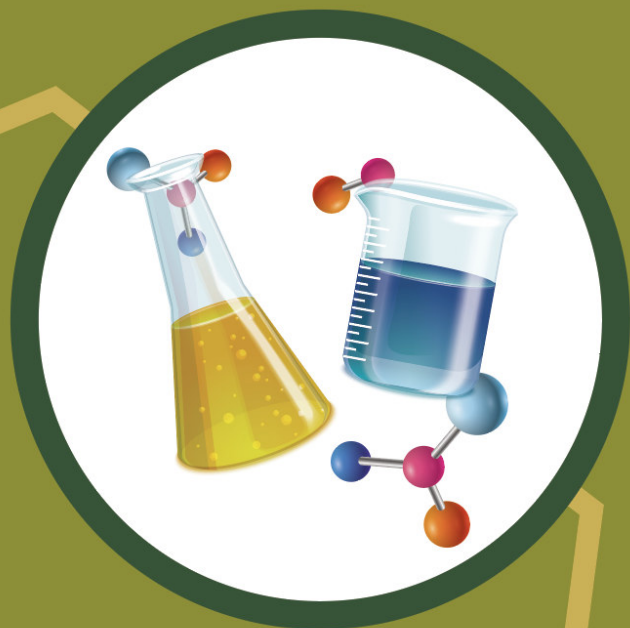




Universidad Autónoma
del Estado de México



Aplicaciones de la Química

Libro de texto basado en competencias

Blanca Esther Benhumea Rangel · José Manuel Romero Esquivel
Claudia Rayón Enríquez · Carmina Clemente Lechuga
Leticia Gómez Contreras · Fernando Becerril Morales
Verónica Rubí Arriaga · Gerardo Enciso Prado

6°
Semestre

Aplicaciones de la Química

Libro de texto basado en competencias

DIRECCIÓN DE PUBLICACIONES UNIVERSITARIAS
Editorial de la Universidad Autónoma del Estado de México

Doctor en Ciencias e Ingeniería Ambientales
Carlos Eduardo Barrera Díaz
Rector

Doctora en Humanidades
María de las Mercedes Portilla Luja
Secretaria de Difusión Cultural

Doctor en Administración
Jorge Eduardo Robles Alvarez
Director de Publicaciones Universitarias

Doctora en Investigación Educativa
Eva Lilia García Escobar
Directora de Estudios de Nivel Medio Superior

Aplicaciones de la Química

Libro de texto basado en competencias

Blanca Esther Benhumea Rangel
José Manuel Romero Esquivel
Claudia Rayón Enríquez
Carmina Clemente Lechuga
Leticia Gómez Contreras
Fernando Becerril Morales
Verónica Rubí Arriaga
Gerardo Enciso Prado



Primera edición, febrero 2022

APLICACIONES DE LA QUÍMICA

Libro de texto basado en competencias

Autores

Blanca Esther Benhumea Rangel

Plantel "Cuauhtémoc", de la Escuela Preparatoria de la UAEM

José Manuel Romero Esquivel

Plantel "Cuauhtémoc", de la Escuela Preparatoria de la UAEM

Claudia Rayón Enríquez

Plantel "Ignacio Ramírez Calzada", de la Escuela Preparatoria de la UAEM

Carmina Clemente Lechuga

Plantel "Dr. Ángel Ma. Garibay Kintana", de la Escuela Preparatoria de la UAEM

Leticia Gómez Contreras

Plantel "Dr. Ángel Ma. Garibay Kintana", de la Escuela Preparatoria de la UAEM

Fernando Becerril Morales

Plantel "Dr. Pablo González Casanova", de la Escuela Preparatoria de la UAEM

Verónica Rubí Arriaga

Plantel "Nezahualcóyotl", de la Escuela Preparatoria de la UAEM

Gerardo Enciso Prado

Plantel "Texcoco" de la Escuela Preparatoria de la UAEM

Universidad Autónoma del Estado de México

Av. Instituto Literario 100 Ote.

Toluca, Estado de México

C. P. 50000

Tel: (52) 722 277 38 35 y 36

<http://www.uaemex.mx>

El contenido de este material es responsabilidad de los autores, así como el tratamiento basado en competencias realizado a los libros de texto. Queda prohibida la reproducción o transmisión total o parcial del contenido de la presente obra, sin el consentimiento previo y por escrito del editor. La Universidad Autónoma del Estado de México se deslinda de cualquier acción legal derivada de este material.

® Derechos reservados, 2018

ISBN: 978-607-633-397-6

Hecho en México

Responsable del Programa de Diseño y Producción Editorial: L. D. G. Miguel Angel Conzuelo Endeje

Corrección de estilo: José Manuel Sánchez

Portada e interiores: Karla López

Imágenes: Shutterstock.com



MENSAJE

A través de su historia, la Universidad Autónoma del Estado de México ha tenido como uno de sus objetivos fundamentales lograr que el estudiantado reciba una educación basada en el libre pensamiento, apelando a un sentido científico. La Escuela Preparatoria de la UAEM continuará mostrándose como un punto de inflexión para la comunidad estudiantil por la calidad de la educación que se ofrece al tiempo que se enseña a adquirir conocimientos, valores, habilidades y destrezas que favorezcan el entendimiento de nuestro entorno social y ambiental.

La responsabilidad de la Universidad Autónoma del Estado de México es asegurar que la educación que se imparte en la Escuela Preparatoria contribuya a ampliar el horizonte personal y profesional de los estudiantes. El enfoque para la apropiación del conocimiento parte de aprovechar la experiencia de vida y desde la autonomía de pensamiento y la reflexión lograr una comprensión más amplia de la realidad.

El material educativo que tienes en tus manos ha sido elaborado colegiadamente entre especialistas de cada una de las áreas del conocimiento. La creatividad, el pensamiento crítico y reflexivo, así como el espíritu científico del claustro de docencia e investigación se reúne en esta antología con el fin de que te acerques al conocimiento con una mirada crítica. Este ejemplar ha sido elaborado con el fin de establecer un aprendizaje dialógico que estimule tu curiosidad, que te sirva como guía, y que invariablemente te provoque pasión por el conocimiento.

El objetivo es lograr que recibas una educación integral e incluyente que incida de manera positiva en tu trayectoria escolar. Por ello es importante que asumas un compromiso personal, empeño y dedicación que te permita apropiarte del conocimiento.

Patria, Ciencia y Trabajo

Doctor en Ciencias e Ingeniería Ambientales
Carlos Eduardo Barrera Díaz
Rector

índice

Introducción	9
Módulo 1. Alimentos y bebidas.....	10
1.1. Productos ácidos	11
1.1.1. Ácidos y bases	11
1.1.2. Características.....	12
1.1.3. Teorías ácido-base	13
1.1.4. pH y pOH	17
1.1.5. Rango de pH en bebidas.....	21
1.1.6. Equilibrio químico en soluciones.....	22
1.2. Fermentación	29
1.2.1. Clases de fermentación	29
1.2.2. Impacto social de los productos de la fermentación en alimentos y bebidas	35
Módulo 2. Electroquímica.....	39
2.1. Celdas Electroquímicas	40
2.1.1. Celdas galvánicas	41
2.1.1.1. Reacciones de óxido-reducción	44
2.1.1.2. Balanceo por el método redox	46
2.1.2. Celdas electrolíticas.....	49
2.1.2.1. Galvanoplastia	55
2.2. Impacto ambiental de las pilas	58
Módulo 3. Productos farmacéuticos	67
3.1. Sueros	68
3.1.1. Molaridad	73
3.1.2. Normalidad	74
3.1.3. Molalidad	76

3.2. Medicamentos en microdosis	78
3.2.1. Soluciones oftálmicas	82
3.2.2. Soluciones óticas.....	82
3.2.3. Partes por millón (p.p.m).....	84

Módulo 4. Petroquímica.....87

4.1. Combustibles.....	90
4.1.1. Sólidos, líquidos y gaseosos	90
4.1.2. Calor de combustión y calor de combustión molar	91
4.1.3. Contaminación por combustibles fósiles.....	97
4.2. Polímeros	101
4.2.1. Concepto y tipos	102
4.2.2. Reacciones de polimerización	106
4.2.3. Aplicaciones de los polímeros.....	108
4.2.4. Contaminación al ambiente	114

introducción

El curso de “Aplicaciones de la Química” está dirigido a estudiantes que pretenden cursar licenciaturas como Química, Biología, Física, Medicina, Agronomía, Veterinaria, Enfermería, Odontología, Biotecnología, Bioingeniería, o Petroquímica.

Es una Unidad de Aprendizaje Curricular que forma parte del Núcleo de las Ciencias de la Naturaleza; cuyos antecedentes inmediatos son Química I y Química II. Forma parte de la fase propedéutica del Bachillerato Universitario 2015 por lo que es de carácter integrador.

Al ser un curso optativo, los contenidos de la asignatura se enfocan en temas específicos, desarrollados con base a las competencias disciplinares extendidas para la formación de los estudiantes en el Perfil de Egreso del Sistema Nacional de Bachillerato.

Dado que vivimos en una sociedad en constante cambio, se trabajó arduamente en la actualización de la información para presentar un material didáctico ameno, interesante y digerible que propicie el aprendizaje significativo mediante la comprensión, relación y análisis de los fundamentos químicos del campo industrial; donde los conocimientos, habilidades, aptitudes, actitudes y valores adquiridos favorecen el buen desempeño de los alumnos en el nivel superior.

En los cuatro módulos del texto se abordan los contenidos desde el punto de vista de la Química y su relación con la industria; en temas perfectamente delimitados como lo son: Alimentos y bebidas; Electroquímica; Productos farmacéuticos y Petroquímica.

El libro contiene toda una gama de actividades de aprendizaje en las cuales además de generar conocimiento teórico práctico se busca iniciar en los estudiantes la curiosidad científica que los motive a la innovación y desarrollo tecnológico; así como el cuidado de su salud y del ambiente.

Cada tema fue desarrollado con todo el profesionalismo y compromiso que se requiere para que sea una herramienta de apoyo en la labor docente, del agrado de los estudiantes y ambos trabajemos con beneplácito.

Los autores.

módulo uno

alimentos *y* bebidas



Propósito

Comprende los fundamentos químicos en los que se basa el campo industrial de los alimentos y bebidas, para generar en el estudiante conciencia sobre su salud y curiosidad científica que le guíe a la innovación y el desarrollo tecnológico.

Temática

1.1. Productos Ácidos.

1.1.1. Ácidos y Bases

1.1.2. Características

1.1.3. Teorías ácido-base

1.1.4. pH y pOH

1.1.5. Rango de pH en bebidas

1.1.6. Equilibrio químico en soluciones

1.2. Fermentación

1.2.1. Clases de fermentación

1.2.2. Impacto social de los productos de la fermentación en alimentos y bebidas

1.1. Productos ácidos

La presencia del hombre en la tierra conlleva a la producción de alimentos y bebidas, como forma de mejorar la alimentación y sobrevivencia, con el paso del tiempo se descubrieron propiedades que les daban una característica y uso específico por sabor agrio y sabor amargo.

En la actualidad, alimentos y bebidas son clasificados como ácidos o bases según origen o naturaleza. El vinagre utilizado en la cocina, por ejemplo, recibe el nombre químico de ácido acético, y se obtiene de la fermentación de la sidra de manzana y del vino.

Incluso, nuestro propio cuerpo los elabora. Tal es el caso del ácido clorhídrico producido en el estómago, el cual ayuda al proceso de digestión de alimentos. Asimismo, existen sustancias capaces de neutralizar los ácidos de sabor amargo llamadas bases, que forman parte importante en nuestra vida diaria.

1.1.1. Ácidos y Bases

Desde la época antigua se conoce la presencia de los ácidos de forma natural o que son fabricados por los seres humanos, Antoine-Laurent de Lavoisier propone en 1787 que todos los ácidos contienen oxígeno, derivado del griego *formador de ácidos*.

Sin embargo, Lavoisier estaba equivocado al incluir todo tipo de ácido. En 1811 Sir Humphrey Davy demuestra que el HCl (ácido clorhídrico) conocido como ácido muriático, no contiene oxígeno. Establece que todos los ácidos, no importando su naturaleza, contienen hidrógeno, pero no oxígeno; presente en los llamados ácidos ternarios (oxiácidos) y en los ácidos orgánicos.



Basado en Competencias

Los resultados de las investigaciones de Davy son respaldadas por Justus von Liebig en 1838, quien aclara que el hidrógeno puede reemplazarse para neutralizar a los ácidos, a través de la acción química de neutralización en la que aparecen las bases.

El hecho tiene como consecuencia que, a partir de entonces, no se puedan estudiar los ácidos sin las bases; en la mayoría de los productos que usamos, alimentos que ingerimos y procesos metabólicos del cuerpo están presentes los ácidos y por consiguiente las bases.

El término ácido, en realidad, proviene del latín *acere* (**ácido**), o sustancia de sabor agrio, que puede ser de naturaleza orgánica e inorgánica.

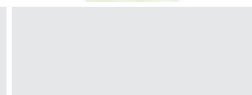
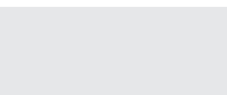
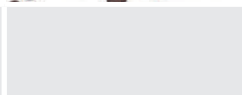
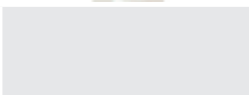
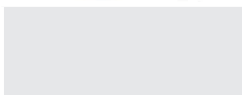
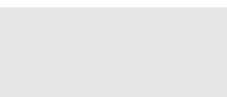
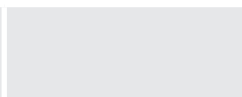
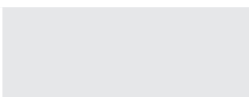
Las **bases**, igualmente conocidas como *álcali*; palabra de origen árabe que significa "ceniza vegetal" de sabor amargo, en química se les denomina hidróxidos, por contener al grupo hidroxilo (OH^-) en su fórmula.

Los dos tipos de compuesto presentan características contrarias y en solución acuosa tienen una gran importancia, generada de la propuesta de las teorías ácido-base.



Actividad
Módulo 1

Se muestran algunos productos de nuestra vida cotidiana, coloca si es un ácido o una base.



Imágenes
Fuente: shutterstock.

1.1.2. Características

Características importantes de:	
Ácidos	Bases
Tienen sabor agrio	Tiene sabor amargo
Cambia a rojo el papel tornasol	Cambian a azul el papel tornasol
Reaccionan con los metales produciendo hidrógeno (excepto oro, platino y paladio)	Reaccionan con los ácidos neutralizándolos
Son altamente irritantes al contacto con piel y mucosas	Son jabonosas al tacto
Disuelven muchas sustancias	Precipitan sustancias que son solubles en ácidos
Cuando reaccionan con hidróxidos pierden todas sus propiedades.	En disoluciones concentradas son cáusticas y corrosivas

1.1.3. Teorías Ácido-Base

Teoría de Arrhenius

El químico sueco Svante Arrhenius en 1883 propone el modelo ácido-base. Establece que un ácido por contener hidrógeno se ioniza en solución acuosa produciendo protones (H^+), al tanto que las bases en solución acuosa también ionizan a los grupos hidróxido que contienen. El establecimiento del modelo le valió para obtener el Premio Nobel de Química en 1903.



Svante Arrhenius

Fuente: <https://bibliotecadeinvestigacion.wordpress.com/quimica/reacciones-acido-base/>

Un ácido libera iones hidrógeno en agua	$HA \longrightarrow H^+ + A^-$ Ácido
Una base libera iones hidróxido en agua	$BOH \longrightarrow B^+ + OH^-$ base

Los ácidos en esta teoría son considerados *próticos* por liberar iones hidrógeno y estos pueden clasificarse en: ácidos *monopróticos* (ácido clorhídrico HCl), *dipróticos* (ácido sulfúrico H_2SO_4), y *tripróticos* (ácido fosfórico H_3PO_4).

La teoría de Arrhenius presenta limitaciones al no poderse comprobar en todos los ácidos y las bases conocidos, ya que no reconoce como bases a: NH_3 , S^{2-} , HCO^{3-} , CH_3NH_2 , entre otras.

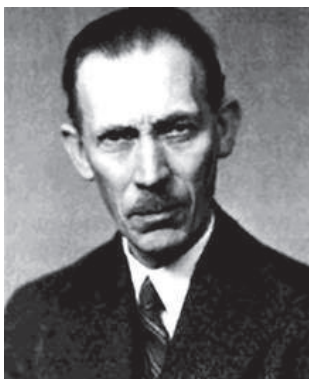
Primera limitación: la teoría es válida sólo en medio acuoso, ya que en otro solvente no necesariamente ocurre de la misma manera.

Segunda limitación: la teoría no considera a los ácidos no-próticos, los cuales se ven incapaces de liberar iones hidrógenos, ni a las bases deshidroxiladas, incapaces de liberar iones hidroxilos.



Teoría de Brönsted-Lowry

Propuesta en la segunda mitad del siglo XIX por el químico danés Johannes Brönsted y el químico inglés Thomas Lowry, quienes trabajaron paralelamente en un modelo más amplio del concepto de ácido y base. Ambos científicos se enfocaron en el ion hidrógeno. Sus resultados establecieron la *Teoría Brönsted-Lowry*, la cual hace referencia a la transferencia, y la presencia de un donador, de protones, es decir, un ácido y una base que los acepte.



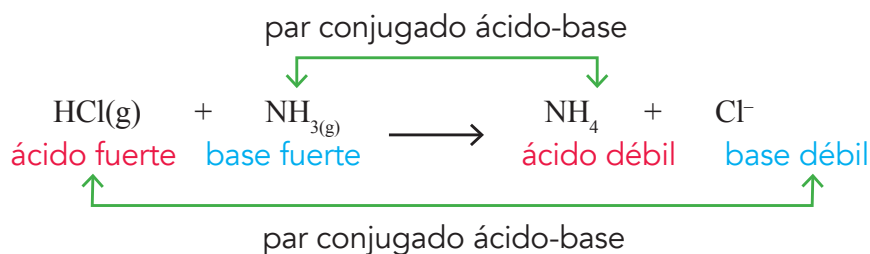
Una **base** es un receptor de protones, acepta iones hidrógeno (H^+)

Un **ácido** es un donador de protones, dona un ion hidrógeno (H^+)

En la teoría Brönsted-Lowry, y dentro del proceso de donar y recibir protones, ocurre la formación de un **ácido conjugado** después de que una base acepta un ion hidrógeno de un ácido.

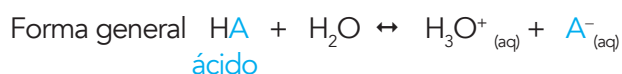
Por tanto, se forma una **base conjugada** cuando un ácido dona un ion hidrógeno a una base. Este proceso se conoce como interacciones Brönsted-Lowry o **par conjugado ácido-base**; dos sustancias relacionadas entre sí mediante la donación y aceptación de un solo ion hidrógeno.

Interacciones Brönsted-Lowry

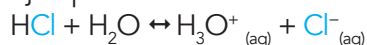


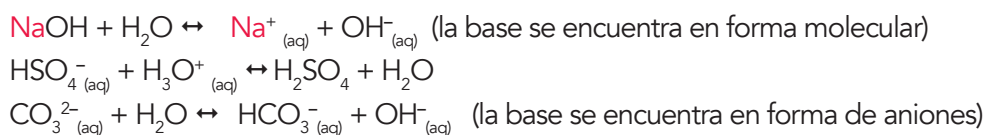
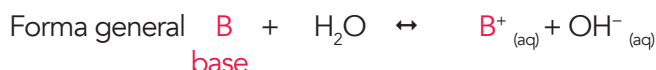
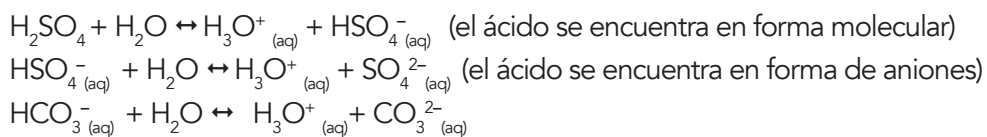
Donación de un ion hidrógeno y aceptación de un ion hidrógeno

Para la Teoría de Brönsted y Lowry, será importante considerar de forma general el comportamiento de un ácido.



Ejemplos:





Determina cómo colocar el par conjugado de ácido-base en el caso del amoníaco en agua.



Lo que formarás en el ácido fuerte es el ión amoníaco (NH_3) o ácido conjugado. Anteriormente se estableció que el Amonio NH_4^+ es una base, pero al disolverse en agua actúa como ácido. De igual forma, dependiendo de cuáles sean las sustancias de la solución, el agua funciona tanto como ácido, como base, por lo cual se reconoce como sustancia **Anfotera o anfiprótica**.

Para las teorías de Arrhenius y de Brönsted-Lowry son esenciales los conceptos de *fuerte o débil*. Los ácidos y las bases, por tanto, pueden tener ambas clasificaciones dependiendo principalmente de su disociación para formar iones en agua y su conductividad. Por otra parte, los términos *diluido y concentrado* refieren el número de moléculas de un ácido o una base disueltas en un volumen de solución, lo cual se mide con la molaridad.

Ácidos fuertes: se ionizan totalmente en agua, donan un protón o protones ácidos al agua para formar iones hidronio en solución acuosa, conduciendo la corriente eléctrica con eficiencia.

HCl ácido clorhídrico (ácido muriático)	H_2SO_4 ácido sulfúrico
HBr ácido bromhídrico	HNO_3 ácido nítrico
HI ácido yodhídrico	HClO_4 ácido perclórico

Ácidos débiles: se ionizan parcialmente en solución acuosa diluida, produciendo menos iones lo que provoca que no puedan conducir la electricidad con tanta eficiencia.

H_3PO_4 ácido fosfórico	H_3BO_3 ácido bórico
H_2CO_3 ácido carbónico	$\text{C}_3\text{H}_5(\text{COOH})_3$ ácido cítrico
CH_3COOH ácido acético	$\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$ ácido láctico
HF ácido fluorhídrico	HCN ácido cianhídrico
HClO ácido hipocloroso	H_2S ácido sulfhídrico



Bases fuertes: Son aquellas que en solución acuosa se disocian por completo en iones metálicos e hidróxidos

NaOH hidróxido de sodio (lejía)

Ba(OH)₂ hidróxido de bario

KOH hidróxido de potasio

CsOH hidróxido de cesio

Ca(OH)₂ hidróxido de calcio (agua de cal)

LiOH hidróxido de litio

Bases débiles: Son aquellas que en solución acuosa se disocian parcialmente en iones metálicos e hidróxidos

Mg(OH)₂ Hidróxido de magnesio

C₂H₅NH₂ etilamina

NH₃ amoníaco

Hidróxidos de metales de transición

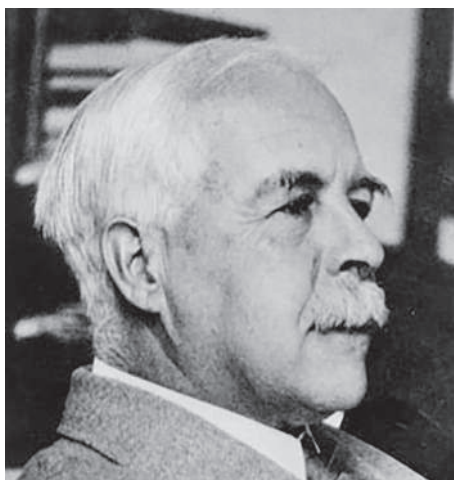
CH₃NH₂ metilamina

C₆H₅NH₂ anilina

Tanto ácidos y bases fuertes tienden a ser corrosivos, irritantes para la piel y producen quemaduras, aún en estado diluido. El ácido clorhídrico y el ácido sulfúrico se producen en grandes cantidades, 42 mil millones de litros, cada año por su uso en la industria y elaboración de fertilizantes.

Teoría de Lewis

La historia de las teorías ácido-base no estaría completa sin la propuesta por Gilbert N. Lewis en 1923. Explicada a través de fórmulas de puntos, que representan los pares de electrones, la teoría de Lewis logra explicar la disociación de moléculas a diferencia de las teorías de Arrhenius y de Brønsted-Lowry.



Gilbert Newton Lewis

Fuente: <http://www.liceoagb.es/quimiorg/covalente1.html>



Agrupación de las teorías ácido-base de acuerdo a su aportación

Para Lewis en una reacción de neutralización, existe una transferencia electrónica en la cual una sustancia con espacio para alojar electrones, acepta un par de una base de Lewis.

Un **ácido** de Lewis es toda aquella sustancia capaz de **aceptar** o bien compartir un **par de electrones**, para dar un enlace covalente coordinado

El ácido debe tener su octeto incompleto

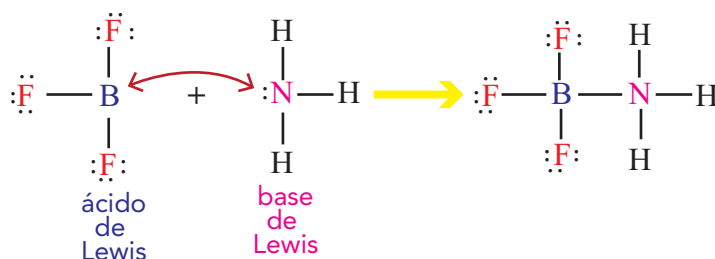
Una **base** de Lewis es toda aquella sustancia capaz de **donar** o bien compartir un **par de electrones**, para dar un enlace covalente coordinado

La base debe tener algún par de electrones solitario

Una reacción que ejemplifica la teoría es la combinación de trifloruro de boro con amoníaco, en la que no están presentes iones hidróxido exigidos por Arrhenius, ni una transferencia de electrones exigida por Brönsted-Lowry.

En la catálisis, el elemento boro del compuesto trifloruro de boro (BF_3) solo cuenta con seis electrones para enlace; dos menos de lo que marca la regla del octeto estable, por lo que requiere un par de electrones.

Al actuar como ácido de Lewis, el trifloruro de boro (BF_3) acepta y comparte un par de electrones del nitrógeno del amoníaco (NH_3), quedando, como base de Lewis, el amoníaco que dona y comparte un par de electrones.



1.1.4. pH y pOH

El pH

El término de pH fue propuesto por S.P.L Sörensen en 1909 con el fin de no manejar cifras largas y complejas. En un principio la denominó escala de acidez y, posteriormente, escala de pH; del francés *pouvoir hydrogène* "poder del hidrógeno".

Sin embargo, cuando se reconoce como escala, el pH es la medida de acidez o basicidad de una sustancia en solución.

El pH representa la concentración de iones hidrógeno de una solución y matemáticamente se expresa de la siguiente manera:

$$pH = -\log [H^+]$$



Basado en Competencias

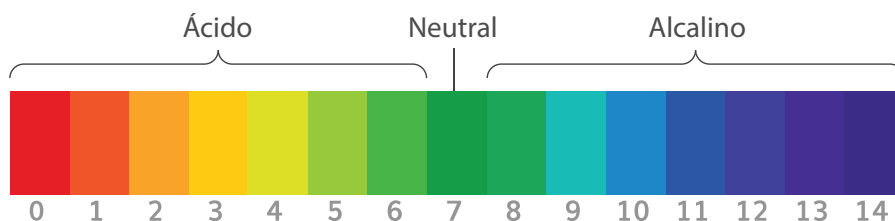
Cuando se manejan concentraciones de iones hidrógeno de 1×10^{-n} en mol/L, es mejor expresarlas en pH, o cuál será el valor de n , es decir, para una concentración de 1×10^{-5} mol/L al expresar en pH su valor es 5.

Siempre que $[H^+] = 1 \times 10^{-n}$ el pH = n
 siempre que este número tenga el valor de uno entonces el pH corresponderá a n

Así podemos afirmar que todas las concentraciones de iones hidrógeno mostradas en esta tabla sus valores de pH son los exponentes.

[H ⁺]	pH
1×10^{-2}	2
1×10^{-5}	5
1×10^{-8}	8
1×10^{-10}	10
1×10^{-13}	13

De esta manera, queda establecida la escala de pH que va de 0 a 14 en solución acuosa, los valores de pH que se obtienen concuerdan con la escala, valores de 0 a 6.9 son ácidos, valores de 7.1 a 14 son básicos, como se muestra a continuación.



Una vez que se establecen las escalas de pH se logra, de igual forma, el método para medirlo sin usar fórmula por medios mecánicos.

Medición de pH con potenciómetro

El potenciómetro es el instrumento que permite medir el pH con una precisión del 0.01. Es utilizado en muestras de orina, sangre y otras mezclas coloridas o complejas.



Potenciómetro
Fuente: shutterstock.

Medición de pH con tiras reactivas

Las tiras reactivas utilizan indicadores de origen sintético o natural, llamados indicadores ácido-base.



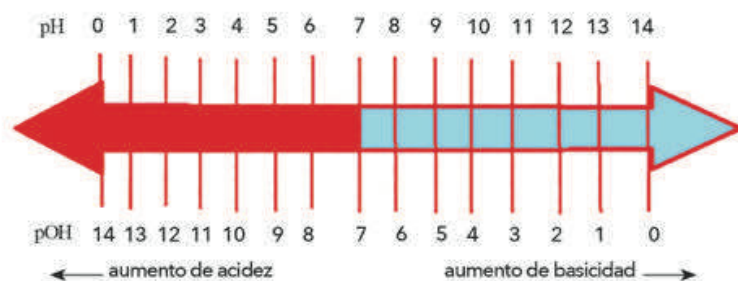
Tiras reactivas de pH
Fuente: shutterstock.

El pOH

Los químicos definen al pOH como medida de alcalinidad o basicidad de una sustancia, que se expresa como la concentración de iones hidróxido $[OH^-]$ en una solución, matemáticamente se expresa como:

$$pH = -\log[OH^-]$$

Sin embargo, a diferencia de un cálculo del pH que corresponde adecuadamente a la escala de pH mostrada anteriormente, cuando un cálculo de pOH da un valor menor a 7 se considera básica y cuando da un valor mayor a 7 es ácida.



De acuerdo a lo anterior existe una estrecha relación entre los valores de pH y pOH, de tal forma que cuando se conoce el valor de uno es posible conocer el valor del otro al utilizar la siguiente expresión.

$$pH + pOH = 14$$

La relación establece que para un cambio de acidez o basicidad de una unidad completa corresponde un cambio de 10 veces en la concentración de los iones hidrógeno o hidróxido. Por ejemplo, la orina ($pH=6$) es 10 veces más ácida que el agua destilada ($pH=7$) y el café ($pH=5$) es 100 veces más ácido que el agua destilada y el mismo razonamiento ocurre para un pOH.

Veamos algunos ejemplos:

¿Cuál es el pH de la muestra de bilis cuya concentración de iones $[H^+]$ es de 1×10^{-8} M? ¿Es ácida o básica la solución?

Fórmula	Sustitución	Resultado
$pH = -\log[H^+]$	$pH = -\log[1 \times 10^{-8}]$	$pH = 8$
	$pH = 8$	Como el valor el pH es mayor a 7 entonces, de la solución es básica.

¿Cuál es pOH de una solución de hidróxido de sodio (NaOH) con una concentración de iones hidróxido de 5×10^{-2} M?

Fórmula	Sustitución	Resultado
$pOH = -\log[OH^-]$	$pOH = -\log[5 \times 10^{-2}]$	$pOH = 1.30$



$$pOH = 1.30$$

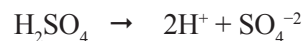
Recuerda que un pOH menor a siete la solución es básica

¿Cuál es el pOH de una solución cuyo pH es de 8.23?

Fórmula	Sustitución	Resultado
$pH + pOH = 14$	$pH + pOH = 14$	$pOH = 5.77$
	$pOH = 14 - pH$	
	$pOH = 14 - 8.23$	

¿Qué pH tendrá una solución 0.05 M de H_2SO_4 ?

En primera instancia tendrás que hacer la reacción de disociación del ácido sulfúrico, donde se observa que una mol de ácido da 2 moles de hidrógeno (protones).



Por lo tanto tenemos:

$$pH = -\log [H^+]$$

$$pH = -\log [2 \times 0.05]$$

$$pH = 1$$



Recuerda, repasar es importante.
Resuelve lo siguiente.

1. Calcula el pH de una solución de $HCl = 0.0010$ M.
2. Calcula el pOH de una solución de $NaOH = 0.0010$ M.
3. Calcula el pH de una solución de $HNO_3 = 0.0050$ M.
4. Calcula el pOH de una solución de $Ba(OH)_2 = 0.0050$ M.
5. Determina el pH y pOH de una disolución de $H_2SO_4 = 4 \times 10^{-6}$ M
6. Determina el pH y pOH de una disolución de $HNO_3 = 2.7 \times 10^{-3}$ M

7. Determina el pH y pOH de una disolución de $\text{HI} = 7.2 \times 10^{-4} \text{ M}$
8. Determina el pH y pOH de una disolución de $\text{KOH} = 9.4 \times 10^{-4} \text{ M}$
9. Determina el pH y pOH de una disolución de $\text{Ba}(\text{OH})_2 = 2.5 \times 10^{-3} \text{ M}$
10. Determina el pH y pOH de una disolución de $\text{NaOH} = 4.7 \times 10^{-5} \text{ M}$
11. Se midió el pH de la orina de una persona, éste fue de 5.4. Determina la concentración de iones hidrógeno de la orina.
12. El *Gatorade*, una bebida popular para calmar la sed, tiene una concentración de ion hidrógeno de $8 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$. Calcula su pH y pOH.
13. Calcula el pH y el pOH de una solución cuya concentración de iones hidronio es $2.3 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ de HNO_3 .
14. Cuáles son los valores de $[\text{H}^+]$ y $[\text{OH}^-]$ en la sangre de una persona saludable que tiene un pH de 7.407

1.1.5. Rango de pH en bebidas

Ahora ya sabes que el pH es medible en soluciones, la mayoría de ellas agua. El agua pura a 25°C tiene un pH de 7, sin embargo, cuando se expone a la atmósfera entra en contacto con el CO_2 , o bien es contaminada por otros agentes, su pH cambia a ácido ya que puede tener valores de 5.6, hecho que sin duda afecta en la preparación de las soluciones, en el valor de pH.

En el caso de las bebidas gaseosas, llamadas carbonatadas, por estar compuestas por agua cargada de dióxido de carbono (CO_2), azúcar, colorante, algún ácido y sabor; presentan pH de 2 el cual puede variar dependiendo el tipo de bebida y la marca, debido a que el dióxido de carbono (CO_2) con el agua forma el ácido carbónico.

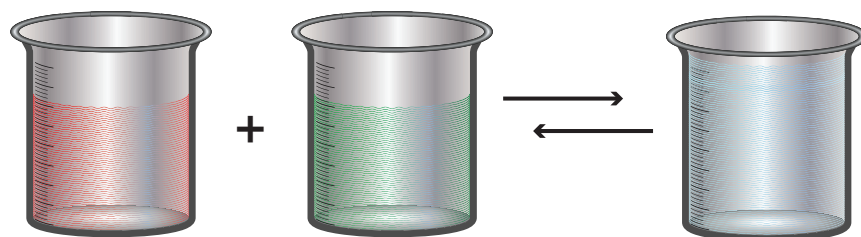


SOLUCIÓN	pH	Rango
HCl 0.1 M	1.0	Á C I D O
Jugo gástrico	1.6–1.8	
Jugo de limón	2.3	
Vinagre	2.4–3.4	
Bebidas gaseosas	2.0–4.0	
Cerveza	4.0–4.5	
Leche	6.3–6.6	
Orina	5.5–7.5	
Agua de lluvia	5.6	
Saliva	6.2–7.4	
Agua pura	7.0	neutra
Sangre	7.35–7.45	B A S E
Clara de huevo	7.6–8.0	
Bilis	7.8–8.6	
Levadura	9	
Antiácidos	10	
Leche de magnesia	10.5	
Amoniaco doméstico	11	
Caliza mineral	12	
NaOH 0.10 M	13	

1.1.6. Equilibrio químico en soluciones

La palabra equilibrio en la actualidad es utilizada constantemente por las personas, y en algún momento seguramente te has cuestionado ¿Qué es el equilibrio? ¿Cuál es su importancia dentro de tu entorno social, personal, profesional, o productivo? Al responder estas preguntas te estás dando cuenta que el equilibrio forma parte de tu vida.

Dentro de la química está presente al realizar diversos tipos de reacciones, las cuales ocurren en diferentes velocidades, como es el caso de la combustión de gasolina en un motor; explosiva y rápida. Otro tipo de reacción es la corrosión de un metal; lenta en periodos de tiempo largos. Ahora te preguntarán qué tiene que ver la velocidad de reacción con el equilibrio, cuando queremos que el proceso se invierta. Si tenemos una reacción química de reactivos y productos, de condiciones reversibles.



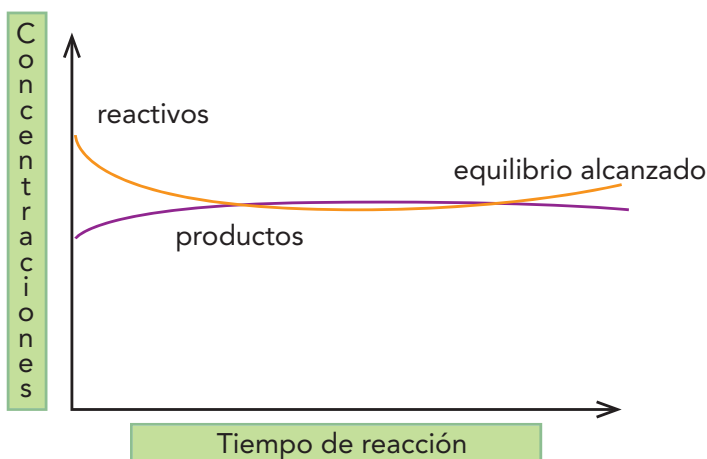
Cuando los reactivos empiezan a reaccionar, lo harán a una velocidad cada vez menor, ya que a medida que transcurre la reacción hay menor cantidad de reactivos

Reacción reversible

Cuando aparecen moléculas del producto, reaccionan entre ellas para dar lugar a la formación de nuevos productos por ser una reacción reversible. La acción se dará a una velocidad cada vez mayor, porque cada vez hay más producto, hasta llegar nuevamente a la formación de reactivos.

Equilibrio químico

Es el estado de un sistema donde no se observan cambios en la concentración de reactivos o productos. Al transcurrir el tiempo, se mantienen constantes. Esto se da en reacciones reversibles, donde la velocidad de reactivos a productos es la misma que de productos a reactivos. Es decir, se llega a la formación de un estado dinámico en el que las concentraciones de todas las especies reaccionantes (reactivos y productos) permanecen constantes.



Henri Louis Le Chatelier
(1859-1936)

Fuente: <http://tikalon.com/blog/blog.php?article=2015/abiogenesis>

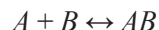
El equilibrio químico puede ser alterado por varios factores, los cuales afectan la velocidad de reacción y esto es explicado por el **principio de Le Chatelier**, reconocido químico francés, quien establece que "si se aplica una perturbación o cambio en la presión, concentración o temperatura en un sistema en equilibrio (reacción en equilibrio), el sistema se desplaza en el sentido que alivia la perturbación".





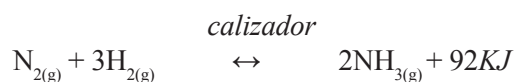
Cambio de concentración

Se entiende que una reacción reversible en equilibrio



Cuando se presenta una perturbación aumentando la concentración de unos de los reactivos (A), donde una parte reaccionará con (B), lo cual provoca que la concentración de (B) disminuya a medida que la concentración de los productos aumenta (AB) determinando un desplazamiento del equilibrio hacia la formación de producto y velocidades de reacción directa e inversa que vuelven a ser iguales.

Podemos ejemplificar con el **proceso Haber**, síntesis del amoníaco, que es uno de los 10 productos químicos que más se producen en Estados Unidos, alrededor de 75 por ciento se aplica en el suelo para fertilizar diversos cultivos, la reacción es altamente exotérmica y se lleva a cabo en un recipiente cerrado.



Cuando se aumenta la concentración de N_2 , el equilibrio se desplaza hacia la derecha a favor de los productos, pero en el momento que se realice una extracción de los reactivos o un aumento en el producto (amoníaco), desplazará el equilibrio hacia la izquierda favoreciendo la reacción reversible.

Cambio de presión

En las reacciones reversibles de equilibrio es indispensable la presencia de un gas. Al cambiar la presión se afecta su volumen. En otras palabras al aumentar la presión del gas, disminuye el volumen en presencia de una temperatura constante.

Por la *Ley de Boyle* tendremos que al reducir el volumen del gas a la mitad, su presión se duplicará. Cuando se aplica el principio de Le Chatelier, podemos afirmar que si la presión se aumenta disminuyendo el volumen de una mezcla de reacción, la reacción cambia en la dirección donde existan menos moles de gas.



Cambio de temperatura

Uno de los parámetros afectado con un cambio en la temperatura es la velocidad de reacción. Por lo general aumenta con un incremento de temperatura, lo que significa que alcanza rápidamente el equilibrio. En el caso de los gases, las reacciones a temperatura ambiente son lentas y son extremadamente rápidas cuando aumenta.

En las reacciones endotérmicas se considera al calor como un reactivo y su cambio de *entalpía* o cambio de energía calorífica ΔH° es positivo, aumentado la cantidad de productos debido a que el equilibrio se desplaza hacia la derecha, por el aumento de temperatura.

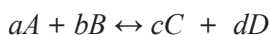
En las reacciones exotérmicas se considera al calor como un producto. En el momento en que su cambio de *entalpía* o cambio de energía calorífica ΔH° es negativo, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, aumentando la cantidad de reactivos, por una disminución de temperatura en reactivos.

Dicho de otra forma, al aumentar la temperatura el sistema se desplaza hacia donde se consume calor; a la izquierda en reacciones exotérmicas y a la derecha en endotérmicas. Si disminuye la temperatura ocurre lo contrario, el equilibrio se desplaza hacia donde se desprende calor, hacia la derecha en las exotérmicas e izquierda en las endotérmicas.

Otro factor dentro de las reacciones es el **efecto de los catalizadores**, los cuales en sistemas abiertos aumentan la velocidad de una reacción reduciendo la energía de activación y en un recipiente cerrado el catalizador no altera la posición del equilibrio, lo que significa que las proporciones de los reactivos y los productos, no se inclinan hacia ninguno de los dos.

Constante de equilibrio.

Como te habrás dado cuenta, las reacciones químicas ocurren cuando mezclas ciertas cantidades de reactivos para obtener productos. En las reacciones reversibles con un equilibrio químico se conocen todas las concentraciones de sustancias que participan, salvo la de una de ellas, que será llamada **constante de equilibrio**; simbolizada como **Kc** o **Keq**, y que puede ser analizada con la siguiente reacción:



La expresión matemática de la constante de equilibrio es la división de la concentración de productos entre la concentración de los reactivos, ambos gaseosos. Las concentraciones están dadas en moles/litro, y los subíndices son los coeficientes de la ecuación balanceada.

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Es importante mencionar que la expresión se aplica para gases, ya que los sólidos y líquidos presentes no influyen en el equilibrio ni en la constante.

La expresión también recibe el nombre de **Ley de acción de masas** debido a que es una relación donde los valores de la constante de equilibrio K_c son constantes para una reacción en particular a una temperatura dada, si cambia la temperatura cambia el valor de la constante de equilibrio.

Lo que nos lleva a tener dos casos extremos en el análisis de los valores de la constante de equilibrio.

- o) Si K_c tiene un valor mayor a uno en el equilibrio, entonces los productos son más abundantes que los reactivos, el equilibrio es hacia la derecha de la reacción.



- p) Si K_c tiene un valor menor a uno en el equilibrio, entonces los reactivos son más abundantes que los productos, es decir, el equilibrio está hacia la izquierda de la reacción.

Sin embargo, no podemos dejar de mencionar la **constante de equilibrio a partir de las presiones parciales** conocida como K_p , que describe una relación similar a la de K_c , sin embargo, considerando los valores de las presiones de los gases presentes en cada reactivo y cada producto de la reacción en equilibrio.



$$K_p = \frac{[PC]^c [PD]^d}{[PA]^a [PB]^b}$$

Se utilizan presiones parciales del gas, suponiendo un comportamiento ideal, por lo tanto, la concentración molar del componente A de la mezcla es directamente proporcional a su presión parcial (P_A), y esto se aplica para todo reactivo o producto de la reacción.

Existe una relación estrecha entre la K_p y la K_c de una reacción reversible, que se observa en la siguiente ecuación.

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

Donde Δn es la diferencia de moles de productos en fase gas y moles de reactivos en fases gas.

Veamos unos ejemplos:

1. La composición en equilibrio de los reactivos: CO es 0.641 mol, H_2 es 1.850 mol y para los productos: CH_4 0.397 mol y H_2O 0.397 mol, si el volumen del vaso de reacción es de 10 L. ¿Cuál es la constante de equilibrio de la reacción?

Para resolverlo:

- a) En primera colocaremos la reacción balanceada.



- b) Después tenemos que recordar las unidades en las que se deben sustituir las concentraciones de reactivos y productos (moles/litro), por lo tanto es necesario dividir las concentraciones dadas entre el volumen dado.

$$\frac{0.641 \text{ mol}}{10 \text{ L}} \quad \frac{1.850 \text{ mol}}{10 \text{ L}} \quad \frac{0.397 \text{ mol}}{10 \text{ L}} \quad \frac{0.397 \text{ mol}}{10 \text{ L}}$$

$$[CO] = 0.0641 \text{ mol/L} \quad [H_2] = 0.1850 \text{ mol/L} \quad [CH_4] = 0.0397 \text{ mol/L} \quad [H_2O] = 0.0397 \text{ mol/L}$$

- c) Ya con las concentraciones obtenidas sustituir en la fórmula de constante de equilibrio.

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

$$K_c = \frac{[0.0397][0.0397]}{[0.0641][0.1850]^3}$$

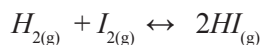
$$K_c = 3.88$$

Nota: Recuerda que la constante de equilibrio no tiene unidades

2. La constante de equilibrio de la reacción de obtención de ácido yodhídrico resulta ser 66 a cierta temperatura. Cuando la concentración de H_2 es 0.25 M y la concentración de $I_{2(g)}$ es 0.30 M. ¿Cuál es la concentración en el equilibrio de $HI_{(g)}$?

Para resolverlo:

- a) Colocaremos la reacción balanceada.



- b) Observa que las concentraciones ya dieron en concentración molar (M), es decir (mol/L), por lo tanto, se sustituyen los valores directamente en la fórmula de constante de equilibrio.

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} \quad 66 = \frac{[HI]^2}{[0.25][0.30]}$$

Despejando:

$$[HI]^2 = 66 \times [0.25M] \times [0.30M]$$

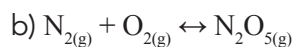
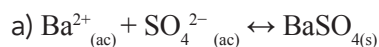
$$[HI]^2 = 4.95 \text{ mol}^2 / \text{L}^2 \text{ sacamos raíz cuadrada}$$

$$[HI] = 2.22 \text{ mol /L}$$

Recuerda, repasar es importante.

Resuelve lo siguiente:

1. Escribe la expresión de la Constante de Equilibrio, K_{eq} para cada una de las siguientes reacciones:



Repaso
Módulo 1



2. La constante de equilibrio es de 0.55 en una reacción reversible de amoníaco. ¿Cuál es la concentración de amoníaco cuando la concentración de N_2 es de 0.20 mol/L y de H_2 es 0.10 mol/L?

3. En un recipiente metálico de 2.5L se introducen 28g de nitrógeno y 3.23g de hidrógeno, se cierra y se calienta a 350° C, una vez alcanzado el equilibrio se encuentran 5.11g de amoníaco. Calcula los valores de K_c y K_p de la reacción.

4. En un recipiente de 400 ml, en el que se ha hecho el vacío, se introducen 2.032g de yodo (I_2) y 1.280 g de bromo (Br_2) a una temperatura de 150° C se alcanza su equilibrio. Calcula la constante de equilibrio.

5. En la condición de equilibrio de la reacción; $H_2S_{(g)} + 2O_{2(g)} \leftrightarrow H_2SO_{4(g)}$, las concentraciones de cada especie son; $[H_2SO_4] = 3.50 \text{ M}$, $[O_2] = 0.30\text{M}$ y $[H_2S] = 1.25\text{M}$. Determina el valor de la K_{eq} .

6. En un tambor de 10 litros, se logra el equilibrio cuando reaccionan 2 moles de H_2 , 4 moles de N_2 para dar como producto 5 moles de NH_3 . Determina la concentración molar de cada especie y el valor de la K_c .

7. Se introducen en un recipiente de 3L, en el que previamente se ha hecho el vacío, 0,04 moles de SO_3 a 900 K. Una vez alcanzado el equilibrio se encuentra que hay presentes 0,028 moles de SO_3 .
 - a) Calcula, a dicha temperatura, el valor de K_c para la reacción: $2 SO_{(g)} \leftrightarrow 2 SO_{2(g)} + O_{2(g)}$.

 - b) Calcula, a dicha temperatura, el valor de K_p para la disociación.

8. A 1.000°C, para la reacción: $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \leftrightarrow 2SO_{3(g)}$, las concentraciones de las especies presentes una vez alcanzado el equilibrio son, respectivamente, 0.34M, 0.17M y 0.06M. Escribe la ley de acción de masas para el equilibrio y calcula el valor de K_c a esta temperatura.



9. Cuando se calienta Cloruro de Amonio, NH_4Cl , se alcanza el equilibrio con amoniaco y cloruro de hidrógeno (hacer la reacción). Se ha encontrado que el equilibrio, a 500°C , en un recipiente de 5.0L, está formado por 2,0 moles de amoniaco, 1.0 mol de NH_4Cl y 2.0 mol de HCl . Calcular K_c y K_p a esta temperatura.
10. En la reacción de descomposición reversible de ácido fluorhídrico $\text{HF}_{(\text{ac})} \leftrightarrow \text{H}^{1+}_{(\text{ac})} + \text{F}^{1-}_{(\text{ac})}$, se logra el equilibrio cuando las concentraciones molares de cada producto son iguales y representan el 5 por ciento de la concentración molar del reactivo. Si la concentración en equilibrio del reactivo es de 0.25 M, determine:
- La concentración molar de cada producto
 - El valor de la K_c
11. Considera la reacción $\text{PbO}_{(\text{s})} + \text{CO}_{2(\text{g})} \leftrightarrow \text{PbCO}_{3(\text{s})}$, para calcular el valor de la K_{eq} si la concentración de dióxido de carbono es de 0.056M.
12. Considera la reacción $\text{PbO}_{(\text{s})} + \text{CO}_{2(\text{g})} \leftrightarrow \text{PbCO}_{3(\text{s})}$, para calcular el valor de la K_{eq} si la $[\text{CO}_2]_{(\text{g})}$ es 0.045 M

1.2. Fermentación

La fermentación se conoce desde hace diez mil años, aproximadamente, y fue la primera reacción biológica catalizada que el ser humano utilizó, aún sin saberlo. Es un proceso anaeróbico en el que se genera energía cuando la glucosa se descompone por la acción química de microorganismos (hongos microscópicos unicelulares), que reciben el nombre de fermentos o levaduras.

Observando el proceso de fermentación, en 1860 Marcellin Berthelot aisló una disolución que contenía enzimas del fermento y el mismo efecto, por lo que más tarde Eduard Buchner concluyó que la fermentación no son las células vivas, sino las sustancias químicas producidas por ellas; compuestos orgánicos complejos llamados enzimas, los cuales actúan como catalizadores en la escisión química de las moléculas.

1.2.1. Clases de fermentación

Dentro de las aplicaciones de la química, la fermentación tiene gran relevancia, primordialmente en la fabricación de alimentos y bebidas; en este curso se hablará de tres clases de proceso anaeróbico: Fermentación alcohólica, acética y láctica.



Fermentación alcohólica

La levadura fermenta la glucosa presente en las frutas y en granos. La transforma en alcohol etílico o etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) y dióxido de carbono (CO_2). La siguiente ecuación química representa la reacción de fermentación:



La reacción es exotérmica, por lo que los microorganismos utilizan la energía liberada para su crecimiento. Cuando la concentración de la solución alcohólica alcanza de un 8 a 12 por ciento, las levaduras mueren y la reacción concluye.

En ocasiones, el CO_2 se aprovecha para que esponje el pan y en otras el $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ se utiliza para producir vino, cerveza y otras bebidas alcohólicas. En la elaboración de pan, pizzas, empanadas, pastes y algunos otros postres, el etanol que se produce cuando la masa crece considerablemente, se evapora durante el proceso de horneado.



1. Masa para hornear
2. Elaboración de vino
Fuente: shutterstock.



La levadura puede fermentar otros azúcares tales como la fructosa, maltosa y sacarosa, no así la galactosa, la lactosa y las pentosas; por lo que antes de que tenga lugar la fermentación alcohólica, es necesario desdoblar los disacáridos en sus monosacáridos de base.

El alcohol etílico ya se utilizaba desde la prehistoria para la producción de vinos por fermentación de las uvas, sin embargo, la destilación de productos fermentados para producir alcohol de más alta concentración, se descubrió en el año 900 de nuestra era. Actualmente, la mayor parte del alcohol industrial se produce mediante la fermentación de granos, uvas y otras frutas con alto contenido de azúcar.

El etanol es un líquido incoloro de olor agradable, su punto de ebullición es 78.5°C , su punto de fusión es -114°C y su densidad 789 kg/m^3 a 20°C . Se emplea como disolvente de compuestos orgánicos y para la producción de agentes químicos, drogas, perfumes, colorantes, fármacos, cosméticos, explosivos y en la fabricación de bebidas alcohólicas; ya que es el único alcohol de cadena lineal que el ser humano puede ingerir por su bajo grado de toxicidad. Se usa también como sustancia antiséptica y como líquido para reducir la temperatura del cuerpo.

La concentración porcentual en volumen de alcohol en las bebidas se mide en grados Gay Lussac ($^\circ\text{GL}$) en México y Europa y en % proof (doble de porcentaje por volumen)

en la cultura norteamericana. En las etiquetas de las bebidas alcohólicas aparece el porcentaje en volumen de alcohol seguido de la denominación Alc. Vol. Este último es equivalente a °GL. Así, 38% Alc. Vol. equivalen a 76% proof.



Porcentaje
de alcohol
en las bebidas

Fuente:
monticello / shutterstock

Ejercita:

Escribe las ecuaciones químicas que representen la fermentación alcohólica de los siguientes carbohidratos:

Fructosa ($C_6H_{12}O_6$)

Sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)



Actividad
Módulo 1

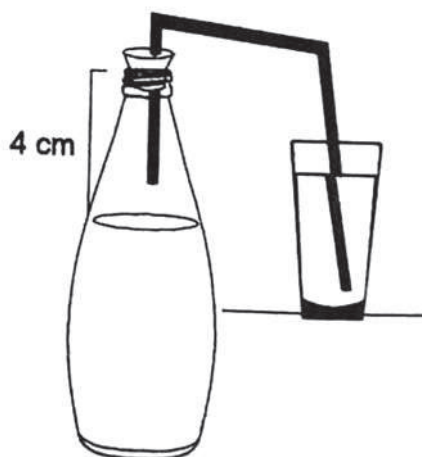


Experimenta¹:

1. Corta tres manzanas en pedazos pequeños sin retirarles la cáscara.
2. Coloca los pedazos de manzana en un trapo limpio y aprieta con tus manos hasta lograr que salga la mayor cantidad de jugo posible, mismo que debes recolectar en una botella de refresco limpia. Auxíliate de un embudo para evitar derrames.



3. Llena la botella de refresco con el jugo de manzana que obtuviste hasta 4 cm antes del borde.
4. Cierra la botella de refresco con un tapón de corcho e inserta un popote y coloca el extremo doblado dentro de un vaso con agua, como se aprecia en la figura:



¹Adaptado de Garritz, A. y Chamizo, J. (2001). *Tú y la Química*. México: Pearson Educación.

5. Deja reposar por aproximadamente cinco días y observa lo que sucede en el vaso con agua.

Observaciones:

Día	Observaciones
1	
2	
3	
4	
5	

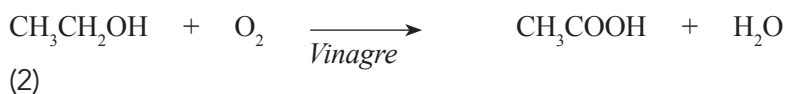
Cuestionario:

1. ¿Qué sustancia (s) se obtiene (n) con el paso de los días?
2. ¿Puedes probar con seguridad la sustancia contenida en la botella de refresco?
Justifica tu respuesta:

Fermentación acética

Las primeras civilizaciones fabricaron el vinagre a partir de la fermentación de jugos de frutas, especialmente de uva, para obtener vino; al dejarlo agriar, formaba el ácido acético, comúnmente llamado vino agrio o simplemente vinagre y cuya fórmula es CH_3COOH .

A continuación se enuncian las reacciones químicas que ocurren en la obtención del vinagre:



En primer lugar, se obtiene etanol (ecuación 1), que por la acción del oxígeno se convierte en vinagre (ecuación 2).

El ácido acético no es tóxico, tiene un punto de ebullición de 118.05°C y un punto de fusión de 16.6°C . Se le atribuyen características de desinfectante, antimicrobiano,



1. Vinagre en diversas presentaciones
2. El vinagre blanco se utiliza en la elaboración de aderezos

Fuente: shutterstock.

antiséptico y depurativo, es desincrustante, desengrasante y abrillantador. Se utiliza en la elaboración de aderezos y chiles en escabeche por su poder conservante; sus usos industriales son principalmente en la elaboración de cosméticos y productos de limpieza.



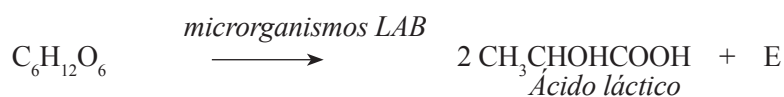
Fermentación láctica

El químico francés Louis Pasteur (1822-1895) estudió los efectos dañinos de los microbios en alimentos con lo que pudo inventar el proceso de pasteurización en 1862, utilizado por primera vez en las industrias de vino francesas y posteriormente en otras bebidas como la cerveza y la leche.

Con este método, los líquidos son calentados a una temperatura que oscila entre los 60 y los 100 °C, con el propósito de eliminar los microorganismos que causan que las bebidas se echen a perder y así lograr su preservación y máxima seguridad.

En otras palabras, la correcta pasteurización de la leche cruda destruye cualquier patógeno que pudiera sobrevivir a la fermentación. La industria de alimentos lleva a cabo la fermentación láctica para la fabricación de yogurt, quesos y la col fermentada alemana. Este proceso es producido por las bacterias llamadas *lactobacillus* o Bacterias Ácido Lácticas (LAB) que son las encargadas de convertir la lactosa de la leche en glucosa y posteriormente en ácido láctico, evitando así el crecimiento de microorganismos patógenos.

La reacción general de la fermentación láctica es la siguiente:



En el mercado alimenticio, existen distintas leches fermentadas, así como diversos tipos de yogures y de alimentos basados en éstos. Los microorganismos utilizados como cultivos iniciadores (LAB) son varios; por ejemplo, en la fabricación de yogurt se utilizan las bacterias conocidas con los nombres de *lactobacillus bulgaricus* y *streptococcus thermophilus*.

La coagulación de la leche es el resultado de la precipitación de las proteínas contenidas en esta sustancia y ocurre por el descenso de pH debido a la presencia de ácido láctico. Este proceso es la base para la obtención del yogur, el ácido láctico producido por la fermentación de la leche, tiene excelentes propiedades conservantes de los alimentos.

En la actualidad, el interés por los yogures y otras leches fermentadas como productos benéficos para la salud está en aumento, ya que se les atribuyen propiedades terapéuticas, de tal manera que para su elaboración ha sido posible la inclusión de las bacterias intestinales *bifidobacterium* en los cultivos iniciadores.

La bacteria anaeróbica probiótica *lactobacillus casei* Shirota, de origen intestinal y productora de ácido láctico, es usada en la industria láctea para elaborar alimentos probióticos que son eficaces para mejorar la flora intestinal, el síndrome del intestino irritable, mejorar la digestión y la acidez.

La bacteria probiótica después de haber sido ingerida llega viva al intestino, permitiendo el funcionamiento normal de la microbiota intestinal y por ende, inhibe el crecimiento de bacterias patógenas; haciendo que los productos lácteos fermentados microorganismos sean indicados en la alimentación por parte de los profesionales de la salud.



El yogurt se considera benéfico para la salud
Fuente: shutterstock.



Bacteria probiótica
Fuente: shutterstock.

Investiga:

A nivel industrial cuales son los tipos de fermentación que se utilizan y cual se utilidad.



Actividad
Módulo 1

1.2.2. Impacto social de los productos de la fermentación en alimentos y bebidas.

A través de la historia, se puede constatar que el hombre siendo nómada empezó a observar la naturaleza, aprendió a recolectar alimentos y a cazar animales; sin embargo, no se olvidó de recorrer distancias y viajar a otros lugares en distintas épocas del año para ir en busca de alimentos que consideraba benéficos.



Con el paso de los años, se volvió sedentario, se estableció en un determinado lugar y desarrolló la agricultura, cultivaba plantas y frutos, y fue capaz de cuidar y domesticar animales. Ante tales circunstancias, el hombre se vio en la necesidad de guardar y conservar los excedentes de alimentos, tanto de origen animal como vegetal y recurrió a procesos como la salazón de la carne y la deshidratación (secado al sol), así como a la fermentación que es considerada en todo el mundo como una de las técnicas ancestrales más usadas en la producción, conservación y transformación de alimentos y bebidas.

Diversidad de quesos
obtenidos por
fermentación láctica
Fuente: shutterstock.



En México específicamente, nuestros ancestros ya colocaban la carne al sol hasta deshidratarla por completo, luego de varios días o incluso meses, era posible cocinarla sin que perdiera propiedades ni sabor. Otro alimento característico de la cultura mexicana es el pozol, que consiste en bolas de masa de maíz nixtamalizado envueltas en hojas de plátano que se dejan fermentar por varios días y se comen disueltas en agua; se conservan por mucho tiempo, siendo esta es la razón por la que el pozol se utilizaba como alimento de reserva para viajes muy largos.

Siguiendo con el análisis de alimentos y bebidas, la extracción del pulque del maguey es un ejemplo claro y preciso de la forma de modificar las bebidas por fermentación para obtener otros con propiedades distintas, e incluso curativas.

1. Extracción del pulque
2. Maguey, planta de donde se extrae el pulque

Fuente: shutterstock.



Sin duda alguna, el jocoque es otro alimento propio de los mexicanos, que aunque no conocían cómo se realizaba la fermentación del producto lácteo, recurrieron al proceso ancestral y artesanal, consistente en colocar la leche de vaca en una olla de

barro, taparla perfectamente con un plástico y dejarla al sol por dos o tres días, hasta obtener una sustancia cremosa y nutritiva con un sabor distinto al de la leche antes de fermentarse. En la mayoría de los hogares mexicanos este alimento no faltaba y se comía endulzado o bien como si fuera una crema salada.



Jocoque obtenido
por fermentación
de la leche de vaca
Fuente: shutterstock.

Los mexicanos obtenían también su propio vinagre para elaborar chiles en escabeche, aderezos, algunos remedios caseros y desinfectantes. Hasta la fecha, en algunas regiones del país, se utiliza el proceso artesanal de fermentación, que consiste en colocar trozos de "piloncillo", agua y la "célula madre del vinagre" (bacteria de consistencia viscosa) en un recipiente de vidrio, que se tapa herméticamente y se coloca al sol por algunos días.



Vinagre casero
Fuente: shutterstock.

Como puede apreciarse, son varios los alimentos y bebidas que, desde hace tiempo, son obtenidos por fermentación, logrando propiedades fundamentales para una dieta variada y haciendo que su preparación y consumo tengan un impacto social relevante en la industria alimentaria. Claro, sin olvidar que hoy en día el proceso es utilizado también en el desarrollo, mejora e investigación de nuevos productos biológicos, biotecnológicos y químicos.



Sin embargo, es importante considerar el campo de la biotecnología tradicional en la producción de alimentos y bebidas con características distintas a las de su naturaleza, aunque estos productos están arraigados a la cultura de las regiones en las que se desarrollaron, los avances científicos y tecnológicos son de gran utilidad en la innovación y beneficios que aportan, debido al conocimiento de la actividad microbiológica.

La biotecnología se define como el conjunto de técnicas que modifican organismos vivos, transforman sustancias de origen orgánico o utilizan procesos biológicos para producir un nuevo conocimiento o desarrollar productos o servicios (OCDE). De ahí la importancia que tiene la biotecnología tradicional; y actualmente la biotecnología moderna; la cual es aplicada en la industria alimentaria, como es el caso de:

- Mejora de la calidad de materias primas
- Conservación de alimentos
- Detección de agentes patógenos en los alimentos
- Control de seguridad alimentaria

En síntesis, aún queda mucho por explorar en el campo de la industria alimentaria, ya que, con el desarrollo de la tecnología y los avances científicos, es posible innovar y mejorar los alimentos y bebidas en favor de la salud y el medio ambiente.

Aunado a esto, la fermentación sigue siendo de gran importancia en la producción de alimentos y bebidas, e inclusive, en la actualidad una de las áreas más prometedoras para la biotecnología de alimentos es el desarrollo de alimentos genéticamente modificados, llamados transgénicos, que presentan como ventajas destacadas mejoras nutricionales, mayor productividad de cosechas y protección y cuidado al medio ambiente.



Biotechnología
Fuente: shutterstock.

módulo dos

electroquímica





Propósito

Analiza los fundamentos químicos en los que se basa la fabricación y uso de celdas electroquímicas, para generar en la estudiante conciencia sobre el ambiente y curiosidad científica que lo guíe a la innovación y el desarrollo tecnológico.

Temática

2.1. Celdas electroquímicas

2.1.1. Celdas galvánicas

2.1.1.1. Reacciones de óxido-reducción

2.1.1.2. Balanceo por el método redox

2.1.2. Celdas electrolíticas

2.1.2.1. Galvanoplastia

2.2. Impacto ambiental de las pilas

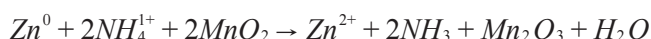
2.1. Celdas electroquímicas

Los procesos electroquímicos involucran reacciones de reducción- oxidación (redox), las cuales liberan energía que se transforma en electricidad o, por el contrario, se suministra electricidad para provocar que una reacción química se efectúe.

Concretamente la **electroquímica** es la rama de la química que estudia la transformación entre la energía química y la energía eléctrica.

Sin importar el sentido de la transformación de un tipo de energía a otro, cada proceso electroquímico involucra reacciones redox. Siempre existe la transferencia de electrones entre especies químicas distintas, normalmente participan sólo dos, sin embargo, hay procesos en los que participan más de dos especies.

Un ejemplo clásico son las reacciones redox de una pila seca:



Las aplicaciones que tienen los procesos electroquímicos son diversas, suministrar energía eléctrica a distintos dispositivos es un tema esencia en la actualidad, desde relojes, calculadoras, cámaras fotográficas, smartphones, computadoras portátiles, hasta motocicletas, automóviles y máquinas de construcción.

La transformación de energía química en energía eléctrica es investigada desde hace tiempo, en la actualidad se requieren fuentes de energía cada vez más reducidas en tamaño y con mejor rendimiento, sobre todo para poder utilizar smartphones (los cuales cada vez requieren mayor suministro de electricidad) y computadoras portátiles, en lugares remotos y durante lapsos de tiempo más prolongados.

Para poder conseguir tal propósito, no solo se requiere crear baterías más eficaces, si no desarrollar nuevos materiales y procesos químicos menos contaminantes y más baratos.

Pero la generación de energía eléctrica a partir de energía química no es el único campo que estudia la electroquímica, también se aplica en los procesos en los que el suministro de energía eléctrica (*electrólisis*) permite la obtención de sustancias que se utilizan a gran escala en procesos industriales, como el cloro, el sodio y el aluminio.

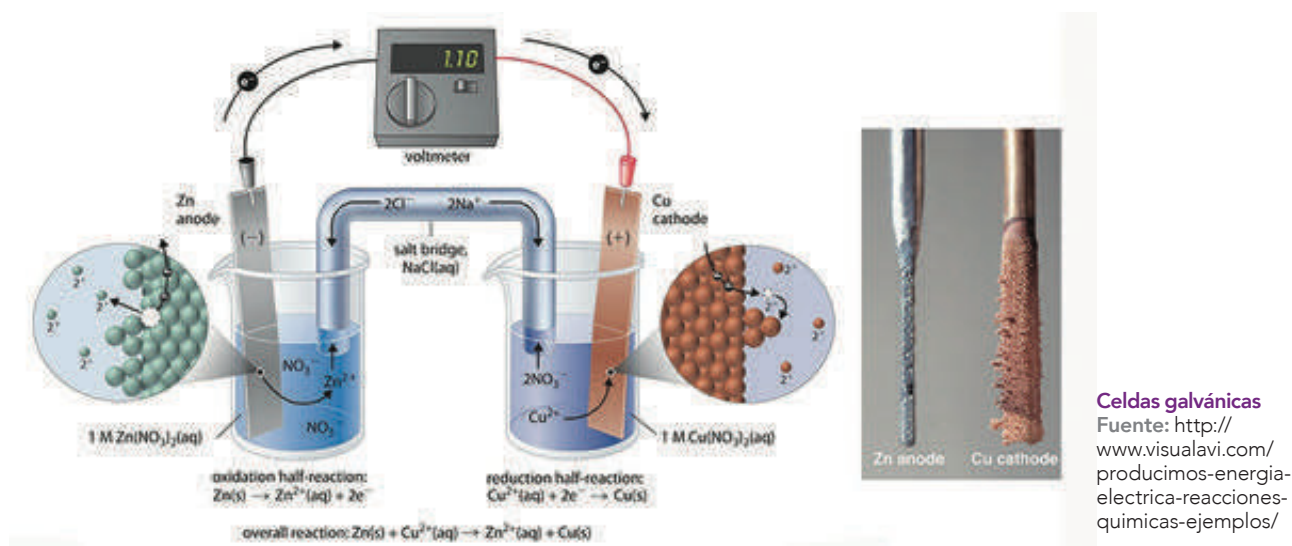
De igual forma, tiene amplias aplicaciones en el tratamiento de aguas residuales, en la protección de materiales metálicos mediante ánodos de sacrificio, en el desarrollo de nuevos materiales con diversas aplicaciones prácticas, tal es el caso de la fabricación de amalgamas dentales.

2.1.1. Celdas galvánicas

Las celdas electroquímicas son dispositivos experimentales utilizados para generar electricidad mediante una reacción química espontánea de tipo redox. Hay dos tipos de celdas electroquímicas, las celdas Galvánicas y las celdas Electrolíticas.

Las celdas Galvánicas o Voltaicas, también se conocen como baterías. Su nombre se asignó en honor a los científicos italianos Luigi Galvani y Alessandro Volta.

En la siguiente imagen se muestra el esquema que describe el funcionamiento de una celda galvánica, se muestran las reacciones de óxido-reducción que se llevan a cabo, las cuales al efectuarse permiten el flujo de corriente eléctrica.



Se observa en la figura que el dispositivo consta de dos medias celdas separadas, en cada una se debe colocar una barra de metal en cada disolución en la que estén presentes los cationes del mismo.

En el ejemplo una barra de zinc metálico se sumerge en una disolución de $\text{Zn(NO}_3)_2$ y una de cobre en una disolución de $\text{Cu(NO}_3)_2$. La celda funciona debido a la oxidación



del Zn metálico (Zn^0) a Zn^{2+} y la reducción simultánea del Cu^{2+} a Cu metálico (Cu^0), que se llevan a cabo en recipientes separados unidos por una puente salino o separados por una barrera porosa, que permitan el flujo de iones.

El proceso de oxidación y reducción simultáneo genera el movimiento de electrones. Mediante el dispositivo la corriente eléctrica es conducida a través del alambre unido a cada electrodo (barras metálicas). Para aprovechar la energía eléctrica generada, se conectan los extremos de cada alambre a un condensador de energía eléctrica o directamente a algún dispositivo electrónico.

Cada electrodo en particular tiene un nombre específico por definición, el **ánodo es el electrodo en el que se lleva a cabo la oxidación** (en este ejemplo la barra de zinc), mientras que en el **cátodo se efectúa la reducción** (en este caso, la barra de cobre).

A continuación, se muestran las reacciones, denominadas *medias reacciones o semirreacciones*, que se efectúan en el ánodo y en el cátodo, respectivamente la oxidación del zinc y la reducción del cobre.

Ánodo	Cátodo
Reacción de oxidación	Reacción de reducción
$Zn^0(s) - 2e^- \rightarrow Zn^{2+}(ac)$	$Cu^{2+}(ac) + 2e^- \rightarrow Cu^0(s)$
Reacción redox global	
$Zn^0 + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu^0 \quad \Delta G < 0$	

Para que la celda galvánica genere corriente eléctrica, es necesario que la reacción sea espontánea, por lo que la energía libre de Gibbs (ΔG) del sistema debe ser negativa, $\Delta G < 0$.

La celda galvánica que describimos es, en particular, una celda conocida como celda o pila de Daniell, en honor a su inventor en 1836, John Frederic Daniell. En ella, el puente salino debe contener una disolución de un electrolito inerte como $NaCl$, NH_4NO_3 u otro, el cual es necesario para que el circuito eléctrico funcione.

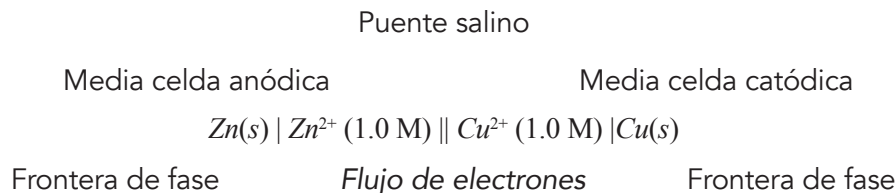
En una celda galvánica, los electrones fluyen desde el ánodo (electrodo de zinc) hasta el cátodo (electrodo de cobre) a través del alambre conductor. La corriente eléctrica fluye del ánodo al cátodo debido a una diferencia de energía potencial eléctrica. En una celda experimental se conectan los extremos de los alambres a un voltímetro para medir la cantidad de energía eléctrica que genera la celda. En el ejemplo, si se utilizan concentraciones 1.0 M de cada disolución a 25 °C, la cantidad de energía que genera la celda (**voltaje de la celda**) será de 1.10 volts.

El voltaje generado también es llamado como fuerza electromotriz o **fem (E)** y potencial de celda, cuya magnitud dependerá de la naturaleza de los electrodos y de los iones, la concentración de las disoluciones y la temperatura.

La representación de cada celda galvánica en particular se conoce como *diagrama de celda*, para nuestro ejemplo de la celda o pila de Daniell, asumiendo concentraciones 1.0 M para cada disolución, el diagrama de celda es el siguiente:

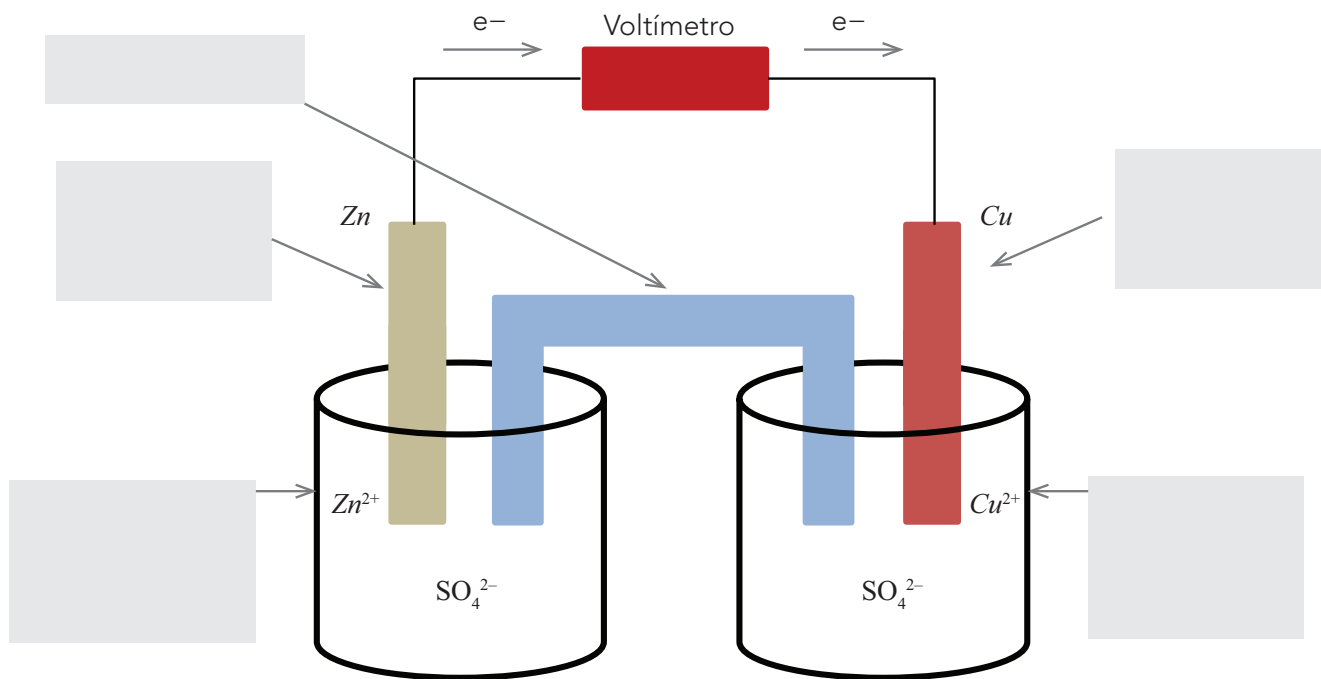


La cual se describe con mayor detalle en la siguiente representación:



Como se observa, la línea doble representa el puente salino, mientras que las líneas sencillas representan la separación entre cada electrodo (ánodo y cátodo, en ese orden) y la disolución acuosa en la que está sumergido, de la cual se muestra su concentración molar.

Identifica cada parte de una celda galvánica en la siguiente figura.



Actividad
Módulo 2

Celdas galvánicas
Fuente: elaboración propia.



2.1.1.1. Reacciones de Óxido-Reducción

En este tipo de reacciones, se transfieren uno o más electrones de una especie a otra (átomos, iones o moléculas), por lo que cada átomo participante en este intercambio de electrones tendrá diferentes números de oxidación en reactivos y productos.

Son reacciones comunes y con aplicaciones industriales; se aprovecha el intercambio de electrones para generar energía eléctrica, para proteger materiales metálicos contra la corrosión o para separar elementos de compuestos con fines prácticos.

Es importante recordar que los elementos metálicos tienden a perder electrones con facilidad, mientras que con los no metales ocurre lo contrario, sin embargo, en una reacción de esta naturaleza, ambas especies pueden experimentar cualquiera de las dos situaciones, dependiendo de las otras que participen.

Al hacer reaccionar sodio metálico con cloro gaseoso, en ausencia de oxígeno, se obtiene el cloruro de sodio, conocido como sal común. La ecuación química que representa esta reacción es la siguiente:



Si escribimos los números de oxidación de cada átomo nos damos cuenta de que ocurrieron cambios:



El cloro cambió de Cl^0 a Cl^{1-} , lo cual indica que se redujo, por lo que debió ganar un electrón:



Pero como inicialmente había dos átomos de cloro, entonces la ecuación debe escribirse así:



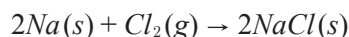
Mientras que el sodio cambió de Na^0 a Na^{1+} , lo cual indica que se oxidó, por lo que debió perder un electrón:



Debido a que originalmente había dos átomos de cloro, entonces debieron participar en la reacción dos átomos de sodio:

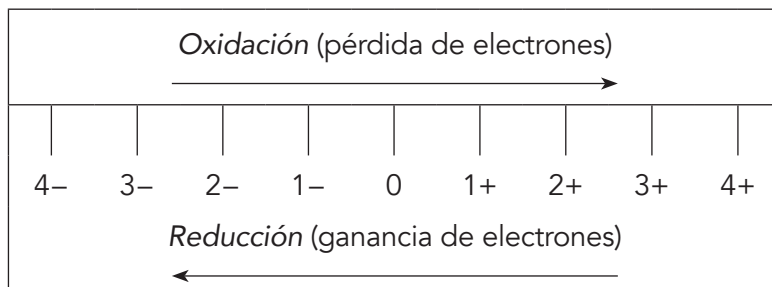


En consecuencia, la ecuación que representa la formación de cloruro de sodio se debe escribir así:



Como se observa, en estas reacciones, siempre ocurre una transferencia de electrones entre las especies que participan, lo que provoca que también existan cambios en los números de oxidación.

Para facilitar el estudio de reacciones, los cambios en los números de oxidación se pueden representar:



Un átomo cambia su número de oxidación en una magnitud igual a la cantidad de electrones que gana o pierde. Si gana electrones, disminuye su número de oxidación, mientras que si los pierde aumenta su número de oxidación.

El proceso Hall-Heroult es utilizado para la obtención de aluminio e involucra reacciones redox. El material inicial es alúmina (Al_2O_3), la cual se disuelve en un baño electrolítico de criolita fundida a determinada temperatura en un tanque de acero forrado con carbón o grafito; para la obtención de aluminio de alta pureza se utiliza una corriente eléctrica de bajo voltaje, pero en alta intensidad. Aunque involucra una serie de reacciones, la reacción global de obtención industrial de aluminio se representa mediante la siguiente ecuación:



Esta reacción se clasifica como una reacción de oxidación reducción, porque incluye elementos que cambiaron su número de oxidación al reaccionar.



... ecuación 1

Como se observa, el aluminio de la alúmina tiene un número de oxidación 3+, que cambió a cero en el producto final aluminio, lo cual significa que "ganó" 3 electrones al reaccionar, representado de la siguiente manera:



Cada átomo de aluminio (Al^{3+}) al ganar o aceptar 3 electrones, cambió a Al^0 , experimentando una **reacción de reducción**, que como se observa, involucra la ganancia de electrones y la disminución del número de oxidación.

Pero ¿cómo se obtuvieron esos electrones? Al revisar la ecuación 1, podemos darnos cuenta de que el carbono cambió su número de oxidación de cero a 4+, lo que significa que perdió o cedió 4 electrones:



El C^0 experimentó una **reacción de oxidación**, la cual implica la pérdida de electrones y el incremento del número de oxidación, transformándose en C^{4+} .

En consecuencia, el aluminio al **reducirse** aceptó electrones del carbono, el cual se **oxidó, provocando** una reacción típica de oxidación reducción, ampliamente utilizada en la industria química actual.



Pero ¿por qué el aluminio aceptó tres electrones y el carbono perdió cuatro? Debido a la transferencia de electrones que forma parte esencial de una reacción de reducción oxidación, conocida como redox, y debe equilibrarse de cierta manera; la cantidad de electrones de una o varias especies que ceden a otra u otras especies debe ser la misma que aceptan. Entonces surge la necesidad de los electrones que se transfieren, por medio del balanceo de ecuaciones de reacciones redox.

2.1.1.2. Balanceo por el método redox (oxidación-reducción)

A continuación, se describe un procedimiento para balancear ecuaciones químicas de tipo redox; se aprovecha, para poder balancear una ecuación, que dos o más elementos cambian sus números de oxidación al reaccionar.

- Primero se debe determinar que la reacción que se va a balancear es realmente una ecuación de oxidación reducción, donde hay elementos que cambian su número de oxidación al efectuar la reacción.
- Para ello es necesario asignar los números de oxidación que correspondan a cada elemento. Las siguientes reglas empíricas facilitan esta labor:

Los elementos que no se encuentren combinados con otros diferentes tendrán un número de oxidación de cero.



El hidrógeno tendrá 1+, excepto en los hidruros (1-) y cuando se encuentra en estado elemental (H_2 , donde tiene 0).



El oxígeno tendrá 2-, excepto en los peróxidos (1-) y cuando se encuentra en estado elemental (O_2 u O_3 , donde tiene 0).



Los halógenos en sales binarias (metal – halógeno) tendrán 1-.



Los metales alcalinos al combinarse generalmente tienen un número de oxidación de 1+.



Los metales alcalinotérreos al combinarse generalmente tienen un número de oxidación de 2+.



La suma total de los números de oxidación en una molécula debe dar como resultado cero.



$$(1+)(2) = 2 + y (2-)(4) = 8 -$$

- Una vez asignados todos los números, se deben identificar los elementos que cambiaron números de oxidación una vez que reaccionaron:



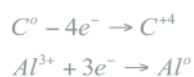
Como se observa, el carbono cambió de C^0 a C^{4+} , mientras que el aluminio cambio de Al^{3+} a Al^0 .

Ocurrió que el carbono se oxidó y al ceder electrones al aluminio provocó que se redujera, por lo que se denomina **agente reductor**; por el contrario, el aluminio al aceptar los electrones del carbono se contrajo, y se oxidó, como **agente oxidante**.

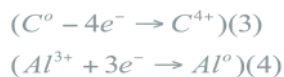
Las dos medias reacciones (o semirreacciones) de oxidación y reducción se escriben a continuación:



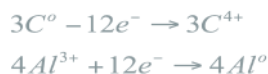
La reacción de oxidación involucra la pérdida de electrones, mientras que la de reducción, la ganancia:



- Es necesario equilibrar el número de electrones; ya que los que un elemento pierde, son los que el otro elemento gana; esto se puede conseguir multiplicando cada semirreacción por el número de electrones de la otra, como se muestra en el ejemplo:



Se obtiene:



Observa ahora que la cantidad de electrones que pierde el carbono es la misma que gana el aluminio, mismos que anulamos al sumar las semirreacciones; en una suman y en otra restan.

- Los coeficientes obtenidos para cada especie se colocan en la ecuación original para balancearlos:



- Si es necesario, los restantes elementos se balancean por tanteo.
- Finalmente se debe verificar que la ecuación esté balanceada:



Cantidad en reactivos	Elemento	Cantidad en productos
3	C	3
4	Al	4
6	O	6

Algunas aplicaciones de las reacciones redox:

- Estructuras con ataque por cloruros. Aplicación de la protección catódica en el puente A la Illa de Arousa, construido en 1985 en la isla de Arosa, España, y el cual se reparó con cuatro tipos de intervención: reparación convencional con parches; agentes anticorrosivos; protección catódica con ánodos galvánicos, y un sistema de protección catódica híbrido con una corriente impresa inicial y una corriente galvánica.
- Recubrimientos vítreos de cerio para la protección activa de aleaciones de aluminio, en donde al efectuarse reacciones redox, en este caso los recubrimientos están diseñados para tener cierta porosidad y permitir la movilidad de iones Ce^{3+} y Ce^{4+} dentro del recubrimiento, facilitando su actuación como inhibidor de la corrosión.
- Electrocoagulación para remoción de metales de aguas residuales galvánicas.



Determina el número de oxidación de cada elemento que se indica en los compuestos.

Compuesto	Elemento	Número de oxidación
AlN	N	
$Fe_2(Cr_2O_7)_3$	Fe y Cr	
$CaSiO_3$	Si	
NH_4NO_3	Los dos N	
$Sn_3(PO_3)_4$	Sn y P	

Identifica en la siguiente tabla, aquellas que correspondan a reacciones redox.

Reacción	Tipo de reacción
$Sn + HNO_3 \rightarrow SnO_2 + NO_2 + H_2O$	
$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$	
$H_2O + SO_2 \rightarrow H_2SO_3$	
$NaI + F_2 \rightarrow NaF + I_2$	
$(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow Cr_2O_3 + N_2 + H_2O$	

En cada una de las siguientes ecuaciones asigna el número de oxidación por elemento y determina lo que se solicita.

$Zn + NaNO_3 + NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + NH_3 + H_2O$			
Reacción de oxidación	Reacción de reducción	Agente oxidante	Agente reductor
$CdS + I_2 + HCl \rightarrow CdCl_2 + HI + S$			
Reacción de oxidación	Reacción de reducción	Agente oxidante	Agente reductor
$I_2 + HNO_3 \rightarrow HIO_3 + NO_2 + H_2O$			
Reacción de oxidación	Reacción de reducción	Agente oxidante	Agente reductor
$CuO + NH_3 \rightarrow N_2 + H_2O + Cu$			
Reacción de oxidación	Reacción de reducción	Agente oxidante	Agente reductor
$HNO_3 + HI \rightarrow NO + I_2 + H_2O$			
Reacción de oxidación	Reacción de reducción	Agente oxidante	Agente reductor

2.1.2. Celdas electrolíticas.

La electroquímica nos permite observar, analizar, reconocer y constatar la relación entre las reacciones químicas que generan efectos eléctricos y los cambios químicos causados por la acción de la diferencia entre potenciales eléctricos.

Las reacciones electroquímicas se llevan a cabo por la transferencia de electrones, por lo que son denominadas reacciones de *oxidación-reducción* o *redox*.

En los procesos electroquímicos de oxidación y reducción que se llevan a cabo en celdas, se observa que la oxidación ocurre en un electrodo (ánodo), y la reducción, en el otro electrodo (cátodo).



Las celdas electroquímicas se clasifican en:

1. Las **celdas galvánicas** o **voltaicas** se caracterizan porque a partir de una reacción química espontánea, de oxidación-reducción, se produce una corriente eléctrica.

Las denominaciones de galvánicas y voltaicas se dieron en honor a Luigi Galvani (1737-1798) y Alessandro Volta (1745-1827), quienes realizaron las primeras pruebas en electroquímica.

2. Las **celdas o cubas electrolíticas** se caracterizan porque requieren la acción de una corriente eléctrica externa. Cuando se aplica energía, se produce una reacción que de otro modo no ocurriría de manera espontánea.

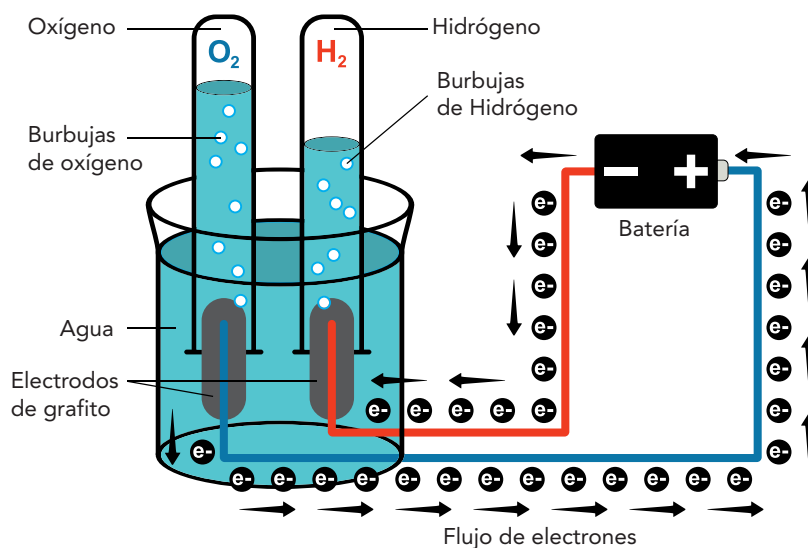
Dentro de los procesos electroquímicos en la celdas electrolíticas se consideran los siguientes componentes:

a) Electricidad

La corriente eléctrica representa transferencia de carga o flujo de electrones. La transmisión es a través de metales, electrolitos líquidos puros (sales fundidas) o soluciones que contengan electrolitos.

La **conducción metálica**, es el resultado del flujo de electrones a través del metal que funciona como una banda transportadora. Dentro de la estructura compacta del metal existe un “mar de electrones móviles”; los electrones pueden moverse libremente, y el material se mantiene constante durante el proceso porque un electrón en movimiento es inmediatamente sustituido por otro.

La **conducción iónica** o **electrolítica** es la conducción de corriente eléctrica por el movimiento de iones a través de una solución o de un líquido puro. Los iones con carga positiva viajan hacia el electrodo negativo, en tanto que los iones con carga negativa lo hacen hacia el electrodo positivo, y ambos tipos de conducción, iónica y metálica, tienen lugar en las celdas electroquímicas, como se muestra en la siguiente figura.



Conducción iónica
Fuente: shutterstock.

b) Electrodos

Los electrodos son superficies donde se llevan a cabo reacciones de oxidación o reducción y pueden o no participar. Los que no reaccionan reciben el nombre de **electrodos inertes**.

Los electrodos, independientemente del tipo de celda (electrolítica o voltaica), se identifican como:

- El **cátodo** se define como el electrodo donde se lleva a cabo la reducción a medida que las especies ganan electrones.
- El **ánodo** es el electrodo donde se lleva a cabo la oxidación a medida que las especies pierden electrones.

Dependiendo del tipo de celda, cada uno será el electrodo positivo o negativo.

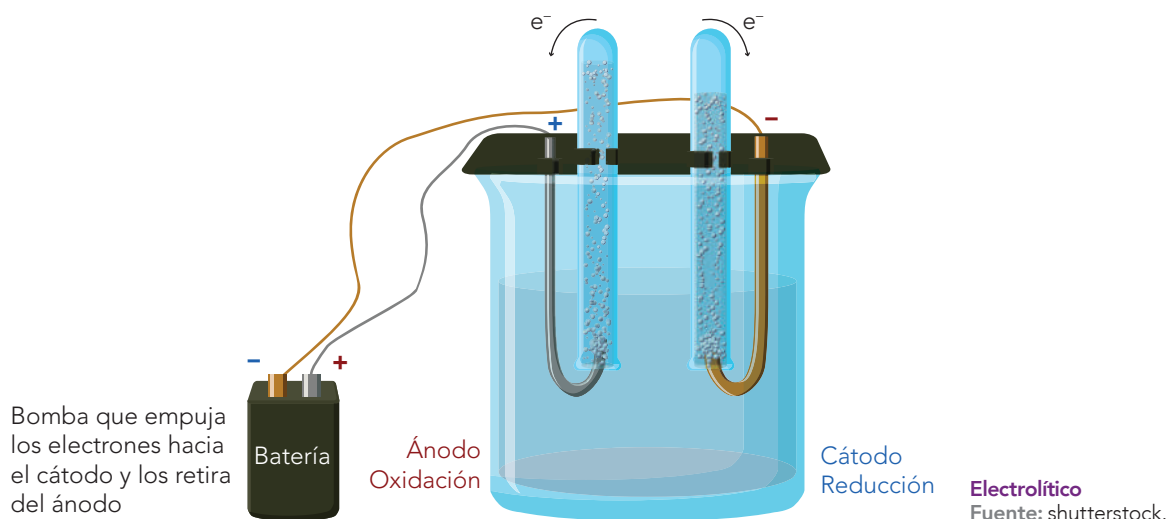
c) Electrolito

Se denomina electrolito a la sustancia que contiene aniones (iones negativos) y cationes (iones positivos) y es capaz de conducir electricidad.

Generalmente son sustancias fundidas o en solución, aunque también existen electrolitos sólidos como los sistemas de alúmina, de halogenuros de iones alcalinos (particularmente los fluoruros); sistemas de óxidos como el de itrio (estabilizado con zirconio) y conductores de protones.

Para realizar la electrólisis de cualquier disolución acuosa se requiere la presencia de un electrolito que conduzca la corriente dentro de la disolución. Así, si los iones del electrolito se oxidan y reducen con menor facilidad que el agua, entonces, el agua reacciona en ambos electrodos

Las partes de una celda electrolítica se muestran en la siguiente figura:





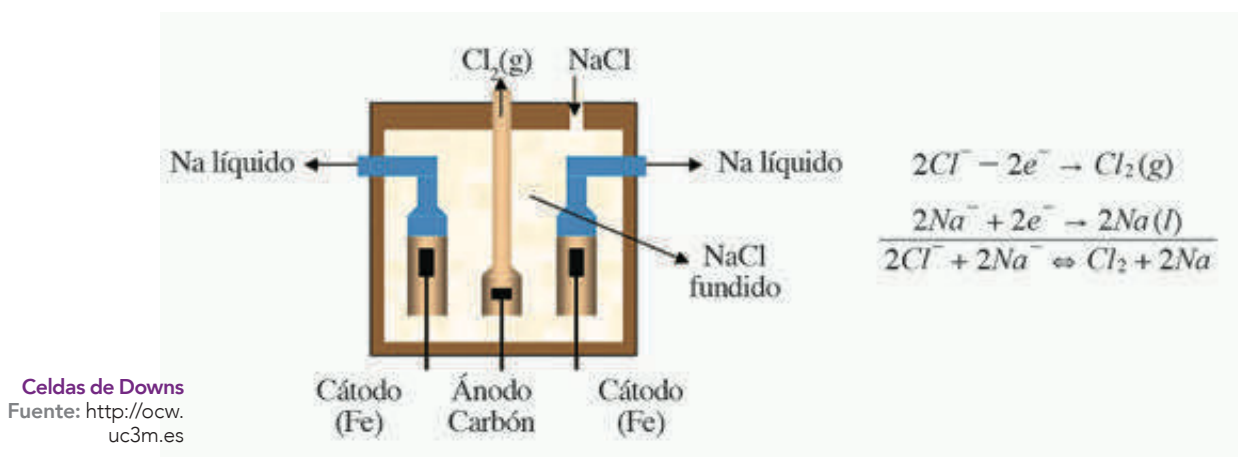
Ejemplos de electrólisis

a) Electrólisis de Cloruro de Sodio fundido (Celda de Downs)

Para obtener el sodio de manera industrial por electrólisis, se usa una celda electrolítica conocida como celda Downs.

En la celda, los electrodos se encuentran estratégicamente separados entre sí por un diafragma poroso cuyo objetivo es evitar que se produzca una recombinación de sodio (s) y de cloro (g), que se originan en la celda electrolítica para formar el cloruro de sodio (NaCl), reacción exotérmica que debe evitarse.

El cloruro de sodio sólido no es conductor de la corriente eléctrica; los iones vibran, no tienen libertad de moverse por el cristal. Sin embargo, el NaCl fundido (801°C) es un excelente conductor a causa de que sus iones se mueven libremente.

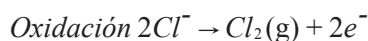


La celda de Downs está constituida por dos electrodos inertes. Estos se introducen en el recipiente que contiene cloruro de sodio fundido. Cuando fluye la corriente, se observa lo siguiente:

1. En el electrodo positivo (ánodo) se libera un gas verde pálido, que es Cl_2 .
2. En el electrodo negativo (cátodo) se forma sodio metálico fundido, de aspecto blanco plateado, que flota sobre el cloruro de sodio fundido.

A partir de las observaciones se concluye:

- a. El cloro se produce por oxidación de iones Cl^- .
- b. El sodio metálico se forma por reducción de iones Na^+



El funcionamiento de la celda de Downs es oneroso básicamente por su construcción, así como el consumo de electricidad y el costo que implica el calentamiento del cloruro de sodio para fundirlo. Sin embargo, por la facilidad de reacción la electrólisis es el medio más práctico mediante el cual puede obtenerse sodio metálico.

Una vez que se libera por electrólisis, el sodio líquido se drena, enfría y corta en bloques, que deben almacenarse en un medio inerte como el aceite mineral, los recipientes que lo contengan deben estar bajo atmósfera de nitrógeno o querosina para evitar cualquier contacto con el oxígeno atmosférico o el agua.

La formación de sodio metálico y cloro gaseoso a partir de cloruro de sodio no se lleva a cabo de manera espontánea, salvo a temperaturas superiores a 801 °C. Debe suministrarse energía eléctrica (corriente directa) para que la reacción tenga lugar.

El cloro gaseoso que se produce en la celda de Downs se enfría, comprime y comercializa, lo cual compensa la inversión para fabricar sodio metálico, aunque la mayor parte del cloro se fabrica por electrólisis de cloruro de sodio acuoso, un proceso menos costoso.

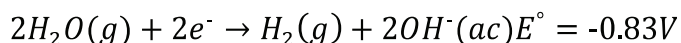
b) Electrólisis del cloruro de sodio acuoso

Las reacciones en el electrodo cuando se electroliza una disolución acuosa de sal (NaCl), pueden ser distintas a las de la electrólisis de sal fundida, porque el agua puede estar presente.

La media reacción que ocurre en el cátodo de la electrólisis del cloruro de sodio acuoso tiene dos vertientes:

la reducción de Na^+ a Na° (sodio metálico), como en el caso del Cloruro de Sodio fundido.

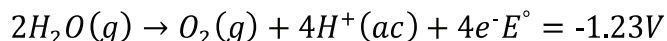
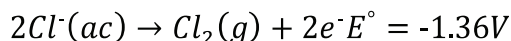
La reducción de agua para formar Hidrógeno gaseoso:



De igual manera la media reacción en ánodo puede ser:

a) La oxidación de Cl^- a Cl_2 gaseoso, como en el caso del Cloruro de Sodio fundido

b) La oxidación del agua para formar Oxígeno gaseoso:

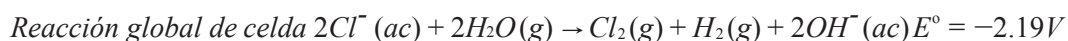
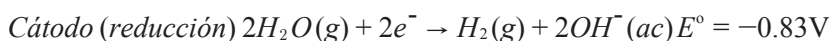
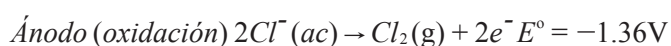




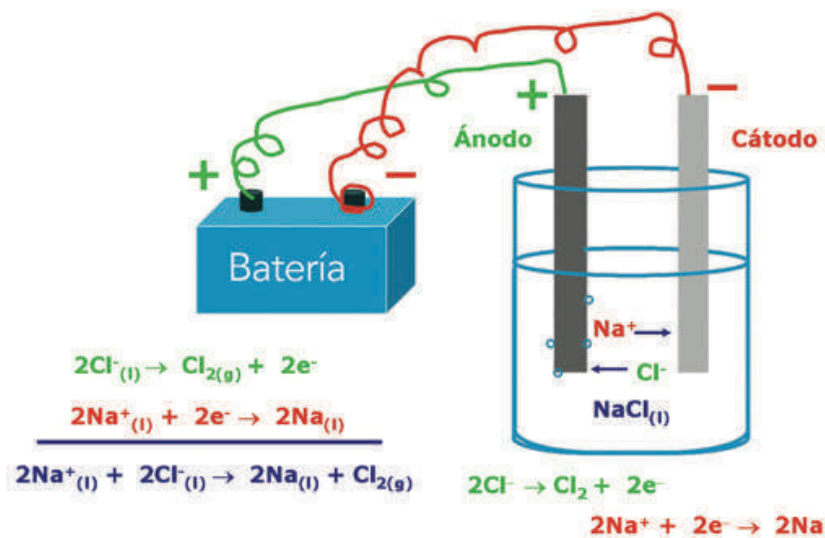
Sin embargo, debido a un fenómeno de sobrevoltaje o sobretensión el producto observado en el ánodo será Cl_2 y no O_2 .

El voltaje necesario para realizar una electrólisis es siempre mayor que el voltaje calculado a partir de potenciales estándar de oxidación y reducción. El voltaje adicional aplicado es el **sobrevoltaje** que permitirá la transferencia de electrones en la interfase *electrodo-disolución*, lo que limita la cantidad de corriente que cruza la celda electrolítica.

La electrólisis del Cloruro de Sodio acuoso presenta las siguientes reacciones de electrodo observadas y la reacción global de celda:



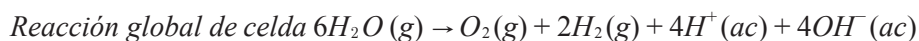
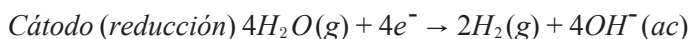
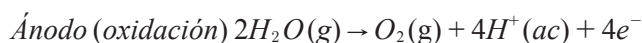
Al efectuarse la reacción de electrolisis, el ion Sodio (Na^+) no interviene en las reacciones del electrodo; la disolución de Cloruro de Sodio se convierte en disolución de Hidróxido de Sodio. El potencial mínimo requerido es de 2.19 V, más el sobrevoltaje.



Cloruro de sodio
acuoso
Fuente: <http://elfisicologo.blogspot.mx>

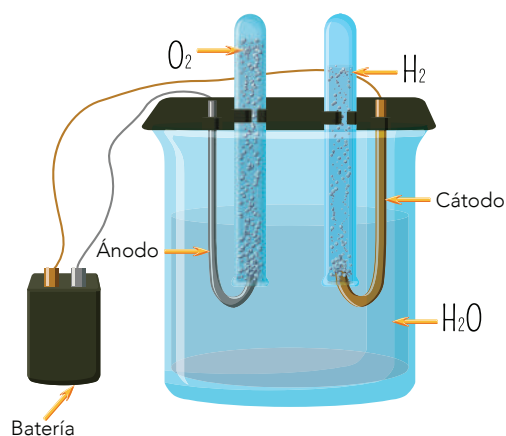
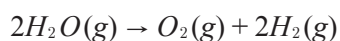
c) Electrólisis del agua.

En la electrólisis de una disolución acuosa de Sulfato de Sodio (Na_2SO_4), el agua se reduce en el ánodo respecto a los iones SO_4^{2-} y en el cátodo se reducen prioritariamente los iones Na^+ . Las reacciones de los electrodos y la reacción global son:



Si se mezclan las disoluciones anódica y catódica, entonces, los iones H^+ y OH^- reaccionan para formar agua:

La reacción neta de la electrólisis es la descomposición del agua y este proceso frecuentemente se utiliza en el laboratorio para producir pequeñas cantidades de H_2 y O_2 puros, como lo indica la reacción:



2.1.2.1. Galvanoplastia

Método a través del cual los rines de los carros deportivos, o algunas piezas metálicas de autos o de bicicletas, presentan un brillo llamativo y cautivador, de igual forma, el resplandor de algunos objetos como utensilios de cocina, monedas antiguas, llaves, o cubiertos.

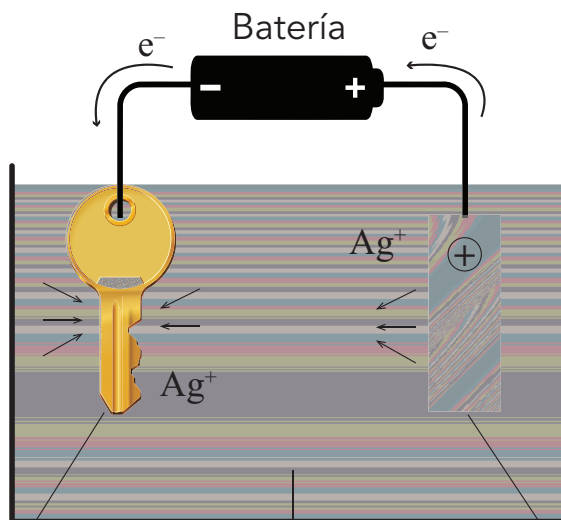
Imágenes

Fuente: shutterstock.





El proceso utiliza el paso de una corriente eléctrica para recubrir un objeto con un metal, como cromo, oro, plata, zinc, cobre o níquel. Para ello, se requiere una celda electroquímica una disolución de sal del metal.



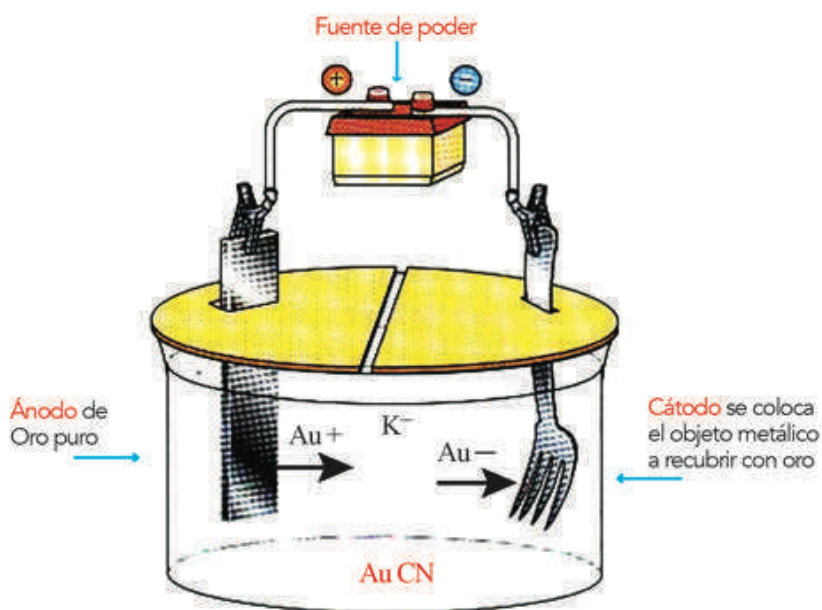
Galvanoplastia

Fuente: shutterstock.

Por ejemplo, la celda para realizar un aureado (recubrimiento con oro) contiene una disolución de una sal; cianuro de potasio, y un ánodo de Oro. En el cátodo se coloca la pieza u objeto a recubrir. En el ánodo se coloca el electrodo positivo de la fuente de energía eléctrica y el cátodo al negativo. Las reacciones que se llevan a cabo son:

Cátodo (Reducción): $\text{Au}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Au}^0$ (recubre el objeto)

Ánodo (Oxidación): $\text{Au} \rightarrow \text{Au}^+ + 1\text{e}^-$



Recubrimiento

Fuente: shutterstock.

Las reacciones generan el flujo constante de iones de oro del ánodo al cátodo, donde se depositan, logrando tener el grosor de la capa de oro deseado en el objeto cubierto.

En el diagrama un objeto (tenedor) puede rodearse de una capa de metal (oro) en una celda electrolítica, el electrolito contiene iones del metal y el objeto se coloca como cátodo, para que ahí se depositen los iones al ganar electrones.

En este tipo de recubrimientos es importante cuidar el tiempo de transmisión de corriente eléctrica a través de la disolución, del área del objeto y de la intensidad aplicada.

Cuando el objeto a recubrir no conduce electricidad se impregna con polvo de grafito o bien, mediante el proceso químico se depositan pequeñas cantidades de metal.

La galvanoplastia se usa para proteger objetos de la corrosión y oxidación, aumentar su resistencia mecánica y con fines decorativos, es por eso que sus aplicaciones son de gran importancia en la industria automotriz, en objetos de joyería, en la fabricación de aparatos electrodomésticos, equipos hospitalarios, material médico, o en plomería.

La **galvanización** consiste en un recubrimiento de metales ferrosos por inmersión en baño de zinc fundido o por electrólisis. Un proceso adicional relacionado es el anodizado de ciertos el cual permite oxidar su superficie. El óxido del metal crea una capa resistente a la oxidación posterior. Así, todos los instrumentos de aluminio que conocemos están anodizados.



Tubos galvanizados
Fuente: shutterstock.

El primero en obtener depósitos de oro o plata mediante la pila fue Brugnatelli, en 1807. Sin embargo, la creación real de la galvanoplastia se atribuye a H. Jacobi, físico ruso que en 1837 realizó grandes aportaciones sobre el procedimiento.



La siguiente tabla muestra ejemplos de diferentes metales usados en recubrimientos y las características óptimas para la electrólisis:

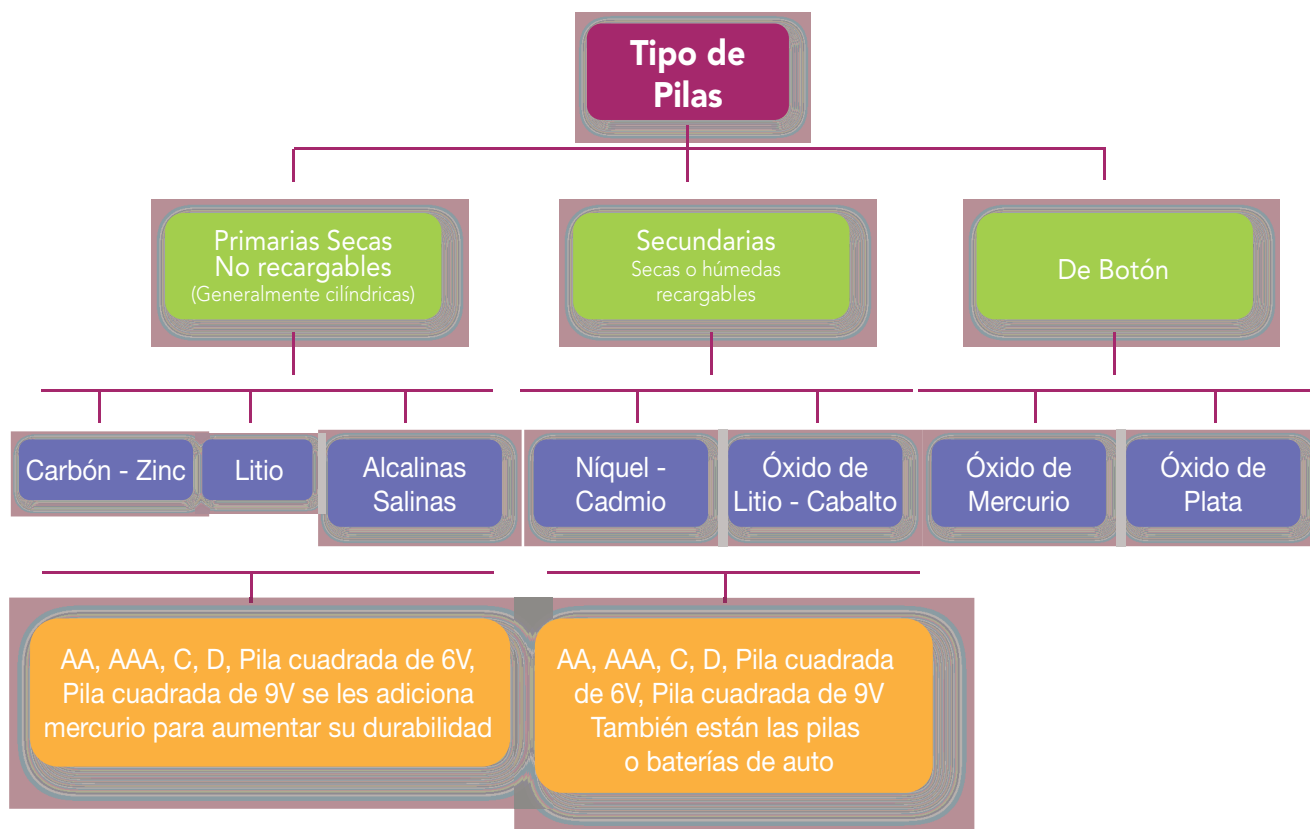
Metal depositado	Características de la electrólisis
Cadmio	Óxido de cadmio Cianuro de sodio Sulfato de níquel
Cobre	Sulfato de cobre Ácido sulfúrico
Cromo	Ácido crómico Ácido sulfúrico
Estaño	Sulfato estañoso Ácido sulfúrico Sulfato de sodio
Níquel	Sulfato de níquel Cloruro de níquel Ácido bórico
Zinc	Óxido de zinc Cianuro de sodio Hidróxido de sodio Cianuro de sodio
Plata	Cianuro de plata Nitrato de potasio

2.2. Impacto ambiental de las pilas

En este módulo se logró aprender el proceso de electrólisis como reacción de óxido-reducción, sus aplicaciones a través de procesos como la galvanoplastia, y de tal forma que podemos entender el proceso químico en una pila.

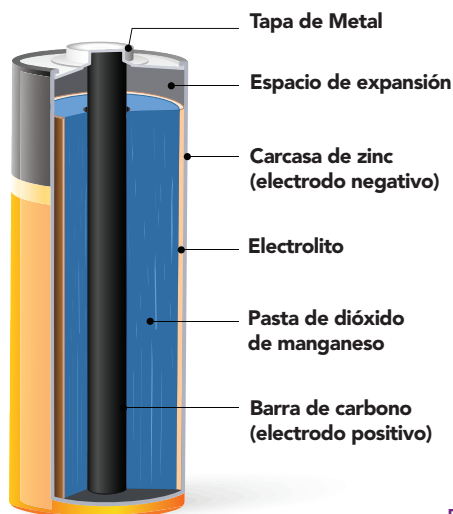
La primera pila fue creada por Alessandro Volta a finales de 1799, cuando comprobó que el contacto entre dos metales con un conductor líquido generaba una corriente de energía, con lo cual marcó una nueva era al lograr transformar la energía química en energía eléctrica.

El progreso en el campo de la tecnología generó la creación de diferentes tipos de pilas, de las cuales será importante mencionar sus principales características y usos.

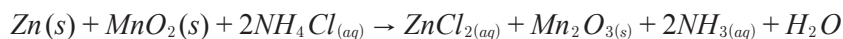


Pila Seca Alcalina: Versión modificada de la pila de Leclanché, quien patentó la celda electroquímica primaria en 1866; la copia de su modelo permitió la fabricación exitosa de las pilas secas.

En ellas se sustituye el electrolito ácido de NH_4Cl (cátodo +) por uno básico, que es NaOH (hidróxido de sodio) o KOH (hidróxido de potasio), las reacciones en los electrodos consisten en la oxidación del zinc (ánodo -) y la reducción del dióxido de manganeso (despolarizador), dando la siguiente reacción de óxido-reducción:



Pila seca alcalina
Fuente: shutterstock.



Este tipo de pilas es utilizado en aparatos eléctricos, a diferencia de las pilas salinas utilizan como electrolito el cloruro de zinc o de amonio, pero su uso y fabricación es la misma.

En las pilas alcalinas su capacidad depende de la carga o potencia consumida por el dispositivo al que se conectan, por ejemplo una pila alcalina de tamaño AA podría



tener una capacidad real de 3000 mAh (miliamperiohora) a baja potencia, pero con una carga de 1000 mW, común para las cámaras digitales, la capacidad podría ser de tan sólo 700 mAh. La tensión de la batería disminuye de manera constante durante el uso, por lo que la capacidad total utilizable depende de la tensión de corte de la aplicación.

En la década de los 60 del siglo XX, se introdujeron al mercado, con una pequeña cantidad de mercurio en el cátodo del zinc, la cual en lugar de disminuir, aumentó de un 66 por ciento a un 94 por ciento, causando toxicidad y se clasifican como residuos peligrosos.



Pila de litio
Fuente: googleimage.com

Pilas de Litio

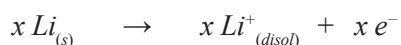
Diseñadas para otorgar niveles altos de energía, lo cual implica que puede generar una gran cantidad de calor sin entrar en corto circuito.

Existen dos tipos de pilas de litio: las de metal litio no recargables o primarias y las de iones de litio (Li-ion), recargables, a veces se denominan "pilas de litio secundarias", su diferencia radica en la naturaleza del ánodo; mientras que una pila de litio usa un ánodo de litio metálico, las de ion litio utilizan un ánodo de grafito (*grafito litiado*) y está representado por Li_xC_6

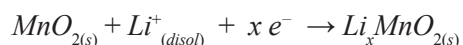
Reacciones Redox

En pilas de metal litio

Ánodo:

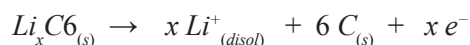


Cátodo:



En pilas de ion litio

Ánodo:



Cátodo:



Se encuentran en dispositivos electrónicos, tales como teléfonos celulares y computadoras portátiles, cámaras digitales, herramientas motorizadas y en el automóvil eléctrico *Tesla Motors*.

Este tipo de pilas son de manejo delicado, ya que pueden reaccionar provocando explosiones, o incendios. Siempre ocurrirán eventos perjudiciales cuando las baterías entran en contacto con el agua, son expuestas a altas temperaturas o se encuentran dañadas.

Pila de Níquel-Cadmio (Ni-Cd)

Son pilas secundarias que tienen en el ánodo el cadmio metálico, conocido como metal pesado, tóxico y costoso.

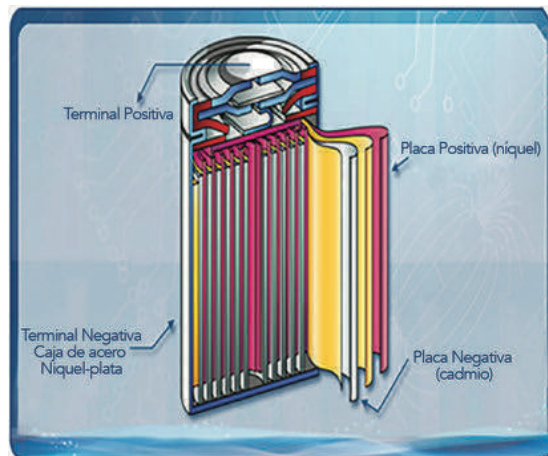
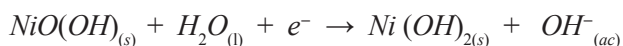
Su ventaja es que tienen un alto nivel de ciclos de recarga sin disminuir su capacidad de potencia energética, porque los productos sólidos de la reacción en los electrodos se adhieren a la superficie.

Las reacciones de óxido-reducción son:

Ánodo:



Cátodo:



Pila de Níquel-Cadmio (ni-cad)

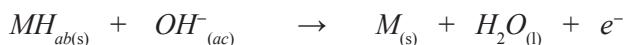
Fuente: googleimages.com

Pila de Níquel-Hidruro Metálico

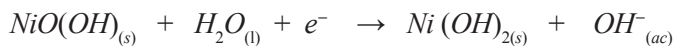
Se conocen como pilas NiMH. Producen el mismo voltaje (1.2 V) que una ni-cad; sin embargo, tiene el doble de densidad de energía, que es la energía almacenada por unidad de masa. Si bien ambas cuentan con el mismo cátodo, sus ánodos son diferentes.

En la pila NiMH, el ánodo es una aleación metálica especial como LiNi_5 , capaz de absorber y desprender grandes cantidades de hidrógeno a temperaturas y presiones ordinarias. Cuando está descargando, las reacciones en los electrodos y la reacción global:

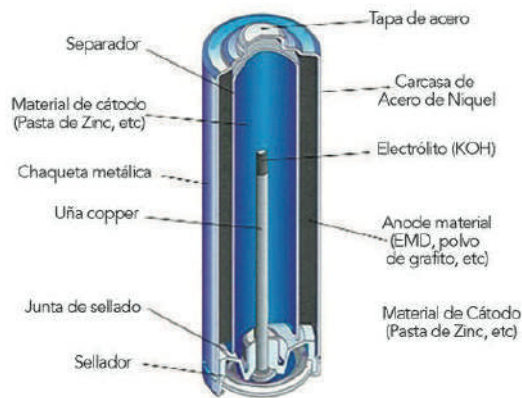
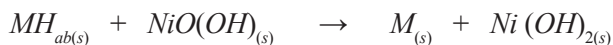
Ánodo:



Cátodo:



Total:



Pila de Níquel-Hidruro Metálico

Fuente: googleimages.com



Las pilas de NiMH se usan en productos electrónicos, también en automóviles híbridos de gasolina-eléctricos.

Los paquetes de baterías, formados por pilas de NiMH, suministran energía al motor eléctrico y por otro lado, almacenan energía del frenado. En el momento que se aplican, el motor eléctrico funciona como generador y recarga baterías. La energía cinética del vehículo, que de otra manera se disiparía como calor, se convierte en energía eléctrica, se reduce el uso del motor de gasolina y aumenta su rendimiento.

Tras conocer la variedad de pilas en el mercado, y observar que algunas se consumen con mayor frecuencia que otras de acuerdo con necesidades específicas, podemos asegurar que todas tienen un impacto ambiental considerable. Su uso en el hogar, sea de manera directa o indirecta, en la industria y en el transporte, es indispensable para obtener energía eléctrica, de tal forma que el ser humano se convierte en un generador de baterías usadas y por tanto, de residuos peligrosos.

Es importante analizar que si tenemos relojes, celulares, calculadoras, cámaras fotográficas, radios portátiles, linternas, juguetes, aportamos gran cantidad de residuos sólidos; es necesario hacer un alto y reflexionar acerca de las consecuencias ambientales y de salud que trae consigo este hecho.

Se sabe que una pila alcalina contamina aproximadamente 167 mil litros de agua; mucho más de la cantidad de agua que bebe una persona a lo largo de toda su vida, y una pila de botón dos millones de litros de agua, cantidad que beben en tres familias de cuatro miembros a lo largo de toda su vida; por lo que el destino final de las desechables no deben ser los basureros o rellenos sanitarios, el impacto que tienen en la salud y el ambiente son considerables.

Por otra parte, los efectos en la salud depende de la cantidad y tipo de metal que ingresa al cuerpo por respirar aire contaminado o bien por consumir alimentos que contienen metales pesados, los más frecuentes son:

- Cáncer
- Anemias
- Lesiones pulmonares
- Dermatitis
- Dolores estomacales
- Enfermedades de hígado y riñones
- Necrosis en la médula ósea
- Malformaciones y anomalías en el feto
- Disfunción en el aparato reproductor masculino
- Disfunciones renales, hepáticas y respiratorias

1. Considerando lo anterior, existen acciones emergentes desde nuestro entorno inmediato para desechar, baterías que contienen metales pesados (mercurio, cadmio, plomo, manganeso y zinc), como son:
2. Evitar tirarlas a la basura doméstica, su carcasa queda expuesta a la intemperie, logrando su corrosión y derrame de sustancias nocivas internas que alcanzan suelos, cultivos y mantos acuíferos.
3. No incinerarlas, ya que generan gases tóxicos volátiles que dañan de manera inmediata al aire que respiramos.
4. Evitar enterrarlas porque el peligro está latente y las sustancias tóxicas afectan al agua, aire y suelo, consiguiendo que se introduzcan en las cadenas alimentarias naturales.
5. Aumentar el consumo de baterías recargables, aunque tengan un costo superior a las comunes, su impacto en la salud y en el ambiente es menor.
6. Elegir productos que funcionen conectados a la red eléctrica, y disminuir en la medida de lo posible el consumo de desechables en juguetes, telefonía móvil y aparatos portátiles.
7. Evitar la compra de pilas de origen dudoso, su duración es corta y son más tóxicas que las que se encuentran reguladas.

Lo que nos toca hacer como ciudadanía es evitar la contaminación del ambiente y daños a la salud por el uso de pilas. En México se consumen en promedio 10 por persona al año, debemos disminuir el uso de baterías y estar informados acerca de los sitios específicos de recolección.

Actualmente, existen en el país programas ambientales de separación de residuos que en conjunto con empresas especialistas en el tratamiento de pilas, realizan una separación selectiva de los componentes esenciales. En las plantas de reciclaje se separan los metales pesados y se recupera el 75 por ciento de otros materiales que pueden reincorporarse al mercado como materias primas.

Algunas empresas y cadenas nacionales de comercio recolectan pilas usadas y las envían a confinamientos especiales para evitar la contaminación del ambiente, y contribuir al cuidado de nuestro entorno natural y de nuestra salud.



Reciclaje de pilas
Fuente: shutterstock.



Repaso
Módulo 2

Recuerda, repasar es importante.

Resuelve lo siguiente.

1. ¿Cuántos amperes deben pasar por una celda de Downs para producir sodio metálico a una velocidad de 30.0 Kg/h?

2. Escribe la ecuación balanceada de la reacción global de celda de las siguientes pilas al producir corriente:
 - a. Seca de Leclanché
 - b. Seca alcalina
 - c. De Níquel-Cadmio



Repaso
Módulo 2

- d. De Litio
 - e. De ion Litio
3. ¿Cuántos kilogramos de aluminio se producen en 8.0 horas al pasar una corriente constante de 1×10^5 A por una mezcla fundida de óxido de aluminio y criolita?
4. Se deposita una chapa de plata sobre una cafetera, usando una corriente constante de 0.1 A. ¿Cuánto tiempo se requiere para depositar 3.0 g de plata?
5. Una corriente constante de 30 A pasa por una disolución acuosa de NaCl durante 1 h. ¿Cuántos gramos de NaOH y litros de Cl_2 se producen en condiciones estándar de presión y temperatura?
6. Dibuja y nombra las partes de una pila formada por dos electrodos, de Fe y Cu; escribe las semirreacciones en el ánodo y en el cátodo.

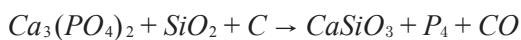
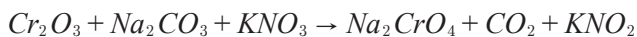
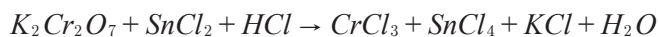
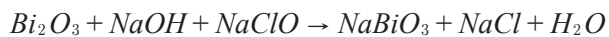
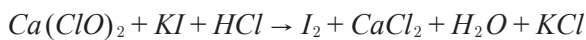
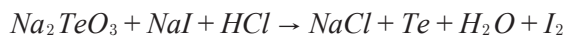
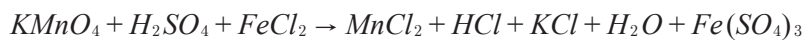
Datos:

$$e^\circ \text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0.41 \text{ V}$$

$$e^\circ \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = +0.34 \text{ V}$$



Actividad. Balancea las siguientes reacciones por el método redox.



módulo tres

productos farmacéuticos





Propósito

Relaciona los fundamentos químicos en los que se basan las soluciones valoradas de la industria farmacéutica, para generar en el estudiante conciencia sobre su salud y curiosidad científica que lo guíe a la innovación y el desarrollo tecnológico.

Temática

- 3.1. Sueros
 - 3.1.1. Molaridad
 - 3.1.2. Normalidad
 - 3.1.3. Molalidad
- 3.2. Medicamentos en microdosis
 - 3.2.1. Soluciones oftálmicas
 - 3.2.2. Soluciones óticas
 - 3.2.2. Partes por millón (p.p.m)

3.1. Sueros

Generalidades

En la naturaleza, encontrar sustancias puras es complicado, por lo general son parte de mezclas. Por ejemplo, el bronce (cobre y estaño), el aire, el agua de mar, las bebidas alcohólicas, la leche, desodorantes, detergentes, refrescos, o los medicamentos.

Las **mezclas** son sistemas formados por dos o más sustancias puras unidas físicamente en proporciones variables y se clasifican en: homogéneas y heterogéneas.

Las **mezclas heterogéneas** presentan dos o más fases diferentes. El prefijo “hetero” significa “diferente”; así que pueden observarse a simple vista los componentes que la constituyen, por ejemplo: vinagre y aceite, cera y agua, o granito.



1. Aceite, agua y arena
2. Granito
Fuente: shutterstock.



Las **mezclas homogéneas** en cambio, presentan una sola fase, su apariencia es uniforme. El prefijo "homo" significa "el mismo", por lo que en cualquier punto se observan las mismas propiedades; por ejemplo el aire, el bronce, jarabe para la tos.

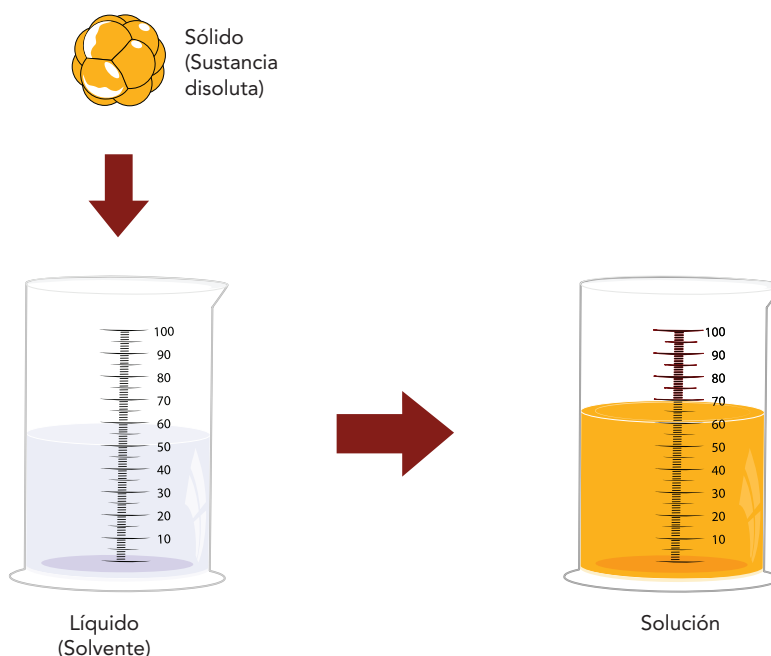


1. Jarabe para la tos
2. Sillas de bronce
Fuente: shutterstock.

Una **mezcla homogénea** en química se conoce como solución o disolución y está constituida por soluto y solvente.

El **soluto** o fase dispersa, se encuentra en menor proporción, es lo que se disuelve y puede estar constituido por una o más sustancias distintas.

El **solvente** o **disolvente** se encuentra en mayor proporción, es la fase dispersora, como agente que disuelve al soluto. Uno de los más utilizados es el agua, razón por la cual se le ha denominado "solvente universal".



El agua es uno de los principales componentes de la mayoría de las disoluciones farmacéuticas, se utiliza como vehículo y disolvente para saborizantes y principios activos.

Soluto, Solvente y Solución
Fuente: shutterstock.



En general, el agua se emplea en operaciones farmacéuticas, o en pruebas y ensayos que involucran los procesos farmacéuticos.



Solucion quirúrgica
Fuente: shutterstock.

El estado físico del disolvente determina el estado físico de la disolución.

Disolvente	Soluto	Estado de la solución resultante	Ejemplos
Gas	Gas	Gas	Aire
Líquido	Gas	Líquido	Refrescos
Sólido	Gas	Sólido	H ₂ en paladio
Líquido	Líquido	Líquido	Etanol en agua
Líquido	Sólido	Líquido	NaCl en agua
Sólido	Sólido	Sólido	Bronce, soldadura

Las disoluciones son fundamentales en la vida cotidiana: muchos de los productos alimenticios, de limpieza y farmacéuticos; como los sueros, son elaborados con esta característica.

Vida suero oral
Fuente: /www.gob.mx/salud.



Sueros

El suero o solución fisiológica es una disolución estéril de NaCl al 0.9%; contiene electrolitos y glucosa.

Puede emplearse por vía oral en caso de vómito, en medicamentos inyectables, en curaciones de heridas, en obstrucciones nasales, por vía intravenosa para suministrar medicamentos, o para el desarrollo de embriones en la fecundación in vitro.

La solución salina o suero fisiológico al 0.9 por ciento es denominada como sustancia cristaloides estándar, por su contenido de agua, electrolitos y/o; azúcares; es levemente hipertónica respecto al líquido extracelular y tiene un pH ácido. La relación de concentración de iones sodio y de iones cloruro es 1/1. Contiene 9 gramos de *NaCl* en 1 litro de agua.



Sueros quirúrgicos
Fuente: shutterstock.

La solución salina al 0.9 por ciento está indicada en casos de hipovolemia que se refiere a la pérdida de gran cantidad de sangre y / o fluidos.

La solución salina también puede prepararse en otras concentraciones; al tres por ciento para el manejo de pacientes de pediatría con diagnóstico de trauma craneoencefálico y en ocasiones para reposición de sodio en pacientes que no requieren de aumento en el aporte hídrico.

La solución salina al 0.45 por ciento puede indicarse en diagnóstico de coma diabético que se cursa con hipertensión arterial. La solución que se prepara al 7.5 por ciento puede ser indicada en pacientes con traumatismo craneoencefálico.

La solución glucosada al cinco o al 10 por ciento puede indicarse en casos de hipoglucemia.

Además hay soluciones mixtas (glucosalinas) en relaciones 1/5 y 1/3, indicadas tanto en adultos, niños y lactantes.



Glucosalinas
Fuente: shutterstock.



Concentración de disoluciones.

A la relación entre cantidad de soluto y disolvente en una disolución se le denomina **concentración**.

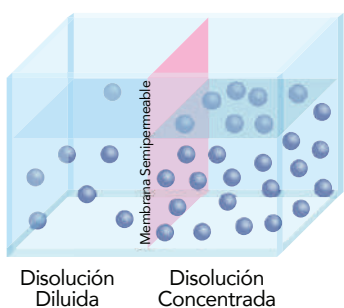
Conocer la relación entre soluto y disolvente de una disolución es fundamental en los procesos de elaboración de distintos productos, la concentración adecuada de un medicamento es indispensable para lograr la recuperación de un enfermo.

Clasificación de las soluciones en términos cualitativos.

En términos cualitativos se cuenta con soluciones insaturadas, saturadas y sobresaturadas. De forma cualitativa la concentración de una disolución es relacionar la cantidad de soluto con la máxima cantidad que puede disolverse en un solvente a determinada temperatura.

a) **Solución insaturada** es aquella en la cual la cantidad de soluto es menor a la que se puede disolver.

Dentro de las soluciones insaturadas se consideran a las diluidas y concentradas.



Solución diluida

Fuente: shutterstock.

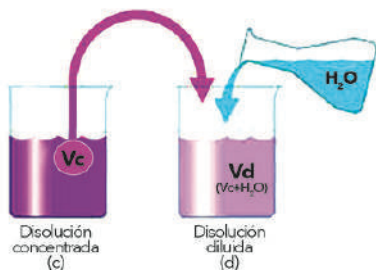
Las **diluidas** tienen una pequeña cantidad de soluto disuelto y el solvente puede seguir admitiendo más soluto; por ejemplo, el agua de la llave tiene una pequeña cantidad de minerales disueltos.

Las **concentradas** tienen una mayor cantidad de soluto con respecto a la diluidas y el solvente aún puede seguir disolviendo más soluto; el agua de mar contiene una gran cantidad de sales disueltas, pero todavía sería posible disolver una mayor cantidad de sales.

b) **Solución saturada** es aquella en la que se tiene máxima cantidad de soluto que se puede disolver en un disolvente a una temperatura dada. Por ejemplo:

"La solubilidad de cloruro de sodio en agua a 20°C es de 39 g de NaCl por cada 100 g de agua".

Ésta es la cantidad máxima de NaCl que se puede disolver en agua, para obtener una solución saturada.



Solución concentrada

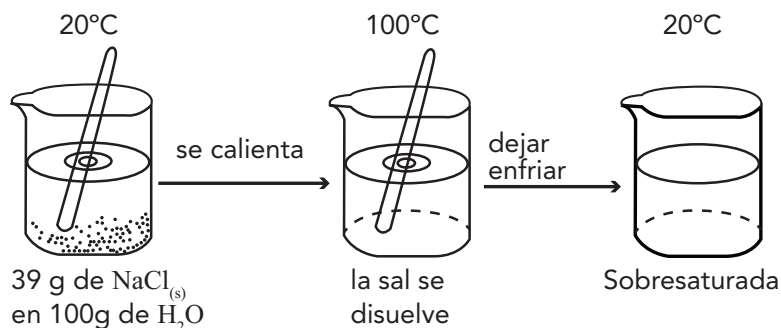
Fuente: elaboración propia.



Tipos de soluciones

Fuente: elaboración propia.

- c) **Soluciones sobresaturadas** son aquellas en las que se agrega más soluto del que puede ser disuelto en el solvente, por tal motivo, se observa que una parte del soluto va al fondo del recipiente. La capacidad de disolver el soluto en exceso aumenta con la temperatura: si calentamos la solución, es posible disolver una mayor cantidad de soluto.



Solución sobresaturada
Fuente: elaboración propia.

Clasificación de las soluciones en términos cuantitativos.

Muchas reacciones químicas se llevan a cabo en solución acuosa, bajo condiciones en las cuales los reactivos están en estado líquido. En las disoluciones las partículas se mezclan rápidamente y se pueden manejar con facilidad.

A fin de tratar las disoluciones **cuantitativamente**, es necesario contar con patrones para representar su concentración; la **molaridad**, la **normalidad**, la **molalidad** entre otros.

3.1.1. Molaridad

Molaridad (M): Se define como el número de moles de soluto por litro de disolución.

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}}$$

$$\text{Moles} = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{peso molecular del soluto}}$$

No es necesario que el disolvente sea agua. Sin embargo, si no se indica lo contrario, se considera que las disoluciones son acuosas.

Ejemplo 1: Calcula la molaridad de una disolución que contiene 35.8 gramos de ácido cítrico C₆ H₈ O₇, que disueltos en agua hasta obtener un volumen de 1500 mL de disolución.

Solución: Como lo indica la fórmula, la cantidad de soluto debe darse en moles y el volumen en litros.

El número de moles se determina dividiendo la masa de soluto entre su peso molecular:

Calculando peso molecular

Carbono 6x12.010 = 72.06g

Hidrógeno 8x1.007 = 8.056g



$$\text{Oxígeno } 7 \times 15.99 = 111.93 \text{ g}$$

$$P. M. = 192.123 \text{ g/mol}$$

$$\frac{35.8 \text{ g C}_6\text{H}_8\text{O}_7}{192.123 \frac{\text{g C}_6\text{H}_8\text{O}_7}{\text{mol C}_6\text{H}_8\text{O}_7}}$$

Donde se obtiene como resultado: 0.86 mol de ácido cítrico.

Y 1500 mL de solución = 1.5 litros

Por tanto:

$$M = \frac{0.86 \text{ mol C}_6\text{H}_8\text{O}_7}{1.5 \text{ litros}}$$

$$= 0.124 \text{ M C}_6\text{H}_8\text{O}_7$$

Ejemplo 2: ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio NaOH, se necesitan para preparar medio litro de solución 0.1 M?

Solución: En la fórmula de molaridad hay tres variables: molaridad, moles de soluto y litros de solución; la variable incógnita es el número de moles de soluto.

$$\text{Moles de soluto} = (M) (\text{Litros de solución})$$

Como las unidades de M son:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Litros de solución}}$$

Entonces:

$$\frac{0.1 \text{ mol de NaOH}}{\text{L de solución}} * (0.5 \text{ L de solución}) = 0.05 \text{ moles de NaOH}$$

Y como hay 40 g de NaOH en 1 mol

Se tiene que:

$$0.05 \text{ mol NaOH} \times 40 \frac{\text{g NaOH}}{\text{mol NaOH}} = 2.0 \text{ g NaOH}$$

3.1.2. Normalidad

Normalidad (N): La normalidad se define como el número de equivalentes del soluto por litro de solución.

Al igual que la molaridad, esta unidad de concentración se basa en el volumen de solución

La normalidad se calcula cuando se trabaja con reacciones químicas ya que se define en función de equivalentes.

$$N = \frac{\text{equivalentes de soluto}}{\text{litros de solución}}$$

El número de equivalentes se determina con base a la masa y peso equivalente (**Peq**) del soluto

$$\text{equivalentes de soluto} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{Peq de soluto}}$$

El peso equivalente se calcula de acuerdo al tipo de compuesto del que se trate.

El peso equivalente de un ácido o una base es igual al peso molecular dividido por el número de hidrógenos o grupos hidroxilo sustituibles de la fórmula.

El peso equivalente de una sal o un óxido se expresa en función al total de cargas del catión.

$$\text{peso equivalente } P_{eq} \left\{ \begin{array}{l} \text{Ácidos } P_{eq} = \frac{P.M.}{\text{Núm. de } H^+} \\ \vdots \\ \text{Bases } P_{eq} = \frac{P.M.}{\text{Núm. de } OH^+} \\ \vdots \\ \text{Sales } P_{eq} = \frac{P.M.}{\text{Carga total catión}} \end{array} \right.$$

Ejemplo 1 ¿Cuántos equivalentes hay en 35 gramos de hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$

Solución: Como lo indica la fórmula para determinar el peso equivalente de una base se tiene que:

$$\text{Peso equivalente} = \frac{\text{Peso Molecular}}{\text{Núm. de } OH}$$

Entonces:

$$P_{eq} = \frac{74g}{2} \quad P_{eq} = 37g$$

Por tanto

$$\text{equivalentes de } Ca(OH)_2 = \frac{35g}{37g}$$

$$\text{equivalentes de } Ca(OH)_2 = 0.945$$

Ejemplo 2. Calcula la normalidad de una solución si se disuelve 56 gramos de ácido fosfórico en 250 mL de solución.

Solución: Como lo indica la fórmula para determinar el peso equivalente de un ácido se tiene que

$$\text{Peso equivalente} = \frac{\text{Peso Molecular}}{\text{Núm. de } H^+}$$

Entonces:

$$P_{eq} = \frac{97.99g}{3} \quad P_{eq} = 32.663g$$



$$\text{El número de equivalentes de ácido fosfórico} = \frac{56g}{32.663g}$$

$$= 1.714 \text{ equivalentes}$$

Y 250 mL de solución = 0.25 litros

Por tanto:

$$= 6.856 \text{ N de H}_3\text{PO}_4$$

Relación normalidad–molaridad

La normalidad y la molaridad mantienen una relación directa con base a los iones contenidos en un compuesto.

$$\text{Normalidad} = \text{Molaridad} \times n$$

Donde “n” es el número de protones que se pueden intercambiar en la reacción o los iones hidroxilo que pueden producirse por disociación de la base.

3.1.3. Molalidad

Molalidad (m). Se define como el número de moles de soluto en una disolución por cada 1K g de disolvente.

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kilogramos de disolvente}}$$

El cálculo de la molalidad con respecto a la molaridad tiene como ventaja que el volumen de una disolución depende de la temperatura y de la presión, cuando cambian, el volumen cambia con ellas. En tanto como la molalidad no está en función del volumen, es independiente de la temperatura y la presión, y puede medirse con mayor precisión.

Ejemplo 1: Calcula la molalidad de una disolución que contiene 44.5 gramos de Hidróxido de sodio NaOH, disuelto en 750 gramos de agua

Solución: Como lo indica la fórmula, la cantidad de soluto debe registrarse en moles, y el disolvente en Kilogramos

El número de moles se determina al dividir la masa de soluto entre su peso molecular

$$\frac{44.5gNaOH}{39.986g \frac{NaOH}{molNaOH}}$$

Donde se obtiene: 1.112 mol de hidróxido de sodio.

Y 750 de disolvente = 0.75 Kg

Por tanto:

$$m = \frac{1.112 \text{ mol NaOH}}{0.75 \text{ Kg}}$$

$$= 1.483 \text{ m de NaOH}$$

Lee la siguiente lectura y contesta las preguntas.

Aguas con los moles

Muestra tus habilidades a tus amigos. Prepara un litro de agua de limón 0.1 molar de azúcar (sacarosa). Se sorprenderán cuando les asegures que en el litro de agua existen 6.023×10^{22} moléculas de azúcar ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$).

Según los cálculos tendrías que agregar 342.0 gramos de azúcar para obtener la solución a 1 molar, pero si fuiste observador sabrás que se propuso 0.1 molar y se mencionó 6.023×10^a a la 22 y no a la 23.

Esto quiere decir que en lugar de agregar 342.0 gramos de azúcar sólo añadirás 34.2 gramos, pues si lo contemplaras a 1 molar, te sabría muy dulce el agua.

Ahora sólo agrégale el jugo de 5 limones y tendrás tu bebida lista, pero ¡espera! Aún no la tomes y pregunta a los espectadores: si tomas un vaso de agua, ¿a qué concentración queda el vaso y a qué concentración queda el agua en la jarra? Si toman lápiz y papel y hacen cálculos matemáticos tipo Einstein, déjalos y diviértete un rato.

Instrucciones: contesta las siguientes preguntas.

1) ¿Cuántos limones debes agregar a una jarra de agua para preparar una solución 0.5 Molar de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)?

- a) 1 b) 3 c) 5 d) No importa

2) Número de moléculas de azúcar presentes en el agua de sabor 1 molar:

- a) 6.023×10^{23} b) 60.23×10^{23} c) 6.023×10^{22} d) 60.23×10^{22}

3) Cantidad de azúcar para preparar 3 litros de agua de sabor cuya concentración sea 1 molar:

- a) 342 gramos b) 3420 gramos c) 34.2 gramos d) 3.42 gramos

4) ¿Cuál es la concentración molar de un vaso con agua de limón (250 mL.), endulzada con 1.5 gramos de sacarosa?

- a) 1 M b) 0.1 M c) 0.5M d) 0.25M

5) ¿Cuál es la concentración de agua restante en la jarra, después de tomar un vaso de la bebida?

- a) Igual que en cada vaso b) La cuarta parte de la concentración original c) 1 Molar d) No puede determinarse.

M3

Basado en Competencias

3.2. Medicamentos en microdosis

Una **solución en microdosis** es aquella cuya preparación es equivalente a la milésima parte o cinco veces menos la dosis recomendada para el tratamiento de enfermedades, ya sea mediante la administración de medicamentos líquidos constituidos por una solución hidroalcohólica de tinturas de plantas medicinales o medicamentos de patentes.

Aplicar microdosis es suministrar medicamentos a pacientes en cantidades entre mil y quince mil veces menores que las utilizadas normalmente. Las dosis son bajas si se comparan con las utilizadas en la medicina alopática convencional, pero altas comparadas con las utilizadas en Homeopatía.



Microdosis

Fuente: shutterstock.

El empleo de medicamentos en microdosis resguarda el efecto terapéutico de compuestos químicos de medicamentos alopáticos convencionales, dejando de lado los posibles efectos nocivos de sustancias en el organismo humano.

La forma en cómo actúan es a través de estimulaciones de terminales neurosensoriales la información llega al hipotálamo y se trasmite a los órganos y tejidos del cuerpo con el fin de lograr su efecto terapéutico deseado, y por lo que es posible combinar varios fármacos simultáneamente.

El principio de actuación separa el tratamiento del homeopático, la microdosis se apoya en el principio de

los contrarios, apoyando una acción bioquímica y farmacocinética, y respetando los sistemas clásicos de diagnóstico

Una solución preparada a partir de una planta medicinal tendrá muchas aplicaciones medicinales, una sola planta puede servir para tratar varias enfermedades distintas, debido a que es utilizada toda la planta por completo.



Plantas medicinales

Fuente: shutterstock.

Para el caso de las tinturas se establecen dos requisitos para preparar la tintura: uso de plantas frescas recién colectadas con todas sus partes y preparación de cada planta por separado.



Elaboración de tinturas
Fuente: shutterstock.

Uno de los principales impulsores de tratamientos médicos con microdosis fue el doctor mexicano, Eugenio Martínez Bravo (1922-2002) quien desde la década de los 70 en el siglo XX dedicó sus esfuerzos en buscar alguna fórmula que permitiera aprovechar las bondades de la alopátia y de la homeopatía.

El médico cubano Ávila Guethón, del Centro de Desarrollo Integral de Medicina Natural y tradicional de la Habana, Cuba, le siguió los pasos al implementar las microdosis en su país a mediados de 1995 en el Hospital Comandante Pinares de San Cristóbal en Pinar del Río.

Características de los medicamentos en microdosis.

1. Sus orígenes son diversos:

- Botánico
- Animal (glándulas y tejidos)
- Fármacos sintéticos (ampolletas, cápsulas, comprimidos, jarabes, etc.)
- Hormonoconcentrados
- Otras sustancias como neurotransmisores, histamina, serotonina, prostaglandinas, citoquinas, factores de crecimiento
- Quimioquinas

2. La forma de aplicar medicamentos de microdosis es de dos a tres gotas de forma oral, oftálmica u ótica, una o varias veces al día dependiendo del medicamento.



3. El vehículo o portador de las tinturas o medicamentos de patente es alcohol de caña de 96 grados al 35 por ciento en agua potable.
4. En lo que respecta a Microdosis de tinturas y aceites esenciales de plantas medicinales, las propiedades terapéuticas son las de la misma planta; conocidas desde hace muchos siglos por nuestros antepasados y reconocidas por las farmacopeas.
5. Son prácticamente inocuos
6. Carecen de efectos secundarios negativos
7. Los productos son sencillos de elaborar los productos

Elaboración de soluciones de microdosis de manera clásica

Pasos sugeridos para la elaboración de soluciones de microdosis de fármaco o tintura:

1. Llenar un recipiente color ámbar de cristal de 20 ml con dos tercios de alcohol etílico o de caña del 96 grados, agregar un tercio de agua mineral y mezclar.
2. Una vez mezclado el alcohol y el agua se procede a añadir la cantidad de sustancia del fármaco; sean pastillas, cápsulas, jarabe, ampollas, tintura, que recomendaría el médico en un tratamiento convencional para 24 horas.
3. Cuando el fármaco es comprimido o de tableta se procede primero a triturar.
4. A continuación se toma el frasco con la mezcla y se agita contra la palma de la otra mano dando 100 y 200 golpes secos.
5. Hecho esto, se coloca en el frasco una etiqueta con el nombre del producto especificando la fecha y rotulándolo como Solución-base.
6. Se colocan en otro recipiente de cristal de 20 ml, igualmente de color ámbar, dos tercios de agua mineral y un tercio del alcohol de caña del 96 y se mezclan.
7. Se adicionan 12 gotas de solución base y se mezclan con golpes secos contra la palma de la mano.
8. El contenido es ya el producto final que se usará para el tratamiento de las microdosis

Pasos a seguir para preparar una tintura

1. Cosechar la planta, la parte útil (activa) de la misma.
2. Lavarla e introducirla en un frasco de vidrio ámbar hasta el tope con un poco de presión, pero no muy apretado.
3. Llenarlo de alcohol de caña del 96.
4. Cerrar herméticamente rotulando el frasco con los datos de la planta y la fecha de elaboración.
5. Dejar reposar 3 a 5 días, agitando cada 6 horas
6. Después de este tiempo filtrar para obtener la tintura.

7. Etiquetar como Tintura, con el nombre de la planta y fecha de elaboración.

La toxicidad y fuerza de una planta es lo que determinará la cantidad de tintura requerida para preparar una microdosis, entre más tóxica menos cantidad de tintura se necesitará.

Utilizar de 15 a 120 gotas de tintura, dependiendo de la planta que se utilice.

Un gotero de 20 mililitros tiene 600 gotas, entonces de una sola planta, incluso sin matarla, vamos a tener medicina suficiente para muchos años.

Las tinturas nunca se deben consumir ni utilizar directamente, son tóxicas y hay algunas muy venenosas como la belladona, estramonio, digital, etc. Al preparar las plantas en forma de microdosis se elimina todo aspecto tóxico sin que produzca efecto colateral.

Ventajas de los medicamentos en microdosis

1. No producen efectos colaterales.

Para el caso de medicamentos en microdosis elaborados a partir de plantas es necesario consultar sus propiedades pues suelen tener muchas y podrían ser perjudiciales. Por ejemplo, el epazote es un potente microbicida, pero es abortivo; el aborto no es un efecto secundario de la planta sino efecto principal.

2. Se pueden tratar dos o más enfermedades simultáneamente.

En medicamentos alópatas, usualmente es necesario esperar a que se cure la primer enfermedad y que el paciente no muestre los efectos de las medicinas.

3. Aspecto ecológico.

En microdosis de plantas solo se requiere una para obtener medicamento para varios años.

4. Aspecto económico.

Una dosis normal de medicamento para un día proporciona hasta 15 mil dosis al ser preparada en forma de microdosis. Se podría por tanto tratar a quince mil personas en lugar de solo una.

5. No produce adicción.

Si llegara a existir la adicción a alguna sustancia (medicamentos o drogas), esta desaparece cuando la sustancia se administra al paciente en forma de microdosis.

6. Facilidad de preparación.

Cualquier persona con una pequeña capacitación estará en condiciones de preparar microdosis. No se requiere equipo especial.



3.2.1. Soluciones oftálmicas

Una solución oftálmica es definida como un colirio u pomada destinado para uso a nivel ocular, con la característica de que deben estar libres de partículas extrañas y su transparencia es obtenida por filtración.

La estabilidad de un producto oftálmico está en función de su pH, de la naturaleza química del compuesto usado, de su preparación, de aditivos en la solución y tipo de envase que lo contiene.

Un colirio es una solución de tipo acuoso u oleaginoso destinada a su aplicación ocular con diversos fines.

Una pomada oftálmica es una preparación semisólida, la cual se aplica en la conjuntiva.

Generalmente los colirios se usan en terapia de glaucoma, midriáticos y ciclopéjicos, terapia en infecciones bacterianas en el ojo, diagnósticos de ojo seco, tratamientos en general, AINES (Antiinflamatorios no esteroideos), corticosteroides oftálmicos.



Solución oftálmica
Fuente: shutterstock.



3.2.2. Soluciones óticas

Son preparados líquidos, semisólidos o sólidos para instilación (administración gota a gota), pulverización o aplicación en el conducto auditivo.

Los preparados son estériles, no llevan conservadores y se presentan en envases unidos.

Deben ser estériles bajo ciertas condiciones:

- Oído lesionado (ej. tímpano perforado)
- Antes de una intervención quirúrgica

- Sin conservantes
- Si están envasados en envases unidos

Tipos de preparados óticos

- Gotas y sprays óticos
- Preparados óticos semisólidos
- Polvos óticos
- Lavados óticos

Fármacos en los cuales está destinado su uso

- Antibióticos
- Antisépticos
- Anestésicos locales
- Corticoides

Las gotas óticas se presentan como soluciones, emulsiones o suspensiones de uno o más principios activos.

Los fármacos contenidos son antibióticos, antisépticos solos, con corticoides o anestésicos locales.

Generalmente los vehículos que se utilizan para su preparación son: agua (purificada), glicerol, propilenglicol y aceites.

En ocasiones se utilizan excipientes para su completa preparación como viscosizantes como metilcelulosa.

Se adicionan además humectantes para facilitar el contacto con el conducto auditivo.



Solución óticas
Fuente: shutterstock.



3.2.3. Partes por millón (ppm)

Es una unidad de medida de concentración.

Las partes por millón se refieren a la cantidad de unidades de sustancia que hay por cada millón de unidades del conjunto. Se representan como ppm o partes por millón.

Para calcular las ppm se puede determinar los miligramos de una sustancia en un kilogramo de disolución o los miligramos de sustancia en un litro de disolución.

$$ppm = \frac{mg \text{ de sustancia}}{Litros \text{ de disolución}}$$

Ejemplos

Calcula las ppm de una disolución que contiene 15 gramos de sal en tres mil litros de disolución

$$\text{Concentración: } 15000 / 3000 = 5 \text{ mg/l} = 5 \text{ ppm}$$

Calcula las partes por millón de una solución que contiene 27 gramos de una sustancia ácida en 9 mil litros de disolución

$$\text{Concentración: } 27000 / 9000 = 3 \text{ mg/l} = 3 \text{ ppm}$$

Se reconoce la utilidad de la concentración de ppm, en la elaboración de soluciones oftálmicas y óticas.



Repaso
Módulo 3

Recuerda, repasar es importante.

Subraya la opción que da la solución a cada ejercicio, justifica tu respuesta con el procedimiento.

1) ¿Cuántos gramos hay en 3.5 equivalentes de sulfato de sodio (Na_2SO_4)?

- 284.01 g
- 248.50 g
- 485.45 g
- 2485.1 g

2) ¿Cuántos gramos de NaCl hay en 250 mililitros de una solución 2.5 M?

- 35.63 g
- 53.63 g



63.35 g

36.53 g

3) ¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 250 gramos de CaCl_2 en 1500 mililitros de solución?

0.1 M

1.5 M

5.1 M

0.5 M

4) ¿Cuál es la molalidad de una solución que contiene 15 gramos de KCl en 500 gramos de agua?

0.04 m

0.35 m

0.40 m

0.52 m

5) ¿Cuántos gramos de agua deben agregarse a 1000 gramos de azúcar ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) para preparar una solución 1 molal?

2816 g

6192 g

2196 g

2921 g

6) ¿Cuántos gramos de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ se necesitan para preparar 250 mililitros de solución 0.1 N?

0.39 g

0.93 g

0.45 g

0.54 g

7) Calcula la molalidad de una disolución que contiene 120 gramos de alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) en 650 gramos de agua.

1.0 m

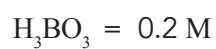
2.0 m

3.0 m

4.0 m

8) ¿Cuál es la concentración de las siguientes soluciones en términos de normalidad?

 $\text{HCl} = 6 \text{ M}$ $\text{CaCl}_2 = 0.75 \text{ M}$



- a) 6 N; 1.5 N; 0.6 N
- b) 0.6 N; 5.1 N; 6.0 N
- c) 0.3 N; 0.5 N; 0.3 N
- d) 3.0 N; 5.0 N; 3.0 N

9) Calcular la concentración molal de una solución que contiene 8 gramos de hidróxido de sodio (NaOH) en 100 mililitros de agua.

- 1 m
- 2 m
- 3 m
- 4 m

10) Calcula las *ppm* de una disolución que contiene 28 gramos de sal en 7 mil litros de disolución

- 8 ppm
- 5 ppm
- 3 ppm
- 4 ppm

módulo cuatro

petroquímica



M 4

Basado en
Competencias

Propósito

Analiza los fundamentos químicos en los que se basan los combustibles y polímeros derivados del petróleo, para generar en el estudiante consciencia sobre el ambiente y curiosidad científica que lo guíe a la innovación y el desarrollo tecnológico.

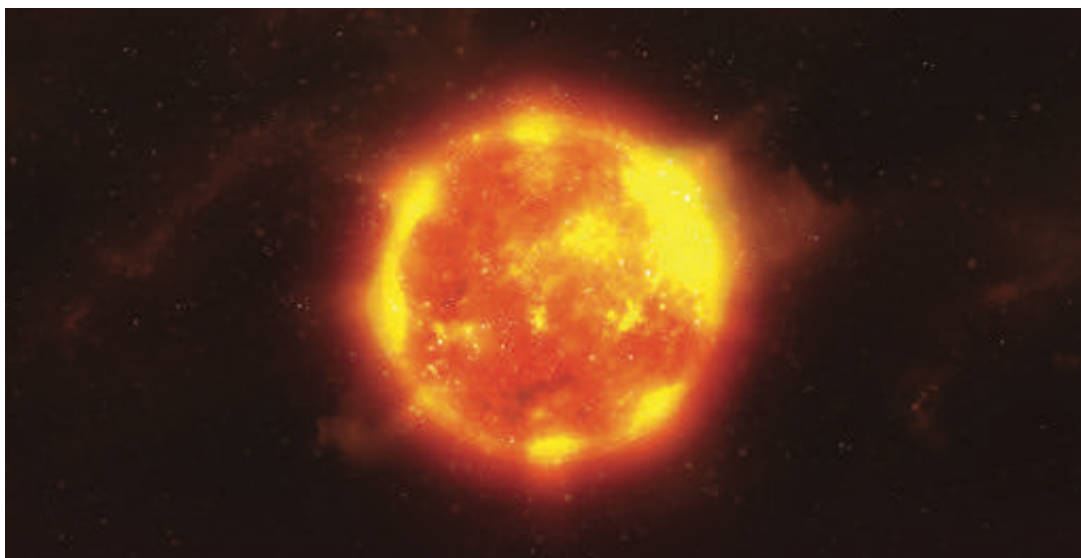
Temática

- 4.1. Combustibles
 - 4.1.1. Sólidos, líquidos y gaseosos
 - 4.1.2. Calor de combustión y calor de combustión molar
 - 4.1.3. Contaminación por combustibles fósiles
- 4.2. Polímeros
 - 4.2.1. Concepto y tipos
 - 4.2.2. Reacciones de polimerización.
 - 4.2.3. Aplicaciones de los polímeros.
 - 4.2.4. Contaminación al ambiente

Realiza en equipos de trabajo la lectura del siguiente artículo y respondan las preguntas que se muestran al final:

El combustible estrella

El Sol es una estrella de tipo espectral G2V, compuesta en su mayor parte por hidrógeno y helio, que se formó hace aproximadamente cuatro mil 600 millones de años a partir del colapso gravitacional de la materia. Se encuentra en el centro del sistema planetario a una distancia de 1.6×10^{-5} años luz de la Tierra y constituye la mayor fuente de radiación electromagnética. Tiene un volumen de $1.4123 \times 10^{18} \text{ Km}^3$ y una temperatura en la superficie de $5\,505^\circ\text{C}$.



Sol
Fuente: shutterstock.

En los últimos años, el ser humano explora nuevas tecnologías para obtener más provecho de la radiación electromagnética del sol. Las investigaciones se desarrollan diversos captadores como células fotovoltaicas, helióstatos o colectores térmicos, transformando la radiación electromagnética en energía eléctrica o térmica.

Siguiendo este camino, los investigadores del Paul Scherrer Institute (PSI) y de la Escuela Politécnica Federal de Zúrich (ETH) quisieron dar un paso más y desarrollaron una alternativa innovadora que utiliza la energía térmica para convertir dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O) en combustible sintético.

El procedimiento permite a la energía solar ser almacenada en forma de cadenas. La tecnología llamada ciclos termoquímicos con energía solar, en inglés *Solar – driven thermochemical cycles* (STCs), se basa en la utilización de un material redox como el óxido de cerio (CeO_2) como medio reactivo, para producir combustibles químicos de hidrógeno y monóxido de carbono a partir de agua y dióxido de carbono. El gas de síntesis producido, una mezcla de hidrógeno y monóxido de carbono, puede utilizarse en lugar de combustibles de hidrocarburos, por el proceso Fischer – Tropsch.

Se trata de un considerable avance en el concepto de la producción de hidrocarburos directamente de agua y dióxido de carbono mediante la incorporación de un proceso catalítico. Para lograr esto, se utiliza óxido de cerio dopado con un catalizador como medio de reacción. Su función principal es impulsar la formación de moléculas de hidrocarburos durante la reoxidación del óxido de cerio por agua y dióxido de carbono.

En el estudio, investigaron principalmente con rodio dopado con ceria y níquel con ceria y, demostraron, por primera vez, el concepto de la producción de combustibles de hidrocarburos, metano, directamente desde agua y dióxido de carbono. Con níquel dopado de ceria la producción de metano no es activa debido a la pérdida de níquel a altas temperaturas.

El estudio deja amplio margen de mejora a una nueva área de investigación en la producción termoquímica – solar de combustibles. Las investigaciones futuras deberán mejorar la selectividad del producto en metano y potencialmente a otros hidrocarburos, preferiblemente hidrocarburos líquidos como compuestos oxigenados.

Fuente: <https://www.muyinteresante.es/innovacion/articulo/el-combustible-estrella-361472733559>

1. ¿Cuáles son los reactivos que intervienen para la formación del combustible sintético?
2. ¿Cuál es la función principal de este combustible?
3. ¿La innovación de nuevos combustibles en un futuro, permitirá la disminución de agentes contaminantes en las grandes ciudades?



Actividad
Módulo 4

M4

Basado en Competencias

4.1. Combustibles

4.1.1. Sólidos, líquidos y gaseosos

Los seres humanos necesitamos energía para realizar cualquier función que desempeñemos. De igual forma, las casas necesitan energía, la industria e incluso nuestro cuerpo para no sufrir enfriamientos.

Los combustibles son aquellos materiales cuya flama es utilizada para la producción de calor, energía o luz. Al quemarse produce una reacción química, por medio de la cual los constituyentes del combustible se combinan con oxígeno del aire.

Para iniciar la quema de combustible es necesario alcanzar una temperatura de ignición.

El poder calorífico de un combustible está dado por el número de calorías desprendidas en la quema del mismo. Los combustibles pueden clasificarse de acuerdo al estado de agregación que presentan como: sólidos, líquidos y gaseosos.

Combustibles sólidos

La generación de combustibles está presente desde tiempos prehistóricos, ya que desde el descubrimiento del fuego, el hombre los utiliza para diversos procesos relacionados con su vida cotidiana. La madera es uno de los combustibles más usados; gracias a este material se propició el uso del carbón.

Los combustibles sólidos naturales son principalmente la madera, el carbón y los residuos agrícolas.



1. Carbón
2. Leña

Fuente: shutterstock.

Combustibles líquidos

Los combustibles líquidos son aquellos materiales aprovechados para producir energía mecánica, o cinética.

Los combustibles líquidos que se utilizan hoy en día se fabrican a partir del petróleo. El más representativo es la gasolina. El petróleo se forma a partir de los restos de fósiles de plantas y animales localizados en el interior de la corteza terrestre.



1. Aceite automotriz
2. Despachador de gasolina

Fuente: shutterstock.

Combustibles gaseosos

Combustibles que se caracterizan por tener un bajo costo, son gases obtenidos como subproducto y forman con el aire una mezcla homogénea.

Su manejo y distribución con respecto a los sólidos y líquidos presentan ventajas de transporte y almacenamiento, así como mayor luminosidad en su llama y poder calorífico.



1. Diferentes tipos de gas
2. Hornilla de gas LP

Fuente: shutterstock.

4.1.2. Calor de combustión y calor de combustión molar

Información Nutricional		
Tamaño de la Porción 25 g (10 unidades)		
Porciones por empaque: 2		
Cantidad por Porción		
Energía Total 388 KJ (93 kcal)		
Energía de la Grasa: 66 KJ (16 kcal)		
% Valor Diario		
Grasa Total	2 g	3%
Grasa Saturada	1 g	5%
Grasa Trans	0 g	
Colesterol	0 mg	0%
Sodio	58 mg	3%
Carbohidratos Totales	17 g	6%
Fibra Dietética	2 g	7%
Azúcares Totales	5 g	
Proteína	2 g	
Potasio:	38 mg	1%
Calcio:	7 mg	1%
Hierro:	1 mg	7%
* Los porcentajes de valores diarios están basados en una dieta de 2 000 calorías. Sus valores diarios pueden ser altos o bajos dependiendo de su requerimiento calórico		

Tabla Nutricional
Fuente: elaboración propia.



Actividad
Módulo 4

Con base a la información anterior responde las preguntas siguientes.

1. ¿Qué información proporciona la etiqueta mostrada?
2. ¿Qué unidades de medida se indican en la etiqueta?
3. ¿Qué interpretación da al parámetro **Energía Total**?

El calor de combustión se define como el calor liberado o absorbido durante una reacción química en condiciones determinadas de presión y temperatura (298 °K). Una clase de reacción que conduce en forma rápida por sí misma es una reacción de combustión y muchos calores estándar de formación provienen de los calores estándar de combustión. Para medir los cambios de calor liberado o absorbido se utiliza la entalpía de una reacción empleando la siguiente ecuación:

$$\Delta H_r^0 = \Sigma(\Delta H_f^0 \text{ productos}) - \Sigma(\Delta H_f^0 \text{ reactivos})$$

A continuación se muestra una tabla de entalpías a condiciones normales de presión y temperatura:.

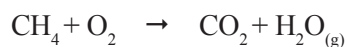
Tabla de entalpías molares estándar de formación a 298°K

Sustancia	Nombre	Entalpía molar estándar de formación (KJ/mol)
C	Grafito	0
O	Oxígeno	0
C	Diamante	1.8
CH ₄	Metano	-74.87
C ₂ H ₆	Etano	-83.85
C ₃ H ₈	Propano	-104.7
C ₄ H ₁₀	Butano	-127.1

Sustancia	Nombre	Entalpía molar estándar de formación (KJ/mol)
CH ₃ OH	Eteno	-238.4
C ₂ H ₄	Metanol	52.47
C ₂ H ₅ OH	Etanol	-277.0
C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	Sacarosa	-2 221.2
CO	Monóxido de Carbono	-110.53
CO ₂	Dióxido de Carbono	-393.51
CaCO ₃	Carbonato de Calcio	-1 207.6
CaO	Óxido de Calcio	-635.0
H ₂	Hidrógeno	0
HCl _(g)	Ácido Clorhídrico	-92.31
HCl _(ac)	Ácido Clorhídrico	-167.2
H ₂ O _(l)	Agua Líquida	-285.83
H ₂ O _(g)	Vapor de agua	-241.83
N ₂	Nitrógeno	0
NH ₃	Amoníaco	-45.9
NH ₄ Cl	Cloruro de Amonio	-314.55
NO	Óxido Nítrico	90.29
NO ₂	Dióxido de Nitrógeno	33.10
NaCl _(s)	Cloruro de Sodio	-411.12
NaCl _(ac)	Cloruro de Sodio	-407.3
NaOH _(s)	Hidróxido de Sodio	-495.23
NaOH _(ac)	Hidróxido de Sodio	-470.1
Sg	Azufre	0
SO ₂	Dióxido de Azufre	-2 296.84
SO ₃	Trióxido de Azufre	-395.77

Ejemplo:

Calcule el ΔH_r^0 para la combustión del metano, de acuerdo a la siguiente reacción:

**Paso 1:**

Balanceo de la ecuación





Utilizando los valores de la tabla de entalpías, aplicando la fórmula y sustituyendo tenemos:

Paso 2:

$$\Delta H_r^0 = \Sigma(\Delta H_f^0 \text{ productos}) - \Sigma(\Delta H_f^0 \text{ reactivos})$$

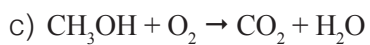
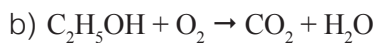
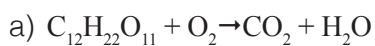
$$\Delta H_r^0 = (-393.51 + 2(-241.83)) - (-74.87 + 0)$$

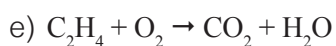
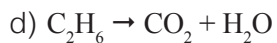
$$\Delta H_r^0 = -877.17 + 74.86$$

$$\Delta H_r^0 = -802.30 \text{ KJ/mol}$$



Instrucciones: Obtenga los siguientes ΔH_r^0 de las siguientes reacciones.





El calor de combustión molar se define como el calor generado en una reacción de combustión de un mol de sustancia.

Las fórmulas para calcular el calor absorbido, emitido y calor total por un cuerpo son:

Calor absorbido: $Q_A = m \cdot C_e \cdot \Delta T$

Calor emitido: $Q_E = C_{cal} \cdot \Delta T$

Calor total: $Q = Q_A + Q_E$

Ejemplo:

1 435 g de naftaleno (C_{10}H_8) se queman en una bomba calorimétrica a volumen constante, por lo tanto la temperatura aumenta de 20.17 °C a 25.84 °C. Si la cantidad de agua que rodea al calorímetro es de 2 kg y la capacidad calorífica (C_{cal}) de la bomba es de 1.8 KJ/°C. (Considere el C_e del agua como $1 \frac{\text{Cal}}{\text{g} \cdot ^\circ\text{C}}$). Calcular el calor de combustión molar del naftaleno.

Paso 1. Se calculan el número de moles del naftaleno:



Se calcula la masa molar, descomponiendo la fórmula con cada uno de los elementos que la integran:

$$\text{C: } 10 \times 12 = 120$$

$$\text{H: } 8 \times 1 = 8$$

$$128 \frac{\text{gl}}{\text{gmol}}$$

El número de moles se calcula dividiendo la masa del combustible entre la masa molar:

$$n = 1435 \text{ g} \frac{\text{gmol}}{128 \text{ g}} = 11.21 \text{ gmol}$$

Paso 2. Se calcula el ΔT restando la $T_2 - T_1$:

$$\Delta T = 25.84 - 20.17 = 5.67^\circ\text{C}$$

Paso 3. Se calcula el calor absorbido, utilizando la fórmula: $Q_A = m \cdot C_e \cdot \Delta T$

$$Q_A = \frac{2000 \text{ g}}{\text{g}^\circ\text{C}} \left| \frac{1 \text{ cal}}{\text{g}^\circ\text{C}} \right| \frac{5.67^\circ\text{C}}{\text{g}^\circ\text{C}} = 11340 \text{ cal}$$

Paso 4. Se realiza la conversión de calorías a joules, considerando que $1 \text{ cal} = 4.18 \text{ Joules}$.

$$\frac{11340 \text{ cal}}{\text{cal}} \left| \frac{4.18 \text{ Joules}}{1 \text{ cal}} \right| = 47401.2 \text{ Joules}$$

Paso 5. Se calcula el calor emitido por el sistema (bomba), utilizando la fórmula: $Q_E = C_{cal} \cdot \Delta T$

$$Q_E = \frac{1.8 \text{ KJ}}{^\circ\text{C}} \left| \frac{1000 \text{ J}}{1 \text{ KJ}} \right| \frac{5.67^\circ\text{C}}{^\circ\text{C}} = 10206 \text{ J}$$

Paso 6. Se procede a calcular el calor total utilizando la fórmula $Q = Q_A + Q_E$

$$Q = 47\,401.2 + 10206$$

$$Q = 57607.4 \text{ Joules}$$

Paso 7. El calor molar se obtiene del cociente del calor total entre el número de masa:

$$Q_{mol} = \frac{Q}{n}$$

$$Q_{mol} = \frac{57607.4 \text{ J}}{11.21 \text{ gmol}} = 5138.93 \frac{\text{J}}{\text{gmol}}$$

Instrucciones: Resuelve los siguientes ejercicios.

1. 2 750 g de antraceno ($C_{10}H_8$) se queman en una bomba calorimétrica a volumen constante, la temperatura aumenta de 30.50 °C a 50.50 °C. Si la cantidad de agua que rodea al calorímetro es de 3 550 g y la capacidad calorífica (C_{cal}) de la bomba es de 3.2 KJ/°C. (Considere el C_e del agua como $1 \frac{Cal}{g \cdot ^\circ C}$). Calcular el calor de combustión molar del antraceno.
2. 4 750 g de naftaleno ($C_{10}H_8$) se queman en una bomba calorimétrica a volumen constante, la temperatura aumenta de 25 °C a 318.15 °K. Si la cantidad de agua que rodea al calorímetro es de 7 Kg y la capacidad calorífica (C_{cal}) de la bomba es de 1 200 J/°C. (Considere el C_e del agua como $1 \frac{Cal}{g \cdot ^\circ C}$). Calcula el calor de combustión molar del antraceno.

4.1.3. Contaminación por combustibles fósiles

El uso de combustibles fósiles deriva en una serie de problemas a la hora de producir energía y, por ende, la generación de contaminantes peligrosos al medio ambiente y a los seres vivos. Los principales son:



Contaminación
Fuente: shutterstock.

Agotamiento de los combustibles fósiles

Las reservas de combustible fósiles no son ilimitadas, se consume a un ritmo mucho mayor del que se produce, y producirlo ha tardado millones de años.



Combustibles fósiles
Fuente: shutterstock.

Alteración efecto invernadero

Uno de los gases que permiten el efecto invernadero es el CO_2 (dióxido de carbono). La quema de combustibles fósiles provoca una mayor emisión de dióxido de carbono (se ha duplicado su concentración desde principios del siglo XX hasta ahora) lo que provoca un exceso de temperatura o calentamiento global que tiene como consecuencia el conocido cambio climático.



Alteración efecto
invernadero
Fuente: shutterstock.

Lluvia ácida

La combustión de combustibles fósiles libera gran cantidad de óxidos de azufre y nitrógeno que reaccionan con gases de la atmósfera, y precipitan en forma de ácidos (sulfúrico y nítrico) incrementando la acidificación de agua en general. Esta precipitación, denominada lluvia ácida, causa daños en la vegetación, acelera la contaminación de la tierra y del agua y corroe edificios, estructuras metálicas y vehículos.



Lluvia ácida
Fuente: shutterstock.

Conflictos bélicos/tensiones sociales

El control y explotación de los yacimientos es causa de conflictos, guerras y tensiones sociales. Muchas de las guerras en los últimos años han sido causadas por el control de esos recursos energéticos, de los que dependen muchos países.

M
4

Basado en
Competencias



**Conflictos bélicos/
sociales**
Fuente: shutterstock.

Desequilibrio social

Algunas de las enfermedades asociadas a la contaminación atmosférica, generada por la quema de combustibles fósiles como el carbón, el petróleo y derivados, y el gas natural son:

- Conjuntivitis
- Faringitis
- Cefaleas

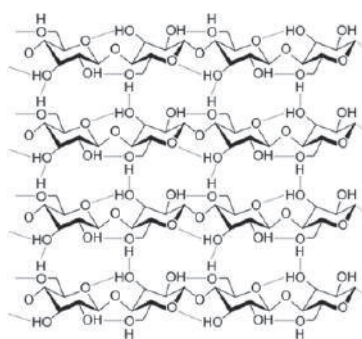
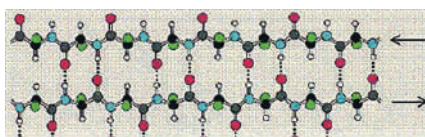


Enfermedades
Fuente: shutterstock.

4.2 Polímeros

Imágenes

Fuente: shutterstock.



Observa las imágenes anteriores y contesta las siguientes preguntas:

¿Sabes qué es un polímero?

¿Cuántos tipos de polímeros conoces?

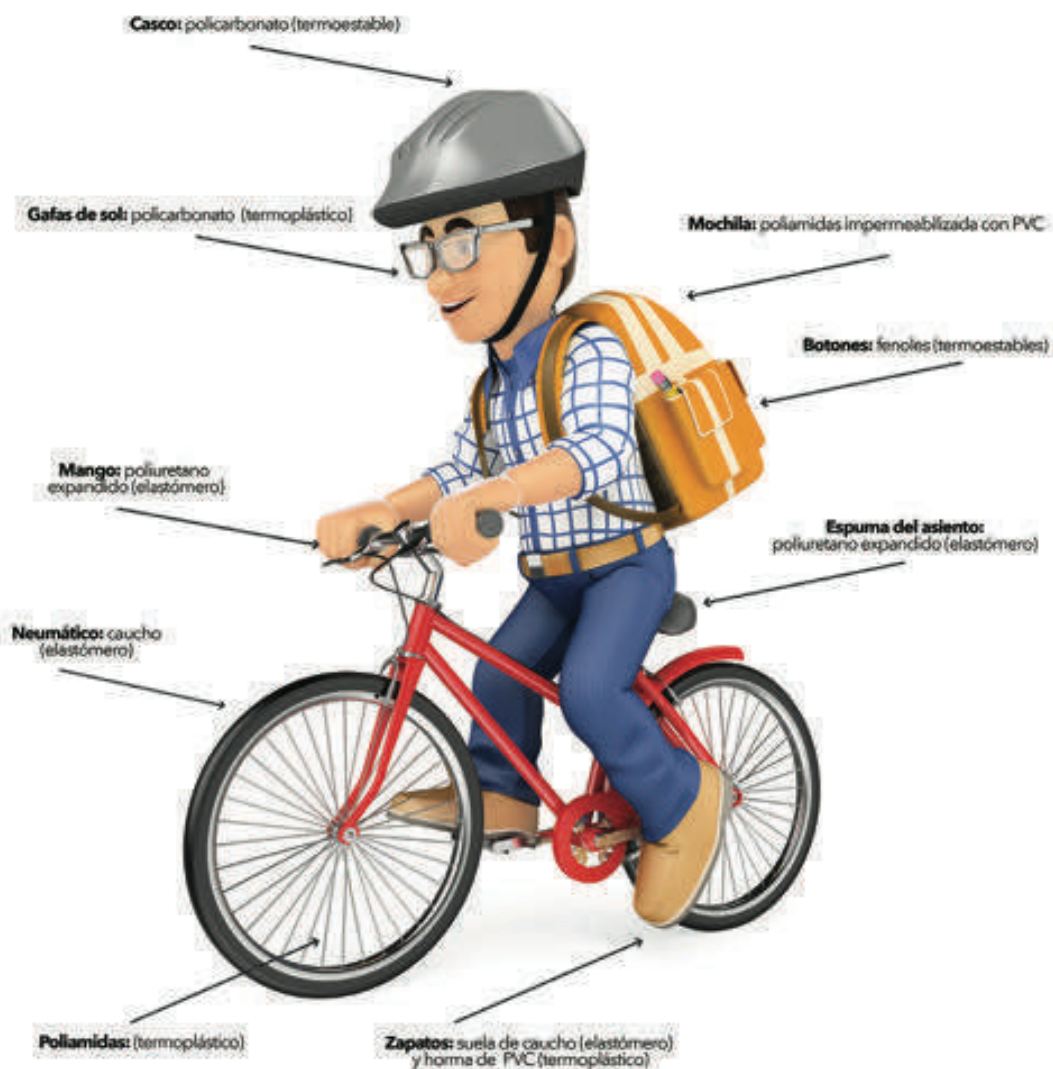
¿Qué tipos de polímeros usas en tu vida diaria (escuela, casa, transporte, juegos, ropa, útiles escolares)?



Actividad
Módulo 4

M4

Basado en Competencias



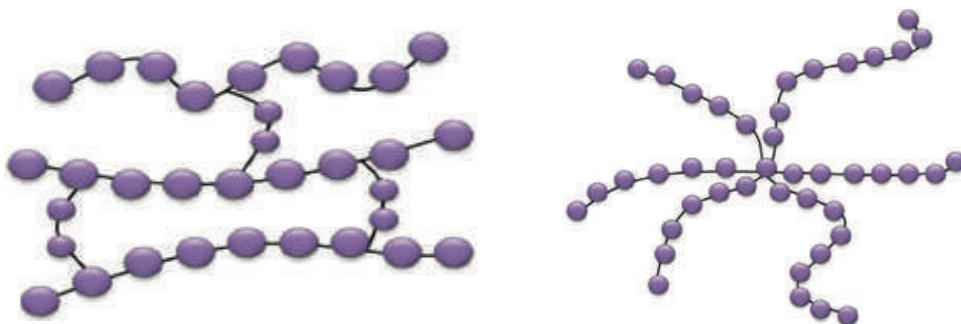
Imagen

Fuente: shutterstock.

Para comprender cada uno de los términos usados en el diagrama anterior referentes a los polímeros y sus características, te invitamos a revisar la siguiente información:

4.2.1 Concepto y tipos

Los **polímeros** pueden definirse como macromoléculas compuestas por miles de moléculas denominadas monómeros que se repiten a lo largo de toda una cadena, que pueden adoptar formas y estructuras diferentes:



Polímeros

Fuente: www.losadhesivos.com

Si observas, un polímero es como si formarás un collar con miles de cuentas y le dieras diferentes formas al unir las, el collar formado el polímero y cada una de las cuentas serían los monómeros, que se repiten lo largo de toda la cadena. Los polímeros formados mediante enlaces covalentes tienen una considerable masa molecular.

Tipos de polímeros:

Los polímeros pueden clasificarse de acuerdo a varios criterios como:

1. Por su origen: naturales y sintéticos:

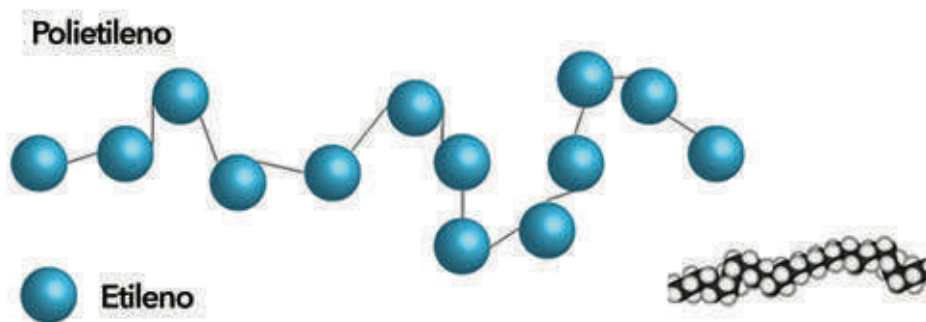
Existen polímeros naturales y polímeros sintéticos, entre los principales polímeros naturales se encuentran las proteínas (formadas por cientos de aminoácidos), los polisacáridos como el almidón o la celulosa (formados por cientos o miles de unidades de monosacáridos), los ácidos nucleicos como el ADN; otros polímeros naturales son la seda, la lana, el hule de los árboles de hevea, algunas gomas y resinas naturales.

La mayor parte de los polímeros que usamos cotidianamente son sintéticos, con aplicaciones y propiedades variadas.

Los polímeros sintéticos, son sustancias de constitución sencilla, se obtienen mediante una reacción química llamada polimerización; como ejemplos los plásticos, resinas, adhesivos, recubrimientos de pinturas, elastoplásticos, fibras sintéticas, etcétera.

2. Por su composición: homopolímeros y copolímeros:

Un homopolímero está formado por el mismo monómero a lo largo de toda su estructura, un ejemplo de polímero es el polietileno formado unidades de etileno, el cual se repite "n" veces a lo largo de la cadena, para formar moléculas gigantes:

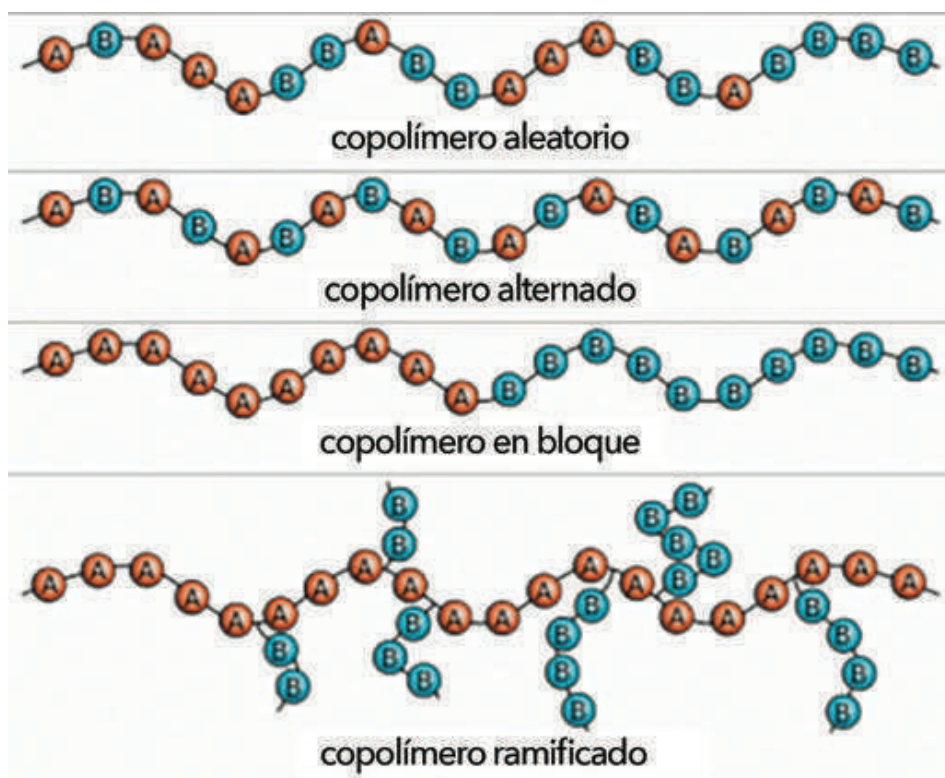


Otros ejemplos de homopolímeros son el poliestireno (formado por unidades de estireno) o el polipropileno formado por unidades de propileno).

Un copolímero está formado por al menos 2 monómeros diferentes a lo largo de toda su estructura, se pueden unir de diferentes formas (aleatoria, alternado, en bloque o ramificado) por medio de enlaces químicos.

M4

Basado en Competencias



Tipos de copolímeros

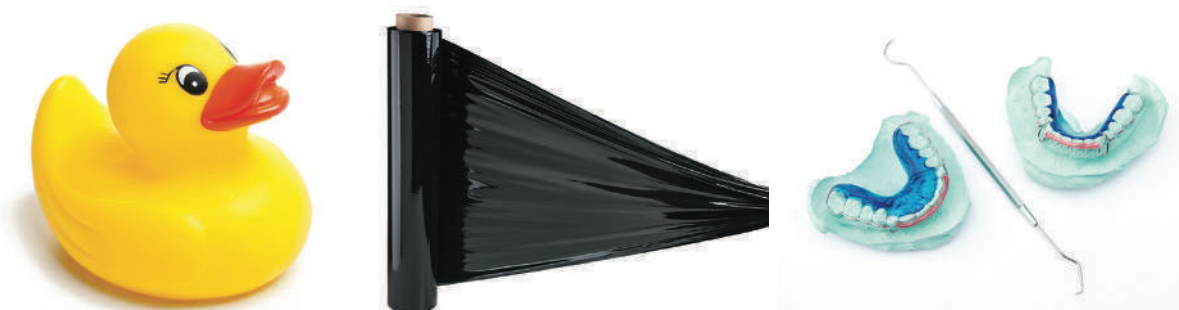
Fuente: <https://es.wikipedia.org/wiki/Copol%C3%ADmero>

El estireno butadieno (ABS), o el SBR son ejemplos pertenecientes a esta familia.

3. Por su comportamiento ante el calor: termoplásticos, termostables, elastómeros y fibras:

De acuerdo con las propiedades físicas de los polímeros y de los enlaces químicos o fuerzas moleculares entre sus monómeros, además de la disposición tridimensional de éstos últimos, los materiales poliméricos resultantes se clasifican en:

Termoplásticos: son polímeros que se reblandecen al calentarlos, es decir, pueden cambiar de forma con cambios de temperatura y recuperan propiedades al enfriarse. Se moldean en caliente de forma repetida, por tal motivo se les asigna el término de "plásticos". Por ejemplo PE (polietileno), PVC (policloruro de vinilo), Nylon, etc.



Termoplásticos

Fuente: shutterstock.

Termoestables o termorrígidos: una vez moldeados en caliente, quedan rígidos manteniendo su forma y al ser enfriados no pueden volver a ser moldeados. Estos polímeros son generalmente más duros, más resistentes, pero también más frágiles que los termoplásticos, las resinas epoxi y los poliésteres insaturados son ejemplo de polímeros termoestables:



Termoestables
Fuente: shutterstock.

Elastómeros o Cauchos: son materiales elásticos, sus dimensiones pueden cambiar en gran medida al ser sometidos a un esfuerzo y al cesar la fuerza pueden recuperar sus dimensiones originales, por ejemplo cauchos y siliconas.

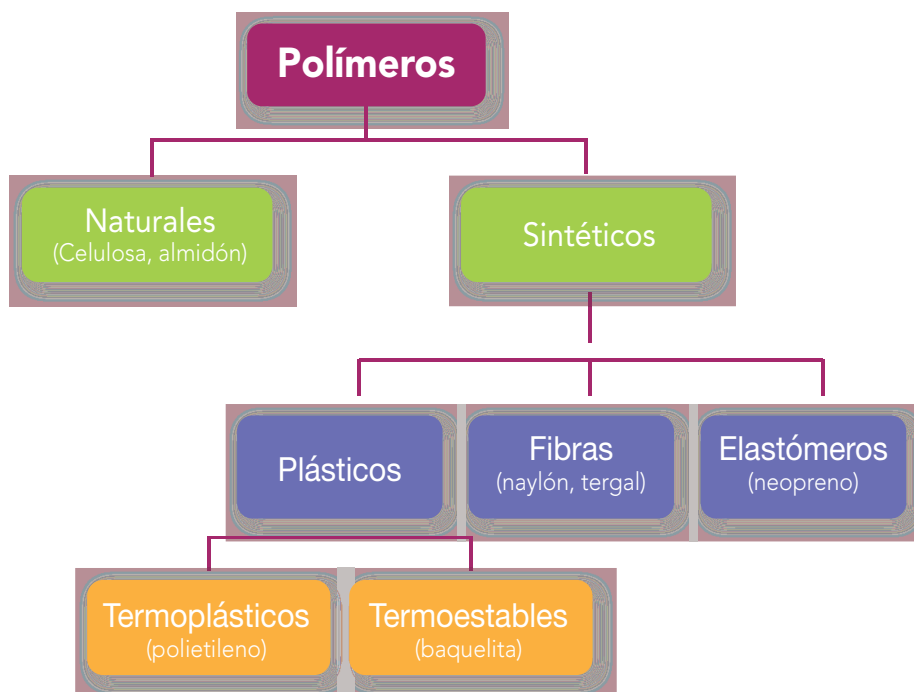


Elastómeros
Fuente: shutterstock.

Fibras: Se presentan en forma de hilos altamente resistentes y algunas son elásticas, se obtienen al hacer pasar al polímero por orificios sumamente pequeños y al mismo tiempo se les aplica un estiramiento.



Fibras
Fuente: shutterstock.

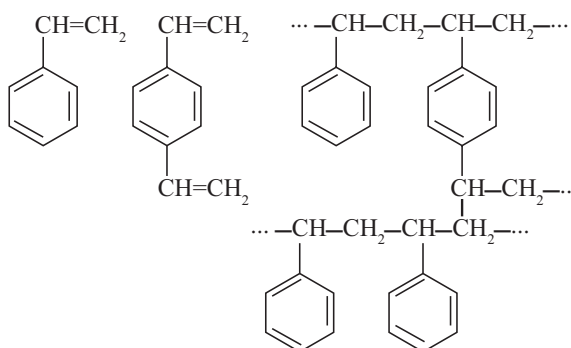


4.2.2. Reacciones de polimerización

La mayor parte de los polímeros se obtienen a partir del petróleo principalmente. Se calcula que cerca del cuatro por ciento de la producción mundial se transforma eventualmente en plásticos. Después del "craqueo" del petróleo se obtienen moléculas más sencillas como son el etileno y el benceno que son los compuestos de partida para la fabricación de polímeros.

La generación de polímeros se obtiene mediante diferentes reacciones que pueden ocurrir entre los monómeros, se clasifican en:

Polimerización por adición: se lleva a cabo en varias reacciones químicas, en las cuales el polímero resultante se forma mediante sucesivas adiciones de grupos funcionales (monómero "x") a estructuras moleculares con dobles enlaces (monómero "y"); con la ayuda de agentes químico/físicos, la acción de la temperatura o aumento en la presión, se rompe el doble enlace y el monómero "x" ocupa el lugar del doble enlace adicionándose a la estructura y formando el polímero:



 **Monómero "x"**

 **Monómero "y"**

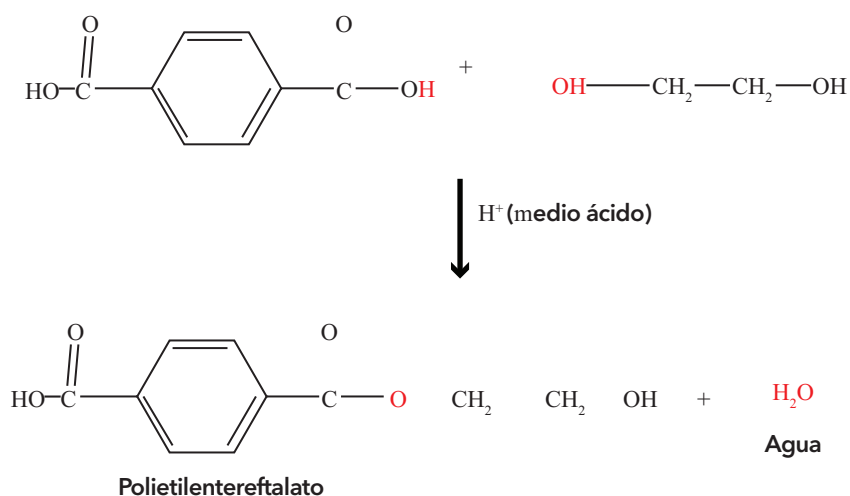
Poliadición



Polimerización por condensación: aquí el polímero resultante se forma mediante sucesivas uniones entre monómeros, los cuales emiten moléculas condensadas durante el proceso de unión; generalmente son moléculas de bajo peso como agua, cloruro de hidrógeno, alcoholes, amoníaco, separándose del polímero resultante por medio de evaporación:

La obtención polímeros de condensación (poliésteres) se lleva a cabo por sucesivas reacciones de esterificación entre el ácido tereftálico (ácido p-bencenodicarboxílico) y el etilenglicol (etanodiol).

El más conocido es una tela fabricada ciento por ciento poliéster llamada tergal:



La mayoría de los polímeros obtenidos por condensación son copolímeros, es decir están formados por dos o más monómeros distintos. Son ejemplos de copolímeros naturales la seda, las proteínas y la lana.



M
4

Basado en
Competencias

4.2.3. Aplicaciones de los polímeros

Los polímeros tienen múltiples aplicaciones en nuestra vida cotidiana en función de sus características y sus propiedades físicas y químicas:

Propiedades físicas	Propiedades químicas
Resistencia mecánica: resistentes al desgaste, roturas, durabilidad Elasticidad Baja densidad Fáciles de teñir en diferentes tonos y colores Se pueden obtener a bajas temperaturas.	Inercia química: resistentes al ataque de sustancias químicas como ácidos, bases o agentes atmosféricos

Principales polímeros y sus aplicaciones (usos):

- a) **Polietileno (PE):** considerado el plástico más utilizado a nivel mundial, tiene aspecto lechoso, que se puede modificar con otros pigmentos o colores concentrados, puede ser reciclado, tiene vida útil larga, es resistente a la humedad, inodoro, no es tóxico y peso ligero. Se utiliza principalmente en tuberías, fibras, películas, aislamiento eléctrico, revestimientos, envases, utensilios caseros, aparatos quirúrgicos, juguetes y artículos de fantasía.



Polietileno
Fuente: shutterstock.

- b) **Polipropileno (PP):** gracias a sus excelentes propiedades, que incluyen baja densidad, alto brillo y rigidez, resistencia térmica y química, entre otras, es apreciado por su fácil proceso, tiene aplicaciones en la industria del automóvil (autopartes), muebles, producción de alfombras, tapices e hilos, productos higiénicos desechables (pañales, toallas higiénicas), ropas protectoras, embalaje de alimentos y producción de frascos.

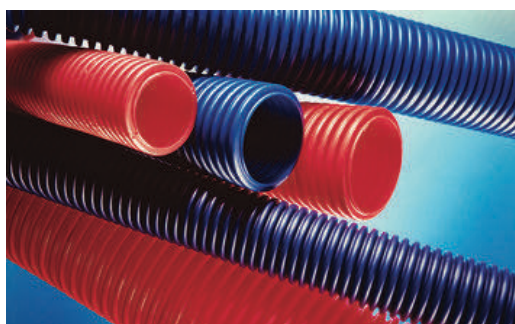


Polipropileno

Fuente: shutterstock.

- c) **Policloruro de vinilo (PVC):** polímero que posee alta resistencia, puede ser rígido o flexible, no es inflamable, no se degrada, es utilizado para el recubrimiento de cables de diferentes tipos; lo que le convierte en un material adecuado para tuberías por su excelente durabilidad y larga expectativa de vida (4 años o más).

Es usado además para la fabricación de puertas y ventanas por sus características de su resistencia a ambientes agresivos, es usado para elaborar tarjetas de crédito, enchufes, carcasas, y partes de computadoras. En cuanto aplicaciones médicas: tubos y bolsas para sangre y diálisis, catéteres, válvulas, delantales y botas etc.), aplicaciones en la industria automotriz, tapicería, paneles para tablero, apoyabrazos, protección anticorrosiva y antivibratoria etc.)



Policloruro de vinilo

Fuente: shutterstock.

- d) **Politetrafluoroetileno (PTFE):** llamado comúnmente teflón, es un polímero muy resistente, es usado principalmente en utensilios de cocina como ollas y sartenes, tiene propiedades antiadherentes, tiene gran resistencia a elevadas temperaturas e impide además que los alimentos se adhieran a la superficie de la olla o sartén en el que son preparados.

M
4

Basado en
Competencias

Otros usos del teflón son el revestimiento de cables, de aviones y naves espaciales por su capacidad aislante y por su alta resistencia a temperaturas extremas.



Politetrafluoroetileno
Fuente: shutterstock.



- e) **Poliestireno (PS):** es un polímero de tipo termoplástico, se obtiene de la polimerización de monómeros de estireno, entre sus principales aplicaciones están la fabricación de recipientes para los alimentos de comida rápida, también se fabrican bloques para la construcción, materiales usados para hacer productos para automóviles, electrónicos, botes, vehículos recreativos, juguetes e infinidad de productos de consumo.



Poliestireno
Fuente: shutterstock.



- f) **Poli (metil metacrilato) PMMA:** se obtiene mediante la polimerización del monómero metilmetacrilato, es un material plástico resistente e irrompible, muchas constructoras sustituyen el cristal en sus ventanas por PMMA, que tiene además la ventaja de ser más transparente que el vidrio del mismo grosor, se usa en fabricación de acuarios, superficies de bañeras y tinas de baño.



PMMA
Fuente: shutterstock.



- g) **Caucho natural o sintético:** ambos se caracterizan por elasticidad, resistencia eléctrica y repelencia al agua, el caucho natural se obtiene a partir del látex fresco de numerosas plantas, es transformado en caucho seco. Después de su fabricación, el caucho sintético se vulcaniza; el caucho sintético es elaborado artificialmente por medio de reacciones químicas con hidrocarburos insaturados.

Los usos principales de ambos son fabricación de neumáticos, selladores, mangueras, impermeables, botas de hule, etc.



Caucho
Fuente: shutterstock.

- h) **Poliamidas (PA):** también conocidas como nylon son un tipo de polímero que contiene enlaces de tipo amida. Las poliamidas pueden ser naturales por ejemplo la seda y la lana, también pueden ser sintéticas, como el nylon o el Kevlar.

Las poliamidas se caracterizan por su alta resistencia mecánica, rigidez, dureza y elasticidad. Así como su gran resistencia al desgaste, no las ataca la polilla y no requieren planchado. **El material fue utilizado por primera vez en la fabricación de medias durante los años 40.** En la actualidad la aplicación del nylon es textil, se utiliza principalmente en la confección de medias, tejidos y telas de punto, además en cerdas de cepillos de dientes, paracaídas, hilo para pescar, redes, fibra de alfombra, fibra de bolsas de aire de los autos, etc.



Poliamidas
Fuente: shutterstock.

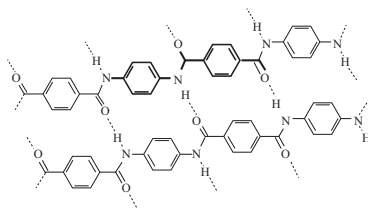
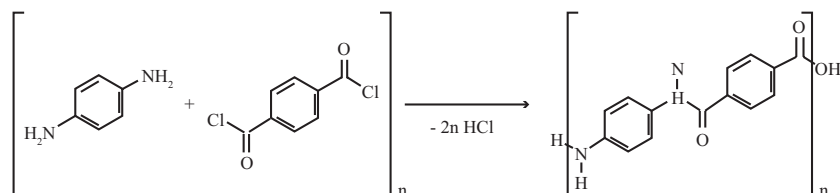
- i) **El Kevlar:** es una poliamida, en la actualidad constituye uno de los materiales que más ha innovado la industria textil, es resistente al desgaste y a la corrosión, es cinco veces más duro que el acero, se puede doblar sin romperse y no es conductor. Los distintos tipos de Kevlar fabricados (29 y 49), se utilizan en la producción de cables, ropa de protección y chalecos antibalas, cuerdas de alta resistencia, raquetas de

**M
4**

 Basado en
Competencias

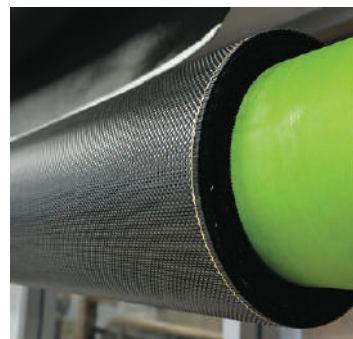
tenis, zapatillas deportivas y blindajes militares. Por otra parte, el kevlar 49 se impregna en una resina para formar un material compuesto que se emplea en la industria aeronáutica, en los aviones, satélites y cascos:

Síntesis química de Kevlar a partir de (para-fenilendiamina) y cloruro de terftaloilo



Fibras de kevlar

Fuente: shutterstock.



Kevlar

Fuente: shutterstock.

- j) **PET (polietilentereftalato):** el poliéster termoplástico es un material sintético, fue inicialmente empleado para elaborar fibras textiles y en la producción del films, láminas y películas para envasar alimentos, posteriormente en los años 70 debido a sus excelentes propiedades (brillo, transparencia, liviano, barrera para los gases, disponibilidad, bajo costo, etc.) comenzó a usarse para embotellar refrescos, extendiéndose a nivel mundial; en la actualidad también se utiliza para envasar productos farmacéuticos, vinos, aceite, dentríficos, entre otros.



PET

Fuente: shutterstock.

- k) **Baquelita:** Plástico termoestable cuya característica principal es que cuando se enfría, no puede volver a ablandarse, por sus excelentes propiedades (aislante eléctrico, resistente a altas temperaturas, resistente al agua y solventes) tiene una variedad de aplicaciones como en mangos de sartenes y cacerolas, interruptores eléctricos, objetos de decoración, algunas piezas de electrodomésticos, autopartes, teclados y carcasas de computadoras o celulares.

**Baquelita**

Fuente: shutterstock.

Cuadro 1. Resumen: aplicaciones de polímeros importantes

Monómero	Polímero	Usos Principales
$\text{CH}_2=\text{CH}_2$ eteno (etileno)	$-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$ polietileno	Bolsas, botellas, juguetes...
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$ propeno (propileno)	$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ -\text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}- \\ \\ \text{CH}_3 \end{array} $ Polipropileno	Películas, útiles de cocina, aislante eléctrico
$\text{CH}_2=\text{CHCl}$ cloroeteno (cloruro de vinilo)	$-\text{CH}_2-\text{CHCl}-\text{CH}_2-\text{CHCl}-$ policloruro de vinilo (PVC)	Ventanas, sillas, aislantes.
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{C}_6\text{H}_5$ feniletano (estireno)	$ \begin{array}{c} \text{C}_6\text{H}_5 \\ \\ -\text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}- \\ \\ \text{C}_6\text{H}_5 \end{array} $ poliestireno	Juguetes, embalajes, aislante térmico y acústico

M4

Basado en Competencias

$\text{CF}_2=\text{CF}_2$ tetraflúoreteno	$-\text{CF}_2-\text{CF}_2-\text{CF}_2-\text{CF}_2-$ PTFE (teflón)	Antiadherente, aislante...
$\text{CH}_2=\text{CCl}-\text{CH}=\text{CH}_2$ 2-clorobutadieno	$-\text{CH}_2-\text{CCl}=\text{CH}-\text{CH}_2-$ cloropreno o neopreno	Aislante térmico, neumáticos
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CN}$ propenonitrilo (acrilonitrilo)	$-\text{CH}_2-\underset{\text{CN}}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\underset{\text{CN}}{\text{CH}}-$ poliacrilonitrilo	Tapicerías, alfombras, tejidos
$\text{CH}_2=\underset{\text{COOCH}_3}{\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}}$ metil-propenoato de metilo (metacrilato de metilo)	$\text{CH}_3-\underset{\text{COOCH}_3}{\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}}-\text{CH}_2-\underset{\text{COOCH}_3}{\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}}-\text{COOCH}_3$ PMM (plexiglás)	Muebles, lentes y equipos ópticos

4.2.4. Contaminación al ambiente

En la actualidad los polímeros han llegado a ser indispensables en nuestra vida cotidiana, forman gran parte de los objetos a nuestro alrededor, estamos en contacto con ellos diariamente y la dependencia crece día con día, probablemente nos resultaría muy difícil prescindir de los plásticos y no solo por sus diversos usos y enormes aplicaciones, sino también, por la importancia económica que tienen a nivel mundial, el crecimiento de esta industria supera a casi todas las actividades desde principios del siglo pasado.

La investigación para la producción cada vez mayor de nuevos polímeros se incrementa a pasos agigantados. Sin embargo, en México y en gran parte del mundo se considera un problema la generación cada vez mayor de residuos en su mayoría plásticos que reciben poco o ningún tratamiento, y se acumulan de manera alarmante, contaminando y afectando los ecosistemas.

El problema se agrava si se considera que más del 95 por ciento de polímeros sintéticos que usamos provienen de los combustibles fósiles. Aun cuando se reciclen los plásticos son de lenta descomposición debido a que no se oxidan ni se descomponen con el tiempo a diferencia de otras sustancias como la madera o los metales, y al desecharlos se liberan toxinas, que perjudican a la fauna y flora del mundo.

La no biodegradación de algunos polímeros sintéticos impide su eliminación en rellenos sanitarios con la consecuente disminución de colonias bacterianas cercanas a los plásticos, por otro lado, su incineración genera compuestos nocivos para la salud entre ellos HCl (g) y HCN (g) .

Se calcula que anualmente cada persona en México consume 49 kg de plásticos y que en nuestro planeta se tiran a la basura 280 millones de toneladas de plástico al año, lo que se traduce en un daño enorme para el medio ambiente por su gran resistencia a la biodegradación ya que pueden permanecer inalterables hasta 500 años.



Contaminación
Fuente: shutterstock.

La ventaja de los plásticos degradables es su permanencia en el ambiente, con un período de tiempo mucho más corto (entre 0.2 y 24 meses).

En el siguiente cuadro puedes conocer el tiempo aproximado que tardan en degradarse algunos polímeros:

Polímero	Imagen	Tiempo de degradación (años)
Polipropileno		100
Poliestireno		30



Basado en Competencias

Polímero	Imagen	Tiempo de degradación (años)
Polietileno de baja densidad		150
Polietileno de alta densidad		150
Nylon		150
PET		500
Plásticos degradables		2

Imágenes
Fuente: shutterstock.

Por otra parte, debido a la acumulación de plásticos en los océanos, se ha constatado que especies acuáticas son afectadas gravemente, las torturas gigantes mueren al ingerir bolsas de plástico que flotan en el mar, confundiéndolas con alimento. Aproximadamente el 90 por ciento de las aves y el 50 por ciento de las tortugas marinas han consumido plástico alguna vez.



Contaminación
Fuente: shutterstock.

Por lo anterior, es urgente contar con nuevas y efectivas metodologías para el reciclaje de materiales, así como incrementar tecnologías para la fabricación de diferentes polímeros biodegradables cuyo impacto al medio ambiente sea mínimo.

Actualmente se realizan importantes investigaciones para fabricar sustitutos de polímeros degradables y menos contaminantes, mientras tanto, es necesario reducir el consumo y desecho de plásticos.

Fomentar en la sociedad de forma contundente el reciclaje de plásticos, es una tarea urgente que no se ha llevado a cabo exitosamente. Es necesario que cada persona se comprometa a aportar su granito de arena en el proceso.

Las acciones colectivas que se realicen desde los espacios en los que diariamente convivimos en favor de cambiar el panorama arriba descrito, aunadas a las actividades programadas por los servicios públicos de saneamiento del medio ambiente, así como los de la iniciativa privada (la mayoría de las empresas) que tienen la infraestructura necesaria para reciclar los plásticos, redundarán en grandes beneficios para contar con un mejor ecosistema y de la concientización de todos y cada uno de los habitantes del planeta

Algunas acciones que podemos llevar a cabo para reducir la contaminación por plásticos:

- Reutilizar o reciclar los envases PET, hay cientos de ideas, revisa información al respecto en internet.
- Si sales de compras, procura llevar una bolsa de tela, así evitarás pedir bolsas plásticas.
- Prefiere usar recipientes o botellas de vidrio en vez de plástico, así las puedes recargarlas cuantas veces quieras.
- Procura consumir con mayor frecuencia alimentos no procesados, para evitar comprar productos envasados en bolsas o recipientes de plástico, prefiere los empaques de cartón (causan un daño menor al medio ambiente y son más fáciles de reciclar).
- Evita comprar productos desechables para tus reuniones (popotes, vasos, cucharas o tenedores platos, etc.).



M
4

Basado en
Competencias

- Platica con tus amigos y familiares sobre el tema y vean que acciones pueden llevar a cabo con el fin de aportar individual o colectivamente a disminuir el uso de plásticos que contaminan la tierra, los océanos, mares, y aire.
- Puedes preparar composta con la materia orgánica que deseches, en vez de depositarla en bolsas de plástico.



Actividad
Módulo 4

Comenta con tus compañeros de clase algunas acciones adicionales que contribuyan a disminuir la contaminación del medio ambiente provocada por polímeros.

Finalmente escribe una reflexión sobre el tema *Contaminación por polímeros*:



Recuerda, repasar es importante.

Relaciona las siguientes columnas, escribiendo en el paréntesis de la izquierda la letra que corresponda a la respuesta de las preguntas de la derecha:

()	PET (polietilentereftalato)	a) Sustancias de alto peso molecular, se moldean para fabricar diferentes cosas con miles de formas
()	Politetrafloruro de etilo	b) De acuerdo al tipo de monómeros que los forman los polímeros pueden ser:
()	Estireno	c) Es el monómero del poliestireno
()	Condensación y adición	d) Por sus propiedades antiadherentes se utiliza en la fabricación de sartenes
()	Plásticos	e) Son métodos de obtención de polímeros
()	Copolímeros y homopolímeros	f) Plástico usado en la fabricación de botellas

2. Clasifica los siguientes plásticos, indica alguna de sus propiedades y un ejemplo de su utilización:

Naylon

Baquelita

PVC

Poliuretano

Metacrilato

Caucho

3. ¿Qué plásticos puedes reciclar?:

4. Investiga ¿Cuál es la razón por la cual los fabricantes de envases plásticos ponen en su base un triángulo con un número dentro o unas letras ¿qué significan?

bibliografía

- Carrasquero López, Francisco. (2004). *Fundamentos de Polímeros*. Venezuela: Universidad de los Andes.
- Daub, G.W y Seese, W.S (2014). *Química*. Recuperado de <https://es.scribd.com/doc/268084547/Quimica-Daub-pdf>
- Dingrando, L. et. al. (2003). *Química, materia y cambio*. Colombia. Mc Graw Hill.
- Ebbing, D. (2003). *Química General*. México: Mc Graw Hill.
- Frey, P.R. "Problemas de Química y como resolverlos". (2009). Recuperado de <https://www.dasumo.com/libros/problemas-de-quimica-y-como-resolverlos-paul-frey-pdf.html>
- Garritz, A. y Chamizo, J. (2001). *Tú y la Química*. México. Pearson Educación.
- Hermida Élida. (2011). *Polímeros*. Buenos Aires, Argentina. Ministerio de Educación. Instituto Nacional de Educación Tecnológica.
- Paleo, E.L., Jaime, V.M, Quintanilla, B.M. (2011). *Vive la Química*. México. Editorial Progreso.
- Phillips, J. Strozak, V. y Wistrom, C. (2007). *Química*. Conceptos y aplicaciones. China: Mc Graw Hill.
- Ralph, B. (2003). *Fundamentos de Química*. México. Pearson Educación.
- Rodríguez, D.M. y Ramírez, A.S. (2011). *Aprendiendo Química 2*. México. Nueva Editorial Lucero.
- Serrano Ramos, Francisco. (2015). *Introducción a la Ciencia de los Polímeros*. México. Universidad de Guadalajara.
- Seymour R.B; C.E. Carraher. (1994). *Introducción a la Química de los Polímeros*. Barcelona: Reverte.
- Smith, J.M, HYPERLINK "http://et.al" et.al. (2003). *Introducción a la Ingeniería Química*. 6a. Edición. Ed. Mc. Graw Hill. México.
- Valencia, M.H. (2015). *Química II*. México. Mx Editorial.

mesografía

Combustibles fósiles recuperado de

HYPERLINK "<http://www.temasambientales.com/2017/03/combustibles-fosiles.html>"
<http://www.temasambientales.com/2017/03/combustibles-fosiles.html>

HYPERLINK "<https://www.muyinteresante.es/innovacion/articulo/el-combustible-estrella-%2520%2520%2520%2520%2520%2520%2520%2520361472733559>"
<https://www.muyinteresante.es/innovacion/articulo/el-combustible-estrella-361472733559>

Cómo hacer microdosis de medicamentos. Recuperado de:

HYPERLINK "<https://www.yukti.com.ar/index.php/2016/09/15/como-hacer-microdosis-de-medicamentos/>" <https://www.yukti.com.ar/index.php/2016/09/15/como-hacer-microdosis-de-medicamentos/>

Ejemplos de partes por millón. Recuperado de:

HYPERLINK "<http://www.quimicas.net/2015/05/ejemplos-de-ppm-partes-por-millon.html>" <http://www.quimicas.net/2015/05/ejemplos-de-ppm-partes-por-millon.html>

El tratamiento con microdosis, una alternativa sorprendentemente eficaz. Recuperado de

HYPERLINK "<https://www.dsalud.com/reportaje/el-tratamiento-con-microdosis-una-alternativa-sorprendentemente-eficaz/>" <https://www.dsalud.com/reportaje/el-tratamiento-con-microdosis-una-alternativa-sorprendentemente-eficaz/>

Partes por millón. Recuperado de:

https://www.google.com.mx/search?biw=1366&bih=638&q=PARTES+POR+MILLON&oq=PARTES+POR+MILLON&gs_l=psy-ab..3..014.1328.10468.0.12061.54.26.0.0.0.382.390

Prácticas de Hematología y Citología. Recuperado de HYPERLINK "<https://practicasdehematologiaycitologia.wordpress.com/2014/11/06/practica-no5-preparacion-de-suero-salino/>" <https://practicasdehematologiaycitologia.wordpress.com/2014/11/06/practica-no5-preparacion-de-suero-salino/>

UNINET. Capítulo 6.2. Fluido-terapia. Recuperado de HYPERLINK "<http://tratado.uninet.edu/c060206.html>" <http://tratado.uninet.edu/c060206.html>

Wacher, C. (2014). La biotecnología alimentaria antigua: los alimentos fermentados. 1 de agosto de 2014. Vol. 15. Núm. 8. Revista digital universitaria unam. Disponible en: HYPERLINK "<http://www.revista.unam.mx/vol.15/num8/art64/>" <http://www.revista.unam.mx/vol.15/num8/art64/> Consultado el 8 de septiembre de 2017.

Directorio

Doctor en Ciencias e Ingeniería Ambientales
Carlos Eduardo Barrera Díaz

Rector

Doctor en Ciencias Computacionales
José Raymundo Marcial Romero

Secretario de Docencia

Doctora en Ciencias Sociales
Patricia Zarza Delgado

Secretaria de Investigación y Estudios Avanzados

Doctor en Ciencias de la Educación
Marco Aurelio Cienfuegos Terrón

Secretario de Rectoría

Doctora en Humanidades
María de las Mercedes Portilla Luja

Secretaria de Difusión Cultural

Doctor en Ciencias del Agua
Francisco Zepeda Mondragón

Secretario de Extensión y Vinculación

Doctor en Educación
Octavio Crisóforo Bernal Ramos

Secretario de Finanzas

Doctora en Ciencias Económico Administrativas
Eréndira Fierro Moreno

Secretaria de Administración

Doctora en Ciencias Administrativas
María Esther Aurora Contreras Lara Vega

Secretaria de Planeación y Desarrollo Institucional

Doctora en Derecho
Luz María Consuelo Jaimes Legorreta

Abogada General

Doctor en Ciencias Sociales
Luis Raúl Ortiz Ramírez

Secretario Técnico de la Rectoría

Licenciada en Comunicación
Ginarely Valencia Alcántara

Directora General de Comunicación Universitaria

Doctor en Ciencias Sociales
Luis Raúl Ortiz Ramírez

**Director de Centros Universitarios y Unidades Académicas Profesionales
Región A y Encargado del Despacho Región B**

Doctora en Investigación Educativa
Eva Lilia García Escobar

Directora de Estudios de Nivel Medio Superior

Planteles dependientes de la Escuela Preparatoria

Doctor en Tecnología e Innovación de la Educación

Arturo Mejía Zamora

Plantel "Lic. Adolfo López Mateos"

Maestro en Ciencias de la Educación

Erick Vieyra Méndez

Plantel "Nezahualcóyotl"

Maestro en Administración Pública y Gobierno

Raúl Juárez Toledo

Plantel "Cuauhtémoc"

Doctora en Ciencias de la Educación

María del Rocío García de León Pastrana

Plantel "Ignacio Ramírez Calzada"

Doctor en Ciencias de la Educación

Alejandro Morales Velázquez

Plantel "Dr. Ángel Ma. Garibay Kintana"

Maestro en Educación con Orientación en Innovación y Tecnología Educativa

Sergio Luis Roldán Vásquez

Plantel "Texcoco"

Maestro en Docencia

Erick Rodolfo Sánchez Cortés

Plantel "Sor Juana Inés de la Cruz"

Química Farmacéutica Bióloga

Janette Jaimes García

Encargada del Despacho de la Dirección del Plantel "Dr. Pablo González Casanova"

Doctora en Educación

María del Rosario Sotelo Hurtado

Encargada del Despacho de la Dirección del Plantel "Isidro Fabela Alfaro"

Licenciada en Comunicación

Ana Vianey Suárez Castro

Encargada del Despacho de la Dirección del Plantel "Mtro. José Ignacio Pichardo Pagaza"