

Estudio de la variación de ácido ascórbico en un zumo industrial.

1. Compromiso personal

Desde 2º de secundaria, siempre he visto la química como una ciencia casi mágica, semejante a la alquimia, que ha permitido convertir diversos materiales en otros mediante un conjunto de determinadas de reacciones. Por suerte, durante estos últimos cursos he tenido la suerte de poder recibir diversas clases prácticas. Entre ellas reacciones ácido-base, así como de saponificación y saturación. Fue en este periodo, cuando descubrí que las reacciones, no siempre son instantáneas, sino que la velocidad de reacción varía de unas a otras, así, la corrosión es lenta, mientras que la combustión del fósforo es muy rápida.

Fue pensando en esto que recordé un dicho que mi madre siempre me repetiría cuando llegaba invierno, y en especial, cuando llegaba la época de las naranjas. Siempre que hacíamos un bizcocho, aprovechaba el uso del exprimidor para hacerme un zumo para mí, pero mi madre siempre estuvo ahí para decirme: “Bébetelo rápido que se le van las vitaminas”. Paradójicamente, siempre pensé que esto no era más que un mito. Sin embargo, cuando me puse a investigar acerca de esta variación en la cantidad de vitamina C, encontré diversos estudios que explicaban diversas cosas, algunos exponían que no había relación, mientras que otros hablaban sobre la oxidación del ácido ascórbico, pero cuya velocidad tomaba mucho tiempo, por lo que decidí llevar a cabo este experimento para poder experimentar de primera mano, si existe alguna relación, y si la hay, que está ocurriendo y por qué.

2. Tema de investigación

En esta investigación se pretende observar si existe alguna relación entre la cantidad de ácido ascórbico presente en un zumo industrial de marca blanca (cuya marca no será dicha para respetar con la privacidad de la marca) y el tiempo que transcurre desde su exposición al oxígeno del aire. Manteniendo diversas variables controladas, como son la presión atmosférica, y la temperatura del medio para evitar errores, establecimos nuestro objetivo. Así, la pregunta de investigación resultaría en: «¿Existe alguna relación entre la cantidad de ácido ascórbico presente en una bebida y el tiempo de exposición al aire?»

3. Fundamento teórico

3.1 Vitamina C

La vitamina c o ácido ascórbico es una vitamina hidrosoluble que se caracteriza por ser un potente antioxidante soluble en agua, cuya fórmula molecular es $C_6H_8O_6$ siendo su masa molar de 176,12g/mol. Esta vitamina resulta esencial para el ser humano, quien debe consumirla de alimentos externos al no ser capaz de sintetizarla. Esta presenta diversas propiedades antioxidantes, es por ello que la medición de ácido ascórbico presente en el zumo será teniendo en cuenta la oxidación de está molécula en ácido L-dehidroascórbico en una proporción de 1:1.

Es un nutriente indispensable puede es necesaria para poder producir colágeno, además ayuda en la absorción del hierro de alimentos vegetales. La ausencia de esta vitamina, puede provocar escorbuto, en los casos más extremos de avitaminosis, aunque también puede provocar cambios de humor, inflamación de encías y caída de dientes en los peores casos, llegando a ser mortal al producirse anemia si no es tratado. (Ciancaglini et al. 2001) Es conocida por ser utilizada para combatir diversas enfermedades como el es resfriado común, para reducir sus síntomas, además de disminuir la probabilidad de sufrir

enfermedades cardiovasculares. Y actualmente se está investigando acerca de su efecto en enfermos con cáncer y degeneración macular relacionada con la edad y las cataratas.

Esta vitamina surge como respuesta al aumento dramático del oxígeno atmosférico, aumentando la eficiencia en la producción de energía, además de los radicales libres dañando a proteínas, lípidos y ácidos nucleicos. (Rolando, 2019)

3.2 Método del cálculo

Para poder calcularlo, usaremos dos principios químicos que nos permitirán conocer las cantidades exactas de ambas, aprovechando diversas propiedades de estos productos. Por un lado, las reacciones rédox, las cuales explican como uno o más electrones se transfieren entre los reactivos provocando un cambio en sus estados de oxidación. En este habrá un agente oxidante (en este caso será el oxígeno) y un agente reductor que será el que suministre electrones al medio aumentando su estado de oxidación (el ácido ascórbico). El ejemplo más conocido la corrosión o la combustión, teniendo este efecto diversas aplicaciones destacando el uso en baterías, o en nuestro caso, la yodometría.

Ese será el segundo principio, la yodometría, que consiste en el análisis volumétrico para cuantificar un agente oxidante mediante una titulación indirecta con yodo. Donde la especie de interés no es el yodo elemental, sino los aniones yoduros, al ser buenos agentes reductores. Por tanto, en presencia de agentes, pueden ser titulados con un titulante rédox, siendo este aquel que presenta distintos colores en su forma oxidada y reducida.

No obstante, nosotros llevaremos a cabo una titulación por retroceso, por la cual se invierte el sentido de la valoración, añadiendo un exceso conocido de reactivo estándar a la disolución para después valorar el exceso.

La reacción que se produce es la oxidación del ácido ascórbico con el iodo, produciendo ácido dehidroascórbico, (Imagen 1). Este iodo está en exceso para poder calcularlo con la titulación por retroceso, con tiosulfato, que valora ese exceso tras la reacción.

La titulación es un método de análisis químico que permite determinar la concentración desconocida de un reactivo a partir de un reactivo con una concentración determinada a través del uso de una bureta, y un indicador que mostrará cuando se ha alcanzado el punto final a partir del cual podremos calcular la cantidad exacta.

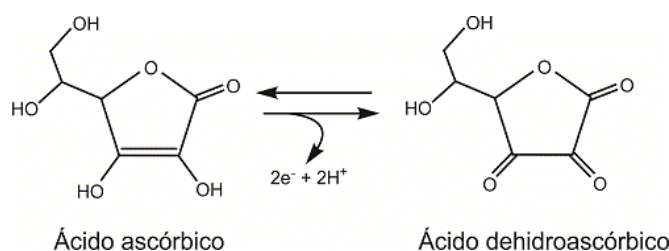


Foto 1. Oxidación del ácido ascórbico a ácido dehidroascórbico. Fuente: www.studocu.com

Este último proceso de titulación puede ser entendida tras observar las siguientes imágenes que muestran este proceso de producto inicial, hasta la titulación donde ya ha alcanzado el punto final:



Imagen 2. Cambio de pigmentación gracias al indicador tras la titulación del reactivo con tiosulfato de sodio. Fuente: elaboración propia.

4. Variables del experimento.

Para poder llevar a cabo el experimento se requeriría de establecer diversas variables para poder establecer futuras relaciones entre ellas, así como dar opción a realizar una representación gráfica. Por otro lado, son de gran ayuda en caso de obtener resultados ilógicos ya que siempre podremos comprobar que no se controló y entender donde surgió el error. Las variables establecidas son:

- ⇒ **Variable Independiente (VI):** El tiempo de exposición del zumo al aire en s.
- ⇒ **Variable Dependiente (VD):** La concentración de ácido ascórbico ($C_6H_8O_6$) en mol/L (M) presente en el zumo de naranja.
- ⇒ **Variables Controladas (VC):** La temperatura del zumo, pues se quiere observar la variación con el tiempo no la temperatura. Mismo de volumen de muestra. Misma concentración de soluto en la disolución.

Estas variables se han controlado, por un lado, alejando el zumo de toda fuente de calor que podría provocar cualquier variación en la cantidad neta de ácido ascórbico, también se mezcló el zumo en caso de si fuera añadido con un suplemento, cualquier residuo en el fondo se encontrara de forma proporcional. Por otro lado, siempre se utilizó el mismo volumen de zumo para analizar, de forma que se simplificaran los cálculos al máximo.

5. Materiales empleados.

Para llevar a cabo el experimento se utilizaron diversos materiales, entre reactivos, y los instrumentos para poder realizar las diversas mediciones y reacciones químicas que nos permitirán calcular el ácido ascórbico presente.

- ⇒ Agua destilada (H_2O). Masa molar=18,01528g/mol
- ⇒ Ácido clorhídrico 35% (HCl). Masa molar=36,458g/mol; $\rho=1.19g/cm^3$ a $20^\circ C$
- ⇒ Yoduro de potasio (KI). Masa molar=166,00g/mol
- ⇒ Yodato potásico al 98% (KIO_3). Masa molar=214,001g/mol
- ⇒ Tiosulfato de sodio pentahidratado ($Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$). Masa molar=248,11g/mol
- ⇒ Almidón ($C_6H_{10}O_5$)_n

Es importante establecer que todos los compuestos fueron manipulados con cuidado, en el caso del ácido se llevaron guantes y gafas, así como instrumentos de vidrio, siguiendo las normas para la correcta eliminación de residuos químicos, para reducir al máximo el impacto ambiental. Esto es, y dado que se usó en baja concentración, diluirlo en un volumen mayor de agua para posteriormente desecharlo.

- ⇒ Bureta de Mohr ($\pm 0,1$ ml).
- ⇒ Matraz Erlenmeyer.
- ⇒ Pipeta ($\pm 0,1$ ml).
- ⇒ Pera de goma para succionar líquidos.
- ⇒ Probeta de una capacidad de 1L ($\pm 0,2$ mL).
- ⇒ Matraces aforados de 1 litro de capacidad ($\pm 0,4$ mL).
- ⇒ Pie de laboratorio metálico.
- ⇒ Nuez de laboratorio metálica, con rosca de ajuste.
- ⇒ Pinza de laboratorio metálica, con rosca de ajuste.
- ⇒ Vaso de precipitados
- ⇒ Agitador magnético
- ⇒ Barra de agitación
- ⇒ Balanza digital ($\pm 0,01$ g).
- ⇒ Espátula.
- ⇒ Vidrio de reloj
- ⇒ Mortero.
- ⇒ Varilla.
- ⇒ Embudo de vidrio.
- ⇒ Pegatinas para etiquetar los matraces con los reactivos preparados.

6. Procedimiento

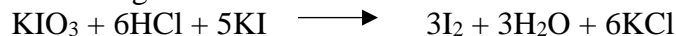
Para poder aprovechar el espacio proporcionado para esta investigación se realizarán todos los cálculos posibles mientras se explican los pasos seguidos.

6.1 Fórmula para la aparición del yodo

La primera fase del experimento, fue calcular la ecuación química teniendo en cuenta los reactivos que íbamos a utilizar. Dado que requería del yodo para que posteriormente este reaccionase con el AA, procedí a aprovecharme de diversos reactivos que me lo proporcionarían y me facilitarían el cálculo del exceso de este. La formula resultante fue la siguiente:



Que, ajustada queda de la siguiente forma:



6.2 Cálculo de los reactivos

A lo largo del experimento trabajamos con disoluciones de 0,01 M dado que el tiosulfato es muy sensible en la titulación del yodo, por tanto, redujimos al máximo esta concentración para reducir el error al poder observarse el cambio de forma más progresiva.

Para hallar la cantidad necesaria de cada soluto aprovechamos la fórmula de la molaridad, por tanto, y dado que todas las disoluciones se encontraban a 0,01M sabremos que necesitaremos el mismo número de moles de cada sustancia.

$$M = \frac{n}{V} \rightarrow n = M \cdot V = 0,01 \cdot 1 = 0,01 \text{ mol de cada soluto.}$$

A continuación, sabiendo las masas atómicas de cada átomo podemos calcular la masa necesaria en gramos con la propia definición de mol:

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow m = n \cdot M = 0,01 \cdot 214,001 = 2,14g \text{ de } KIO_3$$

Estos cálculos se repetirán para cada uno de los solutos, de forma que, para aprovechar espacio, se han obviado.

Por último, en cuanto a solutos se refiere, es necesario calcular los gramos necesarios referidos al reactivo con una del 100%. Para ello realizaremos el caso del Yodato potásico, al ser el único reactivo que no presentaba una pureza máxima, para calcular la cantidad necesaria tendremos en cuenta que: $x(g) \cdot 98\% = 2,14(g) \cdot 100\%$, donde x es la cantidad necesaria del reactivo.

$$x(g) = \frac{2,14(g) \cdot 100\%}{98\%} \approx 2,18 (g) \text{ de Yodato potásico al } 98\%$$

Por tanto, utilizaremos de cada productor las siguientes cantidades:

Yoduro de Potasio: 1,66g

Yodato Potásico: 2,18g

Tiosulfato de Sodio: 2,48g

6.2.1. Valor de concentración.

Aunque se hayan calculado estas medidas, esto no son más que datos teóricos, dado que cada uno de los instrumentos presenta una incertidumbre, de forma que los resultados finales también presentarán cierto error que será el resultante de aplicar el cálculo para la medida indirecta. Los instrumentos que se contabilizarán en estos casos fueron los matraces aforados y la balanza, dado que, aunque se usaron otros, fue para ayudarnos a diluirlos, pero eran prescindibles para el cálculo de la cantidad final.

$$\text{Yodato Potásico} \rightarrow M = \frac{n}{V} = \frac{M_{molar}}{V} = \frac{2,18 \cdot 98\%}{214,001} = 0,00998313092M$$

Para el error tendremos en cuenta que la resolución de la balanza tenía una resolución de $\pm 0,01g$, mientras que el matraz aforado tenía una incertidumbre de $\pm 0,40mL$, mientras que la masa molar no tenía incertidumbre al ser una constante. Por tanto, y transformando las unidades de volumen a litros tenemos el siguiente cálculo de resolución.

$$\frac{\Delta M}{M} = \frac{\Delta n}{n} + \frac{\Delta V}{V} = \Delta M = M \cdot \left(\frac{\frac{\Delta m}{M_{molar}}}{\frac{m}{M_{molar}}} + \frac{\Delta V}{V} \right) \rightarrow M \cdot \left(\frac{\Delta m}{m} + \frac{\Delta V}{V} \right)$$

$$\Delta M = 0,00998313092 \cdot \left(\frac{0,01}{\frac{2,18 \cdot 98\%}{214,001}} + \frac{0,00040}{1} \right) = 0,00005072200597$$

Por tanto, el valor de la disolución de Yodato Potásico es el siguiente:

$$\text{Molaridad } KIO_3 = (0,00998313092 \pm 0,00005072200597) M \approx \boxed{(0,00998 \pm 0,00006) M}$$

Esta aproximación se realizó teniendo en cuenta que las incertidumbres se aproximan por exceso, y con un número de cifras significativas no superior a 2, en este caso se utilizaron solo 1, para que coincidiera presentara el mismo orden de magnitud que la molaridad. Esta última fue aproximada ateniendo a los procedimientos de redondeo.

6.2.2 Valor exacto de concentración de la disolución de los diversos solutos.

Siguiendo los anteriores pasos podemos calcular la molaridad de cada una de las disoluciones preparada, que, aunque siendo prescindible en este paso, he preferido situarlo en este apartado, por el contexto en que nos encontramos sobre las disoluciones.

Tabla 1. Solutos y la molaridad de cada disolución. Elaboración propia.

Soluto de las disoluciones	Molaridad de la disolución
KIO ₃	(0,00998±0,00006) M
KI	(0,0100±0,0001) M
Na ₂ S ₂ O ₃	(0,00999±0,00005) M

7. Procedimiento.

Una vez realizados todos los pasos anteriores, se puede proceder a llevar a cabo la fase experimental siguiendo los siguientes pasos y fases.

7.1 Preparación de los reactivos.

Dado que el procedimiento llevado a cabo para cada disolución es análogo, vamos a proporcionar una explicación general omitiendo el procedimiento particular para cada reactivo. Las cantidades utilizadas, las incertidumbres de los instrumentos, así como los resultados obtenidos pueden ser consultados en los apartados anteriores.

1. Se coloca el vidrio de reloj en la balanza digital y se tara.
2. Con ayuda del mortero, machacaremos las sales, para que se puedan obtener fragmentos de menor tamaño y facilitar el cálculo de la masa necesaria.
3. Con ayuda de la espátula, se deposita el polvo de cada sal en el vidrio de reloj y se procede a la obtención de cada masa.
4. La cantidad exacta de soluto será vertida en un vaso de precipitados al que se le añadirá agua destilada suficiente para ser disuelto con la varilla.
5. Esta disolución inicial es traspasada al matraz aforado a través de un embudo de vidrio.
6. Tras haber vertido toda la disolución se procede a llenar el matraz aforado, previamente lavado, con agua destilada hasta que se aproxime a la marca de enrase.
7. Para disminuir cualquier error, se utilizará una pipeta para poder enrasar con la mayor precisión posible con agua destilada, así mismo, este enrase se llevará a cabo situándose en horizontal a la altura de la marca de enrase.



Imagen 2. Ejemplo de un enrase, en un matraz aforado, donde se observa un menisco cóncavo, y su tangente en la marca de aforo. Elaboración propia.

8. Se coloca un tapón y se agita, etiquetándolo (indicando el reactivo disuelto, así como la concentración).

Siguiendo estos pasos para cada uno de los reactivos, ya estarán preparados para su posterior uso.

7.2 Montaje de la estación de análisis volumétrico.

Para construir la estación con la que llevará a cabo la titulación, para calcular el volumen de ácido ascórbico, se siguieron los siguientes pasos:

1. Se prepara el soporte de laboratorio, para ello se acopla una pinza con la ayuda de una nuez de laboratorio.
2. El pie se sitúa debajo del agitador magnético, en nuestro caso el propio agitador tenía un orificio para situar la varilla.
3. Se instala la bureta con la pinza de forma que el extremo esté lo suficiente alejado para que pueda ponerse el matraz aforado debajo. Así mismo es importante escoger una bureta que permita ser llenada lo más fácil posible.
4. Se sitúa un vaso de precipitados debajo de la bureta, para que el líquido que se vierta en la bureta, pueda caer en el vaso de precipitados sin manchar el lugar de trabajo.

7.3 Realización del experimento.

Una vez tenemos todas las disoluciones y se ha montado la bureta se procedió de la siguiente manera:

1. Se abre el tetrabrik de zumo y se le coloca una pegatina con la fecha y la hora de apertura para tener control total acerca del tiempo de oxigenación de esta.
2. Se toman 3 mL de zumo y se vierten en el matraz Erlenmeyer.
3. A este matraz se añaden 20mL de la disolución de Yoduro de potasio y 20mL de la disolución de Yodato potásico, tendremos en cuenta que estamos proporcionando un exceso de yodato potásico, que nos ayudará a conocer la cantidad que reaccionó con el ácido ascórbico.
4. Al matraz con la mezcla de zumo de naranja, y yoduro y yodato se le añaden 3mL de ácido clorhídrico, con esto creamos un medio ácido que permite que el yoduro de potasio pueda reaccionar con el yodato potásico formando Yodo molecular que reacciona con el ácido ascórbico formando ácido dehidroascórbico.
5. Se llevará a cabo la titulación de yodo mediante el tiosulfato de sodio, sin embargo, para que esta resulte más sencilla se le añade al matraz Erlenmeyer una cantidad arbitraria de almidón, lo que facilitará ver el punto exacto en que se produce el viraje.
6. Se procede a realizar la titulación, para ello se vierte el tiosulfato en la bureta, y se retira el exceso dejándola caer en el vaso de precipitados, hasta que el menisco llegue al 0 o un número entero.
7. Se introduce la barra de agitación dentro del matraz, el cual se sitúa en el agitador debajo de la bureta, y se encenderá el agitador, facilitando la disolución del almidón y la correcta disolución de todos los compuestos.
8. Se inicia la titulación, para ello se abre la bureta permitiendo que el tiosulfato entre en contacto con el líquido del matraz haciendo que este cambie de color del amarillo claro al marrón (obsérvese la imagen 1), cuando se acerque al color final, se reduce el caudal hasta un goteo continuo. Una vez alcance el color de viraje final se anota el volumen de tiosulfato de sodio utilizado en la valoración.

Este procedimiento será repetido para cada una de las repeticiones, hasta que se puedan obtener en total 10 medidas para cada tiempo. Estas medidas se realizarán dejando el zumo abierto en los tiempos: 0, 1 hora, 2 horas, 1 día, 2 días, tras la apertura del zumo. Es importante tener en cuenta que estos tiempos son más o menos orientativos, dado que la preparación de cada titulación toma cierto tiempo dada la necesidad de añadir todas las especies para que esta surja efecto.

8. Datos obtenidos.

Tras la realización del experimento se obtuvieron diversos resultados, estos se dispondrán en una tabla para una más fácil interpretación. Estos datos se colocarán con la incertidumbre del instrumento utilizado, para ser el error posteriormente calculado.

Tabla 1. Volumen de tiosulfato por tiempo de exposición y repetición.

Fuente: Elaboración propia.

Tiempo de exposición	Número de repetición	Volumen de tiosulfato ($\pm 0,1$ ml)
Tiempo: 0	1	(5,1 \pm 0,1)ml
	2	(4,5 \pm 0,1)ml
	3	(5,1 \pm 0,1)ml
	4	(4,8 \pm 0,1)ml
	5	(5,0 \pm 0,1)ml
Tiempo: 1h	1	(5,5 \pm 0,1)ml
	2	(5,2 \pm 0,1)ml
	3	(4,8 \pm 0,1)ml
	4	(5,0 \pm 0,1)ml
	5	(5,1 \pm 0,1)ml
Tiempo: 2h	1	(5,3 \pm 0,1)ml
	2	(5,5 \pm 0,1)ml
	3	(5,1 \pm 0,1)ml
	4	(5,5 \pm 0,1)ml
	5	(5,7 \pm 0,1)ml
Tiempo: 1 día	1	(7,7 \pm 0,1)ml
	2	(7,6 \pm 0,1)ml
	3	(7,1 \pm 0,1)ml
	4	(7,9 \pm 0,1)ml
	5	(7,5 \pm 0,1)ml
Tiempo: 2 días	1	(10,7 \pm 0,1)ml
	2	(9,9 \pm 0,1)ml
	3	(10,5 \pm 0,1)ml
	4	(10,4 \pm 0,1)ml
	5	(10,2 \pm 0,1)ml

Tras estos datos, hemos decidido convertir cada grupo de 5 datos en uno solo para poder facilitar la comparación de los datos y crear la gráfica que nos permita analizar la evolución de la cantidad de vitamina c con el paso de tiempo tras la exposición de el zumo al aire.

Para convertir cada grupo a una medida sola utilizaremos el procedimiento propio para el cálculo del error de la medida directa.

Para ello, el primer paso es calcular la media aritmética de cada grupo:

$$\text{Volumen tiosulfato medio}_{t=0} = \frac{\sum V_n}{n} = \frac{V_1 + V_2 + V_3 + V_4 + V_5}{5}$$

$$\text{Error absoluto} = \sum \frac{|\Delta V_n|}{n} = \sum \frac{|\Delta V_1| + |\Delta V_2| + |\Delta V_3| + |\Delta V_4| + |\Delta V_5|}{5}$$

Para el cálculo de los distintos errores y masas medias, se procederá a establecer el calculo matemático del primer caso en el informe, colocando los resultados de las demás medidas en una nueva tabla para ahorrar espacio.

A continuación, se calculará la masa media y el error absoluto del primer grupo con el volumen de tiosulfato en el tiempo 0: $\frac{\sum V}{n} = \frac{5,1+4,5+5,1+4,8+5,0}{5} = 4,9\text{mL}$

$$\sum \frac{|\Delta V_n|}{n} = \sum \frac{0,2+0,4+0,2+0,1+0,1}{5} = 0,2\text{mL}$$

$$V_{t=0} = (4,9 \pm 0,2)\text{mL}$$

Aun así, hemos de pasar estas unidades al sistema internacional, dado que trabajaremos con molaridad, y esta se define como el número moles de soluto partido de litro de disolución. Por tanto, necesitamos pasarlo a litros teniendo en cuenta que un 1mL equivale a $1 \cdot 10^{-3}\text{L}$.

Por tanto, tras realizar los cálculos de las medias, los errores y la conversión de unidades obtenemos los siguientes datos:

Tabla 2. Volumen de tiosulfato por tiempo de exposición. Fuente: Elaboración propia.

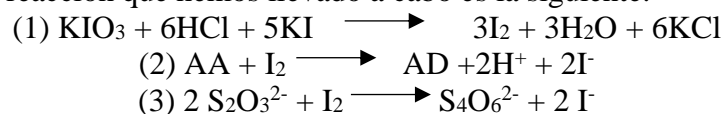
Tiempo de exposición	Volumen de tiosulfato ($\pm \Delta\text{ml}$)
Tiempo: 0	$(4,9 \pm 0,2) \cdot 10^{-3}\text{L}$
Tiempo: 1h	$(5,1 \pm 0,2) \cdot 10^{-3}\text{L}$
Tiempo: 2h	$(5,4 \pm 0,1) \cdot 10^{-3}\text{L}$
Tiempo: 1 día	$(7,6 \pm 0,3) \cdot 10^{-3}\text{L}$
Tiempo: 2 día	$(10,3 \pm 0,3) \cdot 10^{-3}\text{L}$

En cuanto a las unidades de tiempo, éstas no se han pasado al submúltiplo reconocido por el sistema internacional dado que no son unidades exactas, y no son imprescindibles para el cálculo dado que solo se pretende observar si existe una relación y cual es esta.

9. Análisis e interpretación de los datos.

El análisis de los datos obtenidos en esta fase experimental de este ensayo de evaluación interna consistirá de dos fases, por un lado, calcularemos las cantidades de ácido ascórbico presente en el zumo en cada momento, así como el error cometido en este cálculo, por el otro, se llevará a cabo una representación grafica que modele la variación de vitamina c con el tiempo, a partir de la cual estableceremos las conclusiones finalizando con este ensayo.

Para poder calcular la cantidad de vitamina c utilizaremos la estequiometria, por tanto, y sabiendo que la reacción que hemos llevado a cabo es la siguiente:



Por tanto, teniendo en cuenta estas reacciones, las cantidades añadidas y sabiendo que el reactivo limitante es el KI, podemos establecer las siguientes relaciones:

Sabiendo la definición de molaridad podemos establecer que:

$$\cdot M_{\text{yoduro de potasio}} = n_{\text{yoduro de potasio}} / V$$

0,0100 = $n / (20 \cdot 10^{-3})$ de donde obtenemos que hay $n = 2,00 \cdot 10^{-4}$ moles de yoduro de potasio. En cuanto al tiosulfato podemos hacer el mismo cálculo obteniendo que dado que:

$$\cdot M_{\text{tiosulfato de potasio}} = n_{\text{tiosulfato de sodio}} / V$$

0,00999 = $n / (4,9 \cdot 10^{-3})$ de donde obtenemos que hay $n = 4,8951 \cdot 10^{-5}$ moles de tiosulfato de sodio.

Fijándonos en la ecuación (3) deducimos que $n_{\text{yodo}} = 1/2 n_{\text{tiosulfato de sodio}}$, por tanto:

$$\cdot n_{\text{yodo}} = 1/2 (4,8951 \cdot 10^{-5}) \text{ por tanto, } n = 2,44755 \cdot 10^{-5} \text{ moles de yodo consumidos.}$$

No obstante, si nos fijamos en la ecuación (1) podemos ver claramente el número de yodo que se produjo con la reacción que establecimos de la siguiente forma:

$$\cdot n_{\text{yodo}} = 3/5 \cdot n_{\text{yoduro de potasio}}, \text{ por tanto, producimos un total de: } 3/5 \cdot 2,00 \cdot 10^{-4} = 1,20 \cdot 10^{-4} \text{ moles de yodo.}$$

Por tanto, el yodo que ha reaccionado es igual a la diferencia entre yodo producido y todo consumido: $n_{\text{yodo reaccionado}} = n_{\text{producidos}} - n_{\text{consumidos}} = 1,20 \cdot 10^{-4} - 2,44755 \cdot 10^{-5} = 9,55245 \cdot 10^{-5}$ moles de yodo.

Por tanto, y fijándonos en la ecuación (2) sabemos que cada mol de ácido ascórbico reacciona con uno de yodo, de forma que:

$$n_{\text{ácido ascórbico}} = n_{\text{yodo reaccionado}}$$

Sabiendo que la reacción es 1:1, podemos deducir que en el zumo había una cantidad de $9,55245 \cdot 10^{-5}$ moles de ácido ascórbico, y dado que la masa atómica de este es de 176,12u, en el zumo había un total de:

$$9,55245 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot 176,12 \text{ g/mol} = \boxed{0,0168 \text{ g de ácido ascórbico.}}$$

No obstante, esto se refiere a una cantidad de 3ml, si lo pasamos a una cantidad de 1L, obtenemos 5,60g/l de vitamina c.

Por otro lado, debemos calcular el error; para ello, estableceremos todos los cálculos de forma lineal para saber que datos debemos sustituir posteriormente por las incertidumbres y errores calculados anteriormente. De igual forma que en el caso anterior, realizaremos el ejemplo de la cantidad de ácido ascórbico para $t=0$, para posteriormente establecer los datos en una tabla.

$$\begin{aligned} n_{ac} = n_{yodo\ c} = n_{I\ prod} - n_{I\ cons} &= 3/5 \cdot n_{KI} - \frac{1}{2} n_{Na_2S_2O_3} \\ &= 3/5 \cdot M_{KI} \cdot V_{KI} - \frac{1}{2} M_{Na_2S_2O_3} \cdot V_{Na_2S_2O_3} \end{aligned}$$

Es decir:

$$m_{ac} = (3/5 \cdot M_{KI} \cdot V_{KI} - \frac{1}{2} M_{Na_2S_2O_3} \cdot V_{Na_2S_2O_3}) \cdot 176,12$$

Para el cálculo de la incertidumbre combinaremos las diversas fórmulas para el cálculo del error de la medida indirecta, teniendo en cuenta que trabajamos con el sistema internacional.

$$\begin{aligned} \frac{\Delta m_{ac}}{m_{ac}} &= 3/5 \cdot n_{I\ prod} \left(\frac{\Delta M_{KI}}{M_{KI}} + \frac{\Delta V_{KI}}{V_{KI}} \right) - \frac{1}{2} \cdot n_{I\ cons} \left(\frac{\Delta M_{Na_2S_2O_3}}{M_{Na_2S_2O_3}} + \frac{\Delta V_{Na_2S_2O_3}}{V_{Na_2S_2O_3}} \right) \\ \Delta m_{ac} &= 176,12 \left[3/5 \cdot n_{I\ p} \left(\frac{\Delta M_{KI}}{M_{KI}} + \frac{\Delta V_{KI}}{V_{KI}} \right) - \frac{1}{2} \cdot n_{I\ c} \left(\frac{\Delta M_{Na_2S_2O_3}}{M_{Na_2S_2O_3}} + \frac{\Delta V_{Na_2S_2O_3}}{V_{Na_2S_2O_3}} \right) \right] \end{aligned}$$

La razón de realizar esto se debe a que tenemos una suma, por tanto, debemos realizar la suma de la incertidumbre de cada, una, que sería la resultante de calcular la incertidumbre de cada medida de yodo, y después calcularla como una suma de incertidumbres.

Si sustituimos con los datos del primer caso, obtenemos lo siguiente:

$$\Delta m_{ac} = 176,12 \left[3/5 \cdot 1,20 \cdot 10^{-4} \left(\frac{1 \cdot 10^{-4}}{0,0100} + \frac{2 \cdot 10^{-4}}{20 \cdot 10^{-3}} \right) - \frac{1}{2} \cdot 2,44755 \cdot 10^{-5} \left(\frac{5 \cdot 10^{-5}}{0,00999} + \frac{0,2 \cdot 10^{-3}}{4,9 \cdot 10^{-3}} \right) \right] = 0,00015485351g$$

Lo que significa, que la cantidad de vitamina C para un tiempo de exposición al aire es de: $(0,0168 \pm 0,0002)g$

Tabla 3. Cantidad de ácido ascórbico por 3ml de zumo por tiempo. Elaboración propia.

Tiempo de exposición	Masa de ácido ascórbico ($\pm \Delta g$)
Tiempo: 0	$(0,0168 \pm 0,0002)g/3ml$
Tiempo: 1h	$(0,0166 \pm 0,0002)g/3ml$
Tiempo: 2h	$(0,0164 \pm 0,0002)g/3ml$
Tiempo: 1 día	$(0,0144 \pm 0,0002)g/3ml$
Tiempo: 2 día	$(0,0121 \pm 0,0003)g/3ml$

En vista a los datos obtenidos se deduce que el resultado ha sido lo esperado, no obstante, estos datos se van a pasar a gramos por litro, para poder entender mejor estos resultados y ser representado de mejor forma en la gráfica. Para realizar esto basta con multiplicar cada dato y error por la proporción que equivale a 1000/3 ml/L:

Tabla 4. Cantidad de ácido ascórbico por litro de zumo por tiempo. Elaboración propia.

Tiempo de exposición	Masa de ácido ascórbico ($\pm \Delta g$)
Tiempo: 0	$(5,60 \pm 0,70)g/L$
Tiempo: 1h	$(5,53 \pm 0,70)g/L$
Tiempo: 2h	$(5,47 \pm 0,70)g/L$
Tiempo: 1 día	$(4,80 \pm 0,70)g/L$
Tiempo: 2 día	$(4,03 \pm 1,00)g/L$

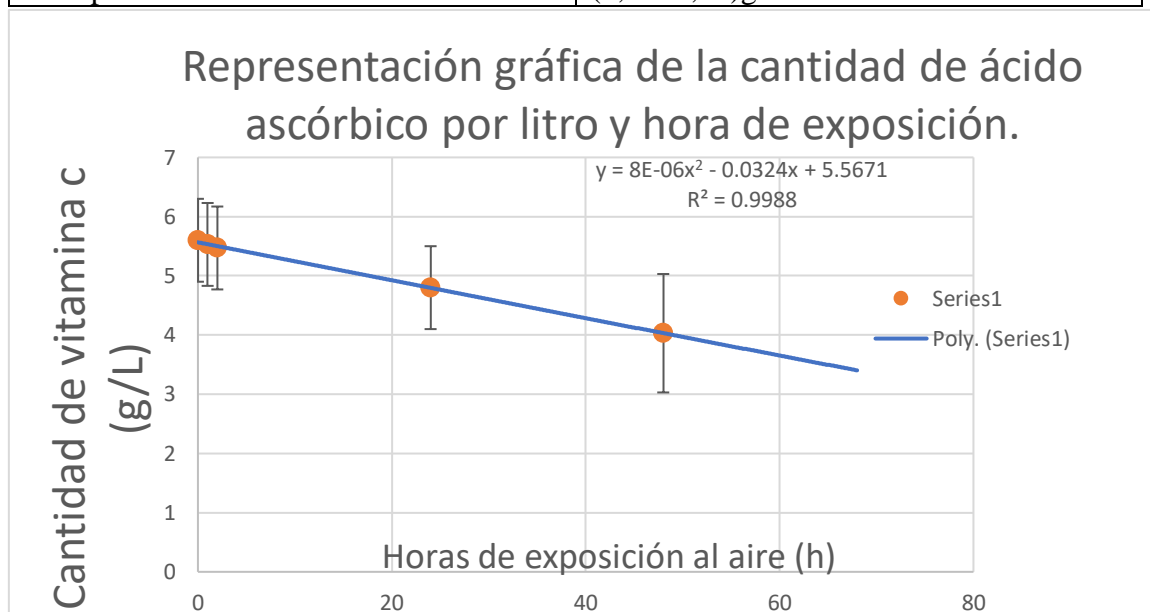


Imagen 3. Gráfica de la cantidad de ácido ascórbico ((g/L)/h). Elaboración Propia.

10. Conclusiones.

Como conclusión, y tras observar los resultados de este informe, podemos establecer que hemos conseguido dar respuesta a la pregunta de investigación que establecimos en un inicio, y que esta está respaldada por un marco teórico que rigen los diversos cálculos realizados, y los fenómenos ocurrido. Se deduce, por tanto, que la exposición de una disolución de vitamina c al aire, conduce a una disminución en la cantidad neta de esta debido a la oxidación de esta, provocando la formación de ácido dehidroascórbico.

No obstante, esta disminución es mínima, teniendo que pasar varias horas para que se pueda observar una oxidación significativa. Pese a esto, es importante resaltar que es forma oxidada de la vitamina C es reversible, lo que implica que puede ser reducido a su forma activa por acción de la enzima glutatión. Por tanto, un zumo siempre tendrá las mismas propiedades vitamínicas, sin importar el tiempo de exposición.

Una de las aplicaciones prácticas que se puede hacer a la investigación que se ha descrito en este informe es la siguiente: las conclusiones obtenidas no solo pueden ayudar a desmentir el mito popular acerca del tiempo idóneo para ingerir este tipo de zumos, sino que puede ayudar a comprender la importancia de mantener los alimentos en lugares estériles e inertes, pues se producen ciertas reacciones químicas que pueden provocar un cambio en la química de un producto. Esto permite mejorar los envases utilizados al poder comparar estas variaciones con otros recipientes y así poder evaluar cuál se adapta a cada fruta de la mejor forma con la menor reducción en la cantidad de ácido ascórbico

Entre las propuestas de mejora, cabe destacar la utilización de un calorímetro para disminuir cualquier efecto del cambio de la temperatura, aunque sí que es cierto, que, en la realidad, un zumo no solo se ve afectado por una única variable. En general, los resultados han resultado satisfactorios pues confirman nuestra teoría, pero sería importante, utilizar instrumentos con mayor resolución, si esto es posible, para poder observar la disminución sobre todo en las primeras horas de exposición en vez de a largo plazo.

Posibles líneas de investigación sería estudiar si se observa una reducción con un cambio de temperatura, o la exposición de esta a un medio ácido o básico. Por otro lado, sería interesante llevar a cabo este trabajo, pero con otras vitaminas hidrosolubles, como puede ser las del grupo B.

11. Bibliografía.

- Sauret Hernández, M. (2016) *Química 2º Bachillerato*. Madrid: Editorial Bruño.
- Ciancaglini et al. (2001) *Using a classical method of vitamin C quantifications as a tool for discussion of its role in the body*. Recuperado el 23 de Agosto de 2020 de: <https://iubmb.onlinelibrary.wiley.com/doi/epdf/10.1111/j.1539-3429.2001.tb00088.x>
- Ruiz Hidalgo, Javier. (2011) *Determinación experimental del contenido de ácido ascórbico (vitamina C) en un zumo de naranja*. Recuperado el 14 de agosto de 2020 de: <https://docplayer.es/8211112-Determinacion-experimental-del-contenido-de-acido-ascorbico-vitamina-c-en-un-zumo-de-naranja.html>
- Rolando Castillo-Velaverde, Edwin. (2019) *Vitamina C en la salud y en la enfermedad*. Recuperado el 25 de Agosto de 2020 de: http://www.scielo.org.pe/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S2308-05312019000400014