R_x I_1 = R_3 I_2 \dots\dots(8)$$

Dividiendo las ecuaciones (7) entre (8) para poder despejar R_x :

$$\frac{R_1}{R_x} = \frac{R_2}{R_3} \qquad (9)$$

Despejando R_x de la ecuación (9) obtenemos:

$$\underline{R_x = R_1 * \frac{R_3}{R_2}} \qquad (10)$$

La capacidad de transporte de corriente eléctrica de un conductor cualquiera se evalúa en función de la **resistencia eléctrica, R**, del material, la cual se define por:

$$R = \rho \left(\frac{l}{A} \right) \qquad (11)$$

Resistividad (Ωm)
(propiedad del material)
Longitud (m)
Area (m^2)

La inversa de la resistencia ($1/R$) se la denomina **conductancia**, mientras que la inversa de la resistividad ($\kappa = 1/\rho$) se denomina **conductividad**. Las unidades de κ son $\Omega^{-1} m^{-1}$ ó $S m^{-1}$, donde S = Siemens = $1/\Omega$

Los conductímetros modernos consisten de una celda de vidrio con dos electrodos de negro de Platino de área (A) y distancia definida (l). Al que se hacen algunas modificaciones para poder determinar la conductividad en soluciones de electrolitos.

- 1) La corriente directa se cambia a corriente alterna de alta frecuencia para impedir la electrolisis.
- 2) En R_3 se tiene un conjunto de resistencias, en vista de que la resistencias a medir debe de ser una magnitud semejante en R_3 .
- 3) En R_2 se debe poner un circuito equivalente al que se va a medir, esto es, un circuito de impedancia $Z_{R/C}$ (resistencia condensador en paralelo).

La **constante de la celda** (l / A) se determina a partir de la conductividad electrolítica de una solución de referencia (KCl 0.1 M)[8].

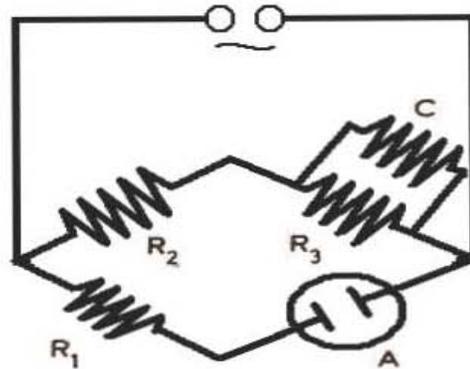


Figura 2: Modificación del puente de Wheatstne.

3.2 OBJETIVOS PARTICULARES.

- Construir un circuito tipo puente de Wheatstone para determinar el valor de diferentes resistencias eléctricas de conductores electrónicos.
- Comprender el principio de funcionamiento del conductímetro.
- Determinar la variación de la conductividad de algunas soluciones electrolíticas con la temperatura.

3.3 “MACROESCALA”

MATERIAL	EQUIPO	REACTIVOS
1 soporte universal con pinzas 2 alambres de Platino de 4 cm c/u. 2 vasos de precipitado de 100 mL 2 caimanes 1 matraz aforado de 100 ml 1 termómetro 1 piseta con agua destilada 1 matraz aforado de 100 mL alambre para conexiones	1 regla potenciométrica con corredera 1 conductímetro 1 fuente de poder 3 resistencias eléctricas (una de valor conocida y 2 de valor desconocido) 1 miliamperímetro con diferentes escalas o un galvanómetro. 1 parrilla	Soluciones acuosas de NaCl 0.1 M 100 mL 0.01 M 100 mL

TABLA 1: material, equipo y reactivos a usar en la variación de la conductividad con la temperatura.

3.3.1 METODOLOGIA.

Armar el siguiente dispositivo (fig. 3):

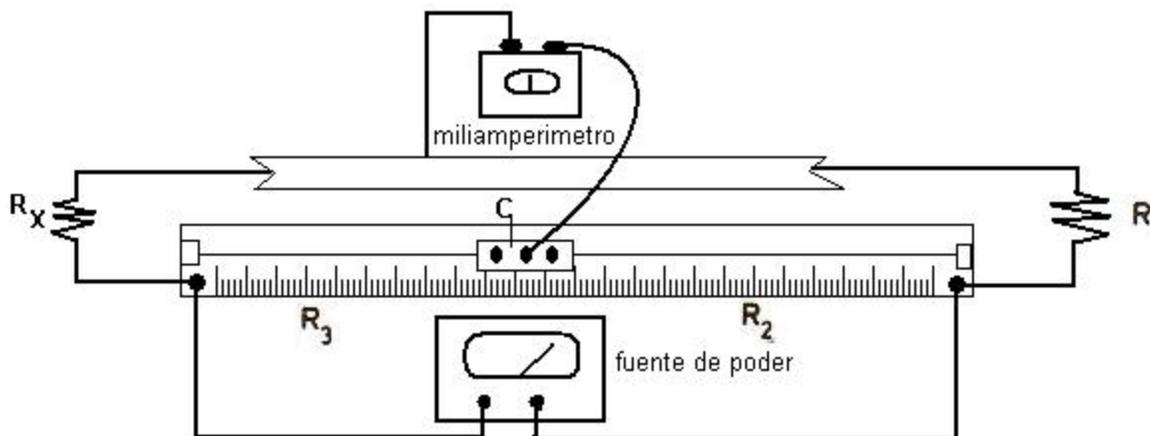


FIGURA 3: Dispositivo a armar.

C : corredera, R.P. : regla potenciométrica, R_1 : resistencia de valor conocido, R_2 y R_3 : resistencia para equilibrar el paso de corriente, R_x : resistencia eléctrica desconocida.

Aplicar un potencial de 2 V y buscar el punto de equilibrio entre las resistencias deslizando la corredera sobre el alambre de la regla. Comenzar con la escala mayor del miliamperímetro y afinar con las siguientes escalas hasta que marque 0 el detector de punto nulo, tomar nota de las distancias en la regla.

Sustituya la resistencia desconocida por la solución electrolítica usando como electrodos los alambres de platino y trate de equilibrar el puente, haga sus anotaciones.

Determinar la conductividad de las soluciones de NaCl a diferentes temperaturas con el conductímetro. Teniendo como limite máximo 60 °C.

NOTAS:

- No aumentar mucho el voltaje porque el alambre se calienta y se dilata provocando la obtención de datos erróneos.
- Sumergir totalmente la celda del conductímetro dentro de la solución y cuidar que no queden burbujas de aire en la superficie de los electrodos.
- Los datos de conductividad medidos hasta 60 °C, mas arriba de esta temperatura la evaporación es alta y los datos ya carecen de validez [6].

3.3.2 RESULTADOS.

Para confirmar la reproducibilidad de las mediciones se realizaron diez ensayos de la práctica. Los resultados que se presentan son solo los promedios (tabla 2 y 3):

Resistencia 1	Resistencia 2	Resistencia 3	Resistencia X
12.5	44.3	45.71	¿ - ?

TABLA 2: resistencia desconocida del puente de wheatstone.

Se trato de hacer la medición de la resistencia de la solución con el circuito armado de puente de wheatstone y se comprobó que no se puede, debido a que se tienen que hacer algunas modificaciones ya que la celda no presenta el mismo comportamiento que el de la resistencia, por lo que se usó un conductímetro comercial donde ya se tienen estas modificaciones al puente de Wheatstone.

Concentración (M)	Temperatura (°C)	Conductividad (Mhos cm ² /mol)
0.1	20	91.5
0.1	25	97.64
0.1	30	106.37
0.1	35	115.26
0.1	40	123.6
Concentración (M)	Temperatura (°C)	Conductividad (Mhos cm ² /mol)
0.01	20	10.553
0.01	25	11.109
0.01	30	12.014
0.01	35	12.996
0.01	40	13.977

TABLA 3: variación de la conductividad con la temperatura.

3.3.3 ANALISIS DE RESULTADOS.

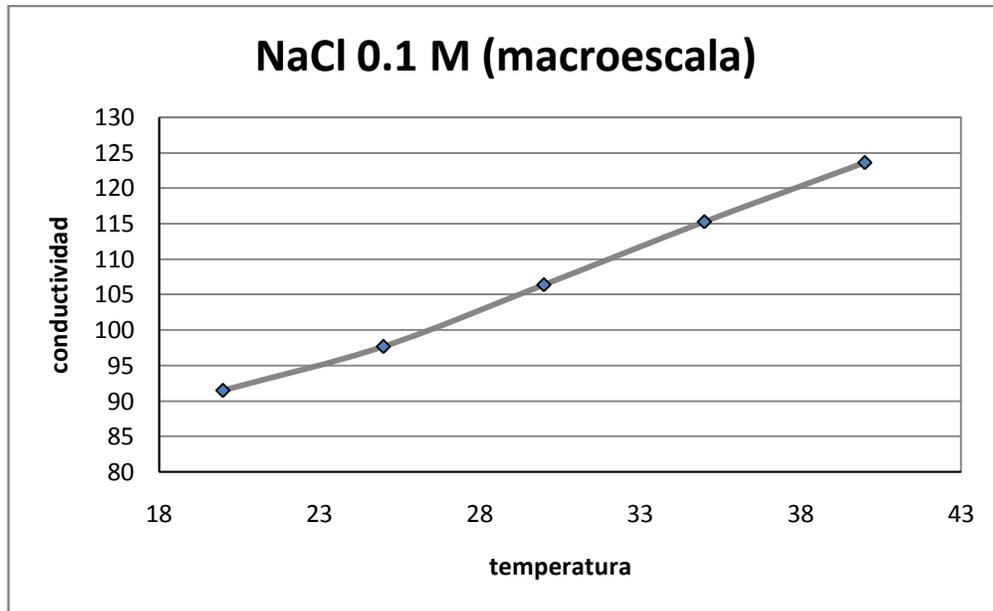
De acuerdo al análisis de resultados ya presentado anteriormente, podemos calcular la resistencia desconocida con la ecuación (10):

$$\underline{R_x = R_1 * \frac{R_3}{R_2}} \quad (10) \quad \underline{R_x = 12.5 * \frac{45.71}{44.3} = 12.8978 \Omega}$$

Los resultados obtenidos, al hacer las mediciones de conductividad con respecto a la variación de temperatura de las sustancias de cloruro de sodio a 0.1 M y 0.01 M, se muestran las tablas 4 y 5, gráficas 1 y 2. A continuación se muestran ambos casos.

NaCl 0.1 M	
Temperatura (°C)	Conductividad (Mhos cm ² /mol)
20	91.5
25	97.64
30	106.37
35	115.26
40	123.6

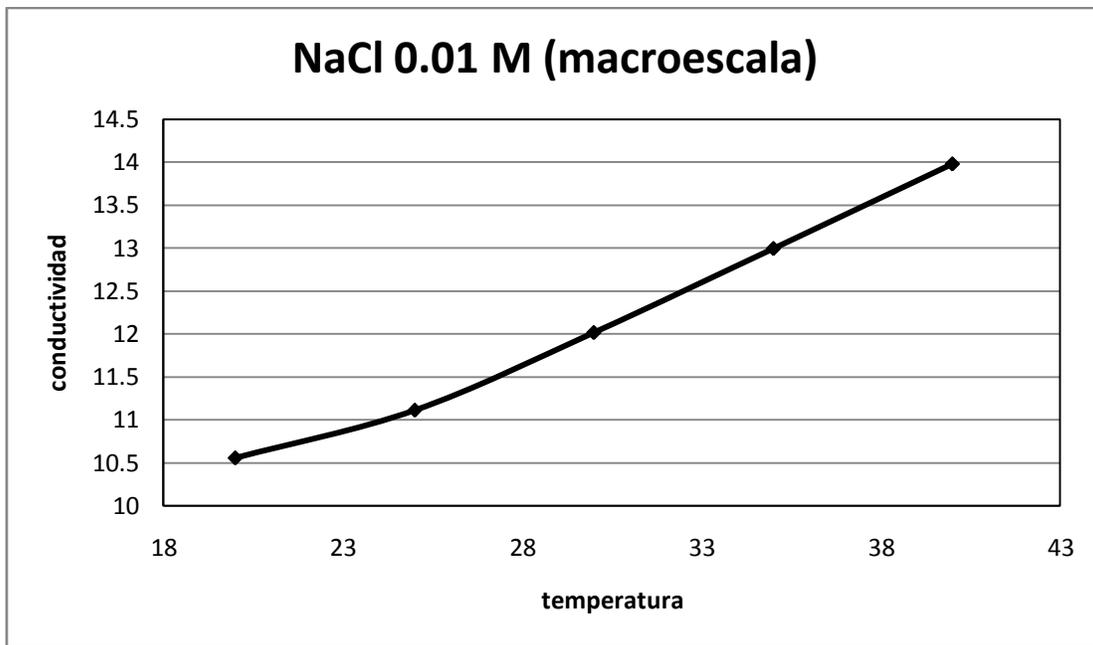
Tabla 4: valores de conductividad para la gráfica del NaCl 0.1 M.



Gráfica 1: Variación de la Conductividad con respecto a la Temperatura.

NaCl 0.01 M	
Temperatura (°C)	Conductividad (Mhos cm ² /mol)
20	10.553
25	11.109
30	12.014
35	12.996
40	13.977

Tabla 5: valores de conductividad de la gráfica 2 del NaCl 0.01 M.



Gráfica 2: Variación de la Conductividad con respecto a la Temperatura para NaCl 0.001 M.

Mediante las gráficas anteriores se puede observar que la conductividad aumenta con la temperatura y que en este intervalo de concentraciones al aumentar esta, aumenta la conductividad.

3.3.4 ANALISIS ESTADISTICO.

La estadística estudia los métodos científicos para recoger, organizar, resumir y analizar datos así como para sacar conclusiones validas y tomar decisiones razonables basadas en tal análisis.

En la tabla 6 se muestra cada temperatura a la que se midió la conductividad el experimento se realizo 10 veces y en esta se muestra el promedio de la conductividad, el intervalo de confianza para su aceptación.

CONDUCTIVIDAD (Mhos cm ² /mol) NaCl 0.1 M			
Temperatura	Promedio	Intervalo de confianza	
20	91.5	91.25221	91.74778
25	97.64	96.87984	98.40015
30	106.37	105.73641	107.00358
35	115.26	114.43803	116.08196
40	123.6	123.01498	124.18501
CONDUCTIVIDAD (Mhos cm ² /mol) NaCl 0.01 M			
Temperatura	Promedio	Intervalo de Confianza	
20	10.553	10.43924	10.66675
25	11.109	11.00336	11.21463
30	12.014	11.96737	12.06062
35	12.996	12.95345	13.03854
40	13.977	13.93542	14.01857

TABLA 6: Variación de la conductividad molar con la temperatura para la solución de NaCl.

3.4 “MICROESCALA”

MATERIAL	EQUIPO	REACTIVOS
2 alambres de Platino de 4 cm. c/u. 1 vaso de precipitado de 10 mL 1 matraz aforado de 10 mL 4 caimanos 1 termómetro -10 a 110°C 1 piseta con agua destilada alambre para conexiones 1 micro mosca 1 celda (vaso de 10 mL con perforaciones)	1 regla potenciométrica con corredera 1 fuente de poder 3 resistencias eléctricas (una de valor conocida y 2 de valor desconocido) 1 miliamperímetro 1 parrilla 1 micro agitador 1 multímetro digital 1 interfase 2 electrodos de carbono	Soluciones acuosas de NaCl 0.1 M 10 mL 0.01 M 10 mL

Tabla 7: Material a usar.

3.4.1 METODOLOGIA.

Armaz el dispositivo (fig. 3). Aplique un potencial de 2 V y busque el punto de equilibrio entre las resistencias deslizando la corredera sobre el alambre de la regla. Comenzar con la escala mayor del miliamperímetro y afinar con las siguientes escalas hasta que marque 0 el detector de punto nulo, anotar sus observaciones.

Sustituya la resistencia desconocida por la solución electrolítica usando como electrodos los alambres de platino y trate de equilibrar el puente, haga sus anotaciones.

Arme el siguiente dispositivo (Fig. 4).

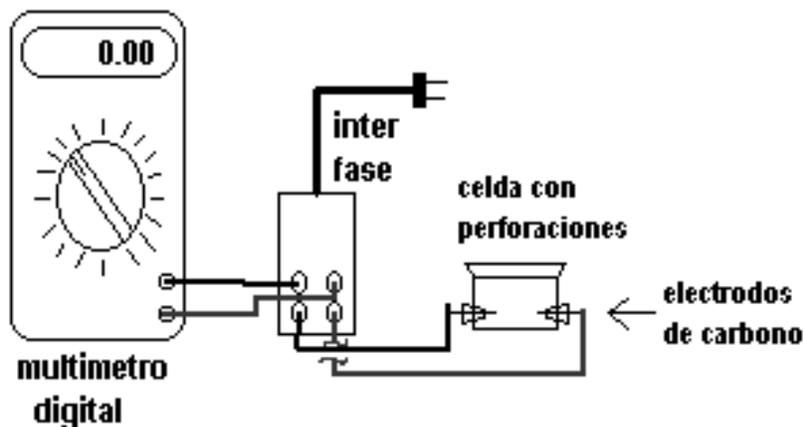


Figura 4: dispositivo para medir [9].

En la celda se coloca la solución cuya conductividad se desea determinar, utilizando el multímetro en el cuadrante de voltaje, anotar el valor obtenido. Para aumentar la temperatura vaciar la solución a un vaso de precipitado de vidrio de 10 mL y colocarlo en baño maría para poder tener la temperatura deseada. Repetir esto hasta los 40 grados.

3.4.2 RESULTADOS.

Para confirmar la reproducibilidad de las mediciones se realizaron diez ensayos de la práctica. Los resultados que se presentan son solo los promedios (tablas 8 y 9):

Resistencia 1	Resistencia 2	Resistencia 3	Resistencia X
12.5	45.61	44.39	¿ - ?

TABLA 8: resistencia desconocida del puente de wheatstone.

Concentración (M)	Temperatura (°C)	Conductividad
0.1	18	90.23885
0.1	20	94.08998
0.1	25	99.60409
0.1	30	105.9059

Concentración (M)	Temperatura (°C)	Conductividad
0.01	18	19.29939
0.01	20	20.51599
0.01	25	21.98642
0.01	30	23.41309

TABLA 9: variación de la conductividad con la temperatura.

3.4.3 ANALISIS DE RESULTADOS.

Para la obtención de la resistencia desconocida¹ se calcula por medio de la ecuación (10):

$$R_x = 12.5 * \frac{44.39}{45.61} = 12.1656$$

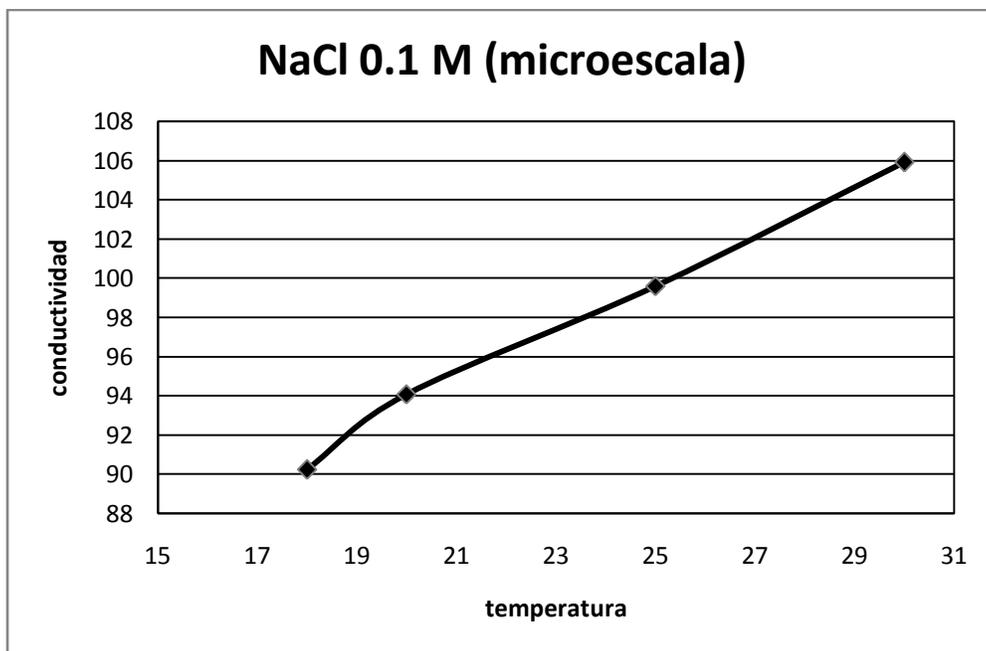
Los resultados obtenidos, para las mediciones de conductividad² al variar la temperatura del cloruro de sodio a 0.1 M y 0.01 M, a microescala se gráficán:

NaCl 0.1 M	
Temperatura (°C)	Conductividad
18	90.23885
20	94.08998
25	99.60409
30	105.9059

Tabla 10: valores de conductividad para la gráfica del NaCl 0.1 M.

¹ El análisis hecho para la resistencia desconocida en macroescala es el mismo para microescala.

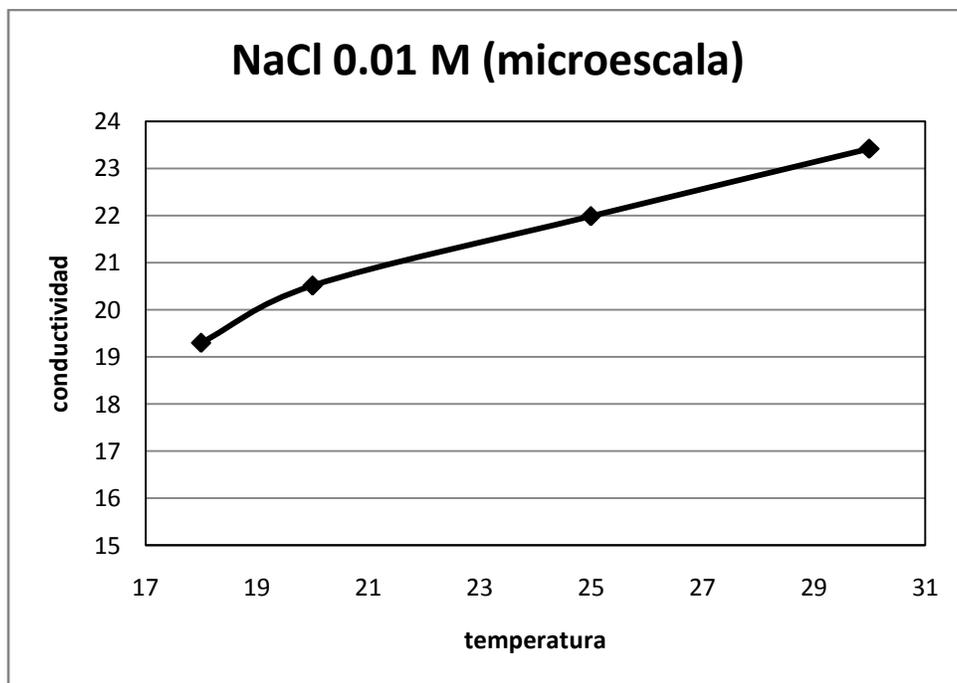
² La conductividad nos se obtuvo directamente sino como voltaje y para pasarlo a conductividad se uso una relación, la cual se presenta en la hoja de calculo que se muestra al final.



Gráfica 3: Variación de la Conductividad con respecto a la Temperatura del NaCl 0.1 M.

NaCl 0.01 M	
Temperatura (°C)	Conductividad (Mhos cm ² /mol)
18	19.29939
20	20.51599
25	21.98642
30	23.41309

Tabla 11: valores de conductividad para la gráfica del NaCl 0.01 M.



Gráfica 4: Variación de la Conductividad con respecto a la Temperatura del NaCl 0.01 M.

3.4.4 ANALISIS ESTADISTICO.

El procedimiento para el análisis estadístico en microescala es el mismo que se utilizó anteriormente en macroescala en el punto 3.4, obteniendo lo siguiente:

CONDUCTIVIDAD (Mhos cm ² /mol) NaCl 0.1 M			
Temperatura	Promedio	Intervalo de confianza	
18	90.23885	89.33158	91.14612
20	94.08997	92.93743	95.24252
25	99.60409	98.35891	100.84926
30	105.90593	103.28270	108.52915
CONDUCTIVIDAD (Mhos cm ² /mol) NaCl 0.01 M			
Temperatura	Promedio	Intervalo de Confianza	
18	19.29938	18.83343	19.76533
20	20.51599	20.18575	20.84622
25	21.98642	21.57133	22.40150
30	23.41308	22.87109	23.95508

TABLA 12: Análisis estadístico, ecuaciones en apéndice 3.

3.5 COSTOS³.

Reactivos	Costo	Cantidad	Cantidad usada en macro	Costo En macro \$	Cantidad usada en micro	Costo En micro \$
NaCl	\$ 47	500 g	0.646 g	0.0.0607	0.3229 g	0.03035

Tabla 13: precios de reactivos.

El la tabla 13 se muestra que el ahorro en microescala, que es de un 50 % en reactivo que en macroescala.

3.6 CONCLUSIONES⁴.

El primer objetivo se llevo acabo al construir un circuito tipo puente de Wheatstone para determinar el valor de la resistencia eléctrica desconocida.

En el segundo objetivo se realizo ya que se tuvo que investigar para comprender el principio del fundamento del conductimetro para que realizaramos las mediciones y por que no el puente de Wheatstone.

Y el último objetivo se realizo al determinar la variación de la conductividad del Cloruro de Sodio con respecto a la temperatura.

Todo esto se realizo en macroecala como en microescala, en esta última se utilizo un multímetro y una interface para transformar a conductividad, las mediciones realizadas se calculaban utilizando una relación que se informa en el anexo 2. Se observa gráficamente que el comportamiento es similar, que las mediciones caen dentro del intervalo de confianza por lo que concluimos que este experimento se puede adaptar a la técnica de microescala y según el análisis de costos se tiene un ahorro del 50 %.

³Nota: las cantidades son por equipo.

⁴ Los formatos de la practica a macroescala y a microescala se pueden consultar en el apéndice 3 y las hojas de cálculo se podrán ver a final de cada capitulo.

VARIACION DE LA CONDUCTIVIDAD CON LA TEMPERATURA

FECHA : 14/09/2005 UNAM FESC

PROFESOR (A):

ALUMNOS:

macroescala GLORIA A. BORJON

1 JORGE AQUINO

NaCl = 0.1 M

2

temperatura conductividad temperatura = °C

3 -----

20 91.5 conductividad

4 -----

25 97.64 R1

R2

R3

RX

30 106.37

12.5

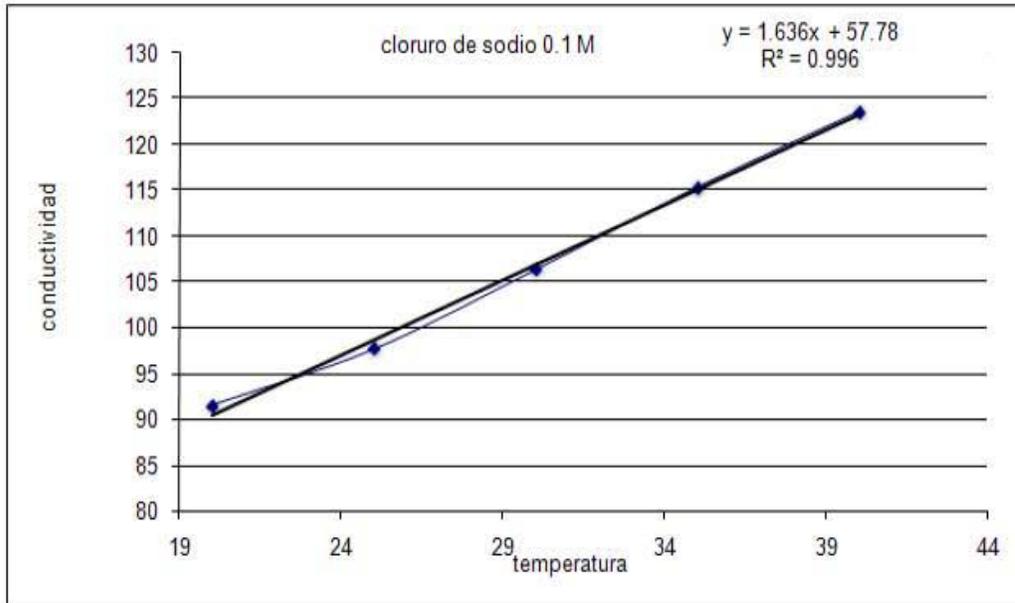
39.29

50.71

16.13324

35 115.26

40 123.6



NaCl = 0.01 M

temperatura conductividad

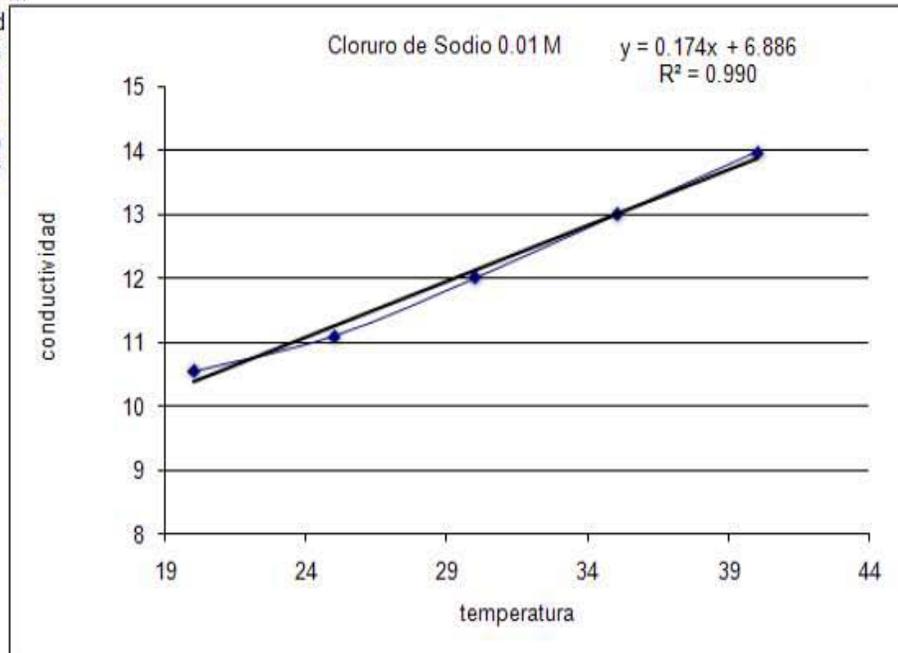
20 10.55

25 11.1

30 12.01

35 12.99

40 13.97



VARIACION DE LA CONDUCTIVIDAD CON LA TEMPERATURA FECHA : 14/12/2005 UNAM FESC

PROFESOR (A): ALUMNOS:

microescala GLORIA A. BORJON 1 JORGE AQUINO

NaCl = 0.1 M 2

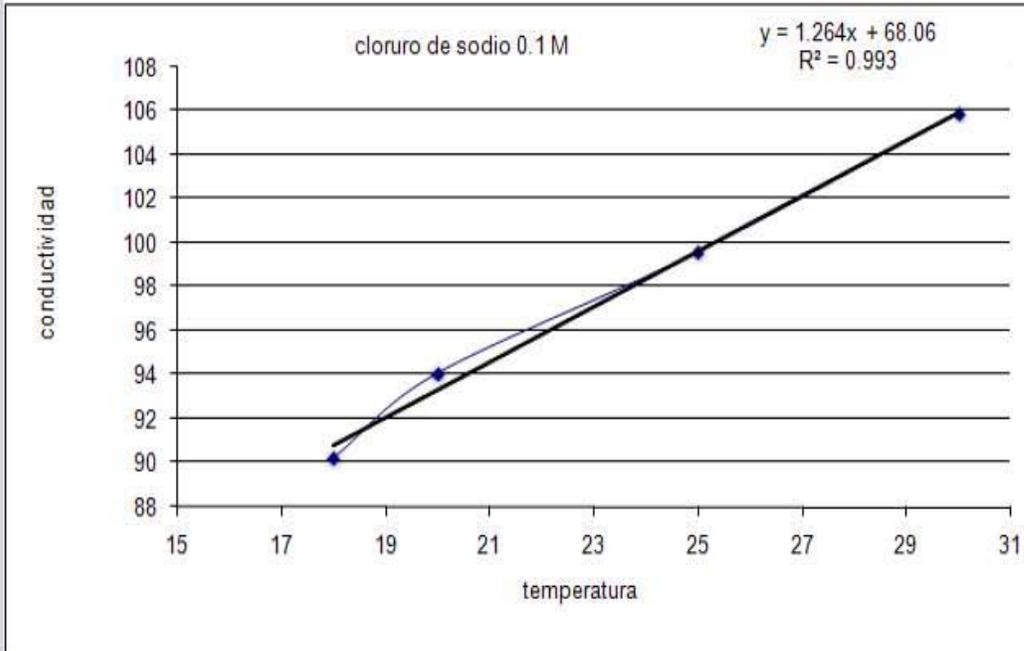
temperatura conductividad temperatura = °C 3 -----

18 90.23 conductividad 4 -----

20 94.08 R1 R2 R3 RX

25 99.6 12.5 45.61 44.39 12.1656435

30 105.9



NaCl = 0.01 M

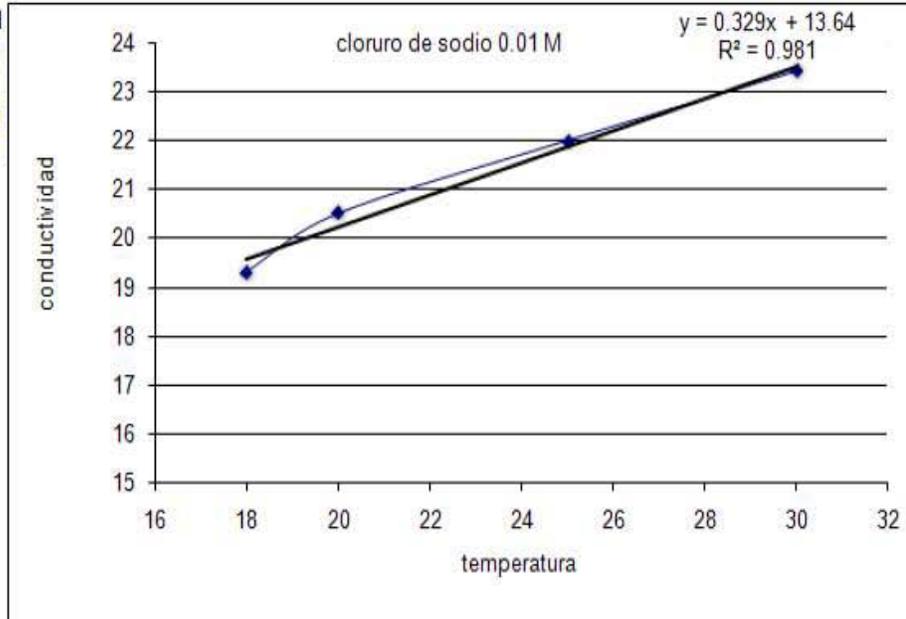
temperatura conductividad

18 19.29

20 20.51

25 21.98

30 23.41



CAPITULO 4

“CONDUCTIVIDAD DE ELECTROLITOS”

4.1 INTRODUCCIÓN.

La resistencia de un conductor electrolítico al paso de la corriente eléctrica se puede determinar, pero es costumbre en vez de hablar de resistencia hacerlo de la conductancia, que es el recíproco de la resistencia eléctrica.

Sabemos que la resistencia de un conductor cualquiera es directamente proporcional a su longitud e inversamente al área de su sección transversal, esto es:

$$R = \rho \frac{l}{A} \quad (1)$$

Donde R es la resistencia en ohmios, l la longitud de separación en las placas de la celda en centímetros, A es el área en centímetros cuadrados, y ρ la resistividad o resistencia específica cuyo valor depende de las características y naturaleza del conductor. De la ecuación (1) se deduce que la expresión de la conductancia correspondiente es:

$$L = \frac{1}{R} = \frac{1}{\rho} \left(\frac{A}{l} \right) \quad (2)$$
$$L = L_s \left(\frac{A}{l} \right)$$

Donde $L_s = 1/\rho$ es la conductividad electrolítica del conductor.

Aunque la conductancia específica es una propiedad del medio, al tratar con soluciones de electrolitos existe otra cantidad de mayor significado que es la conductividad molar, Λ , que en un electrolito está definida como la de un volumen de solución que contiene un peso molar de la sustancia disuelta cuando se coloca entre dos electrodos paralelos entre sí a una distancia de 1 cm y suficientemente grandes para contener entre ellos toda la solución. No se determina nunca directamente, sino que se calcula desde la conductividad electrolítica. Si C es la concentración de una solución molar gramo por litro, entonces la concentración por centímetro cúbico es C/1000, y el volumen que contiene un mol de soluto es, por esa razón, 1000/C cc. Como L_s es la conductividad electrolítica de un centímetro cúbico, la de 1000/C cc, y por tanto Λ , será:

$$\Lambda = \frac{1000 * L_s}{C} \quad (3)$$

La ecuación (3) es la expresión que define la conductividad molar. Debe recordarse que C en esta ecuación se expresa en moles de soluto por cada litro de solución.

Un puente de Wheatstone modificado puede usarse para medir la resistencia de una solución limitada por los electrodos de área fija sostenidos a una separación dada. Dos complicaciones se presentan claramente: primero, es probable que la aplicación de una corriente directa por los electrodos cause electrólisis y los electrodos se exponen a polarizarse; segundo, es difícil de medir el área de los electrodos y la distancia entre ellos. Para superar la primera dificultad, es esencial usar una fuente de potencia alterna para que ninguna acumulación significativa de productos de la electrólisis pueda ocurrir en los electrodos. Las propiedades catalizadoras del negro de platino aseguran que las reacciones del electrodo ocurren rápidamente y se quedan en fase con el voltaje alterno aplicado. El segundo problema se resuelve determinando una constante de celda con una solución de KCl a determinada concentración. Lo que realmente se mide, es la resistencia R .

De acuerdo con la ecuación (2), la conductividad electrolítica de un conductor iónico cualquiera está dada por:

$$L_s = \left(\frac{l}{A}\right)L = \left(\frac{l}{A}\right)\frac{1}{R} \quad (4)$$

Y de aquí antes de que L_s sea calculable a partir de la resistencia medida se necesita conocer la relación (l/A) . Para una celda cualquiera dada esta relación es fija y se denomina constante de la celda, K_C . Para obtener este valor no es preciso determinar l y A . En su lugar se coloca una solución cuyo L_s es conocida en la celda, se mide la resistencia, y se calcula K_C . Una vez conocida ésta, la conductividad electrolítica de cualquier otra solución cuya resistencia se determine en la misma celda se deduce de la relación [3]:

$$L_s = \frac{K_C}{R} \quad (5)$$

Para disoluciones diluidas, enunció S. Arrhenius (1887) la *teoría de la disociación electrolítica*, como una forma más explícita de la expuesta en 1883; que forma la base del moderno tratamiento de los electrolitos. Se admite la hipótesis de que cuando se disuelve en agua un ácido, una base o una sal, una porción considerable de la misma se disocia espontáneamente en iones positivos y negativos; esto es,



Estos iones se pueden mover independientemente, y son sencillamente guiados a los electrodos de signo opuesto por el campo eléctrico aplicado. Se supuso que la proporción de moléculas que se disociaban en iones variaba con la concentración, y se consideró que el *grado de disociación*, (α) o sea, la fracción del electrolito total que se divide en iones se aproxima a la unidad a dilución infinita; es decir, en disoluciones extremadamente diluidas casi toda la totalidad del ácido, base o sal, está disociado en iones [10].

La conductividad eléctrica (CE) de una disolución puede definirse como la facilidad de ésta para transmitir la corriente eléctrica, y dependerá, además del voltaje aplicado, del tipo, número, carga y movilidad de los iones presentes, de la viscosidad y la temperatura del medio en el que éstos han de moverse.

Se requieren teorías distintas para explicar el comportamiento de electrólitos débiles que están sólo parcialmente disociados, y para electrolitos fuertes que están totalmente disociados. Los electrolitos débiles son cubiertos de manera satisfactoria por la teoría propuesta por Arrhenius, en la que se considera de qué manera el equilibrio de disociación se desplaza a medida que la concentración del electrólito varía. Esta teoría se expresa de manera cuantitativa en la ley de dilución de Ostwald que relaciona la conductividad molar Λ_m a cualquier concentración con la conductividad a dilución infinita Λ° . La relación Λ/Λ° , es el grado de disociación α , y mediante la cual podemos encontrar la constante de equilibrio para una reacción iónica.

Esta teoría no es aplicable a electrólitos fuertes, los cuales se estudian a través de un método distinto, que se debe principalmente a Debye y Hückel. Esta teoría enfoca su atención en la distribución de iones positivos y negativos en la solución, como resultado de fuerzas electrostáticas. En la vecindad de cada Ion hay más iones de signo opuesto que del mismo signo, y es conveniente hablar de que existe una atmósfera iónica en torno de cada Ion. El espesor de la atmósfera iónica disminuye a medida que la concentración aumenta. Cuando un Ion se desplaza a través de la solución como resultado de un campo eléctrico aplicado, la atmósfera lo detiene y retrasa su movimiento; esto se conoce como relajación o efecto de asimetría. La atmósfera iónica en movimiento, arrastra consigo

moléculas de disolvente, y chocan con iones que emigran en sentido contrario, como resultado de ello hay un retraso adicional, que se conoce como efecto electroforético [11].

4.2 OBJETIVOS PARTICULARES.

- Deducir con base a mediciones experimentales el comportamiento de la conductividad y de la conductividad molar como función de la concentración, para diferentes tipos de electrolitos.
- Estimar el valor de la conductividad de la solución a dilución infinita (Λ_{∞}) para electrolitos fuertes.

4.3 “MACROESCALA”

MATERIAL	EQUIPO	REACTIVOS
1 soporte universal con pinzas	1 Conductimetro con celda.	NaCl y CH ₂ COOH
7 vasos de precipitados de 100 mL		0.1 M 250 mL c/u
8 matraces aforados de 100 mL		0.05 M 100 mL c/u
1 pipeta volumétrica de 25 mL		0.035 M 100 mL c/u
1 pipeta volumétrica de 10 mL		0.02 M 100 mL c/u
1 pipeta graduada de 5 mL		0.01 M 100 mL c/u
1 piseta con agua destilada		0.005 M 100 mL c/u
		0.003 M 100 mL c/u
		0.001 M 100 mL c/u
	0.0005 M 100 mL c/u	

Tabla 1: material, reactivos y equipo a usar durante la experimentación de conductividad en electrolitos.

4.3.1 METODOLOGIA.

Preparar las soluciones, a las concentraciones indicadas, partiendo de la solución 0.1 M para cada electrolito. Las soluciones se preparan con la mayor exactitud posible.

Medir la conductividad de todas las soluciones comenzando con la más diluida [6].

4.3.2 RESULTADOS.

Para confirmar la reproducibilidad de las mediciones se realizaron diez ensayos de la práctica. Los resultados que se presentan son solo los promedios (tabla 2).

Concentración	$K_{\text{CH}_3\text{COOH}}(\text{Mhos cm}^{-1})$	$K_{\text{NaCl}}(\text{Mhos cm}^{-1})$
0.0005	0.00003365	0.00007633
0.001	0.0000461	0.00012682
0.003	0.00008263	0.00035499
0.005	0.00010869	0.000558
0.01	0.00015252	0.0010844
0.02	0.00021949	0.002132
0.035	0.0003027	0.003664
0.05	0.0003516	0.005128

Tabla 2: Conductividad a diferentes concentraciones.

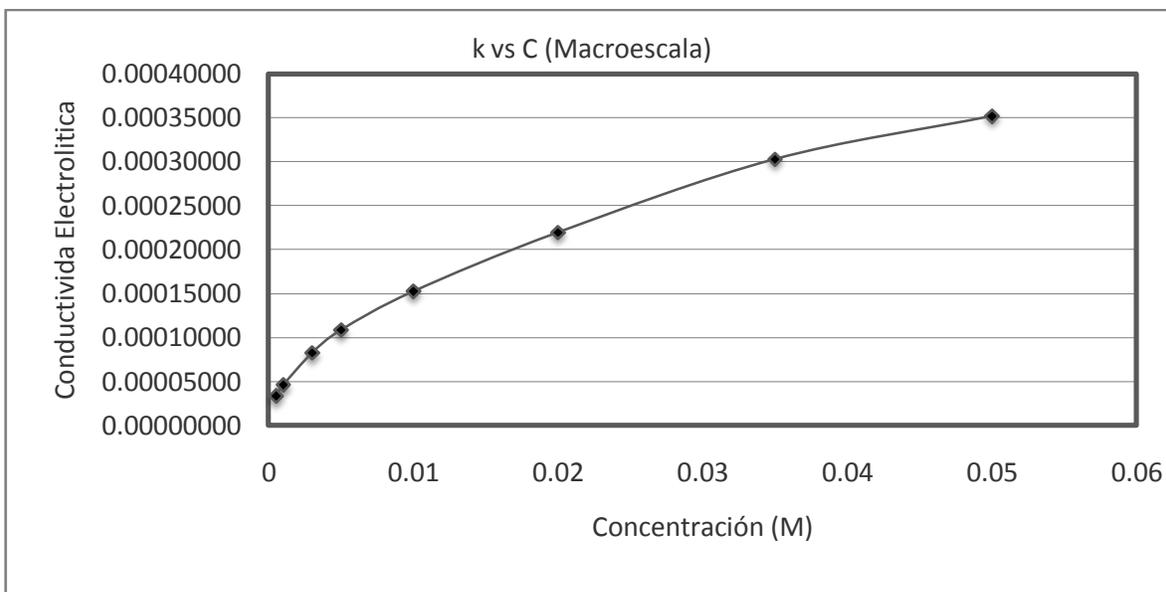
4.3.3 ANALISIS DE RESULTADOS.

Los resultados obtenidos, por razón de las mediciones de conductividad con respecto a la concentración del CH_3COOH y NaCl , se graficaron la K vs C , Λ_{eq} vs $1/C$ y Λ_{eq} vs \sqrt{C} . A continuación se muestran ambos casos.

CH_3COOH

Concentración	$K_{\text{CH}_3\text{COOH}}(\text{Mhos cm}^{-1})$
0.0005	0.00003365
0.001	0.0000461
0.003	0.00008263
0.005	0.00010869
0.01	0.00015252
0.02	0.00021949
0.035	0.0003027
0.05	0.0003516

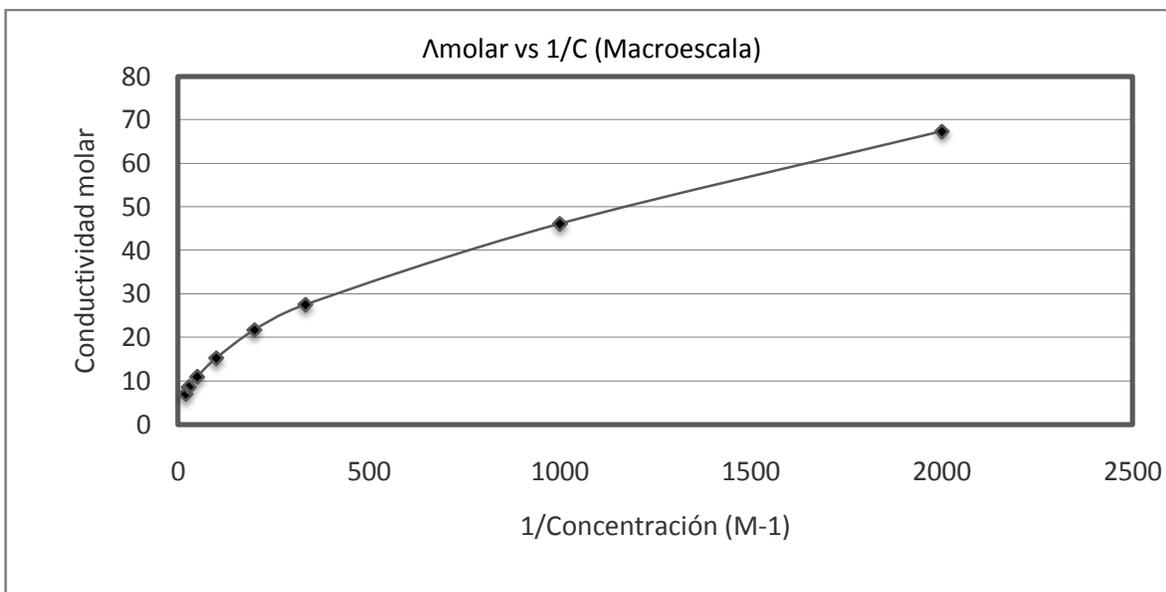
Tabla 3: variación de la conductividad electrolítica a dilución para el ácido acético.



Gráfica 1: conductividad electrolítica con respecto a la variación de concentración de CH₃COOH.

1/concentración	Λ_{molar} (S cm ² mol ⁻¹)
2000	67.3
1000	46.1
333.3333	27.54
200	21.73
100	15.25
50	10.97
28.5714	8.648
20	7.032

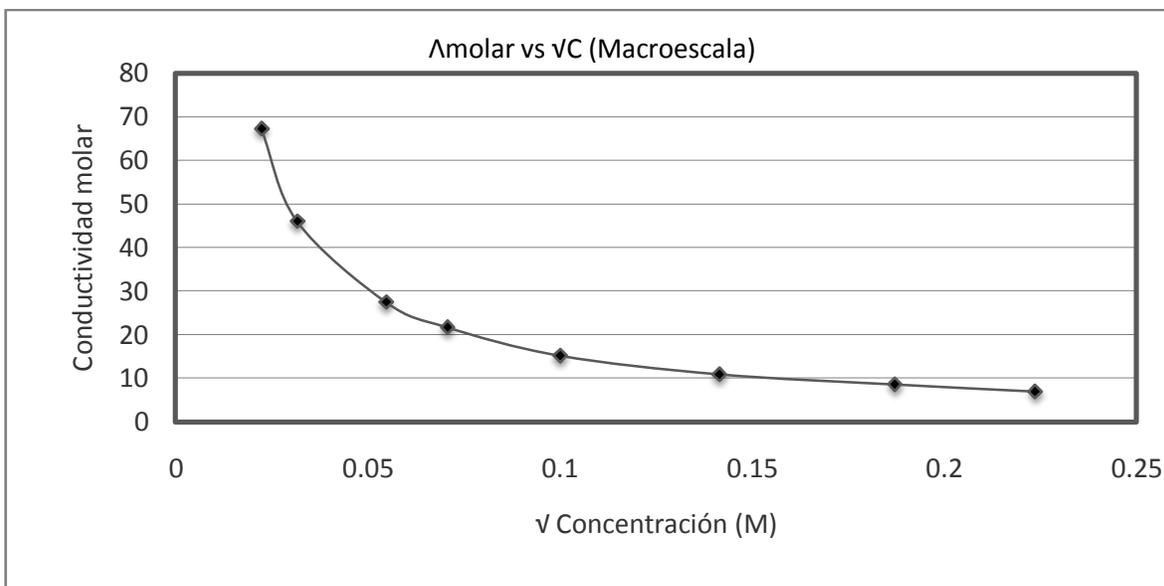
Tabla 4: variación de la conductividad molar con respecto del inverso de la concentración para el ácido acético



Gráfica 2: conductividad molar con respecto a la dilución para el ácido acético.

$\sqrt{\text{concentración}}$	$\Lambda_{\text{molar}} (\text{S cm}^2 \text{ mol}^{-1})$
0.0223	67.3
0.0316	46.1
0.0547	27.54
0.0707	21.73
0.1	15.25
0.1414	10.97
0.1870	8.648
0.2236	7.032

Tabla 5: variación de la conductividad molar con respecto a la raíz de la concentración de CH_3COOH .

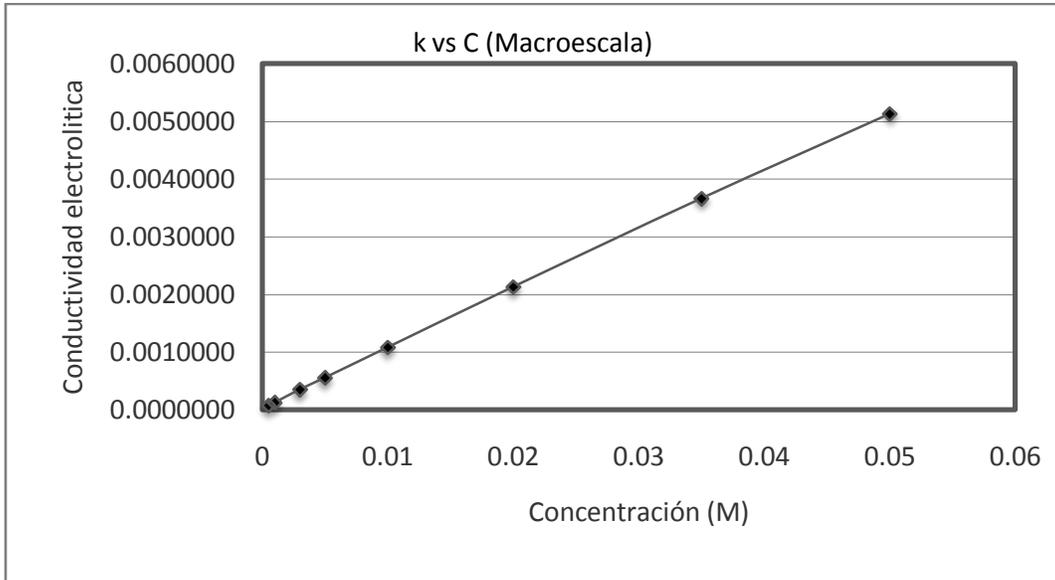


Gráfica 3: conductividad molar con la raíz cuadrada de concentración.

NaCl

Concentración	K_{NaCl} (Mhos cm^2)
0.0005	0.00007633
0.001	0.00012682
0.003	0.00035499
0.005	0.000558
0.01	0.0010844
0.02	0.002132
0.035	0.003664
0.05	0.005128

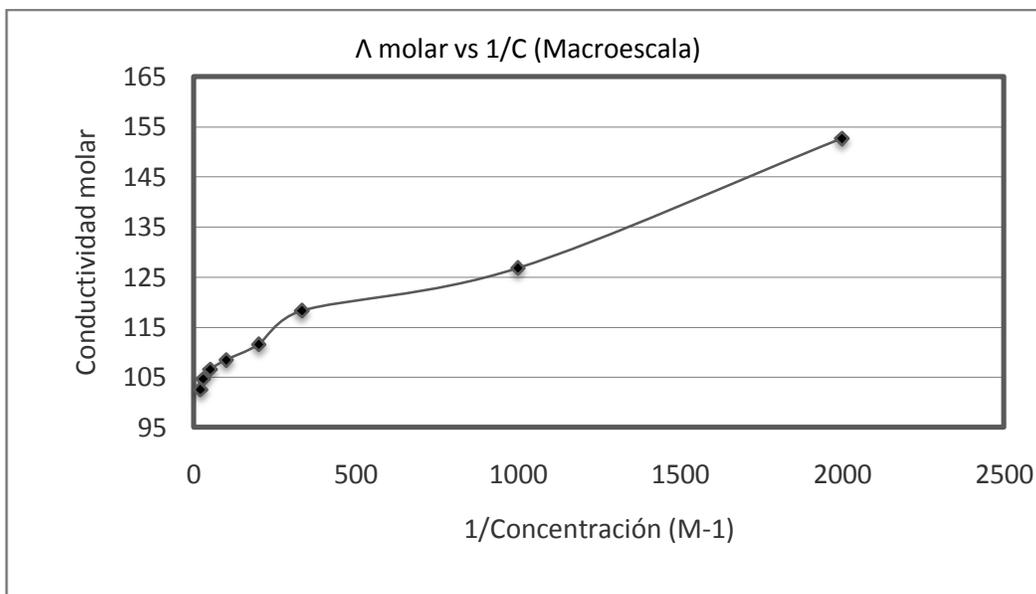
Tabla 6: variación de la conductividad electrolítica con respecto de la concentración del NaCl.



Gráfica 4: conductividad electrolítica con respecto a la variación de concentración de NaCl.

1/concentración	$\Lambda_{\text{molar}} (S \text{ cm}^2 \text{ mol}^{-1})$
2000	152.66
1000	126.82
333.3333	118.33
200	111.6
100	108.44
50	106.6
28.5714	104.685714
20	102.56

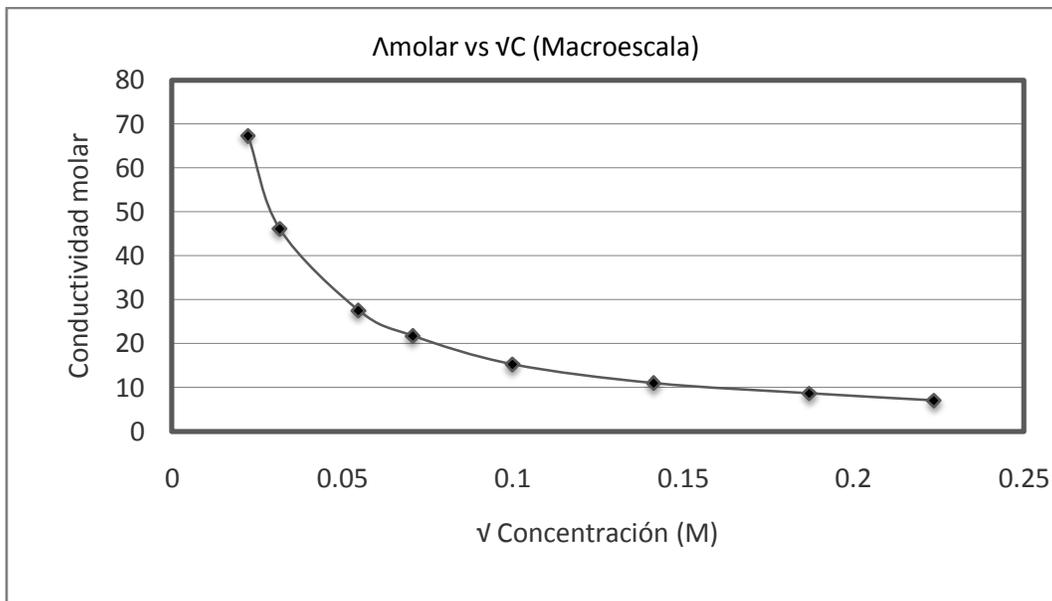
Tabla 7: variación de la conductividad molar con respecto del inverso de la concentración del NaCl.



Gráfica 5: conductividad molar con respecto al inverso de la concentración de NaCl.

$\sqrt{\text{concentración}}$	$\Lambda_{\text{molar}} (S \text{ cm}^2 \text{ mol}^{-1})$
0.0223	152.66
0.0316	126.82
0.0547	118.33
0.0707	111.6
0.1	108.44
0.1414	106.6
0.1870	104.685714
0.2236	102.56

Tabla 8: variación de la conductividad molar con respecto a la raíz de la concentración de NaCl.



Gráfica 6: conductividad molar con respecto de la raíz cuadrada de concentración de NaCl.

Para ambos electrolitos la conductividad electrolítica se interpreta al aumentar la concentración según se observa en las graficas 1 y 4.

En las graficas 2 y 5, la conductividad molar del electrolito débil y fuerte aumenta con la dilución de estos. Por dilución en el electrolito débil, la Λ_m del electrolito débil aumenta rápido por dilución en las concentraciones mencionadas esta muy lejos de su limite, por otra parte la Λ_m del electrolito fuerte se aproxima rápidamente al valor limite de la conductividad a la concentración cero, Λ_0 .

La conductividad molar varía con la concentración, como se puede apreciar en las graficas 3 y 6. En las que se observa que los valores de Λ_m para electrolito débil y fuerte se comportan de manera distinta al disminuir la concentración.

4.3.4 ANALISIS ESTADISTICO.

Para cada concentración se midió la respectiva conductividad para CH_3COOH y NaCl , de los 10 ensayos de la práctica, se calculo la media, mediana, moda, varianza, desviación e intervalo de confianza. Los resultados que se presentan son solo los promedios. Se especifican sus formulas en el apéndice 1. En la tabla 9 se muestra la concentración, la media y el intervalo de confianza de cada electrolito. Para cada intervalo de confianza se

calculo los grados de libertad, que solo es el número de experimentos menos uno, después el valor de $\alpha/2$ para poder leer en las tablas del apéndice 2 tabla A la t de Student, usando un 95 % ($\alpha = 0.05$).

CONDUCTIVIDAD (Mhos cm ² /mol) CH ₃ COOH			
Concentración	Promedio de la conductividad	Intervalo de confianza	
0.0005	0.0000336	0.00002772	0.00003957
0.001	0.0000461	0.00003666	0.00005253
0.003	0.0000826	0.00007075	0.00009450
0.005	0.0001086	0.00009445	0.00012293
0.01	0.0001525	0.00013165	0.00017338
0.02	0.0002194	0.00018981	0.00024916
0.035	0.0003027	0.00026641	0.00033898
0.05	0.0003516	0.00031046	0.00039273
CONDUCTIVIDAD (Mhos cm ² /mol) NaCl			
Concentración	Promedio de la conductividad	Intervalo de Confianza	
0.0005	0.0000763	0.00006497	0.00008769
0.001	0.0001268	0.00012322	0.00013042
0.003	0.0003549	0.00034935	0.00036063
0.005	0.000558	0.00055264	0.00056336
0.01	0.001084	0.0010794	0.001089
0.02	0.002132	0.0021194	0.002144
0.035	0.003664	0.0036336	0.003694
0.05	0.005128	0.0051154	0.005140

Tabla 9: análisis estadística basado en el apéndice 1.

4.4 “MICROESCALA”

MATERIAL	EQUIPO	REACTIVOS
1 soporte con pinzas	1 multímetro digital	NaCl y CH ₂ COOH
1 vaso de precipitado de 50 mL	1 interfase	0.1 M 30 mL
8 vasos de precipitados de 10 mL	2 electrodos de carbono	0.05 M 10 mL
8 matraces aforados de 10 mL		0.035 M 10 mL
1 pipeta graduada de 10 mL		0.02 M 10 mL
1 piseta con agua destilada		0.01 M 10 mL
1 celda (vaso de 10 mL con perforaciones)		0.005 M 10 mL
4 caimanas		0.003 M 10 mL
alambre para conexiones		0.001 M 10 mL
		0.0005 M 10 mL

Tabla 10: material a usar en la experimentación.

4.4.1 METODOLOGIA.

Arme el siguiente dispositivo (Fig. 2)

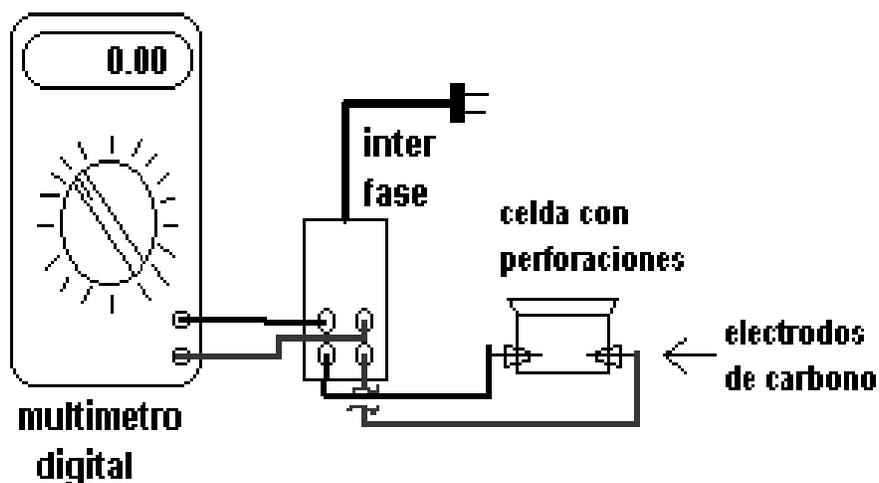


Figura 2: dispositivo para medir [9].

En la celda se coloca la solución a medir, colocando el multímetro en 200m V, anotar los valores obtenidos.

Medir la conductividad de todas las soluciones comenzando con la más diluida.

4.4.2 RESULTADOS.

Para confirmar la reproducibilidad de las mediciones se realizaron diez ensayos de la práctica. Los resultados que se presentan son solo los promedios (tabla 11).

Concentración	$K_{\text{CH}_3\text{COOH}}$	K_{NaCl}
0.0005	0.000325	0.000274
0.001	0.000385	0.000409
0.003	0.000464	0.001001
0.005	0.000539	0.001452
0.01	0.000621	0.002557
0.02	0.000798	0.004366
0.035	0.000981	0.006576
0.05	0.001161	0.007876

Tabla 11: resultados obtenidos con la técnica de microescala.

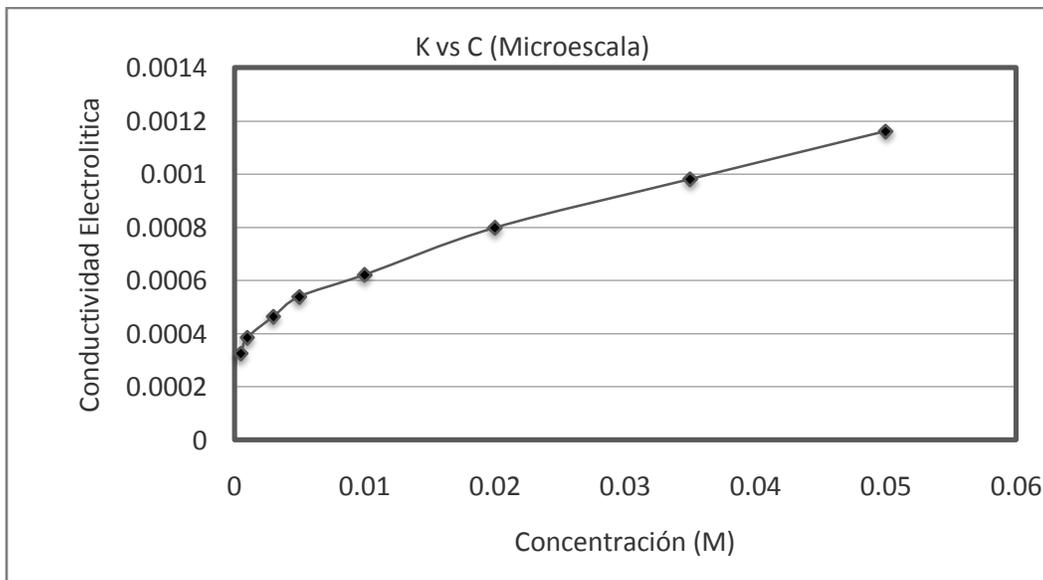
4.4.3 ANALISIS DE RESULTADOS.

Con los resultados obtenidos, de las mediciones de conductividad con respecto a la concentración del CH_3COOH y NaCl , se grafican la K vs C , Λ_m vs $1/C$ y Λ_m vs \sqrt{C} . A continuación se exponen ambos casos.

CH_3COOH

Concentración	$K_{\text{CH}_3\text{COOH}}$
0.0005	0.000325
0.001	0.000385
0.003	0.000464
0.005	0.000539
0.01	0.000621
0.02	0.000798
0.035	0.000981
0.05	0.001161

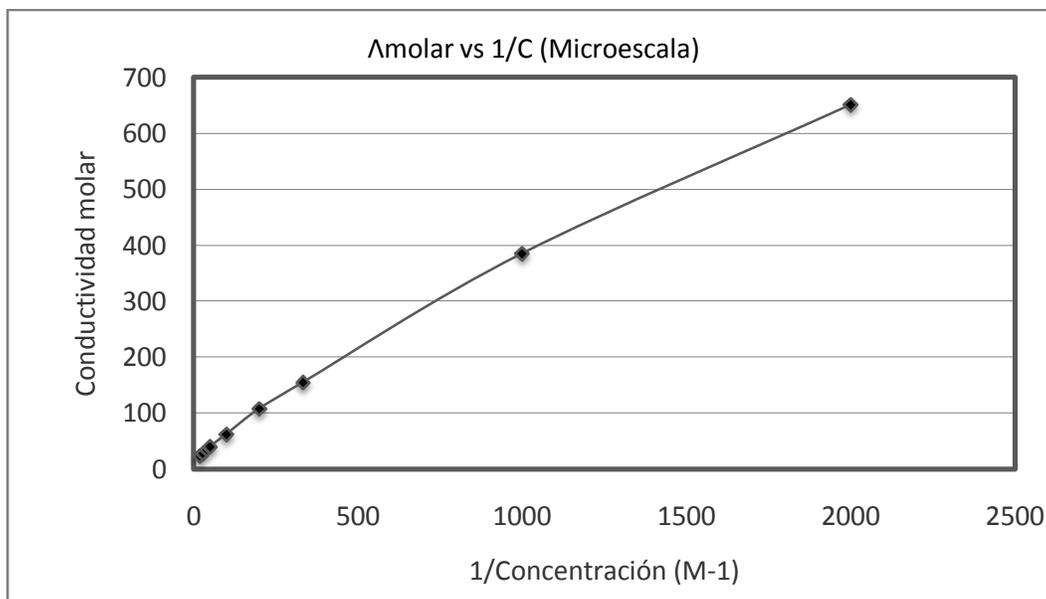
Tabla 12: variación de la conductividad electrolítica con la concentración para el ácido acético.



Gráfica 7: conductividad electrolítica con respecto a la concentración de ácido acético.

1/ concentración	Λ_{eq}
2000	651.19018
1000	385.11247
333.333333	154.92025
200	107.83149
100	62.143149
50	39.911656
28.5714286	28.033187
20	23.229284

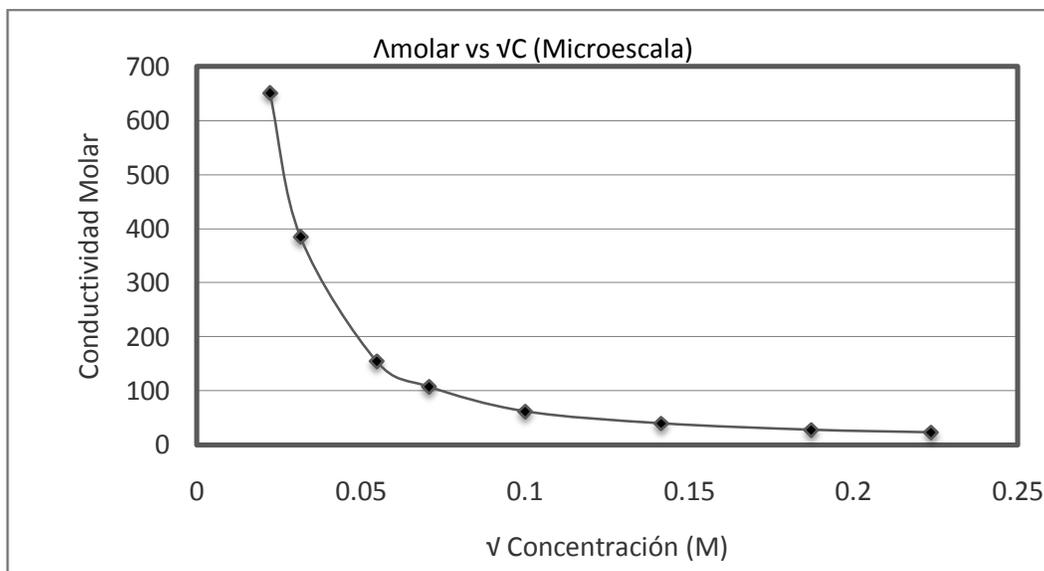
Tabla 13: variación de la conductividad molar con respecto del inverso de la concentración para el CH_3COOH .



Gráfica 8: conductividad molar con respecto al inverso de la concentración del ácido acético.

\sqrt{C} Concentración	Λ_m
0.02236068	651.19018
0.03162278	385.11247
0.05477226	154.92025
0.07071068	107.83149
0.1	62.143149
0.14142136	39.911656
0.18708287	28.033187
0.2236068	23.229284

Tabla 14: variación de la conductividad molar con respecto a la raíz de la concentración de CH_3COOH .

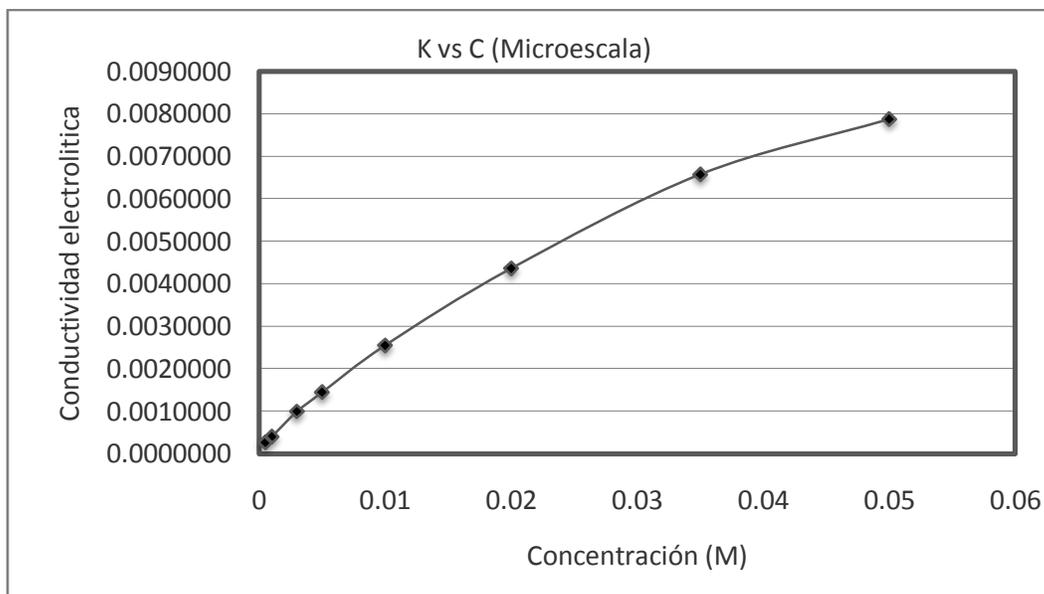


Gráfica 9: conductividad molar con relación a la raíz de la concentración del ácido acético.

NaCl

Concentración	K_{NaCl}
0.0005	0.000274
0.001	0.000409
0.003	0.001001
0.005	0.001452
0.01	0.002557
0.02	0.004366
0.035	0.006576
0.05	0.007876

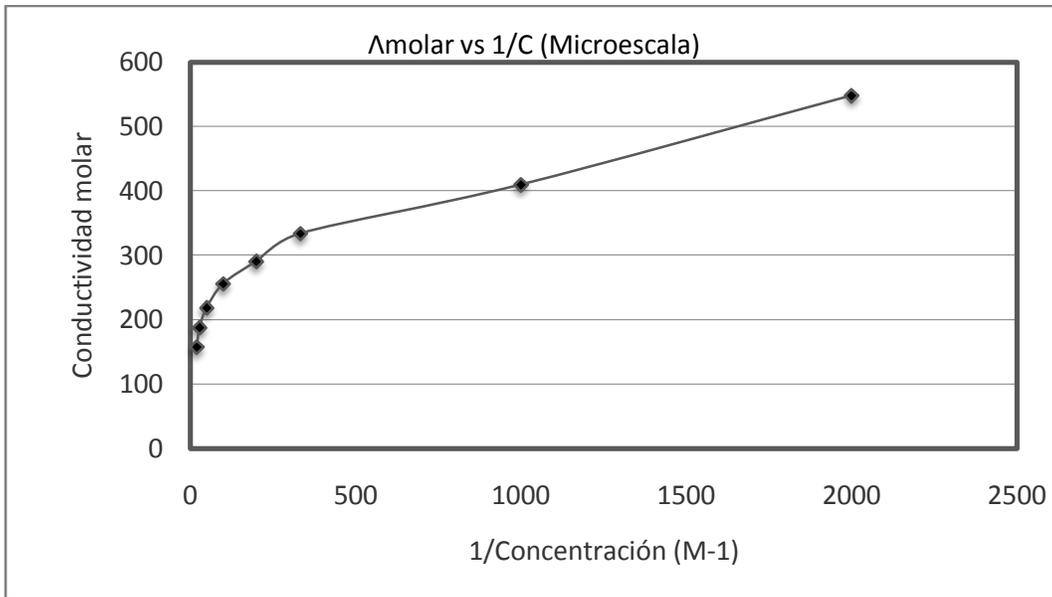
Tabla 15: variación de la conductividad electrolítica con respecto de la concentración del NaCl.



Gráfica 10: conductividad con respecto a la variación de la concentración NaCl.

1/ concentración	Λ_{eq}
2000	547.91002
1000	409.61963
333.333333	333.76414
200	290.58487
100	255.74969
50	218.33252
28.5714286	187.90488
20	157.52851

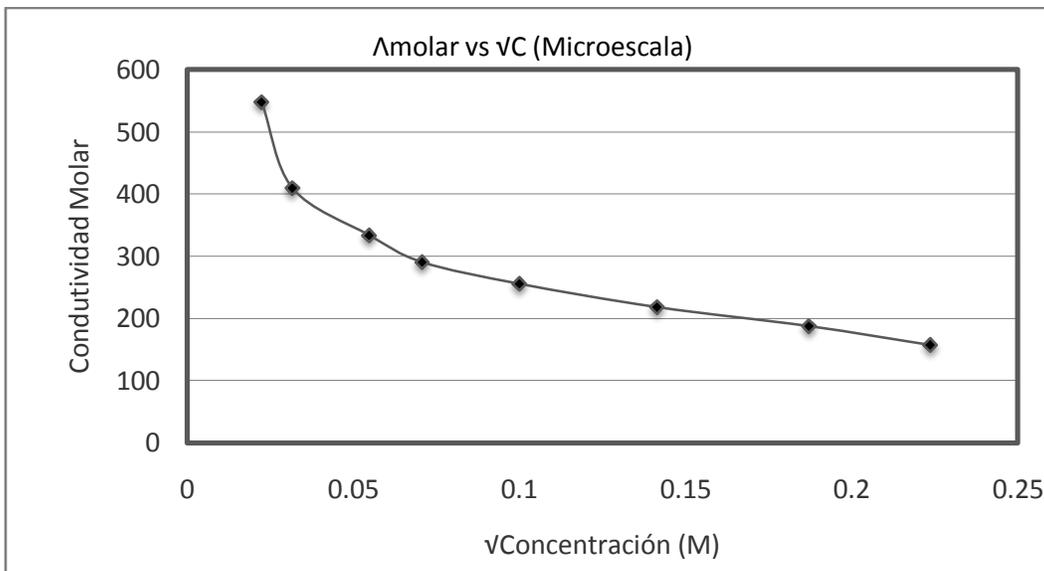
Tabla 16: variación de la conductividad molar con respecto del inverso de la concentración del NaCl.



Gráfica 11: conductividad molar con relación al inverso de la concentración del NaCl.

$\sqrt{\text{Concentración}}$	Λ_m
0.02236068	547.91002
0.03162278	409.61963
0.05477226	333.76414
0.07071068	290.58487
0.1	255.74969
0.14142136	218.33252
0.18708287	187.90488
0.2236068	157.52851

Tabla 17: variación de la conductividad molar con respecto a la raíz de la concentración de NaCl.



Gráfica 12: conductividad molar con respecto a la raíz de la concentración del NaCl.

El comportamiento de las gráficas de microescala es semejante al que mostraron tanto en macroescala como en microescala.

4.4.4 ANALISIS ESTADISTICO.

El procedimiento para el análisis estadístico en microescala es el mismo que se utilizó anteriormente en macroescala en el punto 3.4, obteniendo lo siguiente.

Concentración	CH ₃ COOH		
	Promedio de conductividad	Intervalo de confianza	
0.0005	0.000325	0.0003131	0.0003380
0.001	0.000385	0.0003733	0.0003969
0.003	0.000464	0.0004474	0.0004820
0.005	0.000539	0.0005284	0.0005498
0.01	0.000621	0.0006023	0.0006405
0.02	0.000798	0.0007805	0.0008158
0.035	0.000981	0.0009562	0.0010061
0.05	0.001161	0.0011387	0.0011841

	NaCl		
Concentración	Promedio de conductividad	Intervalo de Confianza	
0.0005	0.000273	0.0002641	0.000283
0.001	0.000409	0.0003892	0.000430
0.003	0.001001	0.0009758	0.001026
0.005	0.001452	0.0014304	0.001475
0.01	0.002557	0.0025133	0.002601
0.02	0.004366	0.0043111	0.004422
0.035	0.006576	0.0064690	0.006684
0.05	0.007876	0.0078066	0.007946

Tabla 18: análisis estadística basado en el apéndice 1 y anexo 3.

4.5 COSTOS¹.

Reactivos	Costo (\$)	Cantidad	Cantidad usada en macro	Costo (\$)	Cantidad usada en micro	Costo (\$)
NaCl	47	500 g	0.5873 g	0.0552	0.0587 g	0.0055
CH ₃ COOH	56	1000 mL	10 mL	0.56	5 mL	0.28

Tabla 19: precios de reactivos.

En la tabla 19 se presenta un ahorro del 90 % en el costo de reactivos de la práctica a microescala

4.6 CONCLUSIONES².

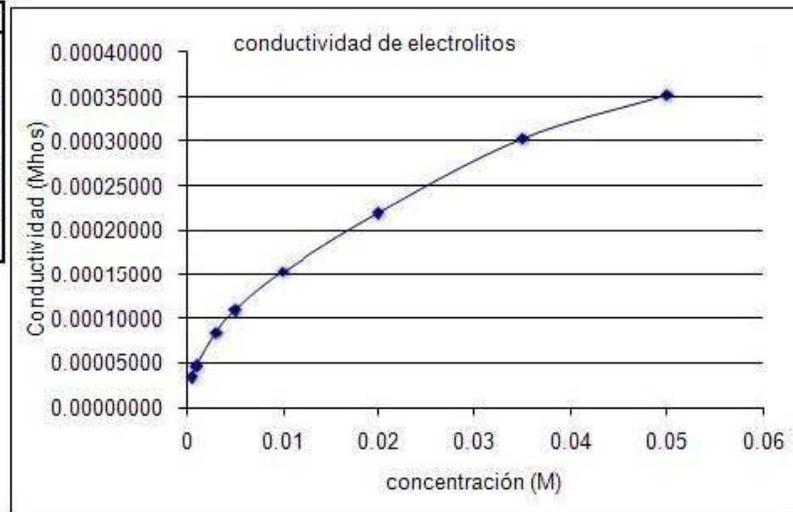
Nuestro primer objetivo fue realizado mediante el comportamiento de las graficas de conductividad electrolítica y de la conductividad molar como función de la concentración para los electrolitos NaCl y CH₂COOH. Así obteniendo u estimando el valor de la conductividad a dilución infinita para dichos electrolitos. Todo esto se realizo en macroescala como en microescala.

¹Nota: las cantidades son por equipo.

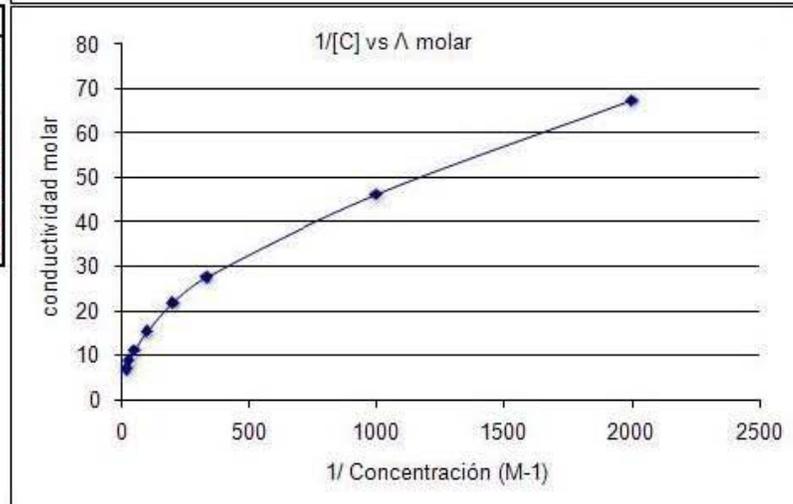
² Los formatos de la practica a macroescala y a microescala se pueden consultar en el apéndice 3 y las hojas de cálculo se podrán ver a final de cada capitulo.

Con la realización de esta practica a microescala se obtuvo que se esta ahorrando en reactivos y que se obtiene menor cantidad de desechos y un gran ahorro en el costo de la practica del 90 % en promedio.

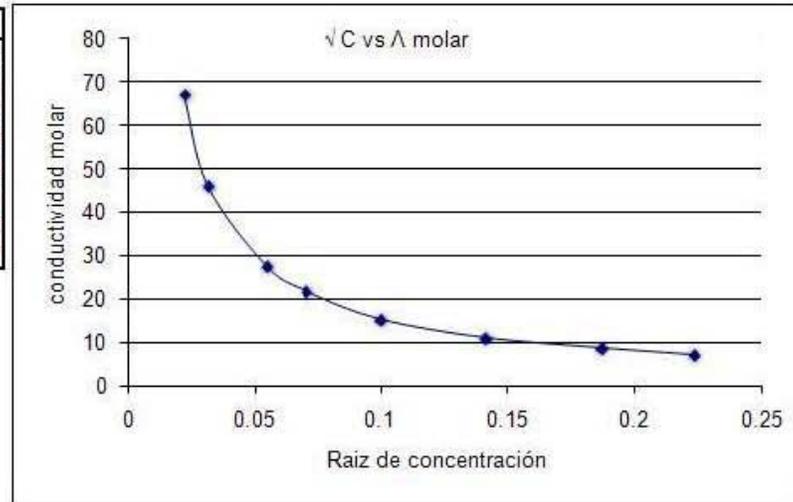
concentracion	conductividad
0.0005	0.00003365
0.001	0.00004610
0.003	0.00008263
0.005	0.00010869
0.01	0.00015252
0.02	0.00021949
0.035	0.00030270
0.05	0.00035160



1/[C]	Λ molar
2000	67.3
1000	46.1
333.3333333	27.54333333
200	21.738
100	15.252
50	10.9745
28.57142857	8.648571429
20	7.032



√ C	Λ molar
0.02236068	67.3
0.031622777	46.1
0.054772256	27.54333333
0.070710678	21.738
0.1	15.252
0.141421356	10.9745
0.187082869	8.648571429
0.223606798	7.032

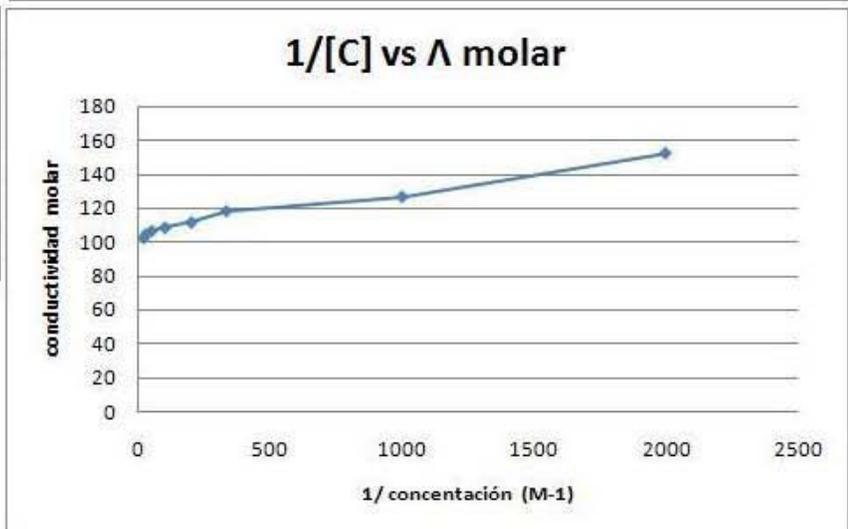


NaCl

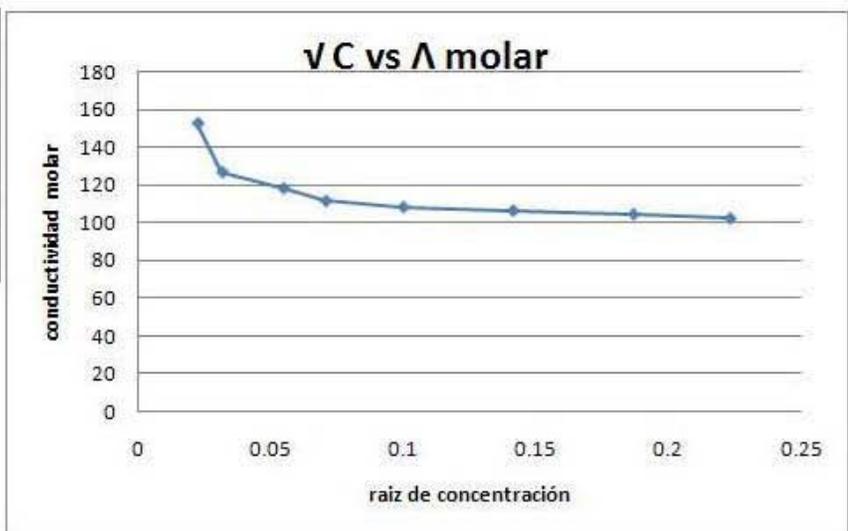
concentrac.	Conduc
0.0005	0.0000763
0.001	0.0001268
0.003	0.0003550
0.005	0.0005580
0.01	0.0010844
0.02	0.0021320
0.035	0.0036640
0.05	0.0051280



1/[C]	Λ molar
2000	152.66
1000	126.82
333.333333	118.33
200	111.6
100	108.44
50	106.6
28.5714286	104.685714
20	102.56



\sqrt{C}	Λ molar
0.02236068	152.66
0.03162278	126.82
0.05477226	118.33
0.07071068	111.6
0.1	108.44
0.14142136	106.6
0.18708287	104.685714
0.2236068	102.56



CONDUCTIVIDAD DE ELECTROLITOS

FECHA: 18/11/2006

UNAM FESC

MICROESCALA

Profesor(a): Gloria A. Borjon

Alumnos:

- 1 Aquino Caballero Jorge
- 2
- 3
- 4

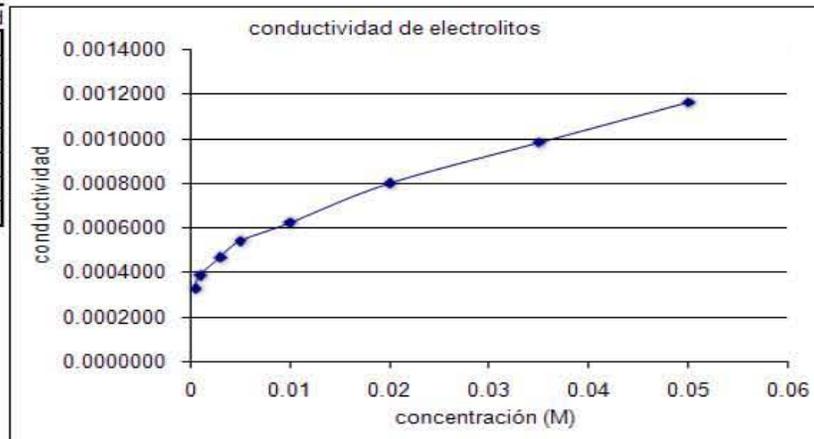
CH₃COOH

concentracion	voltaje
0.0005	3.72
0.001	4.4
0.003	5.31
0.005	6.16
0.01	7.1
0.02	9.12
0.035	11.21
0.05	13.27

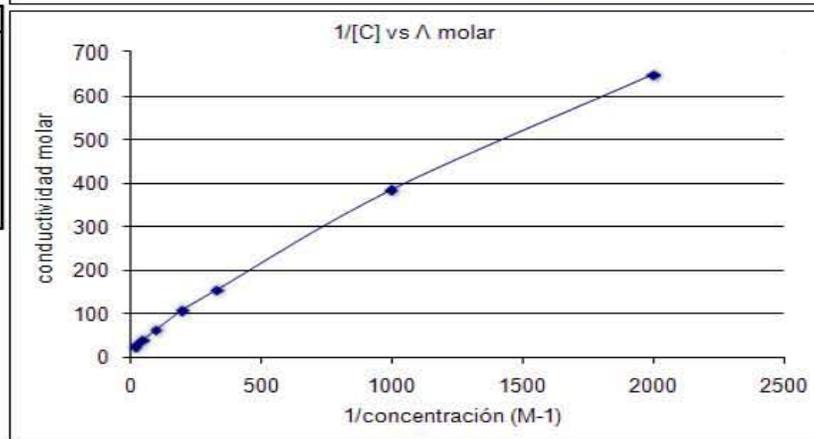
KCl macro teorico conductividad
 exp 0.01285
 0.01284

KCl micro 200m 146.7

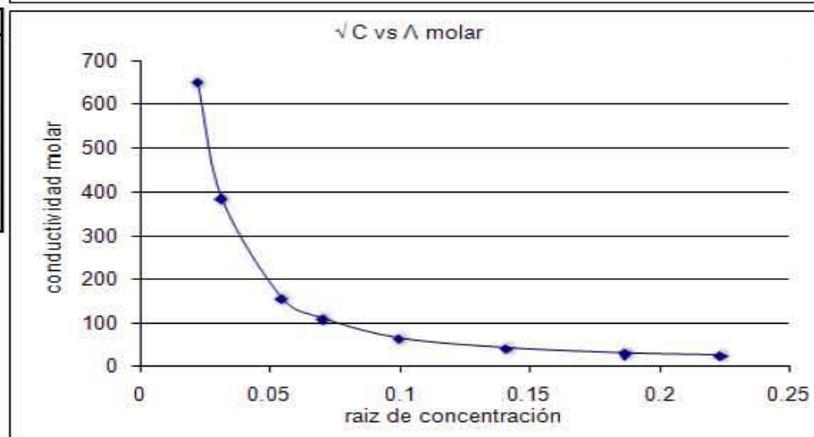
concentracion	conductividad
0.0005	0.0003256
0.001	0.0003851
0.003	0.0004648
0.005	0.0005392
0.01	0.0006214
0.02	0.0007982
0.035	0.0009812
0.05	0.0011615



1/[C]	Λ molar
2000	651.190184
1000	385.112474
333.333333	154.920245
200	107.831493
100	62.1431493
50	39.9116564
28.5714286	28.0331873
20	23.2292843



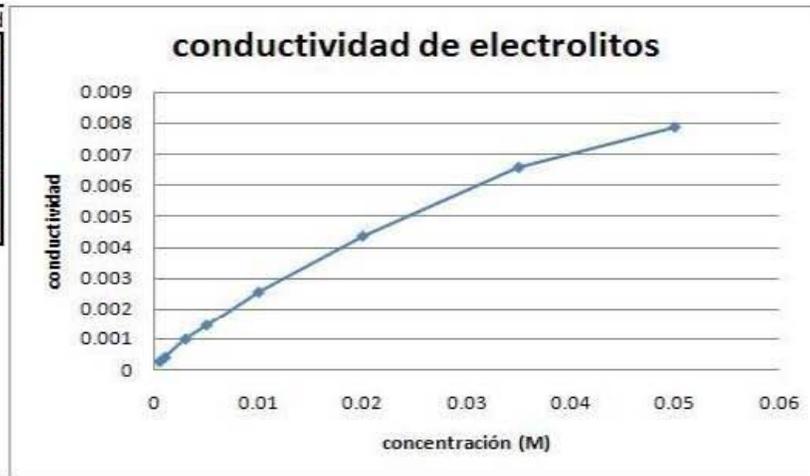
√ C	Λ molar
0.02236068	651.190184
0.03162278	385.112474
0.05477226	154.920245
0.07071068	107.831493
0.1	62.1431493
0.14142136	39.9116564
0.18708287	28.0331873
0.2236068	23.2292843



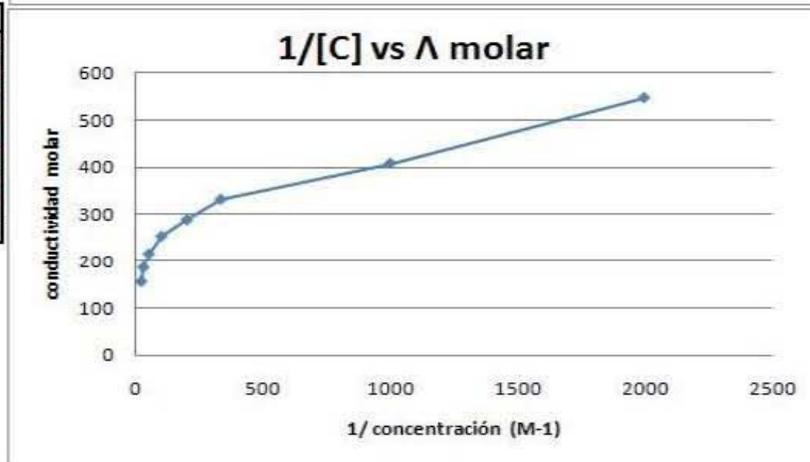
NaCl

concentración	voltaje
0.0005	3.13
0.001	4.68
0.003	11.44
0.005	16.6
0.01	29.22
0.02	49.89
0.035	75.14
0.05	89.99

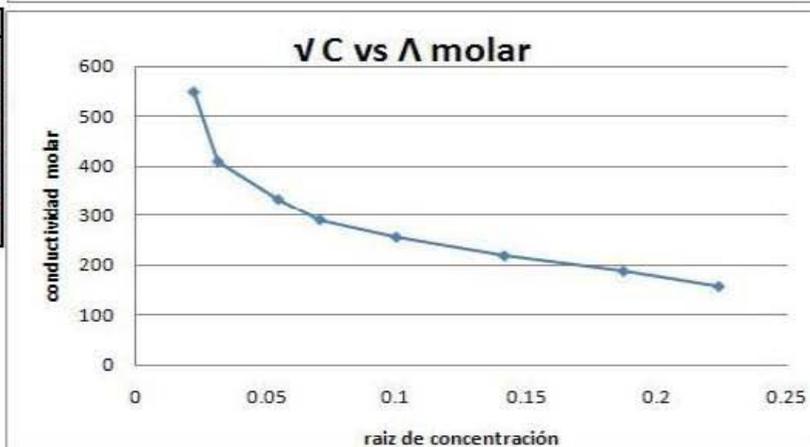
concentración	conductividad
0.0005	0.00027396
0.001	0.00040962
0.003	0.00100129
0.005	0.00145292
0.01	0.0025575
0.02	0.00436665
0.035	0.00657667
0.05	0.00787643



1/[C]	Λ molar
2000	547.91002
1000	409.619632
333.333333	333.764145
200	290.584867
100	255.749693
50	218.332515
28.5714286	187.904879
20	157.528507



\sqrt{C}	Λ molar
0.02236068	547.91002
0.03162278	409.619632
0.05477226	333.764145
0.07071068	290.584867
0.1	255.749693
0.14142136	218.332515
0.18708287	187.904879
0.2236068	157.528507



CAPITULO 5

“TITULACION CONDUCTIMETRICA”

5.1 INTRODUCCIÓN.

La conducción de la corriente eléctrica a través de una solución en un electrolito involucra la migración de especies cargadas positivamente hacia el cátodo y especies cargadas negativamente hacia el ánodo. La *conductancia* de una solución, es una medida del flujo de corriente que resulta de la aplicación de una diferencia de potencial, depende directamente del número de partículas cargadas que contiene. Todos los iones contribuyen al proceso de conducción, pero la fracción de corriente transportada por cada especie está determinada por su concentración relativa y su movilidad inherente en el medio.

La aplicación de las mediciones de conductancia directa al análisis es limitada porque es una propiedad de naturaleza no selectiva. Los usos principales de las mediciones directas han estado confinados al análisis de mezclas binarias de agua-electrolito y a la determinación de la concentración total del electrolito. Esta última medición es particularmente útil como criterio de pureza del agua destilada.

Las *titulaciones conductimétricas*, en las que las mediciones de la conductancia se usan para indicar el punto final de una reacción se puede aplicar a la determinación de una variedad de sustancias.

La ventaja principal del punto final conductimétrico es su aplicabilidad a la titulación de soluciones muy diluidas y a sistemas en los que la reacción es relativamente incompleta.

La técnica tiene sus limitaciones. En particular, se hace menos precisa y menos satisfactoria al aumentar la concentración total de electrolitos. Verdaderamente, el cambio en la conductancia debido al agregado del reactivo titulante puede ser enmascarado considerablemente por altas concentraciones de electrolitos en la solución a titular; en estas circunstancias el método no se puede usar.

Los tipos de reacciones en que pueden ser empleados son: redox, reacciones ácido-base, formación de complejos, precipitación, cambio de iones, extracción; siendo la única condición que los iones sean puestos en juego en la reacción [12].

La ley de Ohm establece que la corriente i que fluye en un conductor es directamente proporcional a la fuerza electromotriz aplicada E , e inversamente proporcional a la resistencia R del conductor:

$$i = \frac{E}{R} \quad (1)$$

La conductancia L de una solución es la inversa de la resistencia eléctrica y tiene unidades de ohm^{-1} [Ω^{-1}] o siemens [S]. Es decir,

$$L = \frac{1}{R} \quad (2)$$

La conductancia es directamente proporcional a la sección transversal A e inversamente proporcional a la longitud l de un conductor uniforme; entonces

$$K = L * \frac{A}{l} \quad (3)$$

Donde K es una constante de proporcionalidad llamada *conductancia específica* o *conductividad electrolítica*. Si A y l se expresan en cm^2 y cm respectivamente, K es la conductancia de un cubo de líquido de 1 cm. de lado. Las unidades de la conductividad molar son $\Omega^{-1} \text{cm}^{-1}$.

La conductividad molar, representada por Λ , es la medida de la capacidad de transporte de la corriente por un mol de soluto, la concentración expresada por Litro de solución,

$$\Lambda = \frac{K}{c} \quad (4)$$

Aquí queda definida la conductividad molar Λ en función de la conductividad electrolítica K .

Fue caracterizada experimentalmente por Kohlrausch la variación de la conductividad molar de un electrolito, a una temperatura determinada, frente a la raíz cuadrada de la concentración y, para algunos electrolitos, las gráficas obtenidas en el dominio de bajas concentraciones correspondían con bastante precisión, a una línea recta. Aquellos electrolitos que presentan esencialmente variación lineal, se les agrupa entre los

electrolitos fuertes, mientras que los que se aproximan al valor límite de las disoluciones diluidas de forma casi tangencial, están agrupados como electrolitos débiles.

Se puede deducir una interesante relación al extrapolar estos datos para los electrolitos fuertes hasta dilución infinita, para obtener la llamada conductividad molar límite. Estas conductividades que se representan por Λ_0 , son la base de la ley de Kohlrausch sobre la migración independiente de los iones. La conductividad del electrolito a dilución infinita se considera como resultado de las contribuciones de las dos clases de iones individuales que forman el electrolito. De esta forma se introducen los conceptos de conductancias iónicas molares, que para dilución infinita permiten establecer que

$$\Lambda_0 = \lambda_0^+ + \lambda_0^- \quad (5)$$

La ley de Kohlrausch sugiere ahora que la conductividad a dilución infinita de un electrolito, por ejemplo NaCl, depende de las contribuciones independientes de los iones Na^+ y Cl^- . La independencia de estas contribuciones se pone de manifiesto al comparar electrolitos que tienen algún ion común [11].

5.2 OBJETIVOS PARTICULARES.

- Conocer los fundamentos fisicoquímicos de una titulación conductimétrica.
- Determinar la variación de la conductividad en el transcurso de una relación de valoración ácido-base.
- Calcular el punto de equivalencia para una reacción de neutralización.
- Discutir las ventajas de esta técnica analítica sobre otras con el mismo objetivo.
- Aplicar la técnica para la determinación del contenido de ácido acetilsalicílico de un analgésico comercial.

5.3 “MACROESCALA”

MATERIAL	EQUIPO	REACTIVOS
3 Soportes universales con pinzas 1 Bureta de 50 mL 2 Buretas de 10 mL 1 Barra de agitación 4 Vasos de precipitado de 150 mL 1 Mortero (por grupo) 1 Matraz aforado de 500 mL (por grupo) 1 Matraz aforado de 100 mL 1 Probeta de 100 mL 1 Pipeta volumétrica de 10 mL 1 Piseta con agua destilada.	1 Conductímetro con celda. 1 Parrilla con agitador magnético.	HCl 0.1 M KOH 0.1 M NH ₄ OH 0.1 M 1 tableta de Aspirina ^{MR} (por grupo).

Tabla 1: material, reactivos y equipo a utilizar durante la experimentación.

5.3.1 METODOLOGIA.

Primera parte:

A partir de la solución original de KOH preparar 100 mL de concentración 0.01M. Hacer lo mismo con la solución de NH₄OH.

Valorar las soluciones diluidas de KOH y NH₄OH con la solución de HCl 0.1 M, registrando la conductividad de la mezcla para cada mL agregado del valorante. Utilizar la bureta de 50 mL para agregar el ácido. Tomar al menos seis mediciones después del punto de equivalencia.

Trazar las curvas de valoración para el KOH con HCl y el NH₄OH con HCl. Registrar las mediciones y calcular la concentración exacta de las soluciones alcalinas pues con ellas se valorará el ácido acatilsalicílico.

Segunda Parte:

POR GRUPO:

Pesar la tableta de Aspirina^{MR}, después pulverizarla perfectamente en el mortero, pesar 0.2 gr de polvo, disolverlos y aforar a 500 mL.

POR EQUIPO:

Valorar 50 mL de la solución de Aspirina^{MR} con KOH 0.1 M, agregar volúmenes de 0.25 mL del valorante desde una bureta de 10 mL. Graficar en el transcurso de la valoración.

Valorar 50 mL de la solución de Aspirina^{MR} con NH₄OH como valorante. Graficar en el transcurso de la valoración en la misma grafica de la titulación con KOH 0.1M.

Notas:

- Tomar las medidas de conductividad una vez que la solución se ha homogenizado preferentemente sin agitar.
- Los electrodos de la celda deben estar cubiertos totalmente por la solución, agregar agua destilada si fuera necesario.
- Evitar burbujas de aire sobre los electrodos de la celda[6].

5.3.2 RESULTADOS.

Para confirmar la reproducibilidad de las mediciones se realizaron diez ensayos de la práctica. Los resultados que se presentan son solo los promedios (Tabla 2 y 3).

PRIMER PARTE:

mL adicionados	CONDUCTIVIDAD (S cm ⁻¹)	
HCl 0.1 M	KOH 0.01 M	NH ₄ OH 0.01 M
0	0.00209	0.00103
1	0.00188	0.00182
2	0.00175	0.00261
3	0.00162	0.00353
4	0.00148	0.00383
5	0.00130	0.00563
6	0.00144	0.00826
7	0.00161	0.01073
8	0.00188	0.01273
9	0.00215	0.01591
10	0.00246	0.01883
11	0.00270	0.02173
12	0.00295	0.02444
13	0.00319	0.02750

Tabla 2: conductividad electrolítica de los electrolitos KOH y NH₄OH.

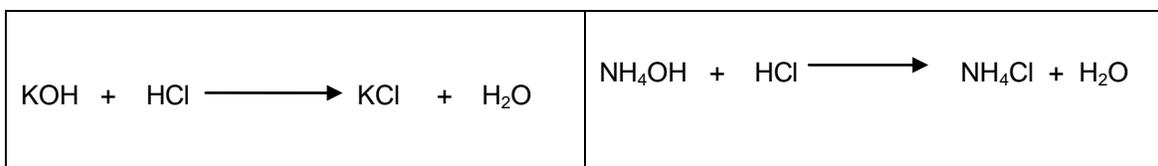
SEGUNDA PARTE:

mL agregados	Conductividad (S cm ⁻¹)	mL agregados	Conductividad (S cm ⁻¹)
KOH 0.1 M	Aspirina	NH ₄ OH 0.1 M	Aspirina
0	0.000219	0	0.000219
0.25	0.000214	0.25	0.000211
0.5	0.000207	0.5	0.000206
0.75	0.000198	0.75	0.000197
1	0.000194	1	0.000195
1.25	0.000188	1.25	0.000187
1.5	0.000185	1.5	0.000183
1.75	0.000180	1.75	0.000180
2	0.000185	2	0.000185
2.25	0.000188	2.25	0.000186
2.5	0.000199	2.5	0.000187
2.75	0.000207	2.75	0.000188
3	0.000221	3	0.000190
3.25	0.000244	3.25	0.000192
3.5	0.000266	3.5	0.000193
3.75	0.000287	3.75	0.000194
4	0.000306	4	0.000195

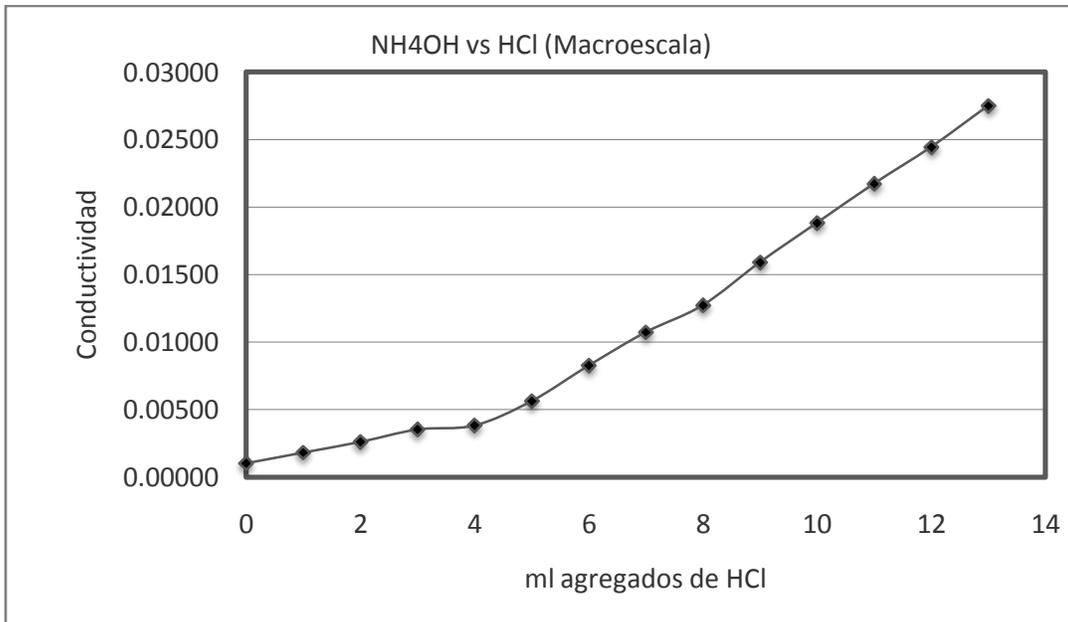
Tabla 3: conductividad de la aspirina contra los electrolitos KOH y NH₄OH.

5.3.3 ANALISIS DE RESULTADOS.

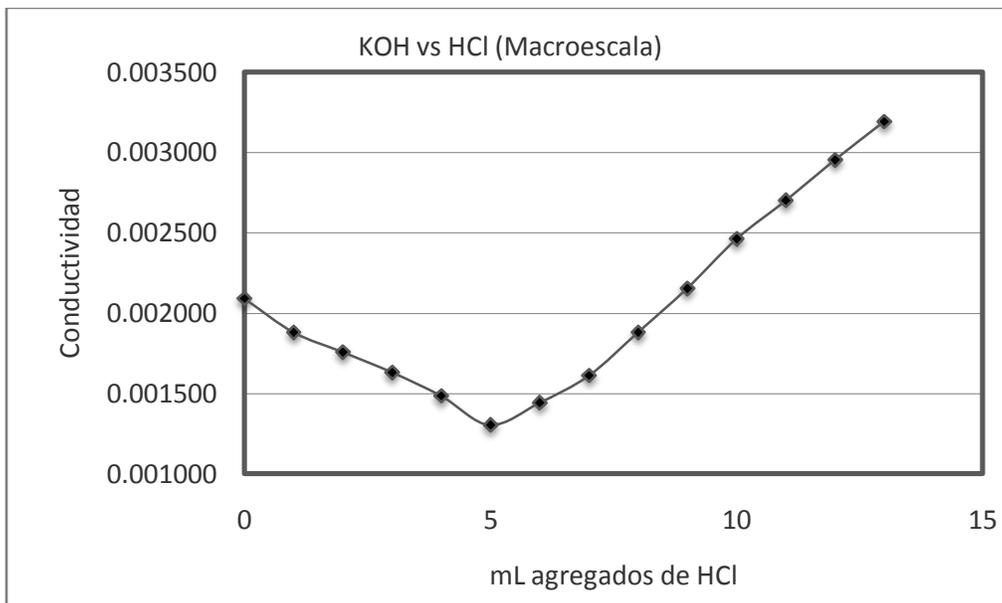
Las reacciones de valoración en la primer parte son:



Con base a los resultados obtenidos en la primer parte, de las mediciones de conductividad de los electrolitos de NH₄OH (0.01) y KOH (0.01), se grafico contra el volumen de valorante agregado (HCl 0.1M), usando los datos de la tabla 2, las curvas de valoración para NH₄OH y KOH son:



Gráfica 1: variación de la conductividad del NH₄OH con respecto a los mL agregados de HCl.



Gráfica 2: variación de la conductividad del KOH con respecto a los mL agregados de HCl.

A continuación se muestran las contribuciones iónicas en cada región de la curva de valoración. Donde Λ : conductividad molar, λ_i^0 : conductividad molar iónica límite, C_i : concentración iónica, Φ : factor de dilución.

NH₄OH vs HCl

- ✓ Antes del Punto de Equivalencia.

$$\Lambda = (\lambda_{NH_4^+}^{\circ} C_{NH_4^+} + \lambda_{Cl^-}^{\circ} C_{Cl^-} + \lambda_{OH^-}^{\circ} C_{OH^-}) \frac{\phi}{1000} \quad (6)$$

- ✓ En El Punto de Equivalencia.

$$\Lambda = (\lambda_{NH_4^+}^{\circ} C_{NH_4^+} + \lambda_{Cl^-}^{\circ} C_{Cl^-}) \frac{\phi}{1000} \quad (7)$$

- ✓ Después del Punto de Equivalencia.

$$\Lambda = (\lambda_{NH_4^+}^{\circ} C_{NH_4^+} + \lambda_{Cl^-}^{\circ} C_{Cl^-} + \lambda_{H^+}^{\circ} C_{H^+}) \frac{\phi}{1000} \quad (8)$$

KOH vs HCl

- ✓ Antes del Punto de Equivalencia.

$$\Lambda = (\lambda_{K^+}^{\circ} C_{K^+} + \lambda_{Cl^-}^{\circ} C_{Cl^-} + \lambda_{OH^-}^{\circ} C_{OH^-}) \frac{\phi}{1000} \quad (9)$$

- ✓ En El Punto de Equivalencia.

$$\Lambda = (\lambda_{K^+}^{\circ} C_{K^+} + \lambda_{Cl^-}^{\circ} C_{Cl^-}) \frac{\phi}{1000} \quad (10)$$

- ✓ Después del Punto de Equivalencia.

$$\Lambda = (\lambda_{K^+}^{\circ} C_{K^+} + \lambda_{Cl^-}^{\circ} C_{Cl^-} + \lambda_{H^+}^{\circ} C_{H^+}) \frac{\phi}{1000} \quad (11)$$

Cálculo del punto de equivalencia para el NH₄OH.

NH₄OH vs HCl

$$Y = 0.0008557 x + 0.0009357 \quad (12)^1$$

$$Y = 0.0027353 x - 0.0084224 \quad (13)$$

Igualando las ecuaciones 12 y 13, para después despejar a X obtenemos:

¹ Las ecuaciones 12 y 13 son de la línea de tendencia de los puntos del "0 al 5" y del "5 al 13" respectivamente de la gráfica 1.

$$\begin{aligned}
0.0008557 x + 0.0009357 &= 0.0027353 x - 0.0084224 \\
0.0008557 x - 0.0027353 x &= -0.0084224 - 0.0009357 \\
-0.0018796 x &= -0.0093581 \\
x &= \frac{-0.0093581}{-0.0018796} \\
x &= 4.9787 \text{ mL}
\end{aligned}$$

La concentración del hidróxido de amonio, nos da. Si $x = 4.9787$ ml de HCl en el punto de equivalencia, nos dice que:

$$C_1 * V_1 = C_2 * V_2 \quad (14)$$

Despejando C_1 , obtenemos:

$$C_1 = \frac{C_2 * V_2}{V_1} \quad (15)$$

Siendo C_1 la concentración del NH_4OH , V_1 el volumen a valorar de NH_4OH , C_2 la concentración del valorante HCl y V_2 los mL gastados de valorante HCl.

Sustituyendo los valores en la ecuación 15 obtenemos:

$$C_1 = \frac{0.1 \text{ M} * 4.9787 \text{ mL}}{50 \text{ mL}} = 0.0099 \cong 0.01 \text{ M}$$

Cálculo del punto de equivalencia para el KOH.

KOH vs HCl

$$Y = -0.00015 x + 0.0020639 \quad (16)^2$$

$$Y = 0.0002473 x - 0.00003751 \quad (17)$$

Igualando las ecuaciones 16 y 17, para después despeja a X obtenemos:

$$\begin{aligned}
-0.00015 x + 0.0020639 &= 0.0002473 x - 0.00003751 \\
-0.00015 x - 0.0002473 x &= -0.00003751 - 0.0020639 \\
-0.0003973 x &= -0.00210141 \\
x &= \frac{-0.00210141}{-0.0003973} \\
x &= 5.2892 \text{ mL}
\end{aligned}$$

² Las ecuaciones 16 y 17 son de la línea de tendencia de los puntos del "0 al 5" y del "5 al 13" respectivamente de la gráfica 2.

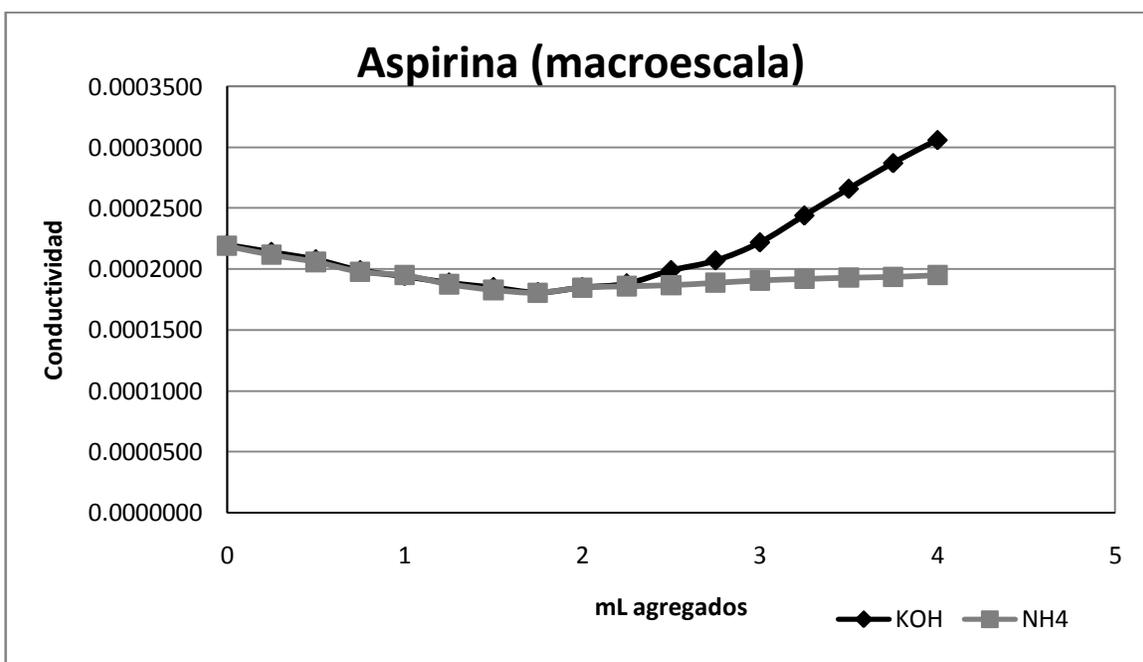
Sustituyendo los valores en la ecuación 15 obtenemos la concentración para el KOH.

$$C_1 = \frac{0.1 \text{ M} * 5.2892 \text{ mL}}{50 \text{ mL}} = 0.0105 \text{ M}$$

Las reacciones de valoración en la segunda parte son las siguientes:



Con base en los resultados obtenidos en la segunda parte, de las mediciones de conductividad de la solución de aspirina, con respecto a los mililitros agregados de los electrolitos de NH_4OH (0.1) y KOH (0.1), usando los datos de la tabla 3, se graficó lo siguiente:



Gráfica 3: variación de la conductividad de la solución de Aspirina con respecto a los mL agregados de KOH y NH_4OH .

A continuación se muestran las contribuciones iónicas en cada región de la curva de valoración.

Aspirina vs NH₄OH

- ✓ Antes del Punto de Equivalencia.

$$\Lambda = (\lambda_{C_9H_7O_4^-}^{\circ} C_{C_9H_7O_4^-} + \lambda_{OH^-}^{\circ} C_{OH^-} + \lambda_{H^+}^{\circ} C_{H^+}) \frac{\phi}{1000} \quad (18)$$

- ✓ En El Punto de Equivalencia.

$$\Lambda = (\lambda_{C_9H_7O_4^-}^{\circ} C_{C_9H_7O_4^-} + \lambda_{OH^-}^{\circ} C_{OH^-}) \frac{\phi}{1000} \quad (19)$$

- ✓ Después del Punto de Equivalencia.

$$\Lambda = (\lambda_{C_9H_7O_4^-}^{\circ} C_{C_9H_7O_4^-} + \lambda_{OH^-}^{\circ} C_{OH^-} + \lambda_{NH_4^+}^{\circ} C_{NH_4^+}) \frac{\phi}{1000} \quad (20)$$

Aspirina vs KOH

- ✓ Antes del Punto de Equivalencia.

$$\Lambda = (\lambda_{C_9H_7O_4^-}^{\circ} C_{C_9H_7O_4^-} + \lambda_{OH^-}^{\circ} C_{OH^-} + \lambda_{H^+}^{\circ} C_{H^+}) \frac{\phi}{1000} \quad (21)$$

- ✓ En El Punto de Equivalencia.

$$\Lambda = (\lambda_{C_9H_7O_4^-}^{\circ} C_{C_9H_7O_4^-} + \lambda_{OH^-}^{\circ} C_{OH^-}) \frac{\phi}{1000} \quad (22)$$

- ✓ Después del Punto de Equivalencia.

$$\Lambda = (\lambda_{C_9H_7O_4^-}^{\circ} C_{C_9H_7O_4^-} + \lambda_{OH^-}^{\circ} C_{OH^-} + \lambda_{K^+}^{\circ} C_{K^+}) \frac{\phi}{1000} \quad (23)$$

Cálculo del punto de equivalencia para cada reacción:

Aspirina vs KOH y NH₄OH

De la gráfica 3 se toma el punto donde los electrolitos se separan en el exceso de reactivo titulante y estos se usan como punto de equivalencia real, para los cálculos de concentración y porcentaje de aspirina en la pastilla.

Sustituyendo los valores en la ecuación 15 obtenemos:

$$C_1 = \frac{0.1 M * 2 mL}{100 mL} = 0.002 M$$

Convirtiendo C₁ a gramos nos queda:

$$\frac{0.002 \text{ mol}}{\text{lt}} * \frac{180.2 \text{ gr}}{\text{mol}} * 0.5 \text{ lt} = 0.1802 \text{ gr}$$

0.1802 gr Acido Acetildslicilico _____ 0.2 gr de muestra

X gr Acido Acetildslicilico _____ 0.5 gr de la pastilla

X = 0.4505 gr Acido Acetildslicilico

$$\% = \frac{0.4505}{0.5} * 100 = 90.1$$

C₁=0.4505 gr de ácido acetilsalicílico o 90.1 % de ácido acetilsalicílico en una pastilla de aspirina reportada.

5.3.4 ANALISIS ESTADISTICO.

Para cada electrolito (NH₄OH 0.01 M y KOH 0.01 M) se midió su respectiva conductividad con respecto a los mililitros agregados de HCl 0.1 M, de los 10 ensayos de la práctica, se calculó la media, mediana, moda, varianza, desviación e intervalo de confianza. Los resultados que se presentan son solo los promedios. Se especifican sus fórmulas en el apéndice 1. En la tabla 8 se muestra los mililitros agregados de HCl, la media de la conductividad y el intervalo de confianza de cada electrolito. Para cada intervalo de confianza se calculo los grados de libertad, que solo es el número de experimentos menos uno, después el valor de α/2 para poder leer en las tablas del apéndice 2, tabla A, la t de Student, usando un 95 % de confianza (α = 0.05).

mL agregados	NH ₄ OH 0.01 M		
HCl 0.1 M	Promedio de conductividad	Intervalo de confianza	
0	0.00103	0.000971	0.001088
1	0.00182	0.001763	0.001876
2	0.00261	0.002557	0.002662
3	0.00353	0.003462	0.003597
4	0.00383	0.003762	0.003897
5	0.00563	0.005562	0.005697
6	0.00826	0.008190	0.008329
7	0.01073	0.010662	0.010797
8	0.01273	0.012662	0.012797
9	0.01591	0.015857	0.015962
10	0.01883	0.018762	0.018897
11	0.02173	0.021662	0.021797
12	0.02445	0.024370	0.024509
13	0.02750	0.027441	0.027558

mL agregados	KOH 0.01 M		
HCl 0.1 M	Promedio de conductividad	Intervalo de confianza	
0	0.00209	0.00202	0.00215
1	0.00188	0.00187	0.00188
2	0.00175	0.00173	0.00177
3	0.00162	0.00162	0.00163
4	0.00148	0.00147	0.00149
5	0.00130	0.00129	0.00131
6	0.00144	0.00143	0.00144
7	0.00161	0.00160	0.00161
8	0.00188	0.00187	0.00188
9	0.00215	0.00214	0.00215
10	0.00246	0.00245	0.00246
11	0.00270	0.00269	0.00270
12	0.00295	0.00294	0.00295
13	0.00319	0.00318	0.00319
mL agregados	ASPIRINA		
KOH 0.1 M	Promedio de conductividad	Intervalo de confianza	
0	0.0002199	0.00021937	0.000220428
0.25	0.0002140	0.00021342	0.000214584
0.5	0.0002079	0.00020727	0.000208526
0.75	0.0001989	0.00019837	0.000199428
1	0.0001942	0.000193388	0.000195012
1.25	0.0001888	0.000188236	0.000189364
1.5	0.0001850	0.000184246	0.000185754
1.75	0.0001809	0.000180372	0.000181428
2	0.0001850	0.000184416	0.000185584
2.25	0.0001879	0.000187372	0.000188428
2.5	0.0001990	0.000198416	0.000199584
2.75	0.0002070	0.000206416	0.000207584
3	0.0002219	0.000221044	0.000222756
3.25	0.0002440	0.000243416	0.000244584
.5	0.0002660	0.000265416	0.000266584
3.75	0.0002871	0.000286572	0.000287628
4	0.0003061	0.000305474	0.000306726
mL agregados	ASPIRINA		
NH ₄ OH 0.1 M	Promedio de conductividad	Intervalo de confianza	
0	0.0002191	0.00021857	0.000219628
0.25	0.0002119	0.00021137	0.000212428
0.5	0.0002060	0.00020552	0.000206477
0.75	0.0001979	0.00019737	0.000198428
1	0.0001951	0.000194572	0.000195628
1.25	0.0001878	0.000187348	0.000188252
1.5	0.0001831	0.000182694	0.000183506

1.75	0.0001808	0.000180498	0.000181102
2	0.0001850	0.000184246	0.000185754
2.25	0.0001861	0.000185572	0.000186628
2.5	0.0001870	0.000186416	0.000187584
2.75	0.0001889	0.000188372	0.000189428
3	0.0001909	0.000190372	0.000191428
3.25	0.0001921	0.000191572	0.000192628
.5	0.0001931	0.000192572	0.000193628
3.75	0.0001938	0.000193348	0.000194252
4	0.0001951	0.000194572	0.000195628

TABLA 4: análisis estadística basado en el apéndice 1 y anexo 4.

5.4 “MICROESCALA”

MATERIAL	EQUIPO	REACTIVOS
1 Soportes a microescala	1 multímetro digital.	HCl 0.1 M
3 micro Buretas de 1 mL	1 micro agitador.	KOH 0.1 M
1 Barra de agitación a microescala	1 interfase.	NH ₄ OH 0.1 M
4 Vasos de precipitado de 10 mL	2 electrodos de carbono.	1 tabletas de Aspirina ^{MR} (por grupo).
1 Mortero (por grupo)		
1 Matraz aforado de 500 mL (por grupo)		
1 Matraz aforado de 10 mL		
1 Probeta de 100 mL		
1 Pipeta volumétrica de 10 mL		
1 Piseta con agua destilada.		

TABLA 5: material, equipo y reactivos a usar durante la experimentación.

5.4.1 METODOLOGIA.

Primera parte:

A partir de la solución 0.1 M de KOH preparar 10 mL de concentración 0.01M. Hacer lo mismo con la solución de NH₄OH. Arme el siguiente dispositivo (Fig. 1).

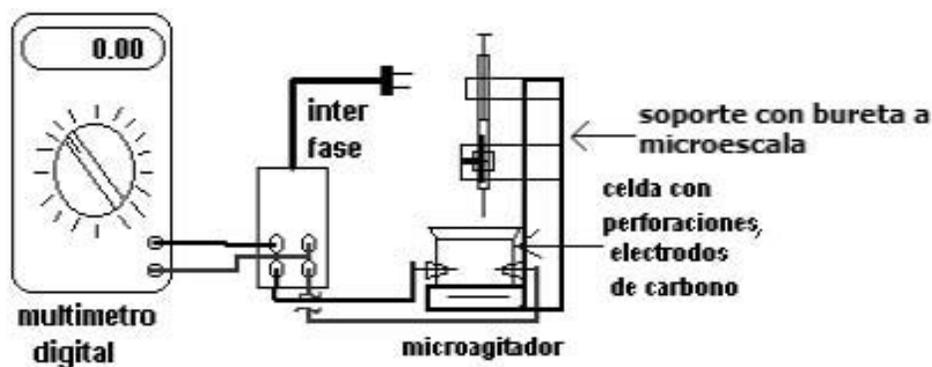


Figura 1: dispositivo para medir [9].

Valorar las soluciones diluidas de KOH y NH_4OH con la solución de HCl 0.1M, registrando la conductividad de la mezcla para cada mL agregado del valorante. Utilizar la burata de 1 mL para agregar el ácido. Tomar al menos seis mediciones después del punto de equivalencia.

Trazar la curva de valoración al tiempo de registrar las mediciones.

Segunda Parte:

POR GRUPO:

Pesar la tableta de Aspirina^{MR}, después pulverizar las tabletas en el mortero, pesar 0.2 gr, disolverlos y aforar a 500 mL.

POR EQUIPO:

Valorar 10 mL de la solución de Aspirina^{MR} con KOH 0.1 M, agregar volúmenes de 0.1 mL del valorante desde una bureta de 1 mL. Graficar en el transcurso de la valoración.

Valorar 10 mL de la solución de Aspirina^{MR} con NH_4OH 0.1 M, como valorante. Graficar en el transcurso de la valoración, en la misma gráfica de la titulación con KOH 0.1 M.

Notas:

- Tomar las medidas de conductividad una vez que la solución se ha homogenizado preferentemente sin agitar.
- Los electrodos de la celda deben estar cubiertos totalmente por la solución, agregar agua destilada si fuera necesario.
- Evitar burbujas de aire sobre los electrodos de la celda.

5.4.2 RESULTADOS.

Para confirmar la reproducibilidad de las mediciones se realizaron diez ensayos de la práctica. Los resultados que se presentan son solo los promedios (Tabla 6 y 7):

PRIMER PARTE:

mL adicionados	CONDUCTIVIDAD	
	HCl 0.1 M	NH ₄ OH 0.01 M
0	0.003528	0.000314
0.1	0.003277	0.000578
0.2	0.002986	0.000890
0.3	0.002694	0.001182
0.4	0.002368	0.001508
0.5	0.002103	0.001758
0.6	0.002015	0.002084
0.7	0.002436	0.002810
0.8	0.003108	0.003245
0.9	0.003746	0.004100
1.0	0.004336	0.004658
1.1	0.004981	0.005199
1.2	0.005435	0.005661
1.3	0.005965	0.006196
1.4		0.006653
1.5		0.007196

Tabla 6: conductividad de los electrolitos KOH y NH₄OH.

SEGUNDA PARTE:

mL agregados	Conductividad	mL agregados	Conductividad
KOH 0.1 M	Aspirina	NH ₄ OH 0.1 M	Aspirina
0	0.000493	0	0.000480
0.1	0.000415	0.1	0.000417
0.2	0.000434	0.2	0.000409
0.3	0.000652	0.3	0.000447
0.4	0.000957	0.4	0.000476
0.5	0.001296	0.5	0.000481
0.6	0.001615	0.6	0.000482
0.7	0.001955	0.7	0.000484
0.8	0.002258	0.8	0.000488

Tabla 7: conductividad de la aspirina contra los electrolitos KOH y NH₄OH.

5.4.3 ANALISIS DE RESULTADOS.

Las reacciones son las mismas que se reportaron en la parte de macroescala y se pueden observar en el punto 3.3. Que en base en los resultados obtenidos en la primer parte de microescala, sobre las mediciones de conductividad de los electrolitos de NH₄OH (0.01) y KOH (0.01), con HCl 0.1 M, se grafican usando los datos de la tabla 6, las curvas de valoración para el KOH y NH₄OH.

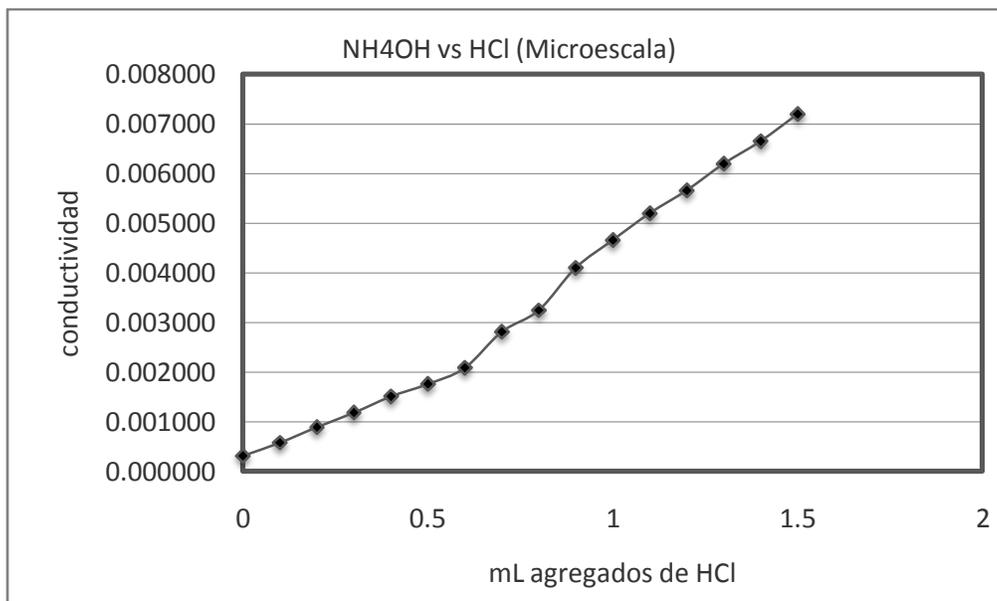


Figura 4: variación de la conductividad del NH₄OH con respecto a los mL agregados de HCl.

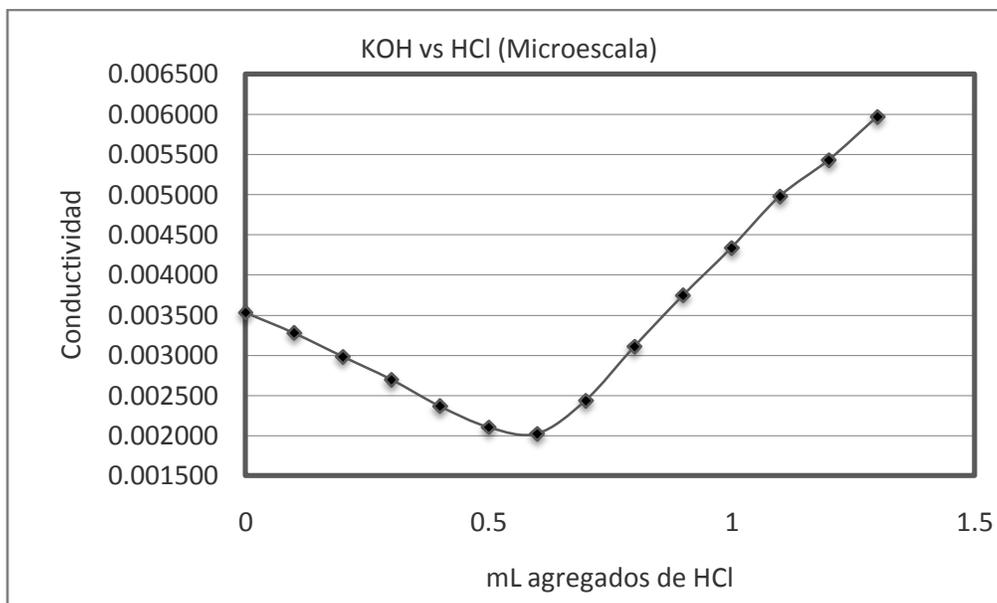


Figura 5: variación de la conductividad del KOH con respecto a los mL agregados de HCl.

Las contribuciones iónicas en cada región de la curva de valoración se pueden observar en las ecuaciones de la (6) a la (11). A continuación se calcula el punto de equivalencia para cada reacción:

KOH vs HCl

$$Y = -0.0026746 x + 0.0035141 \quad (24)^3$$

$$Y = 0.0058059 x - 0.001513 \quad (25)$$

Igualando las ecuaciones 24 y 25, para después despeja a X obtenemos:

$$-0.0026746 x + 0.0035141 = 0.0058059 x - 0.001513$$

$$-0.0026746 x - 0.0058059 x = -0.001513 - 0.0035141$$

$$-0.00848 x = -0.00503$$

$$x = \frac{-0.00503}{-0.00848}$$

$$x = 0.5927 \text{ mL}$$

Sustituyendo los valores en la ecuación 15 obtenemos:

$$C_1 = \frac{0.1 \text{ M} * 0.5358 \text{ mL}}{5 \text{ mL}} = 0.010 \text{ M}$$

³ Las ecuaciones 24 y 25 son de la línea de tendencia de los puntos del "0 al 0.6" y del "0.6 al 1.3" respectivamente de la gráfica 4.

NH₄OH vs HCl

$$Y = 0.0029611 x + 0.0002993 \quad (26)^4$$

$$Y = 0.0056292 x - 0.0011306 \quad (27)$$

Igualando las ecuaciones 26 y 27, para después despeja a X obtenemos:

$$0.0029611 x + 0.0002993 = 0.0056292 x - 0.0011306$$

$$0.0029611 x - 0.0056292 x = -0.0011306 - 0.0002993$$

$$-0.0026681 x = -0.0014299$$

$$x = \frac{-0.0014299}{-0.0026681}$$

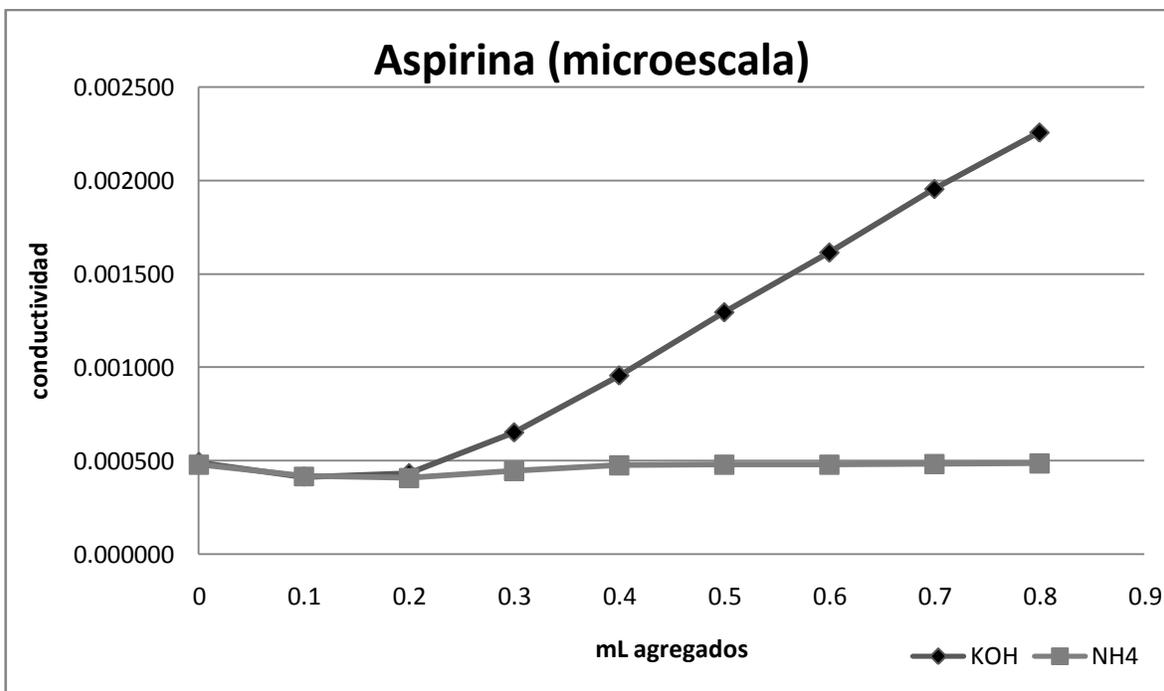
$$x = 0.5359 \text{ mL}$$

Sustituyendo los valores en la ecuación 15 obtenemos:

$$C_1 = \frac{0.1 \text{ M} * 0.927 \text{ mL}}{5 \text{ mL}} = 0.011 \text{ M}$$

Las reacciones son las mismas que se observan en la parte de macroescala y se pueden consultar en la punto 3.3 de la aspirina. Con base en los resultados obtenidos en las mediciones de conductividad de la aspirina, al agregar los valorantes de NH₄OH (0.1) y KOH (0.1), de la tabla 7 cuyos datos se obtiene la gráfica 6.

⁴ Las ecuaciones 26 y 27 son de la línea de tendencia de los puntos del "0 al 0.6" y del "0.6 al 1.5" respectivamente de la gráfica 5.



Gráfica 6: variación de la conductividad de la Aspirina con respecto a los mL agregados de KOH y NH₄OH.

Una vez obtenida la concentración de los álcalis se valora la solución de aspirina^{MR}, una vez valorada ésta calcula el punto de equivalencia para cada reacción: Aspirina vs KOH y Aspirina vs NH₄OH.

De la gráfica 7 se toma el punto de equivalencia donde se separan las líneas en la región de exceso de titulante, con el cual se realizan los cálculos para la obtención del ácido acetilsalicílico contenido en una pastilla de aspirina^{MR}.

Sustituyendo los valores en la ecuación 15 obtenemos:

$$C_1 = \frac{0.1 \text{ M} * 0.2 \text{ mL}}{10 \text{ mL}} = 0.002 \text{ M}$$

Convirtiendo C₁ a gramos nos queda:

$$\frac{0.002 \text{ mol}}{\text{lt}} * \frac{180.2 \text{ gr}}{\text{mol}} * 0.5 \text{ lt} = 0.1802 \text{ gr}$$

0.1802 gr Acido Acetildslicilico _____ 0.2 gr de muestra

X gr Acido Acetildslicilico _____ 0.5 gr de la pastilla

X = 0.4505 gr Acido Acetildslicilico

$$\% = \frac{0.4505}{0.5} * 100 = 90.1$$

C₁=0.1802 gr de ácido acetilsalicílico o 90.1 % de ácido acetilsalicílico de contenido en una pastilla de aspirina.

5.4.4 ANALISIS ESTADISTICO.

El procedimiento para el análisis estadístico en microescala es el mismo que se utilizo anteriormente en macroescala en el punto 3.4 y se obtuvo lo siguiente:

mL agregados HCl 0.1 M	NH ₄ OH 0.01 M		
	Promedio de conductividad	Intervalo de confianza	
0	0.0003135	0.0003097	0.0003173
0.1	0.0005775	0.0005739	0.0005811
0.2	0.0008903	0.0008865	0.0008942
0.3	0.0011815	0.0011779	0.0011851
0.4	0.0015179	0.0015041	0.0015117
0.5	0.0017583	0.0017547	0.0017619
0.6	0.0020841	0.0020805	0.0020877
0.7	0.0028102	0.0028066	0.0028138
0.8	0.0032446	0.0032410	0.0032481
0.9	0.0040997	0.0040954	0.0041039
1.0	0.0046582	0.0046557	0.0046607
1.1	0.0051991	0.0051955	0.0052026
1.2	0.0056605	0.0056570	0.0056641
1.3	0.0061960	0.0061920	0.0062000
1.4	0.0066527	0.0066467	0.0066588
1.5	0.0071956	0.0071910	0.0072002

mL agregados	KOH 0.01 M		
HCl 0.1 M	Promedio de conductividad	Intervalo de confianza	
0	0.003531	0.003526	0.003536
0.1	0.003278	0.003274	0.003282
0.2	0.002980	0.002976	0.002984
0.3	0.002695	0.002691	0.002699
0.4	0.002369	0.002365	0.002372
0.5	0.002103	0.002098	0.002109
0.6	0.002022	0.002018	0.002026
0.7	0.002434	0.002430	0.002439
0.8	0.003108	0.003104	0.003113
0.9	0.003746	0.003743	0.003750
1.0	0.004335	0.004331	0.004340
1.1	0.004975	0.004972	0.004979
1.2	0.005429	0.005424	0.005435
1.3	0.005965	0.005962	0.005969
mL agregados	ASPIRINA		
KOH 0.1 M	Promedio de conductividad	Intervalo de confianza	
0	0.0004933	0.00049025	0.000496354
0.1	0.0004147	0.00041101	0.000418395
0.2	0.0004337	0.00042964	0.000437761
0.3	0.0006524	0.00064899	0.000655809
0.4	0.000957	0.000952912	0.000961088
0.5	0.0012953	0.001290916	0.001299684
0.6	0.001615	0.001610912	0.001619088
0.7	0.0019554	0.001950713	0.001960087
0.8	0.0022579	0.00225315	0.002262650
mL agregados	ASPIRINA		
NH ₄ OH 0.1 M	Promedio de conductividad	Intervalo de confianza	
0	0.000480	0.00047665	0.000484550
0.1	0.000417	0.00041396	0.000421041
0.2	0.000408	0.00040629	0.000410511
0.3	0.000446	0.00044343	0.000449767
0.4	0.000476	0.000473233	0.000479567
0.5	0.000481	0.000479717	0.000482883
0.6	0.000481	0.000482	0.000482000
0.7	0.000483	0.000481681	0.000486519
0.8	0.000487	0.000486717	0.000489883

Tabla 14: análisis estadística basado en el apéndice 1 y anexo 4.

5.5 COSTOS⁵.

Reactivos	Costo (\$)	Cantidad	Cantidad usada en macro	Costo (\$)	Cantidad usada en micro	Costo (\$)
HCl	53	1000 mL	0.22 mL	0.01166	0.1086 mL	0.005755
KOH	99	500 gr	0.6601 gr	0.1306	0.33 gr	0.0653
NH ₄ OH	57	1000 mL	1.337 mL	0.07620	0.6699 mL	0.03818

Tabla 15: precios de reactivos.

En la tabla 15 se presenta un ahorro del 50 % en reactivos de microescala a comparación del reactivo usado en macroescala.

5.6 CONCLUSIONES⁶.

Los objetivos a cumplir se llevaron acabo desde el fundamento fisicoquímico, seguido de la determinación de la conductividad en el transcurso de una valoración de reacciones acido-base, calculando el punto de equivalencia para los electrolitos KOH y NH₄OH. Posteriormente se aplica la técnica para la determinación del contenido de ácido acetilsalicílico de un analgésico comercial.

La pastilla se disolvió en agua ya que es la que mas lo disuelve, los resultados obtenidos en macroescala y microescala no fueron iguales por que la técnica de medición aplicada es diferente, pero al graficar los valores, las tendencias de comportamiento son semejantes en ambas valoraciones, al momento de calcular las concentraciones salieron con un porcentaje del 90.1 % de ácido acetilsalicílico en una pastilla de 0.5 gramos de aspirina, que reporta un contenido de ácido acetilsalicílico de 500 mg.

En el costo de los reactivos se llega a ver un gran ahorro, y los desechos obtenidos no son muy toxicos a macroescala y microescala.

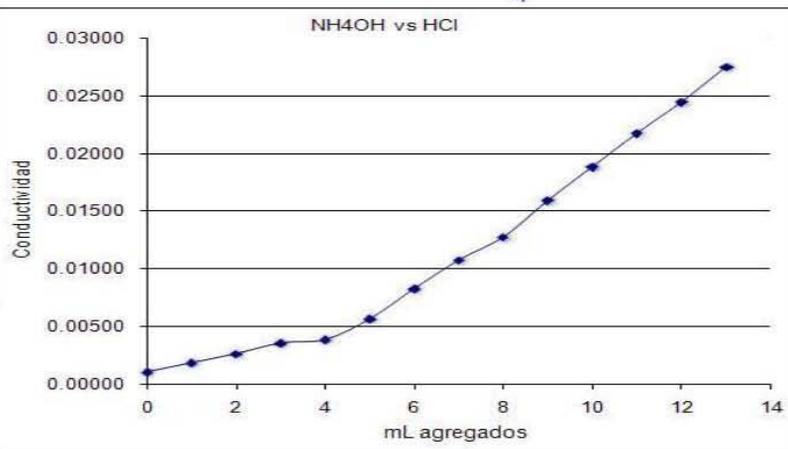
Al comparar las prácticas se llego a la conclusión de que si se puede a adaptar a la técnica de microescala.

⁵Nota: las cantidades son por equipo.

⁶ Los formatos de la practica a macroescala y a microescala se pueden consultar en el apéndice 3 y las hojas de cálculo se podrán ver a final de cada capitulo.

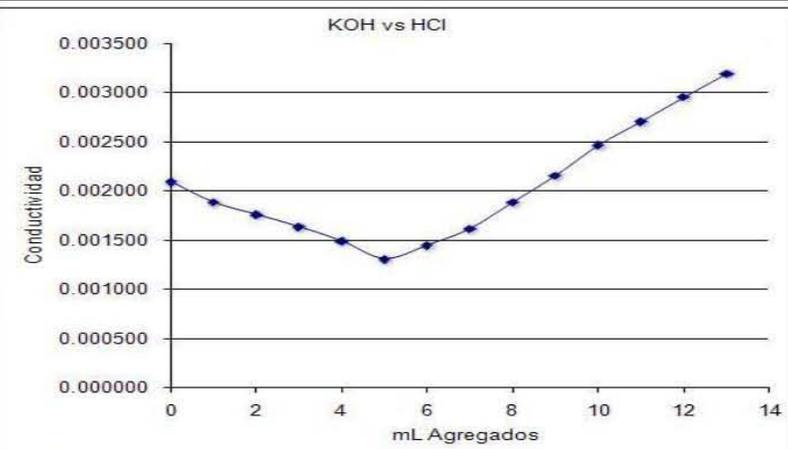
NH₄OH

ml agregados	conduct
0	0.00103
1	0.00182
2	0.00261
3	0.00353
4	0.00383
5	0.00563
6	0.00826
7	0.01073
8	0.01273
9	0.01591
10	0.01883
11	0.02173
12	0.02444
13	0.02750

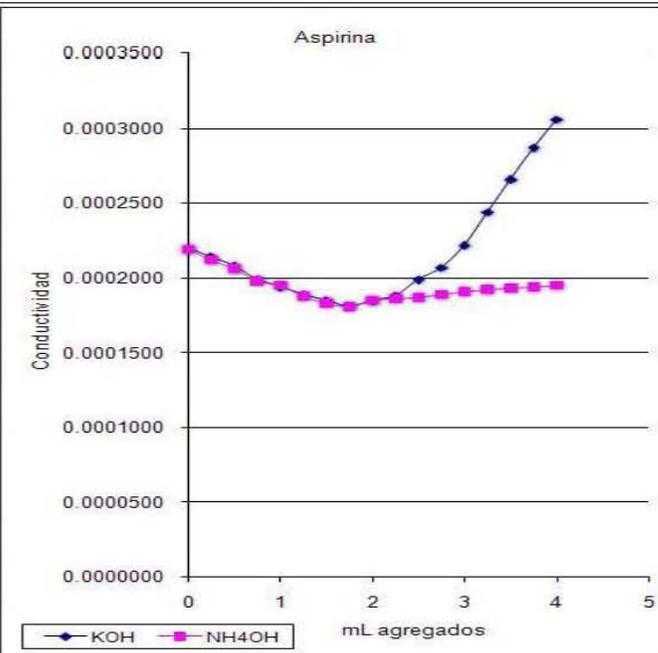


KOH

ml agregados	conductividad
0	0.002090
1	0.001880
2	0.001756
3	0.001629
4	0.001484
5	0.001304
6	0.001442
7	0.001611
8	0.001880
9	0.002153
10	0.002461
11	0.002702
12	0.002952
13	0.003191



aspirina	KOH	NH ₄ OH
ml agregados	conducti	conducti
0	0.0002199	0.0002191
0.25	0.0002140	0.0002119
0.5	0.0002079	0.0002060
0.75	0.0001989	0.0001979
1	0.0001942	0.0001951
1.25	0.0001888	0.0001878
1.5	0.0001850	0.0001831
1.75	0.0001809	0.0001808
2	0.0001850	0.0001850
2.25	0.0001881	0.0001861
2.5	0.0001990	0.0001870
2.75	0.0002070	0.0001889
3	0.0002219	0.0001909
3.25	0.0002440	0.0001921
3.5	0.0002660	0.0001931
3.75	0.0002871	0.0001938
4	0.0003061	0.0001951



	KOH	NH ₄ OH
Concentracion	0.1 M	0.1 M
Vol. Eq.		0.2 mL
Vol. Muestra		10 mL
Conc. Asp.		0.002 M
gr obtenidos de aspirina		
0.1802	gr	
PM de asp.	180.2	gr/mol
Vol. Total		0.5 Lt
%asp. Obt.		90.1
Peso de pastilla		
0.5	gr	
peso de muestra		
0.2	gr	

TITULACION CONDUCTIMETRICA

FECHA: 18/10/2006

UNAM FESC

MICROESCALA

Profesor(a): Gloria A. Borjon

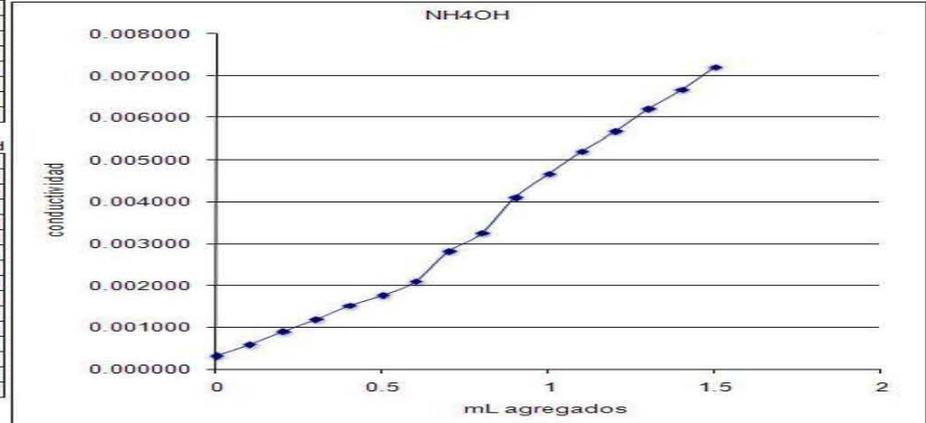
Alumnos:

- 1 Aquino Caballero Jorge
- 2
- 3
- 4

NH4OH

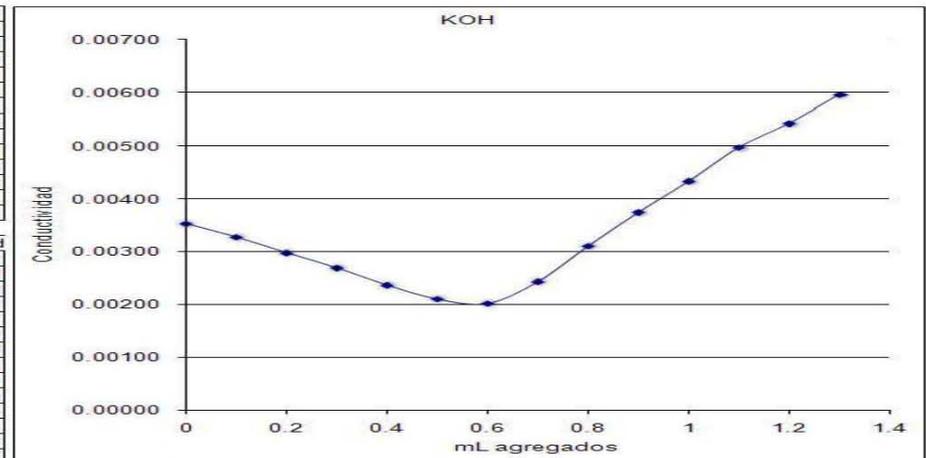
ml agregados	voltaje
0	4.62
0.1	8.51
0.2	13.12
0.3	17.41
0.4	22.22
0.5	25.91
0.6	30.71
0.7	41.41
0.8	47.81
0.9	60.41
1	68.64
1.1	76.61
1.2	83.41
1.3	91.3
1.4	98.03
1.5	106.03

KCl macro	teorico	conductividad
	exp	0.01285
KCl micro	200m	0.01284
		146.7



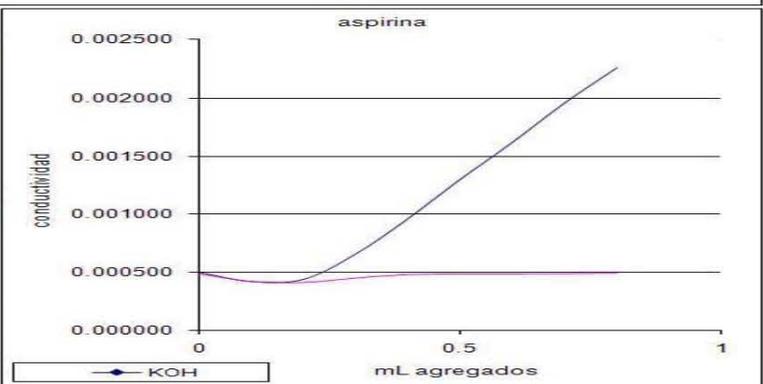
KOH

ml agregados	voltaje
0	52.04
0.1	48.31
0.2	43.92
0.3	39.72
0.4	34.91
0.5	31
0.6	29.8
0.7	35.88
0.8	45.81
0.9	55.21
1	63.89
1.1	73.32
1.2	80.01
1.3	87.91



ml agregados	conductividad
0	0.00353
0.1	0.00328
0.2	0.00298
0.3	0.00270
0.4	0.00237
0.5	0.00210
0.6	0.00202
0.7	0.00243
0.8	0.00311
0.9	0.00375
1	0.00434
1.1	0.00498
1.2	0.00543
1.3	0.00597

aspirina	KOH	NH4OH
ml agregados	voltaje	voltaje
0	7.27	7.08
0.1	6.11	6.15
0.2	6.39	6.02
0.3	9.61	6.58
0.4	14.1	7.02
0.5	19.09	7.09
0.6	23.8	7.1
0.7	28.81	7.13
0.8	33.27	7.19



ml agregados	conductividad	conductividad
0	0.000493	0.000480
0.1	0.000415	0.000417
0.2	0.000434	0.000409
0.3	0.000652	0.000447
0.4	0.000957	0.000476
0.5	0.001296	0.000481
0.6	0.001615	0.000482
0.7	0.001955	0.000484
0.8	0.002258	0.000488

	KOH	NH4OH
Concentracion	0.1 M	0.1 M
Vol. Eq.	0.2	mL
Vol. Muestra	10	mL
Conc. Asp.	0.002	M
gr obtenidos de aspirina	0.1802	gr
PM de asp.	180.2	gr/mol
Vol. Total	0.5	Lt
%asp. Obt.	90.1	
Peso de pastilla	0.5	gr
peso de muestra	0.2	gr

CAPITULO 6

“CINETICA Y CONDUCTIVIDAD”

6.1 INTRODUCCIÓN.

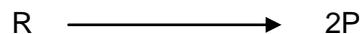
Cuando se mezclan dos sustancias diferentes, puede llevarse a cabo una reacción química. Si se efectúa dicha reacción es importante conocer cuáles son los productos, cuál el grado de conversión de los reactantes y con cuánta rapidez se constituyen los productos. La trayectoria y el grado de conversión de dichos procesos es función de la estabilidad termodinámica del sistema en estudio. En consecuencia, el cambio de energía libre de un sistema determinado sólo nos indica si una reacción es espontánea o no, pero no revela por medio de qué mecanismo o con cuánta rapidez se realiza la reacción. Para ello existe la Cinética Química.

La Cinética Química se encarga del estudio de la rapidez de las reacciones químicas y tiene, además, como objetivo, el estudio de los factores que influyen en la rapidez de un proceso químico, como lo son la temperatura, los cambios de concentración de reactantes, la adición de catalizadores, modificación de pH; fuerza iónica, constante dieléctrica, etc. [13].

En este experimento se medirá la conductividad como una propiedad que es directamente proporcional a la variación de la concentración.

La velocidad de una reacción se expresa como menos el cambio de concentración de los reactivos con el tiempo.

Cuando se trata de reacciones estequiométricamente más complicadas, la velocidad debe expresarse sin ambigüedad. Supóngase que la reacción de interés ahora es:



Ya no puede seguirse expresando la velocidad como:

$$velocidad = -\frac{d[R]}{dt} = \frac{d[P]}{dt} \quad (1)$$

Debido a que el producto P aparece dos veces más rápido que lo que desaparece el reactivo R. en su lugar, la velocidad debe expresarse como:

$$velocidad = -\frac{d[R]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[P]}{dt} \quad (2)$$

En general, para la reacción



La velocidad esta dada por:

$$velocidad = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{c} \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{d} \frac{d[D]}{dt} \quad (3)$$

Haciendo referencia a la ecuación general (3), se encuentra que de ordinario la velocidad puede expresarse como:

$$velocidad = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} \propto \left. \begin{aligned} & [A]^a [B]^b \\ & = k [A]^a [B]^b \end{aligned} \right\} \quad (4)$$

Lo que dice esta ecuación es que la velocidad de una reacción no es constante; a cualquier tiempo t, su valor es proporcional a las concentraciones de A y B elevadas al número de moles de la reacción estequiometrica. La constante de proporcionalidad, k, recibe el nombre de constante de velocidad. La constante de velocidad de una reacción dada no depende de las concentraciones de los reactivos; solo se ve afectada por la temperatura.

La expresión de la velocidad de una reacción como la ecuación (4) permite definir el orden de reacción. Se dice que la reacción es de orden "x" con respecto de A y de orden "y" respecto de B. Por lo tanto, la reacción tiene un orden global de (x + y). En general, es importante darse cuenta de que no necesariamente hay relación entre el orden de un reactivo en la expresión de velocidad y su coeficiente estequiométrico en la ecuación química balanceada.

La manera en que la velocidad de una reacción varía con las concentraciones de los reactivos recibe el nombre de ley de velocidad. Si se conoce el orden de una reacción y la constante de velocidad, siempre podrá calcularse su velocidad a partir del conocimiento de las concentraciones de los reactivos. El orden de una reacción es una especificación de la dependencia empírica de la velocidad de las concentraciones. Puede ser de cero, un entero o incluso fraccionaria [14].

6.2 OBJETIVOS PARTICULARES.

- Aplicar las medidas de conductividad en la determinación de los parámetros cinéticos de una reacción.
- Determinar la constante de rapidez y el orden de reacción a partir de medidas de la conductividad.

6.3 “MACROESCALA”.

MATERIAL	EQUIPO	REACTIVOS
2 Tubos de ensaye (2x20 cm) con tapón de hule. 1 Soporte universal con pinzas. 2 Pipetas volumétricas de 10 mL. 3 Vasos de pp de 50 mL. 1 Pipeta graduada de 2 mL 2 Matraces aforados de 100 mL. 1 Piseta	1 Conductímetro con celda. 1 Parrilla con agitador. 1 Cronómetro. 1 Agitador magnético (mosca). 1 Termometro (-10 a 150 °C).	NaOH 0.2 M (10 mL). CH ₃ COOCH ₂ CH ₃ 0.2 M (10 mL). Nota: se puede preparar 100mL de cada solución para todo el grupo.

Tabla 1: material, equipo y reactivos a usar en la practica.

6.3.1 METODOLOGIA.

En un tubo de ensaye medir la conductividad de 10 mL de agua destilada y posteriormente el de una solución de NaOH 0.2 M; ésto con el propósito de observar el rango de conductividad a medir durante la cinética.

En un tubo de ensaye limpio y seco colocar 10 mL de NaOH 0.2 M y fijar el tubo de ensaye al soporte universal, agregar 10 mL de CH₃COOCH₂CH₃ 0.2 M. Inmediatamente al hacer la mezcla poner en marcha el cronómetro e introducir la celda al tubo.

Anotar las medidas de conductividad para la reacción a los siguientes tiempos: 0.5, 1, 1.5, 2, 3, 5, 7, 10, 13 y 18 minutos a partir del momento inicial de la mezcal y medir la temperatura.

Una vez realizada las mediadas anteriores, sacar la celda, tapar el tubo de ensaye con el tapón de hule, introducir el tubo de ensaye en un baño de agua a una temperatura de 75 – 80 °C y mantenerlo ahí aproximadamente 10 minutos, sacar el tubo, dejar enfriar a temperatura ambiente inicial y medir la conductividad este será el dato de conductividad a tiempo infinito para la reacción [6].

6.3.2 RESILTADOS.

Para confirmar la reproducibilidad de las mediciones se realizaron diez ensayos de este experimento. Los resultados que se presentan son solo los promedios (tabla 2).

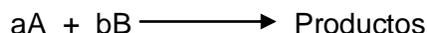
Tiempo (minutos)	Conductividad (µmHos)
0.5	0.010570
1	0.009142
1.5	0.008277
2	0.007667
3	0.006859
5	0.005987
7	0.005664
10	0.005387
13	0.005308
18	0.005251
infinito	0.005152

Tabla 2: variación de la conductividad con respecto al tiempo.

6.3.3 ANALISIS DE RESULTADOS.

Para determinar de qué orden es la reacción se plantea utilizar el método integral probando con los diferentes modelos para orden cero, primero y segundo.

Sea la reacción



Se dice que una reacción es de orden cero si la velocidad es independiente de las concentraciones de los reactivos.

$$\begin{aligned}
 \text{velocidad} &= -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = k' [A]^0 [B]^0 \\
 &= k'
 \end{aligned}
 \tag{5}$$

Como a sólo es un coeficiente, esta ecuación puede escribirse,

$$-\frac{d[A]}{dt} = k \quad (6)$$

Donde $k = ak'$. La cantidad k ($M \cdot s^{-1}$) es la constante de velocidad de orden cero. Reordenando la ecuación (6), se obtiene

$$d[A] = -kdt \quad (7)$$

Integrando la ecuación (6) entre $t = 0$ y $t = t$ nos da

$$\int_{[A]_0}^{[A]} d[A] = - \int_0^t k dt \quad (8)$$

$$[A] - [A]_0 = -kt$$

Supóngase que la reacción es de primer orden respecto de A y de orden cero respecto a B, de modo que

$$velocidad = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = k' [A] [B]^0 \quad (9)$$

$$= k' [A]$$

Donde de nuevo, se escribe

$$-\frac{d[A]}{dt} = k [A] \quad (10)$$

Donde $k = ak'$. La cantidad k (s^{-1}) es la constante de velocidad de primer orden.

Reordenando se tiene que

$$-\frac{d[A]}{[A]} = k dt \quad (11)$$

Integrando entre $t = 0$ y $t = t$, se obtiene

$$\int_{[A]_0}^{[A]} \frac{d[A]}{[A]} = - \int_0^t k dt \quad (12)$$

$$\ln \frac{[A]}{[A]_0} = -kt$$

Suponiendo que la reacción es de segundo orden respecto a A, de orden cero respecto a B, de modo que

$$velocidad = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = k' [A]^2 [B]^0 \quad (13)$$

$$= k' [A]^2$$

Donde esta se puede escribir

$$-\frac{d[A]}{dt} = k [A]^2 \quad (14)$$

Donde $k = ak'$. La cantidad k ($M^{-1} \cdot s^{-1}$) es la constante de velocidad de segundo orden.

Separando las variables e integrando se obtiene

$$\int_{A_0}^A \frac{dA}{A^2} = - \int_0^t k dt \quad (15)$$

$$\frac{1}{A} - \frac{1}{A_0} = kt$$

La reacción que se lleva a cabo es



Planteando la ecuación de velocidad

$$v = - \frac{d[CH_3COOCH_2CH_3]}{dt} = - \frac{d[NaOH]}{dt} = k [CH_3COOCH_2CH_3]^\alpha [NaOH]^\beta \quad (16)$$

Como las concentraciones de los reactantes son iguales, podemos factorizar

$$v = k [CH_3COOCH_2CH_3]^{\alpha+\beta} \quad \text{o} \quad v = k [CH_3COOCH_2CH_3]^n$$

Para $n = \alpha + \beta$.

La diferencia de conductividad en $t = 0$ y $t = \infty$ es $(k''_0 - k''_\infty)$, es proporcional a la concentración de la mezcla inicialmente presente en la solución, en forma semejante, la diferencia $(k''_t - k''_\infty)$, donde k'' es la conductividad electrolítica de la mezcla en el tiempo t . la ecuación de velocidad para cada orden puede expresarse como:

Donde k''_t : conductividad electrolítica a cada tiempo, k''_∞ : conductividad electrolítica a dilución infinita, k''_0 : conductividad electrolítica al inicio, k : es la constante de velocidad, y t : a determinado tiempo.

- Orden Cero.

$$[k''_t - k''_\infty] = [k''_0 - k''_\infty] - kt$$

- Primer Orden

$$\ln \frac{[k''_t - k''_\infty]}{[k''_0 - k''_\infty]} = -kt$$

- Segundo Orden

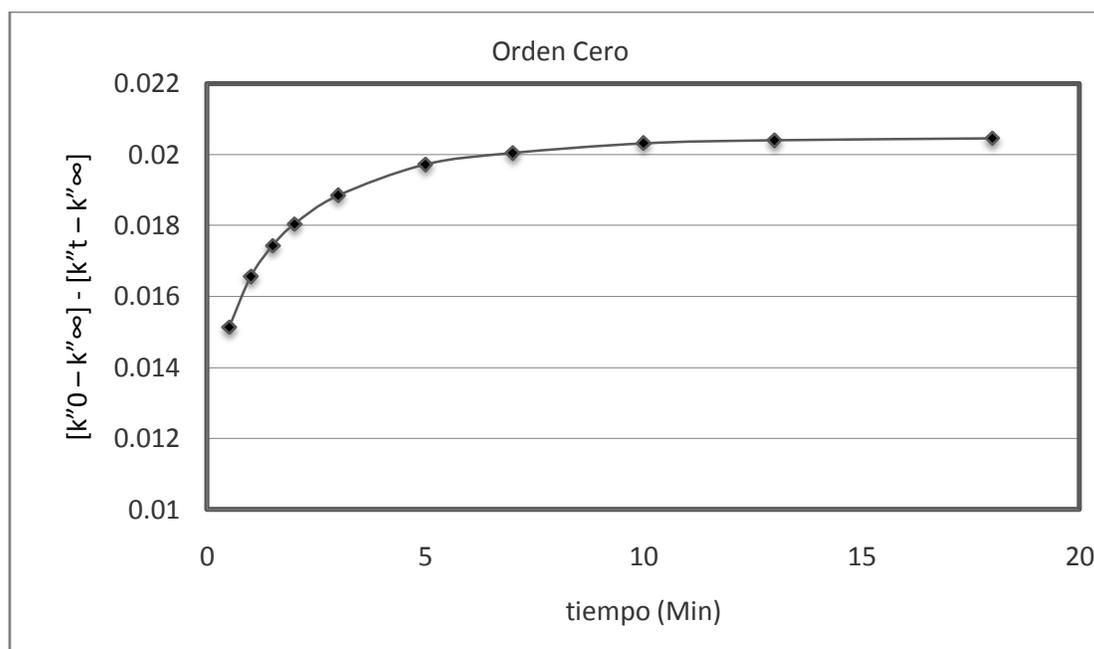
$$\frac{1}{[k''_t - k''_\infty]} - \frac{1}{[k''_0 - k''_\infty]} = kt$$

Los resultados obtenidos durante la experimentación se muestran en la siguiente tabla 3.

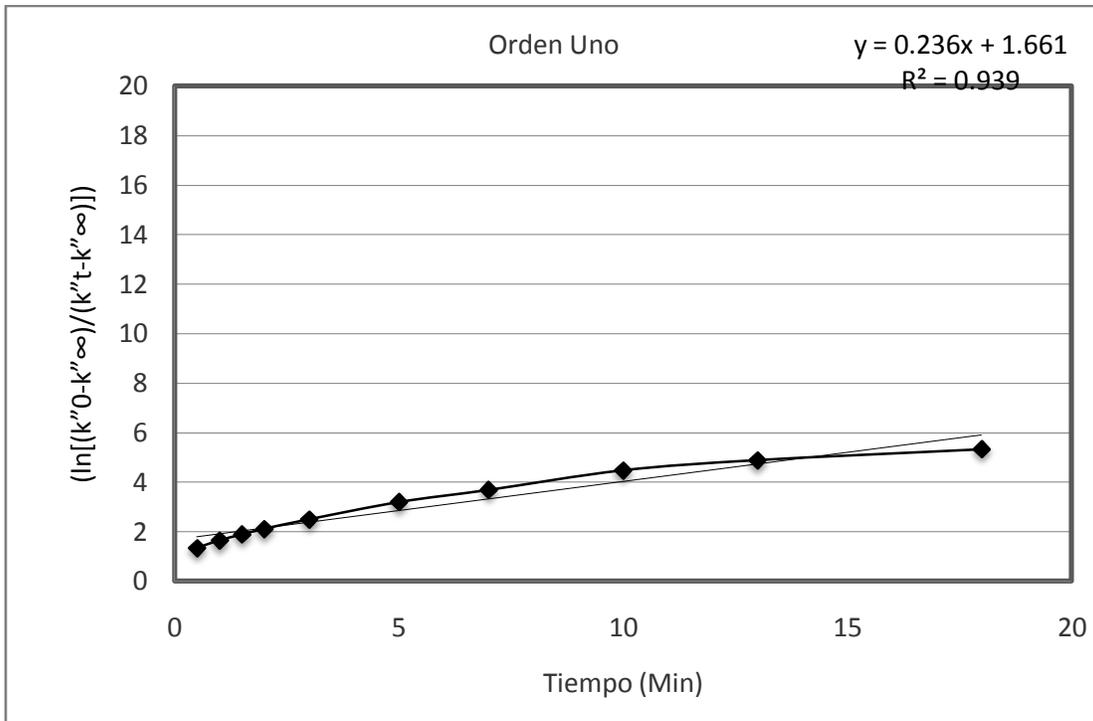
Tiempo (t) minutos	Orden Cero $[k''_0 - k''_\infty] - [k''_t - k''_\infty]$	Orden Uno $(\ln[(k''_0 - k''_\infty)/(k''_t - k''_\infty)])$	Orden Dos $(1/(k''_t - k''_\infty) - 1/(k''_0 - k''_\infty))$
0.5	0.01513	1.333037	-135.903
1.0	0.016558	1.638972	-201.96
1.5	0.017423	1.883329	-271.333
2	0.018033	2.100491	-348.948
3	0.018841	2.488026	-537.157
5	0.019713	3.203087	-1148.94
7	0.020036	3.692194	-1904.46
10	0.020313	4.470933	-4206.65
13	0.020392	4.880663	-6361.59
18	0.020449	5.335399	-10052.3

Tabla 3: resultados de los órdenes.

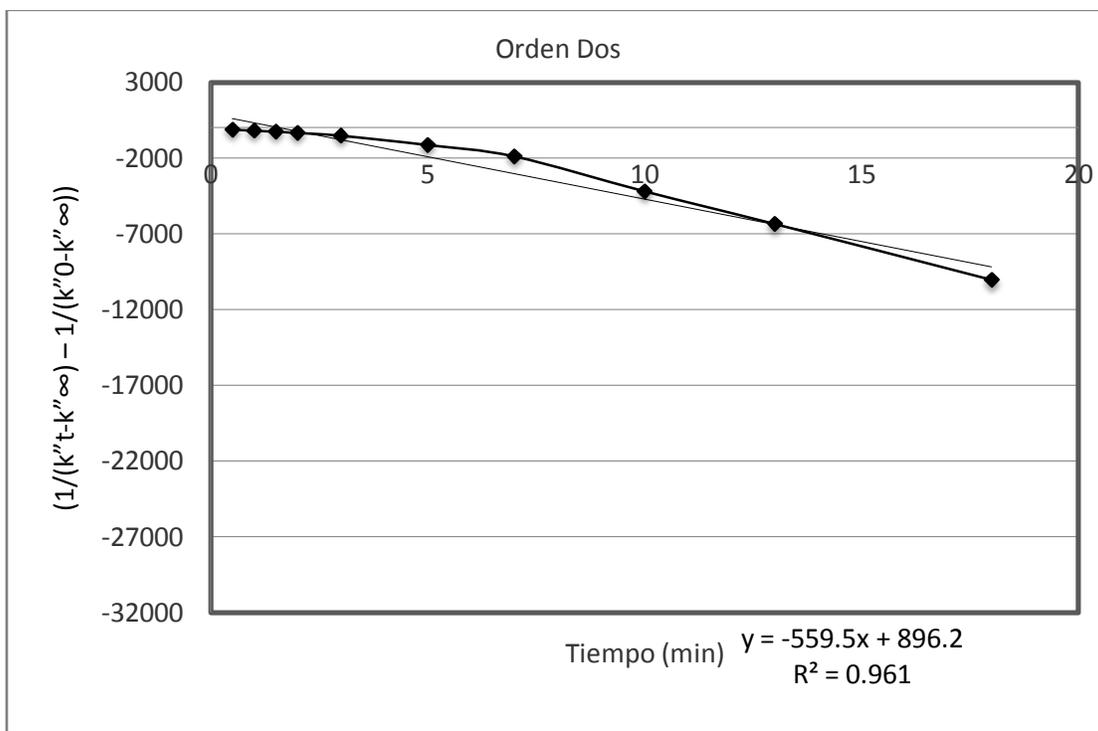
A continuación se presentan sus respectivas gráficas.



Gráfica 1: cinética de orden cero.



Gráfica 2: cinética de primer orden.



Gráfica 3: cinética de segundo orden.

6.3.4 ANALISIS ESTADISTICO.

Para una mezcla de NaOH y $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$ se midió se respectiva conductividad electrolítica a determinados tiempo, que se muestran en la tabla 4, donde se presenta el promedio de conductividad electrolítica obtenida de las 10 veces que se realizo el experimento. También se muestra el intervalo de confianza para la aceptación de la conductividad.

Tiempo (min)	Promedio de conductividad	Intervalo de confianza	
0.5	0.01057	0.0105561	0.0105839
1	0.009142	0.0091239	0.0091600
1.5	0.008277	0.0082588	0.0082951
2	0.007667	0.0076534	0.0076805
3	0.006959	0.0068392	0.0068787
5	0.005987	0.0059646	0.0060093
7	0.005664	0.0056448	0.0056831
10	0.005387	0.0053719	0.0054020
13	0.005308	0.0052954	0.0053205
18	0.005251	0.0052315	0.0052705
Infinito	0.005152	0.0051355	0.0051684

Tabla 4: resultados del análisis estadístico.

6.4 "MICROESCALA"

MATERIAL	EQUIPO	REACTIVOS
2 vasos de pp de 10 mL con tapón de hule. 2 Pipetas volumétricas de 5 mL. 1 Vasos de pp de 50 mL. 1 Pipeta graduada de 2 mL 2 Matraces aforados de 10 mL. 1 Piseta. 1 celda (vaso de 10 mL con perforaciones)	1 Multimetro digital. 1 Parrilla con agitador. 1 Cronómetro. 1 micro mosca. 1 Termómetro (-10 a 150 °C) 1 interfase 2 electrodos de carbono	NaOH 0.2 M (5 mL). $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$ 0.2 M (5 mL). Nota: se puede preparar 50 mL de cada solución para todo el grupo.

Tabla 5: material a usar.

6.4.1 METODOLOGIA.

Arme el siguiente dispositivo (fig. 1).

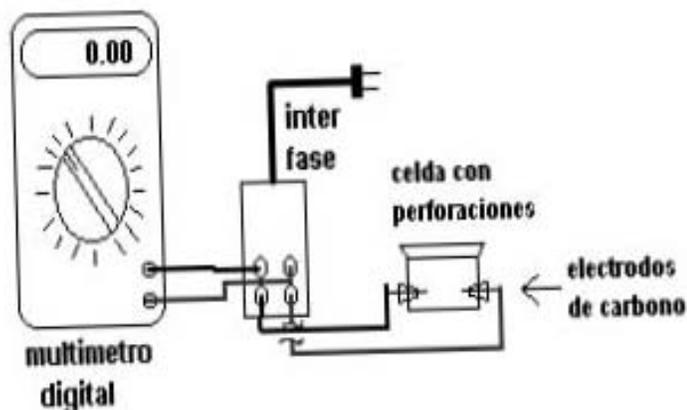


Figura 1: dispositivo para medir.

En una celda medir la conductividad de 5 mL de agua destilada y posteriormente la de 5 mL de una solución de NaOH 0.2 M; esto con el propósito de observar el rango de conductividad a medir durante la cinética.

En una celda limpia y seca colocar 5 mL de NaOH 0.2 M y fijar la celda, agregar 5 mL de $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$ 0.2 M. Inmediatamente al hacer la mezcla poner en marcha el cronómetro.

Anotar las medidas de conductividad para la reacción a los siguientes tiempos: 0.5, 1, 1.5, 2, 3, 5, 7, 10, 13 y 18 minutos a partir del momento inicial de la mezcla y medir la temperatura.

Una vez realizada las mediciones anteriores, pasar la solución a un vaso de pp de 10 mL limpio y seco, tapar el vaso de pp con el tapón de hule, introducir el vaso de pp en un baño de agua a una temperatura de 75 – 80 °C y mantenerlo ahí aproximadamente 10 minutos, sacar el tubo, dejar enfriar a temperatura ambiente inicial, introducir la solución en la celda y medir la conductividad este será el dato de conductividad a tiempo infinito para la reacción.

6.4.2 RESULTADOS.

Para confirmar la reproducibilidad de las mediciones se realizaron diez ensayos de la práctica. Los resultados que se presentan son solo los promedios (tabla 2).

Tiempo (minutos)	Conductividad
0.5	0.025042
1	0.023271
1.5	0.021459
2	0.020183
3	0.017943
5	0.01645
7	0.015398
10	0.014523
13	0.013973
18	0.013614
infinito	0.012745

Tabla 6: variación de la conductividad con respecto al tiempo.

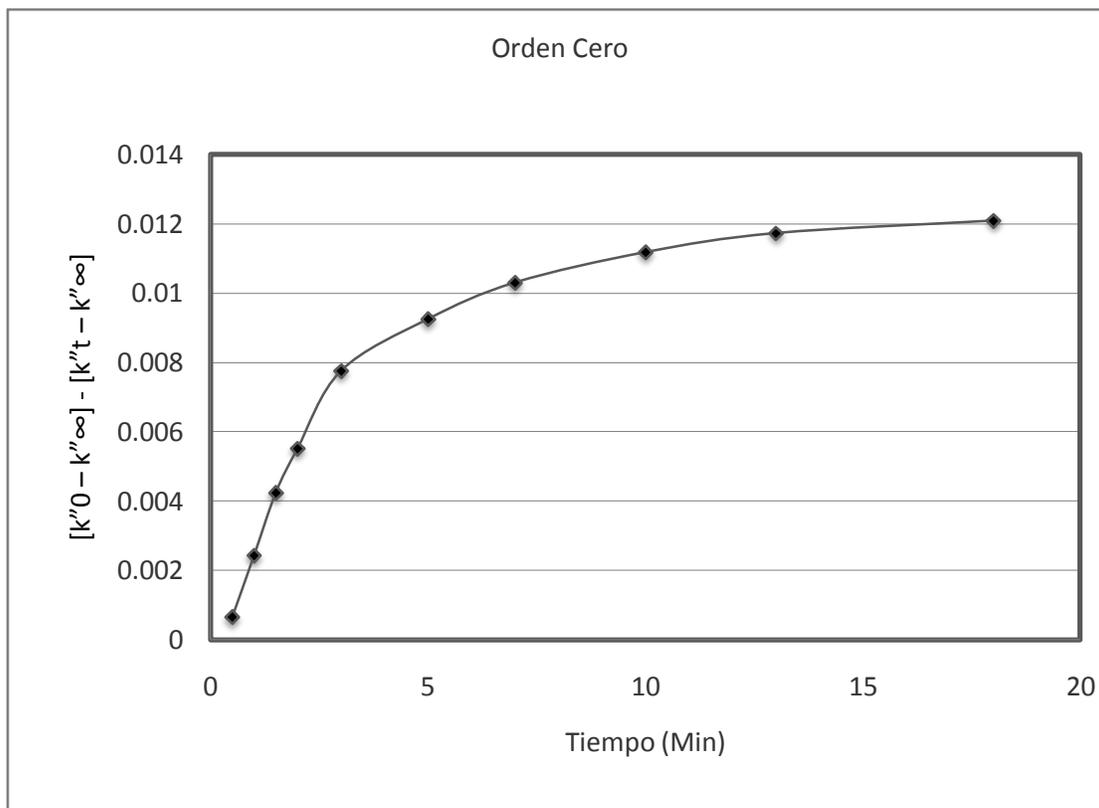
6.4.3 ANALISIS DE RESULTADOS.

El procedimiento para el análisis de resultados en microescala es el mismo que se utilizó anteriormente en macroescala en el punto 3.3 y se obtuvo la siguiente tabla 7.

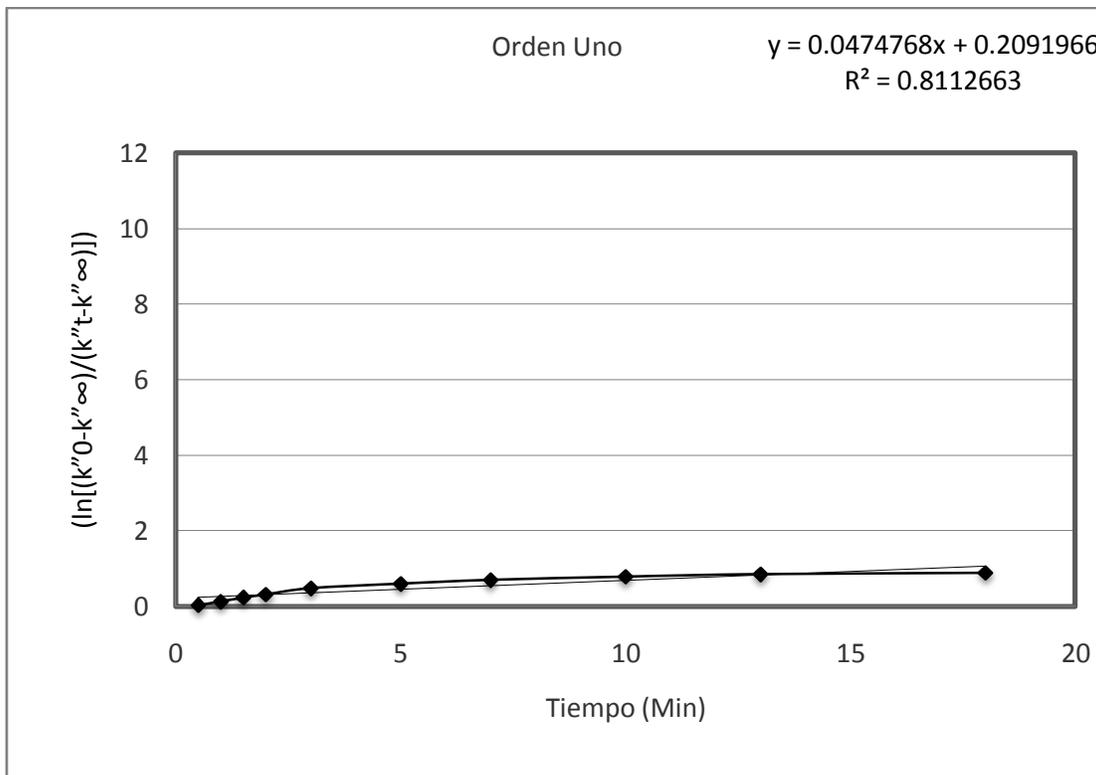
Tiempo (t) minutos	Orden Cero $[k''_0 - k''_\infty] - [k''_t - k''_\infty]$	Orden Uno $(\ln[(k''_0 - k''_\infty)/(k''_t - k''_\infty)])$	Orden Dos $(1/(k''_0 - k''_\infty) - 1/(k''_t - k''_\infty))$
0.5	0.000658	0.032543	-1.6098
1.0	0.002429	0.125813	-6.52475
1.5	0.004241	0.23118	-12.6575
2	0.005517	0.312652	-17.8628
3	0.007757	0.473989	-29.5108
5	0.00925	0.598102	-39.8416
7	0.010302	0.695828	-48.9278
10	0.011177	0.785139	-58.0452
13	0.011727	0.84559	-64.6949
18	0.012086	0.887219	-69.5136

Tabla 7: resultados del procedimiento anteriormente aplicado.

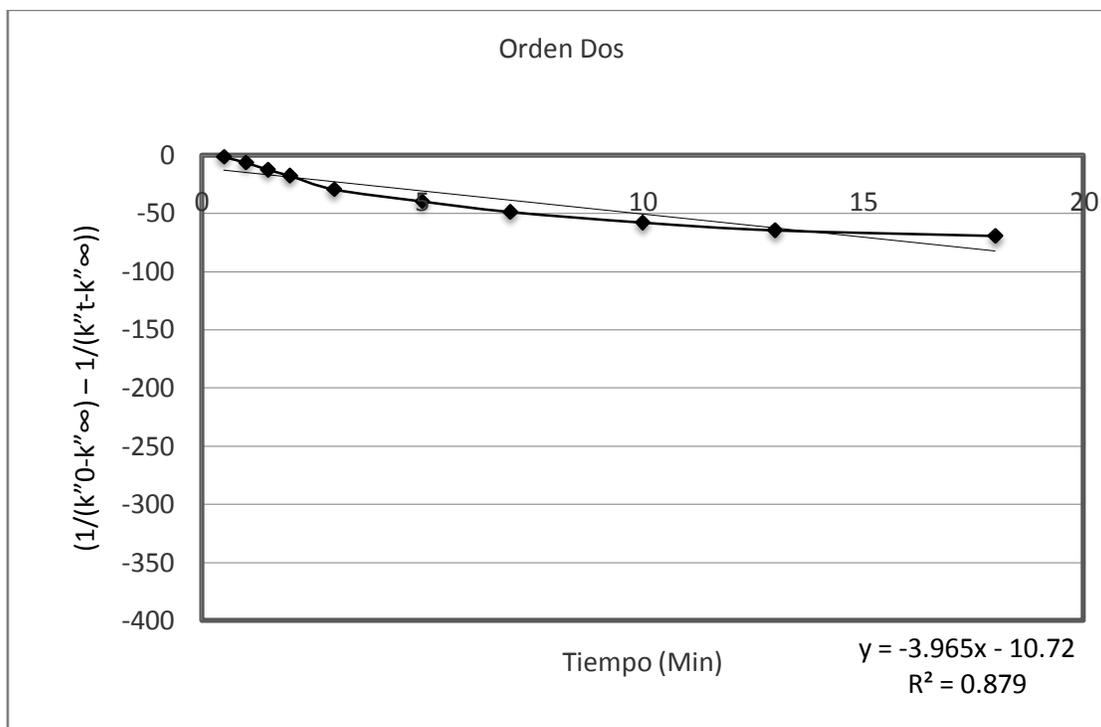
A continuación se presentan las respectivas gráficas de la tabla anterior.



Gráfica 4: cinética de orden cero.



Gráfica 5: cinética de primer orden.



Gráfica 6: cinética de segundo orden.

6.4.4 ANALISIS ESTADISTICO.

El procedimiento para el análisis estadístico en microescala es el mismo que se utilizó anteriormente en macroescala en el punto 3.4, obteniendo lo siguiente:

Tiempo (min)	Promedio de conductividad	Intervalo de confianza	
0.5	0.02504	0.02493	0.02514
1	0.02327	0.02317	0.02337
1.5	0.02145	0.02137	0.02154
2	0.02018	0.02007	0.02029
3	0.01794	0.01783	0.01804
5	0.01645	0.01632	0.01657
7	0.01539	0.01531	0.01548
10	0.01452	0.01442	0.01462
13	0.01397	0.01386	0.01408
18	0.01361	0.01353	0.01369
Infinito	0.01274	0.01264	0.01284

Tabla 4: resultados del análisis estadístico.

6.5 COSTOS¹.

Reactivos	Costo (\$)	Cantidad	Cantidad usada en macro	Costo (\$)	Cantidad usada en micro	Costo (\$)
NaOH	83	500 gr	10 mL	1.66	5 mL	0.83
CH ₃ COOCH ₂ CH ₃	121	1000 mL	10 mL	1.21	5 mL	0.605

Tabla 15: precios de reactivos.

En la tabla 15 se muestra el costo de la práctica a macroescala como en microescala y se puede decir que a microescala es menor de un 50 % en el costo de los reactivos que a macroescala.

¹Nota: las cantidades son por equipo.

6.6 CONCLUSIONES².

Cumplimos los objetivos propuestos al inicio de esta práctica. Primero aplicando las medidas de conductividad en la determinación de parámetros cinéticos de una reacción.

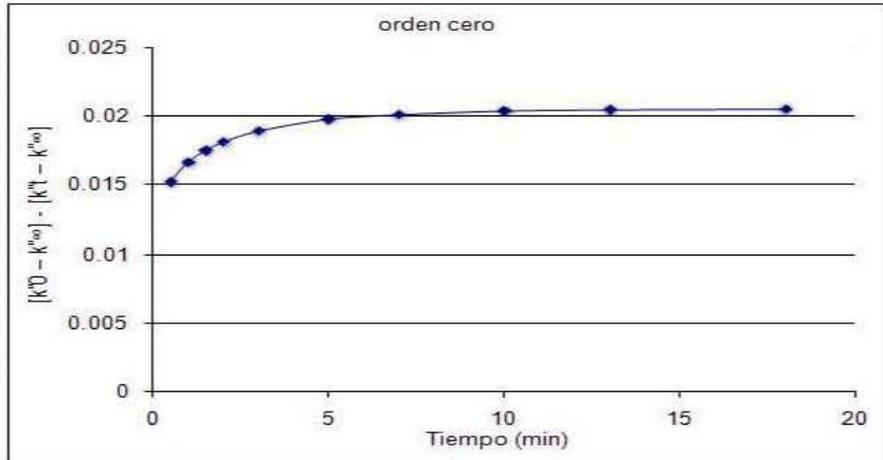
El segundo objetivo se determinó la constante de rapidez y el orden de reacción a partir de las medidas de conductividad. Todo esto se realizó en macroescala y microescala.

Con la realización de esta práctica a microescala se obtuvo que se está ahorrando en reactivos y que se obtiene menor cantidad de desechos y se tiene un ahorro en el costo de la práctica del 50 % en promedio.

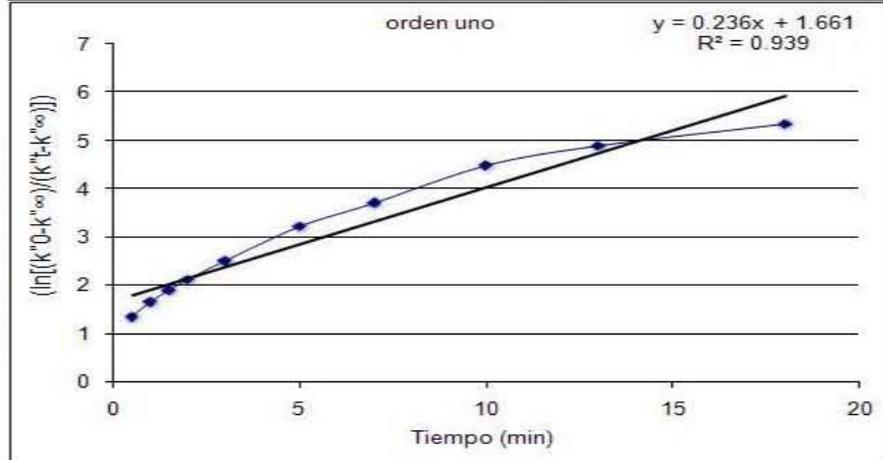
² Los formatos de la práctica a macroescala y a microescala se pueden consultar en el apéndice 3 y las hojas de cálculo se podrán ver a final de cada capítulo.

TIMEPO	conductividad
0.5	0.01057
1	0.009142
1.5	0.008277
2	0.007667
3	0.006859
5	0.005987
7	0.005664
10	0.005387
13	0.005308
18	0.005251
INFINITO	0.005152

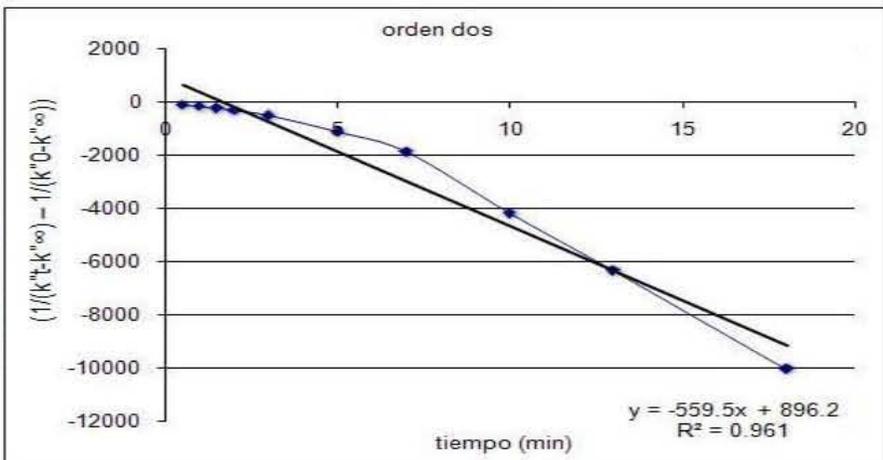
TIMEPO	orden cero
0.5	0.01513
1	0.016558
1.5	0.017423
2	0.018033
3	0.018841
5	0.019713
7	0.020036
10	0.020313
13	0.020392
18	0.020449



TIMEPO	orden uno
0.5	1.33303687
1	1.63897238
1.5	1.88332933
2	2.10049081
3	2.48802617
5	3.20308717
7	3.69219427
10	4.47093338
13	4.88066288
18	5.33539904



TIMEPO	orden dos
0.5	-135.903415
1	-201.96003
1.5	-271.333463
2	-348.947777
3	-537.156545
5	-1148.93825
7	-1904.45846
10	-4206.65261
13	-6361.58987
18	-10052.3436



CINETICA Y CONDUCTIVIDAD

FECHA: 18/10/2006

UNAM FESC

MICROESCALA

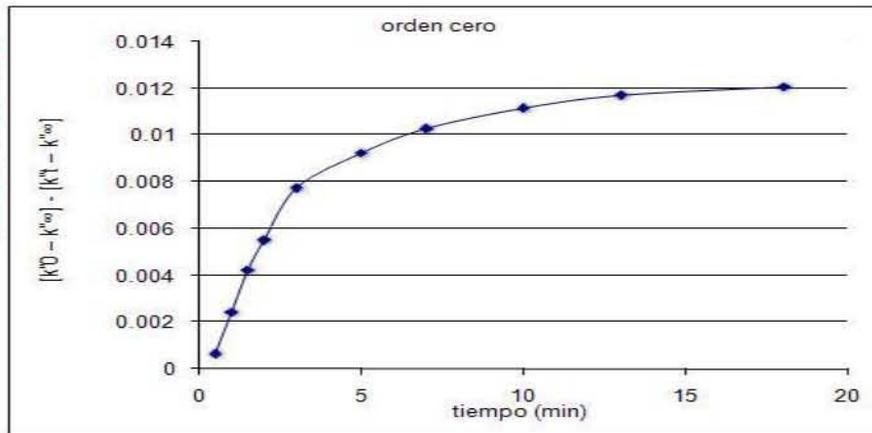
Profesor(a): Gloria A. Borjon

Alumnos:

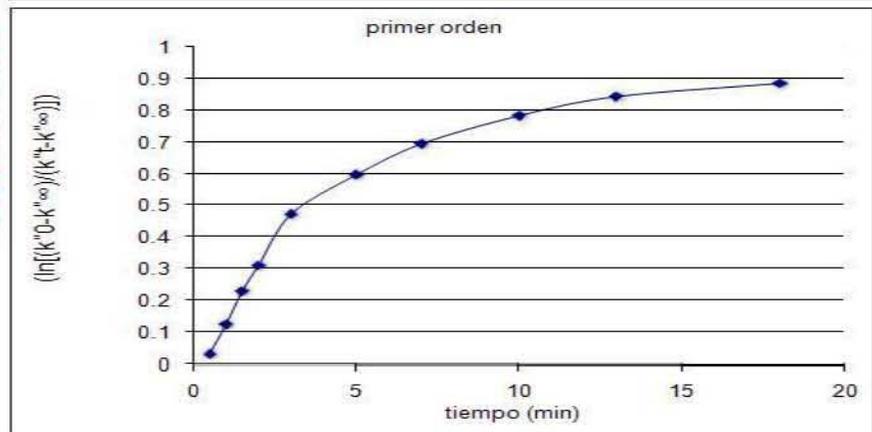
- 1 Aquino Caballero Jorge
- 2
- 3
- 4

TIMEPO	voltaje	conductividad			conductividad
0.5	369	0.025042			
1	342.9	0.023271	KCl macro	teorico	0.01285
1.5	316.2	0.021459		exp	0.01284
2	297.4	0.020183			
3	264.4	0.017943	KCl micro	200m	146.7
5	242.4	0.016450			
7	226.9	0.015398			
10	214	0.014523			
13	205.9	0.013973			
18	200.6	0.013614			
INFINITO	187.8	0.012745			

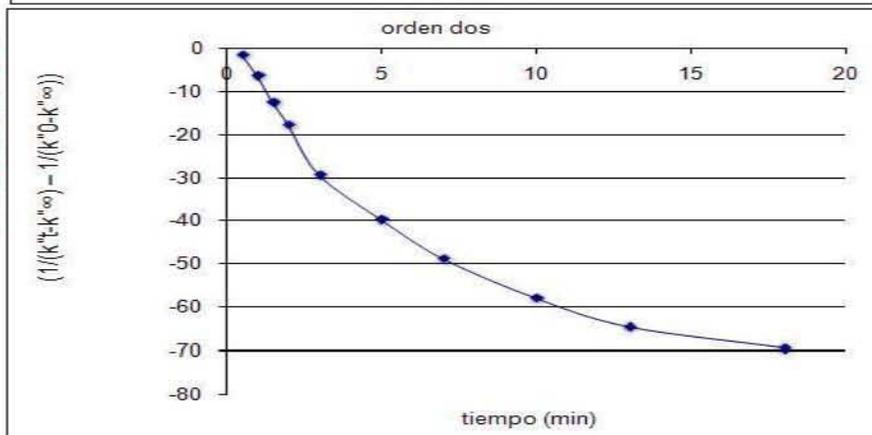
TIMEPO	orden cero
0.5	0.000658
1	0.002429
1.5	0.004241
2	0.005517
3	0.007757
5	0.009250
7	0.010302
10	0.011177
13	0.011727
18	0.012086



TIMEPO	orden uno
0.5	0.032543
1	0.125813
1.5	0.231180
2	0.312652
3	0.473989
5	0.598102
7	0.695828
10	0.785139
13	0.845590
18	0.887219



TIMEPO	orden dos
0.5	-1.609802
1	-6.524746
1.5	-12.657513
2	-17.862814
3	-29.510836
5	-39.841557
7	-48.927774
10	-58.045155
13	-64.694920
18	-69.513619



LEYES DE LA ELECTROLISIS

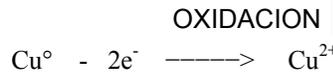
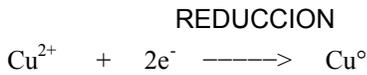
FECHA:

UNAM FESC

MACROESCALA

PROFESORA:

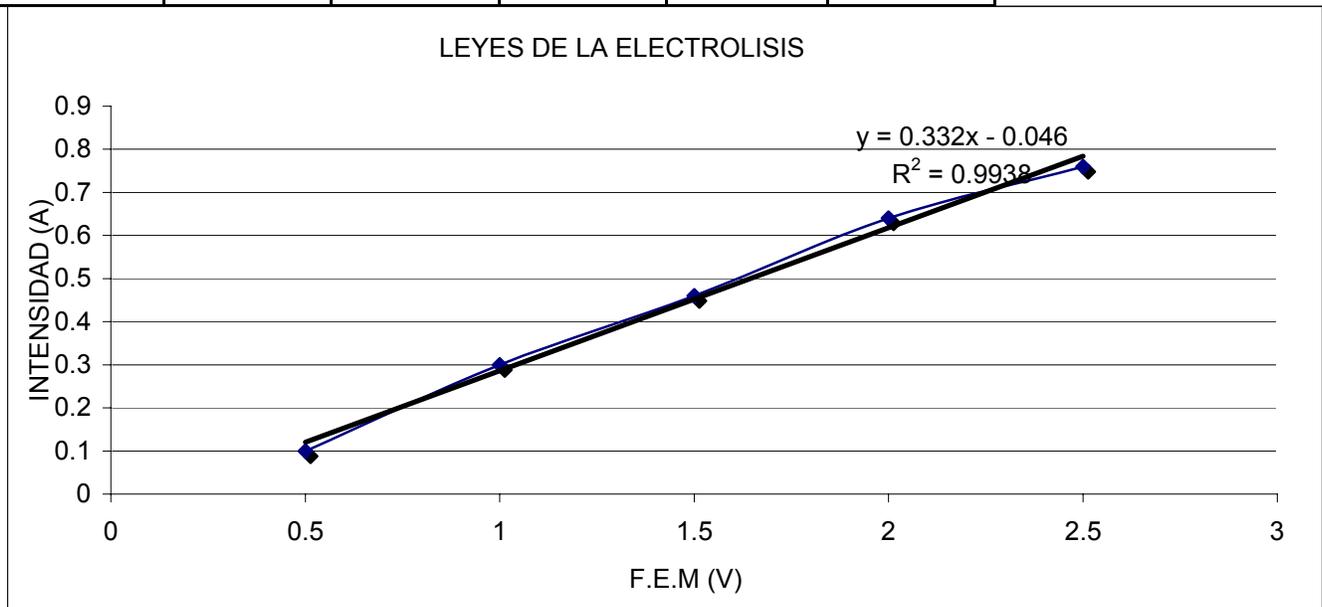
ALUMNOS:



PRIMERA PARTE

FEM = volts -----> se incrementa de 0.5 en 0.5 hasta 2.5 volts
TIEMPO = minutos

FEM (V)	INTENSIDAD (A)	PESO CATODO (g)	DIFERENCIA DE PESO EN CATODO(g)	PESO ANODO (g)	DIFERENCIA DE PESO EN ANODO(g)
0	0	8.1926	----	7.7937	----
0.5	0.1	8.1965	0.0039	7.7895	0.0042
1	0.3	8.2077	0.0112	7.7782	0.0113
1.5	0.46	8.2311	0.0234	7.7527	0.0255
2	0.64	8.263	0.0319	7.7219	0.0308
2.5	0.76	8.3004	0.0374	7.6841	0.0378



SEGUNDA PARTE

INTENSIDAD = amperes
TIEMPO = segundos
FARADAY = coulomb

P M de Cu = gramos/mol
1mol de electrones Cu = gramos/mol

PESO CATODO (g)	DIFERENCIA DE PESO CATODO(g)	PESO ANODO (g)	DIFERENCIA DE PESO ANODO(g)	Q (C).	faraday exp. (C).	% de error
8.3961	----	7.7196	----	540	96374.3676	0.116733216
8.5734	0.1773	7.5417	0.1779	# d' electrones exp.		8.97625E-22

VARIACION DE LA CONDUCTIVIDAD CON LA TEMPERATURA

FECHA : 14/12/2005 UNAM FESC

PROFESOR (A):

ALUMNOS:

microescala

GLORIA A. BORJON

1 JORGE AQUINO

NaCl = 0.1 M

2

temperatura conductividad

temperatura = °C

3 -----

18 90.23

conductividad

4 -----

20 94.08 R1

R2 R3

RX

25 99.6

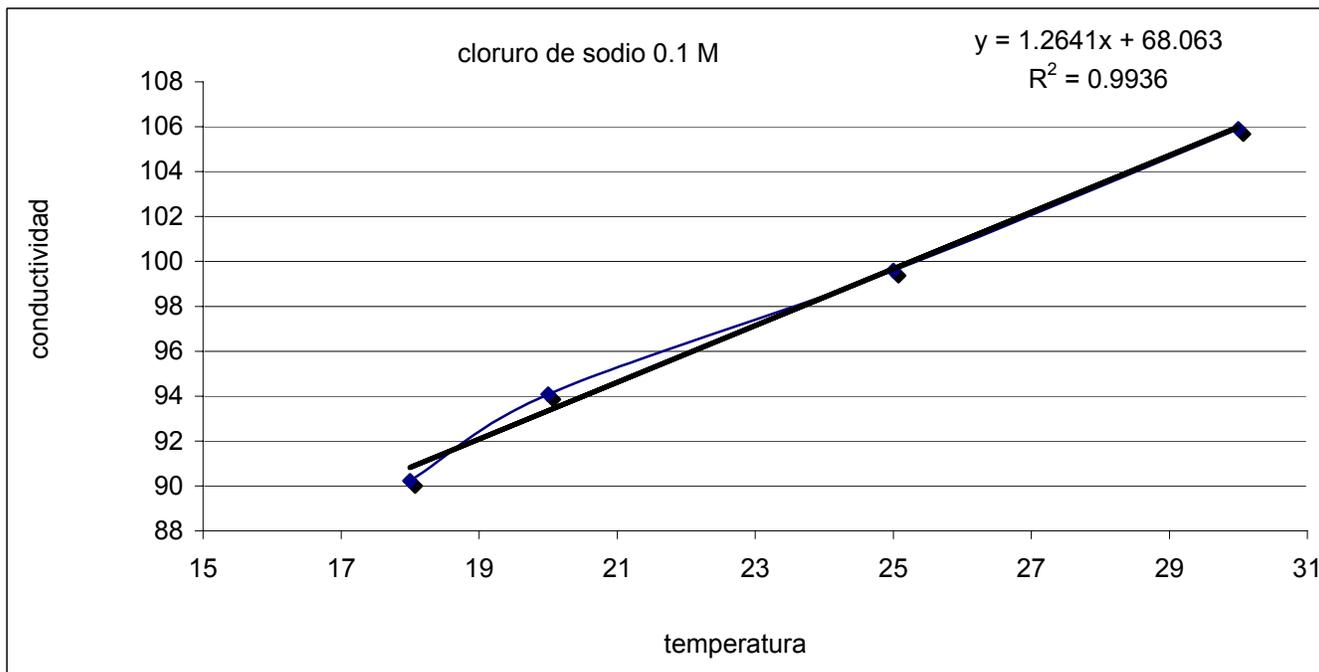
12.5

45.61

44.39

12.1656435

30 105.9



NaCl = 0.01 M

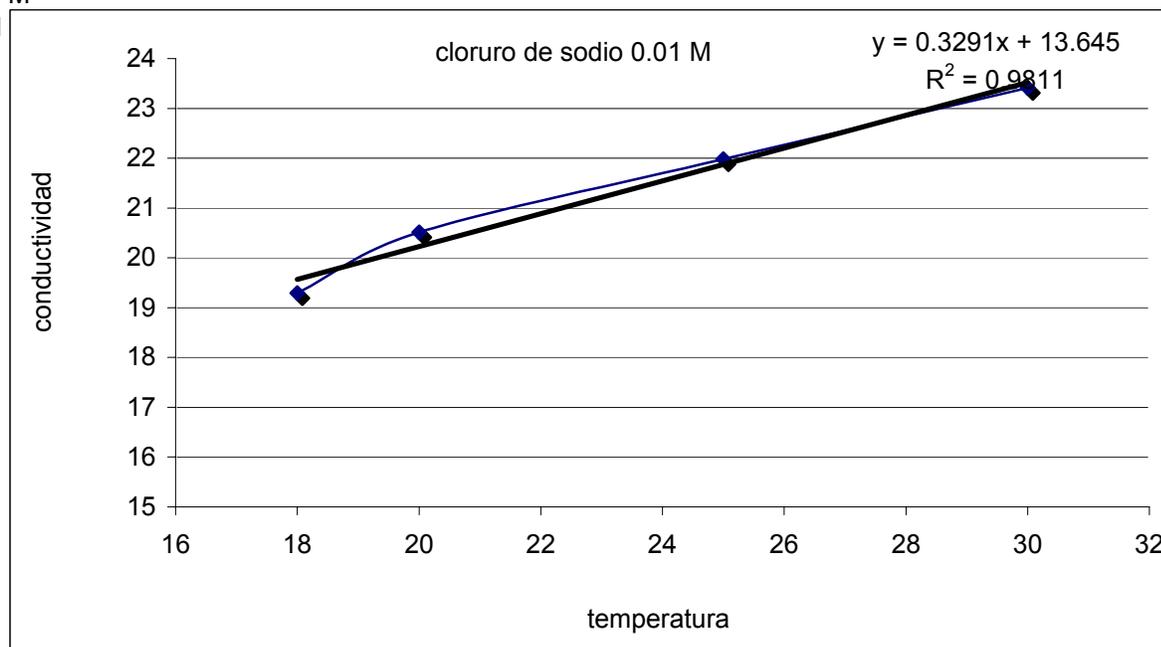
temperatura conductividad

18 19.29

20 20.51

25 21.98

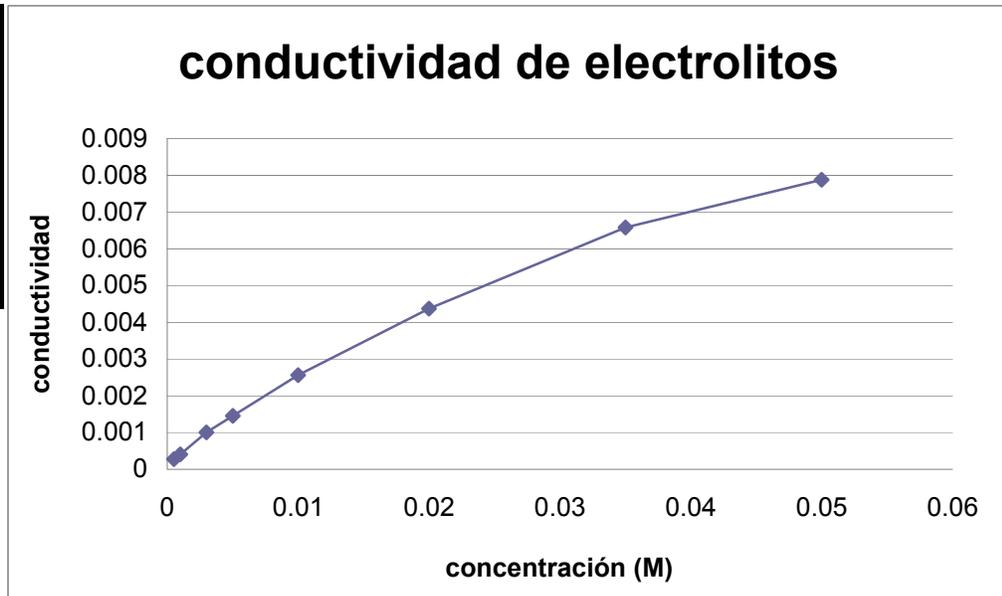
30 23.41



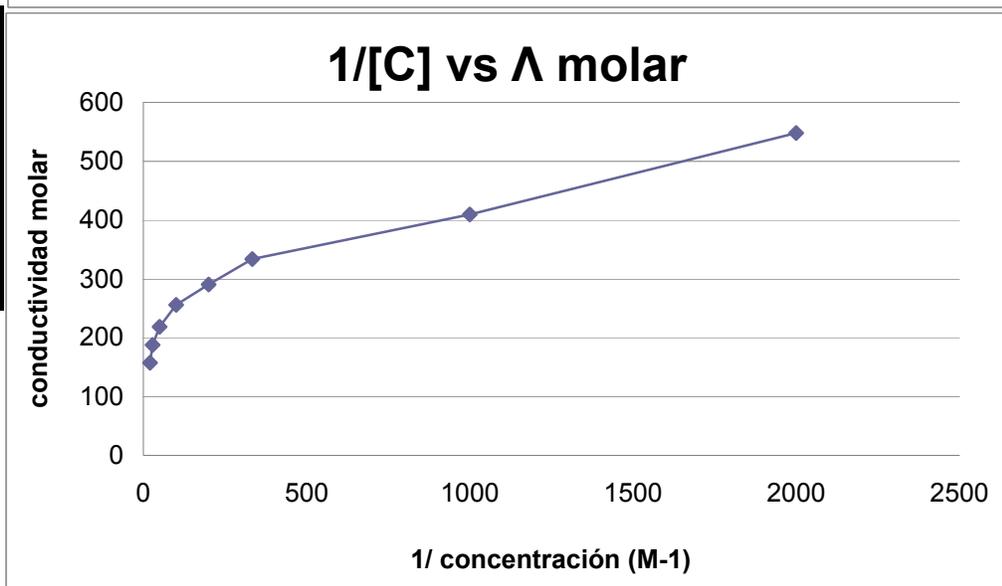
NaCl

concentracion	voltaje
0.0005	3.13
0.001	4.68
0.003	11.44
0.005	16.6
0.01	29.22
0.02	49.89
0.035	75.14
0.05	89.99

concentracion	conductividad
0.0005	0.00027396
0.001	0.00040962
0.003	0.00100129
0.005	0.00145292
0.01	0.0025575
0.02	0.00436665
0.035	0.00657667
0.05	0.00787643



1/[C]	Λ molar
2000	547.91002
1000	409.619632
333.333333	333.764145
200	290.584867
100	255.749693
50	218.332515
28.5714286	187.904879
20	157.528507



TITULACION CONDUCTIMETRICA

FECHA: 18/10/2006

UNAM FESC

MICROESCALA

Profesor(a): Gloria A. Borjon

Alumnos:

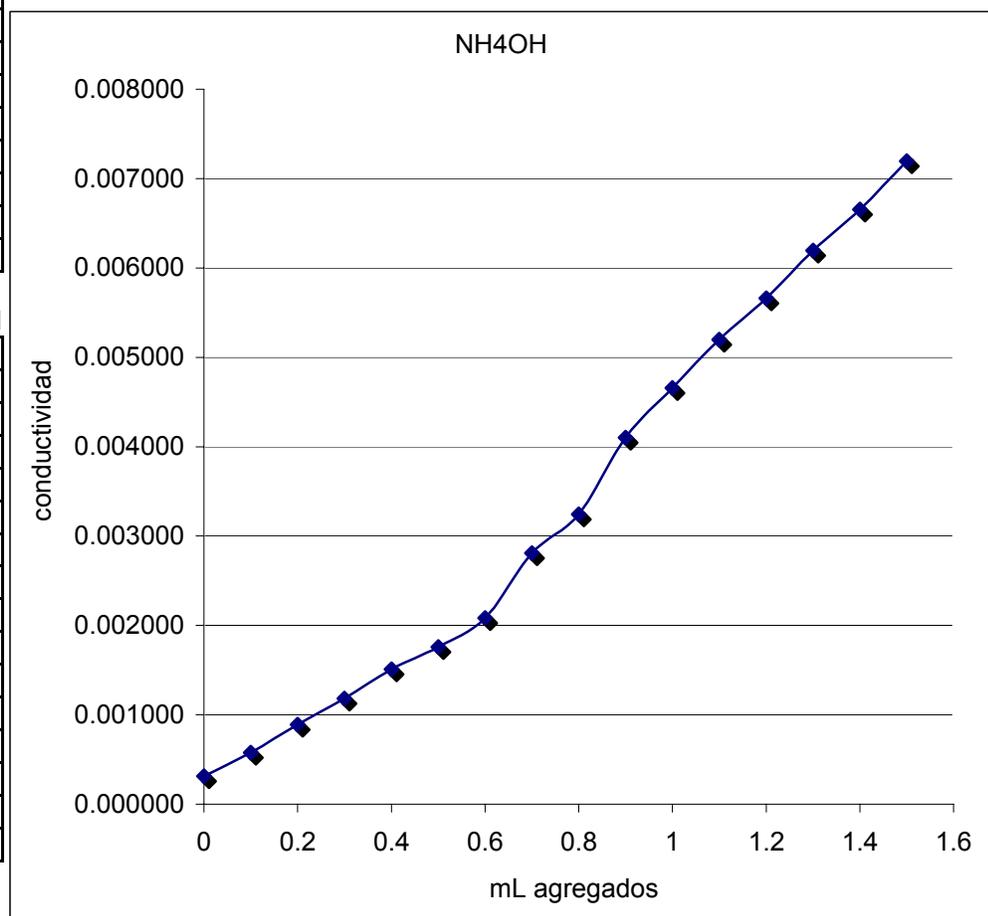
- 1 Aquino Caballero Jorge
- 2
- 3
- 4

NH4OH

ml agregados	voltaje
0	4.62
0.1	8.51
0.2	13.12
0.3	17.41
0.4	22.22
0.5	25.91
0.6	30.71
0.7	41.41
0.8	47.81
0.9	60.41
1	68.64
1.1	76.61
1.2	83.41
1.3	91.3
1.4	98.03
1.5	106.03

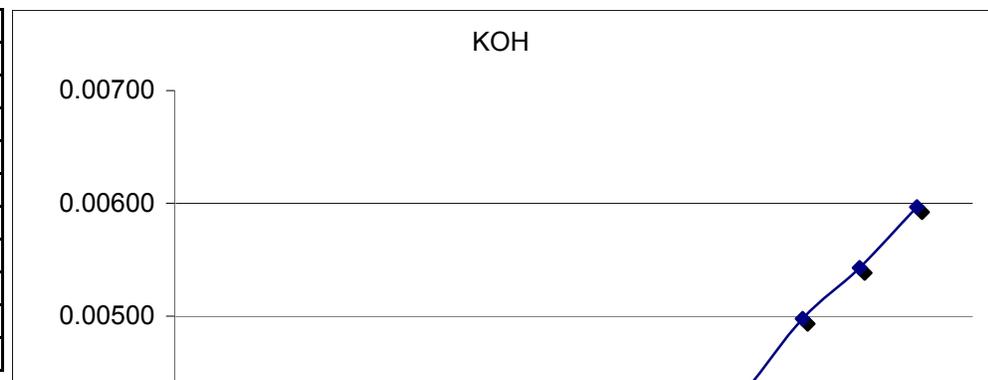
KCl macro	teorico	conductividad	0.01285
	exp		0.01284
KCl micro	200m		146.7

ml agregados	conductividad
0	0.000314
0.1	0.000578
0.2	0.000890
0.3	0.001182
0.4	0.001508
0.5	0.001758
0.6	0.002084
0.7	0.002810
0.8	0.003245
0.9	0.004100
1	0.004658
1.1	0.005199
1.2	0.005661
1.3	0.006196
1.4	0.006653
1.5	0.007196

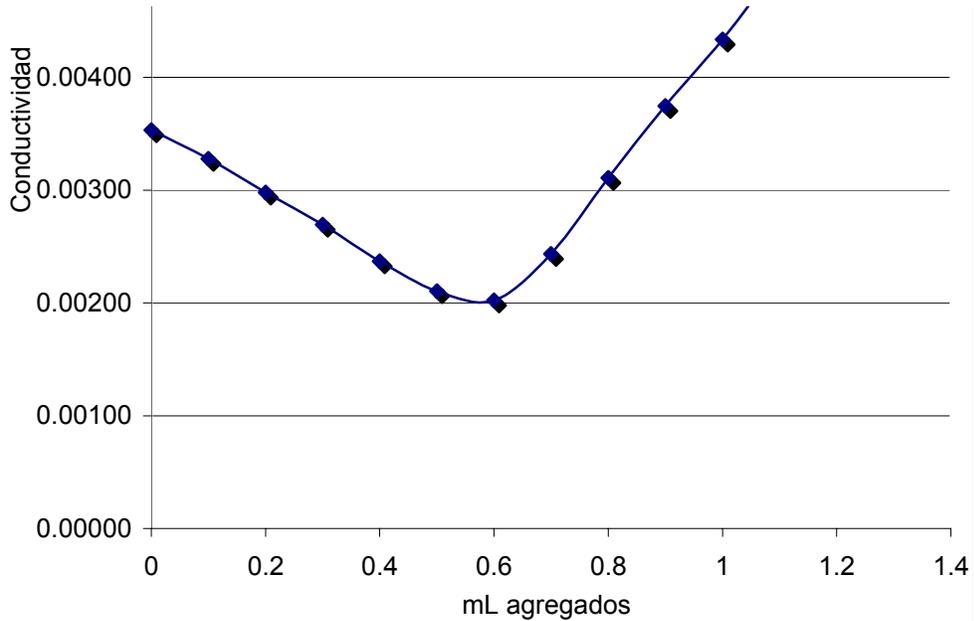


KOH

ml agregados	voltaje
0	52.04
0.1	48.31
0.2	43.92
0.3	39.72
0.4	34.91
0.5	31
0.6	29.8
0.7	35.88
0.8	45.81
0.9	55.21
1	63.89



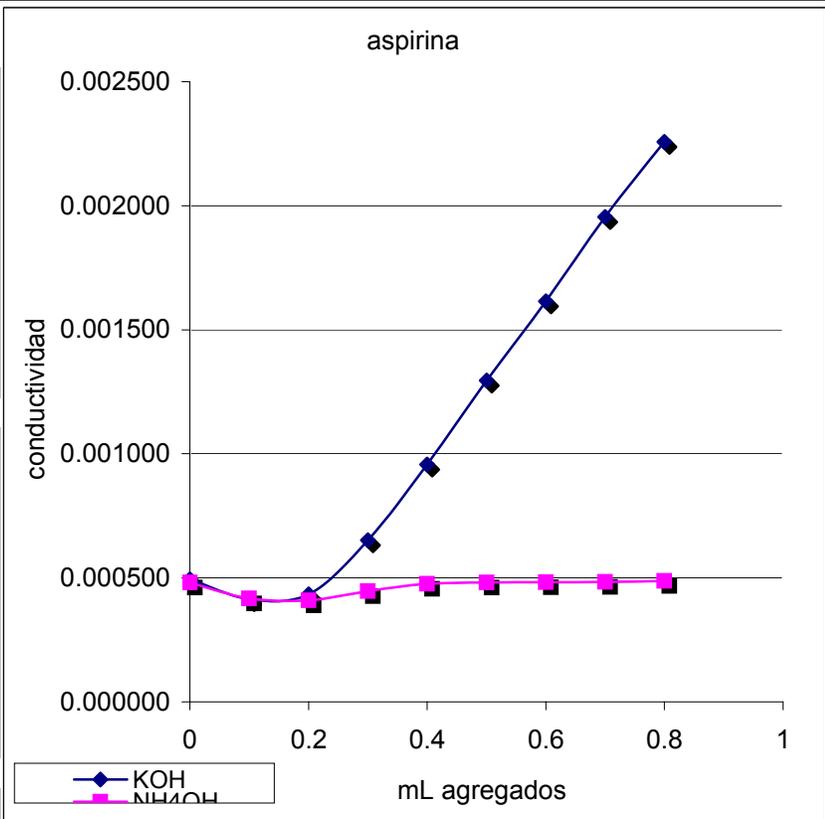
1.1	73.32
1.2	80.01
1.3	87.91
ml agregados	conductividad
0	0.00353
0.1	0.00328
0.2	0.00298
0.3	0.00270
0.4	0.00237
0.5	0.00210
0.6	0.00202
0.7	0.00243
0.8	0.00311
0.9	0.00375
1	0.00434
1.1	0.00498
1.2	0.00543
1.3	0.00597



aspirina	KOH	NH4OH
ml agregados	voltaje	voltaje
0	7.27	7.08
0.1	6.11	6.15
0.2	6.39	6.02
0.3	9.61	6.58
0.4	14.1	7.02
0.5	19.09	7.09
0.6	23.8	7.1
0.7	28.81	7.13
0.8	33.27	7.19

ml agregados	conductividad	conductividad
0	0.000493	0.000480
0.1	0.000415	0.000417
0.2	0.000434	0.000409
0.3	0.000652	0.000447
0.4	0.000957	0.000476
0.5	0.001296	0.000481
0.6	0.001615	0.000482
0.7	0.001955	0.000484
0.8	0.002258	0.000488

	KOH	NH4OH
Concentracion	0.1 M	0.1 M



CINETICA Y CONDUCTIVIDAD

FECHA: 18/10/2006

UNAM FESC

MICROESCALA

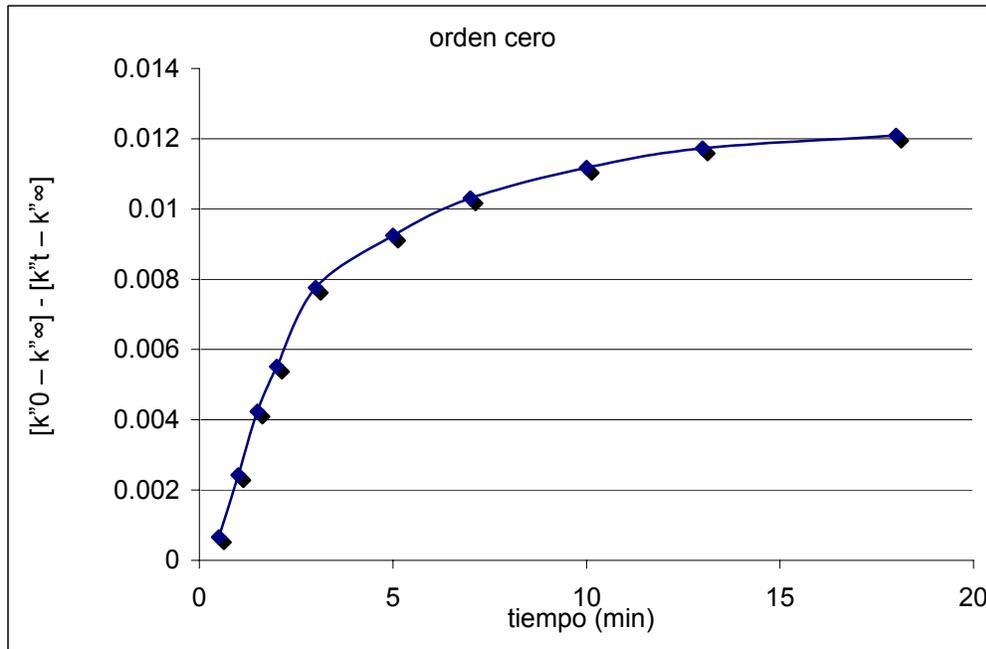
Profesor(a): Gloria A. Borjon

Alumnos:

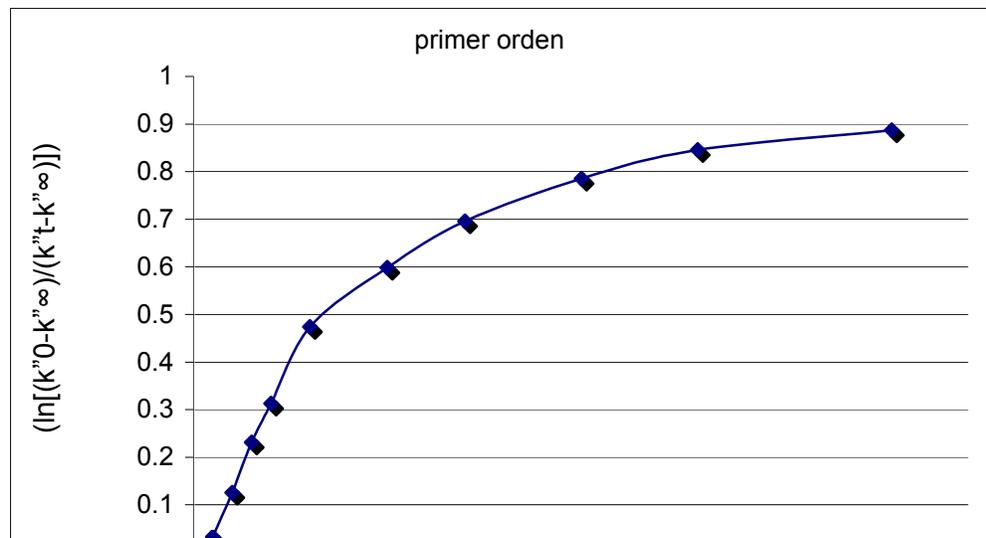
- 1 Aquino Caballero Jorge
- 2
- 3
- 4

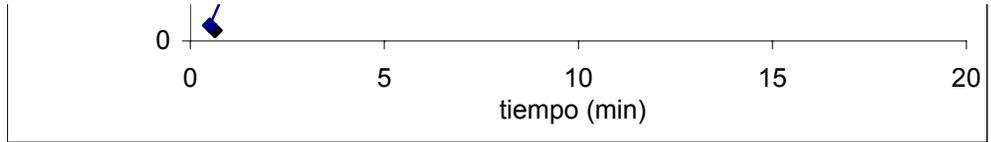
TIMEPO	voltaje	conductividad			conductividad
0.5	369	0.025042			
1	342.9	0.023271	KCl macro	teorico	0.01285
1.5	316.2	0.021459		exp	0.01284
2	297.4	0.020183			
3	264.4	0.017943	KCl micro	200m	146.7
5	242.4	0.016450			
7	226.9	0.015398			
10	214	0.014523			
13	205.9	0.013973			
18	200.6	0.013614			
INFINITO	187.8	0.012745			

TIMEPO	orden cero
0.5	0.000658
1	0.002429
1.5	0.004241
2	0.005517
3	0.007757
5	0.009250
7	0.010302
10	0.011177
13	0.011727
18	0.012086

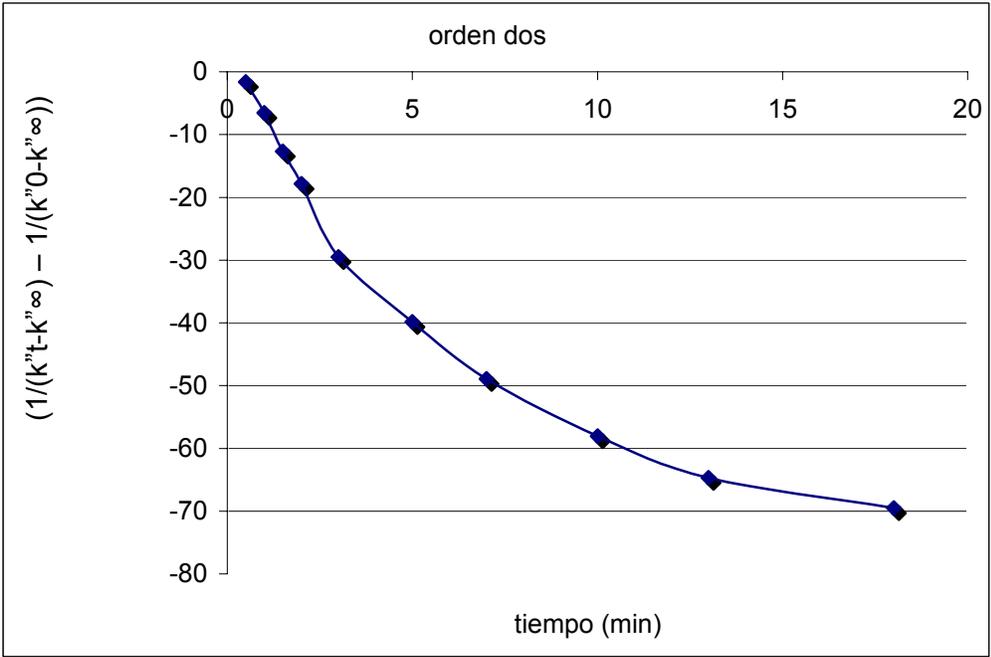


TIMEPO	orden uno
0.5	0.032543
1	0.125813
1.5	0.231180
2	0.312652
3	0.473989
5	0.598102
7	0.695828
10	0.785139
13	0.845590
18	0.887219





TIMEPO	orden dos
0.5	-1.609802
1	-6.524746
1.5	-12.657513
2	-17.862814
3	-29.510836
5	-39.841557
7	-48.927774
10	-58.045155
13	-64.694920
18	-69.513619



LEYES DE LA ELECTROLISIS

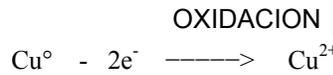
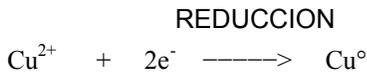
FECHA:

UNAM FESC

MACROESCALA

PROFESORA:

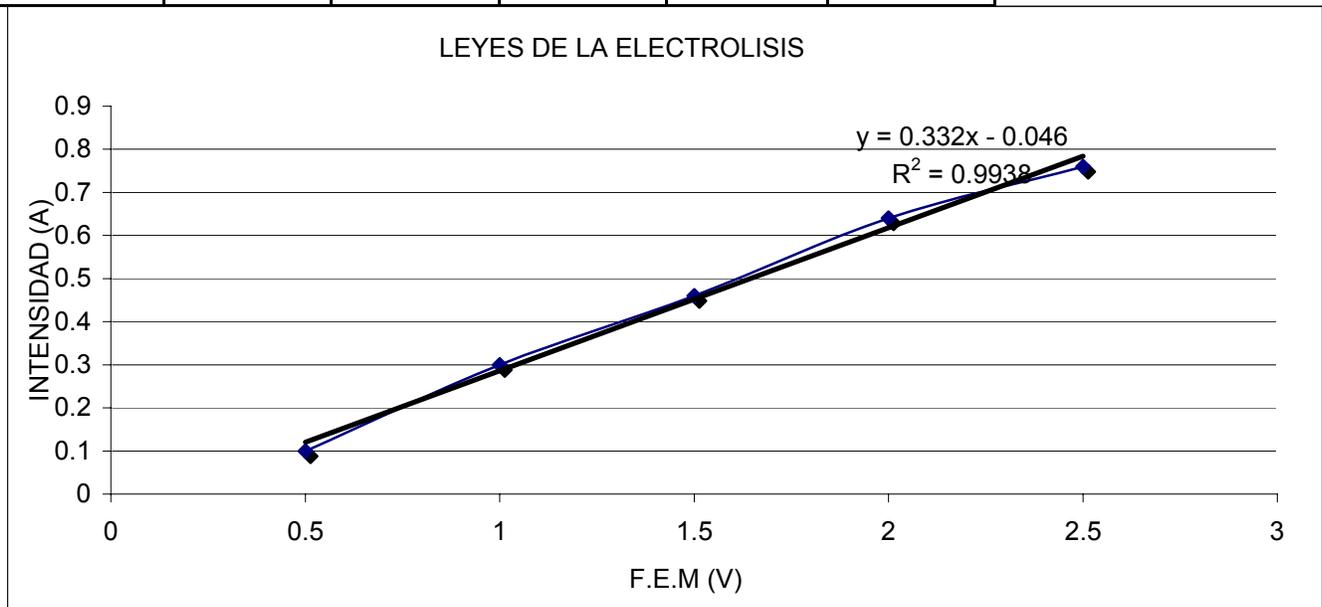
ALUMNOS:



PRIMERA PARTE

FEM = volts \longrightarrow se incrementa de 0.5 en 0.5 hasta 2.5 volts
TIEMPO = minutos

FEM (V)	INTENSIDAD (A)	PESO CATODO (g)	DIFERENCIA DE PESO EN CATODO(g)	PESO ANODO (g)	DIFERENCIA DE PESO EN ANODO(g)
0	0	8.1926	----	7.7937	----
0.5	0.1	8.1965	0.0039	7.7895	0.0042
1	0.3	8.2077	0.0112	7.7782	0.0113
1.5	0.46	8.2311	0.0234	7.7527	0.0255
2	0.64	8.263	0.0319	7.7219	0.0308
2.5	0.76	8.3004	0.0374	7.6841	0.0378



SEGUNDA PARTE

INTENSIDAD = amperes
TIEMPO = segundos
FARADAY = coulomb

P M de Cu = gramos/mol
1mol de electrones Cu = gramos/mol

PESO CATODO (g)	DIFERENCIA DE PESO CATODO(g)	PESO ANODO (g)	DIFERENCIA DE PESO ANODO(g)	Q (C).	faraday exp. (C).	% de error
8.3961	----	7.7196	----	540	96374.3676	0.116733216
8.5734	0.1773	7.5417	0.1779	# d'electrones exp.		8.97625E-22

VARIACION DE LA CONDUCTIVIDAD CON LA TEMPERATURA

FECHA : 14/09/2005 UNAM FESC

PROFESOR (A):

ALUMNOS:

macroescala GLORIA A. BORJON

1 JORGE AQUINO

NaCl = 0.1 M

2

temperatura conductividad temperatura = °C

3 -----

20 91.5 conductividad

4 -----

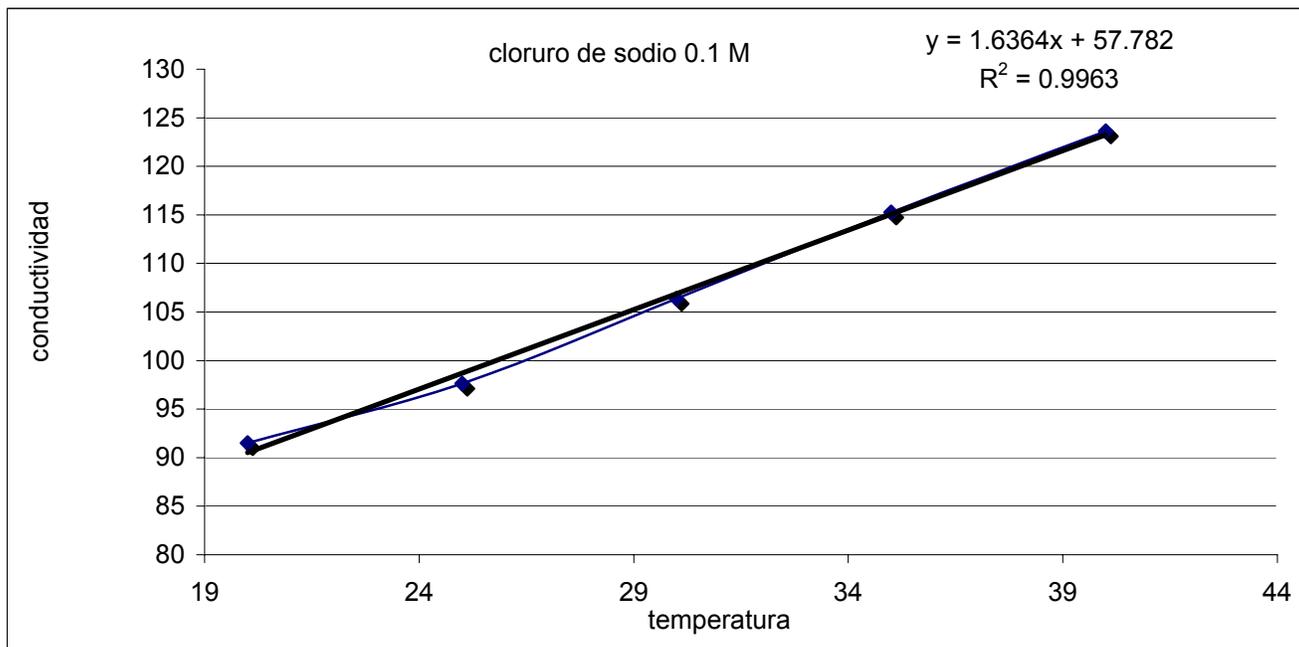
25 97.64 R1 R2 R3

RX

30 106.37 12.5 39.29 50.71 16.13324

35 115.26

40 123.6



NaCl = 0.01 M

temperatura conductividad

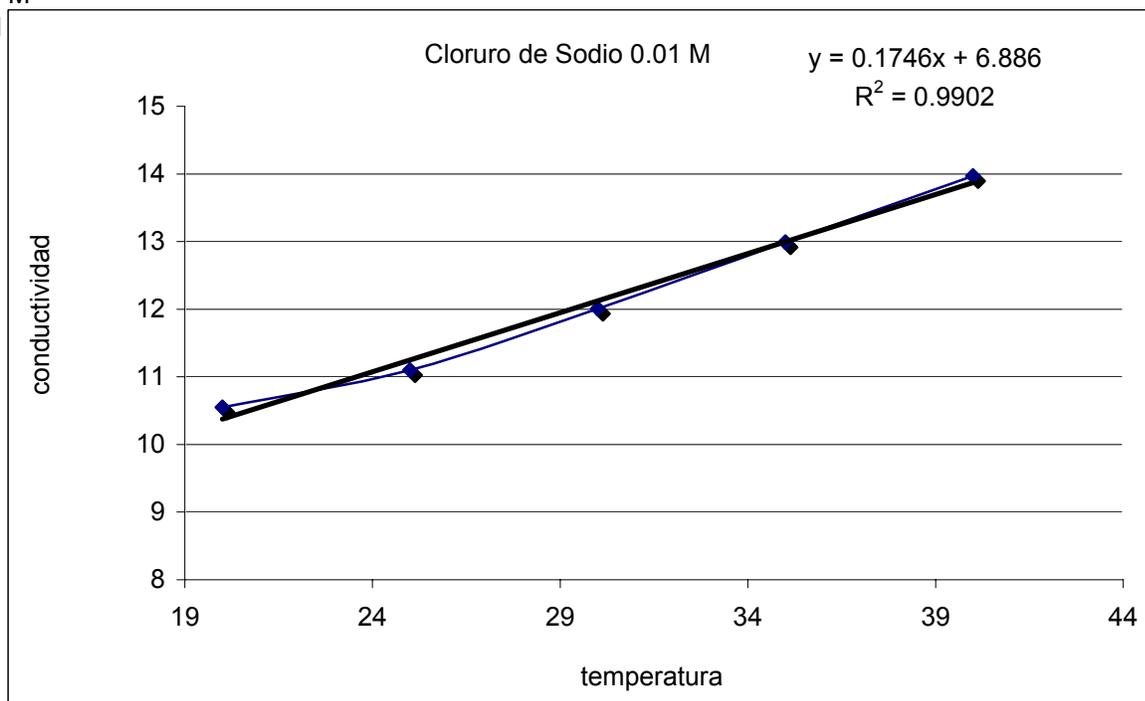
20 10.55

25 11.1

30 12.01

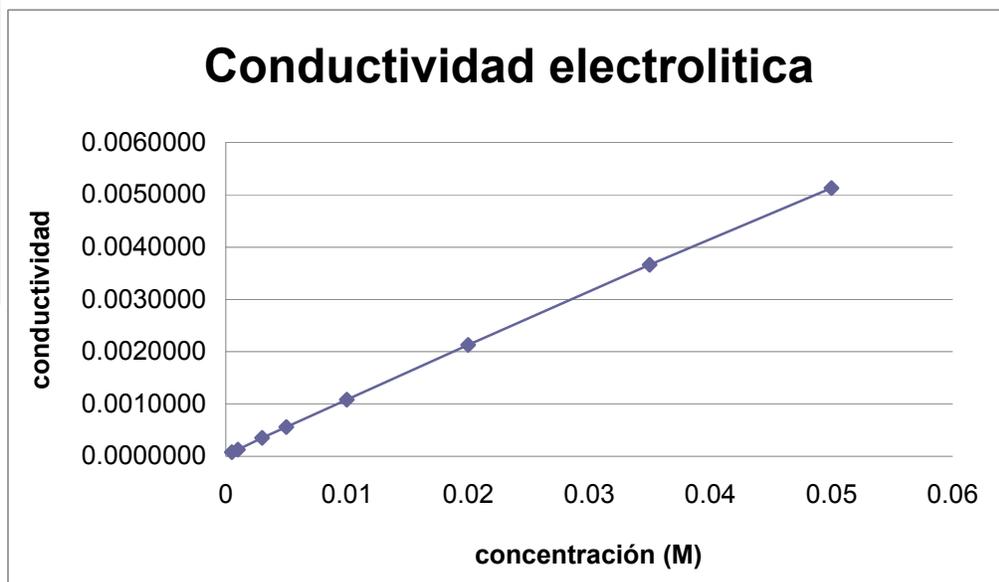
35 12.99

40 13.97

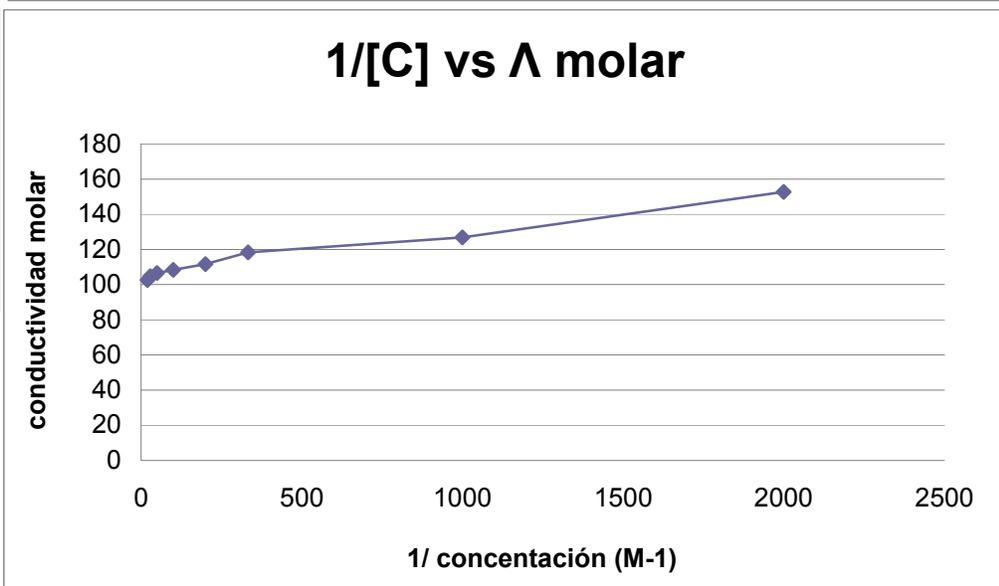


NaCl

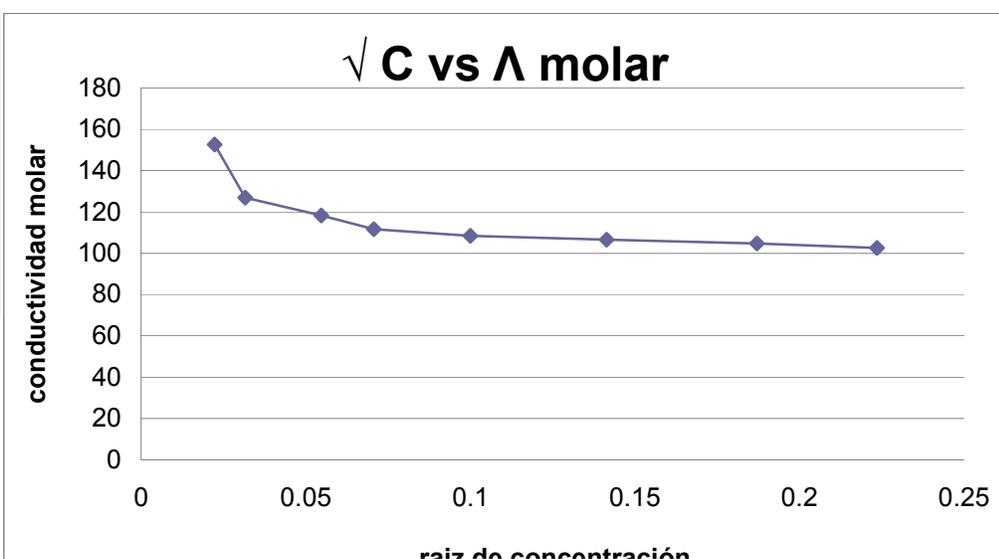
concentrac.	Conduc
0.0005	0.0000763
0.001	0.0001268
0.003	0.0003550
0.005	0.0005580
0.01	0.0010844
0.02	0.0021320
0.035	0.0036640
0.05	0.0051280



1/[C]	Λ molar
2000	152.66
1000	126.82
333.3333333	118.33
200	111.6
100	108.44
50	106.6
28.57142857	104.6857143
20	102.56

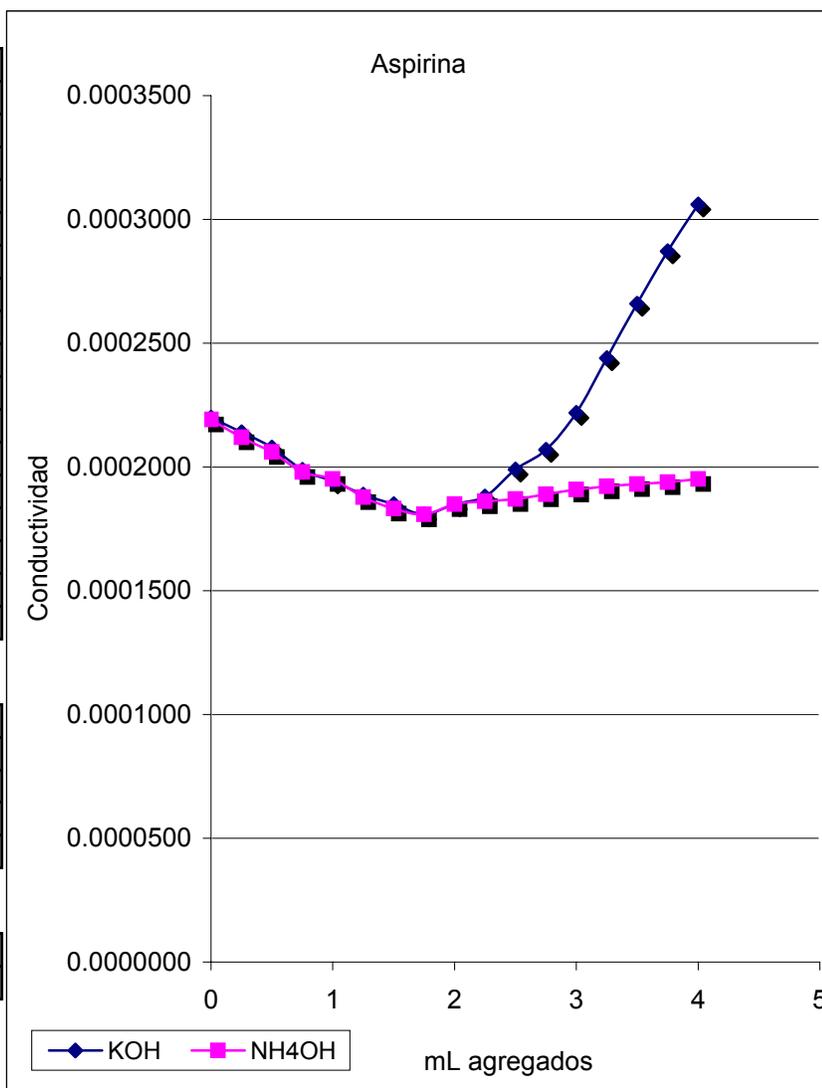


\sqrt{C}	Λ molar
0.02236068	152.66
0.031622777	126.82
0.054772256	118.33
0.070710678	111.6
0.1	108.44
0.141421356	106.6
0.187082869	104.6857143
0.223606798	102.56



aspirina	KOH	NH ₄ OH
ml agregados	conducti	conducti
0	0.0002199	0.0002191
0.25	0.0002140	0.0002119
0.5	0.0002079	0.0002060
0.75	0.0001989	0.0001979
1	0.0001942	0.0001951
1.25	0.0001888	0.0001878
1.5	0.0001850	0.0001831
1.75	0.0001809	0.0001808
2	0.0001850	0.0001850
2.25	0.0001881	0.0001861
2.5	0.0001990	0.0001870
2.75	0.0002070	0.0001889
3	0.0002219	0.0001909
3.25	0.0002440	0.0001921
3.5	0.0002660	0.0001931
3.75	0.0002871	0.0001938
4	0.0003061	0.0001951

	KOH	NH ₄ OH
Concentracion	0.1 M	0.1 M
Vol. Eq.	0.2	mL
Vol. Muestra	10	mL
Conc. Asp.	0.002	M
gr obtenidos de aspirina		
	0.1802	gr
PM de asp.	180.2	gr/mol
Vol. Total	0.5	Lt
%asp. Obt.	90.1	
Peso de pastilla		
	0.5	gr
peso de muestra		



CINETICA Y CONDUCTIVIDAD

FECHA: 18/10/2006

UNAM FESC

MACROESCALA

Profesor(a): Gloria A. Borjon

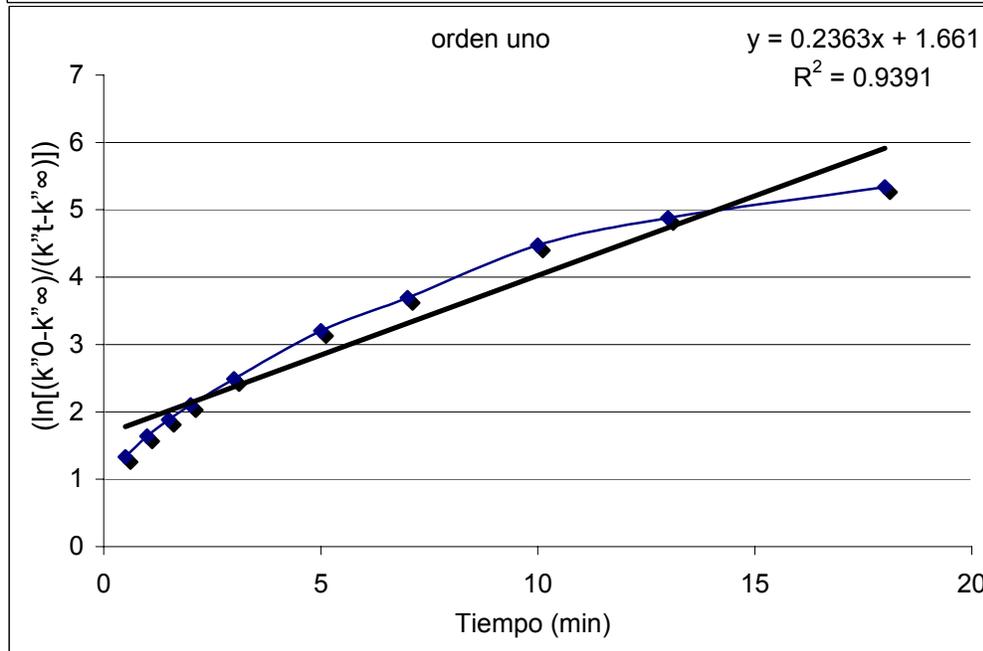
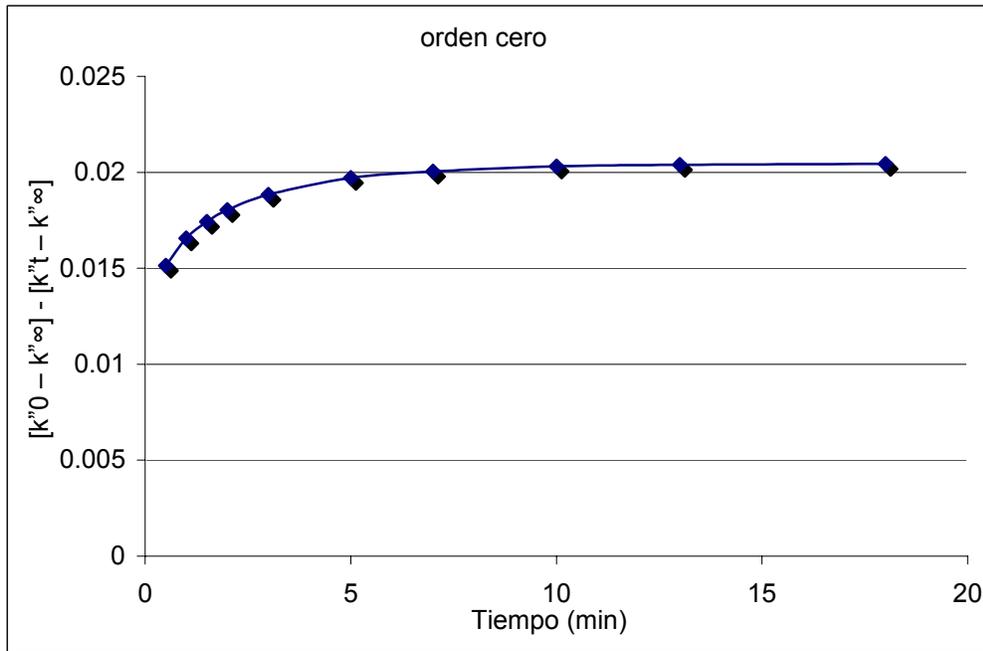
Alumnos:

- 1 Aquino Caballero Jorge
- 2
- 3
- 4

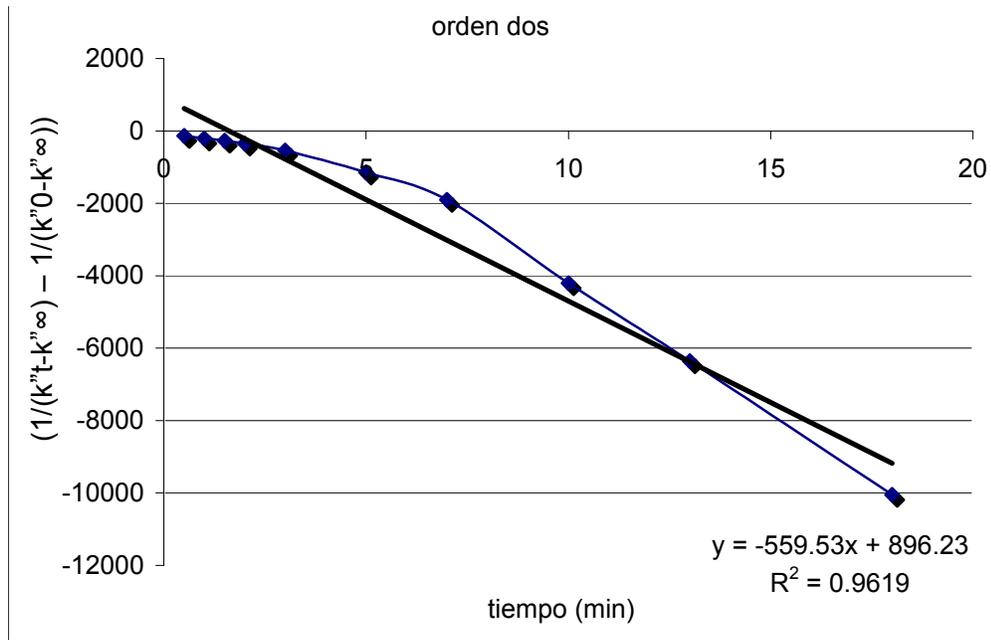
TIMEPO	conductividad
0.5	0.01057
1	0.009142
1.5	0.008277
2	0.007667
3	0.006859
5	0.005987
7	0.005664
10	0.005387
13	0.005308
18	0.005251
INFINITO	0.005152

TIMEPO	orden cero
0.5	0.01513
1	0.016558
1.5	0.017423
2	0.018033
3	0.018841
5	0.019713
7	0.020036
10	0.020313
13	0.020392
18	0.020449

TIMEPO	orden uno
0.5	1.33303687
1	1.63897238
1.5	1.88332933
2	2.10049081
3	2.48802617
5	3.20308717
7	3.69219427
10	4.47093338
13	4.88066288
18	5.33539904



orden dos



TIMEPO	orden dos
0.5	-135.903415
1	-201.96003
1.5	-271.333463
2	-348.947777
3	-537.156545
5	-1148.93825
7	-1904.45846
10	-4206.65261
13	-6361.58987
18	-10052.3436

CONCLUSIONES GENERALES.

Se cumplió con el primer objetivo que nos habíamos propuesto al inicio de este trabajo, validando la metodología del trabajo experimental en el laboratorio de fisicoquímica lo que nos permitió detectar los errores que sistemáticamente se estaban cometiendo cuando se realizaban las prácticas que el manual propone.

El siguiente objetivo fue el validar las mismas prácticas pero ahora proponiendo estas a microescala lo cual fue posible para todas las prácticas. También nos permitió entender que el trabajo a microescala, no es solo una disminución en el tamaño de la muestra, sino que implica el encontrar el material adecuado de la muestra y tomando en cuenta todos los factores que pudieran producirnos un resultado adverso.

En nuestro tercer objetivo al comparar los resultados a macroescala y microescala, se llega a la conclusión que todas las prácticas se pueden llevar a cabo a microescala.

Finalmente logramos nuestros últimos objetivos al proponer un manual para el laboratorio de fisicoquímica sobre electroquímica iónica que incluye las prácticas a microescala, pero no solo eso sino que también abrimos la posibilidad de seguir trabajando para encontrar nuevas técnicas para el trabajo a microescala. Y elaborando las hojas de cálculo para cada práctica, para que el alumno tenga un apoyo en el trabajo experimental y el profesor tenga un apoyo a la hora de evaluarlo.

Además de llevar a cabo los objetivos se logró la reducción de los costos en reactivos, en prácticas a microescala y de igual forma la contaminación y los riesgos al reducir las cantidades empleadas.

APENDICE

APENDICE 1

ANALISIS ESTADISTICO

La estadística, como ciencia, tiene por objetivo la interpretación de una agrupación de datos numéricos, extraídos de un hecho mediante el tratamiento de datos con técnicas establecidas al respecto y con el fin de obtener resultados objetivos.

La estadística estudia los métodos científicos para recoger, organizar, resumir y analizar datos, así como para sacar conclusiones válidas y tomar decisiones razonables basadas en tal análisis.

Al recoger datos relativos a las características de un grupo de individuos u objetos, sean alturas y pesos de estudiantes de una universidad o tuercas defectuosas producidas en una fábrica, suele ser imposible o nada práctico observar todo el grupo, en especial si es muy grande. En vez de examinar el grupo entero, llamado *población o universo*, se examina una pequeña parte del grupo, llamada *muestra*.

La parte de la Estadística que sólo se ocupa de describir y analizar un grupo dado, sin sacar conclusiones sobre un grupo mayor, se llama *estadística descriptiva o deductiva* [23].

Tipos de datos

Lo que estudiamos en cada individuo de la muestra son las variables (intensidad de corriente, conductividad, etc.). Los datos son los valores que toma la variable en cada caso. Lo que vamos a realizar es medir, es decir, asignar valores a las variables incluidas

en el estudio. Deberemos además concretar la escala de medida que aplicaremos a cada variable.

La naturaleza de las observaciones será de gran importancia a la hora de elegir el método estadístico más apropiado para abordar su análisis [24].

Las medidas de tendencia Central son los valores numéricos que tienden a localizar en algún sentido la parte central de un conjunto de datos. El término promedio a menudo es asociado con todas las medidas de tendencia central.

Media aritmética (\bar{x}): Se conoce más comúnmente como promedio. Se calcula sumando los valores de un conjunto de datos y dividiendo la suma entre el número total de valores. Se calcula como:

$$\bar{X} = \frac{\sum_{i=1}^n X_i}{n} \quad (1)$$

Ejemplo:

a) Un conjunto de datos consta de cinco valores: 8, 6, 7, 9, 12. Encuentre la media.

Solución:

n = número total de valores = 5

$$\bar{x} = \frac{\sum_{i=1}^n x_i}{n} = \frac{8+6+7+9+12}{5} = 8.4$$

En consecuencia la media de esta muestra es 8.4.

Mediana (\tilde{x}): Es el valor ocupado por la posición central cuando los datos se ordenan de acuerdo a su magnitud de menor a mayor. La fórmula para encontrar la distancia de la mediana es:

$$d(\tilde{x}) = \frac{n+1}{2} \quad (2)$$

Si la distancia de la mediana no diera un número entero (generalmente da entero y un decimal de .5), entonces la mediana está a la mitad de las posiciones que marque el entero y el siguiente entero. Para encontrar el número situado a la mitad de dos valores

cualesquiera, se suman los dos valores y el resultado se divide entre 2. De esta manera la mediana separa el conjunto de datos ordenados en dos subconjuntos del mismo tamaño.

Ejemplos:

a) Encontrar la mediana de los siguientes datos:

9, 5, 7, 6, 9

Solución:

P1) Se ordenan de menor a mayor:

5, 6, 7, 9, 9

P2) Se calcula la distancia de la mediana:

n = número de datos = 5

$$d(\tilde{x}) = \frac{n+1}{2} = \frac{5+1}{2} = 3$$

Lo que significa que el número que se encuentre en el lugar 3 es la mediana:

$$\tilde{x} = 7$$

Moda: Es el valor de x que ocurre más frecuentemente. Si dos o más valores de una muestra están empatados en cuanto a mayor frecuencia (número de ocurrencias), se dice que no hay moda.

Ejemplos:

a) Encontrar la moda del conjunto de datos:

3, 4, 4, 6, 6, 6, 8, 8, 12

Solución:

Moda = 6, porque el 6 es el más frecuente (3 veces).

b) Encontrar la moda del conjunto de datos:

3, 3, 3, 4, 4, 6, 6, 6, 8, 8, 12

Solución:

Tanto el 3 como el 6 aparecen un número igual de veces (3 veces) por lo que No hay Moda.

c) Encontrar la moda del conjunto de datos:

8, 40, 48, 62, 65, 65, 80, 83, 92

Solución:

Moda = 65, porque el 65 es el más frecuente (2 veces).

Las medidas de dispersión abarca la varianza y la desviación estándar. Estos valores numéricos describen el grado de dispersión o variabilidad de los datos. Los valores de estas medidas de dispersión serán mayores en cuanto los datos estén muy disgregados, y serán menores cuando los datos estén muy cercanamente agrupados.

Varianza (S^2): La varianza de la muestra, es la media de las desviaciones al cuadrado, calculada usando como divisor a n-1:

$$s^2 = \frac{\sum_{i=1}^n (x_i - \bar{x})^2}{n-1} \quad (3)$$

Ejemplos:

a) Calcular la varianza de la siguiente muestra:

5, 9, 8, 2, 5

Solución:

P1) Se calcula la media

$$\bar{x} = \frac{5+9+8+2+5}{5} = \frac{29}{5} = 5.8$$

P2) Se calcula en una tabla la desviación con respecto a la media y las desviaciones al cuadrado. Sólo para comprobar que los cálculos van bien se evalúa la suma de las desviaciones con respecto a la media, que debe dar cero.

x	$(x_i - \bar{x})$	$(x_i - \bar{x})^2$
5	-0.8	0.64
9	3.2	10.24
8	2.2	4.84
2	-3.8	14.44
5	-0.8	0.64
$\sum_{i=1}^n x_i =$ 29	$\sum_{i=1}^n (x - \bar{x}) =$ 0 comprobación	$\sum_{i=1}^n (x - \bar{x})^2 =$ 30.8

P3) Se calcula la varianza

$$s^2 = \frac{\sum_{i=1}^n (x_i - \bar{x})^2}{n-1} = \frac{30.8}{5-1} = 7.7$$

Por lo tanto la varianza $s^2 = 7.7$

Desviación estándar (s): Es la raíz cuadrada positiva de la varianza [23].

$$s = \sqrt{s^2} \quad \text{Ó} \quad S = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^n (x_i - \bar{X})^2}{n-1}} \quad (4)$$

Ejemplos:

a) Calcular la desviación estándar de la siguiente muestra:

5, 9, 8, 2, 5

Solución:

P1) La varianza ya fue calculada en la sección anterior, $s^2 = 7.7$

P2) Se calcula la desviación estándar

$$s = \sqrt{s^2} = \sqrt{7.7} = 2.77$$

En una población cuya distribución es conocida pero desconocemos algún parámetro, podemos estimar dicho parámetro a partir de una muestra representativa.

Un estimador es un valor que puede calcularse a partir de los datos muestrales y que proporciona información sobre el valor del parámetro. Por ejemplo la media muestral es un estimador de la media poblacional, la proporción observada en la muestra es un estimador de la proporción en la población.

Más útil es la estimación por intervalos en la que calculamos dos valores entre los que se encontrará el parámetro, con un nivel de confianza fijado de antemano.

1. Llamamos Intervalo de confianza al intervalo que con un cierto nivel de confianza, contiene al parámetro que se está estimando.
2. Nivel de confianza es la "probabilidad" de que el intervalo calculado contenga al verdadero valor del parámetro. Se indica por $1-\alpha$ y habitualmente se da en porcentaje $(1-\alpha)100\%$. Hablamos de nivel de confianza y no de probabilidad ya que una vez extraída la muestra, el intervalo de confianza contendrá al verdadero

valor del parámetro o no, lo que sabemos es que si repitiésemos el proceso con muchas muestras podríamos afirmar que el $(1-\alpha)\%$ de los intervalos así contruidos contendría al verdadero valor del parámetro.

En el contexto de estimar un parámetro poblacional, un intervalo de confianza es un rango de valores (calculado en una muestra) en el cual se encuentra el verdadero valor del parámetro, con una probabilidad determinada.

La probabilidad de que el verdadero valor del parámetro se encuentre en el intervalo construido se denomina nivel de confianza, y se denota $1-\alpha$. La probabilidad de equivocarnos se llama nivel de significancia y se simboliza α . Generalmente se construyen intervalos con confianza $1-\alpha=95\%$ (o significancia $\alpha=5\%$). Menos frecuentes son los intervalos con $\alpha=10\%$ o $\alpha=1\%$.

Vamos a ilustrar el procedimiento de obtención de un intervalo de confianza, considerando una población normal X con varianza desconocida, siendo el parámetro a estimar su valor medio μ . Para ello se deberá disponer de:

- Una muestra aleatoria X_1, X_2, \dots, X_n de tamaño n extraída de la población X .
- Un estimador (M) del parámetro poblacional μ , que en este caso es la media muestral pero que, debido al desconocimiento de la varianza de la población, tendremos que reemplazar este último parámetro por la varianza muestral. El estadístico que emplearemos, relacionado con el parámetro μ , será :

$$\frac{\bar{X} - \mu}{S / \sqrt{n}}, \text{ Donde } \bar{X} \text{ y } S^2 \text{ son la media y varianza muestral, respectivamente.}$$

Este estadístico sigue una distribución T de Student con $(n-1)$ grados de libertad.

El nivel de confianza $1-\alpha$, establecido a priori por el experimentador (los usuales son 0.95, 0.90 y 0.99).

Dada la distribución del estadístico y el nivel de confianza, se tiene la siguiente igualdad probabilística:

$p(-t_{\alpha/2} < \frac{\bar{X} - \mu}{S/\sqrt{n}} < t_{\alpha/2}) = 1 - \alpha$, donde $t_{\alpha/2}$ es el valor crítico de la variable T de student verificando $p(T \geq t_{\alpha/2}) = \alpha/2$ (figura 1).

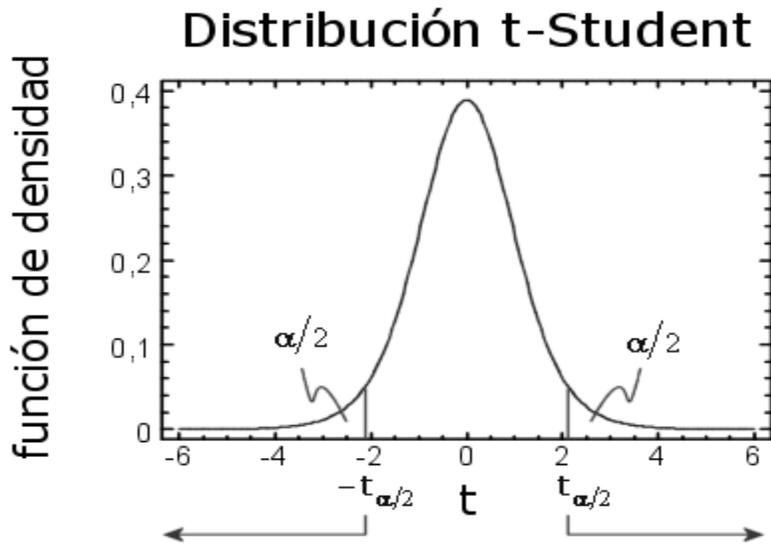


Figura 1. t-Student

La expresión anterior es equivalente a:

$$p(\bar{X} - t_{\alpha/2} \frac{S}{\sqrt{n}} < \mu < \bar{X} + t_{\alpha/2} \frac{S}{\sqrt{n}}) = 1 - \alpha$$

Que hace referencia a que con una probabilidad $1 - \alpha$ del intervalo aleatorio

$$(\bar{X} - t_{\alpha/2} \frac{S}{\sqrt{n}}, \bar{X} + t_{\alpha/2} \frac{S}{\sqrt{n}})$$

Contendrá el valor medio μ . El intervalo es aleatorio ya que sus extremos se determinan a partir de los estimadores media muestral y desviación típica muestral, tratándose de variables aleatorias. La probabilidad a que se refiere dicho intervalo aleatorio, puede interpretarse de manera informal pero quizás más clara:

"Si consideramos todas las muestras distintas de tamaño n que puedan ser extraídas de la población X , y con las observaciones de cada una construimos los correspondientes intervalos, según la estructura anterior, el $(1 - \alpha)$ de estos intervalos contendrán el parámetro μ "

Por tanto, si extraemos una muestra de tamaño n y con los datos u observaciones, x_1, x_2, \dots, x_n , calculamos los extremos del intervalo, dispondremos del concreto intervalo de confianza para el parámetro μ

$$\left(\bar{X} - t_{\alpha/2} \frac{S}{\sqrt{n}}, \bar{X} + t_{\alpha/2} \frac{S}{\sqrt{n}} \right)$$

Que, en función de la interpretación informal anterior, contendrá dicho parámetro con una confianza $(1 - \tilde{\alpha})$

Observación: el nivel de confianza establece en alguna medida la longitud del correspondiente intervalo de confianza. Aumentando el nivel de confianza (mayor certeza), aumenta la longitud (menor precisión) (figura 2) [24].

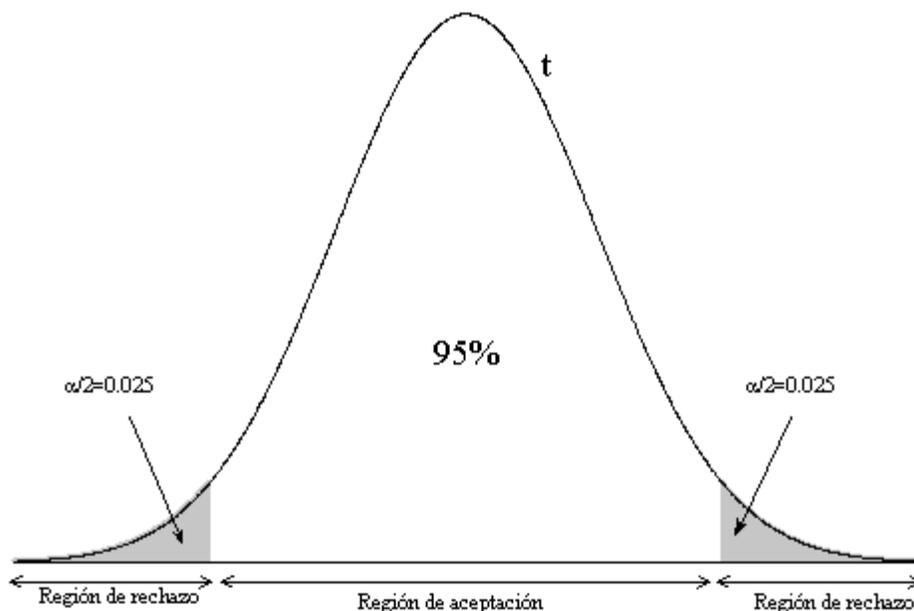
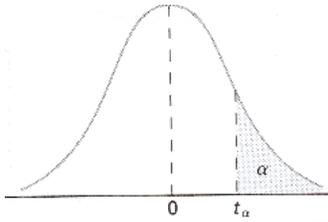


Figura 2: distribución de aceptación.

APENDICE 2



<i>v</i>	α						
	0.40	0.30	0.20	0.15	0.10	0.05	0.025
1	0.325	0.727	1.376	1.963	3.078	6.314	12.706
2	0.289	0.617	1.061	1.386	1.886	2.920	4.303
3	0.277	0.584	0.978	1.250	1.638	2.353	3.182
4	0.271	0.569	0.941	1.190	1.533	2.132	2.776
5	0.267	0.559	0.920	1.156	1.476	2.015	2.571
6	0.265	0.553	0.906	1.134	1.440	1.943	2.447
7	0.263	0.549	0.896	1.119	1.415	1.895	2.365
8	0.262	0.546	0.889	1.108	1.397	1.860	2.306
9	0.261	0.543	0.883	1.100	1.383	1.833	2.262
10	0.260	0.542	0.879	1.093	1.372	1.812	2.228
11	0.260	0.540	0.876	1.088	1.363	1.796	2.201
12	0.259	0.539	0.873	1.083	1.356	1.782	2.179
13	0.259	0.537	0.870	1.079	1.350	1.771	2.160
14	0.258	0.537	0.868	1.076	1.345	1.761	2.145
15	0.258	0.536	0.866	1.074	1.341	1.753	2.131
16	0.258	0.535	0.865	1.071	1.337	1.746	2.120
17	0.257	0.534	0.863	1.069	1.333	1.740	2.110
18	0.257	0.534	0.862	1.067	1.330	1.734	2.101
19	0.257	0.533	0.861	1.066	1.328	1.729	2.093
20	0.257	0.533	0.860	1.064	1.325	1.725	2.086
21	0.257	0.532	0.859	1.063	1.323	1.721	2.080
22	0.256	0.532	0.858	1.061	1.321	1.717	2.074
23	0.256	0.532	0.858	1.060	1.319	1.714	2.069
24	0.256	0.531	0.857	1.059	1.318	1.711	2.064
25	0.256	0.531	0.856	1.058	1.316	1.708	2.060
26	0.256	0.531	0.856	1.058	1.315	1.706	2.056
27	0.256	0.531	0.855	1.057	1.314	1.703	2.052
28	0.256	0.530	0.855	1.056	1.313	1.701	2.048
29	0.256	0.530	0.854	1.055	1.311	1.699	2.045
30	0.256	0.530	0.854	1.055	1.310	1.697	2.042
40	0.255	0.529	0.851	1.050	1.303	1.684	2.021
60	0.254	0.527	0.848	1.045	1.296	1.671	2.000
120	0.254	0.526	0.845	1.041	1.289	1.658	1.980
∞	0.253	0.524	0.842	1.036	1.282	1.645	1.960

Tabla A: Valores críticos de la distribución t.

v	α						
	0.02	0.015	0.01	0.0075	0.005	0.0025	0.0005
1	15.895	21.205	31.821	42.434	63.657	127.322	636.590
2	4.849	5.643	6.965	8.073	9.925	14.089	31.598
3	3.482	3.896	4.541	5.047	5.841	7.453	12.924
4	2.999	3.298	3.747	4.088	4.604	5.598	8.610
5	2.757	3.003	3.365	3.634	4.032	4.773	6.869
6	2.612	2.829	3.143	3.372	3.707	4.317	5.959
7	2.517	2.715	2.998	3.203	3.499	4.029	5.408
8	2.449	2.634	2.896	3.085	3.355	3.833	5.041
9	2.398	2.574	2.821	2.998	3.250	3.690	4.781
10	2.359	2.527	2.764	2.932	3.169	3.581	4.587
11	2.328	2.491	2.718	2.879	3.106	3.497	4.437
12	2.303	2.461	2.681	2.836	3.055	3.428	4.318
13	2.282	2.436	2.650	2.801	3.012	3.372	4.221
14	2.264	2.415	2.624	2.771	2.977	3.326	4.140
15	2.249	2.397	2.602	2.746	2.947	3.286	4.073
16	2.235	2.382	2.583	2.724	2.921	3.252	4.015
17	2.224	2.368	2.567	2.706	2.898	3.222	3.965
18	2.214	2.356	2.552	2.689	2.878	3.197	3.922
19	2.205	2.346	2.539	2.674	2.861	3.174	3.883
20	2.197	2.336	2.528	2.661	2.845	3.153	3.849
21	2.189	2.328	2.518	2.649	2.831	3.135	3.819
22	2.183	2.320	2.508	2.639	2.819	3.119	3.792
23	2.177	2.313	2.500	2.629	2.807	3.104	3.768
24	2.172	2.307	2.492	2.620	2.797	3.091	3.745
25	2.167	2.301	2.485	2.612	2.787	3.078	3.725
26	2.162	2.296	2.479	2.605	2.779	3.067	3.707
27	2.158	2.291	2.473	2.598	2.771	3.057	3.690
28	2.154	2.286	2.467	2.592	2.763	3.047	3.674
29	2.150	2.282	2.462	2.586	2.756	3.038	3.659
30	2.147	2.278	2.457	2.581	2.750	3.030	3.646
40	2.125	2.250	2.423	2.542	2.704	2.971	3.551
60	2.099	2.223	2.390	2.504	2.660	2.915	3.460
120	2.076	2.196	2.358	2.468	2.617	2.860	3.373
∞	2.054	2.170	2.326	2.432	2.576	2.807	3.291

Tabla A: (continuación) Valores críticos de la distribución t.

FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLAN

SECCIÓN DE FISICOQUIMICA

PRACTICA No. 1

“LEYES DE LA ELECTROLISIS”

MACROESCALA

OBJETIVOS.

- * Comprobar el fenómeno de transporte iónico.
- * Demostrar las leyes de Faraday.
- * Obtener experimentalmente el valor del Faraday.

CUESTIONARIO PREVIO.

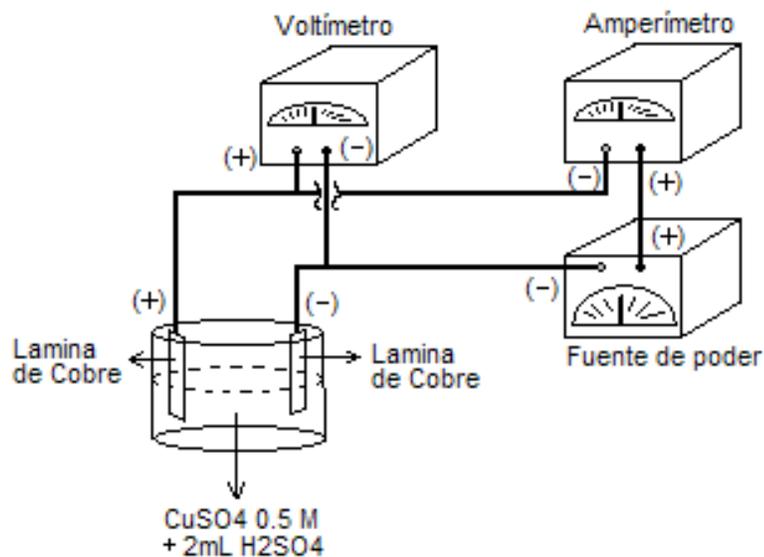
1. ¿Qué objeto tiene en la práctica el uso de los siguientes instrumentos: amperímetro, voltímetro y fuente de poder?
2. ¿En qué posición deberán colocarse el amperímetro y el voltímetro para hacer las determinaciones adecuadas en el circuito?
3. Electroquímicamente, qué nombre recibe cada electrodo y qué reacción ocurre en cada uno de ellos.
4. ¿Cómo se espera que sea la variación de la intensidad de corriente al aumentar el voltaje? Explicar si este comportamiento tiene relación con la ley de Ohm o con el fenómeno de migración iónica.

MATERIAL	EQUIPO	REACTIVOS
2 Láminas de Cobre (10 x 2 cm)	1 Fuente de Poder	Etanol 5 mL
2 Vaso de pp de 100 mL	1 Voltímetro (0-3 V)	CuSO ₄ 0.5 M 100 mL
1 Matraz Aforado de 100 mL	1 Amperímetro (0-5 A)	H ₂ SO ₄ concentrado, 2 mL
1 pipeta graduada de 5 mL	1 Cronómetro	
1 Soporte de Plástico para las placas	1 Estufa (por grupo)	
1 par de caimanes		
Alambre para conexión		
Lija de agua		

METODOLOGIA.

Primer parte.

Arme el siguiente dispositivo.



1. Lijar los electrodos de cobre perfectamente, enjuagarlos con alcohol para evitar la formación de CuO .
2. Introducir los electrodos en la solución de CuSO_4 acidulada con 2 ml de H_2SO_4 concentrado, según se muestra en el esquema.

3. fijar el voltaje a 0.5 V durante 3 min. y leer la intensidad correspondiente. Sacar con cuidado los electrodos, secar en la estufa y pesarlos.
4. Repetir del punto 3 aumentando el voltaje de 0.5 en 0.5 V y pesando sólo el ánodo.

Segunda parte:

1. Lijar nuevamente los electrodos y limpiarlos en alcohol etílico y pesarlos, sumergirlos en la solución ácida de CuSO_4 , fijar ahora la intensidad a 0.6 A ajustando el voltaje convenientemente. Dejar conectado el sistema durante 15 minutos.
2. Retirar con cuidado las placas de la solución, secar en la estufa, pesar cuando estén fríos.
3. anotar todos estos datos para realizar los cálculos requeridos en el cuestionario experimental.

NOTAS:

- * Evitar que los caimanes que sostienen las placas hagan contacto con la solución.
- * Hacer las mediciones de tiempo con el cronometro.
- * Pesar las placas secas y frías lo más exactamente posibles.

CUESTIONARIO EXPERIMENTAL.

1. Llenar la siguiente tabla con los resultados experimentales.

Voltaje (V)	Intensidad (A)	Peso del ánodo (g)	Diferencia (g)	Peso del cátodo (g)	Diferencia (g)
0.5					
1.0					
1.5					
2.0					
2.5					
3.0					

2. hacer una grafica de intensidad de corriente contra voltaje.
3. ¿Existe alguna relación entre la corriente que fluye en el circuito y la pérdida de masa del ánodo?
4. Para una intensidad de 0.6 A, y un tiempo de 15 min, Calcular:
 - a. El número de electrones y carga eléctrica que circuló.
 - b. Determinar experimentalmente la pérdida de masa del electrodo positivo.
 - c. Comparar los resultados de las preguntas **a** y **b** y concluir.
5. Calcular a partir de los datos experimentales el valor de la constante de Faraday y el porcentaje de error respecto al valor reportado en la literatura.
6. Investigar cual es el contenido de la segunda ley de Faraday y decir en términos de esta ley cuál debe ser el aumento de masa en el cátodo.
7. Reportar qué tipo de reacción se lleva a cabo en dicho electrodo.
8. A partir del peso de la placa negativa y decir si se cumple la segunda ley de Faraday.
9. ¿Cuáles son sus conclusiones y comentarios personales?

BIBLIOGRAFÍA.

1. Maron, S. H. Prutton, C. F., Fundamentos de fisicoquímica. Editorial Limusa. México.
2. Leidler K. James. Fisicoquímica. Editorial Cecs. México 1997.
3. Leonard Sauders. Fisicoquímica para estudiantes de biología, farmacia y medicina. Editorial el manual moderno S. A. Mexico D.F. 1990

FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLAN
SECCIÓN DE FISICOQUIMICA
PRACTICA No. 1

“LEYES DE LA ELECTROLISIS”
MICROESCALA

OBJETIVOS.

- * Comprobar el fenómeno de transporte iónico.
- * Demostrar las leyes de Faraday.
- * Obtener experimentalmente el valor del Faraday.

CUESTIONARIO PREVIO.

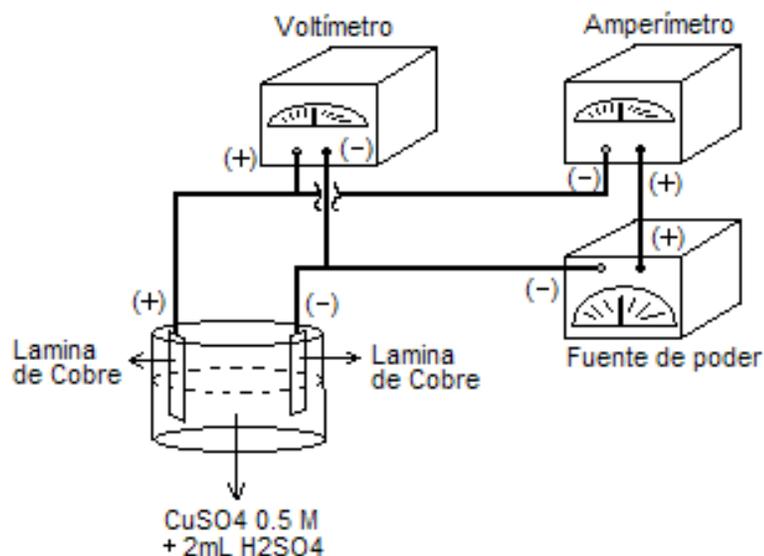
1. ¿Qué objeto tiene en la práctica el uso de los siguientes instrumentos: amperímetro, voltímetro y fuente de poder?
2. ¿En qué posición deberán colocarse el amperímetro y el voltímetro para hacer las determinaciones adecuadas en el circuito?
3. Electroquímicamente, qué nombre recibe cada electrodo y qué reacción ocurre en cada uno de ellos.
4. ¿Cómo se espera que sea la variación de la intensidad de corriente al aumentar el voltaje? Explicar si este comportamiento tiene relación con la ley de Ohm o con el fenómeno de migración iónica.

MATERIAL	EQUIPO	REACTIVOS
2 Láminas de Cobre (5 x 2 cm)	1 Fuente de Poder	Etanol 3 mL
2 Vaso de pp de 10 mL	1 Voltímetro (0-3 V)	CuSO ₄ 0.5 M 10 mL
1 Matraz Aforado de 10 mL	1 Amperímetro (0-5 A)	H ₂ SO ₄ concentrado, 1 mL
1 pipeta graduada de 5 mL	1 Cronometro	
1 Soporte de Plástico para las placas	1 Estufa (por grupo)	
1 par de caimanes		
Alambre para conexión		
Lija de agua		

METODOLOGIA.

Primer parte.

1. Arme el siguiente dispositivo.



2. Lijar los electrodos de cobre perfectamente, enjuagarlos con alcohol para evitar la formación de CuO.
3. Introducir los electrodos en la solución de CuSO₄ acidulada con 1 ml de H₂SO₄ concentrado, según se muestra en el esquema.

4. fijar el voltaje a 0.5 V durante 3 min. y leer la intensidad correspondiente. Sacar con cuidado los electrodos, secar en la estufa y pesarlos.
5. Repetir del punto 3 aumentando el voltaje de 0.5 en 0.5 V y pesando sólo el ánodo.

Segunda parte:

6. Lijar nuevamente los electrodos y limpiarlos en alcohol etílico y pesarlos, sumergirlos en la solución ácida de CuSO_4 , fijar ahora la intensidad a 0.6 A ajustando el voltaje convenientemente. Dejar conectado el sistema durante 15 minutos.
7. Retirar con cuidado las placas de la solución, secar en la estufa, pesar cuando estén fríos.
8. anotar todos estos datos para realizar los cálculos requeridos en el cuestionario experimental.

NOTAS:

- * Evitar que los caimanes que sostienen las placas hagan contacto con la solución.
- * Hacer las mediciones de tiempo con el cronometro.
- * Pesar las placas secas y frías lo más exactamente posibles.

CUESTIONARIO EXPERIMENTAL.

1. Llenar la siguiente tabla con los resultados experimentales.

Voltaje (V)	Intensidad (A)	Peso del ánodo (g)	Diferencia (g)	Peso del cátodo (g)	Diferencia (g)
0.5					
1.0					
1.5					
2.0					
2.5					
3.0					

- hacer una grafica de intensidad de corriente contra voltaje.
- ¿Existe alguna relación entre la corriente que fluye en el circuito y la pérdida de masa del ánodo?
- Para una intensidad de 0.6 A, y un tiempo de 15 min, Calcular:
 - El número de electrones y carga eléctrica que circuló.
 - Determinar experimentalmente la pérdida de masa del electrodo positivo.
 - Comparar los resultados de las preguntas **a** y **b** y concluir.
- Calcular a partir de los datos experimentales el valor de la constante de Faraday y el porcentaje de error respecto al valor reportado en la literatura.
- Investigar cual es el contenido de la segunda ley de Faraday y decir en términos de esta ley cuál debe ser el aumento de masa en el cátodo.
- Reportar qué tipo de reacción se lleva a cabo en dicho electrodo.
- A partir del peso de la placa negativa y decir si se cumple la segunda ley de Faraday.

9. ¿Cuáles son sus conclusiones y comentarios personales?

BIBLIOGRAFÍA.

1. Maron, S. H. Prutton, C. F., Fundamentos de fisicoquímica. Editorial Limusa. México.
2. Leidler K. James. Fisicoquímica. Editorial Cecsca. México 1997.
3. Leonard Sauders. Fisicoquímica para estudiantes de biología, farmacia y medicina. Editorial el manual moderno S. A. Mexico D.F. 1990

FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLAN

SECCIÓN DE FISICOQUIMICA

PRACTICA No. 2

“VARIACION DE LA CONDUCTIVIDAD CON LA TEMPERATURA”

MACROESCALA

OBJETIVOS.

- Construir un circuito tipo puente de Wheatstone para determinar el valor de diferentes resistencias eléctricas de conductores electrónicos.
- Comprender el principio de funcionamiento del conductímetro.
- Determinar la variación de la conductividad de algunas soluciones electrolíticas con la temperatura.

CUESTIONARIO EXPERIMENTAL.

1. En función de los transportadores de carga ¿qué tipos de conductores existen? Mencionar tres características que los diferencien
2. ¿Qué diferencia hay entre un amperímetro y un galvanómetro?
3. ¿Qué es un puente de Wheatstone y para qué se utiliza?
4. A partir del diagrama del circuito eléctrico del puente de Wheatstone ¿Cómo se calcula la resistencia desconocida?
5. ¿Qué modificaciones se le hacen al puente de Wheatstone para utilizarlo en soluciones electrolíticas?

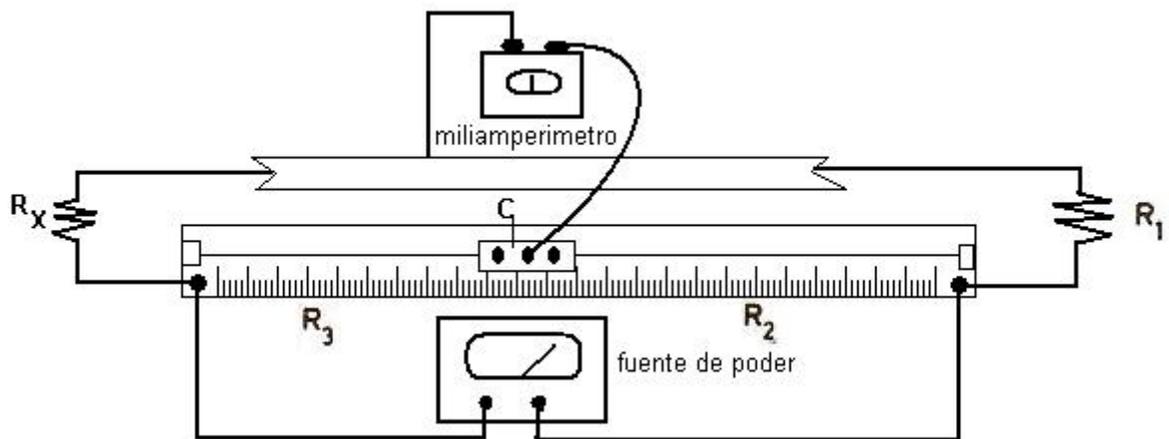
6. Definir conductancia específica. ¿A qué se le llama la constante de la celda de conductividad?

7. Investigar como es la variación de la conductividad con la temperatura en conductores electrónicos y en conductores electrolíticos, explicar las diferencias.

MATERIAL	EQUIPO	REACTIVOS
1 soporte universal con pinzas	1 regla potenciométrica	Solución acuosa de NaCl
1 regla potenciométrica con corredera	1 conductímetro	0.1 M 100 mL
2 alambres de Platino de 4 cm c/u.	1 fuente de poder	0.01 M 100 mL
2 vasos de precipitado de 100 mL	3 resistencias eléctricas (una de valor conocida y 2 de valor desconocido)	
2 caimanes	1 miliamperímetro o galvanómetro.	
1 matraz aforado de 100 ml	1 parrilla	
1 termómetro		
1 piseta con agua destilada		
1 matraz aforado de 100 mL		
alambre para conexiones		

METODOLOGIA.

1. Armar el siguiente dispositivo:



Dispositivo a armar.

C : corredera, R.P. : regla potenciométrica, R_1 : resistencia de valor conocido, R_2 y R_3 : resistencia para equilibrar el paso de corriente, R_x : resistencia eléctrica desconocida.

2. Aplique un potencial de 2 V y busque el punto de equilibrio entre las resistencias deslizando la corredera sobre el alambre de la regla. Comenzar con la escala mayor del miliamperímetro y afinar con las siguientes escalas hasta que marque 0 el detector de punto nulo.
3. Sustituya la resistencia desconocida por la solución electrolítica usando como electrodos los alambres de platino.
4. Determinar la conductividad de las soluciones de NaCl a diferentes temperaturas con el conductímetro. Teniendo como límite máximo 50 °C.

NOTAS:

- ❖ No aumentar mucho el voltaje porque el alambre se calienta y se dilata provocando la obtención de datos erróneos.
- ❖ Sumergir totalmente la celda dentro de la solución y cuidar que no queden burbujas de aire en la superficie de los electrodos.
- ❖ Los datos de conductividad medidos hasta 40 °C, mas arriba de esta temperatura cercana a la de ebullición de la solución carecen de validez.

CUESTIONARIO EXPERIMENTAL.

1. Deducir a partir de la ley de Ohm, la relación que existe entre las diferentes resistencias del circuito del puente de Wheatstone.
2. Demostrar la relación $l_1/l_2=R_1/R_2$ para el alambre de la regla potenciométrica, l_1 y l_2 son longitudes determinadas por la posición de la corredera.
3. Calcular los valores de las reacciones desconocidas. Reporte sus observaciones.
4. Llenar la siguiente tabla con los resultados experimentales.

Concentración (M)	Temperatura (°C)	Conductividad (Mhos)

5. Graficar la conductividad de las soluciones contra la temperatura.
6. Discutir la relación entre la concentración y temperatura para el caso de conductores electrolíticos.
7. Concluir e incluir comentarios adicionales si los hubiera.

BIBLIOGRAFIA.

1. Iran N. Levine. Fisicoquímica. 4^{TA} Edición, Vol. 2. MacGrawHill 2004.
2. Duncan A. Mac. Innes. The principles of Electrochemistry, Dover Publications, Inc. New York 1961.
3. Robins, J., Iones en solución: Introducción a la electroquímica, México D.F. El manual moderno, 1978.

FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLAN
SECCIÓN DE FISICOQUIMICA
PRACTICA No. 2

“VARIACION DE LA CONDUCTIVIDAD CON LA TEMPERATURA”
MICROESCALA

OBJETIVOS.

- Construir un circuito tipo puente de Wheatstone para determinar el valor de diferentes resistencias eléctricas de conductores electrónicos.
- Comprender el principio de funcionamiento del conductímetro.
- Determinar la variación de la conductividad de algunas soluciones electrolíticas con la temperatura.

CUESTIONARIO EXPERIMENTAL.

1. En función de los transportadores de carga ¿qué tipos de conductores existen? Mencionar tres características que los diferencien
2. ¿Qué diferencia hay entre un amperímetro y un galvanómetro?
3. ¿Qué es un puente de Wheatstone y para qué se utiliza?
4. A partir del diagrama del circuito eléctrico del puente de Wheatstone ¿Cómo se calcula la resistencia desconocida?
5. ¿Qué modificaciones se le hacen al puente de Wheatstone para utilizarlo en soluciones electrolíticas?

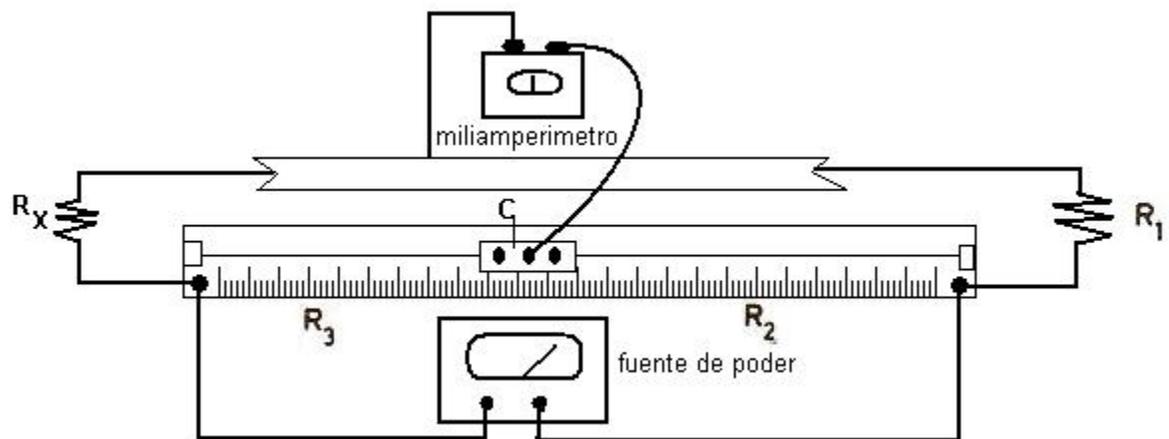
6. Definir conductancia específica. ¿A qué se le llama la constante de la celda de conductividad?

7. Investigar como es la variación de la conductividad con la temperatura en conductores electrónicos y en conductores electrolíticos, explicar las diferencias.

MATERIAL	EQUIPO	REACTIVOS
1 regla potenciométrica con corredera	1 fuente de poder	Solución
2 alambres de Platino de 4 cm. c/u.	3 resistencias eléctricas	acuosa de
1 vaso de precipitado de 100 mL	(una de valor conocida y 2	NaCl
1 vaso de precipitado de 10 mL	de valor desconocido)	0.1 M 10 mL
1 matraz aforado de 10 mL	1 miliamperímetro	0.01 M 10 mL
4 caimanes	1 parrilla	
1 termómetro	1 micro agitador	
1 piseta con agua destilada	1 multímetro digital	
alambre para conexiones	1 interfase	
1 micro mosca	2 electrodos de carbono	
1 celda (vaso de 10 mL con perforaciones)		

METODOLOGIA.

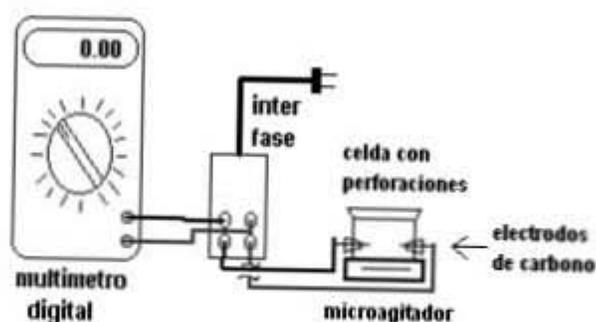
1. Armar el siguiente dispositivo:



Dispositivo a armar.

C : corredera, R.P. : regla potenciométrica, R_1 : resistencia de valor conocido, R_2 y R_3 : resistencia para equilibrar el paso de corriente, R_x : resistencia eléctrica desconocida.

2. Aplique un potencial de 2 V y busque el punto de equilibrio entre las resistencias deslizando la corredera sobre el alambre de la regla. Comenzar con la escala mayor del miliamperímetro y afinar con las siguientes escalas hasta que marque 0 el detector de punto nulo.
3. Sustituya la resistencia desconocida por la solución electrolítica usando como electrodos los alambres de platino.
4. Arme el siguiente dispositivo.



5. En la celda se coloca la solución cuya conductividad se desea determinar, colocando el multímetro en el cuadrante de voltaje, anotar el valor obtenido. Para aumentar la temperatura vaciar la solución a un vaso de precipitado de vidrio de 10 mL y colocarlo en baño maría para poder tener la temperatura deseada. Teniendo como limite máximo 50 °C.

NOTAS:

- ❖ No aumentar mucho el voltaje porque el alambre se calienta y se dilata provocando la obtención de datos erróneos.
- ❖ Sumergir totalmente la celda dentro de la solución y cuidar que no queden burbujas de aire en la superficie de los electrodos.
- ❖ Los datos de conductividad medidos hasta 40 °C, mas arriba de esta temperatura cercana a la de ebullición de la solución carecen de validez.

CUESTIONARIO EXPERIMENTAL.

1. Deducir a partir de la ley de Ohm, la relación que existe entre las diferentes resistencias del circuito del puente de Wheatstone.
2. Demostrar la relación $l_1/l_2=R_1/R_2$ para el alambre de la regla potenciométrica, l_1 y l_2 son longitudes determinadas por la posición de la corredera.
3. Calcular los valores de las reacciones desconocidas. Reporte sus observaciones.
4. Llenar la siguiente tabla con los resultados experimentales.

Concentración (M)	Temperatura (°C)	Conductividad (Mhos)

5. Graficar la conductividad de las soluciones contra la temperatura.
6. Discutir la relación entre la concentración y temperatura para el caso de conductores electrolíticos.
7. Concluir e incluir comentarios adicionales si los hubiera.

BIBLIOGRAFIA.

1. Iran N. Levine. Fisicoquímica. 4^{TA} Edición, Vol. 2. MacGrawHill 2004.
2. Duncan A. Mac. Innes. The principles of Electrochemistry, Dover Publications, Inc. New York 1961.
3. Robins, J., Iones en solución: Introducción a la electroquímica, México D.F. El manual moderno, 1978.

FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLAN
SECCIÓN DE FISICOQUIMICA
PRACTICA No. 3

“CONDUCTIVIDAD DE ELECTROLITOS”
MACROESCALA

OBJETIVOS.

- ✓ Deducir con base a mediciones experimentales el comportamiento de la conductividad y de la conductividad molar como función de la concentración, para diferentes tipos de electrolitos.

- ✓ Estimar el valor de la conductividad de la solución a dilución infinita (Λ_{∞}) para electrolitos fuertes.

CUESTIONARIO PREVIO.

1. ¿Qué modificaciones se hacen a un puente de Wheatstone para poder medir la conductividad de soluciones electrolíticas?

2. Definir la conductividad para una solución electrolítica.

3. ¿Qué diferencia existen entre la conductancia específica y la conductividad molar? Expresar la conductividad molar en función de la conductancia específica.

4. ¿Cuáles son los puntos más relevantes de la teoría de Arrhenius sobre la conductividad de las soluciones? ¿Cómo se clasifican las soluciones electrolíticas según dicha teoría?

5. Qué observaciones explica la teoría de Debye-Hückel que no explica la teoría de Arrhenius. ¿Cuáles son las proposiciones más importantes de la teoría de Debye-Hückel?

6. Representar gráficamente la variación de la conductividad con la concentración y, de la conductividad molar con la dilución, para electrolitos fuertes y débiles.

7. ¿Cómo se linealiza la curva de conductividad molar contra concentración para un electrolito fuerte? Hacer la representación gráfica del comportamiento para electrolitos fuertes y débiles.

MATERIAL	EQUIPO	REACTIVOS
1 soporte universal con pinzas	1 conductímetro con celda.	NaCl y CH ₂ COOH
7 vasos de precipitados de 100 mL		0.1 M 100 mL c/u
8 matraces aforados de 100 mL		0.05 M 100 mL c/u
1 pipeta volumétrica de 25 mL		0.035 M 100 mL c/u
1 pipeta volumétrica de 10 mL		0.02 M 100 mL c/u
1 pipeta graduada de 5 mL		0.01 M 100 mL c/u
1 piseta con agua destilada		0.005 M 100 mL c/u
		0.003 M 100 mL c/u
	0.001 M 100 mL c/u	
	0.0005 M 100 mL c/u	

METODOLOGIA.

1. Preparar las soluciones, a las concentraciones indicadas, partiendo de la solución 0.1 M para cada electrolito. Las soluciones se preparan con la mayor exactitud posible.

2. Medir la conductividad de todas las soluciones comenzando con la más diluida.

CUESTIONARIO EXPERIMENTAL.

1. Con los datos obtenidos experimentalmente llenar la siguiente tabla.

Concentración (M)	$K_{\text{CH}_3\text{COOH}}$ (Mhos)	K_{NaCl} (Mhos)
0.0005		
0.001		
0.003		
0.005		
0.01		
0.02		
0.035		
0.05		

2. A partir de estos datos y haciendo las conversiones adecuadas, trazar gráficas de:
 - a. K vs C
 - b. Λ_{molar} vs $1/C$
 - c. Λ_{molar} vs \sqrt{C}
3. Dar una explicación de la diferencia entre las gráficas Λ_{molar} vs \sqrt{C} para los electrolitos que manejo.
4. Obtenga gráficamente Λ_{∞} para el NaCl. ¿Por qué no es siempre posible obtener Λ_{∞} para electrolitos debiles?
5. Disminuir el comportamiento de las soluciones estudiadas con base en los postulados de la teoría de Arrhenius y los de la teoría de Debye-Hückel.
6. Reporte observaciones, conclusiones y comentarios a esta experiencia.

BIBLIOGRAFIA.

- Gordon M. Barrow. Química física. 4^{ta} Edición. Vol. 2. Editorial Reverte S. A. 1988.
- Dole, M., Principios de electroquímica, Madrid España, Alhambra.
- Rubio, A. F., Electroquímica (fundamentos), Madrid España, Tecnos, Vol. I, 1951.

FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLAN
SECCIÓN DE FISICOQUIMICA
PRACTICA No. 3

“CONDUCTIVIDAD DE ELECTROLITOS”
MICROESCALA

OBJETIVOS.

- ✓ Deducir con base a mediciones experimentales el comportamiento de la conductividad y de la conductividad molar como función de la concentración, para diferentes tipos de electrolitos.

- ✓ Estimar el valor de la conductividad de la solución a dilución infinita (Λ_{∞}) para electrolitos fuertes.

CUESTIONARIO PREVIO.

1. ¿Qué modificaciones se hacen a un puente de Wheatstone para poder medir la conductividad de soluciones electrolíticas?

2. Definir la conductividad para una solución electrolítica.

3. ¿Qué diferencia existen entre la conductancia específica y la conductividad molar? Expresar la conductividad molar en función de la conductancia específica.

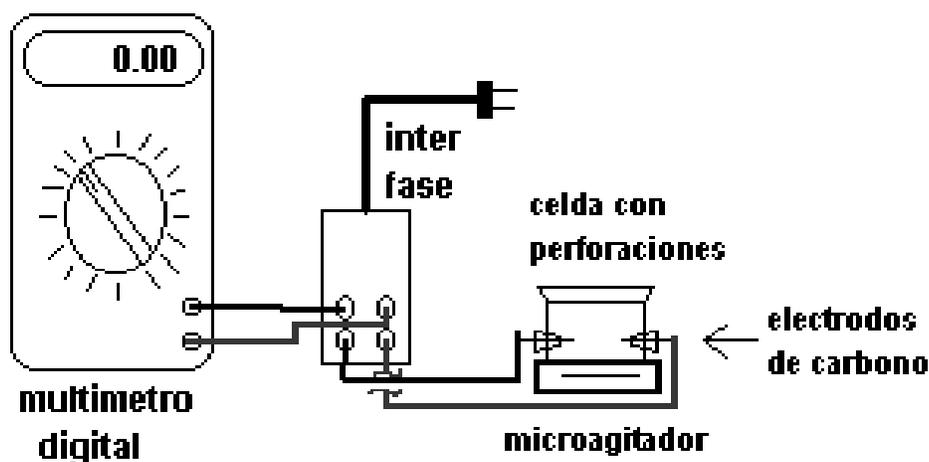
4. ¿Cuáles son los puntos más relevantes de la teoría de Arrhenius sobre la conductividad de las soluciones? ¿Cómo se clasifican las soluciones electrolíticas según dicha teoría?

5. Qué observaciones explica la teoría de Debye-Hückel que no explica la teoría de Arrhenius. ¿Cuáles son las proposiciones más importantes de la teoría de Debye-Hückel?
6. Representar gráficamente la variación de la conductividad con la concentración y, de la conductividad molar con la dilución, para electrolitos fuertes y débiles.
7. ¿Cómo se linealiza la curva de conductividad molar contra concentración para un electrolito fuerte? Hacer la representación gráfica del comportamiento para electrolitos fuertes y débiles.

MATERIAL	EQUIPO	REACTIVOS
1 soporte con pinzas	1 micro agitador	NaCl y CH ₂ COOH
1 vaso de precipitado de 100 mL	1 multimetro digital	0.1 M 10 mL
7 vasos de precipitados de 10 mL	1 interfase	0.05 M 10 mL
8 matraces aforados de 10 mL	2 electrodos de carbono	0.035 M 10 mL
1 pipeta graduada de 10 mL		0.02 M 10 mL
1 piseta con agua destilada		0.01 M 10 mL
1 micro mosca		0.005 M 10 mL
1 celda (vaso de 10 mL con perforaciones)		0.003 M 10 mL
4 caimanos		0.001 M 10 mL
alambre para conexiones		0.0005 M 10 mL

METODOLOGIA.

1. Arme el siguiente dispositivo.



- En la celda se coloca la solución a medir, colocando el multímetro en 200m V, anotar lo obtenido.
- Medir la conductividad de todas las soluciones comenzando con la más diluida.

CUESTIONARIO EXPERIMENTAL.

- Con los datos obtenidos experimentalmente llenar la siguiente tabla.

Concentración (M)	$K_{\text{CH}_3\text{COOH}}$ (Mhos)	K_{NaCl} (Mhos)
0.0005		
0.001		
0.003		
0.005		
0.01		
0.02		
0.035		
0.05		

- A partir de estos datos y haciendo las conversiones adecuadas, trazar gráficas de:
 - K vs C
 - Λ_{molar} vs $1/C$
 - Λ_{molar} vs \sqrt{C}
- Dar una explicación de la diferencia entre las gráficas Λ_{molar} vs \sqrt{C} para los electrolitos que manejo.
- Obtenga gráficamente Λ_{∞} para el NaCl. ¿Por qué no es siempre posible obtener Λ_{∞} para electrolitos debiles?
- Disminuir el comportamiento de las soluciones estudiadas con base en los postulados de la teoría de Arrhenius y los de la teoría de Debye-Hückel.
- Reporte observaciones, conclusiones y comentarios a esta experiencia.

BIBLIOGRAFIA.

- Gordon M. Barrow. Química física. 4^{ta} Edición. Vol. 2. Editorial Reverte S. A. 1988.
- Dole, M., Principios de electroquímica, Madrid España, Alhambra.
- Rubio, A. F., Electroquímica (fundamentos), Madrid España, Tecnos, Vol. I, 1951.

FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLAN
SECCIÓN DE FISICOQUIMICA
PRACTICA No. 4

“TITULACIÓN CONDUCTIMETRICA”
MACROESCALA

OBJETIVOS.

- Conocer los fundamentos fisicoquímicos de una titulación conductimétrica.
- Determinar la variación de la conductividad en el transcurso de una relación de valoración ácido-base.
- Calcular el punto de equivalencia para una reacción de neutralización.
- Discutir las ventajas de esta técnica analítica sobre otras con el mismo objetivo.
- Aplicar la técnica para la determinación del contenido de ácido acetilsalicílico de un analgésico comercial.

CUESTIONARIO PREVIO.

1. ¿Qué es una titulación conductimétrica, cuál es su fundamento fisicoquímico?
2. Dar las razones por las cuáles éste es un método analítico útil. ¿En qué tipo de reacciones es aplicable?
3. Establecer, las contribuciones a la conductividad de las distintas especies químicas de acuerdo a la ley de Kohlrausch, antes del punto de equivalencia, en este punto y después de él, para las distintas combinaciones de reacciones de valoración ácido-base.
4. Trazar las curvas teóricas de conductividad contra mL de valorante agregado para las reacciones que se estudiarán.

5. Dar las ecuaciones que determinan la conductividad de la solución en función de la concentración de los iones presentes para cada región de la curva de valoración.

MATERIAL	EQUIPO	REACTIVOS
3 Soportes universales con pinzas	1 Conductímetro con celda.	HCl 0.1 M
1 Bureta de 50 mL		KOH 0.1 M
2 Buretas de 10 mL	1 Parrilla con agitador magnético.	NH ₄ OH 0.1 M
1 Barra de agitación		1 tabletas de Aspirina ^{MR} (por grupo).
4 Vasos de precipitado de 150 mL		
1 Mortero (por grupo)		
1 Matraz aforado de 500 mL (por grupo)		
1 Matraz aforado de 100 mL		
1 Probeta de 100 mL		
1 Pipeta volumétrica de 10 mL		
1 Piseta con agua destilada.		

METODOLOGIA.

Primera parte:

1. A partir de la solución original de KOH preparar 100 mL de concentración 0.01M. Hacer lo mismo con la solución de NH₄OH.
2. Valorar las soluciones diluidas de KOH y NH₄OH con la solución de HCl 0.1 M, registrando la conductividad de la mezcla para cada mL agregado del valorante. Utilizar la bureta de 50 mL para agregar el ácido. Tomar al menos seis mediciones después del punto de equivalencia.
3. Trazar las curvas de valoración para el KOH con HCl y el NH₄OH con HCl. Registrar las mediciones y calcular la concentración exacta de las soluciones alcalinas pues con ellas se valorara el ácido acetilsalicílico.

Segunda Parte:

POR GRUPO:

1. Pesar la tableta de Aspirina^{MR}, después pulverizar perfectamente la tableta en el mortero, pesar 0.2 gr, disolverlos y aforar a 500 mL.

POR EQUIPO:

2. Valorar 50 mL de la solución de Aspirina^{MR} con KOH 0.1 M, agregar volúmenes de 0.25 mL del valorante desde una bureta de 10 mL. Graficar en el transcurso de la valoración.
3. Repetir la valoración utilizando NH₄OH como valorante. Graficar en el transcurso de la valoración en la misma grafica de la titulación con KOH 0.1M.

Notas:

- Tomar las medidas de conductividad una vez que la solución se ha homogenizado preferentemente pero sin agitar.
- Los electrodos de la celda deben estar cubiertos totalmente por la solución, agregar agua destilada si fuera necesario.
- Evitar burbujas de aire sobre los electrodos de la celda.

CUESTIONARIO EXPERIMENTAL.

1. Reporte los datos obtenidos debidamente tabulados.
2. Escribir cada una de las reacciones de valoración.
3. Trazar las curvas de valoración para las reacciones de la primera parte.
4. Establecer las contribuciones iónicas a la conductividad en cada región de las curvas de valoración.
5. Determinar los puntos de equivalencia de cada región.

6. Para la segunda parte, graficar las dos curvas de valoración de la Aspirina^{MR} en un mismo sistema de ejes coordinados. Establecer las contribuciones iónicas a la conductividad para cada caso.
7. Determinar el punto de equivalencia.
8. ¿Por qué se necesitan las dos curvas para establecer el punto de equivalencia?
9. Calcular el contenido de ácido acetilsalicílico de la Aspirina^{MR} y comparar con la información proporcionada por el fabricante.
10. ¿Qué otras aplicaciones tienen las medidas de conductividad?

BIBLIOGRAFIA.

1. D. R. Crow. Principles and Applications of Electrochemistry. Editorial Chapman Hall. 1991.
2. Gordon M. Barrow. Química física. 4^{ta} Edición. Vol. 2. Editorial Reverte S. A. 1988
3. Bard y Faulkner, Electrochemical Methods, fundamentals and applications, New York, John Wiley and Sons, m1980.

FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLAN
SECCIÓN DE FISICOQUIMICA
PRACTICA No. 4

“TITULACIÓN CONDUCTIMETRICA”
MICROESCALA

OBJETIVOS.

- Conocer los fundamentos fisicoquímicos de una titulación conductimétrica.
- Determinar la variación de la conductividad en el transcurso de una relación de valoración ácido-base.
- Calcular el punto de equivalencia para una reacción de neutralización.
- Discutir las ventajas de esta técnica analítica sobre otras con el mismo objetivo.
- Aplicar la técnica para la determinación del contenido de ácido acetilsalicílico de un analgésico comercial.

CUESTIONARIO PREVIO.

1. ¿Qué es una titulación conductimétrica, cuál es su fundamento fisicoquímico?
2. Dar las razones por las cuáles éste es un método analítico útil. ¿En qué tipo de reacciones es aplicable?
3. Establecer, las contribuciones a la conductividad de las distintas especies químicas de acuerdo a la ley de Kohlrausch, antes del punto de equivalencia, en este punto y después de él, para las distintas combinaciones de reacciones de valoración ácido-base.
4. Trazar las curvas teóricas de conductividad contra mL de valorante agregado para las reacciones que se estudiarán.

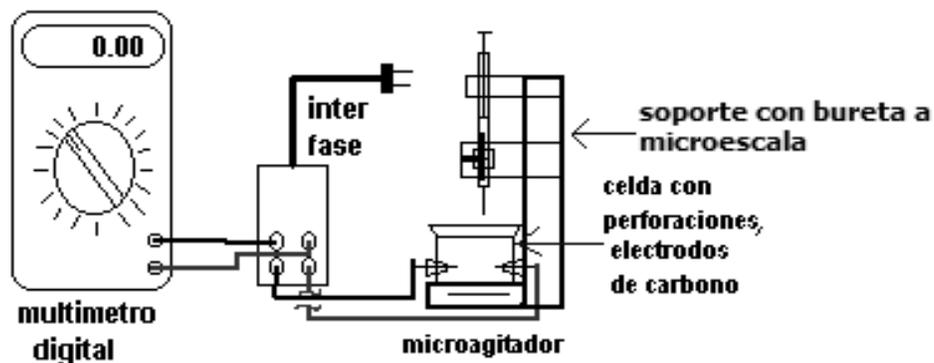
5. Dar las ecuaciones que determinan la conductividad de la solución en función de la concentración de los iones presentes para cada región de la curva de valoración.

MATERIAL	EQUIPO	REACTIVOS
1 Soportes a microescala	1 multimetro digital.	HCl 0.1 M
3 Bureta de 1 mL	1 micro agitador.	KOH 0.1 M
1 Barra de agitación a microescala	1 interfase.	NH ₄ OH 0.1 M
4 Vasos de precipitado de 10 mL	2 electrodos de carbono.	1 tabletas de Aspirina ^{MR} (por grupo).
1 Mortero (por grupo)		
1 Matraz aforado de 500 mL (por grupo)		
1 Matraz aforado de 100 mL		
1 Probeta de 100 mL		
1 Pipeta volumétrica de 10 mL		
1 Piseta con agua destilada.		

METODOLOGIA.

Primera parte:

- A partir de la solución 0.1 M de KOH preparar 50 mL de concentración 0.01M. Hacer lo mismo con la solución de NH₄OH.
- Arme el siguiente dispositivo.



3. Valorar las soluciones diluidas de KOH y NH_4OH con la solución de HCl 0.1M, registrando la conductividad de la mezcla para cada mL agregado del valorante. Utilizar la bureta de 1 mL para agregar el ácido. Tomar al menos seis mediciones después del punto de equivalencia.
4. Trazar la curva de valoración al tiempo de registrar las mediciones.

Segunda Parte:

POR GRUPO:

5. Pesar la tableta de Aspirina^{MR}, después pulverizar perfectamente la tableta en el mortero, pesar 0.2 gr, disolverlos y aforar a 500 mL.

POR EQUIPO:

6. Valorar 10 mL de la solución de Aspirina^{MR} con KOH 0.1 M, agregar volúmenes de 0.1 mL del valorante desde una bureta de 1 mL. Graficar en el transcurso de la valoración.
7. Repetir la valoración utilizando NH_4OH como valorante. Graficar en el transcurso de la valoración en la misma grafica de la titulación con KOH 0.1M.

Notas:

- Tomar las medidas de conductividad una vez que la solución se ha homogenizado preferentemente pero sin agitar.
- Los electrodos de la celda deben estar cubiertos totalmente por la solución, agregar agua destilada si fuera necesario.
- Evitar burbujas de aire sobre los electrodos de la celda.

CUESTIONARIO EXPERIMENTAL.

1. Reporte los datos obtenidos debidamente tabulados.
2. Escribir cada una de las reacciones de valoración.

3. Trazar las curvas de valoración para las reacciones de la primera parte.
4. Establecer las contribuciones iónicas a la conductividad en cada región de las curvas de valoración.
5. Determinar los puntos de equivalencia de cada región.
6. Para la segunda parte, graficar las dos curvas de valoración de la Aspirina^{MR} en un mismo sistema de ejes coordinados. Establecer las contribuciones iónicas a la conductividad para cada caso.
7. Determinar el punto de equivalencia.
8. ¿Por qué se necesitan las dos curvas para establecer el punto de equivalencia?
9. Calcular el contenido de ácido acetilsalicílico de la Aspirina^{MR} y comparar con la información proporcionada por el fabricante.
10. ¿Qué otras aplicaciones tienen las medidas de conductividad?

BIBLIOGRAFIA.

4. D. R. Crow. Principles and Applications of Electrochemistry. Editorial Chapman Hall. 1991.
5. Gordon M. Barrow. Química física. 4^{ta} Edición. Vol. 2. Editorial Reverte S. A. 1988
6. Bard y Faulkner, Electrochemical Methods, fundamentals and applications, New York, John Wiley and Sons, m1980.

FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLAN
SECCIÓN DE FISICOQUIMICA
PRACTICA No. 5

“CINETICA Y CONDUCTIVIDAD”
MACROESCALA

OBJETIVOS.

- Aplicar las medidas de conductividad en la determinación de los parámetros cinéticos de una reacción.
- Determinar la constante de rapidez y el orden de reacción a partir de medidas de la conductividad.

CUESTIONARIO EXPERIMENTAL.

1. ¿Qué estudia la cinética química?
2. ¿Cómo se define la rapidez y el orden de reacción?
3. Dar las bases fisicoquímicas del seguimiento de la reacción empleando medidas de conductividad.
4. Investigar la reacción que se realiza entre el acetato de etilo y el hidróxido de sodio.
5. Plantear la ecuación de rapidez de reacción sobre la pregunta 4.
6. Investigue qué métodos generales existen para determinar el orden de reacción y cual propondría utilizar en nuestro caso.

MATERIAL	EQUIPO	REACTIVOS
2 Tubos de ensaye (2x20 cm) con tapón de hule. 1 Soporte universal con pinzas. 2 Pipetas volumétricas de 10 mL. 3 Vasos de pp de 50 mL. 1 Pipeta graduada de 2 mL 2 Matraces aforados de 100 mL. 1 Piseta	1 Conductímetro con celda. 1 Parrilla con agitador. 1 Cronometro. 1 Agitador magnetico (mosca). 1 Termometro (-10 a 150 °C).	NaOH 0.2 M (10 mL). CH ₃ COOCH ₂ CH ₃ 0.2 M (10 mL). Nota: se puede preparar 100mL de cada solución para todo el grupo.

METODOLOGIA.

1. En un tubo de ensaye medir la conductividad de 10 mL de agua destilada y posteriormente el de una solución de NaOH 0.2 M; ésto con el propósito de observar el rango de conductividad a medir durante la cinética.
2. En un tubo de ensaye preferentemente limpio y seco colocar 10 mL de NaOH 0.2 M y fijar el tubo de ensaye al soporte universal, agregar 10 mL de CH₃COOCH₂CH₃ 0.2 M. Inmediatamente al hacer la mezcla poner en marcha el cronómetro e introducir la celda al tubo.
3. Anotar las medidas de conductividad para la reacción a los siguientes tiempos: 0.5, 1, 1.5, 2, 3, 5, 7, 10, 13 y 18 minutos a partir del momento inicial de la mezcla y medir la temperatura.
4. Una vez realizada las mediadas anteriores, sacar la celda, tapan el tubo de ensaye con el tapón de hule, introducir el tubo de ensaye en un baño de agua a una temperatura de 75 – 80 °C y mantenerlo ahí aproximadamente 10 minutos, sacar el tubo, dejar enfriar a temperatura ambiente inicial y medir la conductividad este será el dato de conductividad a tiempo infinito para la reacción.

CUESTIONARIO EXPERIMENTAL.

1. Completar la siguiente tabla con las mediciones anotadas.

Tiempo (minutos)	Conductividad (μmHos)
0.5	
1	
1.5	
2	
3	
5	
7	
10	
13	
18	
infinito	

2. Expresar la constante de rapidez de reacción en función de la conductividad de la solución.
3. Determine la constante de rapidez de reacción.
4. Proponga el orden de reacción en base al método integral gráfico y discúptalo ampliamente.

BIBLIOGRAFIA.

1. Yolanda M. Vargas V., Adolfo E. Obaya V. Cálculo de parámetros de rapidez en cinética química y enzimática. Publicaciones UNAM. 1^{er} Edición. 2005.
2. Chang Raymond. Fisicoquímica con aplicaciones a sistemas biológicos. Cecsá. México 1986.

FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES CUAUTITLAN

SECCION DE FISICOQUIMICA

PRACTICA No. 5

“CINETICA Y CONDUCTIVIDAD”

MICROESCALA

OBJETIVOS.

- Aplicar las medidas de conductividad en la determinación de los parámetros cinéticos de una reacción.
- Determinar la constante de rapidez y el orden de reacción a partir de medidas de la conductividad.

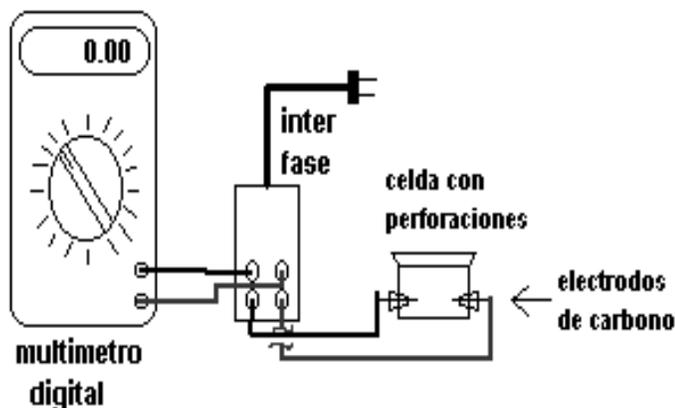
CUESTIONARIO EXPERIMENTAL.

1. ¿Qué estudia la cinética química?
2. ¿Cómo se define la rapidez y el orden de reacción?
3. Dar las bases fisicoquímicas del seguimiento de la reacción empleando medidas de conductividad.
4. Investigar la reacción que se realiza entre el acetato de etilo y el hidróxido de sodio.
5. Plantear la ecuación de rapidez de reacción sobre la pregunta 4.
6. Investigue qué métodos generales existen para determinar el orden de reacción y cual propondría utilizar en nuestro caso.

MATERIAL	EQUIPO	REACTIVOS
2 vasos de pp de 10 mL con tapón de hule.	1 Multimetro digital.	NaOH 0.2 M (5 mL).
2 Pipetas volumétricas de 5 mL.	1 Parrilla con agitador.	CH ₃ COOCH ₂ CH ₃
3 Vasos de pp de 50 mL.	1 Cronometro.	0.2 M (5 mL).
1 Pipeta graduada de 2 mL	1 micro mosca.	
2 Matraces aforados de 10 mL.	1 Termometro (-10 a 150 °C)	
1 Piseta.	1 interfase	Nota: se puede preparar 100mL de cada solución para todo el grupo.
1 celda (vaso de 10 mL con perforaciones)	2 electrodos de carbono	

METODOLOGIA.

1. Arme el siguiente dispositivo.



2. En una celda medir la conductividad de 10 mL de agua destilada y posteriormente el de una solución de NaOH 0.2 M; esto con el propósito de observar el rango de conductividad a medir durante la cinética.
3. En una celda preferentemente limpia y seca colocar 5 mL de NaOH 0.2 M y fijar la celda, agregar 5 mL de CH₃COOCH₂CH₃ 0.2 M. Inmediatamente al hacer la mezcla poner en marcha el cronómetro.
4. Anotar las medidas de conductividad para la reacción a los siguientes tiempos: 0.5, 1, 1.5, 2, 3, 5, 7, 10, 13 y 18 minutos a partir del momento inicial de la mezcla y medir la temperatura.

- Una vez realizada las mediadas anteriores, pasar la salución a un vaso de pp de 10 mL limpio y seco, tapar el vaso de pp con el tapón de hule, introducir el vaso de pp en un baño de agua a una temperatura de 75 – 80 °C y mantenerlo ahí aproximadamente 10 minutos, sacar el tubo, dejar enfriar a temperatura ambiente inicial, introducir la solución el la celda y medir la conductividad este será el dato de conductividad a tiempo infinito para la reacción.

CUESTIONARIO EXPERIMENTAL.

- Completar la siguiente tabla con las mediciones anotadas.

Tiempo (minutos)	Conductividad (μmHos)
0.5	
1	
1.5	
2	
3	
5	
7	
10	
13	
18	
infinito	

- Expresar la constante de rapidez de reacción en función de la conductividad de la solución.
- Determine la constante de rapidez de reacción.
- Proponga el orden de reacción en base al método integral gráfico y discútalos ampliamente.

BIBLIOGRAFIA.

1. Yolanda M. Vargas V., Adolfo E. Obaya V. Calculo de parámetros de rapidez en cinética química y enzimático. Publicaciones UNAM. 1^{er} Edición. 2005.
2. Chang Raymond. Fisicoquímica con aplicaciones a sistemas biológicos. Cecsá. México 1986.

BIBLIOGRAFIA

- [1].- Mainero Rosa M. ¿Por qué microescala? Educación Química, 8, [3], 1997.
- [2].- G. Ibáñez. La química en microescala en México: hacia una panorámica general. Educación química, 11, [1], 1999.
- [3].- Maron, S. H. Prutton, C. F., Fundamentos de fisicoquímica. Editorial Limusa. México.
- [4].- Leidler K. James. Fisicoquímica. Editorial Cecsca. México 1997.
- [5].- Leonard Sauders. Fisicoquímica para estudiantes de biología, farmacia y medicina. Editorial el manual moderno S. A. Mexico D.F. 1990
- [6].- Sección de fisicoquímica. Manual de practicas del laboratorio de fisicoquímica IV al VII. División de ciencias químicas FESC UNAM, mayo del 2001.
- [7].- www.fisicanet.com.ar/quimica/q'ap03/apq'_16a_Electrolisis.htm
- [8].- Iran N. Levine. Fisicoquímica. 4^{TA} Edición, Vol. 2. MacGrawHill 2004.
- [9].- Alejandro Baeza. Taller de química analítica a microescala total. FES-C 2005.
- [10].- D. R. Crow. Principles and Applications of Electrochemistry. Editorial Chapman Hall. 1991.
- [11].- Gordon M. Barrow. Química física. 4^{ta} Edición. Vol. 2. Editorial Reverte S. A. 1988
- [12].- www.fi.uba.ar/materias/6305/download/titulacionesconductimetricas.pdf
- [13].- Yolanda M. Vargas V., Adolfo E. Obaya V. Calculo de parámetros de rapidez en cinética química y enzimático. Publicaciones UNAM. 1^{er} Edición. 2005.
- [14].- Chang Raymond. Fisicoquímica con aplicaciones a sistemas biológicos. Cecsca. México 1986.
- [15].- Manuel Silva, José Barbosa. Equilibrio iónico y sus aplicaciones. Madrid 2002.
- [16].- Mercedes Teresita Oropeza Guzmán. Principios y aplicaciones de los procesos electroquímicos. UAM (Iztapalapa) México D.F 2000.
- [17].- P. W. Atkins. Química Física. 6^{ta} Edición. Editorial Omega S. A. Barcelona 1999.

[18].- W. Castellan Gilbert. Fisicoquímica. 2^{da} Edición. Editorial Addison Wesley Longman. México, 1998.

[19]. - www.aspirina.com

[20]. - James S. Protor and John E. Roberts. Analysis of aspirin: A conductometric titration. Journal of Chemical Education. Vol. 38. N. 9. September 1961.

[21].- S. R. Logan. Fundamentos de cinética química. 1^a edición, Addíson Wesley, Madrid 2000.

[22].- Alfonso Remington Gennaro. Farmacía. Tomo 1. 19^a Edición. Editorial Médica Panamericana. España 1998.

[23].- Juan Luis G. Ducóns. Estadística. Editorial Cultural. Barcelona. 1990.

[24]. - Ronal E. Walpole, Raymond H. Nyers. Probabilidad y estadística para ingenieros. 6^{ta} Edición. Editorial Pearson. México 1999.