

LABORATORIO DE QUÍMICA ANALÍTICA
INFORME PRESENTADO A LA PROF. ANGELA SIFONTE

POTENCIOMETRÍA

INFORME N° 7.
PRESENTADO POR LOS BRS.:
WILLIAM CHEN CHEN
C.I.: 16.113.714
YUSMARY DE ABREU
C.I.: 15.914.973

CARACAS, 15 FEBRERO DE 2004.

RESUMEN

Con el objeto de determinar el porcentaje de acidez de un vinagre comercial dado, se realizó la práctica de laboratorio concerniente a la potenciometría, por medio de la cual se puede conocer de manera más precisa el punto de equivalencia o final de una titulación, ya que no se determina el mismo por una apreciación tan subjetiva como lo es el cambio de color de la muestra problema por la adición de un indicador.

Para la determinación potenciométrica, se preparó en primer lugar la solución a estudiar. Para ello se pesaron una cantidad del vinagre y se diluyó esta con agua destilada. Paralelamente se calibró el medidor de pH (pHmetro) introduciendo el electrodo, previamente enjuagado con agua destilada, en una solución buffer de pH igual a cuatro y se ajustó el valor reportado por el equipo al mismo pH de aproximadamente. Luego se introdujo en otra solución buffer de pH 7 y se ajustó el equipo a dicho pH. Una vez calibrado el pHmetro se procedió a la valoración potenciométrica.

Se tomó una alícuota de la solución diluida de vinagre y se colocó en un beaker. Se le introdujo un agitador magnético y el electrodo del pHmetro, cuidando que el bulbo del mismo quedara cubierto, para la agitación. Luego se fue agregando titulante a la solución de 1 mL en 1 mL y se fue anotando el pH indicado por el equipo para cada uno de los volúmenes de NaOH añadido. Se ubicó el salto mayor de pH y se realizó un estudio más detallado en el intervalo de volumen de NaOH donde se encontraba el mismo; este intervalo se encontró entre los 14 mL y los 16 mL. Se tomó entonces otra alícuota de la solución de vinagre diluida y nuevamente se le colocó un agitador magnético, el electrodo y la bureta con el titulante. Se añadió de la solución titulante hasta alcanzar 14 mL de NaOH añadidos y se fue agregando luego el mismo de 0,1 mL en 0,1 mL hasta llegar a 16 mL. Se fue tomando nota de éstos valores de pH para cada volumen de titulante agregado. Este último procedimiento se repitió 2 veces más.

Al graficar la primera y la segunda derivada de cada una de las barridas, éstas indicaron el volumen de NaOH correspondiente al punto de equivalencia. Se realizó un promedio entre ellos, y se obtuvo el volumen promedio de NaOH necesario para llegar al punto de equivalencia; luego se calculó los equivalentes de ácido, los equivalentes totales del ácido, la masa de ácido, el porcentaje de ácido acético, los granos del vinagre y el error relativo del mismo asumiendo como verdadero el valor de 6% en peso.

Los resultados obtenidos fueron muy buenos ya que el porcentaje la desviación del porcentaje de acidez del vinagre fue de 0,16%.

De los resultados obtenidos se puede afirmar que la muestra de vinagre analizada cumple con los requisitos por lo que se considera apto para su comercialización y que la experiencia fue realizada con bastante exactitud.

OBJETIVOS

Generales:

- ✓ Determinar el contenido de ácido acético en una muestra de vinagre comercial empleando valoraciones potenciométricas

Específicos:

- ✓ Apreciar la variación de pH del analito ante la adición de solución de NaOH.
- ✓ Construir la gráficas de pH Vs. $V_{\text{titulante}}$, para observar el salto indicador de la llegada hasta el punto de equivalencia.
- ✓ Efectuar un barrido de volumen de titulante añadido a la solución problema para apreciar el rango de cambio y observar en forma clara el punto final de las titulaciones.
- ✓ Determinar gráficamente el punto final de las titulaciones.
- ✓ A partir del punto final de las tres titulaciones, calcular el volumen promedio de NaOH.
- ✓ A partir del volumen promedio de NaOH y el factor de dilución, calcular el porcentaje de acidez del vinagre.

MARCO TEÓRICO

Existen diversas herramientas y métodos analíticos, mediante las cuales es posible determinar la concentración de una solución; uno de estos métodos consiste en la determinación de la concentración de un electrolito en disolución a través del valor del potencial de un conductor sumergido en dicha solución. Este método es válido ya que es posible relacionar el valor del potencial del conductor con las concentraciones de las sustancias de la solución en la cual éste se encuentra sumergido.

La Ecuación que permite relacionar ambas variables es la Ecuación de Nerst la cual es una relación cuantitativa que permite calcular la fuerza electromotriz de una pila para concentraciones de los iones distintas de la unidad.

Tomando en cuenta las variaciones de potencial de una solución, es posible emplear dos métodos para determinar la concentración de dicha solución. El primero consiste en comparar el potencial desarrollado por una muestra con el de patrones de concentración conocida. El segundo consiste en seguir el transcurso de una valoración, y medir el potencial de un electrodo sumergido en la disolución que se valora; este electrodo debe ser sensible a la concentración de uno de los participantes de la reacción y su comportamiento permite determinar el punto final de la valoración. Este segundo método es conocido con el nombre de Valoraciones Potenciométricas. En una valoración potenciométrica, se forma una pila galvánica por inmersión de la solución a analizar de un par de electrodos adecuados. La fem. de una pila es seguida entonces como una función del volumen del reactivo añadido.

Una valoración potenciométrica, requiere del equipo usual en las titulaciones, además de un dispositivo para medir el potencial, un electrodo de referencia y un electrodo indicador. Un proceso previo para el análisis cualitativo y cuantitativo es la calibración. La respuesta del método analítico y la sensibilidad del equipo mecánico y electrónico empleado respecto al componente deseado, debe calibrarse usando un componente puro o una muestra que contenga una cantidad conocida de ese componente.

Para determinar el punto final de una valoración se pueden usar los métodos gráficos o analíticos. El método gráfico más directo se basa en una representación directa del potencial (pH) en función del volumen de reactivo. El punto medio en la porción ascendente de la curva se determina visualmente y se toma como el punto final. Una extensión lógica de la técnica anterior es la de llevar a un gráfico $\Delta\text{pH}/\Delta V$, esto es, el cambio de potencial con el incremento de volumen del valorante, en función del volumen promedio del valorante. La representación de estos datos origina una curva con un máximo que corresponde al punto de inflexión. Evidentemente, se puede determinar el punto de equivalencia a partir de la gráfica de $\Delta^2 E/\Delta V^2$ ($\Delta^2\text{pH}/\Delta V^2$) en función del volumen promedio de titulante añadido. En este caso, el punto final corresponde a la intersección de la curva con el eje de los volúmenes, es decir, donde la segunda derivada se hace igual a cero. Todos estos métodos para el cálculo del punto final presuponen que la curva de valoración es simétrica alrededor del punto de equivalencia, y que la inflexión de la curva corresponde a este punto. Esta suposición es perfectamente válida; siempre que los participantes en la valoración reaccionen entre sí en una relación equimolar, y también que el proceso del electrodo sea perfectamente reversible.

DATOS EXPERIMENTALES

A continuación se presentan los datos recopilados durante el desarrollo de la práctica de Potenciometría:

Tabla N° 1. Datos de la muestra de Vinagre y de la solución titulante (NaOH).

Masa de Vinagre, ($M_v \pm 0,01$) g	% de Ácido Acético de la solución de Vinagre según el fabricante, %	Concentración de la solución de NaOH, ($C_{NaOH} \pm 0,0002$) M
30,09	6	0,1008

Tabla N° 2. Datos experimentales de la primera medición.

PRIMERA MEDICIÓN	
Volumen NaOH ($V_{NaOH} \pm 0,05$) mL	(pH $\pm 0,01$)
0,00	3,14
1,00	3,60
2,00	3,87
3,00	4,06
4,00	4,22
5,00	4,36
6,00	4,50
7,00	4,61
8,00	4,74
9,00	4,87
10,00	5,00
11,00	5,15
12,00	5,35
13,00	5,60
14,00	6,04
15,00	10,01
16,00	11,33
17,00	11,63
18,00	11,86
19,00	12,01
20,00	12,03
21,00	12,05
22,00	12,04

Tabla N° 3. Datos experimentales de la segunda medición.

SEGUNDA MEDICIÓN	
Volumen NaOH ($V_{\text{NaOH}} \pm 0,05$) mL	(pH $\pm 0,01$)
0,00	3,06
4,00	4,15
8,00	4,73
12,00	5,35
12,10	5,38
12,20	5,40
12,30	5,42
12,40	5,44
12,50	5,45
12,60	5,49
12,70	5,51
12,80	5,54
12,90	5,59
13,00	5,62
13,10	5,64
13,20	5,65
13,30	5,70
13,40	5,73
13,50	5,78
13,60	5,82
13,70	5,86
13,80	5,92
13,90	5,99
14,00	6,02
14,10	6,20
14,20	6,28
14,30	6,38
14,40	6,57
14,50	6,73
14,60	6,97
14,70	7,30
14,80	7,85
14,90	8,50
15,00	10,13
15,10	10,22
15,20	10,46
15,30	10,48
15,40	10,63
15,50	10,74
15,60	10,82
15,70	10,87
15,80	10,99
15,90	11,07
16,00	11,13

Tabla N° 4. Datos experimentales de la tercera medición.

TERCERA MEDICIÓN	
Volumen NaOH ($V_{\text{NaOH}} \pm 0,05$) mL	(pH $\pm 0,01$)
0,00	3,10
7,00	4,64
14,00	6,04
14,50	6,52
14,60	6,72
14,70	7,18
14,80	7,73
14,90	8,46
15,00	10,07
15,10	10,20
15,20	10,39
15,30	10,42
15,40	10,50
15,50	10,62
15,60	10,75
15,70	10,81
15,80	10,97
15,90	11,09
16,00	11,14

Tabla N° 5. Datos experimentales de la cuarta medición.

CUARTA MEDICIÓN	
Volumen NaOH ($V_{\text{NaOH}} \pm 0,05$) mL	(pH $\pm 0,01$)
0,00	3,06
7,00	4,64
14,00	5,99
14,50	6,37
14,60	6,60
14,70	7,02
14,80	7,58
14,90	8,30
15,00	9,92
15,10	10,07
15,20	10,27
15,30	10,40
15,40	10,51
15,50	10,59
15,60	10,80
15,70	10,88
15,80	10,95
15,90	11,07
16,00	11,11

RESULTADOS EXPERIMENTALES

Tabla N° 6. Volumen de NaOH necesarios para llegar al punto final para cada medición, (a partir de las gráficas N° 10, 11, 12).

Medición	Volumen NaOH ($V_{\text{NaOH}} \pm 0,05$) mL
1	15,05
2	15,05
3	15,05

Tabla N° 7. Resultados intermedios de la primera medición.

Volumen NaOH ($V_{\text{NaOH}} \pm 0,05$) mL	Primera Derivada $\frac{\Delta pH}{\Delta V}$	Segunda Derivada $\frac{\Delta^2 pH}{\Delta^2 V}$
0,00		
1,00	0,460	
2,00	0,270	-0,190
3,00	0,190	-0,080
4,00	0,160	-0,030
5,00	0,140	-0,020
6,00	0,140	0,000
7,00	0,110	-0,030
8,00	0,130	0,020
9,00	0,130	0,000
10,00	0,130	0,000
11,00	0,150	0,020
12,00	0,200	0,050
13,00	0,250	0,050
14,00	0,440	0,190
15,00	3,970	3,530
16,00	1,320	-2,650
17,00	0,300	-1,020
18,00	0,230	-0,070
19,00	0,150	-0,080
20,00	0,020	-0,130
21,00	0,020	0,000
22,00	-0,010	-0,030

Tabla N° 8. Resultados intermedios de la segunda medición.

Volumen NaOH ($V_{\text{NaOH}} \pm 0,05$) mL	Primera Derivada $\frac{\Delta pH}{\Delta V}$	Segunda Derivada $\frac{\Delta^2 pH}{\Delta^2 V}$
0,00		
4,00	0,273	
8,00	0,145	-0,032
12,00	0,155	0,002
12,10	0,300	0,071
12,20	0,200	-1,000
12,30	0,200	0,000
12,40	0,200	0,000
12,50	0,100	-1,000
12,60	0,400	3,000
12,70	0,200	-2,000
12,80	0,300	1,000
12,90	0,500	2,000
13,00	0,300	-2,000
13,10	0,200	-1,000
13,20	0,100	-1,000
13,30	0,500	4,000
13,40	0,300	-2,000
13,50	0,500	2,000
13,60	0,400	-1,000
13,70	0,400	0,000
13,80	0,600	2,000
13,90	0,700	1,000
14,00	0,300	-4,000
14,10	1,800	15,000
14,20	0,800	-10,000
14,30	1,000	2,000
14,40	1,900	9,000
14,50	1,600	-3,000
14,60	2,400	8,000
14,70	3,300	9,000
14,80	5,500	22,000
14,90	6,500	10,000
15,00	16,300	98,000
15,10	0,900	-154,000
15,20	2,400	15,000
15,30	0,200	-22,000
15,40	1,500	13,000
15,50	1,100	-4,000
15,60	0,800	-3,000
15,70	0,500	-3,000
15,80	1,200	7,000
15,90	0,800	-4,000
16,00	0,600	-2,000

Tabla N° 9. Resultados intermedios de la tercera medición.

Volumen NaOH ($V_{\text{NaOH}} \pm 0,05$) mL	Primera Derivada $\frac{\Delta pH}{\Delta V}$	Segunda Derivada $\frac{\Delta^2 pH}{\Delta^2 V}$
0,00		
7,00	0,220	
14,00	0,200	-0,003
14,50	0,960	0,203
14,60	2,000	3,467
14,70	4,600	26,000
14,80	5,500	9,000
14,90	7,300	18,000
15,00	16,100	88,000
15,10	1,300	-148,000
15,20	1,900	6,000
15,30	0,300	-16,000
15,40	0,800	5,000
15,50	1,200	4,000
15,60	1,300	1,000
15,70	0,600	-7,000
15,80	1,600	10,000
15,90	1,200	-4,000
16,00	0,500	-7,000

Tabla N° 10. Resultados intermedios de la cuarta medición.

Volumen NaOH ($V_{\text{NaOH}} \pm 0,05$) mL	Primera Derivada $\frac{\Delta pH}{\Delta V}$	Segunda Derivada $\frac{\Delta^2 pH}{\Delta^2 V}$
0,00		
7,00	0,226	
14,00	0,193	-0,005
14,50	0,760	0,151
14,60	2,300	5,133
14,70	4,200	19,000
14,80	5,600	14,000
14,90	7,200	16,000
15,00	16,200	90,000
15,10	1,500	-147,000
15,20	2,000	5,000
15,30	1,300	-7,000
15,40	1,100	-2,000
15,50	0,800	-3,000
15,60	2,100	13,000
15,70	0,800	-13,000
15,80	0,700	-1,000
15,90	1,200	5,000
16,00	0,400	-8,000

Tabla N° 11. Resultados pertinentes al volumen promedio de NaOH empleado.

Media Aritmética (\bar{X})	15,05 mL
Desviación de los Volúmenes	0,00 mL

Tabla N° 12. Resultados pertinentes a titulación potenciométrica.

Volumen Promedio NaOH V_{NaOH} (mL)	(15,05 ± 0,00) mL
Concentración de la solución ácida (M)	(0,0606 ± 0,0001) M
Equivalentes del ácido acético (eq)	(0,001515 ± 0,000002) eq
Equivalentes totales de ácido acético (eq)	(0,0303 ± 0,0001) eq
Masa del ácido acético (g)	(1,808 ± 0,006) g
Porcentaje de ácido acético (%)	(6,01 ± 0,02)%
Granos del Vinagre	(60,1 ± 0,2) granos
Error Relativo del porcentaje de vinagre	0,16 %

DISCUSIÓN DE RESULTADOS

Al ver las gráficas N° 1, N° 2, N° 3 y N° 4, las cuales representan la variación del pH con respecto al volumen de NaOH añadidos, se puede observar que todas poseen la misma tendencia y comportamiento una respecto a la otra y coinciden con las reportadas en la bibliografía. Lo mismo se puede deducir del análisis de las gráficas N° 5 a la N° 12, debido a la gran precisión y reproducibilidad de las mediciones realizadas durante la experiencia. En las gráficas de la primera derivada, como se puede apreciar, todas tienen un pico bastante definido que representa el punto de equivalencia. Por su lado, en las gráficas de la segunda derivada, éstas presentan un cambio brusco pasando de un pico en la parte superior de la gráfica a un pico inferior en la misma, determinándose el punto de equivalencia cuando este cambio pasa por cero.

Adicionalmente, la media de los volúmenes de NaOH empleados resultó ser igual a cada uno de los valores de volúmenes consumidos; si se observa la tabla N° 11, la desviación de los volúmenes es cero, lo que permite concluir que no hay que dudar de la validez de las mediciones hechas y del volumen de NaOH promedio determinado.

Por otra parte, cabe destacar que el método utilizado para determinar el volumen promedio necesario para neutralizar la solución es más preciso que los utilizados en experiencias anteriores, (observar el viraje de color que ocurre al alcanzar el punto de equivalencia), ya que no necesita un estricto control de las condiciones experimentales; este hecho determina que el volumen equivalente obtenido sea preciso y también exacto. Sin embargo, cabe destacar que la precisión de la experiencia depende a su vez, bastante del cuidado que se tenga al agregar los volúmenes de la solución titulante y la lectura de los mismos, por

lo tanto los posible errores que presentan las curvas se deben a errores humanos de importancia sustancial, pues la incertidumbre que tiene asociada responde únicamente a errores indeterminados personales debido a la apreciación y capacidad visual del analista al calibrar la bureta.

El porcentaje en peso de la muestra de vinagre resultó ser ligeramente mayor que el marcado en la etiqueta del producto, esto, asumiendo al valor marcado en la etiqueta como verdadero. Lo anterior indica que hubo una desviación de la exactitud, cuyo valor fue del 0,16% del valor real teórico. Esta desviación, indica que los resultados obtenidos a partir de los datos experimentales fueron muy precisos y exactos. La mínima desviación presentada es adjudicada a los errores aleatorios personales que se hayan podido cometer (recordando que se asume que el porcentaje de la etiqueta del producto es exacto).

Los granos determinados para el vinagre empleado en la experiencia, indican que éste es efectivamente un vinagre apto para la comercialización, ya que la fuerza mínima requerida para un vinagre comercial es de 40 granos, y el analizado tiene una fuerza de más de 60 granos (60,1 granos).

CONCLUSIONES

1. Tanto los objetivos generales como los específicos de la práctica se cumplieron.
2. El vinagre analizado es apto para ser comercializado, ya que tiene un porcentaje en peso de ácido acético que se ubica dentro del rango de 4% y 8%, adicionalmente tiene una fuerza mayor de 40 granos.
3. Generalmente la gráfica de la segunda derivada del pH respecto al volumen de titulante en un análisis potenciométrico permite determinar con mayor exactitud el punto final de la titulación, porque implica un punto de corte con el eje X; mientras que la grafica de la primera derivada de dicha propiedad implica un máximo y puede que el máximo de la curva sea poco estrecho, lo que dificulta la determinación del volumen de titulante en el punto final.
4. Es inevitable cometer errores indeterminados en este tipo de experiencias, sin embargo, aunque este tipo de errores no se pueden controlar, se pueden compensar entre sí.
5. La titulación potenciométrica es un excelente método de análisis cuantitativo, sin embargo es un procedimiento delicado que se puede ver afectado seriamente por el más mínimo error.
6. Las titulaciones potenciométricas tienen la gran ventaja de que pueden aplicarse a soluciones coloreadas en las que sería imposible apreciar algún cambio de color aún con un indicador. Con este tipo de titulación se evita el uso del indicador.

CALCULOS TIPOS

DETERMINACIÓN DE LOS VOLUMENES DE CADA MEDICIÓN

(Todos los cálculos de esta sección están referidos a los puntos 14,90 mL y 15,00 mL de la segunda medición, ver tabla N° 3)

• PRIMERA DERIVADA

1. Volumen Pto. Medio:

$$Vol_{1Medio}^i = \frac{V_i + V_{i-1}}{2}$$

Donde:

Vol_{1Medio}^i : Volumen Pto. Medio en i de la primera derivada (mL).

V_i : Volumen de añadido de NaOH (mL).

i: Punto donde el volumen es 15,00 mL.

$$Vol_{Medio}^i = \frac{15,00mL + 14,90mL}{2} = 14,95mL$$

2. Variación del pH:

$$\Delta pH^i = \frac{pH_i + pH_{i-1}}{2}$$

Donde:

ΔpH^i : Variación del pH.

pH_i : pH en el punto i.

$$\Delta pH^i = 10,13 - 8,50 = 1,63$$

3. Variación del Volumen de NaOH:

$$\Delta V^i = V_i - V_{i-1}$$

Donde:

ΔV^i : Variación del volumen.

V_i : pH en el punto i.

$$\Delta V^i = 15,00mL - 14,90mL = 0,10mL$$

4. Primera derivada:

$$\left(\frac{\Delta pH}{\Delta V} \right)^i = \frac{\Delta pH^i}{\Delta V^i} = \frac{1,63}{0,10} = 16,30 \frac{1}{mL}$$

- **SEGUNDA DERIVADA**

5. Volumen de Pto. Medio:

$$Vol_{2Medio}^i = \left(\frac{Vol_{1Medio}^i + Vol_{1Medio}^{i-1}}{2} \right)$$

Donde:

Vol_{2Medio}^i : Volumen Pto. Medio en i de la segunda derivada (mL).

$$Vol_{2Medio}^i = \left(\frac{14,95mL + 14,85mL}{2} \right) = 14,90mL$$

6. Variación de la primera derivada:

$$\Delta \left(\frac{\Delta pH}{\Delta V} \right)^i = \left(\frac{\Delta pH}{\Delta V} \right)^i - \left(\frac{\Delta pH}{\Delta V} \right)^{i-1} = 16,30 \frac{1}{mL} - 6,50 \frac{1}{mL} = 9,80 \frac{1}{mL}$$

7. Segunda Derivada:

$$\left(\frac{\Delta^2 pH}{\Delta^2 V} \right)^i = \frac{\Delta \left(\frac{\Delta pH}{\Delta V} \right)^i}{\Delta V} = \frac{9,80 \frac{1}{mL}}{0,10mL} = 98,00 \frac{1}{mL^2}$$

DETERMINACIÓN DEL PORCENTAJE DE ACIDEZ

1. Media Aritmética de Volumen de Titulante (NaOH) empleado en la titulación:

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

Donde:

\bar{X} : Volumen promedio de NaOH consumido (mL).

X_i : Volumen de NaOH empleado para llegar al punto de equivalencia; obtenido mediante las gráficas (mL).

n : Número de muestra (adim).

$$\bar{X} = \frac{15,05\text{mL} + 15,05\text{mL} + 15,05\text{mL}}{3} = 15,05\text{mL}$$

2. Desviación Estándar

$$\bar{\delta} = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^n (X_i - \bar{X})^2}{n-1}}$$

Donde:

$\bar{\delta}$: Desviación Estándar (mL).

$$\bar{\delta} = \sqrt{\frac{(15,05 - 15,05)^2 \text{ mL} + (15,05 - 15,05)^2 \text{ mL} + (15,05 - 15,05)^2 \text{ mL}}{3-1}}$$

$$\bar{\delta} = 0,00 \text{ mL}$$

3. Volumen Promedio de NaOH empleado para la titulación de la muestra:

$$V_{\text{NaOH}} = (15,05 \pm 0,00) \text{ mL}$$

4. Concentración de la solución de Ácido Acético:

$$\text{Equiv NaOH} = \text{Equiv CH}_3\text{COOH}$$

$$1 \text{ mol} = 1 \text{ Equiv}$$

$$C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{C_{\text{NaOH}} \times V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{Muestra}}}$$

Donde:

$C_{\text{CH}_3\text{COOH}}$: Concentración del Ácido Acético (M).

C_{NaOH} : Concentración del NaOH (M).

V_{Muestra} : Volumen de la Muestra (mL).

$$C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \frac{(0,1008 \pm 0,0002) \text{ M} \times (15,05 \pm 0,00) \text{ mL}}{(25 \text{ mL} \pm 0,02) \text{ mL}}$$

Incertidumbre de la concentración del Ácido Acético o su error:

$$\varepsilon_{C_{\text{CH}_3\text{COOH}}} = C_{\text{CH}_3\text{COOH}} \times \sqrt{\left(\frac{\varepsilon_{C_{\text{NaOH}}}}{C_{\text{NaOH}}}\right)^2 + \left(\frac{\varepsilon_{V_{\text{NaOH}}}}{V_{\text{NaOH}}}\right)^2 + \left(\frac{\varepsilon_{V_{\text{Muestra}}}}{V_{\text{Muestra}}}\right)^2}$$

Donde:

ε_i : Error que presenta el parámetro i.

i: $C_{\text{CH}_3\text{COOH}}$, C_{NaOH} , V_{NaOH} , V_{Muestra} .

$$\varepsilon_{N_a} = \frac{0,1008 \text{ M} \times 15,05 \text{ mL}}{25 \text{ mL}} \times \sqrt{\left(\frac{0,0002 \text{ M}}{0,1008 \text{ M}}\right)^2 + \left(\frac{0,00 \text{ mL}}{15,05 \text{ mL}}\right)^2 + \left(\frac{0,02 \text{ mL}}{25,00 \text{ mL}}\right)^2} = 0,0001 \text{ M}$$

Por lo tanto, la concentración del Ácido Acético es:

$$C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = (0,0606 \pm 0,0001) \text{ M}$$

5. Equivalentes del ácido acético:

$$Eq_{CH_3COOH} = C_{CH_3COOH} \times V_{Muestra}$$

$$Eq_{CH_3COOH} = (0,0606 \pm 0,0001)M \times (25,00 \pm 0,02) mL \times \frac{1L}{1000mL}$$

Incertidumbre del equivalente de ácido acético:

$$\varepsilon_{Eq_{CH_3COOH}} = \frac{0,0606M \times 25,00mL}{1000 \frac{mL}{L}} \times \sqrt{\left(\frac{0,0001M}{0,0606M}\right)^2 + \left(\frac{0,02mL}{25,00mL}\right)^2} = 0,000003eq$$

Por lo tanto, el equivalente del ácido acético es:

$$Eq_{CH_3COOH} = (0,001515 \pm 0,000003) eq$$

6. Equivalentes totales de ácido acético:

$$Eq_{CH_3COOH_{TOT}} = Eq_{CH_3COOH} \times \alpha = Eq_{CH_3COOH} \times \frac{V_{TOT}}{V_{Muestra}}$$

Donde:

Eq_{CH_3COOH} : Equivalentes totales de ácido acético (eq).

α : Factor de dilución (adim).

V_{TOT} : Volumen total contenido en el balón aforado (mL).

$V_{Muestra}$: Volumen de la alícuota empleada (mL).

$$Eq_{CH_3COOH_{TOT}} = (0,001515 \pm 0,000003)eq \times \frac{(500,00 \pm 0,2)mL}{(25,00 \pm 0,02)mL}$$

Incertidumbre de los equivalentes totales de ácido acético:

$$\varepsilon_{Eq_{ac}} = \frac{0,001515eq \times 500,00mL}{25,00mL} \times \sqrt{\left(\frac{0,000003}{0,001515}\right)^2 + \left(\frac{0,2mL}{500,00mL}\right)^2 + \left(\frac{0,02mL}{25,00mL}\right)^2} = 0,0001eq$$

Por lo tanto, los equivalentes totales de ácido acético son:

$$Eq_{CH_3COOH_{TOT}} = (0,0303 \pm 0,0001) eq$$

7. Masa del ácido acético presente en los 500 mL de solución:

$$m_{Acid} = Eq_{CH_3COOH_{TOT}} \times P_{equi}$$

Donde:

m_{Acid} : Masa del ácido acético en los 500 mL de solución (g).

P_{equi} : Peso equivalente del ácido acético = 60 g/mol.

El peso equivalente del ácido acético es igual a su peso molecular debido a que es un ácido monoprótico.

$$m_{Acid} = (0,0303 \pm 0,0001) \text{ mol} \times 60 \text{ g/mol}$$

Incertidumbre de la masa de ácido acético o su error:

$$\varepsilon_{m_{Acid}} = 0,0303 \text{ eq} \times 60 \frac{\text{g}}{\text{eq}} \times \sqrt{\left(\frac{0,0001 \text{ eq}}{0,0303 \text{ eq}}\right)^2} = 0,006 \text{ g}$$

Por lo tanto, la masa total de ácido acético es:

$$m_{Acid} = (1,808 \pm 0,006) \text{ g}$$

8. Porcentaje de ácido acético:

$$\%_{Acid} = \frac{m_{Acid}}{m_v} \times 100$$

Donde:

$\%_{Acid}$: Porcentaje de ácido acético (%).

m_v : Masa de la muestra de vinagre pesada (g).

$$\%_{Acid} = \frac{(1,808 \pm 0,006) \text{ g}}{(30,09 \pm 0,01) \text{ g}} \times 100$$

Incertidumbre del porcentaje de ácido acético:

$$\varepsilon_{\%_{Acid}} = \frac{1,808 \text{ g} \times 100}{30,09 \text{ g}} \times \sqrt{\left(\frac{0,006 \text{ g}}{1,808 \text{ g}}\right)^2 + \left(\frac{0,01 \text{ g}}{30,09 \text{ g}}\right)^2} = 0,02\%$$

Por lo tanto, el porcentaje de ácido acético es:

$$\%_{Acid} = (6,01 \pm 0,02)\%$$

9. Granos del Vinagre:

$$Granos_{Vinagre} = \%_{Acid} \times 10$$

Donde:

$Granos_{Vinagre}$: Granos de Vinagre (granos).

$$Granos_{Vinagre} = \%_{Acid} \times 10 = 6,01 \times 10 = 60,10 \text{ granos}$$

$$Granos_{Vinagre} = (60,10 \pm 0,2) \text{ granos}$$

10. Error Relativo del Porcentaje de Ácido Acético:

$$Desvia_{\%Acido} = \frac{|\%_{Teorico} - \%_{Experimental}|}{\%_{Teorico}} \times 100$$

Donde:

$Desvia_{\%Acido}$: Desviación Porcentual de los porcentajes de Ácido Acético (%).

$$Desvia_{\%Acido} = \frac{|6,00\% - 6,01\%|}{6,00\%} \times 100 = 0,16\%$$