

Universidad Rafael Landívar  
Facultad de Ingeniería  
Ingeniería Química  
Laboratorio de Química III, Sección XX  
Catedrático: Ing. Rubelsy Oswaldo Tobías Nova

***PRÁCTICA No. XX (PARTE B)***  
***“DETERMINACIÓN DEL PORCENTAJE***  
***DE ÁCIDO ACÉTICO EN VINAGRE”***

Nombre Completo del Estudiante  
Número de Carnet

Guatemala, XX de XXXXX de 20XX

## ÍNDICE

<b>ABSTRACT .....</b>	<b>3</b>
<b>RESULTADOS.....</b>	<b>4</b>
<b>DISCUSIÓN DE RESULTADOS.....</b>	<b>6</b>
<b>CONCLUSIONES.....</b>	<b>9</b>
<b>REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS.....</b>	<b>10</b>
LIBROS .....	10
E-GRAFÍA.....	10
<b>APÉNDICE .....</b>	<b>11</b>
DIAGRAMA DE EQUIPO .....	11
DATOS ORIGINALES.....	11
DATOS TEÓRICOS .....	12
DATOS CALCULADOS.....	12
MUESTRA DE CÁLCULO.....	13
ANÁLISIS DE ERROR.....	14
ERROR ABSOLUTO Y ERROR PORCENTUAL.....	14
CÁLCULOS.....	14
CAMBIOS EN PROCEDIMIENTO .....	18

## ABSTRACT

La práctica de laboratorio No. XX, denominada "Determinación del porcentaje de Ácido Acético en Vinagre", se llevó a cabo el miércoles XX de XXXXX del 2,0XX. La práctica tuvo como objetivo general, el determinar el porcentaje de ácido acético presente en una muestra de vinagre comercial por medio de una titulación Ácido-Base. Como objetivos específicos, se tenía el determinar la concentración molar de la solución de hidróxido de sodio que se empleó como titulante con el ácido acético, por medio de la titulación con ácido oxálico. El segundo objetivo específico consistió en determinar la concentración molar del ácido acético en una muestra de vinagre a partir de una titulación Ácido-Base con Hidróxido de sodio. Y el último objetivo específico de la práctica consistió en comparar la concentración de ácido acético en el vinagre por medio de una titulación con su valor teórico, al determinar el error absoluto y el error porcentual.

Primero se efectuaron las disoluciones de hidróxido de sodio y de ácido oxálico. Para la solución de ácido oxálico, se taró un vidrio de reloj de masa de  $23.2 \pm 0.05$  g, y posteriormente se añadió un gramo de ácido oxálico. Con la probeta de 50mL, se midieron  $0.05 \pm 0.001$  L de agua destilada y se añadió al matraz Erlenmeyer, donde posteriormente se añadió el ácido oxálico y se obtuvo una disolución líquida e incolora. Posteriormente, para la disolución de hidróxido de sodio, se taró un vidrio de reloj de masa  $23.3 \pm 0.05$  g, y se añadieron ocho gramos de lentejas sólidas y húmedas, de hidróxido de sodio. En la probeta 100mL, se midió dos veces  $0.1 \pm 0.71$  L, para obtener finalmente  $0.2 \pm 0.001$  L, los cuales se añadieron en un Beaker 600mL, donde se diluyeron las lentejas de NaOH con el agua destilada para obtener una disolución líquida e incolora.

Después se lavó la bureta con agua y jabón en un Beaker 100mL, después se lavó la bureta con solución de NaOH; se armó el equipo para efectuar la titulación, y justo debajo de la bureta se colocó el matraz Erlenmeyer con el ácido oxálico para efectuar la titulación. Se añadieron  $0.05 \pm 0.5$  L de NaOH a la bureta, de modo que, al realizar las lecturas, el volumen inicial fuera de  $0 \pm 0.5$  L, y el volumen final fuera el mismo que se añadió en la solución. En el Erlenmeyer se añadieron 10 gotas de fenolftaleína antes de realizar la titulación. Al realizar la primera titulación se añadieron  $0.0175 \pm 0.71$  L de NaOH hasta llegar al punto de equilibrio, donde la solución se tornó de color fucsia, y a partir de la concentración del ácido oxálico y cálculos estequiométricos, se obtuvo que la concentración molar de la solución de hidróxido de sodio fue de  $1.2693 \pm 0.135$  M.

Después se efectuó una segunda titulación Ácido-Base con el procedimiento anterior, a diferencia que, en lugar de ácido oxálico, se añadieron  $0.025 \pm 0.001$  L de vinagre en el Erlenmeyer. Al llegar al punto de equivalencia, se determinó que se añadieron  $0.0273 \pm 0.001$  L de NaOH, y a partir de la estequiometría de reacciones en disolución, se obtuvo que la concentración del ácido acético en la muestra de vinagre fue de  $1.3557 \pm 0.169$  M. Al compararlo con el valor teórico (5% en masa=0.8368M), se obtuvo un error absoluto de  $0.5189 \pm 0.169$  M, y un error porcentual de  $62.01 \pm 20.197\%$  lo cual significó una formación de exceso de base, debido a una mala exactitud en la medida del volumen añadido de hidróxido de sodio.

## RESULTADOS

**TABLA NO. 1:** Resultados Determinación del Porcentaje de Ácido Acético en Vinagre.

Descripción		Valor
Concentración de solución NaOH para titular		$1.2693 \pm 0.135 \text{ M}$
Concentración de ácido acético en vinagre comercial.		$1.3557 \pm 0.169 \text{ M}$
Comparación Concentración de ácido acético en vinagre comercial (titulación vs Teórico)	Error absoluto	$0.5189 \pm 0.169 \text{ M}$
	Error Porcentual	$62.01 \pm 20.197 \%$

Fuente: Propia.

### REACCIONES:

**TABLA NO. 2:** Reacciones químicas.

DESCRIPCIÓN	REACCIÓN	
Reacción de neutralización de ácido oxálico e hidróxido de sodio.	$H_2C_2O_4 \text{ (ac)} + 2NaOH \text{ (ac)} \rightarrow Na_2C_2O_4 \text{ (ac)} + 2H_2O \text{ (l)}$	RXN. 1
Reacción de equilibrio ácido-base del ácido oxálico en un medio acuoso.	$H_2C_2O_4 \text{ (ac)} + H_2O \text{ (l)} \leftrightarrow HC_2O_4^- \text{ (ac)} + H_3O^+ \text{ (ac)}$	RXN. 2
Reacción de neutralización de ácido acético e hidróxido de sodio.	$CH_3COOH \text{ (ac)} + NaOH \text{ (ac)} \rightarrow CH_3COONa \text{ (ac)} + H_2O \text{ (l)}$	RXN. 3
Reacción de equilibrio ácido-base del ácido acético en un medio acuoso.	$CH_3COOH \text{ (ac)} + H_2O \text{ (l)} \leftrightarrow CH_3COO^- \text{ (ac)} + H_3O^+ \text{ (ac)}$	RXN. 4

Fuente: Propia

**TABLA NO. 3:** Observaciones.

Descripción	Observaciones
Reactivos.	Ácido oxálico: sólido granulado, blanco. Hidróxido de Sodio: sólido en lentejas, húmedas, color blanco. Agua destilada: Líquida, incolora. Fenolftaleína: Líquida, incolora. Vinagre: Líquido, ligero color amarillo.
Equipo y Cristalería.	El soporte universal (oxidadido) 1 tubo de ensayo (ya quebrado) Beaker 100mL (ya rayado) Bureta (la boca de la bureta estaba manchada)  El resto de los instrumentos utilizados en la práctica no estaban rayados ni quebrados.
Práctica.	Al pesar el ácido oxálico a añadir en el Erlenmeyer, cayó ácido oxálico en el plato de la balanza granataria, por lo que se tuvo que volver a medir, limpiando anteriormente el plato de la balanza. Al diluir el ácido oxálico en agua destilada, se obtuvo una solución líquida e incolora.

	<p>Al diluir las lentejas de Hidróxido de sodio se obtuvo una solución líquida e incolora. Al añadir fenolftaleína a la solución de ácido oxálico se obtuvo una disolución líquida e incolora.</p> <p>Al añadir la solución de hidróxido de sodio, gota a gota, a la solución de ácido oxálico con fenolftaleína, apareció un color fucsia que desaparece inmediatamente, y que se atenuó hasta que la disolución en el Erlenmeyer resultó un color fucsia.</p> <p>Al añadir fenolftaleína al vinagre se obtuvo una solución líquida, con un ligero color amarillo. Al añadir la solución de Hidróxido de Sodio, gota a gota, al vinagre, apareció un color rosado que desaparece inmediatamente, y que poco a poco se atenuó hasta que la disolución en el Erlenmeyer resultó un color fucsia.</p>
--	---

Fuente: Propia.

## DISCUSIÓN DE RESULTADOS

1. El primer objetivo específico de la práctica "Determinación del porcentaje de ácido acético en vinagre", consistió en determinar la concentración, en molaridad, de la solución de Hidróxido de Sodio para posteriormente titular el ácido acético. Para dicho objetivo, se realizó una titulación Ácido-Base con hidróxido de sodio y ácido oxálico.

Hein (2014), en su libro de texto "Fundamentos de química", define que una reacción de un ácido y una base, donde se forma una sal y agua, se conoce como neutralización. En la práctica se efectúa la reacción entre hidróxido de sodio y ácido oxálico.  $H_2C_2O_4(ac) + 2NaOH(ac) \rightarrow Na_2C_2O_4(ac) + 2H_2O(l)$  obteniendo la sal de oxalato sódico y agua líquida. Morris también define que la fuerza impulsora de una reacción de neutralización es la capacidad del ion hidronio ( $H^+$ ) y del ion hidróxido ( $OH^-$ ) para reaccionar y formar una molécula de agua. La cantidad de ácido, base o de otras especies en una muestra se puede determinar por titulación (o valoración), la cual mide el volumen de un reactivo requerido para reaccionar con una masa o volumen medido de otro reactivo.

Brown (2014) en su libro de texto "Química la ciencia central", establece que en una titulación ácido – base, una disolución que contiene una concentración conocida de una base (titulante) se agrega poco a poco a un ácido (analito), o puede añadirse el ácido a la base. Brown también define que la titulación es útil para determinar la concentración de un soluto particular en una disolución, en una reacción con un reactivo de concentración conocida. En la práctica, se podía obtener la concentración del ácido oxálico a partir de su masa y volumen. A pesar de que se sabía, de igual forma, la masa de hidróxido de sodio y volumen de la disolución añadidos a la disolución de ácido oxálico, no se podía determinar directamente ya que las lentejas de hidróxido de sodio son sustancias higroscópicas. *"Una sustancia higroscópica absorbe con facilidad la humedad que hay en el aire, una sustancia higroscópica que continúa absorbiendo agua y que llega a formar una disolución es una sustancia delicuescente. Un ejemplo es el hidróxido de sodio, que absorbe con facilidad el agua para formar una disolución."* (Seese & Doub, 2005)

Al obtener la concentración de ácido oxálico, para la primera titulación, se tenía entonces que la sustancia a valorar era la solución de hidróxido de sodio. Al efectuar el proceso de titulación, se debía llegar al punto de equivalencia, que según Brown (2014) en el libro de texto "Química la ciencia central", es el punto en el cual se han mezclado las cantidades estequiométricamente equivalentes, al efectuar estas titulaciones se añaden gotas de un indicador Ácido-Base, el cual es un colorante que cambia de color cuando se presenta el punto de equivalencia. En la práctica, se añadieron 10 gotas de fenolftaleína a la solución de ácido oxálico, y según Brown (2014), la fenolftaleína es disoluciones ácidas es incolora, y es fucsia en disoluciones básicas, por lo que se esperaba obtener un rosa pálido al neutralizar completamente al ácido oxálico con el hidróxido de sodio.

Al efectuar cálculos estequiométricos, a partir de la concentración de ácido oxálico y el volumen empleado de dicho ácido, se obtuvieron los moles que reaccionaron en la neutralización, y a partir de ello se pueden obtener los moles de hidróxido de sodio, y al realizar la titulación se obtuvo que el volumen añadido de hidróxido de sodio al ácido oxálico fue de  $0.0175 \pm 0.001 L$ , y al obtener moles y volumen de hidróxido de sodio, se pudo saber que la concentración de la solución de hidróxido de sodio, al reaccionar con ácido oxálico, fue de  $1.2693 \pm 0.135 M$ .

2. El segundo objetivo específico de la práctica consistió en determinar la concentración, en molaridad, del ácido acético en el vinagre, para dicho objetivo, se realizó una titulación Ácido-Base con hidróxido de sodio y la muestra de vinagre comercial.

Según Brown en su libro de texto "Química la ciencia Central" (2,014), para determinar la concentración de un reactivo, se puede realizar por medio de una titulación cuando se conoce la concentración del otro reactivo. Las titulaciones se pueden realizar con reacciones de neutralización, de precipitación y de óxido-reducción. En la práctica se efectúo una reacción de neutralización entre el hidróxido de sodio y el ácido acético  $CH_3COOH_{(ac)} + NaOH_{(ac)} \rightarrow CH_3COONa_{(ac)} + H_2O_{(l)}$ . Obteniendo la sal del acetato de sodio y agua líquida.

"El vinagre es un líquido agrio, originado de la fermentación acética del alcohol. Así mismo se sabe que el componente que reacciona entre el vinagre y el hidróxido de sodio es el ácido acético, el cual es el componente predominante en el vinagre". (E-Cultura Group, 2,016)

A partir del concepto de titulación entonces, al tener la concentración de la solución de Hidróxido de sodio, se puede obtener la concentración de ácido acético en el vinagre comercial. Ya que, según Brown (2014) en el libro de texto "Química la ciencia central", a partir de la ecuación química y la cantidad de un reactivo es posible calcular las cantidades de otros reactivos y productos, y en el caso de las disoluciones, se emplea la concentración para después obtener el número de moles que reacción.

Chang (2010), en su libro de texto "Química", menciona que la molaridad de un soluto en una disolución es el número de moles del soluto por litro de disolución, y permite realizar conversiones entre el volumen de una disolución y el número de moles de soluto. Por lo tanto, al saber el volumen de hidróxido de sodio que se añadió al vinagre ( $0.0273\pm0.001L$ ), al realizar dicha titulación, se pueden obtener los moles de hidróxido de sodio presentes en dicha neutralización. Y a partir del método de estequiométría, se obtuvieron los moles de ácido acético en la reacción. Anteriormente se añadieron  $0.025\pm0.001L$  de vinagre al Erlenmeyer por lo que, al tener moles de ácido acético, y el volumen del vinagre se obtuvo la molaridad, la cual fue de  $1.3557\pm0.169M$ .

- El tercer objetivo específico de la práctica consistió en comparar la concentración del ácido acético en la muestra de vinagre comercial determinada por la titulación con la solución de hidróxido de sodio y su valor teórico. Para ello se determinó el error absoluto y porcentual entre dichas concentraciones, en molaridad.

El vinagre es un líquido agrio, originado de la fermentación acética del alcohol, a través de las acciones de las bacterias conocidas "*micoderma aceti*". Así mismo, este tipo de sustancia cuenta con una concentración de 5% de ácido acético diluido en agua. El pH del vinagre se ubica en 2.9. De esta forma, por encontrarse su nivel de pH más cerca del cero, en la escala de acidez, se puede afirmar entonces que el vinagre puede ser considerado una sustancia ácida. (E-Cultura Group, 2,016)

Por lo que al saber que la concentración en porcentaje en masa del ácido acético en el vinagre es del 5%, y conociendo la densidad del vinagre ( $1.005g/mL$ ), se pudo obtener dicha concentración, en molaridad, la cual es de  $0.8368 M$ , y al compararla con la concentración de ácido acético obtenida experimentalmente ( $1.3557\pm0.169 M$ ), se obtuvo un error absoluto de  $0.5189\pm0.169M$ , y un error porcentual de  $62.01\pm20.197\%$ .

Según Hein (2014) en su libro de texto "Fundamentos de Química", la cantidad de ácido, base o de otras especies en una muestra se puede determinar por titulación, la cual mide el volumen de un reactivo requerido para reaccionar con un volumen medido de otro reactivo. En la práctica se efectuaron dos titulaciones ácido-base, la primera fue para titular la solución de hidróxido de sodio, la cual posteriormente fue utilizada como titulante en la titulación de ácido acético. En una titulación se debe añadir el volumen de la bureta gota a gota, hacia el recipiente que contiene el otro reactivo,

ya que una gota de más en una titulación provoca una alteración en el pH de la disolución, ya que según Burns (2011), en su libro de texto "Fundamentos de química", después de llegar al punto final de una titulación empleando la fenolftaleína como indicador ácido-base, se forma una disolución líquida de color fucsia, lo cual indica un exceso de base. Y en la práctica, al efectuar ambas titulaciones, se produjo un exceso de base.

Al lavar la bureta previamente a añadir hidróxido de sodio en ella, quedó agua en la probeta la cual fue absorbida por la solución de hidróxido de sodio, lo cual afecta su concentración. Otro factor que influye en el error obtenido en la comparación experimental vs teórica de la concentración del ácido acético es debido a que, al añadir 10 gotas (aproximadamente) de fenolftaleína, el volumen del vinagre ya no es de  $0.025\pm0.001L$ , sino que aumenta, y en los cálculos, no se consideran las gotas de fenolftaleína añadidas tanto al ácido acético como al ácido oxálico.

El exceso de base, indica que se neutralizó la sustancia ácida, pero que estequiométricamente, hay más base que ácido y, por ende, la solución ahora es una sustancia básica. Y como se menciona anteriormente el añadir media gota de más en una titulación produce efectos negativos, que alteran el resultado de la práctica. Otra causa del exceso de base en la práctica es debido al tener una solución básica muy concentrada, ya que al añadir 8g de NaOH en 0.2L de agua destilada, se obtendría una concentración de 1.0M, pero en la práctica se obtuvo una concentración de NaOH de  $1.2693\pm0.135M$ , lo cual se debió a un error en la exactitud de la medida del volumen de agua destilada para efectuar la disolución de hidróxido de sodio.

## **CONCLUSIONES**

1. La concentración molar de la solución de Hidróxido de Sodio fue de  $1.2693 \pm 0.135\text{M}$ , obtenida a partir de la titulación ácido-base con Ácido Oxálico, para después utilizarse como titulante en la segunda titulación.
2. La concentración molar de la solución de Ácido Acético en una muestra de vinagre fue de  $1.3557 \pm 0.169\text{M}$ , obtenida a partir de la titulación ácido-base con NaOH y la estequiométría de reacciones en disolución.
3. El error absoluto fue  $0.5189 \pm 0.169\text{M}$  y el error porcentual  $62.01 \pm 20.197\%$  entre la concentración de ácido acético en vinagre por titulación vs valor teórico, con exceso de base debido a una mala exactitud al titular.

## **REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS**

### LIBROS

1. Brown, T. L., LeMay Jr., H. E., Bursten, B. E., Murphy, C. J., & Woodward, P. M. (2,014). *Química, La Ciencia Central*. México, D.F.: Pearson.
2. BURNS, R. A. (2,011). *Fundamentos de Química* (Quinta Edición ed.). México: Pearson Educación.
3. Chang, R. (2,010). *Química* (Séptima Edición ed.). México, D.F., México: McGraw-Hill Companies, Inc.
4. Morris Hein, S. A. (2,014). *Fundamentos de Química* (Décimo cuarta ed.). México D.F.: Cengage Learning.
5. Seese, S. W., & Doub, G. W. (2005). *Química* (Octava ed.). Pearson Education.

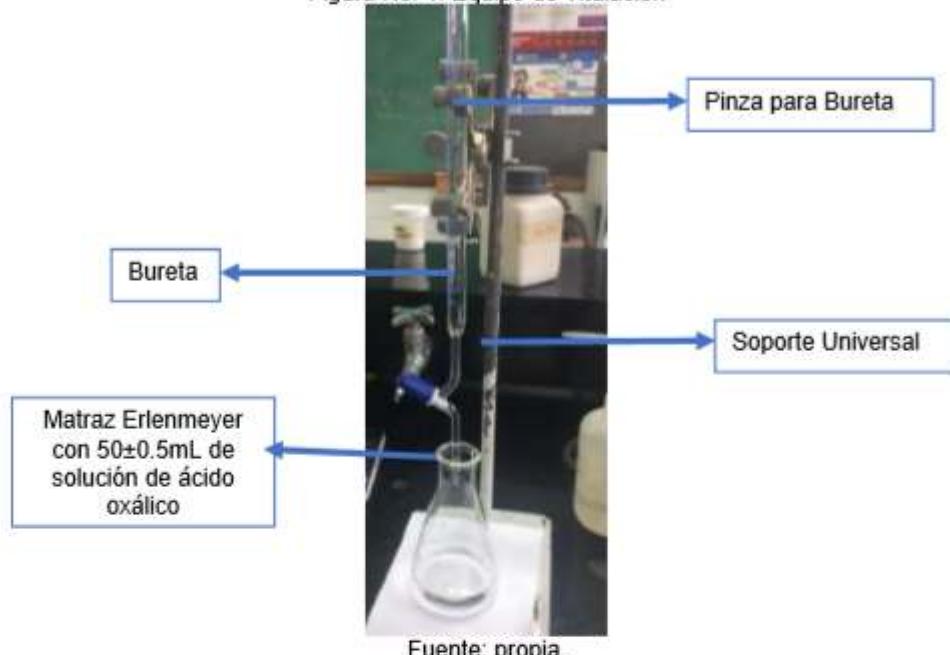
### E-GRAFÍA

6. E-Cultura Group. (14 de Marzo de 2,016). pH . Obtenido de El Pensante: <https://educacion.elpensante.com/cual-es-el-ph-del-jugo-de-limon/>

## APÉNDICE

### DIAGRAMA DE EQUIPO

Figura No. 1: Equipo de Titulación



Fuente: propia.

### DATOS ORIGINALES

TABLA NO. 4 Volúmenes medidos

Descripción	Valor
Volumen de agua destilada (medida con probeta 50mL) añadida al Erlenmeyer para la solución de ácido oxálico	$50 \pm 0.5\text{mL}$
Volumen 1 de agua destilada (medida con probeta 100mL) añadida al Beaker 600mL para la solución de hidróxido de sodio.	$100 \pm 0.5\text{mL}$
Volumen 2 de agua destilada (medida con probeta 100mL) añadida al Beaker 600mL para la solución de hidróxido de sodio.	$100 \pm 0.5\text{mL}$
Volumen de solución NaOH final en Erlenmeyer para la valoración de NaOH	$17.5 \pm 0.5\text{mL}$
Gotas de fenolftaleína añadidas a solución de ácido oxálico para la valoración de NaOH	10 gotas
Gotas de fenolftaleína añadidas a solución de ácido oxálico para la titulación de ácido acético	10 gotas
Volumen de vinagre (medido con probeta 25mL) añadido a Erlenmeyer para titulación de ácido acético.	$25 \pm 0.5\text{mL}$
Volumen de solución NaOH final en Erlenmeyer para la valoración de ácido acético	$27.3 \pm 0.5\text{mL}$

Fuente: Propia

**TABLA NO. 5** Masas medidas

Descripción	Valor
Vidrio de reloj 1	$23.2 \pm 0.05\text{g}$
Vidrio de reloj 1 + ácido oxálico	$24.2 \pm 0.05\text{g}$
Vidrio de reloj 2	$23.3 \pm 0.05\text{g}$
Vidrio de reloj 2 + hidróxido de sodio	$31.3 \pm 0.05\text{g}$

Fuente: Propia

**DATOS TEÓRICOS****TABLA NO. 6** Datos teóricos de la práctica

Dato Teórico	Valor
Densidad de vinagre empleado en la práctica	1.005 g/mL
Concentración (porcentaje en masa) de ácido acético en el vinagre empleado en la práctica.	5%

Fuente: (URL, Laboratorio de Química, 2017)

**DATOS CALCULADOS****TABLA NO. 7** Volúmenes calculados

Descripción	Valor
Volumen de agua destilada añadida a Beaker 600mL para la disolución de NaOH	$0.2 \pm 0.001\text{ L}$
Volumen de agua destilada añadida a Erlenmeyer para la disolución de Ácido oxálico (en L)	$0.050 \pm 0.001\text{ L}$
Volumen de solución NaOH añadido al en Erlenmeyer para la valoración de hidróxido de sodio	$0.0175 \pm 0.001\text{ L}$
Volumen de solución NaOH añadido al en Erlenmeyer para la titulación de ácido acético	$0.0273 \pm 0.001\text{ L}$
Volumen de vinagre añadido a Erlenmeyer para la titulación de ácido acético (en L)	$0.025 \pm 0.001\text{ L}$

Fuente: Propia

**TABLA NO. 8** Masas calculadas

Descripción	Valor
Ácido oxálico utilizado para disolución ácido oxálico	$1 \pm 0.071\text{ g}$
Hidróxido de sodio utilizado para disolución hidróxido de sodio	$8 \pm 0.071\text{ g}$

Fuente: Propia

**TABLA NO. 9** Concentraciones calculadas

Descripción	Valor
Concentración de ácido oxálico en la disolución de ácido oxálico	$0.2221 \pm 0.020\text{ M}$
Concentración de NaOH en la disolución de NaOH.	$1.2693 \pm 0.135\text{ M}$
Concentración de ácido acético en vinagre (experimental)	$1.3557 \pm 0.169\text{ M}$
Concentración de ácido acético en vinagre (teórica)	$0.8368\text{ M}$

Fuente: Propia

TABLA NO. 10 Moles calculados

Descripción		Valor
Moles de ácido oxálico presentes en la valoración de NaOH		0.01111±0.001 moles
Moles de NaOH presentes en la valoración de NaOH		0.02221±0.002 moles
Moles de NaOH presentes en la titulación de ácido acético		0.03389±0.004 moles
Moles de ácido acético presentes en la titulación de ácido acético		0.03389±0.004 moles

Fuente: Propia

MUESTRA DE CÁLCULO

TABLA NO. 11 Cálculos

Cálculo	Fórmula	Descripción	Ejemplo
Suma de volúmenes	$VT = V_1 + V_2$	$VT =$ Volumen total de la sustancia. $V_1$ = Volumen 1 $V_2$ = Volumen 2	$VT = 100\text{mL} + 100\text{mL}$ $VT = 200\text{mL}$
Diferencia de masas	$R = m_2 - m_1$	$R =$ Masa de la sustancia. $m_1$ = Masa del vidrio de reloj vacío. $m_2$ = Masa del vidrio de reloj más la sustancia.	$R = 24.2 \text{ g.} - 23.2 \text{ g.}$ $R = 1.0 \text{ g.}$
Diferencia de volúmenes	$VT = V_1 - V_2$	$VT =$ Volumen total de la sustancia. $V_1$ = Volumen final $V_2$ = Volumen inicial	$VT = 17.5\text{mL} - 0\text{mL}$ $VT = 17.5\text{mL}$
Conversión mililitros - Litros	$VT = V_{\text{mL}} * \frac{1\text{L}}{1000\text{mL}}$	$VT =$ Volumen total de la sustancia. $V_{\text{mL}}$ = Volumen en mililitros	$VT = 50\text{mL} * \frac{1\text{L}}{1000\text{mL}}$ $VT = 0.05\text{L}$
Conversión masa - mol	$m * \frac{mol_{\text{sust}}}{M}$ $= mol$	$mol$ = moles totales $mol_{\text{sust}}$ = moles de la sustancia por su masa molar $M$ = masa molar de la sustancia. $m$ = masa de la sustancia	$1.0\text{g} * \frac{1mol_{\text{sust}}}{90.03548\text{g}} =$ $mol = 0.01111 \text{ moles}$
Estequioometría; mol titulante – mol analito	$mol_{\text{tit}} * \frac{mol_{\text{an}}}{mol_{\text{tit}}}$ $= mol$	$Mol_{\text{tit}}$ = moles de la sustancia titulante $Mol_{\text{an}}$ = moles de la sustancia analito $mol$ = moles totales	$0.01111mol_{\text{tit}} * \frac{2mol_{\text{an}}}{1mol_{\text{tit}}} =$ $mol = 0.02221 \text{ moles}$
Concentración	$\frac{mol}{V} = M$	$M$ = concentración $mol$ = moles de la sustancia $V$ = volumen de la mezcla	$M = \frac{0.01111mol}{0.05 L}$ $M = 0.2221 M$
Error absoluto	$Ea =  X_i - X_T $	$Ea$ = Error absoluto. $X_i$ = Dato experimental. $X_T$ = Dato teórico.	$Ea =  1.3557M - 0.8368M $ $Ea = 0.5189M$
Error porcentual	$E\% = \frac{Ea}{X_T} * 100$	$E\%$ = Error porcentual. $Ea$ = Error absoluto. $X_T$ = Dato teórico	$E\% = \frac{0.5189M}{0.8368M} * 100$ $E\% = 62.01 \%$

Fuente: Propia

## ANÁLISIS DE ERROR

### ERROR ABSOLUTO Y ERROR PORCENTUAL

TABLA NO. 12 Errores Determinados

Dato Calculado	Valor
Error absoluto concentración ácido acético en vinagre (experimental) vs concentración ácido acético en vinagre (teórico).	$0.5189 \pm 0.169 \text{ M}$
Error porcentual concentración ácido acético en vinagre (experimental) vs concentración ácido acético en vinagre (teórico).	$62.01 \pm 20.197 \%$

Fuente: Propia

### CÁLCULOS

1. *Masa de ácido oxálico en disolución de ácido oxálico:*

R= Masa total.

m<sub>1</sub> = masa del vidrio de reloj vacío

m<sub>2</sub> = masa de vidrio de reloj + ácido oxálico.

$$R = m_2 - m_1$$

$$R = 24.2 \pm 0.05 \text{ g} - 23.2 \pm 0.05 \text{ g}$$

$$R \approx 1.0 \pm 0.071 \text{ g } H_2C_2O_4.$$

2. *Masa de hidróxido de sodio en disolución de hidróxido de sodio:*

R= Masa total.

m<sub>1</sub> = masa del vidrio de reloj vacío

m<sub>2</sub> = masa de vidrio de reloj + hidróxido de sodio.

$$R = m_2 - m_1$$

$$R = 31.3 \pm 0.05 \text{ g} - 23.3 \pm 0.05 \text{ g}$$

$$R \approx 8.0 \pm 0.071 \text{ g } NaOH.$$

3. *Volumen de agua destilada añadida para disolución de hidróxido de sodio en Litros:*

VT= Volumen total.

V<sub>1</sub> = Volumen 1

V<sub>2</sub> = Volumen 2.

V<sub>mL</sub> = Volumen en mililitros

$$VT = (V_1 + V_2) * \frac{1L}{1000mL}$$

$$VT = (100 \pm 0.5 \text{ mL} + 100 \pm 0.5 \text{ mL}) * \frac{1L}{1000mL}$$

$$VT = 200 \pm 0.71 \text{ mL} * \frac{1L}{1000mL}$$

$$VT \approx 0.2 \pm 0.001 \text{ L } H_2O.$$

4. *Volumen de agua destilada añadida para disolución de ácido oxálico en Litros:*

VT= Volumen total.

V<sub>mL</sub> = Volumen en mililitros

$$VT = V_{mL} * \frac{1L}{1000mL}$$

$$VT = 50 \pm 0.5 \text{ mL} * \frac{1L}{1000mL}$$

$$VT \approx 0.05 \pm 0.001 \text{ L } H_2O.$$

5. Conversión masa-mol en la disolución de ácido oxálico:

mol = moles totales

$mol_{sust}$  = moles de ácido oxálico por su masa molar = 1mol

M = masa molar de ácido oxálico = 90.03578g

m = masa de la sustancia = 1g

$$m * \frac{mol_{sust}}{M} = mol$$

$$1 \pm 0.071g H_2C_2O_4 * \frac{1 \text{ mol } H_2C_2O_4}{90.03548 \text{ g } H_2C_2O_4} = 0.0111067325 \pm 0.001 \text{ moles } H_2C_2O_4$$

$$\text{mol} \approx 0.01111 \pm 0.001 \text{ moles } H_2C_2O_4.$$

6. Concentración de ácido oxálico:

M = Concentración (Molar) de ácido oxálico.

mol = moles de ácido oxálico = 0.01111mol.

V = Volumen de la mezcla = 0.05L

$$\frac{\text{mol}}{V} = M$$

$$\frac{0.01111067325 \pm 0.001 \text{ mol } H_2C_2O_4}{0.05 \pm 0.001 \text{ L disolución}} = 0.22213465518 \pm 0.020 M$$

$$M \approx 0.2221 \pm 0.020 M$$

7. Estequioometría: Cantidad de moles de hidróxido de sodio:

A partir de:  $H_2C_2O_4(aq) + 2NaOH(aq) \rightarrow Na_2C_2O_4(aq) + 2H_2O(l)$

M = Concentración (Molar) de ácido oxálico = 0.22213465518M

V = Volumen añadido de ácido oxálico = 0.05L

Mol<sub>tit</sub> = moles de ácido oxálico (según la reacción) = 1

Mol<sub>an</sub> = moles de hidróxido de sodio (según la reacción) = 2

mol = moles de hidróxido de sodio presentes en la reacción.

$$mol = M * V * \frac{mol_{an}}{mol_{tit}}$$

$$mol = \frac{0.2221346518 \pm 0.020 \text{ mol } H_2C_2O_4}{L} * 0.05 \pm 0.001 \text{ L} * \frac{2 \text{ mol } NaOH}{1 \text{ mol } H_2C_2O_4} = 0.02221346518 \pm 0.002 \text{ mol NaOH}$$

$$mol \approx 0.02221 \pm 0.002 \text{ mol NaOH}$$

8. Volumen de solución de hidróxido de sodio añadida para valorar NaOH:

VT= Volumen total.

V1 = Volumen inicial

V2 = Volumen final.

VmL = Volumen en mililitros

$$VT = (V_2 - V_1) * \frac{1L}{1000mL}$$

$$VT = (17.5mL - 0mL) * \frac{1L}{1000mL}$$

$$VT = 17.5mL * \frac{1L}{1000mL}$$

$$VT \approx 0.0175 \pm 0.001 \text{ L NaOH.}$$

9. Concentración de Hidróxido de Sodio (Valoración de NaOH):

$M$  = Concentración (Molar) de Hidróxido de Sodio.

mol = moles de hidróxido de sodio =  $0.02221346518 \text{ mol NaOH}$

V = Volumen de hidróxido de sodio empleado en la valoración =  $0.0273\text{L}$

$$\frac{\frac{\text{mol}}{V}}{0.02221346518 \pm 0.002 \text{ mol NaOH}} = 1.269340867 \pm 0.135 \text{ M}$$

$$M \approx 1.2693 \pm 0.135 \text{ M}$$

10. Volumen de solución de hidróxido de sodio añadida para titular ácido acético:

$VT$  = Volumen total.

$V_1$  = Volumen inicial

$V_2$  = Volumen final.

$V_{mL}$  = Volumen en mililitros

$$VT = (V_2 - V_1) * \frac{1\text{L}}{1000\text{mL}}$$

$$VT = (27.3 \pm 0.5\text{mL} - 0 \pm 0.5\text{mL}) * \frac{1\text{L}}{1000\text{mL}}$$

$$VT = 27.3 \pm 0.707\text{mL} * \frac{1\text{L}}{1000\text{mL}}$$

$$VT \approx 0.0273 \pm 0.001\text{L NaOH}.$$

11. Cantidad de moles de hidróxido de sodio para titular ácido acético:

$M$  = Concentración (Molar) de hidróxido de sodio =  $1.269340867 \text{ M}$

V = Volumen añadido de hidróxido de sodio =  $0.0273\text{L}$

$$\text{mol} = M * V$$

$$\text{mol} = \frac{1.269340867 \pm 0.135 \text{ mol NaOH}}{L} * 0.0273 \pm 0.001\text{L} = 0.03389140115 \pm 0.004 \text{ mol NaOH}$$

$$\text{mol} \approx 0.03389 \pm 0.004 \text{ mol NaOH}$$

12. Estequioometría: Cantidad de moles de ácido acético:

A partir de:  $\text{CH}_3\text{COOH}_{(ac)} + \text{NaOH}_{(ac)} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa}_{(ac)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

$\text{Mol}_{tit}$  = moles de hidróxido (presentes en la titulación) =  $0.03389140115 \text{ mol NaOH}$

$\text{Mol}_{tit}$  = moles de hidróxido (según la reacción) = 1

$\text{Mol}_{an}$  = moles de hidróxido de sodio (según la reacción) = 1

mol = moles de ácido acético presentes en la reacción.

$$\text{mol} = \text{mol}_{tit} * \frac{\text{mol}_{an}}{\text{mol}_{tit}}$$

$$\text{mol} = 0.03389140115 \pm 0.004 \text{ mol NaOH} * \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 0.03389140115 \pm 0.004 \text{ mol CH}_3\text{COOH}$$

$$\text{mol} \approx 0.03389 \pm 0.004 \text{ mol CH}_3\text{COOH}$$

13. Volumen de vinagre añadido para titular el ácido acético:

VT= Volumen total.

VmL = Volumen en mililitros

$$VT = VmL * \frac{1L}{1000mL}$$
$$VT = 25 \pm 0.5mL * \frac{1L}{1000mL}$$
$$VT \approx 0.025 \pm 0.001L CH_3COOH.$$

14. Concentración de ácido acético en vinagre comercial (Titulación de  $CH_3COOH$ ):

M = Concentración (Molar) de ácido acético.

mol = moles de ácido acético = 0.03389140115 mol  $CH_3COOH$

V = Volumen de ácido acético empleado en la titulación = 0.025L

$$\frac{\frac{mol}{V}}{0.03389140115 \pm 0.004 mol CH_3COOH} = 1.355656046 \pm 0.169M$$
$$0.025 \pm 0.001L \text{ vinagre}$$
$$M \approx 1.3557 \pm 0.169 M$$

15. Análisis dimensional: Concentración de ácido acético en vinagre comercial (teórica):

m% = Concentración ácido acético (porcentaje en masa) 5%

$\rho$  = densidad de vinagre = 1.005g/mL

mM = masa molar de ácido acético = 60.05256g/mol  $CH_3COOH$

M = molaridad de ácido acético

$$M = m\% * \rho * \frac{1L}{1000mL} * mM$$

para m%; Asumiendo que  $\frac{5g CH_3COOH}{100g \text{ vinagre}}$

$$M = \frac{5g CH_3COOH}{100g \text{ vinagre}} * \frac{1.005g \text{ vinagre}}{0.001 L \text{ vinagre}} * \frac{1mol CH_3COOH}{60.05256g CH_3COOH} = 0.8367669921M$$

$$M \approx 0.8368 M$$

16. Error absoluto de la concentración molar de ácido acético (experimental vs teórico):

Ea= Error absoluto.

$X_i$  = Concentración ácido acético en vinagre comercial (experimental) = 1.355656046M

$X_T$  = Concentración ácido acético en vinagre comercial (teórico) = 0.8367669921M

$$Ea = |X_i - X_T|$$

$$Ea = |1.355656046 \pm 0.169M - 0.8367669921 \pm 0M| = 0.5188890539M$$

$$Ea \approx 0.5189 \pm 0.169 M$$

17. Error porcentual de la concentración molar de ácido acético (experimental vs teórico):

E% = Error porcentual.

Ea = Error absoluto = 0.5188890539M

X<sub>T</sub> = Concentración ácido acético en vinagre comercial (teórico) = 0.8367669921M

$$E\% = \frac{E_a}{X_T} * 100$$

$$E\% = \frac{0.5188890539 \pm 0.16944}{0.8367669921 \pm 0.44} * 100 = 62.0111762 \pm 20.197\%$$

$$E\% \approx 62.01 \pm 20.197\%$$

#### CAMBIOS EN PROCEDIMIENTO

NA