

# Efecto de antioxidantes en frutas y metales. Estudio comparativo.



CLAUDIA ESTÉVEZ SUÁREZ  
1º ESO A

## RESUMEN

Con este trabajo se pretende demostrar que se puede retrasar la oxidación o incluso evitar que se produzca. Para esto, se eligieron dos procesos de oxidación distintos: uno rápido (frutas) y otro lento (corrosión de metales). La oxidación de distintas frutas se llevó a cabo aplicando distintos métodos antioxidantes (envasado al vacío, con limón, aceite, etc.) y el grado de oxidación se estimó valorando la variación de color de las frutas. En el caso de los metales se aplicaron diferentes reactivos a metales para acelerar su oxidación, comparando después la corrosión al proteger mediante diversos métodos (recubrimiento con pintura, aceite, etc.). La oxidación se valoró midiendo las variaciones del peso de los metales. En ambos casos (frutas y metales) se comprobó el efecto de la temperatura.

## ÍNDICE

1.-Introducción .....	2
2.- Desarrollo	
2.1 Hipótesis .....	4
2.2 Material .....	4
2.3 Método .....	6
2.4 Recogida de datos .....	9
2.5 Análisis de los datos .....	11
3.- Conclusiones .....	15
4.- Referencias .....	16

## ANEXOS

**Anexo 1: datos recogidos en la primera prueba de oxidación en las frutas**

**Anexo 2: datos recogidos en la segunda prueba de la oxidación en las frutas**

**Anexo 3: datos recogidos en la prueba de oxidación provocada a cinco metales diferentes**

**Anexo 4: recogidos en la primera prueba de efectos de los antioxidantes en metales**

**Anexo 5: datos recogidos en la segunda prueba de efectos de los antioxidantes en metales**

**Anexo 6: Fotografías (Figuras)**

## 1.- INTRODUCCIÓN

Con este trabajo lo que se pretende es comprobar si es posible retardar la oxidación, concretamente en frutas y metales. En caso afirmativo determinar, mediante un estudio comparativo, cuáles son los antioxidantes o los reactivos más efectivos para conseguirlo. En primer lugar he recogido información básica sobre el proceso de oxidación que me permita entender el porqué de la corrosión en los metales o el cambio de color de la fruta al oxidarse.

La oxidación es la reacción química a partir de la cual un átomo, ión o molécula cede electrones; por lo tanto se habla de que aumenta su estado de oxidación. A estas reacciones químicas se les denomina "oxidación" porque en la mayoría de los casos la transferencia de electrones se lleva a cabo adquiriendo átomos de oxígeno, aunque también puede darse la oxidación sin que exista intercambio de oxígeno. En términos simples, durante la reacción una sustancia cede electrones y otra los gana (reducción), por lo que es más conveniente el término "redox" para referirnos al proceso (1).

Las reacciones redox son un tipo de reacción química. Redox es la abreviatura de reducción y oxidación. Muchas reacciones redox son muy conocidas: el cambio de color de un trozo de manzana, la combustión, la respiración y la fotosíntesis (2).

Las reacciones redox tienen lugar en dos partes. La parte en que se gana oxígeno se llama oxidación, y la parte en que se pierde oxígeno se llama reducción. Estas reacciones también pueden estudiarse mirando donde se ganan o se pierden electrones. El oxígeno gana electrones con facilidad, por lo que la sustancia que se oxida los pierde. Se dice que el oxígeno, habiendo ganado electrones, se reduce. Es decir, en la oxidación se pierden electrones y en la reducción se ganan (2).

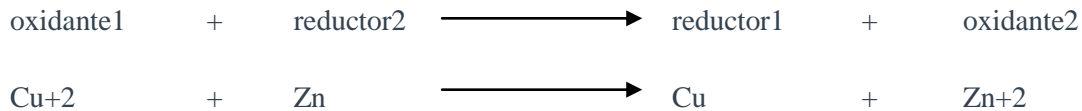
Un elemento se oxida cuando aumenta su número de oxidación y se reduce cuando disminuye (esto es, se reduce) su número de oxidación. En la tabla 1 se muestran las principales diferencias entre el proceso de oxidación y el de reducción.

**Tabla 1: Diferencias entre la oxidación y la reducción (3).**

Oxidación	Reducción
Ganancia de oxígeno	Pérdida de oxígeno
Pérdida de hidrógeno	Ganancia de hidrógeno
Pérdida de electrones	Ganancia de electrones
Aumento del nº de oxidación	Disminución del nº de oxidación

Según el concepto actual: Una sustancia se oxida cuando pierde electrones, que cede a otra sustancia que es la que se reduce, luego la oxidación es una pérdida de electrones y la reducción una ganancia de electrones (4).

Cuando un compuesto se oxida, siempre hay otro que se reduce. Al primero se le llama reductor y al segundo oxidante.



Aunque seguro que para un científico o para estudiantes de cursos más altos esta fórmula de reacción redox resultará muy básica o elemental, para personas de mi edad resulta un poco complicado entenderla, de tal manera que para fijar correctamente los conceptos he realizado una práctica de laboratorio previa al inicio del trabajo de investigación propiamente dicho a través de la que he comprendido perfectamente el funcionamiento de la reducción-oxidación en la que intervienen el cinc y el cobre (ver figura 1).

Adquiridas unas nociones sobre el proceso de oxidación, evidentemente muy básicas por la dificultad que supone entender procesos que suelen explicarse mediante formulaciones que no están al alcance de mis conocimientos, pretendo provocar en el desarrollo del experimento diferentes reacciones redox que permitan responder a la pregunta que da origen a la investigación, es decir, si es posible retardar la oxidación en los metales y en la fruta y realizar un estudio comparativo de los antioxidantes caseros más efectivos para ello.

La oxidación de la fruta es una oxidación rápida que se produce por el contacto de determinadas enzimas de la fruta con el oxígeno, así que emplearé sustancias antioxidantes como el ácido cítrico, presente en el jugo de limón, que es un buen anti-oxidante. También se va usar cloruro sódico (sal común), un conservante natural que puede resultar efectivo. Además, como en la oxidación de la fruta interviene activamente el oxígeno, aislaré al vacío las muestras de fruta para impedir su contacto con el oxígeno, y también reduciré la temperatura para estudiar su incidencia en la oxidación (5).

La oxidación de los metales es más lenta, así que primero hay que provocarla, combinando distintos metales de uso cotidiano (hierro, cobre, zinc, aluminio...) con reactivos que también estén al alcance de nuestra mano como el ácido acético presente en el vinagre, el peróxido de hidrógeno presente en el agua oxigenada, el ácido clorhídrico presente en sulfumán, etc. Simultáneamente se intentará proteger a los metales cubriéndolos con grasa o aceite, uniendo al metal un ánodo de sacrificio o cubriéndolos con una mano de pintura antioxidante (6).

Un ánodo de sacrificio es un elemento de un metal con un potencial de oxidación más elevado que el del metal al que está conectado y que es al que se intenta proteger, de modo que es este ánodo de sacrificio el que se oxidará y se irá consumiendo, de ahí el apellido “de sacrificio”, quedando el metal protegido y libre de corrosión. Debido a que el ánodo es el que se oxida, se va consumiendo, por lo que hay que reponerlo periódicamente.

Se atribuye al inglés Davy la paternidad del descubrimiento de la protección catódica, ya que en 1824, para proteger la envoltura de cobre de los buques de guerra británicos utilizó, por vez primera, bloques de zinc, con lo que se inició lo que se conoce en la actualidad como protección catódica. La realización de la protección catódica con ánodos de sacrificio o galvánicos se lleva a cabo normalmente con tres metales característicos: zinc, magnesio y aluminio (7).

## 2.- DESARROLLO

### 2.1. HIPÓTESIS:

Con este trabajo quiero demostrar que el proceso de oxidación puede controlarse, es decir, que puede lograrse que sea más lento o incluso evitar que se produzca. Para esto, elijo dos procesos de oxidación distintos: uno de oxidación rápida (frutas) y otro de oxidación lenta (corrosión de los metales).

En el caso de oxidación de las frutas mi variable dependiente es el grado de oxidación de frutas como la manzana, el plátano o el aguacate medido según el cambio de color que van experimentando conforme a una escala de colores del 1 al 36 (el 1 es el blanco y el 36 el marrón más intenso). La variable independiente son los métodos con los que se intenta ralentizar el proceso de oxidación (limón, sal, envasado al vacío, aceite, papel de aluminio y variación de temperatura). Las variables controladas son el tamaño similar de las piezas de fruta, la variedad de las mismas (por ejemplo manzanas Golden o plátanos de Canarias) la cantidad de retardante utilizado en cada fruta y el tiempo de control. En este tipo de oxidación rápida trabajo con la hipótesis de que se puede retardar la oxidación a corto plazo pero no más allá de 10 minutos, salvo que se envase la fruta al vacío lo que debería evitar completamente la oxidación dado que no hay contacto con el oxígeno.

En el caso de oxidación o corrosión de metales la variable dependiente es el grado de oxidación del metal previamente seleccionado (siguiendo el procedimiento que se explica en el método, en este caso el hierro) que se mide controlando la variación de la masa del metal en una báscula de precisión (0,01 g). La variable independiente son los métodos con los que intento retrasar o detener la oxidación (grasa, aceite, creando un ánodo de sacrificio uniendo en un extremo cable de cobre o recubrimiento con una mano de pintura antioxidante) y también la variación de la temperatura. Las variables controladas son el tamaño de las piezas, la cantidad de retardante utilizado y el tiempo de control. En este tipo de oxidación lenta trabajo con la hipótesis de que también es posible retardar este proceso, y con la aplicación habitual de los retardantes que sean adecuados, incluso puede evitarse. El método más eficaz creo que será el recubrimiento con pintura antioxidante, que se adhiere uniformemente a la superficie y que además necesita menos mantenimiento que la protección con grasa o aceite.

### 2.2. MATERIAL:

A).- Para el estudio de la oxidación en las frutas empleo el siguiente material:

FRUTAS (Ver figura 2)	MÉTODOS ANTIOXIDANTES (Ver figura 3)
<ul style="list-style-type: none"> <li>- 6 manzanas Golden.</li> <li>- 6 plátanos de Canarias.</li> <li>- 6 Aguacates.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- 25 ml. de zumo de limón natural.</li> <li>- 25 ml. de Aceite de oliva Giralda 0,4°.</li> <li>- 15 gr. sal iodada.</li> <li>- 50 ml. agua mineral.</li> <li>- Papel aluminio.</li> <li>- 6 bolsas de envasado al vacío.</li> </ul>

Necesitaremos además un pincel de cocina, un cronómetro (s), un termómetro de nevera (grados), un termostato que controle la temperatura ambiente (grados), y una máquina de envasar al vacío (Ver figura 4). Para medir el grado de oxidación se elabora una escala de 36 colores que va del blanco al marrón más oscuro (ver Tabla 2).

	1	10			19	28	
	2	11			20	29	
	3	12			21	30	
	4	13			22	31	
	5	14			23	32	
	6	15			24	33	
	7	16			25	34	
	8	17			26	35	
	9	18			27	36	

**Tabla 2: Escala de colores para valorar el grado de oxidación en la fruta.**

B).- Para la parte del experimento en que procuro retardar la oxidación de metales necesito abundante material porque al ser en este caso la oxidación muy lenta, he decidido provocarla, para así tener bien controlado el proceso de detención de esa oxidación. Se trata en una primera fase (B.1) de estudiar la oxidación de diversos metales para seleccionar aquél que en una segunda fase (B.2) someto a distintos procedimientos para retardar su oxidación.

B.1) Los metales (Ver fig. 6) reactivos (Ver fig.7) que uso para provocar la oxidación, y así seleccionar aquél que presenta más signos de oxidación o corrosión son:

METALES	REACTIVOS OXIDANTES
<ul style="list-style-type: none"> <li>- 8 Clavos de hierro (Fe).</li> <li>- 8 Tubería de cobre (Cu).</li> <li>- 8 Monedas 1 peseta aluminio (Al).</li> <li>- 8 Pilas Salinas (Zn).</li> <li>- 8 Plomos para pesca (Pb).</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Agua (H<sub>2</sub>O).</li> <li>- Agua oxigenada, que es una disolución diluida de peróxido de hidrogeno en agua (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>).</li> <li>- Sal común, compuesta de cloruro sódico (NaCl).</li> <li>- Vinagre, que es una disolución de ácido acético en agua (CH<sub>3</sub>COOH).</li> <li>- Sulfumant, que contiene ácido clorhídrico (HCl).</li> <li>- Sosa cáustica, compuesta de hidróxido sódico (NaOH).</li> <li>- Sulfato de cobre (CuSO<sub>4</sub>).</li> <li>- Aceite de oliva 0,4°</li> </ul>

Para controlar y cuantificar el proceso de oxidación de estos metales además se necesita una báscula de precisión (0,01 g.), un termostato que controle una temperatura ambiente de 22° permanentemente, 40 vasos, una jeringuilla de al menos 50 ml. y un cronómetro (s) (Ver fig. 8).

B.2.) Una vez seleccionada la combinación metal-reactivo en que resulta más visible la oxidación, se necesitan los siguientes materiales para intentar detenerla:

REACTIVOS ANTIOXIDANTES
<ul style="list-style-type: none"><li>- Grasa industrial (Grasa molibdeno anticorrosión “Ceys”)</li><li>- Aceite industrial (Aceite hidrófugo “MotorTown”)</li><li>- Hilos de cobre obtenidos de pelar un cable eléctrico</li><li>- Pintura antioxidante (Minio electrolítico “alp”)</li></ul>

Se necesitan además un pincel y 12 recipientes más (ver figura 9).

### 2.3.- MÉTODO:

He organizado cada una de las dos líneas de investigación de mi trabajo de la siguiente manera:

#### A) Oxidación de las frutas

1. Comienzo formando dos Grupos Control idénticos para estudiarlos en cada una de las temperaturas en que se realiza el experimento (ambiente y frío). Cada grupo control está formado por una pieza cada tipo de fruta (1 plátano pelado, 1 manzana cortada por la mitad y 1 aguacate también cortado por la mitad), todas ellas de similar variedad, al natural, sin ningún tipo de protección, y los dejo uno a temperatura ambiente (22°) y otro en la nevera (5°). Son mis grupos de control en diferentes temperaturas.
2. A continuación formo dos grupos variables idénticos, para estudiarlos a diferentes temperaturas. Cada uno de los grupos está compuesto por cinco piezas de cada una de las frutas a las que intento proteger de la oxidación del siguiente modo: un trozo de cada fruta se rocía con zumo de limón, a otro se le cubre con un pincel de cocina de una fina capa de aceite, otro se sumerge unos segundos en una disolución de agua y sal preparada con las cantidades que se indican en el apartado del material, un cuarto trozo se envuelve en papel de aluminio, y el último se envasa al vacío en un plástico transparente. Para medir las cantidades de limón, aceite o agua que se utiliza en la disolución se usa la jeringuilla que figura en el material de la oxidación de los metales. La sal para hacer la disolución se pesa asimismo en la báscula de precisión (0,01 g) que se usa en esa otra parte del experimento, la de oxidación de metales.
3. Dejo uno de los grupos control a temperatura ambiente (22°) e introduzco el otro en la nevera (5°).

4. Hago lo mismo con los grupos variables idénticos: deajo uno a temperatura ambiente (22°) y el otro lo introduzco en la nevera (5°).
5. Como el proceso de oxidación en la fruta es muy rápido, recojo datos sobre el color que presenta la superficie de cada una de las piezas a los 0, 10, 20, 40, 75 y 120 minutos (controlo el tiempo con un cronómetro) tanto en el grupo de control y variable a temperatura ambiente como en el de control y variable que se estudia en frío. Anoto en la tabla de datos el número de color que corresponde a la fruta en cada momento según la carta de colores que se indica en la figura 5.
6. Según los resultados obtenidos analizo en primer lugar si se ha conseguido retardar la oxidación, comparando siempre el grupo variable con el de control, y en caso afirmativo cuáles han los métodos más eficaces para conseguirlo, y finalmente el papel que juega la temperatura en este proceso. Lógicamente los números más bajos que se hayan anotado en las tablas de recogida de datos al final del proceso indicarán un menor grado de oxidación.
7. El experimento se repite una vez más para contrastar los resultados.

#### B) Oxidación de los metales

1. Para decidir cuál es el metal más adecuado para intentar retrasar su oxidación, provooco en primer lugar la oxidación acelerada de metales de uso cotidiano (clavos de hierro, plomo de pescador, zinc de pilas salinas, tubería de cobre y monedas de 1 peseta de aluminio) con reactivos también de uso doméstico que se relacionan en el apartado del material utilizado (sosa, vinagre, agua oxigenada, sulfuman...).

A pesar de que las piezas de metal de cada categoría tiene una masa similar, se pesa en la báscula de precisión (0,01 g) cada una de ellas, porque en piezas tan pequeñas es muy importante cualquier diferencia en la masa inicial.

Hay de destacar lo complicado que me resultó obtener los tubos de zinc a partir de pilas salinas (no alcalinas), porque hubo que romper la carcasa de plástico y luego vaciar del interior de los tubitos de zinc un polvillo negro.

Para preparar los reactivos se usa la báscula de precisión (figura 13) y una jeringuilla de capacidad 60 ml (figura 14). Cada uno de los 5 metales se sumerge (figura 15) en un reactivo compuesto por:

- 50 ml agua mineral
- 50 ml agua mineral + 15 g sal iodada (cloruro sódico)
- 50 ml sulfumán (ácido clorhídrico)



- 50 ml agua oxigenada (peróxido de hidrógeno)
- 50 ml agua mineral + 10 g sosa (hidróxido de sodio)
- 50 ml vinagre (ácido acético)
- 50 ml agua mineral + 20 g sulfato de cobre
- 50 ml agua mineral hervida + 10 ml de aceite

Además de medir la masa inicial de los metales también los peso los días 1, 3, 7 y 12 (figura 16). Al cabo de 12 días comparo los resultados (figura 17) y selecciono la combinación metal/reactivo en la que generó una mayor corrosión u oxidación, descartando aquéllas en que la reacción fuese tan fuerte que desintegrase el metal. El elegido ha sido el metal/reactivo -hierro en ácido clorhídrico- (figura 18) que forma mi grupo de control, es decir, el que se deja oxidar en condiciones naturales, sin aplicarle ningún antioxidante.

2. A continuación formo dos grupos variables idénticos (uno para ser estudiado a 22° de temperatura y otro a 16°). Cada uno de ellos está compuesto por seis elementos iguales del metal seleccionado en el punto anterior (que resultó ser el hierro), sumergidos de forma individual en su correspondiente reactivo (Ácido Clorhídrico). Cada uno de los cinco elementos de hierro (además del que forma el grupo control) se protegen con un baño de aceite industrial, una mano de pintura antioxidante (del tipo que se indica en la descripción del material), un ánodo de cobre y un ánodo de zinc (Ver figuras 19 a 23).
3. Dejo uno de los grupos control en la estancia con temperatura constante de 22° y el otro en la habitación de 16° durante 12 días. Hago lo mismo con los grupos variables idénticos: dejo uno a 22° y el otro a 16° el mismo número de días.
4. Para evaluar la oxidación y corrosión peso en la báscula de precisión cada una de las muestras el día en que se inicia el estudio (aunque los clavos de hierro son de la misma medida, existen pequeñas diferencias de masa entre ellos) y anoto los resultados en la tabla de recogida de datos. En este caso no se realiza control de masa en los días intermedios, como cuando se hizo la selección del metal, porque el recubrimiento antioxidante nos daría unos resultados erróneos en la masa del metal. He dejado transcurrir los 12 días, y luego, una vez eliminado cualquier rastro del material antioxidante aplicado, vuelvo a controlar la masa de los metales. La variación de la masa se calcula por porcentajes respecto de la masa inicial, porque al no pesar exactamente lo mismo cada uno de los clavos de hierro utilizados, la variación en gramos no aporta información exacta del grado de oxidación.
5. Según los resultados obtenidos analizo en qué casos se ha retardado la oxidación del metal, tomando siempre como referencia el grupo de control, cuáles son los métodos más eficaces para conseguirlo, y finalmente el papel que juega la temperatura en dicho proceso.
6. Como el proceso es lento y laborioso porque primero hay que seleccionar los metales y reactivos más adecuados durante 12 días y luego estudiarlos con los distintos

antioxidantes durante otros 12 días, repito el experimento solamente una vez más, para contrastar los resultados.

#### **2.4- RECOGIDA DE DATOS:**

A) Los datos de la primera prueba sobre la oxidación de las frutas se recogen en el anexo nº 1, en la que figuran los distintos cambios en la coloración de las mismas según los 36 tramos de color establecidos en la escala con la que se trabajó. En el anexo nº 2 se recogen los resultados obtenidos en la repetición de la prueba, realizada en idénticas condiciones que la vez anterior.

Como se puede comprobar en el anexo nº 1 la totalidad de los métodos utilizados han conseguido que la oxidación de las frutas sea más lenta, aunque ninguno de ellos ha conseguido detenerla totalmente.

El método de envasado al vacío ha resultado eficaz, especialmente en el caso de la manzana y el aguacate. Este método, junto con la protección con zumo de limón y la protección con disolución salina han resultado ser los más eficaces con todas las frutas.

También llama la atención, a la vista de los datos de la tabla, la escalada de tonos de las frutas protegidas con aceite, pero esto obedece más al oscurecimiento que el propio aceite produce en las frutas al ser absorbido por ellas, que a un proceso real de oxidación.

En todos y cada uno de los valores recogidos en el grupo sometido a bajas temperaturas (5º) se aprecia una oxidación más lenta, por lo general uno o dos tonos en la escala por debajo del grupo que estaba a temperatura ambiente (22º).

Según se desprende de la tabla, la fruta en la que más visible es la oxidación es el aguacate, que en 120 minutos llega a oscurecerse hasta 9 tonos.

Este estudio se repite una vez más para poder contrastar los resultados, obteniéndose los valores que se recogen en el anexo nº 2. En líneas generales no se han apreciado variaciones significativas respecto de las conclusiones alcanzadas en la primera ocasión, ya que aunque se aprecia una tendencia a alcanzar tonalidades un poco más oscuras en general, las referencias de envasado al vacío, aplicación de zumo de limón y de una solución salina como antioxidantes más efectivos siguen estando en este caso totalmente contrastadas. Igualmente se corrobora el efecto retardante del frío en la oxidación.

B) Los datos obtenidos del estudio de la oxidación de los metales se recogen en dos tipos de tablas, siguiendo el método de trabajo explicado. En primer lugar se recogen los datos del estudio de la oxidación provocada en 5 tipos de metales distintos al dejarles sumergidos en los 8 reactivos caseros que se han descrito (anexo nº 3). A lo largo de 12 días se mide la masa de los metales en cinco ocasiones, calculándose finalmente el porcentaje de variación de la misma.

Asimismo se recogen los datos de la influencia que en el metal seleccionado (resultó ser el hierro) han tenido los distintos métodos antioxidantes empleados (anexo nº 4), estudio que se repite una vez más con los resultados que se recogen en el anexo nº 5.

Como se puede comprobar en el anexo nº 3, en el intento de provocar la oxidación acelerada de los cinco metales seleccionados se han producido reacciones muy distintas que van desde la desintegración del metal por contacto con el reactivo hasta la práctica inexistencia de signos de oxidación.

Las reacciones más agresivas se produjeron con el aluminio y el zinc. El primero de ellos, en forma de moneda de una peseta (las últimas de curso legal), se desintegró en menos de una hora al contacto con el ácido clorhídrico presente en el sulfumán y con el hidróxido sódico presente en la sosa. El tubo de Zinc extraído del interior de una pila salina fue desintegrado de inmediato por el sulfumán; el ataque del sulfato de cobre fue sin embargo un poco más lento, pero ya no fue posible realizar la medición de masa transcurrido un día porque que el zinc se había reducido a unas pequeñas tiras sin forma depositadas en el fondo del recipiente.

Por el contrario, la masa del plomo apenas varía con ninguno de los reactivos, y lo mismo le ocurre al aluminio que no se desintegró el primer día.

Se observa el mayor incremento de masa en aquellos metales (salvo el zinc que como se ha dicho quedó reducido a pequeños restos sin forma) sumergidos en sulfato de cobre, pero este dato no responde a que tenga mayor poder oxidante, sino que a que se forman pequeños cristales de este material que quedan adheridos a los metales, lo que hace que se dispare aparentemente su masa en los distintos controles.

Resulta mucho más interesante para el objetivo del trabajo, es decir, para controlar la oxidación de los metales y procurar reducirla, los datos de aquellos metales, que sin ser destruidos por el reactivo ven reducida su masa por la corrosión. Los ejemplos más significativos son los del cobre y el hierro sumergidos en ácido clorhídrico (sulfumán), que pierden respectivamente un 13,244% y un 32,8% de su masa.

A la vista de los datos recogidos, se descartan los incrementos de masa por causas ajenas a la oxidación (cristales de sulfato de cobre adheridos a los metales) y la corrosión o desintegración del metal de forma brusca (los casos explicados del zinc y el aluminio). Era necesario estudiar la forma de detener la oxidación un proceso como el que se observó en el cobre y el hierro sumergidos en ácido clorhídrico.

Finalmente se optó por el hierro porque, además de haber perdido porcentualmente más masa que el cobre, la corrosión se apreciaba mucho mejor a simple vista en el hierro. La tubería de cobre adquirió un tono oscuro, negruzco, pero no presentaba ningún otro cambio aparente en su estructura. El clavo de hierro, sin embargo, no solo presentaba herrumbre en toda su superficie, sino que además su cabecera estaba ya semi-corroída y ya no tenía punta.

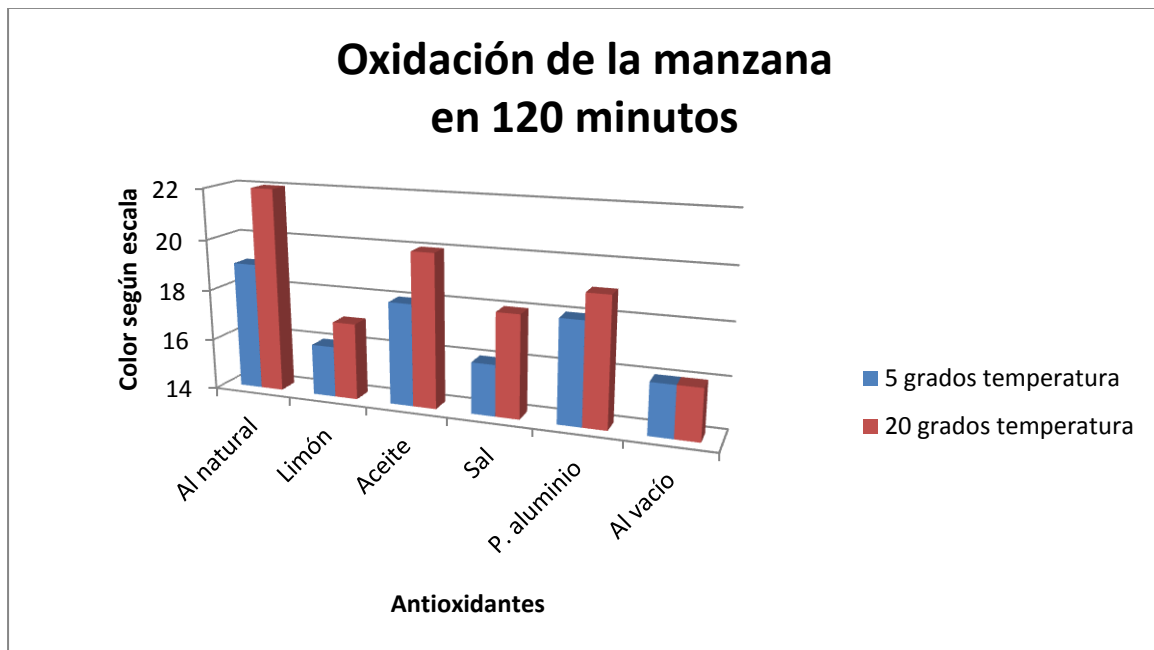
Según los datos recogidos en el anexo nº 4 puede apreciarse que existe una gran diferencia de corrosión según los métodos antioxidantes empleados con el hierro. La reducción de la masa en el estudio realizado a 22 grados resultó ser muy elevada en el metal que no se protegió (2,38 % de la

masa inicial), mientras que el protegido con la grasa industrial que se especifica en el apartado del material perdió únicamente el 8,7% de la masa. La pintura, contra mis previsiones, no resultó efectiva en este caso porque el reactivo empleado, el ácido clorhídrico, la desprendió del hierro a los 2 días de iniciarse el estudio, con lo que la masa se redujo en un 25,3 %. Por detrás de la grasa industrial, el método antioxidante más eficaz resultó ser el empleo de un ánodo de sacrificio (la masa se redujo un 16,8 % con el cobre). Los datos recogidos en la repetición del experimento, y que se recogen en el anexo nº 5, muestran, en líneas generales, resultados muy similares.

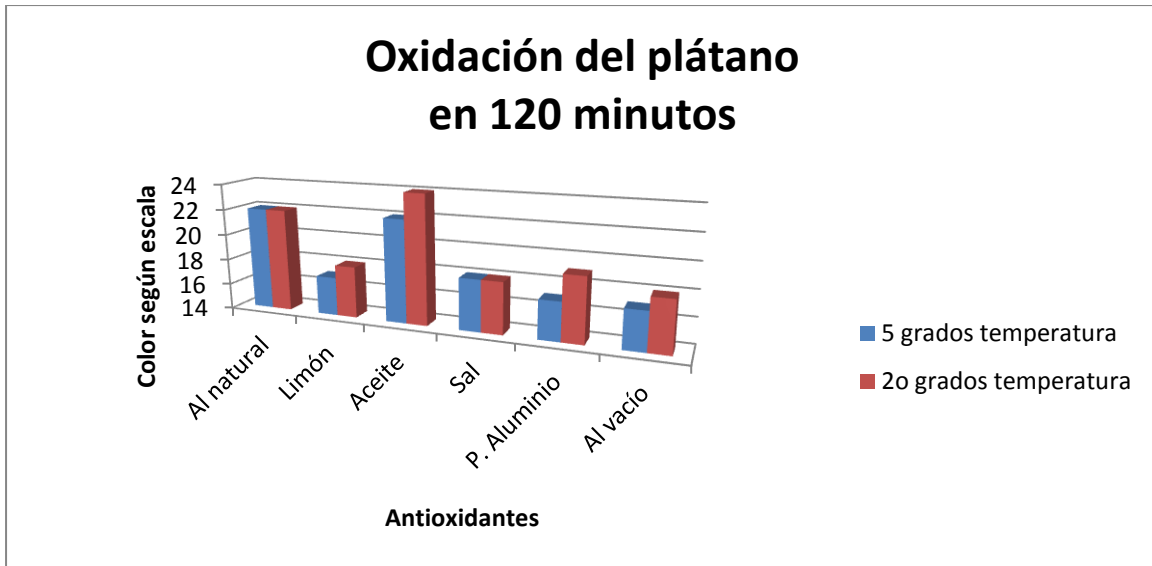
Según se desprende de los resultados que figuran en los anexos 4 y 5 se confirma la previsión de que el incremento de la temperatura favorece la corrosión, y así los porcentajes de reducción de la masa del metal son superiores en el estudio realizado a 22 grados que en el realizado a 16 grados, con la única excepción, por una pequeña diferencia, de la protección con aceite realizada en la repetición. En este último caso, como puede observarse en el anexo 5, hubo una reducción de masa ligeramente superior a 16 grados que a 22, pero no resulta un dato significativo porque en la primera muestra la diferencia, aunque en sentido contrario, era también muy pequeña.

## 2.5- ANÁLISIS DE LOS DATOS:

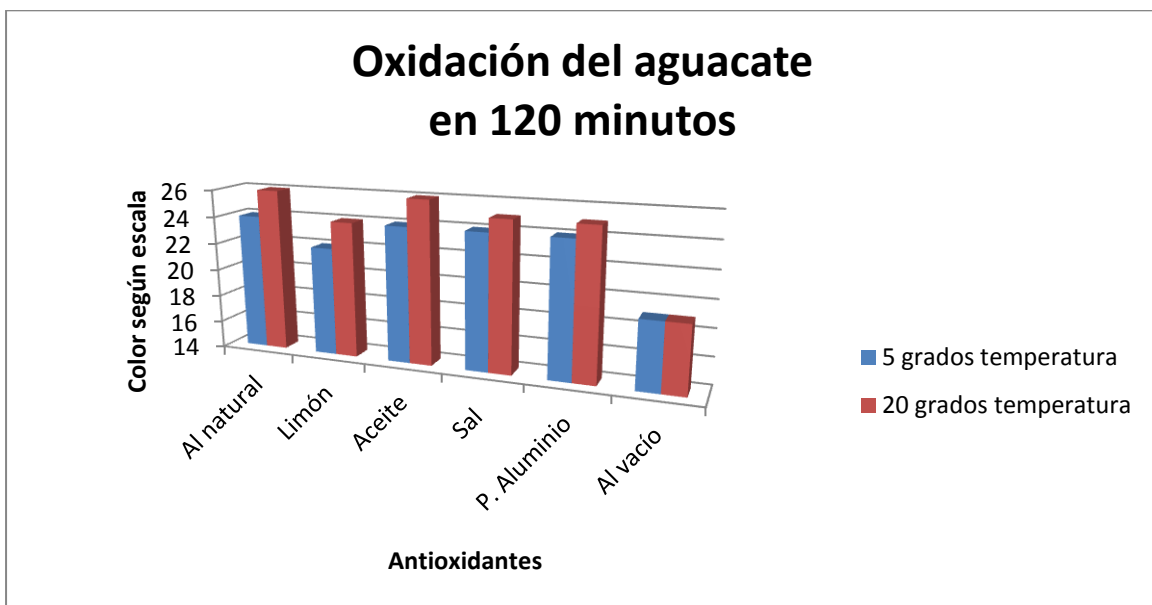
A) Datos obtenidos del estudio de la oxidación de las frutas.



**Gráfico 1: Efectos de distintos métodos antioxidantes y de la temperatura en la oxidación de la manzana.**



**Gráfico 2:** Efectos de distintos métodos antioxidantes y de la temperatura en la oxidación del plátano.



**Gráfico 3:** Efectos de distintos métodos antioxidantes y de la temperatura en la oxidación del aguacate.

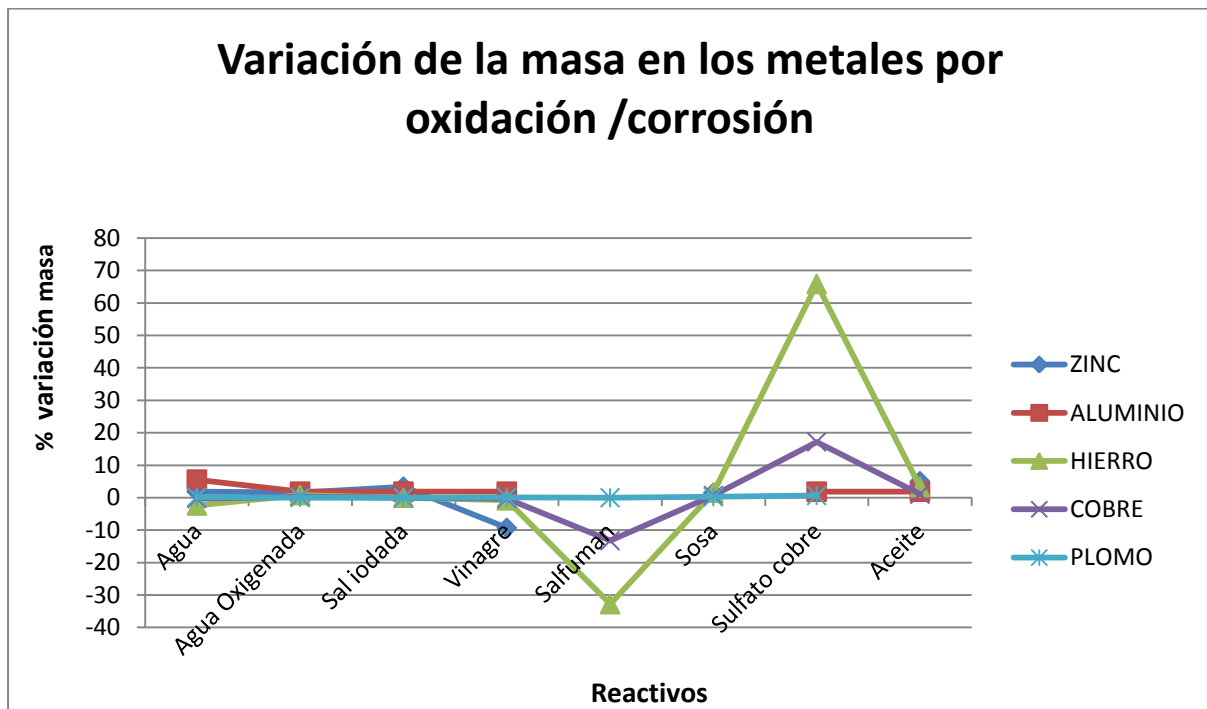
Como se demuestra en los gráficos 1, 2 y 3, según el método antioxidante aplicado a las frutas, la oxidación en las mismas se produce con mayor o menor intensidad. A la vista de los resultados mi hipótesis queda confirmada, puesto que sí es posible retardar la oxidación de las frutas mediante distintos métodos antioxidantes, aunque ni con los más eficaces se consigue impedir la oxidación.

El envasado al vacío resulta ser uno de los métodos más eficaces, tal y como se había previsto, para disminuir la oxidación. Este era un resultado previsible dado que, al jugar un papel fundamental la presencia del oxígeno en las reacciones redox, este es desde luego el método, de los utilizados, que permite aislar mejor la fruta del contacto con el mismo. Observando la figura x llama la atención el hecho de que sea el aguacate, la fruta que más altos índices de oxidación alcanza según la escala de color con la que se trabajó, en la que mejores resultados se obtiene con el envasado al vacío.

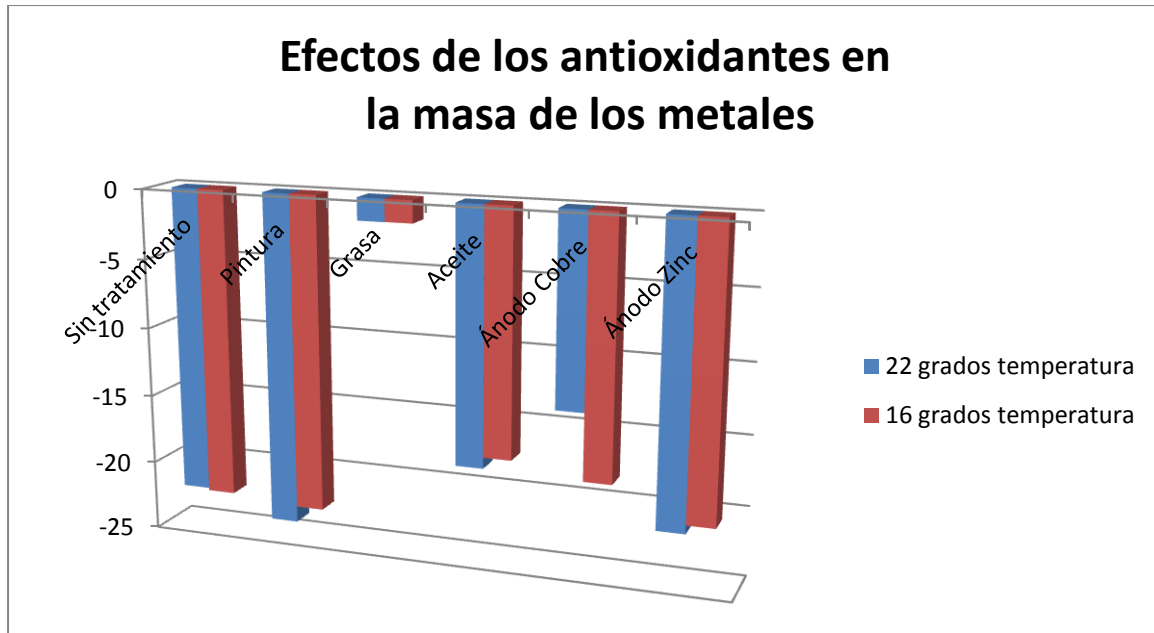
Tal y como puede apreciarse en los gráficos 1, 2 y 3, los tres métodos más efectivos para retardar la oxidación de las frutas son el vacío, el limón y la sal.

Resulta refutada mi hipótesis de que no sería posible retardar la oxidación en las frutas más allá de 10 minutos salvo que estuviesen envasadas al vacío, ya que conforme se observa en el anexo n° 1 son muchos los casos en los que no se aprecia ningún signo de oxidación hasta que se realiza el control de los 75 minutos (manzana con zumo de limón, plátano con zumo de limón, plátano recubierto de disolución salina, etc).

#### B) Datos obtenidos del estudio de la oxidación de los metales



**Gráfico 4: Gráfica con la medida de los porcentajes de variación de la masa de los cinco metales seleccionados según el reactivo empleado.**



**Gráfico 5: Variación de la masa de un elemento de hierro según los antioxidantes que se le apliquen.**

Como se demuestra en el gráfico 4, de los cinco metales estudiados (zinc, aluminio, hierro, cobre y plomo) y los ocho reactivos empleados, aquél que se perdió mayor cantidad de masa conservando la estructura fue el hierro sumergido en ácido clorhídrico (un 32,8 %). Se descartaron tanto los que habían adquirido masa bruscamente (porque no se debía a un proceso de transformación del metal, sino a los cristales formados por el sulfato de cobre que se adherían a su superficie) como aquéllos que se desintegraron al contacto con el reactivo (zinc en ácido clorhídrico y sulfato de cobre, y aluminio en ácido clorhídrico e hidróxido sódico).

Como puede comprobarse en el gráfico 5 mi hipótesis de que era posible retardar la oxidación era acertada. Sin embargo, el método anticorrosivo más eficaz resultó ser la grasa industrial, que resistió la acción del ácido clorhídrico mucho mejor que la pintura antióxido, que se desprendió por efecto de este reactivo a las pocas horas. En este sentido mi hipótesis es refutada.

Han sido también bastante buenos los resultados obtenidos con el clavo de hierro al que se anudó hilo de cobre en un extremo (ánodo de sacrificio), pese a que era de esperar que esto ocurriese con el ánodo de zinc, según lo que se explicó en la introducción del trabajo sobre los materiales más adecuados para usarse como ánodos de sacrificio. El zinc, sin embargo, como se observa en el gráfico 4, desaparece al contacto con el ácido clorhídrico no pudiendo realizar la labor de ánodo.

La influencia de la temperatura en el proceso de oxidación de los metales también se ha podido comprobar, aunque es muy ligera porque los ambientes en que se realizaron los estudios diferían únicamente en 6 grados (16° y 22°).

### 3.- CONCLUSIONES

A la vista de los datos obtenidos se puede responder claramente a la pregunta que dio origen a la investigación y decir si eran o no acertadas las hipótesis que se plantearon: sí es posible retardar la oxidación tanto en frutas como en metales, aunque no impedirlo con los métodos que se aplicaron; sí existe una relación entre temperatura y oxidación: a mayor temperatura más activo es el proceso; el envasado al vacío es el método antioxidante más efectivo para las frutas, al eliminar el contacto de éstas con el oxígeno.

Sin embargo, han resultado refutadas varias de las hipótesis: el tiempo máximo en el que es posible retrasar los primeros síntomas de oxidación en las frutas sin envasarlas al vacío, que se estimaba en 10 minutos, ha resultado ser en casos como la manzana protegida con limón de hasta 75 minutos; la pintura antióxido no ha resultado ser el método más eficaz para frenar la corrosión en el hierro, sino la grasa industrial, lo que se debió a que el reactivo con el que se trabajó (ácido clorhídrico) hizo que la misma se desprendiese en pocas horas; el ánodo de sacrificio que se preveía más eficaz (el de zinc) según los resultados obtenidos por otros investigadores en estudios experimentales en materia de corrosión (7), no tuvo en este caso la eficacia esperada ya que el zinc, conforme se aprecia en el anexo nº 3, desaparece en contacto con el ácido clorhídrico, reactivo utilizado en este estudio para provocar la oxidación del hierro. Sin embargo, el ánodo de sacrificio de cobre, pese a ser un material con un potencial de oxidación menor que el hierro, ha logrado que la corrosión sea más lenta que en el clavo de hierro que forma el grupo control.

Lo más complicado del control de la oxidación ha sido determinar la de la fruta, por la dificultad que entraña su medición. La escala de colores que ha servido para medir la variación de los tonos a medida que avanza la oxidación sí ha cumplido la función de valorar los métodos antioxidantes más efectivos, pero sin embargo no deja de tener un componente subjetivo en la valoración del cambio de tonalidad y no alcanza el nivel de precisión que aportaría un colorímetro, que de haberse acotado más el campo de experimentación del proceso de oxidación (sólo frutas) podría haberse conseguido en empresas hortofrutícolas.

El estudio de la oxidación de metales resultó ser muy interesante aunque enormemente laborioso por la gran cantidad de recipientes y muestras que había que controlar y pesar varias veces en la báscula de precisión, tanto para seleccionar el metal sobre el que hacer la investigación (40 muestras: 5 tipos de metales en 8 reactivos distintos) como por el posterior control de la evolución de la oxidación una vez aplicados 5 métodos antioxidantes diferentes. Sin embargo, el experimento hubiese resultado mucho más interesante e instructivo si en lugar de acelerarse la oxidación con ácido clorhídrico, se hubiese estudiado la oxidación del elemento de hierro simplemente en agua, que aunque hubiese sido un proceso mucho más lento (probablemente se hubiese necesitado una observación de al menos dos meses), hubiese permitido entender mucho mejor la acción antioxidante del ánodo de sacrificio de zinc, que como he dicho no fue posible en este caso al disolverse este material en el ácido clorhídrico.



#### 4.- REFERENCIAS

- (1) Dvalencia055. “Oxidación de una manzana”. Fecha de publicación: agosto de 2012. <http://www.buenastareas.com/ensayos/Oxidaci%C3%B3n-De-Una-Manzana/5134996.html>
- (2) Lisa Magloff. “Experimentos científicos dentro de la materia”. Editorial Everest. 2009.
- (3) Plataforma educativa aragonesa “reacciones redox”. Fecha de consulta 23/10/14 [http://educativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/4750/4860/html/3\\_oxidantes\\_y\\_reductores\\_pares\\_redox.html](http://educativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/4750/4860/html/3_oxidantes_y_reductores_pares_redox.html)
- (4) José Manuel Ramírez Fernández “Reacciones de oxidación-reducción”. Fecha de publicación 2010. <https://fqjramirez.wikispaces.com/file/view/Redox.pdf>. 2010.
- (5) Óscar Ávila. “Como evitar que una manzana partida se ponga oscura”. Fecha de consulta 06/10/14. <http://es.wikihow.com/evitar-que-una-manzana-partida-se-ponga-oscura>
- (6) Jorge 20122. “¿Cómo evitar la corrosión?” Fecha de publicación 24/04/12. <http://es.slideshare.net/jorge20122/como-evitar-la-corrosion>
- (7) Javier Ávila/Joan Genescá “Más allá de la herrumbre. La lucha contra la corrosión”. Fecha de consulta 28/11/14. <http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen2/ciencia3/079/htm/masalla2.htm>

**Anexo 1: datos recogidos en la primera prueba de oxidación en las frutas**

FRUTAS	ANTIOXIDANTES	GRADO OXIDACIÓN (Color que presenta según escala de tonos del 1 a 36 )											
		Inicio		10´		20´		40´		75´		120´	
		20°	5°	20°	5°	20°	5°	20°	5°	20°	5°	20°	5°
MANZANA	Al natural (Grupo control)	14	14	14	14	15	14	16	15	18	17	22	19
	Zumo de limón	14	14	14	14	14	14	14	15	15	15	17	16
	Aceite de oliva	14	14	14	14	14	14	16	15	18	15	20	18
	Sal iodada	14	14	14	14	14	14	15	14	16	14	18	16
	Papel aluminio	14	14	14	14	15	14	16	15	17	16	19	18
	Envasado al vacío	14	14	14	14	14	14	14	15	15	15	16	16
PLÁTANO	Al natural (Grupo control)	16	16	16	16	17	17	18	17	20	18	22	22
	Zumo de limón	16	16	16	16	16	16	16	16	17	17	18	17
	Aceite de oliva	16	16	18	18	18	18	20	18	22	22	24	22
	Sal iodada	16	16	16	16	16	16	16	16	17	16	18	18
	Papel aluminio	16	16	16	16	16	16	17	16	17	17	19	17
	Envasado al vacío	16	16	16	16	16	16	16	17	17	17	18	17
AGUACATE	Al natural (Grupo control)	17	17	17	17	19	17	20	19	22	20	26	24
	Zumo de limón	17	17	17	17	17	17	19	19	21	19	24	22
	Aceite de oliva	17	17	17	17	19	17	20	19	22	19	26	24
	Sal iodada	17	17	17	17	17	17	19	17	21	19	25	24
	Papel aluminio	17	17	17	17	17	17	19	17	22	19	25	24
	Envasado al vacío	17	17	17	17	17	17	17	17	19	19	19	19

**Anexo 2: datos recogidos en la segunda prueba de la oxidación en las frutas**

FRUTAS	ANTIOXIDANTES	GRADO OXIDACIÓN (Color que presenta según escala de tonos del 1 a 36)											
		Inicio		10'		20'		40'		75'		120'	
		20°	5°	20°	5°	20°	5°	20°	5°	20°	5°	20°	5°
MANZANA	Al natural (Grupo control)	14	14	15	14	16	14	18	15	20	17	22	20
	Zumo de limón	14	14	14	14	14	14	14	14	15	16	16	16
	Aceite de oliva	14	14	14	14	15	14	15	15	18	16	20	18
	Sal iodada	14	14	14	14	14	14	14	14	16	16	18	16
	Papel aluminio	14	14	14	14	16	14	16	15	17	16	19	17
	Envasado al vacío	14	14	14	14	14	14	15	15	16	16	17	16
PLÁTANO	Al natural (Grupo control)	16	16	16	16	17	16	17	17	20	19	22	20
	Zumo de limón	16	16	16	16	16	16	17	16	17	17	18	17
	Aceite de oliva	16	16	18	18	18	18	20	18	20	18	22	20
	Sal iodada	16	16	16	16	16	16	16	16	17	16	17	17
	Papel aluminio	16	16	16	16	16	16	17	16	17	17	19	18
	Envasado al vacío	16	16	16	16	16	16	17	16	18	17	18	17
AGUACATE	Al natural (Grupo control)	17	17	17	17	19	19	20	20	24	22	26	24
	Zumo de limón	17	17	17	17	17	17	19	19	21	19	22	20
	Aceite de oliva	17	17	17	17	19	17	20	19	22	19	25	24
	Sal iodada	17	17	17	17	17	17	19	17	19	19	24	22
	Papel aluminio	17	17	17	17	17	17	19	17	22	19	25	24
	Envasado al vacío	17	17	17	17	17	17	17	17	19	19	22	20

Anexo nº 3: datos recogidos en la prueba de oxidación provocada a cinco metales diferentes

METAL	REACTIVOS	GRADO OXIDACIÓN (variación masa)					
		Variación en gramos					% variación
		Masa inicial	Masa día 1	Masa día 3	Masa día 7	Masa día 12	Variación masa %
Zinc (Zn)	Agua (H <sub>2</sub> O)	3,78	3,90	3,89	3,86	3,85	+1,851
	Agua oxigenada .- Perióxido de Hidrógeno( H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> )	3,91	4,13	4,07	4,01	3,97	+1,534
	Sal iodada.- Cloruro sódico (NaCl)	3,85	4,01	4,02	4,01	3,98	+3,376
	Vinagre.- Ácido acético (CH <sub>3</sub> COOH)	3,86	3,85	3,77	3,68	3,50	-9,327
	Sulfumán.- Ácido Clorhídrico (HCl)	3,92	--	--	--	--	--
	Sosa cáustica.-Hidróxido sódico (NaOH)	4,04	4,19	4,14	4,14	4,10	+1,485
	Sulfato de cobre (CuSO <sub>4</sub> )	4,08	--	--	--	--	--
Aceite	3,96	4,38	4,30	4,23	4,16	+5.050	
Aluminio (Al)	Agua (H <sub>2</sub> O)	0,54	0,55	0,53	0,54	0,57	+5,555
	Agua oxigenada .- Perióxido de Hidrógeno( H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> )	0,54	0,54	0,55	0,54	0,55	+1,851
	Sal iodada.- Cloruro sódico (NaCl)	0,54	0,55	0,55	0,55	0,55	+1,851
	Vinagre.- Ácido acético (CH <sub>3</sub> COOH)	0,54	0,55	0,55	0,55	0,55	+1,851
	Sulfumán.- Ácido Clorhídrico (HCl)	0,52	--	--	--	--	--
	Sosa cáustica.-Hidróxido sódico (NaOH)	0,56	--	--	--	--	--
	Sulfato de cobre (CuSO <sub>4</sub> )	0,55	0,69	0,75	0,79	0,79	+1,851
Aceite	0,54	0,54	0,56	0,54	0,55	+1,851	
Hierro (Fe)	Agua (H <sub>2</sub> O)	1,28	1,27	1,27	1,25	1,25	-2,4
	Agua oxigenada .- Perióxido de Hidrógeno( H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> )	1,26	1,27	1,26	1,24	1,27	+0.793
	Sal iodada.- Cloruro sódico (NaCl)	1,25	1,26	1,22	1,25	1,25	0
	Vinagre.- Ácido acético (CH <sub>3</sub> COOH)	1,26	1,25	1,26	1,25	1,25	-0,8
	Sulfumán.- Ácido Clorhídrico (HCl)	1,25	1,06	0,99	0,92	0,84	-32,8
	Sosa cáustica.-Hidróxido sódico (NaOH)	1,27	1,26	1,26	1,25	1,29	+1,574
	Sulfato de cobre (CuSO <sub>4</sub> )	1,26	1,42	1,65	1,81	2,09	+65,873
Aceite	1,24	1,27	1,26	1,27	1,28	+3,225	

Cobre (Cu)	Agua (H <sub>2</sub> O)	7,44	7,47	7,46	7,46	7,42	-0,269
	Agua oxigenada .- Perióxido de Hidrógeno( H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> )	7,36	7,43	7,41	7,40	7,38	+0,271
	Sal iodada.- Cloruro sódico (NaCl)	7,50	7,56	7,55	7,51	7,50	0
	Vinagre.- Ácido acético (CH <sub>3</sub> COOH)	7,48	7,53	7,53	7,52	7,46	-0,268
	Sulfumán.- Ácido Clorhídrico (HCl)	7,40	7,41	7,39	7,26	6,42	-13,244
	Sosa cáustica.-Hidróxido sódico (NaOH)	7,48	7,58	7,57	7,54	7,53	+0,668
	Sulfato de cobre (CuSO <sub>4</sub> )	7,39	7,47	8,00	8,27	8,66	+17,185
	Aceite	7,46	7,58	7,58	7,58	7,54	+1,072
Plomo (Pb)	Agua (H <sub>2</sub> O)	49,77	49,77	49,80	49,83	49,87	+0,200
	Agua oxigenada .- Perióxido de Hidrógeno( H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> )	49,94	49,94	49,95	49,93	49,96	+0,040
	Sal iodada.- Cloruro sódico (NaCl)	49,76	49,76	49,75	49,75	49,76	0
	Vinagre.- Ácido acético (CH <sub>3</sub> COOH)	57,51	57,58	57,55	57,55	57,58	+0,121
	Sulfumán.- Ácido Clorhídrico (HCl)	50,00	50,00	50,06	50,00	49,99	-0,02
	Sosa cáustica.-Hidróxido sódico (NaOH)	49,99	50,11	50,12	50,12	50,12	+0,260
	Sulfato de cobre (CuSO <sub>4</sub> )	49,47	49,63	49,74	49,76	49,79	+0,646
	Aceite	49,03	49,12	49,10	49,07	49,07	+0,081

**Anexo nº 4: datos recogidos en la primera prueba de efectos de los antioxidantes en metales**

METAL/ REACTIVO	ANTIOXIDANTES	GRADO OXIDACIÓN (Variación masa )					
		Masa inicial gramos		Masa día 12 gramos		% variación masa	
		22°	16°	22°	16°	22°	16°
HIERRO/ ÁCIDO CLORHÍDRICO	Grupo Control (sin tratamiento)	1,27	1,27	0,91	0,99	-28,347	-22,048
	Pintura antioxidante	1,26	1,26	0,94	0,96	-25,397	-23,81
	Grasa industrial	1,26	1,26	1,15	1,24	-8,731	-1,588
	Aceite	1,26	1,26	1,01	1,03	-19,842	-18,254
	Ánodo sacrificio cobre	1,25	1,25	1,04	1,08	-16,8	-13,6
	Ánodo sacrificio zinc	1,27	1,27	0,98	1,00	-22,835	-21,26

**Anexo n° 5: datos recogidos en la segunda prueba de efectos de los antioxidantes en metales**

METAL/ REACTIVO	ANTIOXIDANTES	GRADO OXIDACIÓN (Variación masa 0,01 gr)					
		Masa inicial		Masa día 12		% variación masa	
		22°	16°	22°	16°	22°	16°
HIERRO/ ÁCIDO CLORHÍDRICO	Grupo Control (sin tratamiento)	1,26	1,26	0,95	0,98	-24,604	-22,223
	Pintura antioxidante	1,28	1,28	0,90	0,99	-29,688	-22,657
	Grasa industrial	1,27	1,27	1,12	1,25	-11,812	-1,575
	Aceite	1,26	1,26	1,01	1,04	-19,842	-17,461
	Ánodo sacrificio cobre	1,25	1,25	0,99	1,02	-20,8	-18,4
	Ánodo sacrificio zinc	1,26	1,26	0,98	1,00	-22,223	-20,635

**Anexo n° 6: Fotografías**



**Figura 1: Oxidación del zinc en sulfato de cobre.**



**Figura 2: Frutas para control oxidación.**



**Figura 3: Antioxidantes para frutas.**



Figura 4: Termómetro, termostato, envasadora al vacío, pincel de cocina y cronómetro para el control de la oxidación de frutas.



Figura 6: Metales para oxidar.

Figura 7: Reactivos para metales



Figura 8: Material para el control de la oxidación inducida: termostato, 40 recipientes, báscula de precisión y cronómetro.



Figura 9: materiales para retardar la oxidación de los metales.

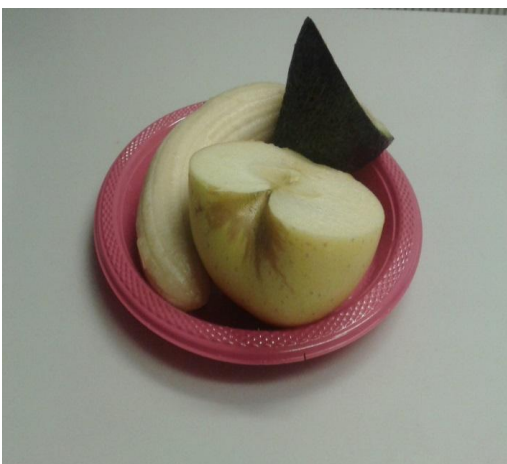


Figura 10: Grupo control en la oxidación de frutas.



Figura 11: Grupo variable en la oxidación de frutas (al vacío, con papel de aluminio, con aceite, con limón y con una disolución salina)





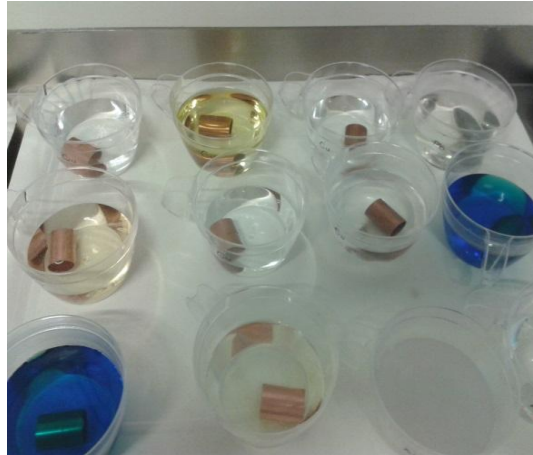
**Figura 12: Grupo control y los 5 grupos variables en la oxidación de frutas a 5° de temperatura**



**Figura 13: Uso de la báscula de precisión para cuantificar los componentes sólidos necesarios para elaborar los reactivos que provocan la oxidación de los metales.**



**Figura 14: Uso de la jeringuilla para cuantificar los componentes líquidos necesarios para elaborar los reactivos que provocan la oxidación de los metales.**



**Figura 15: Metales sumergidos individualmente en los distintos reactivos.**



**Figura 16: Medición de las variaciones de masa de las muestras de metal en una báscula de precisión.**



Figura 17: Metales tras 12 días de oxidación provocada



Figura 18: Corrosión del hierro en ácido clorhídrico.



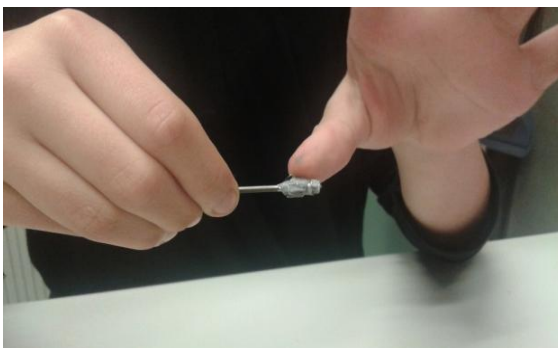
**Figura 19: Baño de aceite industrial**



**Figura 20: Recubrimiento de grasa**



**Figura 21: Pintura antioxidante**



**Figura 22: Ánodo de Zinc**



**Figura 23: Ánodo de cobre**