

EXPERIMENTOS SIMPLES PARA ENTENDER UNA TIERRA COMPLICADA



9. RECETAS DE REACCIONES QUÍMICAS QUE CAMBIARON LA HISTORIA DE LA TIERRA

Texto: Catalina Carmona Téllez, José
Martín Panting Magaña, Eduardo Méndez
Martínez y Susana Alicia Alaniz Álvarez.



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO

Leonardo Lomelí Vanegas

Rector

Patricia Dávila Aranda

Secretaria General

Rosa Beltrán Álvarez

Coordinadora de Difusión General

Socorro Venegas Pérez

Directora General de Publicaciones y Fomento Editorial

María Soledad Funes Argüello

Coordinadora de la Investigación Científica

Juan Pablo Bernal Uruchurtu

Director del Instituto de Geociencias

Susana Alicia Alaniz Álvarez

Ángel F. Nieto Samaniego

Editores

Paola Celeste Berdeja Robledo

Ilustradora

Ilse Elbjorn Flores

Diseño y formación

Primera Edición, octubre 2025

D.R. © Universidad Nacional Autónoma de México

Ciudad Universitaria, Coyoacán, 04510, CDMX

Instituto de Geociencias

Universidad Nacional Autónoma de México

Boulevard Juriquilla núm. 3001, Juriquilla, Querétaro

ISBN (obra General) 978-607-02-3189-6

ISBN

Impreso y hecho en México

Este libro no puede ser reproducido, ni total ni parcialmente, por ningún medio electrónico o de otro tipo, sin autorización escrita de los editores.



CONTENIDO

Introducción	3
Lista de compras	4
Reacción 1. Fotosíntesis	
Oxigenación de la atmósfera terrestre	5
Reacción 2. Encima de la enzima	
La defensa contra el oxígeno: el surgimiento de las enzimas protectoras	11
Reacción 3. Reducción-Oxidación REDOX	
El escudo de ozono: La conquista de la tierra firme	16
Reacción 4. Fermentación	
La energía escondida en el tiempo	23
Reacción 5. Neutralización Ácido-Base	
Efecto de una Tierra sin casquetes polares	31
Reacción 6. Combustión	
La combustión y el cambio climático actual	40
Reacción 7. Las endotérmicas y exotérmicas	
Corolario	48
Bibliografía	56
Notas	57
Agradecimientos	59
Acerca de los autores	61



9. Recetas de reacciones químicas que cambiaron la historia de la Tierra

INTRODUCCIÓN

En esta nueva contribución de la serie “Experimentos simples para entender una Tierra complicada” se presenta una selección de reacciones químicas fundamentales documentadas en la literatura científica, que ocurren tanto en nuestro entorno cotidiano como en la preparación de alimentos. Estas reacciones han desempeñado un papel crucial en la evolución del planeta Tierra, y su comprensión nos permite apreciar mejor los procesos químicos que han configurado nuestro mundo.

Pensemos en cualquier recetario de cocina, lo primero es contar con los ingredientes que te damos en una “lista de compras”. Para cada reacción incluimos tanto los ingredientes como la forma de preparación del platillo (el procedimiento), la única diferencia entre los pasos de una receta de cocina y la experimentación en química es que las “recetas químicas” tienen un lenguaje único: las ecuaciones de reacción. Usando los símbolos de los elementos para identificar o “etiquetar” a cada sustancia, éstas se pueden colocar como los **reactivos** del lado izquierdo de la ecuación (los ingredientes). Es importante indicar el estado físico de cada componente (disuelto en agua, sólido, líquido o gaseoso) como si se indicara si una cebolla está entera, en rodajas o en cuadritos. Posteriormente se coloca una **flecha de reacción**, que indica algún proceso (por ejemplo, cocinar a fuego lento o mezclar) y finalmente los **productos** del lado derecho, que serían el platillo o platillos que resultan al realizar el procedimiento sobre los ingredientes.

De las reacciones químicas que presentamos, destacamos el papel que han tenido en los cambios continuos del planeta desde los inicios de la formación de la Tierra, cómo ha ido cambiando la química de la atmósfera y de los océanos, así como la evolución de la vida.

LISTA DE COMPRAS

- | | |
|--|--|
| <input type="checkbox"/> Hojas de plantas, 1 muy verde, 1 amarilla, 1 roja | <input type="checkbox"/> cucharas |
| <input type="checkbox"/> agua | <input type="checkbox"/> vasitos contenedores de medicamento (de tamaño 10 ml aproximadamente) |
| <input type="checkbox"/> bicarbonato de sodio | <input type="checkbox"/> tapa de refresco |
| <input type="checkbox"/> piedras u objetos pesados | <input type="checkbox"/> goteros |
| <input type="checkbox"/> plato hondo o recipiente de vidrio | <input type="checkbox"/> plumón indeleble |
| <input type="checkbox"/> vasos de plástico | <input type="checkbox"/> levadura seca instantánea u 8 sobres de levadura de 11 g |
| <input type="checkbox"/> plumón | <input type="checkbox"/> 8 globos |
| <input type="checkbox"/> vaso graduado de 250 ml | <input type="checkbox"/> balanza de cocina |
| <input type="checkbox"/> vasos pequeños | <input type="checkbox"/> cronómetro (del teléfono móvil) |
| <input type="checkbox"/> jeringas de 10 ml | <input type="checkbox"/> endulzante artificial |
| <input type="checkbox"/> cuchillo | <input type="checkbox"/> botellas de plástico transparente |
| <input type="checkbox"/> tabla para cortar vegetales o frutas | <input type="checkbox"/> harinas de trigo, maíz, arroz |
| <input type="checkbox"/> jitomate, calabacita, manzana, zanahoria, huevo, limón, azúcar, estevia, piloncillo, flor de jamaica, vinagre | <input type="checkbox"/> jabón sólido y líquido |
| <input type="checkbox"/> agua oxigenada (peróxido de hidrógeno diluido en agua) | <input type="checkbox"/> plumón |
| <input type="checkbox"/> clavo de fierro | <input type="checkbox"/> parrilla de gas o estufa |
| <input type="checkbox"/> vitamina C | <input type="checkbox"/> tapa de vidrio |
| <input type="checkbox"/> Maizena® (almidón derivado del maíz) | <input type="checkbox"/> cerillos o encendedor |
| <input type="checkbox"/> Isodine® | <input type="checkbox"/> bicarbonato de sodio |
| | <input type="checkbox"/> cloruro de calcio |

REACCIÓN 1. FOTOSÍNTESIS

¿Alguna vez te has preguntado por qué es importante tener plantas en casa o en la escuela más allá de lo decorativo? ¿Qué papel juega la fotosíntesis en la calidad del aire que respiras?

INGREDIENTES

- 3 hojas de plantas: 1 muy verde, 1 amarilla, 1 roja
- Agua
- Piedras u objetos pesados como tuercas (una para colocar encima de cada hoja)
- 1 plato hondo o recipiente de vidrio (en el que se puedan colocar las 3 hojas extendidas)



Figura 1.1. Hojas de plantas expuestas al sol y sumergidas en agua.

PROCEDIMIENTO

1. Coloca en el fondo del recipiente de vidrio (o de un plato hondo) las hojas de manera que queden extendidas y separadas.
2. Con cuidado, coloca sobre cada hoja un objeto pesado que no cubra en su totalidad la hoja; debe evitar que la hoja flote.
3. Agrega agua suficiente para que las hojas y los objetos pesados queden sumergidos en el líquido (Figura 1.1).

4. Deja el recipiente expuesto a la luz del sol al menos media hora. Considera que el experimento funcionará mejor si los rayos solares son intensos.
5. Observa qué ocurre en la superficie de las hojas.

¿QUÉ PASÓ?

En el experimento, cuando se agregó el agua a las hojas junto con las piedras no se observó cambio alguno; sin embargo, al dejarlo expuesto al sol durante un tiempo se formaron burbujas solamente sobre la hoja verde. La aparición de las burbujas sobre las hojas puede variar dependiendo de la intensidad de los rayos solares (Figura 1.2). Observa que en la hoja verde grande se forman burbujas claramente visibles, en las hojas rojas se forman, pero en menor cantidad, ya que es una flor de Nochebuena que contiene poca clorofila, y en la amarilla no se forman. El color verde es por la clorofila y el color rojo proviene de pigmentos llamados antocianinas. La hoja amarilla era verde, pero se cayó del árbol y perdió la clorofila.

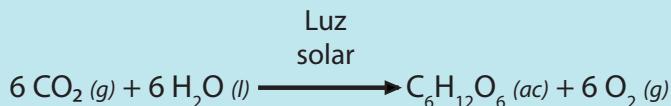


Figura 1.2. Burbujas en la superficie de la hoja verde.

EXPLÍCALO

Las hojas de los árboles son estructuras vegetales que principalmente llevan a cabo el proceso de la fotosíntesis al estar expuestas a la luz solar. Este fenómeno ocurre en los cloroplastos, que son pequeños órganos especializados para la fotosíntesis, localizados en las células de los tejidos verdes de las plantas. La fotosíntesis se inicia cuando la clorofila capta la energía luminosa (el procedimiento de cocina), lo que da lugar a una serie de reacciones que transforman el dióxido de carbono gaseoso (CO_2)^{Nota 1.1}, presente en el aire de la atmósfera, y el agua líquida (H_2O ; ambos son los ingredientes), en oxígeno gaseoso (O_2) y compuestos orgánicos, como la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), que forman parte de la planta (son los plátanos creados). Las burbujas que observamos en los experimentos se deben al oxígeno que se libera en estado gaseoso.

Recuerda la información que te da su ecuación química



6 moléculas de dióxido de carbono (CO_2) en estado gaseoso (g) reaccionan con 6 moléculas de agua (H_2O) en estado líquido (l), que en presencia de la luz solar producen 1 molécula de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) disuelta en agua (ac) y 6 moléculas de oxígeno (O_2) en estado gaseoso (g). En consecuencia, el oxígeno (O_2) se libera del medio acuoso dando lugar a la formación de las burbujas que se observan en la superficie de las hojas verdes.

APLÍCALO EN TU VIDA

Durante la observación del experimento con hojas de distintos colores, evidenciamos visualmente el proceso de fotosíntesis al exponerlas a la luz solar. Lo anterior, permite comprender que las plantas, como las que tenemos en nuestro hogar, son muy importantes en el equilibrio ambiental porque al absorber dióxido de carbono durante la fotosíntesis y liberar oxígeno, contribuyen directamente a la calidad del aire que respiramos.

La importancia de estas funciones refleja la necesidad de valorar y cuidar la flora de cada lugar, empezando por la casa. Más allá de su función estética, son organismos vivos fotosintéticos fundamentales que sostienen la vida al proveer oxígeno, regular la concentración de gases y servir de base para las cadenas alimentarias. El experimento con las hojas de árboles ofrece una representación de cómo la fotosíntesis ocurre a nuestro alrededor, y de cómo este proceso sostiene tanto la vida cotidiana como la salud del planeta.



ENCUÉNTRALO EN LA HISTORIA DE LA TIERRA

Oxigenación de la atmósfera terrestre

Hace unos 3500 millones de años, la Tierra era un planeta muy distinto al que conocemos hoy. El aire no tenía casi nada de oxígeno, lo que hacía imposible la vida para animales y plantas. ¡Era un mundo de volcanes, océanos primitivos y una atmósfera llena de gases que hoy nos resultan tóxicos!

Pero la historia de la Tierra cambió por completo hace 2800 millones de años gracias a unos microorganismos increíbles que vivían en el agua: las cianobacterias. A simple vista eran solo unas bacterias de color azul verdoso, pero tenían un superpoder: la fotosíntesis oxigénica. Estas bacterias usaban la luz del sol para transformar el dióxido de carbono y el agua en su propio alimento (glucosa), liberando oxígeno como subproducto. Imagina a millones y millones de ellas trabajando de día durante cientos de millones de años. Poco a poco, el oxígeno que producían empezó a llenar los océanos. Con el tiempo, el agua se saturó y el gas comenzó a escapar, ¡subiendo a la atmósfera!

Este cambio gigantesco, conocido como el Gran Evento de Oxidación, inició hace unos 2400 millones de años y poco a poco transformó la atmósfera por completo, pasando de ser un aire tóxico a uno lleno de oxígeno (Figura 1.3). Fue un momento clave en la historia del planeta que creó un nuevo mundo y abrió la puerta para que surgieran nuevas formas de vida, como las plantas, los animales y, eventualmente, los seres humanos. Así que la próxima vez que respires, ¡recuerda que le debes ese oxígeno a unas diminutas bacterias de hace miles de millones de años!



Figura 1.3. Imagen de inteligencia artificial (Gemini, julio 2025). Paisaje de hace aproximadamente 2500 millones de años. Se observan capas de una roca que se conoce como estromatolito que se forma principalmente por la precipitación de minerales generados por cianobacterias. El color del cielo no es azul debido a que la atmósfera tenía una composición química distinta a la actual.

REACCIÓN 2. ENCIMA DE LA ENZIMA

La Catalasa: burbujas que cambiaron la vida
¿El agua oxigenada es buena o mala para la vida?

INGREDIENTES

- 1 vaso con agua
- 4 vasos pequeños
- 2 jeringas sin aguja
- 1 cuchillo
- 1 tabla para cortar vegetales
- Calabacita, manzana, zanahoria y tomate cortados en cubos de tamaño lo más similar posible.
- Agua oxigenada (disolución de peróxido de hidrógeno al 3%)



PROCEDIMIENTO

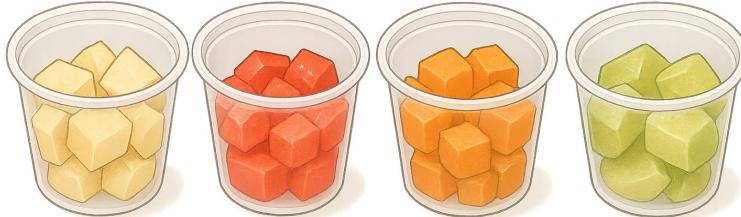
1. Coloca trozos de los alimentos en los vasos en cantidades similares, como indica la siguiente información:

Vaso	Alimento
A	Calabacita
B	Manzana
C	Tomate
D	Zanahoria

2. A cada vaso agrega 3 ml de agua y 2 ml de agua oxigenada.

3. Deja transcurrir 5 minutos y observa lo que pasa en cada vaso. Figura 2.1B.
4. ¿Percibiste algunas diferencias o semejanzas en lo que ocurre con cada alimento?
5. Prueba el experimento añadiendo jabón líquido a cada vaso.

A



B

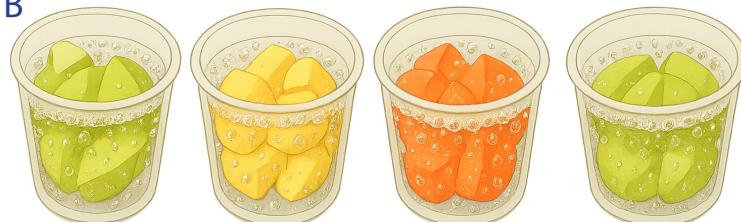


Figura 2.1. A) Arreglo inicial para llevar a cabo el experimento, B) vasos con agua oxigenada después de 5 minutos.

¿QUÉ PASÓ?

En este experimento obtenemos una evidencia cualitativa de la cantidad relativa de una enzima llamada catalasa que se encuentra presente en los alimentos. Al observar la cantidad de burbujas en cada vaso podemos constatar que la calabacita liberó más burbujas que el resto de los alimentos, por lo que podemos decir que tiene una concentración mayor de catalasa, mientras que el jitomate es el alimento que generó menos espuma debido a que contiene menor concentración de la enzima. Puedes probar con otros alimentos. El orden decreciente de concentración de catalasa en los alimentos

lo puedes determinar por la cantidad de burbujas generadas en el experimento. También puedes probar añadiendo jabón líquido para que se hagan más visibles las burbujas; nota que el jabón no participa en la reacción.



Figura 2.2. Observa la diferencia de las burbujas, el vaso de la izquierda tiene la fruta con agua oxigenada y jabón líquido, mientras que la de la derecha presenta las burbujas sin jabón líquido.

EXPLÍCALO

Las enzimas son proteínas que actúan como aceleradores biológicos de las reacciones que ocurren en los seres vivos. Gracias a ellas las reacciones al interior del organismo se realizan a la velocidad y condiciones necesarias para que podamos vivir.

A los aceleradores de las reacciones químicas se les conoce, de manera general, como catalizadores. Un catalizador es una sustancia que acelera la velocidad de una reacción química sin ser consumida en el proceso, por lo que tiene implicaciones muy importantes en el funcionamiento de los organismos. Cada enzima actúa sobre una molécula específica a la que llamamos sustrato. En el experimento, la catalasa actúa sobre el agua oxigenada que es una disolución acuosa de peróxido de hidrógeno (H_2O_2), una sustancia oxidante^{Nota2.1}, y fue la que hizo posible la formación de burbujas. Su labor es acelerar la descomposición del peróxido de hidrógeno (H_2O_2) en disolución acuosa, generando agua (H_2O) líquida y oxígeno (O_2) gaseoso. La actividad de la catalasa se detecta por la efervescencia, es decir, por la formación de burbujas de oxígeno.

Recuerda la información que te da su ecuación química



2 moléculas de peróxido de hidrógeno en estado acuoso (ac) se descomponen por la acción de la catalasa en 2 moléculas de agua en estado líquido (l) y una molécula de oxígeno en estado gaseoso (g). Si multiplicas el número de moléculas por el subíndice de cada elemento, en los dos lados de la ecuación, notarás que se cumple la ley de la conservación de la materia: "La materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma". Observa que hay 4 átomos de hidrógeno del lado izquierdo al igual que 4 del lado derecho de la ecuación.

APLÍCALO EN TU VIDA

El agua oxigenada es conocida por su capacidad para eliminar bacterias, virus y hongos, por lo que se usaba para limpiar heridas. Actualmente ya no se usa con este propósito ya que puede dañar células sanas. El agua oxigenada tiene usos útiles en nuestra vida cotidiana como la desinfección de superficies en el hogar, el blanqueamiento de telas, la limpieza de cepillos de dientes, entre otros usos antisépticos.

Por otro lado, cuando se compra carne, es posible espolvorearle ablandador y sales para que cuando la prepares en una parrillada se perciba suave y con un sabor agradable al paladar. Tú podrías también intentar ablandar la carne haciendo tus propias mezclas de condimentos y usar ablandadores naturales obtenidos de las frutas. La enzima más usada para ablandar la carne es la proteasa que tiene la capacidad de degradar las proteínas, principales

componentes de los músculos. Las proteasas más conocidas para ablandar la carne son la papaína, presente en la papaya, y la bromelina presente en la piña. Estos ablandadores actúan de forma similar a las enzimas que están en tu estómago para poder digerir la carne.

ENCUÉNTRALO EN LA HISTORIA DE LA TIERRA

La defensa contra el oxígeno: el surgimiento de las enzimas protectoras

Ya hablamos del Gran Evento de Oxidación, cuando la atmósfera se llenó de oxígeno gracias a las cianobacterias. Pero aquí viene la parte interesante: para la mayoría de las formas de vida que existían en ese entonces, ¡el oxígeno era un veneno! Piensa en ellas como en seres que vivían en un mundo sin oxígeno (llamados anaeróbicos [Nota2.2](#)), y de repente, este gas nuevo y tóxico para ellos invadió su hogar. Fue un momento de gran peligro, pero la vida encontró una solución. ¡Apareció la catalasa! Imagina a esta enzima como un superhéroe diminuto. Su misión era proteger las partes más importantes de la célula (como las proteínas y el ADN) del daño que el oxígeno podía causar. Gracias a la catalasa, algunos organismos lograron sobrevivir y superar la toxicidad del oxígeno. Una vez que la vida dominó este obstáculo, se abrió una nueva puerta evolutiva: la respiración aeróbica. Este tipo de respiración, que usa oxígeno, es muchísimo más eficiente para obtener energía que la respiración anaeróbica.

¿Qué pasó después? Con mucha más energía disponible, la vida pudo volverse más compleja. Este cambio fundamental condujo a una explosión de vida en la Tierra, sentando las bases para la evolución de organismos más grandes y complejos. ¡Así que la catalasa no solo salvó la vida, sino que también la impulsó a un nuevo nivel!

REACCIÓN 3. REDUCCIÓN-OXIDACIÓN: REDOX

¿Cuántas veces has bañado rodajas de manzana con limón para evitar que oscurezcan? ¿A qué crees que se deba el oscurecimiento? ¿Qué tiene que ver esto con la evolución de la vida fuera del agua?

Experimento 1

INGREDIENTES

- Manzana
- Jugo de limón

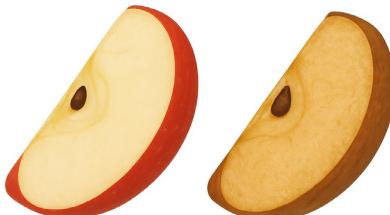


PROCEDIMIENTO

1. Corta las manzanas en rebanadas.
2. A la mitad de las rebanadas úntales jugo de limón; a las otras déjalas expuestas al aire.
3. Observa si al pasar el tiempo hay cambios en las rodajas con y sin limón.

¿QUÉ PASÓ?

Las partes untadas con limón no se ponen color marrón, las otras sí.



EXPLÍCALO

Al cortar o pelar la manzana, se rompen las células y liberan enzimas que entran en contacto con el aire que contiene oxígeno. Esta enzima de la manzana, llamada polifenol oxidasa, cataliza (acelegra) una reacción química de reducción-oxidación (conocida como reacción REDOX). Esta reacción hace que otros compuestos presentes en la manzana (compuestos fenólicos) pierdan electrones, es decir, se oxiden, mientras que el aire gana esos electrones, es decir se reduce. Este cambio químico transforma los compuestos naturales en unos compuestos similares a la melanina, que es un pigmento color marrón. La melanina es la que le da el color al iris de los ojos, al pelo y a la piel en tu cuerpo.

Esta reacción se puede prevenir usando jugo de limón que contiene vitamina C (ácido ascórbico) que es un antioxidante natural. La vitamina C se oxida preferentemente antes que los compuestos fenólicos de la manzana, evitando que el oxígeno llegue a oscurecer a la manzana.

Experimento 2

La vitamina C como antioxidante, otra reacción REDOX

INGREDIENTES

- Pastilla efervescente de vitamina C
- Taza graduada
- Agua
- Maizena® (almidón derivado del maíz)
- Agua oxigenada (disolución de peróxido de hidrógeno)
- Isodine®

- 2 vasos de plástico
- 5 jeringas sin aguja
- 1 cuchara
- 2 contenedores (de medicamento) con capacidad de 10 ml aproximadamente)
- 1 tapa de refresco de color claro
- 3 goteros (puedes conseguirlos de medicamentos que ya no empleas)
- 1 plumón indeleble



PROCEDIMIENTO

Paso 1

1. Disolución de vitamina C: en un vaso disuelve una pastilla de vitamina C efervescente en 60 ml de agua. Con un plumón identifica el vaso.
2. Disolución de almidón: toma una cucharada y media de Maizena® y colócala en un vaso. Agrega 30 ml de agua y con ayuda de una cuchara mezcla los ingredientes. Con un plumón identifica el vaso.

Paso 2

1. Disolución A: en un vasito de medicamento mezcla 1.5 ml de agua con 1 ml de la disolución de vitamina C. Con un plumón identifica el vaso como "A".
2. Disolución B: en otro vasito combina 1 ml de agua, 3 ml de agua oxigenada y 1 ml de la disolución de almidón. Con un plumón identifica el vaso como "B".
3. Llena un gotero con Isodine®.

Paso 3

1. Observa y anota el color del Isodine®.
2. En una tapa de refresco agrega con el gotero 15 gotas de disolución A y con otro gotero 10 gotas de Isodine®. Observa y anota el color.
3. A la disolución anterior, adiciona 25 gotas de disolución B. Observa el color y anota.



¿QUÉ PASÓ?

Al mezclar el Isodine® con la disolución A, que contiene vitamina C, se observa una decoloración del Isodine®. Posteriormente, al combinarlo con la disolución B, que contiene agua oxigenada y almidón, se favorece que, con el tiempo, la mezcla adquiera un color azul oscuro (Figura 3.1).

A



B



Figura 3.1. Observa cómo cambia el color de la disolución con el tiempo en el Paso 2. Al inicio (Foto A) está amarillo y a los diez minutos azul (Foto B).

EXPLÍCALO

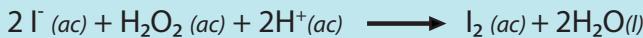
El Iodine proporciona a la mezcla [Nota 3.1](#) moléculas de yodo por lo que la disolución presenta un color café rojizo. La decoloración que se observa en la primera fase se debe a que el ácido ascórbico (vitamina C) lo reduce a iones [Nota 3.2](#) yoduro (I^-), los cuales en disolución son incoloros.



Cada uno de los átomos del yodo (I_2) se reduce, es decir, gana un electrón y cambia de estado de oxidación de 0 a -1, mientras que el ácido ascórbico ($C_6H_8O_6$) se oxida, es decir, cede dos electrones para formar ácido dehidroascórbico ($C_6H_6O_6$).

Cuando se adiciona la disolución B, se observa una coloración azul intenso debido a que el agua oxigenada (H_2O_2) presente oxida al yoduro regresándolo a yodo molecular (I_2 con estado de oxidación 0), el cual se puede detectar con ayuda del almidón. El agua oxigenada se reduce y el yoduro se oxida.

Recuerda la información que te da su ecuación química



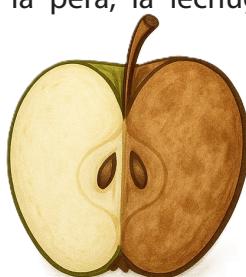
2 iones yoduro (I^-) reaccionan con una molécula de peróxido de hidrógeno (H_2O_2), y producen una molécula de yodo (I_2) y 2 moléculas de agua en estado líquido (l). Si sumas los átomos a ambos lados de la ecuación, se evidencia la ley de la conservación de la materia. Lado izquierdo (reactivos): 4 átomos de hidrógeno (H), más 2 átomos de yodo (I), y 2 de oxígeno. Lado derecho (productos): 2 átomos de yodo, 4 de hidrógeno, más 2 de oxígeno. Todos los átomos presentes en los

reactantes deben encontrarse también en los productos, solo que reorganizados en sustancias diferentes. "La materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma"¹

APLÍCALO EN TU VIDA

En química, el término "oxidación" se refiere al proceso mediante el cual los átomos transfieren electrones a otro átomo o molécula. El ejemplo más conocido de oxidación es el clavo de fierro oxidado. En este caso se oxida el hierro (Fe) en contacto con el oxígeno (O₂) para formar óxido férrico (Fe₂O₃). El hierro se oxida, pierde electrones y el oxígeno del aire actúa como agente oxidante.

Un caso particular de las reacciones de oxidación es en las que el oxígeno se combina con otros elementos o compuestos, formando óxidos. De esta manera, los frutos y hortalizas que se exponen al aire presentan un oscurecimiento en la superficie de corte y heridas debido a la acción de enzima polifenol oxidasa. Lo anterior tiene un gran impacto en su aceptación, ya que su calidad se ve disminuida por la pigmentación que, a su vez, produce cambios en la textura y pérdida de nutrientes. La vitamina C se emplea para evitar estos cambios dado que su potencial de oxidación-reducción permite que se oxide primero que la fruta. De esta forma se evitan los cambios sensoriales no deseados en los productos. Algunos de los alimentos que se oxidan más fácilmente son la manzana, el aguacate, la pera, la lechuga, entre otros.



ENCUÉNTRALO EN LA HISTORIA DE LA TIERRA

El escudo de ozono: La conquista de la tierra firme

Las reacciones de oxidación-reducción (o REDOX para abreviar) son de las más importantes en la historia de nuestro planeta. ¿Recuerdas el Gran Evento de Oxidación que cambió la atmósfera de la Tierra para siempre? Pues esa fue una gigantesca reacción REDOX. La aparición masiva de oxígeno desencadenó una "reacción en cadena" que transformó los océanos, la superficie del planeta y, por supuesto, la vida misma. Ahora vivimos en un mundo con una atmósfera oxidante, y la mayoría de las reacciones químicas que vemos hoy, desde un clavo oxidado hasta nuestra propia respiración, son reacciones REDOX.

Y así se formó la capa de ozono

Después de que el oxígeno llenara los océanos y reaccionara con las rocas, finalmente comenzó a escapar y subir cada vez más en la atmósfera. Cuando este oxígeno alcanzó la estratosfera, una de las capas más altas, el sol hizo su magia. Los poderosos rayos ultravioleta rompieron las moléculas de oxígeno (O_2) en átomos de oxígeno (O) individuales. Estos átomos solitarios eran muy reactivos y no querían estar solos, así que se unieron rápidamente a otras moléculas de oxígeno (O_2) que estaban cerca, formando el ozono (O_3).

Con el tiempo, estas moléculas de ozono se acumularon y crearon la capa de ozono, un escudo protector que envuelve el planeta y nos protege de la radiación ultravioleta dañina. Sin esta capa, la vida tal como la conocemos no podría haber existido fuera del agua. Gracias a este escudo natural, hace unos 400 millones de años, la vida finalmente pudo aventurarse fuera de los océanos y conquistar la tierra firme.

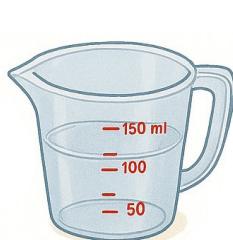
REACCIÓN 4. FERMENTACIÓN

¿Te has fijado que al dejar rebanadas de piña en el refrigerador durante varios días su olor, color y sabor cambian?

¿A qué se debe esto? ¿Qué tiene que ver con nosotros la acumulación de materia orgánica afuera del agua?

INGREDIENTES

- 60 g de levadura seca instantánea (o 5.5 sobres de levadura de 11 g)
- 6 botellas de plástico (como las de agua)
- 6 globos
- 1 balanza
- 1 taza medidora de 250 ml
- 1 cronómetro (del teléfono móvil)
- 1 plumón, etiquetas o cinta masking tape
- 100 ml de agua simple
- Disoluciones de endulzantes:
 - › 100 ml de disolución de estevia o de Splenda® (2 sobres en 100 ml de agua)
 - › 100 ml de disolución de azúcar al 20% (20 g de azúcar en 100 ml de agua)



PROCEDIMIENTO

1. Rotula las botellas de acuerdo con las disoluciones que preparaste
 - › Botella 1: agua simple
 - › Botella 2: disolución de azúcar
 - › Botella 3: disolución de estevia o Splenda®.
2. Coloca en cada botella 10 g o un sobre de levadura.
3. Agrega a cada botella los 100 ml de las disoluciones que preparaste, una de ellas deberá contener únicamente los 100 ml de agua.
4. Estira los globos y sujetalos para cubrir las bocas de cada botella (Figura 4.1).
5. A partir de este momento inicia el cronómetro y determina los tiempos en los que comiences a notar cambios en cada botella, regístralos.
6. ¿Observaste el mismo efecto en todas las botellas? ¿Por qué cambió de tamaño el globo? Al retirar el globo de cada botella, ¿percibes algún olor conocido?



Figura 4.1. Muestras al inicio del experimento. Botellas con 11 g de levadura seca y 100 ml de disolución de edulcorante, 100 ml de agua y 100 ml disolución de azúcar al tiempo cero. Te sugiero rotular con el nombre de la sustancia que cambia en cada botella, para poder identificarlas fácilmente.



Figura 4.2. Comportamiento de las muestras después de 9 minutos.



Figura 4.3. Comportamiento de las muestras después de 40 minutos.

¿QUÉ PASÓ?

Al poner en contacto el agua y la levadura solo se ve una mezcla heterogénea en el interior de la botella y el globo prácticamente sufrió un pequeño cambio. Por otro lado, cuando las disoluciones de azúcar y Splenda® se ponen en contacto con la levadura dan lugar a la formación de burbujas y el globo se infla debido a la formación de gas en cada botella.

EXPLÍCALO

Las levaduras son organismos unicelulares que obtienen su energía de un azúcar llamado glucosa mediante la fermentación. Este es un proceso de degradación en el que, en un medio anaerobio, es decir, sin oxígeno, la glucosa ($C_6H_{12}O_6$) da lugar a la formación de alcohol etílico (C_2H_5OH), dióxido de carbono (CO_2) y energía. La energía que se produce en esta reacción se refleja como energía térmica, es decir, se siente un aumento en la temperatura del sistema. En este caso el sistema está formado por la botella, su contenido y el globo.

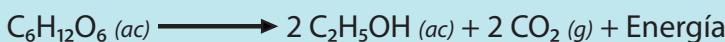
Cuando colocaste sólo agua en la botella no observaste cambios significativos debido a la ausencia de azúcar con la que la levadura puede reaccionar, es decir, no había un sustrato sobre el cual pudiera actuar. Cuando colocaste las disoluciones de azúcar y Splenda® observaste la formación de burbujas debido a la liberación del dióxido de carbono en forma de gas que se quedó atrapado en el globo. Nota que los microorganismos responsables de la fermentación sólo actúan sobre azúcares. Podrás notar que al tener agua con Splenda® o estevia se formaron burbujas y el globo la botella se infló, lo cual puede resultar algo extraño ya que son edulcorantes que no aportan energía, sin embargo, si revisas la etiqueta del producto podrás verificar que entre los ingredientes se encuentran

azúcares, por lo que se lleva a cabo la fermentación en la botella.

Seguramente te diste cuenta de que el tiempo fue una de las variables en el experimento, ya que la cantidad de gas liberado fue aumentando con el paso del tiempo; al inicio el desprendimiento fue lento, pero posteriormente se incrementó hasta que finalmente se agotó su producción. El olor que percibiste es debido al alcohol etílico.

Recuerda la información que te da su ecuación química

Levadura



Una molécula de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) en un medio acuoso produce dos moléculas de alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) en estado acuoso y dos moléculas de dióxido de carbono (CO_2) en estado gaseoso, además de energía en forma de calor; para que esto ocurra se requiere de la acción de la levadura, que actúa como un catalizador de origen natural. Recuerda que la composición química de un catalizador **no altera los productos finales** de una reacción química. Esta es una de las características fundamentales de los catalizadores. La ecuación evidencia la ley de la conservación de la materia: “La materia no se crea ni se destruye, solo se transforma”.

Variante con harina

Utiliza mezclas de diferentes tipos de harina con agua: arroz, maíz y trigo, en vez de las disoluciones de endulzantes para preparar tu experimento. Observarás que con la de trigo, la más común, el globo se expande menos. Al mezclar la harina de trigo con agua se forma una red de gluten, lo que la convierte en una masa pegajosa. El gas que se produce queda atrapado en la red de gluten haciendo que el pan de trigo sea esponjoso (Figura 4.4).



Figura 4.4. Efecto de la levadura sobre las disoluciones de diferentes tipos de harina.

APLÍCALO EN TU VIDA

La fermentación es un proceso natural y el hombre lo ha empleado desde la antigüedad para producir pan, el cual ha sido un pilar fundamental en la dieta y en la cultura de innumerables civilizaciones a lo largo de la historia. El pan fermentado data de hace 8600 años. Además, las personas se percataron que, al dejar madurar frutas como la piña, la manzana o las uvas, entre otras, el sabor obtenido era diferente debido a la formación de alcohol etílico, lo cual es el principio de la elaboración, producción e industrialización de productos como cerveza, vino, pan, queso y yogur. Alguna vez, en un día caluroso, has probado el tepache: ¿sabías que su nombre proviene del náhuatl *tepatli*, que significa “bebida de maíz”? ¡Así es! Esta refrescante bebida se obtiene de la fermentación del cereal más representativo de Mesoamérica.

En la actualidad, el tepache se elabora en muchos estados de la república a partir de la piña y es muy fácil de preparar, ya que sólo se dejan remojando las cáscaras con piloncillo y agua por cinco o seis días, después de los cuales se sirve con hielos.



ENCUÉNTRALO EN LA HISTORIA DE LA TIERRA

La energía escondida en el tiempo

La formación de la capa de ozono marcó un punto crucial en la historia de la Tierra, permitiendo que la vida pudiera expandirse desde los océanos hasta la tierra firme. Este escudo protector, que absorbe actualmente entre el 97% y el 99% de la radiación ultravioleta dañina del sol, fue fundamental para el desarrollo de la vida terrestre hace 400 millones de años.

Durante la historia de nuestro planeta, la materia orgánica se acumuló en diversos sistemas acuáticos, incluyendo lagos, ambientes marinos someros y lagunas, así como en entornos terrestres como pantanos, marismas y ciénegas. Cuando las plantas y otros organismos morían, se hundían en el fondo, donde quedaban cubiertos por capas de lodo y arena. La compactación por las

capas superiores aumentaba la temperatura y la presión sobre estos restos orgánicos. En este ambiente sin oxígeno, la fermentación y otros procesos microbianos anaeróbicos transformaban los restos orgánicos en metano (CH_4), dióxido de carbono (CO_2) y diversos ácidos orgánicos, modificando significativamente la química de los suelos y del agua.

Desde la perspectiva geológica, el período de máximo depósito de carbón en la superficie terrestre se conoce como Carbonífero, que ocurrió entre 350 y 300 millones de años atrás. Durante este período, la vegetación experimentó una notable diversificación, dando origen a plantas sin semillas que crecían como árboles gigantescos, formando vastos bosques. En los océanos, un proceso similar tenía lugar, aunque con características distintas. Los restos de diminutas criaturas marinas, como algas y plancton, se hundían en las profundidades, donde quedaban compactados por el peso del agua y las rocas superiores. Con el paso de millones de años, la combinación de presión y calor transformaba estos restos en kerógeno, una sustancia que marca la etapa inicial en la formación del petróleo.

A diferencia de la respiración celular (que requiere oxígeno), la fermentación es una forma de obtener energía cuando no hay suficiente oxígeno disponible. La fermentación, y otros mecanismos anaeróbicos, resultaron esenciales para el inicio de la formación de los combustibles fósiles, incluyendo el carbón, el petróleo y el gas natural. Estos procesos químicos, que ocurrieron en ausencia de oxígeno, sentaron las bases para la creación de las principales fuentes de energía que la humanidad utilizaría millones de años después.

REACCIÓN 5. NEUTRALIZACIÓN ÁCIDO-BASE

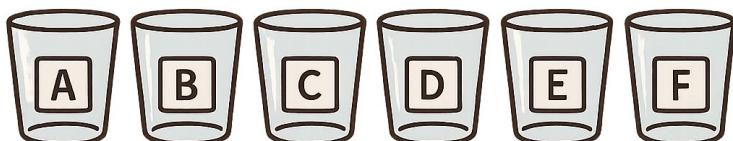
El agua de jamaica como indicador de pH

¿Te has puesto a pensar por qué ingieres un Alka-Seltzer® o bicarbonato de sodio cuando tienes exceso de acidez estomacal y por qué eructas tras la ingesta de estas sustancias? ¿Te has fijado que a veces el agua de jamaica mancha de azul y a veces de rojo? Realiza este experimento un día que haya agua de jamaica en tu casa.

Experimento 1

INGREDIENTES

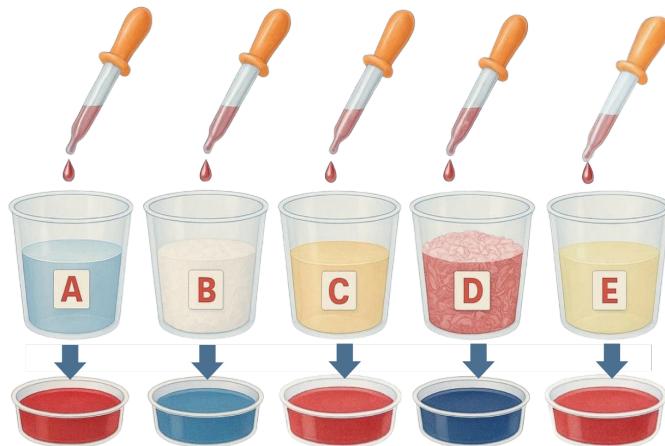
- 6 vasos pequeños transparentes etiquetados como A, B, C, D, E y F
- 2 goteros o popotes
- 5 cucharas
- Agua simple
- Agua de jamaica (con o sin azúcar)
- Bicarbonato de sodio
- Vinagre
- Jugo de limón
- Ralladura de jabón sólido
- Masking tape o etiquetas y un plumón



PROCEDIMIENTO

Parte A

1. En el vaso A coloca agua potable hasta la mitad de su capacidad.
2. En el vaso B coloca bicarbonato de sodio en cantidad equivalente a la punta de una cucharita. Agrega agua simple hasta la mitad del vaso y agita con una cuchara.
3. En el vaso C coloca una cucharadita de vinagre y agrega agua simple hasta la mitad de la capacidad del vaso. Agita con una cuchara.
4. En el vaso D coloca la ralladura de jabón (aproximadamente una cucharada sopera), agrega agua simple hasta la mitad y agita perfectamente hasta disolver lo más que se pueda.
5. En el vaso E coloca el jugo de un limón y agrega agua simple hasta la mitad de la capacidad del vaso. Agita con una cuchara.
6. Adiciona a cada uno de los vasos 10 gotas de agua de jamaica. Agita y observa.



Parte B

1. Coloca en el vaso F bicarbonato de sodio en cantidad equivalente a la punta de una cucharita. Agrega agua simple hasta la mitad del vaso, agita con una cuchara y adiciona 10 gotas de agua de jamaica.

2. Con ayuda de un gotero agrega, gota a gota, vinagre al vaso F y observa lo que sucede después de adicionar cada gota. Cesa la adición de vinagre en cuanto ya no observes cambio. Compara el color de la disolución de este vaso con la de los vasos anteriores y comenta con base en el color observado cuál mezcla se asemeja más al vaso F: la ácida del limón o básica del bicarbonato de sodio.

¿QUÉ PASÓ?

Parte A

En la siguiente tabla se muestran los resultados.

	Vaso A	Vaso B	Vaso C	Vaso D	Vaso E
Sustancia	Agua potable	Bicarbonato de sodio	Vinagre	Ralladura de jabón	Jugo de limón
Color después de añadir agua de jamaica	Rojo carmín intenso	Azul intenso	Rojo carmín menos intenso	Azul intenso	Rojo carmín menos intenso

Parte B

En el vaso F, al tener inicialmente disolución de bicarbonato de sodio, el agua de jamaica tornó el color a azul, pero al ir adiconando poco a poco el vinagre se observó que el color azul iba desapareciendo y se formaban burbujas debido al desprendimiento de un gas.

EXPLÍCALO

El concepto de pH se utilizó por primera vez en 1909 para identificar en una escala numérica entre 0 y 14 la cantidad de los iones de hidrógeno presentes en disolución acuosa para que, de manera sencilla y rápida, se identifique como una disolución:

ácida $0 \leq \text{pH} < 7$

neutra $\text{pH} = 7$

básica $7 < \text{pH} \leq 14$

Esta escala se utiliza en muchas cosas, en particular para saber si una sustancia es apta para el consumo humano o si representa un riesgo para los seres vivos de un ecosistema. En la siguiente tabla puedes encontrar el pH de las disoluciones de algunas sustancias al mezclarse con agua.

pH	Sustancia	Tipo
0	Ácido de batería	Muy ácido y peligroso para ser manipulado
1	Ácido gástrico	Muy ácido, capaz de ayudar a digerir alimentos
2	Jugo de limón, vinagre	Ácido y peligroso en caso de un consumo desmedido
4	Jugo de tomate	Ácido
5	Café negro	Ácido
6	Leche, Saliva	Ligeramente Ácido
7	Agua pura	Neutro
8	Agua de mar, huevos	Ligeramente alcalino
9	Bicarbonato de sodio	Ligeramente alcalino
10	Leche de magnesia	Alcalino, ayuda a combatir la acidez estomacal
11	Amoníaco	Alcalino y dañino para el organismo
12	Jabón	Alcalino
13	Blanqueador	Muy alcalino y peligroso
14	Sosa cáustica	Muy alcalino y peligroso para la piel



El extracto de jamaica es un indicador natural del nivel de acidez que hay en una disolución, esto quiere decir que al estar en medios ácidos presenta un color y al estar en medios básicos se observa de otro color. De esta manera decimos que hay un cambio de color (vire) al modificar un medio ácido en uno básico o viceversa [Nota 5.1](#).

Por ejemplo, el color rojo carmín del extracto de jamaica es evidencia de un pH neutro (pH = 7). En este sentido, el color se conservó cuando lo adicionamos al agua, lo que indica que este líquido es neutro. Sin embargo, el extracto de jamaica se tornó azul intenso al entrar en contacto con las disoluciones de bicarbonato de sodio y de jabón, lo cual nos indica su carácter básico (pH por encima de 7). Cuando el extracto de jamaica entró en contacto con el vinagre y el jugo de limón, el color rojo carmín se tornó menos intenso, tendiente a ocre, lo cual nos indica que se trata de ácidos (pH menores a 7).

En el vaso F, al tener inicialmente disolución de bicarbonato de sodio, el extracto de jamaica se tornó azul. Sin embargo, al ir adicionando poco a poco el vinagre, se observó que el color azul iba desapareciendo y que se desprendía un gas, que en este caso es dióxido de carbono. Este gas es responsable del eructo casi inmediato después de que ingerimos bicarbonato de sodio y que interactúa con el exceso de ácido en el jugo gástrico que hay en nuestro estómago. Es decir, el medio ácido se va neutralizando.

Al seguir adicionando vinagre hasta que ya no hubo efervescencia, se observó la persistencia del color rojo carmín o bermellón, lo cual nos indica que en este punto el pH ya no era ácido o básico, es decir, había una disolución neutra. Lo anterior se debe a que el vinagre es una disolución de ácido acético (CH_3COOH); éste reacciona con el bicarbonato de sodio (NaHCO_3) que forma disoluciones básicas. Una vez que reaccionan, generan acetato de sodio (CH_3COONa) que es una

sal, agua y dióxido de carbono.

Recuerda la información que te da su ecuación química

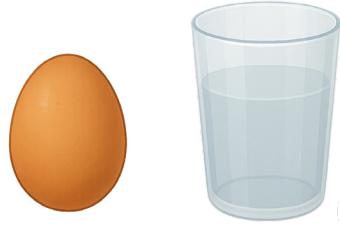


Un mol de bicarbonato de sodio (NaHCO_3) en estado acuoso reacciona con un mol de ácido acético (CH_3COOH) en estado acuoso, y produce un mol de acetato de sodio (CH_3COONa) en estado acuoso, un mol de agua en estado líquido y un mol de dióxido de carbono (CO_2) en estado gaseoso. La ecuación evidencia la ley de la conservación de la materia: "La materia no se crea ni se destruye, solo se transforma".

Experimento 2

INGREDIENTES

- 1 huevo
- 1 taza de vinagre
- 1 vaso de vidrio



PROCEDIMIENTO

Sumerge el huevo en el vinagre y déjalo allí por dos días. Notarás que la cáscara se ha disuelto en el vinagre, que es una disolución ácida porque tiene un pH por debajo de 7.



¿QUÉ PASÓ?

Observa cómo queda el huevo cuando su cáscara se ha disuelto completamente.

EXPLÍCALO

A este experimento se le conoce popularmente como "el huevo saltarín", ya que el carbonato de calcio (CaCO_3), que es el componente principal de la cáscara de huevo, reacciona con el ácido acético (CH_3COOH) presente en el vinagre y se disuelve dejando únicamente la membrana protectora del huevo que es elástica, entonces el huevo puede rebotar sin romperse. Esta reacción produce acetato de calcio $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ más agua (H_2O) y dióxido de carbono (CO_2) en estado gaseoso, que son las burbujas que observas durante la reacción.

La reacción química balanceada, o sea que tiene la misma cantidad de átomos en cada lado de la ecuación, es la siguiente:

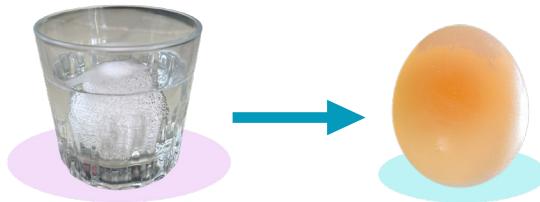


Figura 5.1. Disolución de la cáscara del huevo en ácido acético.

APLÍCALO EN TU VIDA

Como seguramente ya sabes, en el estómago se produce el jugo gástrico. Dicho jugo contiene en agua un ácido muy fuerte y agresivo llamado ácido clorhídrico (HCl), con una concentración de 0.5 % y un pH de 1.5-2.5. Este ácido, junto con otras sustancias como

cloruro de sodio, cloruro de potasio, agua y algunas enzimas como la pepsina y la renina, hace posible el proceso de digestión de los alimentos.

Cuando ingieres alimentos muy irritantes (típicos de nuestra comida mexicana rica en variedad de ingredientes), el estómago segregá un exceso de ácido clorhídrico generando la acidez estomacal, la cual debe ser neutralizada con una sustancia antagónica, es decir, una sustancia básica o de menor acidez. Para ello, debemos utilizar otras bases menos agresivas, como las que se encuentran en los antiácidos que comúnmente venden en las tiendas o farmacias, por ejemplo el bicarbonato de sodio, el Alka-Seltzer® o el Melox®, entre otras.

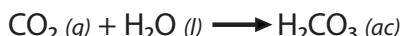
ENCUÉNTRALO EN LA HISTORIA DE LA TIERRA

Efecto de una Tierra sin casquetes polares

El pH influye en innumerables procesos químicos, biológicos y geológicos. Un ejemplo notable, que contiene a los tres, es la formación de la roca caliza, cuya composición química es carbonato de calcio (CaCO_3). Estas rocas predominan en la Sierra Madre Oriental (SMOr) y en la península de Yucatán, y se sabe que se formaron en mares cálidos poco profundos. En este ambiente, la fotosíntesis de organismos marinos consumió el CO_2 , elevando el pH, es decir, se volvió básico. Cuando el pH del sistema acuoso es alto, se promueve la precipitación de carbonato de calcio formando las rocas calizas. Por otro lado, si el pH es bajo, se favorece la disolución de CaCO_3 , esto se observa en el famoso sistema de cavernas en la SMOr y de cenotes en la península de Yucatán.

Durante el Cretácico, entre 145 y 65 millones de años atrás, la Tierra no contenía casquetes polares por lo que el nivel del mar había crecido

y los mares eran cálidos. Se piensa que el aumento de temperatura, que alcanzó un máximo terrestre hace 100 millones de años, se debió al aumento en la atmósfera del gas invernadero dióxido de carbono (CO_2) en la atmósfera. Cuando el CO_2 aumenta en la atmósfera, parte de este gas lo absorbe el mar, el cual con el agua (H_2O) forma ácido carbónico (H_2CO_3).



El ácido carbónico reacciona con el calcio que hay en el agua de mar liberando iones de hidrógeno y formando bicarbonato de calcio que conforma la roca caliza.



La presencia de CO_2 y otros gases en la atmósfera hace que también el agua de lluvia se vuelva ácida. Esta agua puede infiltrarse por las grietas de la roca caliza. En lugar de formar rocas, el agua ácida hace lo opuesto: ¡las disuelve! Este lento y constante proceso de disolución es el que ha tallado las cavernas que puedes visitar en la Sierra Madre Oriental y el que creó los asombrosos cenotes de la península de Yucatán, que son en realidad pozos formados por la disolución que exponen ríos subterráneos.

REACCIÓN 6. COMBUSTIÓN

¿Qué es lo que se libera en una combustión?

¿El cambio climático afecta la combustión a gran escala?

¿Te has preguntado alguna vez qué ocurre al encender la llama de nuestra estufa o la lumbre de una fogata? ¿Por qué podemos calentar nuestros alimentos o el agua para bañarnos a partir de la combustión de un gas como el “natural” o el licuado (LP)?

INGREDIENTES

En casa

- Parrilla o estufa
- Cerillos
- Tapa de cacerola de vidrio



Variante

- Cerillos o palillo (mondadientes)
- Encendedor
- Pedazo de vidrio



PROCEDIMIENTO

¡Atención! Si eres menor de edad deberás realizar este experimento bajo la supervisión de una persona adulta.

En casa

1. Enciende la llama de la estufa, prende un cerillo o un palillo de madera con esta llama. Distingue las características de la llama que se produce y anota tus observaciones.

2. Coloca el cerillo o el palillo encendido sobre una altura de más o menos 30 cm sobre el quemador apagado que está a lado del quemador encendido (Figura 6.1A).
3. Ahora acerca el cerillo o pajilla encendida sobre el quemador prendido y observa. ¿Qué sucede? ¿A qué se debe lo observado? (Figura 6.1B)
4. Coloca la tapa de vidrio sobre el quemador encendido, más o menos a una altura de 10 cm. ¿Qué se observa? ¿A qué se debe lo observado?

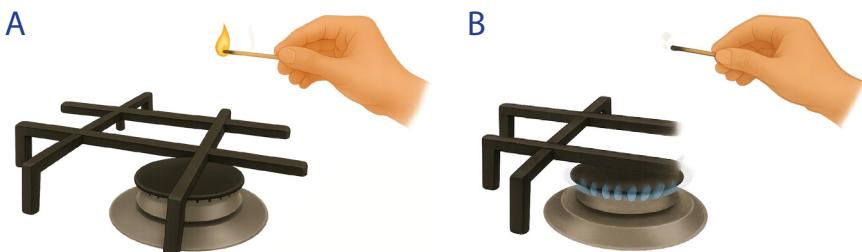


Figura 6.1. A) Sobre la hornilla apagada coloca el cerillo prendido. Notarás que sigue prendido, B) coloca el cerillo sobre la hornilla prendida, notarás que se apaga la flama.

Variante

1. Forma equipo con dos de tus compañeros o compañeras.
2. Un integrante del equipo tendrá a su cargo un encendedor y otra persona los cerillos.
3. Enciendan al mismo tiempo un cerillo y el encendedor; observen las características de las flamas que se generan: ¿son iguales o diferentes?
4. Apaguen el encendedor un momento para evitar que se caliente el mecanismo de ignición (parte metálica).
5. Una persona encenderá un cerillo y lo colocará a una altura de más o menos 10 cm sobre el encendedor apagado. ¿Qué se observa? ¿A qué se debe lo observado?
6. Ahora prende el encendedor, acerca el cerillo encendido (más o menos a unos 5 cm de altura) y observa. ¿Qué sucede? ¿A qué se

debe lo observado?

7. Coloca la tapa de vidrio sobre el quemador encendido más o menos a una altura de 10 cm. ¿Qué se observa? ¿A qué se debe lo observado?



¿QUÉ PASÓ?

La llama emitida por la estufa puede variar dependiendo de la cantidad de combustible que el aparato esté recibiendo, o bien de la cantidad de aire que pasa a través de las hornillas; de esta manera pueden observarse flamas azules, anaranjadas o amarillas. En el caso de la flama del encendedor y los cerillos se pueden observar principalmente tonalidades anaranjadas y amarillas.

Por otro lado, cuando pasamos el cerillo encendido, ya sea sobre el quemador de la estufa o el encendedor, ambos apagados, el cerillo se mantuvo encendido. Sin embargo, al pasarlo encima de la flama, el cerillo se apaga. Coloca la tapa de vidrio sobre la hornilla recién

apagada, observarás que se forman gotitas de agua en ella.

EXPLÍCALO

La combustión

- a. La combustión requiere un combustible, el gas en este experimento, sustancia capaz de desprender energía al oxidarse. El combustible almacena gran cantidad de energía potencial contenida en los enlaces entre sus átomos qué en la combustión se libera en forma de energía calorífica (se eleva la temperatura del medio), sonora (puede haber crepitación), luminosa (se observa una flama) o alguna otra forma de energía.
- b. La combustión necesita un comburente, sustancia oxidante que favorece la combustión (en la mayoría de los casos es el oxígeno presente en el aire).
- c. La combustión es una reacción de oxidación-reducción en la cual el oxígeno (O_2), presente en el aire, oxida a un combustible (como gas, gasolina, alcohol, etc.).
- d. Cuando las condiciones son las adecuadas para que la reacción dé lugar sólo a la formación de dióxido de carbono (CO_2), agua (H_2O) y energía se le conoce como una combustión completa.
- e. Se da una combustión incompleta cuando la relación aire/combustible (oxígeno/n-butano) no es adecuada para que reaccionen el combustible y el comburente; en consecuencia, se forman dióxido de carbono (CO_2), monóxido de carbono (CO), carbono (C), agua (H_2O) y energía (E).
- f. El dióxido de carbono (CO_2) es una sustancia que se utiliza como extintor de incendios, ya que tiene la capacidad de sofocar o apagar el fuego, esto debido a que no es un buen comburente y al ocupar el espacio del oxígeno no permite que ocurra la

combustión, por eso al acercar la flama del cerillo a la hornilla prendida la flama del cerillo se apaga, debido a la presencia del CO₂ generado por la flama de la hornilla.

g. Las reacciones de combustión de hidrocarburos son exotérmicas, es decir, liberan más energía calorífica de la que consumen.

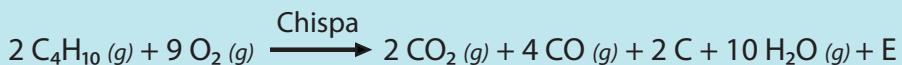
Recuerda la información que te da su ecuación química

A. Combustión completa



2 moléculas de n-butano en estado gaseoso reaccionan con 13 moléculas de oxígeno en estado gaseoso, dando lugar a la formación de 8 moléculas de dióxido de carbono y 10 moléculas de agua en estado gaseoso; el agua se hace notable al condensarse en la tapa de cristal fría. Además, este proceso libera más energía de la que consume, ya que inicialmente tuvo que ocurrir un chispazo o el acercamiento de una flama para comenzar la combustión del gas. Este exceso de energía generada se percibe como energía lumínica (flama) y térmica que provoca que en los alrededores suba su temperatura, y por eso podemos cocinar con ese calor generado.

B. Combustión incompleta



2 moléculas de n-butano en estado gaseoso reaccionan con 9 moléculas de oxígeno en estado gaseoso, dando lugar a la formación de 2 moléculas de dióxido de carbono, 4 moléculas de monóxido de carbono, 2 átomos de carbono y 10 moléculas de agua, todas ellas en estado gaseoso; para ello, la condición de reacción fue la energía que se le dio al sistema, la cual generó más energía seguramente de tipo luminoso y calorífico. Vale la pena mencionar que el carbón

generado es el que percibimos como hollín y por eso es que muchas ollas van adquiriendo pequeñas capas negras en sus oquedades.

Ambas ecuaciones evidencian la ley de la conservación de la materia: "la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma".

APLÍCALO EN TU VIDA

La importancia de las reacciones de combustión en nuestro hogar se puede ver en varios aspectos; uno de ellos es la liberación de energía calorífica, que aprovechamos en la cocina para calentar alimentos, hornear un pastel, cocinar y calentar agua para bañarnos, entre otras cosas.

Cuando hay un incendio debemos considerar el **tetraedro del fuego** (Figura 6.2), que muestra los elementos que en conjunto provocan o mantienen las llamas: combustible, comburente, energía y reacción en cadena.

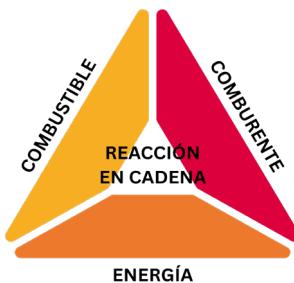


Figura 6.2. Tetraedro del fuego (tomado de <https://online.maelf.com/lessons/28-tetraedro-de-fuego-2/?v=bc0e342a57a0>, el 26 de agosto 2025).

Seguramente alguna vez, al calentar las tortillas, se te olvidaron en el comal y se empezaron a quemar, por lo que percibiste el olor a quemado y viste en algunas zonas puntos rojos (puntos de ignición), además de la emanación de humo negro. Si piensas en los componentes del tetraedro del fuego, tenemos que el combustible es

la tortilla, el comburente es el oxígeno presente en el aire, la chispa de energía proviene de la flama de la estufa. La reacción en cadena es evidente cuando quites la tortilla del comal, ésta seguirá quemándose debido a que los carbohidratos presentes han adquirido la energía suficiente para que ocurra la combustión; es decir, el proceso de quemado se volvió autosuficiente.

ENCUÉNTRALO EN LA HISTORIA DE LA TIERRA

La combustión y el cambio climático actual

Uno de los ejemplos de combustión más llamativos y peligrosos son los incendios forestales. Los incendios recientes en Los Ángeles, California (2025), son especialmente famosos por la conjunción de diversos factores: los vientos de Santa Ana, secos y de gran velocidad, la vegetación seca por falta de lluvia, la construcción de viviendas en zonas que naturalmente arden con frecuencia, y el cambio climático que contribuye a sequías más prolongadas e intensas.

Los incendios forestales son tanto un síntoma como un acelerador del cambio climático. Crean un círculo vicioso: el clima más cálido y seco aumenta el riesgo y la intensidad de los incendios, y a su vez, los incendios liberan más gases de efecto invernadero y alteran los ecosistemas de maneras que refuerzan aún más el calentamiento global.

Durante un incendio forestal, el combustible primario suele ser vegetación pequeña y seca, como pastizales o arbustos; el comburente es el oxígeno del entorno, y la energía inicial suele provenir de brasas, colillas de cigarrillo o vidrio que concentra la energía solar en un punto. Una vez que un poco de vegetación comienza a arder, proporciona la energía necesaria para que la vegetación contigua se prenda cerrando un ciclo en el que

mientras más viento y vegetación seca exista, mayor energía se desprenderá. A mayor energía, mayor cantidad de objetos podrán quemarse. Esta es la reacción en cadena que vuelve tan difícil sofocar un incendio forestal, que es muy abundante en maderas y otros elementos que son combustibles.

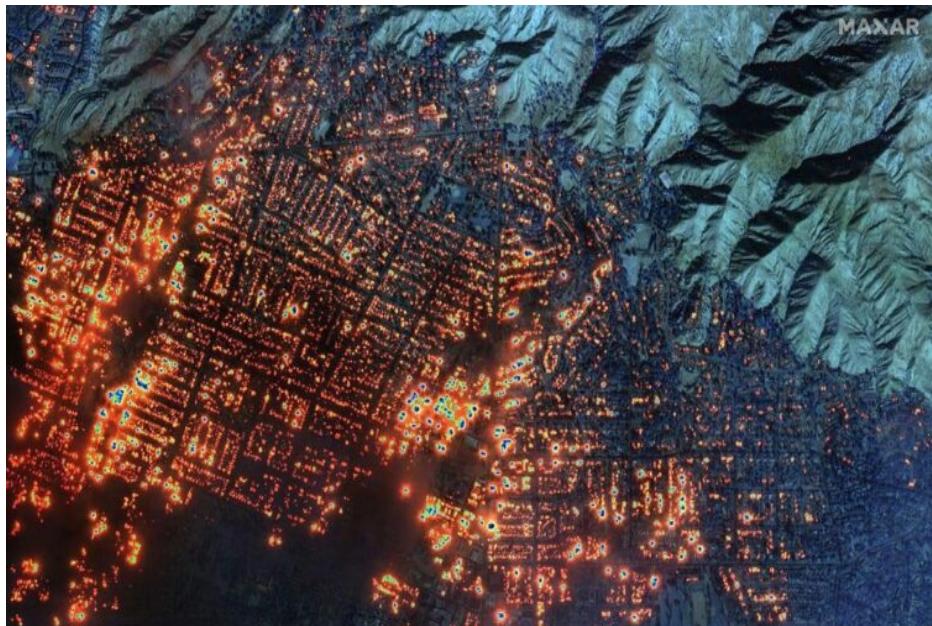


Figura 6.3. Imagen satelital del incendio de California, tomado de <https://www.liderempresarial.com/estas-son-las-zonas-afectadas-por-los-incendios-en-california-en-2025/>

REACCIÓN 7. LAS ENDOTÉRMICAS Y EXOTÉRMICAS

Cuando tienes la oportunidad de acampar es común que por las noches se haga una fogata y te acerques con una vara bombones para flamearlos. Antes de comerlos, seguro soplas un poco para evitar quemarte y saborearlos a gusto. ¿Sabes cómo se genera el calor que calienta a los bombones?

INGREDIENTES

- Agua
- Vinagre
- Bicarbonato de sodio
- Cloruro de calcio
- 4 vasos pequeños
- 2 jeringas o un contenedor de medicina de 10 ml
- 2 Cucharas
- 1 Taza medidora de 250 ml



Experimento 1

PROCEDIMIENTO

1. Retira la aguja de las jeringas con mucho cuidado; si eres menor de edad pide apoyo a una persona adulta.
2. Con ayuda de la jeringa, agrega 10 ml de vinagre en dos vasos pequeños de plástico. Puedes usar también un vasito contenedor de medicina de 10 ml.

3. A uno de los vasos con vinagre adiciona una cucharada rasa de bicarbonato de sodio.
4. Toma ambos vasos y percibe su temperatura con tus manos.
5. Anota tus observaciones.

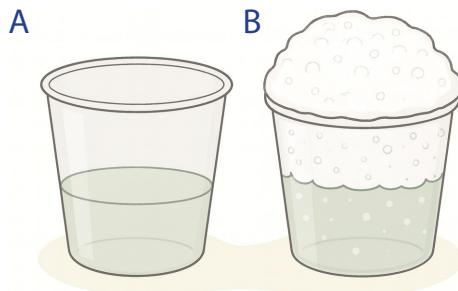


Figura 7.1. A) Vinagre; B) vinagre con bicarbonato de sodio.

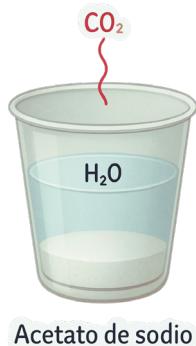


Figura 7.2. Producto del Experimento 1.

Experimento 2

PROCEDIMIENTO

1. Prepara una disolución de bicarbonato de sodio: agrega agua en la taza medidora hasta 65 ml, posteriormente agrega media cucharada de bicarbonato de sodio y agita hasta su disolución.
2. Con ayuda de la jeringa agrega 10 ml de la disolución de bicarbonato de sodio en cada uno de los otros vasos pequeños.
3. En uno de ellos vacía una cucharadita de cloruro de calcio.

4. Toma ambos vasos y percibe su temperatura con tus manos.

5. Anota tus observaciones.

¿QUÉ PASÓ?

En el Experimento 1 de esta reacción pudiste observar que al mezclar el vinagre con el bicarbonato de sodio se presentó una efervescencia debido a la liberación del gas. Asimismo, se percibió un descenso en la temperatura con respecto al vaso que sólo tenía el vinagre.

En el caso del Experimento 2 de esta reacción se observa una mezcla heterogénea, ya que se forma un sólido que queda en el fondo al combinar la disolución de bicarbonato de sodio con el cloruro de calcio; además, al tocar el vaso se sintió más caliente debido a un aumento de su temperatura, en comparación con el vaso que únicamente contenía la disolución de bicarbonato de sodio.

EXPLÍCALO

En el Experimento 1, al mezclar la disolución de bicarbonato de sodio (NaHCO_3) con el vinagre, el cual es una disolución de ácido acético (CH_3COOH), se llevó a cabo una reacción química que dio como productos acetato de sodio (CH_3COONa), agua (H_2O) y dióxido de carbono (CO_2); lo anterior se representa con la siguiente ecuación química:

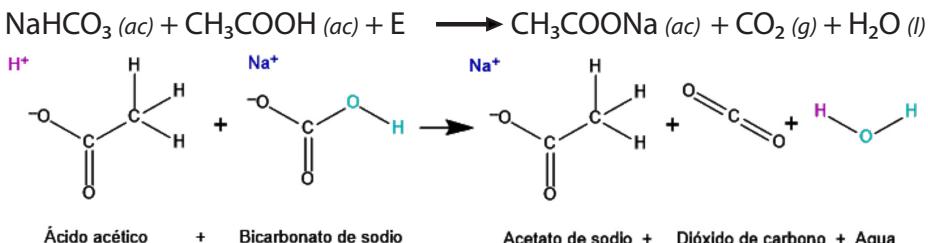
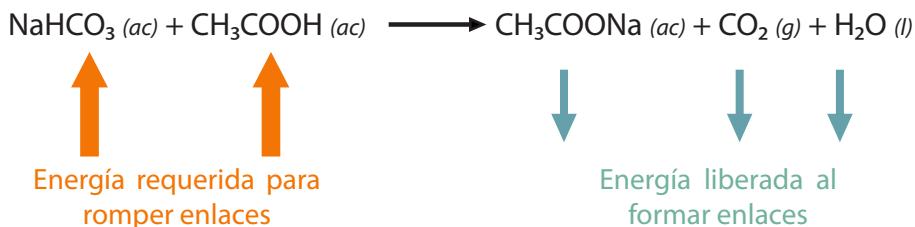


Figura 7.3. Reacción del Experimento 1 mostrando los enlaces que se rompen en los reactivos para formar los productos. Algunos compuestos se disocian en solución acuosa por lo que el H^+ y el Na^+ se muestran como iones separados.

Debido a la formación del dióxido de carbono se observó la generación de gas, dando lugar a una efervescencia que culminó al agotarse los reactivos. Aunado a lo anterior, seguro te percataste de que el vaso con la mezcla se sintió más frío que el que tenía solamente vinagre. El enfriamiento nos dice que la disolución perdió calor, una forma de energía, debido al rompimiento y formación de enlaces químicos. [Nota 7.1](#)

Las reacciones, desde el punto de vista macroscópico (el mundo observable), pueden clasificarse con base en el balance de energía en: **endotérmicas** (necesitan más energía de la que liberan para llevarse a cabo y usualmente la toman del medio que les rodea) y **exotérmicas** (liberan más energía de la que requieren y usualmente la transfieren al medio que les rodea).

En el Experimento 1, la energía que se requiere para romper los enlaces que forman los reactivos es mayor que la energía que se libera al formar los enlaces de los productos, por eso percibiste que el vaso se enfrió. Esto se muestra a continuación.



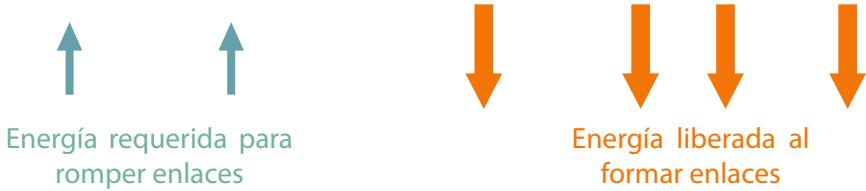
Por lo tanto, se tiene una **reacción endotérmica**, que requirió más energía de la que liberó y la obtuvo del entorno (del agua donde ocurre la reacción); por esto se agrega energía (E) en el lado izquierdo de la ecuación química.

En el Experimento 2, al mezclar la disolución de bicarbonato de sodio (NaHCO_3) con el cloruro de calcio (CaCl_2) se llevó a cabo una reacción química que dio como productos carbonato de calcio (CaCO_3), cloruro de sodio (NaCl), agua (H_2O) y dióxido de carbono (CO_2).



El sólido que observaste en el fondo del vaso es el carbonato de calcio que es insoluble en agua y al ser producto de la reacción recibe el nombre de precipitado (pp).

Asimismo, pudiste sentir que el vaso tenía mayor temperatura que el otro que tenía sólo la disolución de bicarbonato de sodio. Esto fue porque la energía que requieren los reactivos para romper los enlaces es menor a la energía que se libera al formar los enlaces en los productos.^{Nota 7.1}



Por lo tanto, se tiene una **reacción exotérmica**, en la que se liberó más energía de la que se requirió en el proceso y esta energía se transfirió a los alrededores (el agua de la reacción), por esto se escribe la Energía está del lado derecho de la ecuación.

Recuerda la información que te da su ecuación química

Experimento 1



Un mol de bicarbonato de sodio reacciona con un mol de ácido acético en un medio acuoso y produce un mol de acetato de sodio en estado acuoso, un mol de agua y un mol de dióxido de carbono en estado gaseoso. Es una reacción endotérmica ya que la energía está del lado de los reactivos.

Experimento 2



2 moles de bicarbonato de sodio reaccionan con un mol de cloruro de calcio en un medio acuoso y producen un mol de carbonato de calcio en estado sólido (s), 2 moles de cloruro de sodio en estado acuoso (ac), un mol de agua líquida (l) y un mol de dióxido de carbono en estado gaseoso (g). Es una reacción exotérmica porque la energía está del lado de los productos.

El número de moles igual en los dos lados evidencia la ley de la conservación de la materia “la materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma”.

APLÍCALO EN TU VIDA

En una noche clara y fresca en la que te reúnes alrededor de una fogata con tus amigos, tomas una vara para calentar un bombón en el extremo y lo acercas al fuego. Al principio, el bombón está frío y sólido pero poco a poco, a medida que se va aumentando su temperatura, empieza a derretirse y a dorarse, liberando un aroma dulce que te hace saborearlo.

Lo anterior se debe a una serie de reacciones químicas: la leña en la fogata se quema y con ello se llevan a cabo reacciones de oxidación de los compuestos orgánicos, las cuales liberan gran cantidad de energía en forma de calor, es decir, se trata de reacciones exotérmicas. Los bombones absorben el calor y cambian de estado, pasando de sólido a líquido y finalmente se caramelizan.



Al igual que en las reacciones exotérmicas (combustión) y endotérmicas (fotosíntesis) que exploramos anteriormente, los procesos en la fogata nos muestran cómo el calor puede liberarse o ser absorbido dependiendo del punto de vista del observador, pero es muy importante notar que la energía que se genera en un lugar debe ser depositada en otro lugar, a eso se le conoce como la ley de la conservación de la energía. La magia de las reacciones químicas no solo reside en su presencia en la vida cotidiana, sino en la forma en que ellas explican el mundo que nos rodea, transformando un simple bombón en una experiencia sensorial que despierta nuestros sentidos. Así que, al disfrutar de tu bombón asado, recuerda que la química está trabajando en cada momento, haciendo posible este pequeño pero delicioso experimento de la vida cotidiana.

ENCUÉNTRALO EN LA HISTORIA DE LA TIERRA

Ejemplos de reacciones químicas endotérmicas y exotérmicas son la fotosíntesis y la combustión, respectivamente, ambas descritas en este libro. Las dos han moldeado profundamente la historia de nuestro planeta. La fotosíntesis, por un lado, desencadenó el Gran Evento de Oxidación. Este fenómeno alteró drásticamente la composición química de los océanos y la atmósfera, oxigenando el ambiente y permitiendo así la evolución de organismos mucho más complejos que los que existían en un entorno anaeróbico. Por otro lado, la combustión, un proceso que libera energía de forma exotérmica, se manifiesta hoy de manera preocupante en los grandes incendios forestales, intensificados por el cambio climático.

COROLARIO

Todas las reacciones mostradas aquí han estado presentes a lo largo de la historia de la vida en la Tierra. En este libro hemos presentado las reacciones por medio de experimentos llevados a cabo en la clase de Química de la Escuela Nacional Preparatoria de la UNAM, para que puedas entenderlos sensorialmente. Hemos comentado su aplicación en la cocina para que entiendas cómo la química interviene en la preparación de alimentos, y por último hemos incorporado la gran importancia que estas reacciones han tenido en la evolución de la vida. Te hemos enseñado cómo se usa un diferente lenguaje para mostrar los símbolos de los elementos químicos a manera de receta de cocina; mostramos cómo al unirse dos o más átomos forman compuestos que puede reaccionar con otro para formar nuevos productos. En estas ecuaciones químicas, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos, es decir, se debe respetar la ley de la conservación de la materia “La materia no se crea ni se destruye, solo se transforma”. Al final, para mostrarte la ley de la conservación de la energía mostramos un modelo molecular con los tipos de enlaces. Estas reacciones pueden ser llevadas a cabo con materiales fáciles de conseguir fuera del laboratorio y te ayudarán a entender cómo ha cambiado la química de los océanos, de la tierra firme y de la atmósfera, impulsando el desarrollo de organismos cada vez más complejos. La Tierra tiene 4500 millones de años y tuvieron que pasar aproximadamente mil millones de años para que aparecieran los primeros organismos celulares. Hace poco más de 400 millones de años, a partir del cambio a una atmósfera rica en oxígeno, la creación de la capa de ozono permitió la vida fuera de los océanos y a partir del Cámbrico se expandió en complejidad hasta nuestros días.

BIBLIOGRAFÍA

- Almeraya, É. y Sánchez, E. (2015). Adaptaciones fotosintéticas en las plantas para mejorar la captación del carbono. Ciencia, 66(4), 72-79. https://www.revistaciencia.amc.edu.mx/images/revista/66_4/PDF/AdaptacionesFotosinteticas.pdf
- Bernal, O. (2014). Fermentación. Portal Académico del CCH, UNAM. <https://portalacademico.cch.unam.mx/alumno/biologia1/unidad2/fermentacion>
- Curtis, H., Barnes, N., Schnek, A. y Massarini, A. (2022). Curtis. Biología. Editorial Médica Panamericana.
- Fessenden, R. J. y Fessenden, J. S. (1983). Química Orgánica. Grupo Editorial Iberoamérica.
- Garritz, A. y Chamizo, J. (2009). Tú y la Química. Prentice Hall.
- Google. (2025). Gemini 2.5 Flash [Large language model]. <https://gemini.google.com>
- Guevara, E. y Jiménez, V. (1998). Manual de laboratorio. Principios y aplicaciones de la Fisiología vegetal. Universidad de Costa Rica.
- Hein, M. y Arena, S. (2005). Fundamentos de Química. Thomson Editores.
- Liu, A. (2 de febrero de 2023). Mejorar la fotosíntesis para luchar contra el cambio climático. Instituto de Genómica Innovadora. <https://innovativegenomics.org/es/noticias/fotos%C3%ADntesis-cambio-clim%C3%A1tico-2023/>
- Mc Murry, J. (2018). Química Orgánica. CENGAGE learning.
- McKee, T. y Makee J. (2003). Bioquímica. La base molecular de la vida. McGraw Hill.
- Microsoft. (2025). Copilot. [Large language model]. <https://copilot.microsoft.com>
- Olivas, E. y Alarcón, L. R. (2004). Manual de prácticas de Microbiología básica y Microbiología de alimentos. Programa de nutrición. Universidad Autónoma de Ciudad Juárez.

- Phillips, J., Strozak, V., Wistrom, C. y Zike, D. (2012). Química. Conceptos y aplicaciones. McGraw Hill.
- Phind AI (2025). Phind-70B. [Large language model]. <https://www.phind.com>
- Risley J. (1996). An organoleptic Laboratory experiment. *Journal of Chemical Education*, 73(12), 1181-1182. <https://doi.org/10.1021/ed073p1181>
- TeachEngineering (29 de junio de 2020). Bubbling Plants Experiment to Quantify Photosynthesis. <https://www.youtube.com/watch?v=B3-16GVWfe0>
- Garrido-Pertierra, A., Teijón-Rivera, J. M., Blanco-Gaitán, D., Villaverde-Gutierrez, C. Mendoza-Oltas, C. y Ramirez-Rodrigo, J. (2018). Fundamentos de Bioquímica Estructural. Editorial Tébar.
- Wade P., Rutkowsky S. y King D. (2006). A simple combinatorial experiment based on Fischer Esterification. *Journal of Chemical Education*, 86(6), 927-928. <https://doi.org/10.1021/ed083p927>
- Wright, S. (2002). Tick Tock, a Vitamin C Clock. *Journal of Chemical Education*. 79(1), 40A-40B. <https://doi.org/10.1021/ed079p40>

NOTAS

Nota 1.1. Nomenclatura química. Cada elemento químico de la materia está definido por el número de protones que contiene en su núcleo. Su símbolo fue definido por Jöns Jacob Berzelius en la primera década del siglo XIX y fue aceptado por toda la comunidad científica. Cada símbolo está representado por una o dos letras derivadas de su nombre en latín, griego o árabe; la primera está en mayúscula y la segunda, cuando es el caso, en minúsculas. El nombre deriva de alguna propiedad, nombre de su descubridor, e incluso el nombre de la ciudad o país donde se descubrió. El subíndice indica la cantidad de átomos de ese elemento específico que están presentes en la fórmula de una sustancia.

Nota 2.1. Una sustancia oxidante es como una 'ladrona' de electrones. Su objetivo es robar electrones a otras moléculas, lo que las hace cambiar y reaccionar. Imagina una sustancia oxidante como un 'imán de electrones'. Siempre está buscando electrones para atraerlos y quitárselos a otras sustancias. Cuando esto sucede, la sustancia a la que le quitaron los electrones se oxida.

Nota 2.2. Anaeróbico y aeróbico. Para entender el concepto de un proceso en ausencia de oxígeno, piensa en el ejercicio físico. Las actividades de alta intensidad y corta duración, como el levantamiento de pesas, la gimnasia y los saltos, no requieren un suministro constante de oxígeno a los músculos y se denominan anaeróbicas. Por otro lado, las actividades de menor intensidad y mayor duración, como correr y nadar, sí requieren un suministro constante de oxígeno y se denominan aeróbicas.

Nota 3.1. Diferencia entre mezcla y disolución. Una mezcla es una combinación que puede ser homogénea o heterogénea. En una mezcla heterogénea se pueden distinguir los componentes originales (como el arroz con frijoles o la arena en agua); mientras

que en una mezcla homogénea sus componentes no se distinguen, éste es el caso de las disoluciones, ya que los componentes se encuentran dispersos de manera uniforme y ya no son visibles por separado (como el azúcar disuelto en agua o la sal en la sopa).

Nota 3.2. Ion. En la tabla periódica se presentan los elementos en su estado basal, que es cuando los átomos tienen la misma cantidad de electrones (partículas con carga negativa) y de protones (partículas con carga positiva) por lo que su carga es cero y se dice que son neutros porque sus cargas de protones y electrones están balanceadas. Si un átomo neutro gana o pierde electrones tendrá una carga y se le llamará ion. Si el átomo gana uno o más electrones adquiere carga negativa y se denomina anión, pero si pierde electrones adquiere carga positiva y se denomina catión.

Nota 5.1. ¿Por qué el extracto de jamaica es un indicador pH? Se debe a que al cambiar el pH tienen lugar reacciones ácido-base formando compuestos de distinto color. En la savia vacuolar de las células vegetales están presentes las antocianinas, pigmentos vegetales solubles en agua responsables de los colores azul, morado, rojo y naranja que observamos en el mundo vegetal.

Nota 7.1. Toda reacción química se puede resumir en dos pasos fundamentales: a) Rompimiento de enlaces: se debe suministrar energía para romper los enlaces que mantienen unidos a los átomos en las moléculas de los reactivos. b) Formación de enlaces: se libera energía cuando se forman los nuevos enlaces para crear las moléculas de los productos. La clave está en entender esta regla de oro:

- Romper un enlace SIEMPRE requiere energía.
- Formar un enlace SIEMPRE libera energía.

Cuando se libera más energía de la que se requiere es un proceso exotérmico, cuando se requiere más energía de la que se libera es un proceso endotérmico.

AGRADECIMIENTOS

Queremos agradecer al PAPIME-DGAPA por su continuo apoyo a lo largo de más de 12 años para la construcción de la colección "Experimentos simples para entender una Tierra Complicada". Este libro es el número 9 de esta colección y se elaboró con el proyecto PE102924. Queremos agradecer los arbitrajes rigurosos de los Dres. Mario Villalobos Peñalosa, Claudia Alejandra Ponce, Marina Vega González y del M. en C. Luis Peña Cruz. También apreciamos las discusiones amplias con los Dres. Dante Morán Zenteno, Demetrio Santamaría, Ángel F. Nieto Samaniego, Juan Pablo Bernal Uruchurtu y la Dra. Ma. Teresa Orozco sobre el enfoque de las reacciones químicas en la historia de la Tierra. Este libro forma parte de los proyectos Cadena por la Ciencia y 4 Miradas por la Ciencia, cuyas responsables son, respectivamente, las Dras. Susana A. Alaniz Álvarez y Yadira Alma Hadassa Hernández Pérez.

ACERCA DE LOS AUTORES

M. en D. Catalina Carmona Téllez

Nació el 1 de diciembre de 1970 en la Ciudad de México, es profesora Tiempo Completo Titular B Definitiva del colegio de Química de la Escuela Nacional Preparatoria (ENP) de la Universidad Nacional Autónoma de México (UNAM). Imparte las asignaturas de Química III y Química IV del área II, Ciencias Químico-biológicas y de la Salud, en el plantel 5 "José Vasconcelos" de la ENP. Estudió la licenciatura de Química de Alimentos en la Facultad de Química de la UNAM y posteriormente se graduó de la Maestría en Docencia en la Universidad Latina. Es coautora de siete libros de texto dirigidos a estudiantes de bachillerato, así como de cinco guías de estudio para la ENP encaminadas a las asignaturas de Química III y Química IV del área

II. Es miembro del Colegio de Mujeres Profesionistas del Bachillerato de la UNAM desde el 2000 y a partir del 2014 integrante de la mesa directiva. Asimismo, es miembro de la Sociedad Química de México, A.C. desde el 2007. En sus tiempos libres goza de la danza, actividad que practica desde su época preparatoria, de igual forma la natación es otra de sus actividades favoritas.

José Martín Panting Magaña

Nació el 04 de diciembre de 1969 en Fairfield California, EEUU. Es profesor Titular C de Tiempo Completo en la Escuela Nacional Preparatoria y Profesor de Asignatura A definitivo en la Facultad de Química de la UNAM. Estudió las licenciaturas de Química en la Facultad de Química de la UNAM y la licenciatura de Matemáticas en la Facultad de Ciencias, también de la UNAM. Posteriormente estudió la maestría en Química Farmacéutica (UNAM), Maestría en Educación (UNID), Doctorado en Educación (CESE) y actualmente está realizando el Posdoctorado en Educación (CESE). A la par realizó el ciclo propedéutico de instrumentista: Clavicémbalo (clavecín) en la Facultad de Música de la UNAM, estudios superiores de órgano y clavicémbalo en la Academia Mexicana de Música Antigua para Órgano y actualmente está inscrito en el curso regular de Música Litúrgica en el Conservatorio "José Guadalupe Velázquez" de Querétaro. Como pasatiempo practica lucha olímpica a nivel amateur con participación tanto en encuentros nacionales como internacionales.

Eduardo Méndez Martínez

Es Profesor de Asignatura A definitivo en el nivel preparatoria y Asignatura interino en el nivel Iniciación Universitaria, ambos en la Escuela Nacional Preparatoria. Estudió la licenciatura en Química y la Maestría en Ciencias Químicas en la Facultad de Química de la UNAM. Ha tomado cursos de actualización pedagógica que involucran el uso de las TIC en la enseñanza de las ciencias. Tiene gusto por las artes: música, danza folclórica, cine, teatro y literatura.

Susana Alicia Alaniz Álvarez

Nació en la ciudad de Guadalajara; Jal., en 1958. Obtuvo la licenciatura en Ingeniería Geológica por la UNAM, la Maestría en Ciencias y el Doctorado en Ciencias de la Tierra por la misma institución. Es Investigadora Titular "C" en el Instituto de Geociencias de la UNAM, se especializa en zonas de cizalla de larga vida y recientemente en la enseñanza de ciencias en educación básica y media. Es miembro de la Academia Mexicana de Ciencias (desde 2000), Académica de número de la Academia de Ingeniería (desde 2002), y actualmente es Investigadora Emérita por el Sistema Nacional de Investigadores e Investigadoras. Ha publicado más de cien trabajos revisados por pares que incluyen artículos científicos, capítulos de libros, programas de cómputo, mapas, entre otros. Ha recibido más de mil citas a sus trabajos. Fue Editora en jefe de la Revista Mexicana de Ciencias Geológicas (2005-2012), y es autora de libros científicos para niños y jóvenes.



“Experimentos simples para entender una Tierra Complicada. 9. Recetas de reacciones químicas que cambiaron la historia de la Tierra” fue editado por el Instituto de Geociencias de la Universidad Nacional Autónoma de México el 15 de octubre del 2025. Las fuentes utilizadas son Myriad Variable Concept en el cuerpo de texto y Carlisle en la portada. El cuidado de la edición estuvo a cargo de Ilse Elbjorn Flores.



¿Y si pudieras recrear en casa los experimentos que cambiaron la ciencia? La colección «Experimentos simples para entender una Tierra Complicada», que se basa en los diez experimentos más bellos de la historia, te invita a hacerlo.

En esta novena entrega, viajamos a los orígenes de la vida misma. Dejamos por un momento la física para sumergirnos en la química que esculpió nuestro planeta. A través de sencillos experimentos, entenderás las poderosas reacciones globales que transformaron los océanos y la atmósfera, un cambio esencial que permitió a los seres vivos volverse más y más complejos. Prepárate para descubrir la química que hizo posible nuestra existencia.

Libros de esta colección:

1. La presión atmosférica y la caída de los cuerpos
2. La luz y los colores
3. ¡Eureka! Los continentes y los océanos flotan
4. El clima pendiendo de un hilo
5. La Tierra y sus ondas
6. La medición de la Tierra
7. La edad de la Tierra
8. ¡A la Carga! Experimentos de electricidad y magnetismo
9. Recetas de reacciones químicas que cambiaron el mundo

La colección completa la puedes descargar de la página web del Instituto de Geociencias, UNAM: <http://www.geociencias.unam.mx>