**Escuela Superior Politécnica del Litoral**

**Instituto de Ciencias Químicas**

**Laboratorio de Química General II**

**Práctica #11**

***MEDICIÓN DE PH Y CONDUCTANCIA***

Perteneciente a:

**Carla Solange Hidalgo Segovia**

Paralelo **3**

Profesora:

**Ing. Judith Elizabeth Flores Rivera**

**I Término**

**2013-2014**

**OBJETIVO**

* Conocer y utilizar un pH-metro en un laboratorio químico.

**MATERIALES**

* pH-metro(potenciómetro)
* electrodo universal
* Vasos de precipitación
* Agitador

**REACTIVOS**

* NaOH 0.1M
* Ácido acético 0.1M
* Agua destilada
* Agua de la llave
* Agua de lago ESPOL

**PROCEDIMIENTO**

***Medición de pH***

* Preparar 50ml solución de NaOH: 0.1, 0.01, 0.001M
* Preparar 50ml solución de ácido acético: 0.1, 0.01, 0.001M
* Tome cada una de las soluciones y mida el pH correspondiente, introduciendo el electrodo. Anote y realice un cuadro comparativo en el pH experimental y el calculado, anote el porcentaje de error.

**TEORÍA**

El pH es una medida de [acidez](http://es.wikipedia.org/wiki/Acidez) o [alcalinidad](http://es.wikipedia.org/wiki/Base_%28qu%C3%ADmica%29) de una [disolución](http://es.wikipedia.org/wiki/Disoluci%C3%B3n). El pH indica la concentración de iones [hidronio](http://es.wikipedia.org/wiki/Hidronio) [H3O+] presentes en determinadas sustancias.

La sigla significa ‘potencial hidrógeno’. Este término fue acuñado por el [químico](http://es.wikipedia.org/wiki/Qu%C3%ADmica) [danés](http://es.wikipedia.org/wiki/Dinamarca) [S. P. L. Sørensen](http://es.wikipedia.org/wiki/S._P._L._S%C3%B8rensen) (1868-1939), quien lo definió como el opuesto del [logaritmo](http://es.wikipedia.org/wiki/Logaritmo) en base 10 (o el logaritmo del inverso) de la [actividad](http://es.wikipedia.org/wiki/Actividad_%28qu%C3%ADmica%29) de los [iones](http://es.wikipedia.org/wiki/Ion) hidrógeno. Esto es:

![\mbox{pH} = -\log_{10} \left[ \mbox{a}_{H^+} \right]]()

Desde entonces, el término "pH" se ha utilizado universalmente por lo práctico que resulta para evitar el manejo de cifras largas y complejas. En disoluciones diluidas, en lugar de utilizar la actividad del ion hidrógeno, se le puede aproximar empleando la concentración molar del ion hidrógeno.

La escala de pH típicamente va de 0 a 14 en disolución acuosa, siendo [ácidas](http://es.wikipedia.org/wiki/%C3%81cido) las disoluciones con pH menores a 7 (el valor del exponente de la concentración es mayor, porque hay más iones en la disolución) y [alcalinas](http://es.wikipedia.org/wiki/Base_%28qu%C3%ADmica%29) las que tienen pH mayores a 7. El pH = 7 indica la neutralidad de la disolución (cuando el disolvente es agua).

Se considera que *p* es un [operador logarítmico](http://es.wikipedia.org/wiki/Logaritmo) sobre la concentración de una solución: p = –log[...] , también se define el [pOH](http://es.wikipedia.org/wiki/POH), que mide la concentración de iones OH−.

Puesto que el agua está adulterada en una pequeña extensión en iones OH– y H3O+, tenemos que:

K(constante)w(water; agua) = [H3O+]·[OH–]=10–14 en donde [H3O+] es la concentración de [iones](http://es.wikipedia.org/wiki/Iones) [hidronio](http://es.wikipedia.org/wiki/Hidronio), [OH−] la de iones [hidroxilo](http://es.wikipedia.org/wiki/Hidroxilo), y Kw es una constante conocida como [*producto iónico del agua*](http://es.wikipedia.org/wiki/Autoionizaci%C3%B3n_del_agua), que vale 10−14.

Por lo tanto,

log Kw = log [H3O+] + log [OH–]

–14 = log [H3O+] + log [OH–]

14 = –log [H3O+] – log [OH–]

pH + pOH = 14

Por lo que se puede relacionar directamente el valor del pH con el del pOH.

En disoluciones no acuosas, o fuera de condiciones normales de presión y temperatura, un pH de 7 puede no ser el neutro. El pH al cual la disolución es neutra estará relacionado con la constante de disociación del disolvente en el que se trabaje.

***MEDIDA DEL pH***

Para medir el pH de una disolución podemos emplear dos métodos, en función de la precisión con que queramos hacer la medida:

* Para realizar medidas del pH que no necesiten ser muy precisas se utilizan unas sustancias llamadas [indicadores](http://www.ehu.es/biomoleculas/ph/medida.htm#m1), que varían reversiblemente de color en función del pH del medio en que están disueltas. Se pueden añadir directamente a la disolución o utilizarlas en forma de tiras de papel indicador

 

* Para realizar medidas exactas se utiliza un [pH-metro](http://www.ehu.es/biomoleculas/ph/medida.htm#m2), que mide el pH por un método potenciométrico.

El pH-metro realiza la medida del pH por un método potenciométrico. Este método se basa en el hecho de que entre dos disoluciones con distinta [H+] se establece una diferencia de potencial.

Esta diferencia de potencial determina que cuando las dos disoluciones se ponen en contacto se produzca un flujo de H+, o en otras palabras, una corriente eléctrica.

En la práctica, la medida del pH es relativa, ya que no se determina directamente la concentración de H+, sino que se compara el pH de una muestra con el de una disolución patrón de pH conocido.

Para ello se utiliza un electrodo de pH. Cuando el electrodo entra en contacto con la disolución se establece un potencial a través de la membrana de vidrio que recubre el electrodo. Este potencial varía según el pH. Para determinar el valor del pH se necesita un electrodo de referencia, cuyo potencial no varía. El electrodo de referencia puede ser externo o puede estar integrado en el electrodo de pH.

Este método ofrece numerosas ventajas respecto al método colorimétrico:

* Es más preciso, ya que permite apreciar diferencias de 0,005 unidades de pH mientras que el método colorimétrico sólo aprecia diferencias de 0,1 unidades de pH
* No se ve afectado por la coloración que pueda presentar la muestra, como ocurre con el método colorimétrico

[***CONDUCTIVIDAD***](http://www.lenntech.es/glosario-agua.htm#C)

Se define como "*la habilidad o poder de conducir o transmitir calor, electricidad o sonido*". Las unidades son Siemens por metro [S/m] en sistema de medición SI y micromhos por centímetro [mmho/cm] en unidades estándar de EE.UU. Su símbolo es k or s.

***Conductividad del agua***

Agua pura es un buen conductor de la electricidad. El agua destilada ordinaria en equilibrio con dióxido de carbono en el aire tiene una conductividad aproximadamente de 10 x 10-6 W-1\*m-1 (20 dS/m). Debido a que la corriente eléctrica se transporta por medio de iones en solución, la conductividad aumenta cuando aumenta la concentración de iones. De tal manera, que la conductividad cuando el agua disuelve compuestos iónicos.



Conductividad en distintos tipos de aguas:

[Agua Ultra Pura](http://www.lenntech.es/agua-pura-de-ultra.htm) 5.5 · 10-6 S/m

[Agua potable](http://www.lenntech.es/agua-potable.htm) 0.005 – 0.05 S/m

[Agua del mar](http://www.lenntech.es/desalacion/composicion-agua-mar.htm) 5 S/m



**ESQUEMA GRÁFICO**

**CÁLCULOS**

*Cálculo de la preparación experimental de solución de NaOH*

0.1M de NaOH🡪 50ml

*(AL 0.01M)*

V1C1 = V2C2

V1 (0.1) = (50ml)(0.01)

V1=5ml

*(AL 0.001M)*

V2C2 = V3C3

V2 (0.01) = (50ml)(0.001)

V2=5ml

|  |  |
| --- | --- |
| *Cálculo teórico de pH NaOH*  | *Error porcentual de pH experimental* |
| **(0.1M)** |  |
| pH + pOH =14 pOH= -log(OH-) = -log(0.1)= 1pH= 14 – pOH= 13 | %ERROR=$\left|\frac{13-12.6}{13}\right|×100=3.08\%$ |
| **(0.01M)** |  |
| pH + pOH =14pOH= -log(OH-) = -log(0.01)= 2pH= 14 – pOH= 12 | %ERROR=$\left|\frac{12-12.2}{12}\right|×100=1.67\%$ |
| **(0.001M)** |  |
| pH + pOH =14pOH= -log(OH-) = -log(0.001)= 3pH= 14 – pOH= 11 | %ERROR=$\left|\frac{11-11.6}{11}\right|×100=5.45\%$ |

*Cálculo de la preparación de solución de Ac. Acético*

0.1M de HCH3COO🡪 50ml

*(AL 0.01M)*

V1C1 = V2C2

V1 (0.1) = (50ml)(0.01)

V1=5ml

*(AL 0.001M)*

V2C2 = V3C3

V2 (0.01) = (50ml)(0.001)

V2=5ml

|  |  |
| --- | --- |
| *Cálculo teórico de pH Ac. Acético* | *Error porcentual de pH experimental* |
|  **(0.1M)**$\left[H^{+}\right]=\sqrt{k\*C}= \sqrt{1.8×10^{-5}\*0.1}$ $$\left[H^{+}\right]=1.34×10^{-3}$$pH= -log($1.34×10^{-3}$) = 2.87 | %ERROR=$\left|\frac{2.87-2.77}{2.87}\right|×100=3.48\%$ |
| **(0.01M)**$$\left[H^{+}\right]=\sqrt{k\*C}= \sqrt{1.8×10^{-5}\*0.01}$$$$\left[H^{+}\right]=4.24×10^{-4}$$pH= -log($4.24×10^{-4}$) = 3.37 | %ERROR=$\left|\frac{3.37-3.1}{3.37}\right|×100=8.01\%$ |
| **(0.001M)**$\left[H^{+}\right]=\sqrt{k\*C}= \sqrt{1.8×10^{-5}\*0.1}$ $$\left[H^{+}\right]=1.34×10^{-4}$$pH= -log($1.34×10^{-4}$) = 3.87 | %ERROR=$\left|\frac{3.87-3.52}{3.87}\right|×100=9.04\%$ |

**TABLA DE RESULTADOS**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Soluciones** | **pH Teórico** | **pH Experimental** | **Error %** |
| **NaOH 0.1M** | 13 | 12.6 | 3.08 |
| **0.01M** | 12 | 12.2 | 1.67 |
| **0.001M** | 11 | 11.6 | 5.45 |
| **HCH2COOH 0.1M** | 2.87 | 2.77 | 3.48 |
| **0.01M** | 3.37 | 3.10 | 8.01 |
| **0.001M** | 3.87 | 3.52 | 9.04 |

*Mediación de pH*

*Conductancia*

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Soluciones** | **Conductividad****(1/R) - siemens** | **Resistencia Experimental (R)** |
| **Agua destilada** | 11.4 µS | 8.772x10-8 Ω |
| **Agua de la llave** | 115 µS | 8.696x10-9 Ω |
| **Agua de lago** | 270 µS | 3.7x10-9 Ω |

**CONCLUSIONES**

* De acuerdo a los resultados el agua del lago presenta mayor conductividad con respecto al agua de la llave y agua destilada, por lo que se puede concluir que mientras exista iones en el agua, mas conductividad produce la misma, por lo contrario mientras menos iones contenga el agua, menos conductividad produce la misma.
* A la vez se puede concluir que mientras más resistencia posee el agua menor será la conductividad, esto se lo pudo obtener ya que el agua destilada presentó mayor resistencia que el agua del lago y el agua de la llave.
* El el primer equipo que se utilizó para medición de conductancia tenía un rango hasta 200µΩ por lo que se tuvo que dividir la solución 1-1 para obtención del valor mayor que el rango mencionado, en el segundo equipo el cual tenía rango mayor a los 200µΩ no se necesitó dividir la solución para la obtención de conductividad, y en ambos equipos el valor de la misma dio una pequeña diferencia por lo que se escogió un promedio de los valores anteriores.
* Dentro de esta práctica se obtuvo un porcentaje de error, esto se debe a la calidad del pH-metro que se usa, ya que depende de la marca, rango, unidad y equipo, mientras más exacto este del pH teórico, el pH-metro tiene bastante precisión, y es de mejor calidad.

**RECOMENDACIONES**

* Procure utilizar pH-metros de mejor calidad para que la medición del pH sea más exacta al pH teórico.
* Marcar los vasos de precipitación para que no ocurra confusiones en las diferentes sustancias.
* Para reconocer cuál es el pH medido en el pH-metro, el valor del mismo debe mantenerse constante por un tiempo prolongado mostrado en el aparato, así este será el valor del pH experimental.
* Para la preparación de las soluciones, procurar tener exactitud en el volumen de las sustancias con los materiales necesarios.

**BIBLIOGRAFÍA**

* http://www.ehowenespanol.com/funciona-medidor-ph-como\_99534/
* http://es.wikipedia.org/wiki/PH
* http://www.lenntech.es/aplicaciones/ultrapura/conductividad/conductividad-agua.htm
* http://www.ehu.es/biomoleculas/ph/medida.htm
* http://imasd.fcien.edu.uy/difusion/educamb/propuestas/red/curso\_2007/cartillas/tematicas/Conductividad.pdf

**ANEXOS**

  

  