

**F. GUÍA DE LABORATORIO LCB Y FÍSICA
LABORATORIO DE PH DE LAS SOLUCIONES**

ASIGNATURA	QUÍMICA GENERAL		
PROGRAMA	ENFERMERÍA		
PRÁCTICA NO.	2	TÍTULO:	pH DE LAS SOLUCIONES

1. INTRODUCCIÓN

Casi todos los procesos biológicos son dependientes del pH; un pequeño cambio en el pH lleva a un gran cambio en la velocidad de un proceso. Lo anterior es cierto no solo para aquellas reacciones en donde está involucrado directamente el ion H⁺, sino también para aquellas en donde aparente no está involucrado.

Las enzimas, un tipo particular de proteínas que catalizan las reacciones que se llevan a cabo en los seres vivos y muchas otras biomoléculas, contienen en su estructura grupos con pKas característicos. Los grupos amino y carboxilo protonados de los aminoácidos, así como los grupos fosfato de los nucleótidos, por ejemplo, funcionan como ácidos débiles y, por tanto, su estado iónico depende del pH de la solución que los contiene.

Las interacciones iónicas juegan, además, un papel fundamental en la estructura y reconocimiento de las macromoléculas de los seres vivos.

Las células y organismos mantienen un pH específico y constante manteniendo sus biomoléculas en su estado iónico óptimo que generalmente se encuentra alrededor de pH 7.0.

En los organismos multicelulares el pH de los fluidos extracelulares está también fuertemente regulado. La constancia en el pH se logra gracias a los amortiguadores biológicos que son mezclas de ácidos débiles y sus bases conjugadas. (Gómez, 2010)

2. COMPETENCIAS

- Determina experimentalmente el pH de sustancias caseras y realiza su clasificación y los cálculos de concentración de los iones presentes.
- Infiere la escala de color de acuerdo al pH para un indicador casero como es el repollo morado.

3. MARCO TEÓRICO



UNISANGIL

El pH es una medida utilizada por la química para evaluar la acidez o alcalinidad de una sustancia por lo general en su estado líquido (también se puede utilizar para gases). Se entiende por acidez la capacidad de una sustancia para aportar a una disolución acuosa iones de hidrógeno, hidrogeniones (H^+) al medio. La alcalinidad o base aporta hidroxilo OH^- al medio. Por lo tanto, el pH mide la concentración de iones de hidrógeno de una sustancia, En 1909, el químico danés Sorensen definió el potencial hidrógeno (pH) como el logaritmo negativo de la concentración molar (más exactamente de la actividad molar) de los iones hidrógeno. Esto es: $pH = -\log [H^+]$ 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.

Un indicador de pH es un ácido o base orgánica débil cuya forma sin disociar difiere del correspondiente ácido o base conjugados. El cambio de color se debe a un cambio estructural inducido por la protonación o desprotonación de la especie. Los indicadores tienen un intervalo de viraje de unas dos unidades de pH, en la que cambian la disolución en la que se encuentran de un color a otro, o de una disolución incolora, a una

Coloreada. (Gómez, 2010)



Figura 1. Papel indicador universal

El repollo morado tiene como nombre científico *Brassica oleracea*, variedad *capitata*. Su color se debe a que además de clorofila tiene otros pigmentos sensibles a la acidez como la antocianina y otros flavonoides. Estos pigmentos son solubles en agua, en ácido acético, y en alcohol, pero no en aceite. Lo que sucede con el indicador de repollo es una simple reacción ácido base, es decir, cuando el jugo de repollo entra en contacto con ácidos, la estructura química del jugo de repollo adquiere una estructura y cuando el jugo de repollo entra en contacto con bases, adquiere otra. (Mora, 2015)



UNISANGIL

4. EQUIPOS A UTILIZAR EN LA PRÁCTICA

CANTIDAD	DESCRIPCIÓN
	No aplica

5. MATERIALES A UTILIZAR EN LA PRÁCTICA

CANTIDAD	DESCRIPCIÓN
1	Vidrio de reloj
1	Pipeta volumétrica de 10cm ³
1	Agitador de vidrio
7	Tubos de ensayo
1	Gradilla
1	Pera de succión
1	Bicarbonato de sodio, jugo de naranja, repollo morado, coca-cola, detergente de mano, leche de magnesio saliva y colores. <u>Traer el estudiante</u>

6. REACTIVOS REQUERIDOS

CANTIDAD	DESCRIPCIÓN
	Papel indicador universal

7. PROCEDIMIENTO

PROCEDIMIENTO 1: Esta parte debe hacerse previamente en casa. En la licuadora coloque 2 hojas de repollo morado con un vaso de agua, pase el licuado por el colador y almacene la solución en un recipiente.

Determinación del pH:

Con ayuda del agitador de vidrio coloque una gota de cada sustancia (excepto el repollo) en un trozo de papel indicador universal y anote en la hoja de resultados el pH de la solución.

PROCEDIMIENTO 2: Otro Indicador de pH

Agregue en cada tubo de ensayo 2mL aproximadamente de cada sustancia en los tubos de ensayo. Ordene los tubos de ensayo en la gradilla de menor a mayor pH.

**UNISANGIL**

Agregue al tubo de ensayo 2ml del extracto de repollo morado, observe el color en la solución y anote las observaciones.

8. PREGUNTAS

1. Completar el siguiente cuadro con los resultados del papel indicador universal

Sustancia	pH teórico	PH exp.	[H ⁺]	pOH	[OH ⁻]	Clasificación
Leche de magnesia						
Coca-cola						
Bicarbonato de sodio						
Jabón de manos						
Jugo de naranja						
Saliva						

2. Completar el siguiente cuadro con los resultados del repollo morado

Sustancia	pH	Clasificación	Color

- ¿Qué se puede inferir acerca de los indicadores de pH?
- ¿Cómo es la escala de pH (colores y valor) para el repollo morado?
- ¿Qué relación existe entre el pH y la concentración de iones hidronio?

**UNISANGIL**

6. ¿Cómo se puede disminuir el pH de una sustancia? ¿Cómo se puede aumentar el pH de una sustancia?
7. Se tienen 100ml de una sustancia con $\text{pH}=2$, si se quiere reducir su concentración de tal forma que se obtenga una solución con $\text{pH}=3$. ¿Qué se debe hacer? (usar $C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$)

9. BIBLIOGRAFÍA

Chang, R. 2010. Química. 10ª edición. McGraw-Hill - Experimentos de Química Clásica ("The Royal Society of Chemistry"). 2002. Ted Lister. Editorial Síntesis. Biblioteca de Químicas. 1ª Edición. <http://medusa.unimet.edu.ve/quimica/fbqi01/labqui/b1preparaciondesoluciones.do>

Gómez M., Matesanz A.I., Sánchez, A. y Souza P. 2005. Laboratorio de Química. 2ª Edición. Ed. UAM, 2005• <http://medusa.unimet.edu.ve/quimica/fbqi01/labqui/b1preparaciondesoluciones.do>

<i>Elaborado</i>	<i>Carolina Salamanca Leguizamón</i>	<i>DD</i>	<i>MM</i>	<i>AAAA</i>
<i>Revisado</i>	<i>Unidad de Ciencias Básicas</i>			