



Determinación de cobre (II) soluble por yodometria (método volumétrico del tiosulfato).
23 de marzo 2024.

INTEGRANTES	CÓDIGO	VALORACIÓN
JUAN DAVID PERDOMO GARCÍA	6231328	Sobresaliente
RAÚL ANTONIO GONZÁLEZ SIERRA	6231332	Sobresaliente
JULIAN ANDRES PRIETO GARCIA	6231327	Sobresaliente

1) Resumen

Se pretende determinar la concentración de ion (Cu^{+2}) por medio del método de análisis volumétrico conocido como yodometria. Se uso yoduro de potasio (KI) como fuente de yodo y dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) como el agente oxidante, para realizar la estandarización del método. Para, tener un margen cuando se realice el mismo procedimiento, pero con el Cu^{+2} . Se realizó la titulación con Tiosulfato de Sodio (Na_2SO_4) como reductor, para después obtener Cobre Soluble II y calcular la concentración del oxidante a partir de los ml gastados del Na_2SO_4 , dando un promedio de $6,63 \times 10^{-3}$ M para la estandarización, y unos $11,01 \times 10^{-1}$ peso/peso. Obteniendo, una clara idea de las proporciones que se trabajan en una reacción redox.

Palabras clave: Yodometría, Oxidante, Reductor, Estandarización, Titulación.

2) Abstract

The aim is to determine the concentration of ion (Cu^{+2}) by means of the volumetric analysis method known as iodometry. Potassium iodide (KI) was used as the iodine source and potassium dichromate ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) as the oxidizing agent, in order to standardize the method. To have a margin when the same procedure is carried out, but with Cu^{+2} . The titration with Sodium Thiosulfate (Na_2SO_4) as reductant was carried out, to later obtain Soluble Copper II and to calculate the concentration of the oxidant from the spent ml of Na_2SO_4 , giving an average of 6.63×10^{-3} M for the standardization, and about 11.01×10^{-1} w/w. Obtaining, a clear idea about the proportions in a redox reaction.

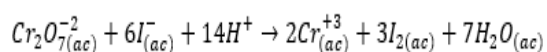
Key words: Iodometry, Oxidizing, Reductant, Standardization, Titulation.

3) Resultados y análisis

Estandarización de tiosulfato de sodio

En la estandarización por medio del método de yodometría, se calculó la concentración del ion dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) de la disolución en medio ácido, haciendo uso de la ecuación $C_2 \cdot V_2 = C_1 \cdot V_1$. Para ello se usó el volumen resultante de la titulación con tiosulfato de sodio (Na_2SO_4) y la concentración inicial del dicromato de potasio, dando como resultado, una concentración promedio de $6,63 \times 10^{-3} \text{ M}$ o $6,63 \times 10^{-3} \text{ N}$ en la disolución final. Los datos de dichas disoluciones para la estandarización del experimento se encuentran en la **tabla N°1 del anexo 1**.

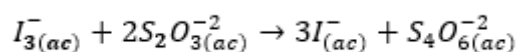
Para calcular con precisión las concentraciones de un reactivo mediante otro, se tiene que comprender la naturaleza de una reacción redox. Ver cuáles son los complejos oxidados y reducidos, en este caso el factor reducido es el yoduro (I^-), presente por la disociación de KI, por el factor oxidante del ion dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) del dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$). Además, de saber cuántos electrones se liberan y cuántos recuperan los agentes redox, lo que permite conocer la naturaleza de la reacción, sus partes y el estado en que se encuentran los productos. A continuación, se verá la ecuación de la reacción descrita anteriormente, en la **ecuación N°1**:



En esta reacción el yoduro trabaja como agente reductor para el oxidante, provocando que el Cromo (Cr) del ion $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ gane electrones al reducirse, por lo que, pase de oxidación de Cr+6 a estar en Cr+3, dando a entender que ganó 3 electrones en un 100% de su concentración, pues se añadió yoduro en exceso para garantizarlo. Sin embargo, el yodo como tal

no pierde electrones, tan solo se oxida pasando de yoduro disuelto a yoduro molecular, pero, al haber añadido yoduro en exceso se logra aumentar su solubilidad al punto que se formen moles de triyoduro, siendo este la forma más oxidada posible para el yodo cuando se encuentra libre de otros enlaces. Cabe aclarar, que la reacción ocurre en medio ácido por lo cual, existen iones H^+ en los reactivos y $\text{H}_2\text{O}_{(\text{L})}$ como producto secundario. Para esta práctica, se utilizó el ácido clorhídrico concentrado (HCl) para crear el medio ácido que necesita la reacción para empezar, de tal forma, que al momento de incorporar el ácido se tituló lo más pronto posible, pues el yodo es susceptible a oxidarse con las partículas que entren en contacto con la superficie de la disolución.

Seguidamente en la titulación con tiosulfato de sodio, se vio un proceso contrario al anteriormente visto en la práctica. Ya que, ahora el triyoduro actuaba como un agente oxidante del ion tiosulfato en disociación, pues lo que se busca es comprobar que tanto reacciono el dicromato con el yodo, mediante la cantidad de tiosulfato necesario para devolver el yodo a su punto inicial. Volviendo con la titulación, se presencia una reacción redox, donde el triyoduro se comporta como el agente oxidante y el ion tiosulfato como el agente reductor, se puede ver un ejemplo de la reacción en la **ecuación N°2**:



Tal como se mencionó anteriormente, el yodo sufre una reducción por la presencia del ion tiosulfato, el cual sufre una oxidación al pasar de una relación de 2 moles de ion tiosulfato a un solo mol de ion tetratiónato. De igual manera con las reacciones anteriores, la disolución cambia de color al alterarse las concentraciones de

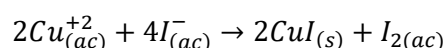
(I⁻) y de Cr⁺³ con respecto al resto de sustancias en el sistema, provocando ahora una coloración verde esmeralda y no uno marrón o amarillo cuando finaliza la titulación. Se cree que en cada muestra realizada se obtuvieron diferentes resultados, a que no se usaron exactamente las mismas cantidades de oxidante ni de KI cuando se preparaba la disolución. Por otro lado, no siempre se pudo ser lo más rápido a la hora de titular o de colocar el almidón, siendo posible que pequeñas partes del yodo ya se hubieran oxidado con el aire o el almidón pudo haber absorbido más yodo del deseado, alterando las concentraciones del oxidante que debía reaccionar con el I⁻.

Finalmente, se recopilaron los datos de la titulación y se calcularon las concentraciones de Na₂SO₄ al final de la práctica, para hallar cuál es la concentración del oxidante utilizado. Y tal como se mostró anteriormente y en la tabla N°1, la concentración final promedio del oxidante utilizado, fue de 6,63x10⁻³ M. Dicho dato hace referencia a la concentración que debería tener el K₂Cr₂O₇ para oxidar la misma cantidad de I⁻, que de I⁻³ reducido por el Na₂SO₄ en la titulación, pero al no ser una medida directa es necesario realizar varias pruebas, en la medida de lo posible con las mismas condiciones, para determinar si los valores hallados tienen correlación entre sí para tomarlo como un dato real.

En conclusión, ya que solo se realizó una estandarización para comprobar los márgenes que se deben trabajar en la prueba real, y los resultados fueron positivos según lo esperado por el objetivo de la práctica, se considera factible utilizar el mismo procedimiento para determinar el cobre (II) soluble en la siguiente parte del laboratorio.

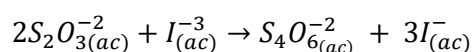
Análisis para la obtención de Cobre Soluble II por Yodometria

Para el caso de este laboratorio se buscó la determinación de Iones Cu. Presentes en una muestra disuelta previamente en H₂O Por la cual se buscó como primer paso, la formación de yodo molecular (I₂), indispensable para hallar numéricamente la cantidad de Cu²⁺ presente. Siendo así, se reacciona la muestra con yoduro de Potasio, como muestra la siguiente **ecuación N°3**.



Ecuación N° 3: Formación de Yodo elemental y Yoduro de Cobre (CuI)

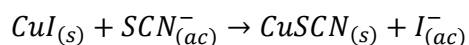
Con esto se prosiguió a titular con tiosulfato de Sodio, para así poder consumir completamente el Yodo molecular Como muestra la **ecuación N°4**.



Ecuación N° 4: Reacción entre yodo elemental y Tiosulfato de Sodio

Esto, con el propósito de determinar la relación entre la cantidad de tiosulfato usado y la presencia de Cu²⁺ soluble. Implicando como la cantidad de Yodo Molecular consumido es netamente proporcional a la cantidad de S₄O_{6(ac)}⁻², dada su relación estequiométrica. Y por ende es proporcional a la cantidad de Tiosulfato gastado en la titulación. Representado a nivel organoléptico, por la desaparición de su color a amarillo claro.

Para así concretar con el punto final de titulación usando almidón soluble y KSCN Tiocianato de Potasio (KSCN). Los cuales trabajan de forma conjunta donde el KSCN, al momento en que se disuelve, se forma el ion tiocianato (SCN⁻) reaccionando con él. Generando así los yodos restantes. Como muestra la **ecuación N° 5**



Ecuación N° 5: Formación de iones yodo para punto final de titulación

En donde el almidón funciona como indicador para el punto final de la reacción reconociendo el punto en que desaparece el yodo. Pasando de un color azul a blanco lechoso y con ello. Implicando la determinación completa de Cu^{2+}

Al momento de reconocer la cantidad de Tiosulfato usado, se prosiguió a relacionarlo y así obtener el Cu soluble presente (ver anexo) dando como resultado una concentración de 11.01×10^{-1} en peso/peso. Implicando esto una concentración realmente pequeña de Iones Cu extraídos directamente de la muestra original.

Análisis de datos estadísticos:

Tras observar la cantidad de datos tomados y como variaban se optó por realizar un análisis de datos para determinar la precisión de los datos tomados en el laboratorio. Primero se empezó con los datos obtenidos de la primera parte de la práctica que corresponde a la estandarización de tiosulfato de sodio, en este caso se realizaron dos diferentes análisis, utilizando los datos correspondientes a las muestras obtenidas por el grupo N°4 y los datos obtenidos por la totalidad de los grupos. En la segunda parte correspondiente a la titulación de cobre (II) se utilizaron los datos correspondientes a todos los grupos para dicho análisis.

Los datos obtenidos por el grupo N°4 se pueden observar en la tabla N°1 (**ver anexo 1**), de estos datos se obtuvieron valores de concentración de tiosulfato de sodio presentes en las 3 muestras realizadas durante el laboratorio. Se obtuvo un valor promedio de $6.6 \cdot 10^{-3}M$, de desviación estándar un valor de $2.08 \cdot 10^{-4}$, mientras, que de desviación media un valor de $1.48 \cdot$

10^{-5} (**ver anexo 1.2; Ecuación N°6, 7 y 8**), para así terminar obteniendo el porcentaje de coeficiente de variación con un 3.13 % (**ver anexo 1.2; Ecuación N°9**), lo que indicaría una gran precisión a la hora de toma de los tres datos obtenidos. Además, se halló el intervalo de confianza que se encontraba con un límite superior de: $7.10 \cdot 10^{-3}$ y un límite inferior de: $6.16 \cdot 10^{-3}$ (**ver anexo 1.2; Ecuación N°10**). Se observó que ningún dato se descartaba, por lo tanto, todos los datos eran útiles.

Los datos obtenidos por la totalidad de los grupos visto en la tabla N°2 (**ver anexo 1**), se optó por no hallar la concentración y analizarlos estadísticamente con el dato obtenido en mL. Se hicieron tres diferentes análisis tras descartar diferentes datos. En el primer análisis se tuvieron en cuenta la totalidad de los datos obteniendo un valor promedio de: 4.43 mL, una desviación estándar de 0.31 y una desviación media de $9.45 \cdot 10^{-2}$, obteniendo así un porcentaje de coeficiente de variación de alrededor de un 7.08%. Se ve que tenía un coeficiente de variación bastante elevado para lo buscado a nivel práctico, por lo que la precisión al tomar los datos no fue la adecuada. Se buscó el intervalo de confianza de dichos datos, obteniendo un límite superior: 4.72 y un límite inferior de: 4.13 descartando así los datos 2, 6, 11 y 12. Tras esto se hizo de nuevo un análisis logrando reducir el coeficiente de variación a un 3.04%, con unos datos más exactos, sin embargo, al hallar el intervalo de confianza que se encontraba entre 4.74 y 4.31 descartando así el dato N°10 de la primera tabla. Finalmente se obtuvieron 8 datos observados en la tabla N°3 (**ver anexo 1**).

Tras hallar la desviación estándar y desviación estándar se obtuvieron valores de 0.12 y 0.04 respectivamente. Al hallar el coeficiente de variación se obtuvo un valor de 2.41%. Se vio que los datos fueron

mucho más precisos, lo que se buscaba en la práctica, al obtener el intervalo de confianza cuyos resultados fueron: 4.77 como límite superior y 4.39 como límite inferior, no se descartó ningún dato, dando por terminado el análisis de la primera parte. Las evidentes variaciones en la toma de datos pueden deberse a que las marcas de graduación de la bureta analítica se encontraban entre 0.1 mL, sin embargo, según el fabricante la incertidumbre tenía un valor de ± 0.05 mL. Por lo tanto, era muy complicado saber el valor exacto a la hora de la práctica.

En la parte número dos de la práctica que consistía en la determinación de cobre (II) por medio de yodometría, se tomaron en cuenta los datos presentados por todos los grupos. Utilizando un total de 12 datos en el primer análisis de la segunda parte, esto se puede observar en la tabla N°4 (**ver anexo 1**). Se obtuvieron los valores de promedio dando como resultado 1.30 mL, los valores de desviación estándar y desviación media dando como resultados: $9.1 \cdot 10^{-2}$ y $2.7 \cdot 10^{-2}$. Después de esto se halló el coeficiente de variación dando como resultado 7.03%, por lo que se obtuvo un resultado con alto coeficiente de variación, lo que implica que los resultados no fueron del todo precisos en su toma. Tras esto se procedió a hallar el intervalo de confianza, obteniendo el límite superior en inferior con valores de: 1.38 y 1.20, descartando los datos 6, 7, 8 y 12.

Resultando con alrededor de 8 datos, se volvió a realizar el proceso por segunda y se obtuvo un coeficiente de variación del 5.85%, resultando muy alto para lo buscado, se halló el intervalo de confianza, resultando dicho intervalo entre 1.36 y 1.16 descartando el dato N°11 de la tabla N°4 (**ver anexo 1**). Tras esto se realizó un tercer análisis obteniendo un coeficiente de variación de 1.80% un coeficiente bajo,

cumpliendo con los requerimientos, sin embargo, al hallar el intervalo de confianza al obtener valores de 1.33 y 1.16 se optó por descartar el dato N°3 de la tabla N°4 (**ver anexo 1**). Finalmente se realizó un cuarto y último análisis en el cual se obtuvo un promedio 1.23 mL, una desviación estándar y desviación estándar de la media de: 0.0505 y 0.0226 respectivamente. Se obtuvo un coeficiente de variación de 4.09%, dando un coeficiente bastante decente para lo que se busca en la práctica pues un coeficiente con ese porcentaje implica una buena precisión en la toma los datos restantes. El intervalo de confianza da un resultado de 1.32 a 1.14, indicando que no hay que descartar datos. Los datos restantes se encuentran en la tabla N°5 (**ver anexo 1**). La razón de que se hallan descartado la mitad de los datos puede deberse a lo comentado en el análisis de la primera parte de la práctica.

Durante toda la práctica, para determinar los intervalos de confianza se usó un valor de confianza del 99%, tanto en los análisis de la parte 1 como de la parte 2

4) Conclusiones:

- Según la concentración de 1.01×10^{-1} w/w promedio hallada para el cobre (II) soluble, la cual es mayor a la concentración de la estandarización, se estima que el volumen de la disolución es menor al de la estandarización.
- Tras descartar datos de la primera parte del laboratorio, se obtuvieron porcentajes de 3,13 y de 2,4. Por lo tanto, se consideran datos de alta precisión.
- Según el análisis estadístico, el grupo N°1 presentó los datos con mayor precisión del laboratorio.
- El gran descarte de datos recopilados, se pudo generar debido

a las marcas de graduación y la incertidumbre de la bureta analítica.

- El coeficiente de variación de la segunda parte obtuvo un resultado del 4.09% (tras descartar 6 datos).

Anexos:

Anexo, 1:

Muestras	Masa $K_2Cr_2O_7$ (g)	Volumen $Na_2S_2O_3$ (L)	M $Na_2S_2O_3$ (mol/L)
1	0,1000	4,53	$6,4 \times 10^{-3}$ M
2	0,1050	4,50	$6,7 \times 10^{-3}$ M
3	0,1002	3,86	$6,8 \times 10^{-3}$ M

Tabla N°1: Resultados de la estandarización de tiosulfato de sodio grupo N°4

N°Dato	Muestra (mL)
1	4,70
2	4,10
3	4,63
4	4,53
5	4,50
6	4,00
7	4,68
8	4,50
9	4,40
10	4,30
11	4,93
12	3,86

Tabla N°2: Resultados de la estandarización de tiosulfato de sodio de todos los grupos.

N° Dato	Muestra (mL)
1	4,70
2	4,63
3	4,53
4	4,50
5	4,50
6	4,40
7	4,68

Tabla N°3: Resultados de la estandarización de tiosulfato de sodio de todos los grupos tras análisis

N°Dato	Muestra (mL)
1	1,2
2	1,3
3	1,35
4	1,2
5	1,2
6	1,4

7	1,4
8	1,18
9	1,21
10	1,3
11	1,38
12	1,4

Tabla N°4: Resultados de la determinación de cobre (II) por medio de yodometría

N°Dato	Muestra (mL)
1	1,2
2	1,3
3	1,2
4	1,2
5	1,21
6	1,3

Tabla N°3: Resultados de la determinación de cobre (II) por medio de yodometría de todos los grupos tras análisis

Anexo, 1.2:

$$x_{promedio} = \frac{\sum x_i}{N}$$

$$x_{promedio} = \frac{0.0199}{3}$$

Ecuación N°6: Promedio de los datos

$$S = \sqrt{\frac{\sum (x_i - x_{prom})^2}{N - 1}}$$

$$S = \sqrt{\frac{(8.67 \cdot 10^{-8})}{2}}$$

$$S = 2.08 \cdot 10^{-4}$$

Ecuación N°7: Desviación estándar de los datos

$$S_{media} = \frac{S}{\sqrt{N - 1}}$$

$$S_{media} = \frac{2.08 \cdot 10^{-4}}{\sqrt{2}}$$

$$S_{media} = 1.47 \cdot 10^{-4}$$

Ecuación N°8: Desviación estándar de la media de los datos

$$\%CV = \frac{S}{x_{promedio}} \cdot 100$$

$$\%CV = \frac{2.08 \cdot 10^{-4}}{6.63 \cdot 10^{-3}} \cdot 100$$

$$\%CV = 3.13\%$$

Ecuación N°9: *Coeficiente de variación de los datos*

$$\mu = x_{promedio} \pm (t \cdot S_{media})$$

$$\mu = 6.63 \cdot 10^{-3} \pm (3.182 \cdot 1.47 \cdot 10^{-4})$$

$$\mu_s = 7.10 \cdot 10^{-3}$$

$$\mu_i = 6.16 \cdot 10^{-3}$$

Ecuación N°10: *Intervalo de confianza de los datos*

$$C_{Na_2S_2O_3} \cdot V_{Na_2S_2O_3} = C_{K_2Cr_2O_7} \cdot V_{muestra}$$

$$C_{Na_2S_2O_3} \cdot V_{Na_2S_2O_3} = 6,8 \times 10^{-6} \text{ M} \cdot 0,058 \text{ L}$$

$$C_{Na_2S_2O_3} = \frac{6,799 \times 10^{-3} \text{ M} \cdot 0,058 \text{ L}}{0,062 \text{ L}}$$

$$6,4 \times 10^{-3} \text{ M} = \frac{6,799 \times 10^{-3} \text{ M} \cdot 0,058 \text{ L}}{0,062 \text{ L}}$$

Ecuación N°11: *Calculo de concentración del dicromato de potasio*