

## Práctica 8

### Estequiometría: reacciones redox

#### Objetivo general

Utilizar una titulación redox para determinar la concentración de ácido ascórbico (vitamina C) en soluciones de concentración desconocida.

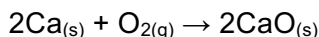
#### Objetivos específicos

- Identificar las sustancias oxidadas y reducidas en la titulación del ácido ascórbico.
- Plantear las semi-reacciones de oxidación y reducción.
- Utilizar el método de óxido-reducción para balancear la reacción de ácido ascórbico con yoduro de potasio.
- Determinar de forma cuantitativa y cualitativa la cantidad de ácido ascórbico presente en jugos y en algunos productos comerciales.

#### Introducción

La estequiometría es la rama de la química que estudia las relaciones de proporción entre las especies químicas (átomos, iones, compuestos, etc). Un ejemplo de aplicación de estequiometría es el balance de materia en una reacción química.

Muchos metales sufren una reacción química con el oxígeno presente en el aire y forman óxidos metálicos. En estas reacciones, el metal pierde electrones que el oxígeno capta y se forma un compuesto iónico entre el catión metálico y el anión de oxígeno. Por ejemplo, cuando el calcio (Ca) metálico se expone al aire, la superficie metálica brillante del metal se opaca al formarse el óxido de calcio (CaO):



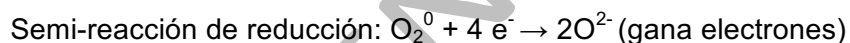
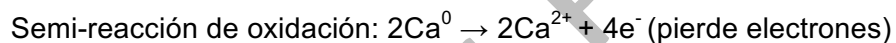
Cualquier comentario o sugerencia acerca del manual te agradeceremos lo envíes a [sls.uam.azc@gmail.com](mailto:sls.uam.azc@gmail.com)

Al oxidarse el Ca, el oxígeno se transforma de  $O_2$  neutro a dos iones  $O^{2-}$ . En este ejemplo, el calcio que no tiene carga, se oxida (pierde electrones) y se transforma en  $Ca^{+2}$ . Si un reactivo pierde electrones, otro debe ganarlos; la oxidación de una sustancia va acompañada de la reducción, al transferirse electrones de una especie a otra.

### Agentes oxidantes y reductores

Como se mencionó en la práctica 7, una reacción redox implica una transferencia de electrones. En este proceso un agente oxidante toma electrones y se reduce, en tanto que, un agente reductor cede electrones y se oxida.

En la reacción entre el calcio y el oxígeno, el  $O_2$  es el agente oxidante porque al tomar los electrones del Ca provoca que se oxide. Por otra parte, el Ca es el agente reductor porque al entregar electrones al oxígeno provoca su reducción. Una forma sencilla de representar lo anterior, es escribir la semi-reacción de cada proceso:



### Balanceo de ecuaciones por el método redox

Para determinar que especie se oxida y cual se reduce, es necesario determinar el número de oxidación, siguiendo las reglas que a continuación se enuncian:

1. A cualquier átomo libre o molécula de un solo elemento químico, se le asigna un número de oxidación cero.
2. La suma de los números de oxidación de los átomos de un compuesto es cero, puesto que los compuestos son eléctricamente neutros.
3. El número de oxidación de un ion monoatómico es igual a la carga del ion. En sus compuestos, los elementos del grupo 1 (Li, Na, K, Rb y Cs) siempre tienen números de oxidación +1; los elementos del grupo 2 (Be, Mg, Ca, Sr, Ba) siempre tienen números de oxidación +2.
4. La suma de los números de oxidación de los átomos que forman un ion poliatómico, es igual a la carga del ion.

5. El número de oxidación del flúor, el elemento más electronegativo de la tabla periódica, es -1 en todos los compuestos que contienen flúor.
6. En la mayoría de los compuestos que contienen oxígeno, el número de oxidación del oxígeno es -2. Sin embargo, existen algunas excepciones.
- a) En los peróxidos, cada átomo de oxígeno tiene un número de oxidación de -1. Los dos átomos de oxígeno del ion peróxido  $\text{O}_2^{-2}$  son equivalentes, a cada uno se le debe asignar un número de oxidación de -1
  - b) En el ion superóxido,  $\text{O}_2^-$ , cada oxígeno tiene un número de oxidación de -1/2
  - c) En el  $\text{OF}_2$ , el oxígeno tiene un número de oxidación de +2 (regla 5).
7. El número de oxidación del hidrógeno es +1 en todos sus compuestos, excepto en los hidruros metálicos ( $\text{CaH}_2$  y  $\text{NaH}$  por ejemplo) donde el hidrógeno está en estado de oxidación -1.
8. En la combinación de dos no metales (ya sea una molécula o un ion poliatómico), el número de oxidación del elemento más electronegativo, es negativo e igual a la carga del ion monoatómico común de ese elemento. En el  $\text{PCl}_3$ , por ejemplo, el número de oxidación del Cl es -1 y el del P es +3. En el  $\text{CS}_2$ , el número de oxidación del S es -2 y el del C es +4.
9. Frecuentemente un elemento presenta una gama de números de oxidación en sus compuestos. El nitrógeno, por ejemplo, exhibe números de oxidación desde -3 (como en  $\text{NH}_3$ ) a +5 (como en el  $\text{HNO}_3$ ).
10. El número de oxidación máximo de un elemento de las familias o grupos representativos es el mismo que su número de grupo. El número de electrones de valencia que tiene un elemento de la familia A es igual al número de grupo. No es lógico que un átomo pierda más electrones de valencia que los que tiene. La carga positiva más alta posible, por consiguiente, aún la hipotética, es la misma del número del grupo.
11. El número de oxidación mínimo de un elemento de un grupo representativo, en un compuesto que contiene dicho elemento, es igual a la carga del ion monoatómico del elemento.
12. El número de oxidación máximo del S, miembro del grupo 16 (VIA) es +6, por ejemplo, en  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . El número de oxidación mínimo del S es -2 (como en  $\text{Na}_2\text{S}$  y  $\text{H}_2\text{S}$ ). En estos compuestos, el número de oxidación máximo del sodio, que se halla en el grupo 1 (IA) es el mismo que el número de oxidación mínimo +1. El número de oxidación del sodio sin combinar, naturalmente es cero.

13. Los números de oxidación no son iguales a las cargas formales. En la asignación de cargas formales a los átomos de una molécula covalente, los electrones de enlace se dividen igualmente entre los átomos enlazados y se hace caso omiso de cualquier polaridad de enlace causada por la división desigual de electrones.

14. En la asignación de números de oxidación, los electrones de enlace se asignan al átomo más electronegativo.

En las reacciones orgánicas:

15. El aumento de oxígeno y/o la disminución de hidrógeno se considera una oxidación.

16. Una disminución de oxígenos y/o un aumento de hidrógenos es una reducción.

17. Al átomo de carbono se asigna un número de oxidación de cero en un enlace con otro carbono, o en estado elemental.

18. Al átomo de carbono se le asigna un número de oxidación más por cada enlace con un oxígeno y una “carga” menos por cada enlace con el hidrógeno.

19. Enlaces con elementos más electronegativos que el carbono se asigna a éste un número de oxidación de +1. Con elementos menos electronegativos se asigna un número de oxidación de -1.

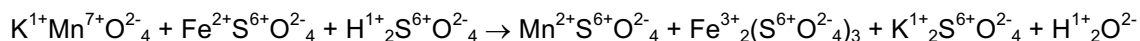
20. Los enlaces dobles y triples con un heteroátomo se cuentan dos y tres veces respectivamente.

Cuando la reacción química se expresa como ecuación, además de escribir correctamente todas las especies participantes (nomenclatura), se debe ajustar el número de átomos de reactivos y productos, colocando un coeficiente a la izquierda de los reactivos o de los productos. El balanceo de ecuaciones busca igualar el número de átomos y cargas en ambos lados de la ecuación, principio de la conservación de la masa.

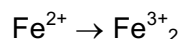
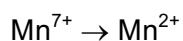
El método REDOX permite balancear ecuaciones químicas, para ilustrarlo se balancea la siguiente reacción:



i. Asignar el número de oxidación de cada elemento que participa en la reacción (ver reglas de asignación de número de oxidación en la práctica 7):



ii. Determinar qué elementos cambian de número de oxidación a su paso de reactivos a productos.

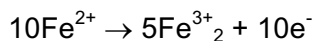
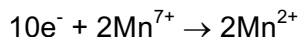


iii. Escribir las semi-reacciones de oxidación y reducción de los átomos que cambian de números de oxidación:

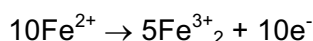
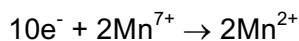


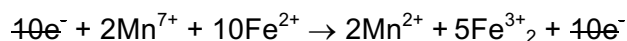
El número de oxidación del manganeso cambió de +7 a +2, disminuyó su carga positiva (ganó 5 electrones). Por otro lado, el hierro pasó de +2 a +3 e incrementó su carga positiva (perdió un electrón).

iv. Se reescriben las dos semi-reacciones de manera que el número de electrones sea el mismo en ambos lados de cada semi-reacción. Para garantizar la conservación de carga, multiplicar una o ambas reacciones por un número entero para igualar los electrones ganados y perdidos:



v. Sumar las semi-reacciones y eliminar aritméticamente los electrones de ambos lados de la ecuación.





vi. Colocar en la reacción original, los coeficientes obtenidos en el paso anterior. Generalmente, estos coeficientes no se modifican y sirven para balancear el resto de la ecuación química.



vii. Terminar de balancear por el método de "tanteo". Se sugiere finalizar con el oxígeno y el hidrógeno.

2	Mn	2
10	Fe	10
2	K	2
10+1=11	S	2+15+1=18
8+40+4=52	O	8+(5X12)+4+1=73
16	H	16

El azufre y el oxígeno no están balanceados por lo que se agrega un 8 como coeficiente al  $H_2SO_4$  y un 8 al  $H_2O$ , para balancear la ecuación.



Se sugiere hacer una tabulación para verificar que la ecuación esté balanceada:

2	Mn	2
10	Fe	10
2	K	2
10+8=18	S	2+15+1=18
8+40+32=80	O	8+(5X12)+4+8=80
2	H	2

### Valoración del ácido ascórbico

Cualquier comentario o sugerencia acerca del manual te agradeceremos lo envíes a [sls.uam.azc@gmail.com](mailto:sls.uam.azc@gmail.com)

La vitamina C, mejor conocida como ácido ascórbico, es un antioxidante esencial para el cuerpo humano. Las funciones de la vitamina C están basadas en sus propiedades de oxidación-reducción. La vitamina C actúa en al menos 8 reacciones enzimáticas en el cuerpo y en la síntesis de hormonas. Además, reduce el hierro férrico ( $\text{Fe}^{3+}$ ) a ferroso ( $\text{Fe}^{2+}$ ) para permitir su absorción intestinal. El ácido ascórbico también puede reaccionar fácilmente con radicales libres actuando como antioxidante y convirtiéndose en radical ascórbico, que rápidamente se descompone para producir ácido ascórbico y ácido deshidroascórbico, Figura 1. La vitamina C captura radicales libres potencialmente tóxicos y aumenta la resistencia a las infecciones, mediante el incremento de la actividad inmunológica de algunas células.

En presencia del yodo, el ácido ascórbico se oxida a ácido deshidroascórbico, mientras el yodo se reduce a iones yoduro.

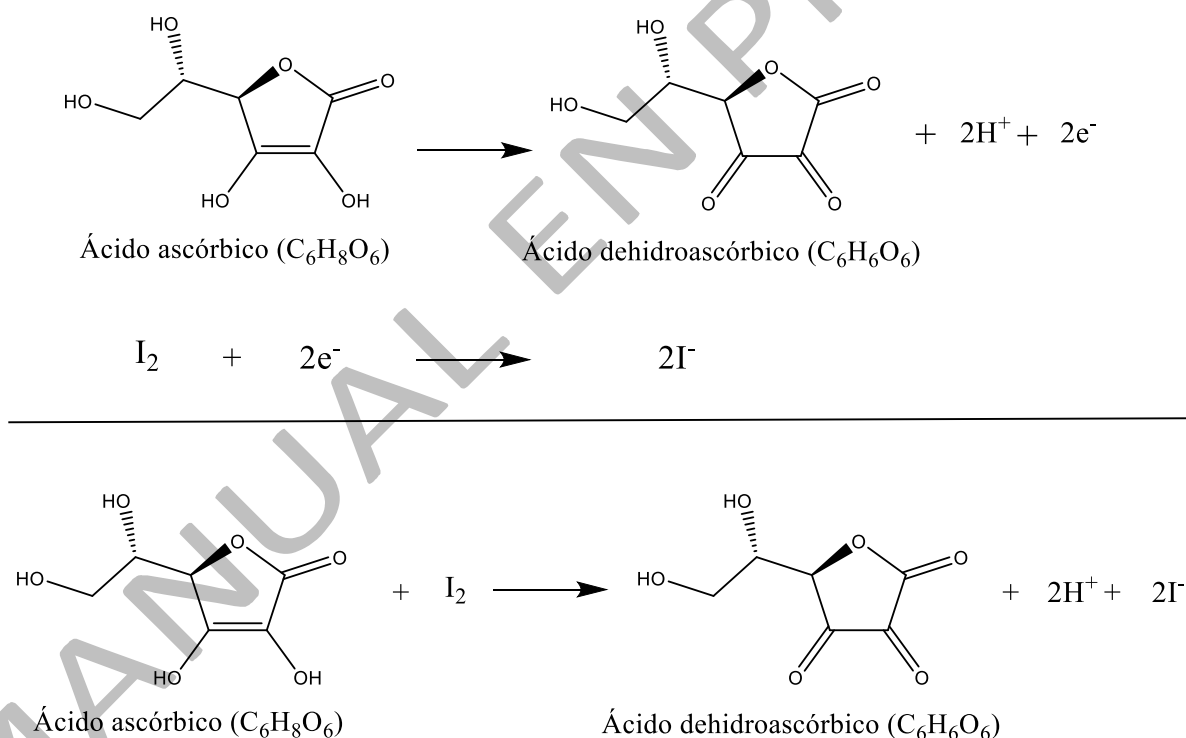


Figura 1. Reacción de oxidación del ácido ascórbico.

Las titulaciones en las que interviene el yodo como agente oxidante se denominan yodimetrías. La reacción entre el yodo y el ácido ascórbico presenta una estequiometría 1:1. En el punto de equivalencia de la titulación, el número de moles de yodo reducidos es cualquier comentario o sugerencia acerca del manual te agradeceremos lo envíes a [sls.uam.azc@gmail.com](mailto:sls.uam.azc@gmail.com)

igual a los moles de ácido ascórbico oxidados, es decir, el yodo es reducido a yoduro mientras haya ácido ascórbico en la solución. Una vez que todo el ácido ascórbico se oxidó, el yodo en exceso reacciona con un indicador de almidón, formando un complejo de color azul oscuro en el punto de equivalencia.

El almidón se hidroliza con facilidad y uno de los productos obtenidos es la glucosa, la cual tiene un carácter reductor, por lo que debe considerarse que una solución de almidón parcialmente hidrolizada puede ser una fuente de error en una titulación redox.

En una titulación yodimétrica se determina la capacidad reductora total de la solución. Si están presentes otras sustancias reductoras, además del ácido ascórbico, el volumen consumido de la solución oxidante (yodo) será mayor y la concentración de ácido ascórbico será sobrestimada. La vitamina C se oxida fácilmente en el aire, por lo que las soluciones de ácido ascórbico deben ser preparadas inmediatamente antes de ser tituladas.

#### Medidas de higiene y seguridad

Sustancia	Descripción y precauciones de manejo
Yoduro de potasio (KI)	<p>INGESTIÓN: La ingestión puede provocar irritación gastrointestinal, si esta sucede accidentalmente se deberá beber inmediatamente agua o leche. No se debe suministrar ningún líquido a una persona inconsciente. Induzca el vómito sin administrar vomitivos.</p> <p>CONTACTO CON LOS OJOS: Puede provocar irritación y ardor. Al contacto accidental con los ojos, lavar suavemente con agua corriente durante 15 min abriendo ocasionalmente los párpados.</p> <p>CONTACTO CON LA PIEL: Lavar con agua corriente durante 15 min. Quitarse el calzado y la ropa contaminada.</p> <p>INHALACIÓN: Irritación de las membranas mucosas. Trasladar a un lugar ventilado. Si respira con dificultad suministrar oxígeno. Solicitar atención médica de inmediato.</p>
Yodo (I <sub>2</sub> )	<p>INGESTIÓN: La ingesta puede causar quemaduras severas de la boca, garganta y estómago. Puede producir dolor abdominal, fiebre, vómito, estupor y estado de shock.</p> <p>CONTACTO CON LOS OJOS: Puede causar quemaduras y daño severo en los ojos. El yodo es lacrimógeno.</p> <p>CONTACTO CON LA PIEL: Puede causar irritación, dolor y quemaduras.</p> <p>INHALACIÓN: La inhalación de vapores irrita severamente las vías respiratorias. Los síntomas pueden incluir sensación de quemazón en los tejidos mucosos, la tráquea y los pulmones. Exposiciones elevadas pueden conducir a enfermedad de pulmones y edema pulmonar.</p>
Almidón (C <sub>6</sub> H <sub>10</sub> O <sub>5</sub> ) <sub>n</sub>	<p>INGESTIÓN: La ingestión de cantidades grandes puede provocar obstrucción intestinal parcial, anemia por deficiencia de hierro,</p>

Cualquier comentario o sugerencia acerca del manual te agradeceremos lo envíes a [sls.uam.azc@gmail.com](mailto:sls.uam.azc@gmail.com)



	<p>reducción del colesterol y posible hipertrofia de las glándulas parótidas. Buscar atención médica inmediata.</p> <p><b>CONTACTO CON LOS OJOS:</b> Provoca irritación. Lavar bien los ojos inmediatamente durante 15 minutos.</p> <p><b>CONTACTO CON LA PIEL:</b> Puede causar irritación. Lavar la piel con abundante agua y jabón. Retirar la ropa y zapatos contaminados.</p> <p><b>INHALACIÓN:</b> Trasladar a la persona al aire libre. Si la respiración se ha detenido, proporcionar respiración artificial. Buscar atención médica inmediatamente.</p>
Tiosulfato de sodio ( $\text{Na}_2\text{O}_3\text{S}_2$ )	<p><b>INGESTIÓN:</b> Por ingestión de grandes cantidades: En caso de malestar, pedir atención médica.</p> <p><b>CONTACTO CON LOS OJOS:</b> Lavar con agua abundante manteniendo los párpados abiertos.</p> <p><b>CONTACTO CON LA PIEL:</b> Lavar abundantemente con agua. Quitarse las ropas contaminadas.</p> <p><b>INHALACIÓN:</b> Trasladar a la persona al aire libre.</p>

Material y equipo	Reactivos
1 Bureta de 10 mL 2 Embudos cónico talle corto 1 Pipeta volumétrica de 10 mL 1 Pipeta volumétrica de 25 mL 1 Probeta de 10 mL 1 probeta de 100 mL 1 Papel filtro de poro abierto 1 Agitador magnético de 1 cm 1 Parrilla de agitación 1 Frasco gotero de 25 mL 3 Matraces erlenmeyer de 50 mL. 2 Vasos de precipitados de 50 mL 1 Vaso de precipitados de 125 mL 1 Soporte universal 1 Pinza para bureta 1 Mortero cerámico con pistilo 1 Colador casero pequeño de plástico	Solución de yodo-yoduro de potasio (Iugol). Solución de tiosulfato de sodio 0.1 M en frasco gotero. Gotero con solución de almidón, ( $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$ ) <sub>n</sub> (recién preparada). Agua destilada.
<p><b>Preparación de la solución de almidón:</b> Pesar 0.6 g de almidón y añadirlo a 100 mL de agua hirviendo en un matraz erlenmeyer de 50 mL. Mezclar con ayuda de un agitador magnético y una parrilla hasta obtener una solución homogénea. Dejar enfriar y transferir a un gotero. Esta solución es suficiente para todo el grupo.</p> <p>*Es importante que la solución de almidón sea preparada el mismo día de la práctica.</p>	

Cualquier comentario o sugerencia acerca del manual te agradeceremos lo envíes a  
sls.uam.azc@gmail.com

**Preparación de la solución de yodo-yoduro de potasio:** Disolver 2 g de KI en 20 mL de agua, a continuación, se vierte ésta solución en un matraz volumétrico de 250 mL, se agregar 0.0025 moles (~0.625) g de yodo sublimado ( $I_2$ ) y se añade agua destilada hasta el aforo. Agitar hasta disolver. Con esto se obtiene una solución 0.01 M de yodo suficiente para todo el grupo una solución.

\*El yodo es muy poco soluble en agua, pero altamente soluble en soluciones de yoduro acuoso debido a la elevada afinidad hacia el yodo aniónico y a la formación del anión triyoduro.

**Además, cada equipo de trabajo deberá llevar al laboratorio:**

2 naranjas	1 paleta tix tix Sonrics® de piña o naranja	1 comprimido que contenga ácido ascórbico 1 g
6 limones		

**Procedimiento experimental**

**1. Para el jugo natural**

Llenar una bureta limpia y seca con la solución de yodo-yoduro de potasio con ayuda de un embudo cónico regular. Verificar que no quede aire en la punta de la bureta.

Extraer el jugo de las naranjas o limones filtrando a través de un colador casero hasta obtener por lo menos 20 mL de jugo filtrado. Utilizar embudos distintos para cada jugo evitando hacer mezclas de ellos. Tomar 20 mL de jugo con ayuda de una pipeta volumétrica y mezclarlos con 10 mL de agua destilada en un vaso de precipitados de 50 mL. De esta solución se tomarán 5 mL en un matraz erlenmeyer de 50 mL y se agregarán 3-4 gotas de la solución almidón (indicador). Colocar un agitador magnético en el matraz y agitar con ayuda de la parrilla hasta homogenizar la solución.

Manteniendo la solución de jugo bajo agitación, titular agregando lentamente la solución de yodo-yoduro de potasio contenida en la bureta, hasta observar una coloración azul oscura permanente (figura 2). Repetir la titulación con dos alícuotas más (5 mL) para comprobar el resultado. Registrar los valores en la Tabla 1 y las observaciones del experimento en la bitácora.

NOTA: Es importante que el color permanezca alrededor de 5 segundos.

**2. Para el comprimido**

Cualquier comentario o sugerencia acerca del manual te agradeceremos lo envíes a [sls.uam.azc@gmail.com](mailto:sls.uam.azc@gmail.com)

Para determinar el contenido de ácido ascórbico del comprimido, triturar la tableta con ayuda de un mortero cerámico hasta conseguir un polvo fino. Pesar 0.1 g del comprimido triturado y disolverlo en 100 mL de agua destilada en un vaso de precipitados de 50 mL. Tomar una alícuota de 25 mL de ésta solución, colocarla en el matraz erlenmeyer de 50 mL y agregar 3-4 gotas de la solución almidón (indicador). Colocar un agitador magnético en el matraz y agitar con ayuda de una parrilla, hasta homogenizar la solución. Proceder enseguida con la titulación como se describió para el jugo natural. Repetir la titulación con dos alícuotas más (25 mL) para comprobar el resultado. Registrar los valores en la Tabla 1 y las observaciones del experimento en la bitácora.

### 3. Para la golosina en polvo

Para determinar el contenido de ácido ascórbico en una golosina comercial, triturar la paleta con ayuda de un mortero cerámico hasta conseguir un polvo fino. Pesar 15 g del polvo de la golosina y disolverlo en 100 mL de agua en un vaso de precipitados de 125 mL. Tomar una alícuota de 25 mL de ésta solución, colocarla en un matraz erlenmeyer de 50 mL y agregar 3-4 gotas de la solución de almidón (indicador). Colocar un agitador magnético en el matraz y agitar con ayuda de una parrilla, hasta homogenizar la solución. Proceder enseguida con la titulación como se describió para el jugo natural. Repetir la titulación con dos alícuotas más (25 mL) para comprobar el resultado. Registrar los valores en la Tabla 1 y las observaciones del experimento en la bitácora.

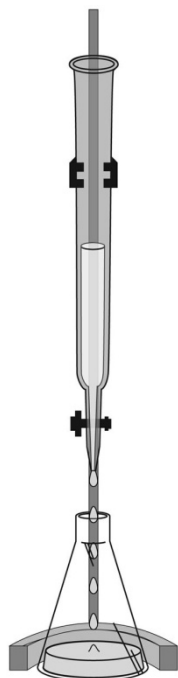


Figura 2. Esquema del montaje de la titulación de la vitamina C.

### Cálculos

*Determinación de la concentración de ácidos ascórbico en una muestra problema.*

1. Calcular el volumen promedio de la solución de yodo-yoduro de potasio gastado en las titulaciones usando los datos registrados en la Tabla 1.

Tabla 1. Datos obtenidos experimentalmente.

	Volumen gastado (mL)				
	Jugo natural de limón	Jugo natural de naranja	Comprimido	Golosina	Otro:
Titulación 1					
Titulación 2					
Titulación 3					
Promedio					

Cualquier comentario o sugerencia acerca del manual te agradeceremos lo envíes a [sls.uam.azc@gmail.com](mailto:sls.uam.azc@gmail.com)

1. Utilizar la siguiente ecuación para calcular los moles de ácido ascórbico en cada solución problema ( $C_{\text{muestra}}$ ), registrar los valores calculados en la tabla 2.

$$C_{\text{muestra}} \cdot V_{\text{muestra}} = C_I \cdot V_I$$

Donde:

$C_{\text{muestra}}$ : Es la concentración de ácido ascórbico de la solución problema y la que se desea determinar.

$V_{\text{muestra}}$ : Es el volumen de la alícuota de jugo (o solución de ácido ascórbico) que se colocó en el matraz Erlenmeyer con una concentración desconocida de vitamina C.

$V_I$ : Es el volumen de yodo consumido y corresponde al volumen gastado en la titulación.

$C_I$ : Es la concentración de la solución de yodo.

Tabla 2. Concentración experimental de ácido ascórbico.					
	Concentración experimental (M)				
	Jugo natural de limón	Jugo natural de naranja	Comprimido	Golosina	Otro:
Titulación 1					
Titulación 2					
Titulación 3					
Promedio					

2. Compare la concentración de ácido ascórbico calculado en cada caso y ordene de forma descendente el contenido de ácido ascórbico en cada caso.

\_\_\_\_\_ > \_\_\_\_\_ > \_\_\_\_\_ >  
 \_\_\_\_\_ > \_\_\_\_\_

Cualquier comentario o sugerencia acerca del manual te agradeceremos lo envíes a [sls.uam.azc@gmail.com](mailto:sls.uam.azc@gmail.com)

*Determinación del porcentaje de error en la concentración de ácidos ascórbico en un comprimido comercial.*

3. Con los datos obtenidos del comprimido, obtener el porcentaje de error en la determinación de la concentración de ácido ascórbico, usando la siguiente ecuación. Llenar los datos de la Tabla 3, con los datos de todos los equipos.

$$\% \text{ error} = (| \text{masa}_E - \text{masa}_T |) / \text{masa}_T \cdot 100$$

Donde:

$\text{masa}_E$  = masa de ácido ascórbico experimental [g].

$\text{masa}_T$  = masa de ácido ascórbico de la etiqueta del comprimido [g]\*.

\*Para determinar la masa de experimental de ácido ascórbico en el comprimido usar la siguiente ecuación:

$$\text{masa}_E = (\text{concentración experimental})(\text{volumen de la alícuota})(\text{peso molecular de ácido})$$

$$\text{Peso molecular de ácido ascórbico} = 176.12 \text{ g/mol}$$

Tabla 3. Porcentaje de error en la determinación de la concentración de ácido ascórbico.				
Equipo	Nombre y marca del comprimido	$\text{masa}_E$ (g)	$\text{masa}_T$ (g)	Porcentaje de error
1				
2				
3				
4				
5				
6				

Cualquier comentario o sugerencia acerca del manual te agradeceremos lo envíes a [sls.uam.azc@gmail.com](mailto:sls.uam.azc@gmail.com)

### **Recuperación, reciclado y/o deposición de residuos:**

- Neutralizar el contenido de los matraces resultantes de las titulaciones que contengan yodo agregando unas gotas de solución 0.1M de tiosulfato de sodio (se observará un cambio de coloración), después de neutralizado puede ser desechado en la tarja.
- Los comprimidos pulverizados y golosinas (sólidos), pueden desecharse en el bote de basura, los jugos de cítricos naturales o comerciales pueden desecharse en la tarja.

### **Cuestionario**

1. Describa algunos ejemplos de la aplicación de los procesos redox en la industria.
2. Escriba al menos 5 sustancias oxidantes y 5 reductoras de uso común.
3. Proponga tres ejemplos de reacciones óxido reducción.
4. Utilice el método redox para balancear las reacciones propuestas en el punto anterior y describa cada uno de los pasos.

### **Bibliografía**

1. Brown, Theodore, Química la Ciencia Central. Edición interactiva: [http://cwx.prenhall.com/bookbind/pubbooks/blb\\_la/index.html](http://cwx.prenhall.com/bookbind/pubbooks/blb_la/index.html)
2. <http://www.iqb.es/nutricion/vitaminac/vitaminac.htm>
3. <http://www.websters-online-dictionary.org/definitions/Antioxidant>. Webster's Online Dictionary, Consultado el 28 de febrero de 2012.
4. <http://www.specialchem4adhesives.com/tc/antioxidants/index.aspx?id=>
5. «Why use Antioxidants?». SpecialChem Adhesives. Consultado el 27 de noviembre de 2011.
6. Ciancaglini P. *et al.* Using a classical method of vitamin C quantification as a tool for discussion of its role in the body. *Biochem. Mol. Biol. Edu.* 29: 110-114, 2001.
7. Harris D. C. Análisis químico cuantitativo. Editorial Reverté, 3ª Edición 2007, España.
8. Asimov, Isaac. ¿Qué son las vitaminas y para qué las necesitamos? En: *Cien Preguntas Básicas sobre la Ciencia*. Alianza Editorial, 1981. pp. 183.
9. <http://www.cienciaenaccion.org/es/2014/experimento-257/determinacion-de-la-vitamina-c-en-caramelos-con-chile-.html>

Cualquier comentario o sugerencia acerca del manual te agradeceremos lo envíes a [sls.uam.azc@gmail.com](mailto:sls.uam.azc@gmail.com)

MANUAL EN PROCESO

Cualquier comentario o sugerencia acerca del manual te agradeceremos lo envíes a  
[sls.uam.azc@gmail.com](mailto:sls.uam.azc@gmail.com)