

LABORATORIO DE QUIMICA ANALITICA
INFORME PRESENTADO A LA PROF. ANGELA SIFONTE

TITULACIONES REDOX (PERMANGANIMETRIA)

INFORME N° 2.
PRESENTADO POR EL Br. WILLIAM CHEN CHEN
C.I.: 16.113.714

CARACAS, 23 NOVIEMBRE DE 2004.

RESUMEN

El objetivo principal de la práctica es estudiar las propiedades y usos del permanganato de potasio como titulante Redox y determinar la cantidad de una sustancia contenida en una solución.

Existen diversas técnicas de análisis volumétrico para determinar la cantidad de una especie química en una disolución, de acuerdo a las reacciones químicas que ésta experimenta en contacto con un reactivo dado. Las reacciones de óxido-reducción, es decir, aquellos procesos químicos en los que cambia el número de oxidación de uno o más elementos como consecuencia de transferencia de electrones entre las sustancias reaccionantes, resultan de utilidad para este fin.

Para el logro de estos objetivos, en esta experiencia de permanganimetría se determinó la concentración de una solución titulante de permanganato de potasio (KMnO_4), titulando ácido oxálico de concentración conocida ($0,0976 \pm 0,0110$)N, donde se titularon la cantidad de siete fioles con 10 mL de este ácido con el titulante, a dicho ácido se le fue añadido entre 2 y 3 mL de ácido sulfúrico (H_2SO_4) y luego fue calentada esta solución para incrementar la velocidad de reacción y así poder realizar la titulación redox con mayor facilidad. Se tomó nota de los volúmenes gastados de titulante cuando alcanzaba el punto final de la titulación donde el permanganato de potasio presenta un color púrpura intenso, característica importante de ser usado en las valoraciones como indicador, y donde la solución se tornaba a rosa pálido, dichos volúmenes sirvieron de ayuda para determinar la concentración del permanganato de potasio.

Una vez calculada la concentración del permanganato de potasio, se procedió a calcular la concentración de una solución de sulfato ferroso por medio de la titulación de esta con permanganato de potasio, y tomando nota de los volúmenes de permanganato de potasio gastado para así determinar de la misma manera en que se realizó en la parte anterior de la práctica, la concentración del sulfato ferroso, con el fin de conocer la cantidad en miligramos de Fe^{+2} .

A los volúmenes de Permanganato de Potasio empleado se les hizo un tratamiento estadístico en donde se pudo observar que los datos fueron precisos y además que la media de los volúmenes obtenidos estaba relativamente cercano a las mediciones realizadas. También se puede añadir que las pequeñas desviaciones se deben a errores aleatorios o indeterminados personales, se deben a la precisión del analista.

Se puede decir que hay bastante precisión; aunque no se puede hablar de exactitud ya que no se tiene un valor verdadero para comparar los resultados y evidenciar que tan lejos están los datos experimentales de los datos teóricos. Por consiguiente las conclusiones dadas en el trabajo se basan en la precisión, y al desempeño en el laboratorio y a la aplicación de la estadística para dar a ellos un juicio satisfactorio.

MARCO TEORICO

- TEORIA DE LAS REACCIONES DE OXIDO – REDUCCIÓN

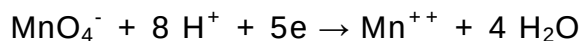
Un proceso que da lugar a una transferencia de electrones se llama un proceso de óxido – reducción, una sustancia que cede electrones se oxida y la que los recibe se reduce. En otras palabras, un agente oxidante se combina con electrones y por esto se reduce, mientras que un agente reductor provee electrones. En una reacción de óxido - reducción siempre intervienen dos sistemas de óxido – reducción, uno que proporciona los electrones y el otro que se combina con ellos.

- INDICADORES QUE SE USAN PARA EL RECONOCIMIENTO DEL PUNTO FINAL EN LAS TITULACIONES DE OXIDO – REDUCCION.

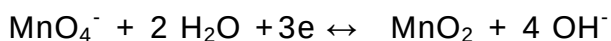
El reactivo puede servir como indicador de su propia acción. Si el reactivo es intensamente coloreado y pierde el color por la acción de la sustancia que se determina (o si se transforma en un compuesto poco coloreado), el color de un leve exceso de reactivo señalará el punto final. Así, por ejemplo, en las titulaciones con permanganato, por lo general, no es necesario agregar un indicador especial, puesto que un leve exceso de permanganato se puede reconocer fácilmente por su color rosado, aún en presencia de iones poco coloreados tales como el ión férrico e. Si es necesario se puede determinar el exceso de permanganato requerido para el reconocimiento del punto final haciendo un ensayo en blanco y sustrayendo el resultado del volumen usado en la titulación.

- PERMANGANATO DE POTASIO

Margueritte, fue el primero que usó este agente oxidante para la tan conocida titulación del hierro ferroso y después de esto pronto llegó a ser un reactivo común del laboratorio. Es un agente oxidante fuerte, su potencial de oxidación en ácido sulfúrico 1N es del orden de 1.5 voltios. Se puede representar a la reducción del permanganato, en medio ácido, con la siguiente ecuación.



En soluciones débilmente ácidas, neutras o alcalinas el manganeso heptavalente se reduce al estado tetravalente, provocando así la precipitación del dióxido de manganeso hidratado durante la titulación.



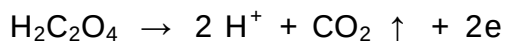
En la titulación de soluciones incoloras o pocas coloreadas con permanganato no es necesario usar un indicador, por cuanto un el color del reactivo indica cuando hay un exceso de éste. La temperatura y la concentración de ácido no influyen sobre el límite de visibilidad.

El permanganato de potasio reacciona muy rápidamente en medio ácido con muchas sustancias reductoras de acuerdo con ecuaciones estequiométricas bien definidas. Sin embargo, el empleo del permanganato involucra algunas desventajas prácticas. En primer lugar, es difícil obtener permanganato de potasio completamente puro; generalmente está impurificado con vestigios de dióxido de

manganeso. Además, es probable que el agua destilada contenga sustancias reductoras que reaccionarán con el permanganato formando dióxido de manganeso. Es muy inconveniente la presencia de este último porque cataliza la autodescomposición del permanganato en el transcurso del tiempo.

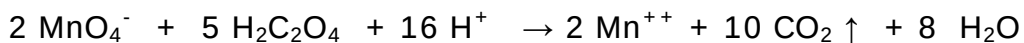
- VALORACION DE LAS SOLUCIONES DE PERMANGANATO CON OXALATO DE SODIO (ACIDO OXALICO).

El oxalato de sodio anhidro, $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$, se consigue en alto estado de pureza y es estable al aire. En las valoraciones del permanganato, una cantidad exactamente pesada de esta sal se disuelve en una solución de ácido sulfúrico y se titula con el permanganato. En medio ácido, la oxidación se puede describir más convenientemente en términos del ácido oxálico:



Puesto que en la oxidación de cada molécula de ácido oxálico u oxalato intervienen dos electrones, el peso equivalente es la mitad del peso de fórmula.

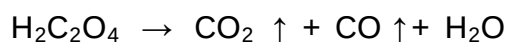
La reacción total entre el ión permanganato y el ácido oxálico es:



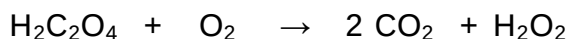
Al añadir inicialmente el ión permanganato a una solución de ácido oxálico, se obtiene una coloración rosa que persiste durante un tiempo, indicando que se trata de una reacción lenta. Al continuar la titulación, la decoloración se vuelve mucho más rápida, pues el ión manganeso (II) que se forma por la reducción del permanganato, cataliza la

reacción. En las cercanías del punto final la decoloración suele ser prácticamente instantánea.

La velocidad de esta reacción puede incrementarse por calentamiento de la solución. Sin embargo, a una temperatura demasiado elevada, así como en un medio muy ácido, el ácido oxálico se descompone en la siguiente forma:



El ácido oxálico en solución puede ser oxidado por el aire:

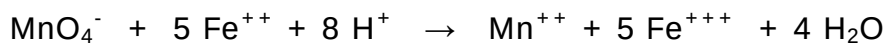


El peróxido de hidrógeno que se forma reacciona con el permanganato en una oxidación de dos electrones, esto igual que el ácido oxálico; por consiguiente, la titulación no produce errores si la solución se titula rápidamente antes de que se descomponga el peróxido de hidrógeno.

- TITULACIONES DEL HIERRO CON PERMANGANATO.

La titulación del hierro ferroso con permanganato es un asunto sencillo. La solución se acidifica con ácido sulfúrico y se titula directamente hasta el punto final. El viraje es más neto si se agrega un poco de ácido fosfórico al 85 por ciento. Este último forma un complejo incoloro con el hierro férrico, y por lo tanto el viraje se produce del incoloro al rosado, mientras el cambio es del amarillo a

rosado en ausencia de ácido fosfórico. El hierro (II) en medio ácido se oxida con el ión permanganato de acuerdo con la siguiente ecuación:



DATOS EXPERIMENTALES

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

Tabla N°1. Volumen de KMnO_4 empleado para la titulación de la solución de Acido Oxálico.

Ensayo	Volumen de KMnO_4 ($V_{\text{KMnO}_4} \pm 0,05$) mL
1	9,40
2	9,50
3	9,50
4	9,40
5	9,50
6	9,60
7	9,40

Tabla N°2. Concentración del Acido Oxálico.

Concentración del $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ($C_{\text{KMnO}_4} \pm 0,0110$)N
0,0976

Tabla N°3. Volumen de KMnO_4 empleado para la titulación de la solución de Sulfato Ferroso.

Ensayo	Volumen de KMnO_4 ($V_{\text{KMnO}_4} \pm 0,05$) mL
1	8,70
2	8,70
3	8,80
4	8,60
5	8,80
6	8,60

7	8,70
---	------

Tabla N°4. Número de muestra de Sulfato Ferroso.

Número de muestra del Sulfato Ferroso	2
---------------------------------------	---

RESULTADOS

Tabla N°5. Resultados pertinentes al estudio estadístico del volumen de KMnO_4 empleado para la titulación del Acido Oxálico.

Media Aritmética ($\bar{X}$)	9,47 mL
Desviación Estándar ($\bar{\delta}$)	0,08 mL
Desviación Estándar Relativa (δ_{RELATIVA})	0,84 %
Límite de Confianza (L.C.)	[9,54mL – 9,40 ml]

Tabla N°6. Resultados pertinentes al estudio estadístico del volumen de KMnO_4 empleado para la titulación del Sulfato Ferroso.

Media Aritmética ($\bar{X}$)	8,70 mL
Desviación Estándar ($\bar{\delta}$)	0,08 mL
Desviación Estándar Relativa (δ_{RELATIVA})	0,91 %
Límite de Confianza (L.C.)	[8,77mL – 8,63 ml]

Tabla N°7. Volúmenes promedios de KMnO_4 empleados para la titulación.

Solución	Volumen Promedio
Acido Oxálico	$V_{\text{KMnO}_4} = (9,47 \pm 0,08) \text{ mL}$
Sulfato Ferroso	$V_{\text{KMnO}_4} = (8,70 \pm 0,08) \text{ mL}$

Tabla N°8. Normalidad y Molaridad del Permanganato de Potasio.

Normalidad (equi/L)	$(0,1030 \pm 0,0117) \text{ N}$
Molaridad (mol/L)	$(0,0206 \pm 0,0117) \text{ M}$

Tabla N°9. Normalidad y Molaridad del Sulfato Ferroso.

Normalidad (equi/L)	$(0,0896 \pm 0,0102) \text{ N}$
Molaridad (mol/L)	$(0,0896 \pm 0,0102) \text{ M}$

DISCUSION DE RESULTADOS

Al ver la tabla N° 1 y 3 se puede afirmar que los datos recogidos son bastante precisos, esto debido a la reproducibilidad de las mediciones y sabiendo que la precisión viene dada por la simple repetición de la medición. Adicionalmente, la media calculada resultó ser un valor muy cercano a cualquiera de las mediciones. Si se observan en la tabla N° 5 y 6 la desviación estándar relativa, se llega a la misma conclusión con respecto a la precisión de la recogida de los datos, ya que ambas desviaciones son extremadamente pequeñas. Lo mismo ocurre con la desviación estándar, esta medida de la variabilidad o de la precisión de una muestra de datos, resultó ser tan pequeña que permite concluir que no hay razón para dudar de la validez de los volúmenes medidos y se pueden tomar como correctos, esto asumiendo que las pequeñas desviaciones se deben a errores aleatorios o indeterminados personales, es decir, se deben a la precisión del analista.

La media aritmética del volumen de Permanganato de Potasio empleado para la titulación de la solución de Ácido Oxálico fue de 9,47 mL, con una desviación estándar y estándar relativa de 0,08 mL y 0,84 % respectivamente; estos valores de desviación indican la precisión de las medidas realizadas. Lo mismo ocurre con los valores de desviación obtenidos para los volúmenes de Permanganato de Potasio empleado para la titulación de la solución del Sulfato Ferroso, los cuales fueron 0,08 mL y 0,91 %.

A partir de la concentración de la solución de Ácido Oxálico, fue posible calcular la de una solución de Permanganato de Potasio obteniéndose un valor igual a $(0,1030 \pm 0,0117)$ N; como el valor de la

desviación estándar relativa del volumen de KMnO_4 , es pequeño, significa que los valores de concentración obtenidos a partir de las mediciones de los volúmenes concuerdan entre sí, aunque no necesariamente significa que se encuentran cerca del valor real. A partir de la concentración de Permanganato de Potasio, se calculó la normalidad de la solución de Sulfato Ferroso el cual fue $(0,0896 \pm 0,0102) \text{ N}$; este valor es confiable debido a que el valor de la desviación estándar relativa del volumen de KMnO_4 empleado es pequeño, 0,91%, lo que significa que los valores de concentración obtenidos a partir de las mediciones de los volúmenes son aceptables.

Sin importar cuan precisos hayan sido los datos experimentales recogidos, no se puede afirmar y asegurar de que estos sean exactos, debido a, primero, no se conoce el valor exacto de la normalidad o molaridad del permanganato de potasio ni de la normalidad o molaridad del sulfato ferroso, por lo que no se puede comparar con un valor teórico o hacer algún cálculo para visualizar la desviación de los datos recogidos; y segundo, la existencia de errores.

Como la estabilidad de soluciones acuosas de permanganato es poca debido al hecho de que el ión tiende a oxidar el agua espontáneamente, en nuestro caso la formación de contaminantes como el dióxido de manganeso probablemente haya afectado; aún cuando esta reacción es lenta, existe, y se puede convertir en una fuente de desviación de los resultados. Con respecto a los cálculos de normalidad se hizo basándose en los datos experimentales mientras que la molaridad se obtiene bajo la presunción que el permanganato solo produjo Mn^{2+} al reaccionar con los ácidos y no formo MnO_2 , durante las titulaciones.

La apreciación del punto final depende particularmente de la percepción del analista de cuál es el volumen donde ocurre el cambio de coloración. En la medida en que se realizan las titulaciones, el analista podrá afinar aún más dónde se encontrará el valor correcto del punto de equivalencia. Esta apreciación es fundamental en el resultado final de la experiencia, desviando en cierto grado el resultado de valor verdadero.

CONCLUSIONES

1. Los datos experimentales recogidos durante la práctica son bastante preciso.
2. No se puede afirmar y asegurar de que los valores obtenidos de concentración de las soluciones estén cercano al valor real.
3. La inestabilidad del Permanganato de Potasio pudo haber sido una fuente de desviación en valores.
4. La coloración del permanganato de potasio permite la determinación del punto final de una titulación redox, sin la necesidad de utilizar otro reactivo auxiliar, lo que quiere decir, no se requiere de una solución muy concentrada de Permanganato de Potasio para realizar la titulación si indicador, pero al mismo tiempo no debe ser muy diluida.
5. El permanganato de potasio (KMnO_4) es un agente oxidante de gran interés para los análisis volumétricos de soluciones que contienen especies químicas con tendencia a ceder electrones (agentes reductores) en reacciones redox.

CALCULOS TIPOS

Cálculos referidos a la titulación del Acido Oxálico con KMnO_4

1. Media aritmética de Volumen del (KMnO_4) empleado:

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

Donde:

$\bar{X}$: Media aritmética del volumen de KMnO_4 empleado (mL).

X_i : Volumen de KMnO_4 empleado para cada muestra (mL).

n : Número de muestras (adimensional).

$$\bar{X} = \frac{9,40\text{mL} + 9,50\text{mL} + 9,50\text{mL} + 9,40\text{mL} + 9,50\text{mL} + 9,60\text{mL} + 9,40\text{mL}}{7} = 9,47\text{mL}$$

2. Desviación Estándar:

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

Donde:

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

$$\bar{\delta} = \sqrt{\frac{(9,40 - 9,47)^2 + (9,50 - 9,47)^2 + (9,50 - 9,47)^2 + (9,40 - 9,47)^2 + (9,50 - 9,47)^2 + (9,60 - 9,47)^2 + (9,40 - 9,47)^2}{7 - 1}}$$
$$\bar{\delta} = 0,08 \text{ mL}$$

3. Volumen Promedio de KMnO_4 empleado:

$$V_{\text{KMnO}_4} = (9,47 \pm 0,08) \text{ mL}$$

4. Desviación Estándar Relativa:

$$\delta_{\text{RELATIVA}} = \frac{\bar{\delta}}{\bar{X}} \times 100$$

Donde:

δ_{RELATIVA} : Desviación Estándar Relativa (%).

$$\delta_{\text{RELATIVA}} = \frac{0,08\text{mL}}{9,47\text{mL}} \times 100 = 0,84\%$$

5. Límite de Confianza:

$$L.C. = \bar{X} \pm \frac{t \times \bar{\delta}}{\sqrt{n}}$$

Donde:

$L.C.$: Límite de Confianza.

t : depende de los grados de libertad y nivel de probabilidad.

El valor de t para un 95% de confianza con $(7-1)=6$ grados de libertad es (conseguida en la tabla):

$$t = 2,45$$

$$L.C. = \bar{X} \pm \frac{t \times \bar{\delta}}{\sqrt{n}} = 9,47_{mL} \pm \frac{2,45 \times 0,08_{mL}}{\sqrt{7}}$$

$$9,54_{mL} \geq L.C. \geq 9,40_{mL}$$

ó

el $L.C.$ es entre $[9,54_{mL} - 9,40_{mL}]$

6. Normalidad del Permanganato de Potasio:

$$N_{KMnO_4} = \frac{N_{H_2C_2O_4} \times V_{H_2C_2O_4}}{V_{KMnO_4}}$$

Donde:

N_{KMnO_4} : Normalidad de la solución de Permanganato de Potasio ($KMnO_4$).

$N_{H_2C_2O_4}$: Normalidad del Acido Oxálico ($H_2C_2O_4$).

V_{KMnO_4} : Volumen promedio de Permanganato de Potasio ($KMnO_4$) = $\bar{X}$.

$V_{H_2C_2O_4}$: Volumen de Acido Oxálico ($H_2C_2O_4$).

$$N_{KMO_4} = \frac{(0,0976 \pm 0,0110)_N \times (10,00 \pm 0,02)_{mL}}{(9,47 \pm 0,08)_{mL}}$$

Incertidumbre de la concentración de del ácido o su error:

$$\varepsilon_{N_{KMO_4}} = N_{KMnO_4} \times \sqrt{\left(\frac{\varepsilon_{N_{H_2C_2O_4}}}{N_b}\right)^2 + \left(\frac{\varepsilon V_{H_2C_2O_4}}{V_b}\right)^2 + \left(\frac{\varepsilon_{KMnO_4}}{V_a}\right)^2}$$

Donde:

$\varepsilon_{N_{KMO_4}}$: Error que presenta el N_{KMnO_4} .

$$\varepsilon_{N_a} = \frac{0,0976N \times 10,00mL}{9,47mL} \times \sqrt{\left(\frac{0,0110}{0,0976}\right)^2 + \left(\frac{0,02}{10,00}\right)^2 + \left(\frac{0,08}{9,47}\right)^2} = 0,0117N$$

Por lo tanto, la normalidad del Permanganato de Potasio es:

$$N_{KMO_4} = (0,1030 \pm 0,0117) N$$

7. Molaridad del Permanganato de Potasio:

$$M_{KMO_4} = \frac{N_{KMO_4}}{N^{\circ}_{Equi} / mol}$$

Donde:

M_{KMO_4} : Molaridad del Permanganato de Potasio (mol/l).

N°_{Equi} / mol : Equivalentes por mol de Permanganato de Potasio = 5 equi/mol.

$$M_{KMO_4} = \frac{(0,1030 \pm 0,0117) equi / L}{5equi / mol} = (0,0206 \pm 0,0117) mol/L$$

Cálculos referidos a la titulación del Sulfato Ferroso con KMnO_4

1. Media aritmética de Volumen del (KMnO_4) empleado:

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

Donde:

$\bar{X}$: Media aritmética del volumen de KMnO_4 empleado (mL).

X_i : Volumen de KMnO_4 empleado para cada muestra (mL).

n : Número de muestras (adimensional).

$$\bar{X} = \frac{8,70\text{mL} + 8,70\text{mL} + 8,80\text{mL} + 8,60\text{mL} + 8,80\text{mL} + 8,60\text{mL} + 8,70\text{mL}}{7} = 8,70\text{mL}$$

2. Desviación Estándar:

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

Donde:

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

$$\bar{\delta} = \sqrt{\frac{(8,70 - 8,70)^2 + (8,70 - 8,70)^2 + (8,80 - 8,70)^2 + (8,60 - 8,70)^2 + (8,80 - 8,70)^2 + (8,60 - 8,70)^2 + (8,70 - 8,70)^2}{7 - 1}}$$
$$\bar{\delta} = 0,08 \text{ mL}$$

3. Volumen Promedio de KMnO_4 empleado:

$$V_{\text{KMnO}_4} = (8,70 \pm 0,08) \text{ mL}$$

4. Desviación Estándar Relativa:

$$\delta_{\text{RELATIVA}} = \frac{\bar{\delta}}{\bar{X}} \times 100$$

Donde:

δ_{RELATIVA} : Desviación Estándar Relativa (%).

$$\delta_{\text{RELATIVA}} = \frac{0,08\text{mL}}{8,70\text{mL}} \times 100 = 0,91\%$$

5. Límite de Confianza:

$$L.C. = \bar{X} \pm \frac{t \times \bar{\delta}}{\sqrt{n}}$$

Donde:

$L.C.$: Límite de Confianza.

t : depende de los grados de libertad y nivel de probabilidad.

El valor de t para un 95% de confianza con $(7-1)=6$ grados de libertad es (conseguida en la tabla):

$$t = 2,45$$

$$L.C. = \bar{X} \pm \frac{t \times \bar{\delta}}{\sqrt{n}} = 8,70_{mL} \pm \frac{2,45 \times 0,08_{mL}}{\sqrt{7}}$$

$$8,77_{mL} \geq L.C. \geq 8,63_{mL}$$

ó

el L.C. es entre $[8,77_{mL} - 8,63_{mL}]$

6. Normalidad del Sulfato Ferroso:

$$N_{FeSO_4} = \frac{N_{KMnO_4} \times V_{KMnO_4}}{V_{FeSO_4}}$$

Donde:

N_{FeSO_4} : Normalidad de la solución de Sulfato Ferroso ($FeSO_4$).

N_{KMnO_4} : Normalidad del Permanganato de Potasio ($KMnO_4$).

V_{FeSO_4} : Volumen del Sulfato Ferroso ($FeSO_4$).

V_{KMnO_4} : Volumen de Promedio de Permanganato de Potasio ($KMnO_4$) = $\bar{X}$.

$$N_{FeSO_4} = \frac{(0,1030 \pm 0,0117) N \times (8,70 \pm 0,08)_{mL}}{(10,00 \pm 0,02)_{mL}}$$

Incertidumbre de la concentración de del ácido o su error:

$$\varepsilon_{N_{FeSO_4}} = N_{FeSO_4} \times \sqrt{\left(\frac{\varepsilon_{N_{KMnO_4}}}{N_{KMnO_4}}\right)^2 + \left(\frac{\varepsilon_{V_{KMnO_4}}}{V_{KMnO_4}}\right)^2 + \left(\frac{\varepsilon_{V_{FeSO_4}}}{V_{FeSO_4}}\right)^2}$$

Donde:

ε_i : Error que presenta la normalidad del Sulfato Ferroso.

$$\varepsilon_{N_{FeSO_4}} = \frac{0,1030N \times 8,70_{mL}}{10,00_{mL}} \times \sqrt{\left(\frac{0,0117}{0,1030}\right)^2 + \left(\frac{0,08}{8,70}\right)^2 + \left(\frac{0,02}{10,00}\right)^2} = 0,0102N$$

Por lo tanto, la normalidad de la solución ácida es:

$$N_{\text{FeSO}_4} = (0,0896 \pm 0,0102) \text{ N}$$

7. Molaridad del Sulfato Ferroso:

$$M_{\text{FeSO}_4} = \frac{N_{\text{FeSO}_4}}{N^{\circ}_{\text{Equi}} / \text{mol}}$$

Donde:

M_{FeSO_4} : Molaridad del Sulfato Ferroso (mol/l).

$N^{\circ}_{\text{Equi}} / \text{mol}$: Equivalentes por mol de Sulfato Ferroso = 1 equi/mol.

$$M_{\text{FeSO}_4} = \frac{(0,0896 \pm 0,0102) \text{ equi} / \text{L}}{1 \text{ equi} / \text{mol}} = (0,0896 \pm 0,0102) \text{ mol/L}$$

8. Cantidad de hierro contenida en la muestra titulada expresada como Sulfato Ferroso (FeSO_4):

$$m_{\text{Fe}} = M_{\text{FeSO}_4} \times V_{\text{FeSO}_4} \times PM_{\text{FeSO}_4}$$

Donde:

m_{Fe} : Masa de Sulfato Ferroso (g).

V_{FeSO_4} : Volumen del Sulfato Ferroso (mol/L).

PM_{FeSO_4} : Peso Molecular del Sulfato Ferroso = 151,85 g/mol.

$$m_{\text{Fe}} = (0,0896 \pm 0,0102) \text{ mol/L} \times (10,00 \pm 0,02) \text{ mL} \times \frac{1}{1000} \frac{\text{L}}{\text{mL}} \times 151,85 \text{ g} / \text{mol}$$

Incertidumbre de la concentración de del ácido o su error:

$$\varepsilon_{N_{\text{FeSO}_4}} = m_{\text{FeSO}_4} \times \sqrt{\left(\frac{\varepsilon_{M_{\text{FeSO}_4}}}{M_{\text{FeSO}_4}} \right)^2 + \left(\frac{\varepsilon_{V_{\text{FeSO}_4}}}{V_{\text{FeSO}_4}} \right)^2}$$

Donde:

ε_i : Error que presenta la masa Hierro.

$$\varepsilon_{N_{\text{FeSO}_4}} = \frac{0,0896 \text{ mol} / \text{L} \times 10,00 \text{ mL} \times 151,85 \text{ g} / \text{mol}}{1000 \text{ mL} / \text{L}} \times \sqrt{\left(\frac{0,0102}{0,0896} \right)^2 + \left(\frac{0,02}{10,00} \right)^2} = 0,0155 \text{ g}$$

Por lo tanto, la normalidad de la solución ácida es:

$$m_{\text{FeSO}_4} = (0,136 \pm 0,0155) \text{ g}$$

