



Mejor trabajo de tesis: Escuela de Químicas

Uso de un multímetro de alta impedancia en la construcción de un Potenciómetro y un conductímetro

Use of a high impedance multimeter in the construction of a Potentiometer and a conductivity meter

I. Carranza¹, A. Gross¹

¹Escuela de Química. Facultad de Ciencias Químicas y Farmacia, Universidad de San Carlos de Guatemala (USAC).

DOI: <https://doi.org/10.54495/Rev.Cientifica.v15i1.254>

Licencia: CC-BY 4.0

Resumen

El presente trabajo consistió en la utilización de un multímetro de alta impedancia para la construcción de un potenciómetro y un conductímetro utilizando materiales de desecho o disponibles en el laboratorio. Los resultados obtenidos con ambos instrumentos se compararon con datos obtenidos con instrumentos de fabricación comercial.

Con el potenciómetro construido se determinaron los potenciales de reducción (E') de 6 semiceldas, obteniéndose valores muy cercanos a los reportados en la literatura para 4 de las semiceldas evaluadas; se determinó la constante de la ecuación de Nernst mediante la medición de la FEM de soluciones de iones Fe^{2+} - Fe^{3+} obteniéndose una desviación de -2.1% respecto del valor teórico, además se construyó un electrodo de Sb-Sb₂O₃, el cual presentó una respuesta lineal entre pH 2-12 y con el que se realizaron titulaciones de HCl con NaOH obteniéndose el mismo resultado que con el potenciómetro Fisher 236 A.

Con el conductímetro construido se midió la conductividad de 5 soluciones pudiéndose ordenar éstas con base en su conductividad aunque con desviaciones que van desde 2.6 a 21% respecto de los valores obtenidos con el conductímetro WTW LF95; también se evaluó la conductancia de HCl a diferentes concentraciones obteniéndose un comportamiento lineal al graficar (HCl)'vrs. corriente; por último se realizaron titulaciones conductimétricas de HCl con NaOH obteniéndose el mismo resultado con el conductímetro construido y con el conductímetro WTW LF95.

Introducción

La electroquímica es una parte muy importante de la química, ayuda a comprender las relaciones entre los cambios químicos y la energía eléctrica, lo cual tiene gran importancia a nivel teórico y práctico. Los métodos electroquímicos incluyen un gran número de técnicas basadas en la determinación de propiedades eléctricas de un sistema: corriente, voltaje, resistencia.

Los métodos potenciométricos comprenden dos tipos fundamentales de análisis: uno implica la medición directa de un potencial de electrodo a partir del cual se puede determinar

la concentración de un ion activo, el otro comprende la medición de los cambios de la fuerza electromotriz originados por la adición de un titulante a la muestra.

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

El uso de equipo para realizar mediciones de las propiedades eléctricas de un sistema se ve restringido en muchos laboratorios de enseñanza de química debido a que los equipos comerciales fabricados con este fin tienen un alto costo y son frágiles, pero se han publicado varios trabajos que proponen alternativas para la construcción de equipos sencillos, a un bajo costo y elaborados por los mismos estudiantes (1,2,3,4,5). El presente trabajo consiste en el uso de un multímetro de alta impedancia para la construcción de un potenciómetro y un conductímetro con los cuales se pueden realizar mediciones de potenciales de semicelda, pH, conductividad de soluciones, titulaciones ácido-base potenciométricas y conductimétricas, además de ejemplificar varios principios químicos e integrar los conocimientos de la electrónica con la química.

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

Materiales y métodos

A. Materiales

1. Equipo e Instrumentos

- Potenciómetro marca Fisher, modelo 236 A
- Multímetro digital marca Nippon América ST-9800
- Conductímetro marca WTW, modelo LF95
- Baño de temperatura constante
- Soldador
- Mufla

2. Materiales para la construcción del electrodo de referencia Cu/Cu²⁺

- 1 alambre de cobre (1.0 mm Ø) de 20 cm de longitud
- 1 tubo de vidrio de 8 cm de long x 1 cm Ø interno (disminuyendo el diámetro hasta casi capilar en uno de los extremos)
- algodón
- 5 g de cera (de una vela)
- cemento plástico (Poxipol®)
- solución 0.10 M CuSO₄
- solución saturada de NaNO₃

3. Materiales para la construcción del electrodo sensible al pH (Sb-Sb₂O₃)

- 1 g de Sb en polvo
- 1 tubo de ensayo de vidrio pyrex de 8 cm de long. x 0.8 cm Ø
- 1 micropipeta Pasteur
- 15 cm de alambre de cobre
- estaño para soldaduras

4. Materiales para la construcción del conductímetro

- 3 alambres de cobre de aprox. 45 cm de longitud
- 2 tubos de carbono de 4.5 cm long. x 0.6 cm Ø
- 1 tapón de hule con 2 agujeros para los tubos de carbono, situados a 1 cm de distancia
- 1 transformador de voltaje 110v, 60 Hz a 12V a.c., 0.5 A
- 1 tubo PVC de 20 cm long. x 1 pl. Ø

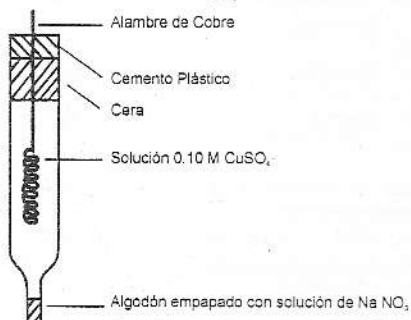
5. Cristalería

Lavar toda la cristalería a utilizar con detergente, enjuagarla bien con agua del chorro y luego 3 veces con agua destilada.

B. Métodos

1. Medición de los potenciales de reducción de 6 semiceldas

1.1 Construir el electrodo de referencia de Cu/Cu²⁺ con los materiales indicados de acuerdo al siguiente modelo:



1.2 Evaluar el potencial de reducción de las semiceldas a evaluar acoplando el electrodo de referencia de Cu/Cu²⁺ a una de las terminales del multímetro digital y en la otra terminal el electrodo de prueba (4 mediciones para cada semicelda). El electrodo de prueba para las semiceldas Zn/Zn²⁺, Pb/Pb²⁺, Ag/Ag⁺, Sn/Sn²⁺ y Cu/Cu⁺ consiste en el metal inmerso en una solución 0.1 M de su ion y en el caso de la semicelda Fe²⁺/Fe³⁺ se utiliza un tubo de carbono como electrodo inerte.

2. Evaluación del potencial de reducción con la concentración de iones Fe²⁺/Fe³⁺

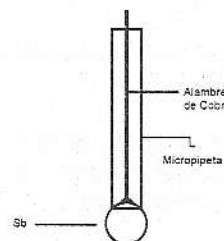
2.1 Medir el potencial de reducción de la semicelda Fe²⁺/Fe³⁺ al igual que en el inciso 1.2 a 7 diferentes relaciones de concentración de los iones Fe²⁺/Fe³⁺ de acuerdo a la siguiente tabla:

Punto	Conc. Fe ²⁺ (M)	Conc. Fe ³⁺ (M)
1	0.01	0.10
2	0.02	0.10
3	0.05	0.10
4	0.10	0.10
5	0.10	0.05
6	0.10	0.02
7	0.10	0.01

Luego graficar el potencial de semicelda (Fe²⁺/Fe³⁺) vrs. log (Fe²⁺)/(Fe³⁺) y aplicar análisis de regresión lineal a la curva obtenida.

3. Construcción del electrodo sensible al pH

3.1 Construir el electrodo sensible al pH colocando el Sb en polvo en el tubo de ensayo dentro de la mufla a 650°C durante 1 h, luego dejar enfriar lentamente a temperatura ambiente, quebrar con cuidado el tubo de ensayo y obtener una pequeña esfera de antimonio metálico a la cual se le suelda con estaño uno de los extremos del alambre de cobre, luego se introduce el otro extremo del alambre dentro de una micropipeta y la unión Sb-vidrio se sella con cemento plástico como se observa en el siguiente modelo:



4. Medición del pH utilizando el electrodo de Sb-Sb₂O₃

4.1 Medir el potencial a 7 diferentes valores de pH por inmersión del electrodo sensible al pH y electrodo de referencia Cu/Cu²⁺ (cada uno conectado a una de las terminales del multímetro) en soluciones buffer (de pH 2 a 12), repitiendo el procedimiento 7 veces.

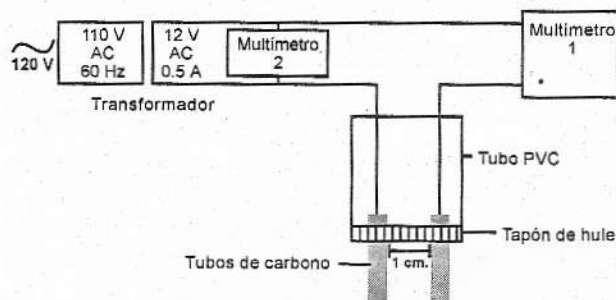
5. Titulación potenciométrica de HCl con NaOH

5.1 Seguir el curso de una titulación potenciométrica de HCl con NaOH utilizando el electrodo sensible al pH, midiendo el potencial de la misma forma que en el inciso 4.1. Graficar voltaje vrs. ml de NaOH consumidos y $\Delta E/\Delta ml$ vrs. ml de NaOH para determinar el punto final.

5.2 Realizar la titulación anterior en las mismas condiciones utilizando el potenciómetro marca Fisher, modelo 236 A y comparar los resultados. Realizar 8 determinaciones con cada instrumento.

6. Construcción del conductímetro

6.1 Construir el conductímetro con los materiales indicados de acuerdo al siguiente circuito:



6.2 Para realizar las mediciones se sumergen totalmente los tubos de carbono en la solución a evaluar, se coloca el multímetro 1 en modo de corriente (AC) y el multímetro 2 en modo de voltaje (AC), se conecta el transformador y se toman lecturas simultáneas de voltaje y corriente del sistema (esto es necesario para la determinación de la constante de celda y las mediciones de conductividad de soluciones, para la medición de la variación de la conductancia con la concentración de HCl y las titulaciones conductimétricas no es necesario el segundo multímetro sino solamente el multímetro 1 en modo de medición de corriente).

7. Determinación de la constante de celda del conductímetro construido

7.1 Realizar 4 mediciones de la conductividad de una solución de KCl 0.010M. Calcular la constante de celda sabiendo que $K_{KCl} = 0.001408 \Omega^{-1} \text{cm}^{-1}$.

8. Medición de la conductancia de 5 diferentes soluciones

8.1 Realizar 8 determinaciones de la conductancia de cada una de las siguientes soluciones de concentración 0.1 M: NaCl, HCl, CH₃COOH, ClCH₂COOH y Cl₂CCOOH.

9. Evaluación de la conductancia con la concentración

9.1 Medir la conductancia a 7 diferentes concentraciones de HCl entre 5×10^{-4} y 0.1M utilizando el conductímetro construido, luego graficar los valores de conductancia obtenidos vrs. la raíz cuadrada de la concentración de HCl y evaluar la linealidad de la curva.

10. Titulación conductimétrica de HCl con NaOH

10.1 Seguir el curso de una titulación conductimétrica de HCl con NaOH, luego graficar conductancia vrs. ml de NaOH consumidos y calcular el punto de equivalencia en el punto de intersección de las dos rectas que se forman. Repetir el procedimiento utilizando el conductímetro marca WTW y el conductímetro construido, 8 determinaciones con cada uno.

Resultados

Los potenciales de reducción obtenidos para las 6 semiceldas evaluadas se presentan en la Tabla 1 donde se observa que para las semiceldas Zn/Zn²⁺, Pb/Pb²⁺, Fe²⁺/Fe³⁺ y Ag/Ag⁺ las desviaciones respecto del potencial de reducción estándar son muy pequeñas (< 5.9%), mientras que para Sn/Sn²⁺ y Cu/Cu⁺ dan valores muy desviados a los reportados por lo que no es posible determinarlos con este sistema.

Tabla 1 - Determinación del Potencial de reducción de 6 electrodos^a

Semicelda	$E^{\circ} \text{ exp.}^b$ (V)	$E^{\circ} \text{ teórico}^c$ (V)	Desviación ^d
Zn/Zn ²⁺ , (0.10 M)	-0.739	-0.763	3.1 %
Sn/Sn ²⁺ , (0.10M)	-0.222	-0.160	-38.8%
Pb/Pb ²⁺ , (0.10 M)	-0.130	-0.126	-3.2 %
Cu/Cu ⁺ , (0.10 M)	0.160	0.521	-69.3 %
C/Fe ²⁺ /Fe ³⁺ , (0.10 M)	0.640	0.680	-5.9%
Ag/Ag ⁺ , (0.10 M)	0.774	0.799	-3.1 %

^a Potenciales de electrodo obtenidos con el sistema Cu/Cu²⁺ (0.1M) | Mⁿ⁺(0.1M)||M⁰ (T=25°C)

^b $E^{\circ} \text{ exp} = E_{\text{cat}} - FEM$ ($E_{\text{cat}} = 0.307V$; Cu/Cu²⁺(0.1M))

^c Potenciales de reducción estándar

^d $\frac{(E^{\circ} \text{ teórico} - E^{\circ} \text{ exp}) * 100}{E^{\circ} \text{ teórico}}$

Luego se evaluó la variación de la FEM a diferentes relaciones de concentración de los iones Fe^{2+}/Fe^{3+} aplicándose análisis de regresión lineal al resultado de graficar $\log (Fe^{2+})/(Fe^{3+})$ vs. FEM. El procedimiento se repitió 7 veces por lo que se tienen 7 curvas cuyas ecuaciones se detallan en la Tabla 2.

Tabla 2 - Análisis de regresión lineal al graficar $\log [Fe^{2+}]/[Fe^{3+}]$ vs. FEM

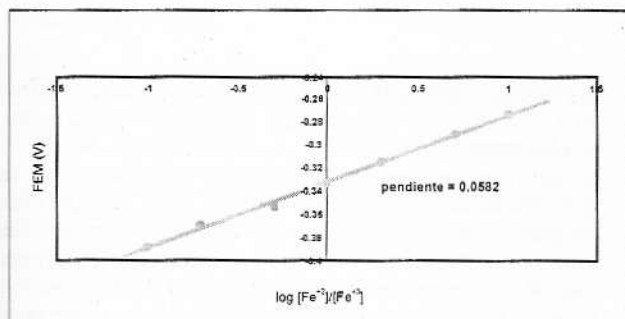
Curva #	Ordenada al origen	Pendiente experimental	Coefficiente de correlación (R)
1	-0.3314	0.0582	0.9986
2	-0.3313	0.0581	0.9989
3	-0.3313	0.0579	0.9985
4	-0.3311	0.0577	0.9981
5	-0.3314	0.0578	0.9990
6	-0.3314	0.0579	0.9989
7	-0.3311	0.0577	0.9981
Promedio =		0.0579	
% Desv. ^a =		-2.1%	

$$^a \frac{(\text{pendiente teórica} - \text{pendiente experimental})}{\text{pendiente teórica}} \cdot 100$$

donde pendiente teórica = 0.05916

En esta tabla se observa que todas las curvas presentan una buena linealidad en el rango de concentraciones evaluadas indicado por el coeficiente de correlación de Pearson (≥ 0.9981) y la cercanía del valor de la pendiente experimental con la indicada en la ecuación de Nernst de la cual difiere en un -2.1%. La primera de estas curvas obtenidas se presenta en la Gráfica 1.

Gráfica 1 - Variación de la FEM con la concentración de iones $Fe^{2+}-Fe^{3+}$ (Curva 1)



Se evaluó la respuesta del electrodo sensible al pH realizando mediciones de potencial a 7 diferentes valores de pH (2, 3, 4, 7, 9, 10 y 12), luego se aplicó análisis de regresión lineal a las 7 curvas obtenidas de graficar pH vs. FEM cuyas ecuaciones se detallan en la Tabla 3.

Tabla 3 - Análisis de regresión lineal al graficar pH vs. FEM

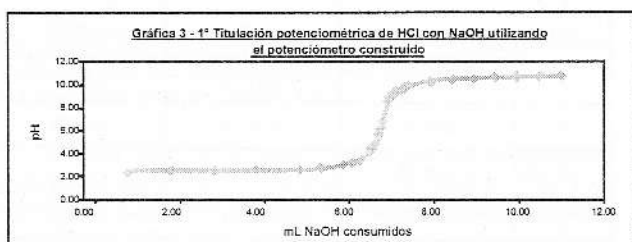
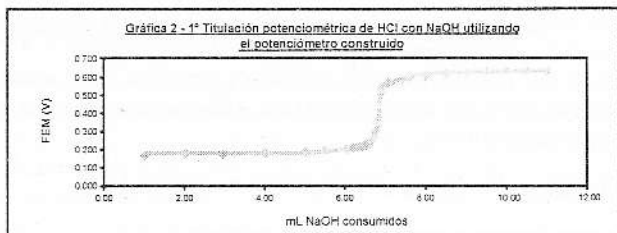
Curva #	Ordenada al origen	Pendiente experimental	Coefficiente de correlación (R)
1	0.0681	0.0573	0.9979
2	0.0678	0.0573	0.9978
3	0.0679	0.0573	0.9979
4	0.0676	0.0574	0.9978
5	0.0676	0.0574	0.9978
6	0.0672	0.0574	0.9978
7	0.0672	0.0574	0.9978

En esta tabla se observa en el coeficiente de correlación de Pearson (≥ 0.9978) que el electrodo de $Sb-Sb_2O_3$ presenta una respuesta lineal en el rango de pH 2 a 12 y muy poca variabilidad en la respuesta, por lo que puede utilizarse para realizar mediciones dentro de este rango de pH.

Utilizando el electrodo sensible al pH acoplado al electrodo de referencia de Cu/Cu^{2+} así como el potenciómetro Fisher, se realizó la titulación potenciométrica de 50 ml de HCl 0.0098 M con NaOH 0.0747 M. A partir de los datos obtenidos se calculó la segunda derivada para la obtención del punto de equivalencia en cada titulación, lo cual se presenta en la Tabla 4 donde se aprecia la cercanía de los resultados obtenidos con ambos potenciómetros. La primera de las curvas obtenidas con cada instrumento se presenta en las Gráficas 2 y 3.

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

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



En la segunda parte del trabajo se construyó el conductímetro de acuerdo a las indicaciones de la metodología y se determinó su constante de celda, que fue de 0.244 cm^{-1} (I.C. 95%), luego se evaluó la conductancia de 5 diferentes soluciones comparándolas con los valores obtenidos con el conductímetro WTW, estos resultados se presentan en la Tabla 5, donde se observa que con ambos conductímetros las soluciones presentan el orden de conductividad en forma ascendente siguiente: ácido acético < ácido monocloroacético < cloruro de sodio < ácido tricloroacético < ácido clorhídrico. El % de desviación es bastante alto para algunas soluciones y variables entre sí, lo que indica que no es posible obtener valores de conductancia absolutos con el conductímetro construido, sino sólo valores relativos para determinar qué solución es más o menos conductora respecto de otra.

Tabla 5 - Medición de la conductancia de 5 soluciones utilizando el conductímetro construido y el conductímetro WTW

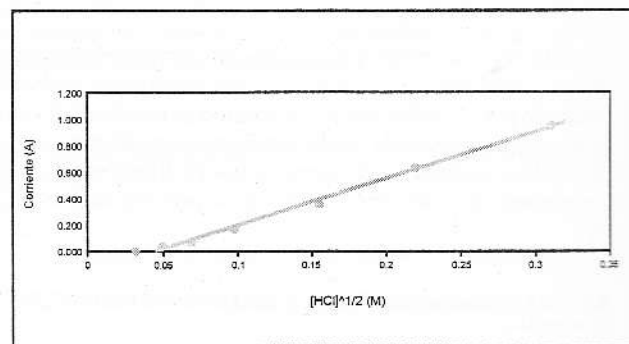
Solución (0.1 M)	Conductancia equivalente		Desviación
	Conductímetro construido (mS/cm)	Conductímetro WTW (mS/cm)	
Acido acético	407.48 uS/cm	516 uS/cm	-21.0%
Acido monocloroacético	4.81	4.68	2.6%
NaCl	12.11	10.76	12.5%
Acido tricloroacético	28.6	34.1	-16.3%
HCl	34.28	42.0	-18.3%

Después se midió la conductancia de HCl a 7 diferentes concentraciones obteniendo 7 curvas a las cuales se les aplicó análisis de regresión lineal al graficar $(\text{HCl})^{0.5}$ vs. corriente; la primera de estas curvas obtenidas se presenta en la Gráfica 4. Las ecuaciones de las curvas obtenidas se presentan en la Tabla 6 donde se observa por el coeficiente de correlación y de determinación que sí hay linealidad en la respuesta del conductímetro en el rango de concentraciones evaluadas.

Tabla 6 - Análisis de regresión lineal al graficar $[\text{HCl}]^{0.5}$ vs. Corriente

Curva #	Pendiente experimental	Coefficiente de correlación (R)	Coefficiente de determinación (R ²)
1	3.576	0.99654	0.99309
2	3.594	0.99690	0.99381
3	3.598	0.99705	0.99411
4	3.610	0.99695	0.99391
5	3.619	0.99687	0.99375
6	3.618	0.99776	0.99553
7	3.613	0.99740	0.99481

Gráfica 4 - variación de la conductancia con la raíz cuadrada de la concentración de HCl (Curva No.1)



Por último se realizó la titulación conductimétrica de 100 ml de HCl 0.0103 M con NaOH 0.1076 M utilizando el conductímetro construido y el conductímetro WTW. La primera de las curvas de titulación obtenidas con cada instrumento se presenta en las Gráficas 5 y 6. Para el cálculo del punto de equivalencia se realizó análisis de regresión lineal a las curvas decreciente y creciente de cada titulación y luego se calculó el intercepto por resolución del sistema de ecuaciones. El punto de equivalencia para cada titulación se presenta en la Tabla 7 donde se observa la cercanía de los valores obtenidos.

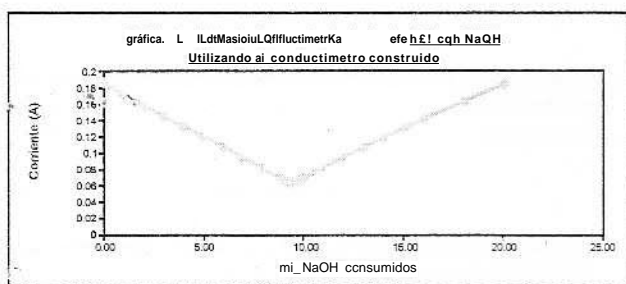
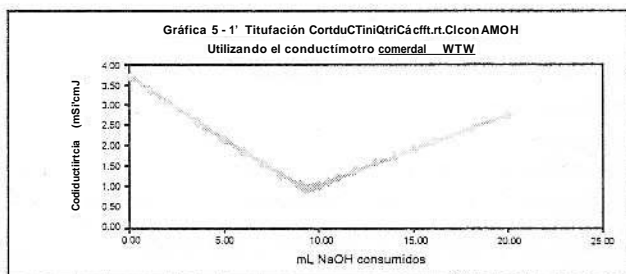


Tabla 7 - Resultado de la titulación conductimétrica de 100 mL HCl 0.0103 M con NaOH 0.1076 M

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

Referencias

1. Victoria L. "Construction and Evaluation of an Inexpensive Reference Electrode with Internal Electrolyte in Agar Matrix" USA: J. Chem. Ed. 67(2): 179-180, 1990, <https://doi.org/10.1021/ed067p179>
2. Riyazuddin P. "Low Cost Reference Electrode for potentiometry". USA: J. Chem. Ed. 71(2):167, 1994, <https://doi.org/10.1021/ed071p167>

3. Katz DA, Willis C. "Two Safe Student Conductivity Apparatus". USA: J. Chem. Ed. 71(4):330-331, 1994, <https://doi.org/10.1021/ed071p330>
4. Ahn MK, Reuland DJ, Chadd K.D. "Electrochemical Measurements in General Chemistry Lab Using a Student Constructed Ag-AgCl Reference Electrode". USA: J. Chem. Ed. 69(1):75. 1992, <https://doi.org/10.1021/ed069p74>
5. Sevilla III F, Alfonso RL, Andres RT. "The Electrician's Multimeter in the Chemistry Teaching Laboratory". USA: J. Chem. Ed. 70(4):580-585, 1993, <https://doi.org/10.1021/ed070p580>

Copyright (c) 2002 I. Carranza y A. Gross



Este texto está protegido por una licencia [Creative Commons 4.0](https://creativecommons.org/licenses/by/4.0/).

Usted es libre para Compartir —copiar y redistribuir el material en cualquier medio o formato— y Adaptar el documento —remezclar, transformar y crear a partir del material— para cualquier propósito, incluso para fines comerciales, siempre que cumpla la condición de:

Atribución: Usted debe dar crédito a la obra original de manera adecuada, proporcionar un enlace a la licencia, e indicar si se han realizado cambios. Puede hacerlo en cualquier forma razonable, pero no de forma tal que sugiera que tiene el apoyo del licenciante o lo recibe por el uso que hace de la obra.

[Resumen de licencia](#) - [Texto completo de la licencia](#)