



TERCER

SEMESTRE

Guía de estudio

Química II



PLAN 2014
ACTUALIZADO



PLAN 2014

ACTUALIZADO

CRÉDITOS

Autores:

Profesora. Adriana Ibarra Domínguez

Profesora. Verónica Espinoza Lemus

Profesora. Andrónica Hernández Sánchez

Actualización 22-B:

Jeaqueline Aguayo Gómez

María de Jesús Castejón Marban

Coordinadores:

María Aurelia Maldonado Velázquez

Revisión pedagógica:

Martha María Magdalena Márquez Milán



PRESENTACIÓN

Con la finalidad de acompañar el trabajo con el plan y programas de estudio vigentes, además de brindar un recurso didáctico que apoye al cuerpo docente y al estudiantado en el desarrollo de los aprendizajes esperados; el Colegio de Bachilleres desarrolló, a través de la Dirección de Planeación Académica y en colaboración con el personal docente de los veinte planteles, las guías de estudio correspondientes a las tres áreas de formación: básica, específica y laboral.

Las guías pretenden ser un apoyo para que las y los estudiantes trabajen de manera autónoma con los contenidos esenciales de las asignaturas y con las actividades que les ayudarán al logro de los aprendizajes; el rol del cuerpo docente como mediador y agente activo en el aprendizaje del estudiantado no pierde fuerza, por el contrario, se vuelve fundamental para el logro de las intenciones educativas de este material.

Las guías de estudio también son un insumo para que las y los docentes lo aprovechen como material de referencia, de apoyo para el desarrollo de sus sesiones; o bien como un recurso para la evaluación; de manera que, serán ellos, quienes a partir de su experiencia definirán el mejor uso posible y lo adaptarán a las necesidades de sus grupos.

El Colegio de Bachilleres reconoce el trabajo realizado por el personal participante en la elaboración y revisión de la presente guía y agradece su compromiso, entrega y dedicación, los cuales se reflejan en el servicio educativo pertinente y de calidad que se brinda a más de 90,000 estudiantes.





En el marco del Programa de Apoyo Institucional para enfrentar la contingencia sanitaria, y con la finalidad de que todos nuestros estudiantes tengan herramientas pertinentes para reforzar su preparación académica, se presenta una selección de contenidos esenciales que se han organizado en tres cortes de aprendizaje, desplegando de una forma articulada los grandes temas con la intención de dar una orientación para el aprendizaje individual de los aprendizajes esenciales del programa de estudio.

Esta guía, elaborada en conjunto con profesores de la asignatura, contempla material de consulta, cuestionarios y actividades y su propósito es que los estudiantes adquieran los conocimientos esenciales de la materia, mismos que son pieza clave en su desempeño académico y social.

La estructura de la guía se compone de tres cortes:

En el **corte uno** se contempla contenidos específicos relacionados con las reacciones químicas, su representación gráfica, la relación con la ley de la Conservación de la materia y los principios de estequiometría, en el corte

Con respecto al **segundo corte** se abordan los grandes temas de Termoquímica y Oxido – Reducción. En termoquímica revisaremos lo que es un sistema y cuántos tipos existen con base a sus características y como los podemos extrapolar a los sistemas químicos y biológicos y por lo tanto en tu vida cotidiana. Otros temas serán revisar los conceptos de temperatura y calor y realizar algunos ejercicios con diferentes escalas como los grados Celsius y Kelvin.

Finalmente, en el **corte tres** encontraras las reacciones exotérmicas y endotérmicas sus características principales, sus diferencias y como las podemos ubicar en las reacciones de nuestra vida diaria. Revisaremos el concepto de entalpia y como se relaciona con los dos tipos de reacciones mencionados. Otros dos últimos grandes temas son las reacciones de combustión y oxido-reducción y comprenderás que estas son importantes en los procesos metabólicos de los seres vivos.

Al final de cada tema se presentan actividades que tendrás que realizar para reforzar tu aprendizaje.



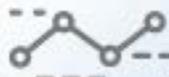
PRESENTACIÓN	3
INTRODUCCIÓN	4
CORTE DE APRENDIZAJE 1	7
Propósito	9
Conocimientos previos	10
Evaluación diagnóstica	11
¿Qué ocurre con la materia durante las reacciones químicas?	12
Ley de la conservación de la materia	20
¿Por qué es importante la medicina en la química?	23
Cantidad de sustancia y su unidad de mol	25
Número de Avogadro	
Actividades de aprendizaje	34
Autoevaluación	43
Fuentes Consultadas	45
CORTE DE APRENDIZAJE 2	46
Propósito	48
Conocimientos previos	49
Evaluación diagnóstica	50
¿Cuál es el costo energético de la formación y ruptura de los enlaces químicos?	52
Tipos de sistemas e interacciones sistema-entorno	54
La importante diferencia entre temperatura y calor	56
Reacciones exotérmicas y endotérmicas	58
Cuantificación de la energía liberada en la combustión de los alimentos y los combustibles	61
Relación entre la combustión de los alimentos y la de los combustibles	
Proceso de oxido-reducción	62
Actividades de aprendizaje	68
Autoevaluación	73

Fuentes Consultadas	75
CORTE DE APRENDIZAJE 3	76
Propósito	78
Conocimientos previos	79
Evaluación diagnóstica	80
¿Cómo se modela el comportamiento de un ácido y de una base?	82
Modelos ácido-base de Arrhenius y Bronsted-Lowry	84
¿Qué indica el valor del pH?	92
Característica logarítmica del pH	
Ionización; diferencia entre los ácidos y bases fuertes y débiles	
Sustancias indicadoras de pH	94
El valor del pH de los alimentos y su impacto en la salud	99
La importancia del valor del pH en la asimilación de medicamentos y nutrientes en el organismo	
El efecto del valor del pH en los suelos de uso agrícola	
Causas y efectos de la lluvia ácida	100
Actividades de aprendizaje	102
Autoevaluación	106
Fuentes Consultadas	108
EVALUACIÓN FINAL	109



CORTE

1



LAS REACCIONES Y SUS ECUACIONES

Aprendizajes esperados:

- Leyes de la conservación
- ¿Qué ocurre con la materia durante las reacciones químicas?
- ¿Por qué es importante la medición en la química?
- ¿Cuál es la aplicación de la cuantificación en química en los procesos industriales?
- Interpretarás al cambio químico como un proceso en el que a partir de ciertas sustancias iniciales se producen otras, debido a la ruptura y formación de enlaces.
- Resolverás problemas de reacciones conocidas utilizando su descripción a través de la ecuación química correspondiente, destacando lo que éstas representan.
- Comprobarás el principio de conservación de la materia al balancear ecuaciones de algunas reacciones del entorno por el método de tanteo.

- ¿Cuál es la eficiencia de las reacciones químicas?
- Cantidad de sustancia y su unidad el mol
- Número de Avogadro
- Construirás analogías que te permitan comprender y explicar la relación entre cantidad de sustancia, mol y número de Avogadro.
- Aplicarás la mol al cuantificar partículas a partir de la masa de sustancias.
- Relacionarás la cantidad de sustancia que se consume y se forma en una reacción química con los coeficientes de la ecuación química correspondiente.
- Resolverás problemas de reacciones químicas, a partir de sus ecuaciones y la masa de las sustancias involucradas.



Al finalizar el corte serás capaz de evaluar las concepciones personales o comunes sobre las reacciones químicas involucradas en diversos fenómenos de tu entorno en la aplicación de las leyes que rigen su representación y cuantificación, así como la experimentación para fundamentar tu opinión sobre el impacto económico, social y ambiental de la ciencia y la tecnología en tu vida cotidiana.

RECOMENDACIÓN

Te sugerimos, revises los aprendizajes esperados antes de iniciar con el estudio del corte, realiza las anotaciones que sean necesarias.

Con el objetivo de que consigas desarrollar los aprendizajes esperados de este primer corte, es fundamental que cuentes con los siguientes conocimientos como base para los nuevos aprendizajes.

- Reacción química
- Cambio químico
- Elementos de una ecuación química
- Ley de la conservación de la masa
- Balanceo de ecuaciones
- Principios básicos de estequiometría
- Masa molar
- Cantidad de sustancia
- Cálculos de estequiometría



Identifica lo que debes saber para que la comprensión de los contenidos sea más fácil, si descubres que has olvidado algo ¡repásalo!

Esta evaluación te permitirá identificar conocimientos previos con los que cuentas.

Instrucciones: Lee detenidamente cada pregunta y responde.

1. Escribe un ejemplo de una fórmula química

2. Escribe tres ejemplos de reacciones químicas cotidianas

3. ¿Cuál es la diferencia entre reacción y ecuación química?

4. Define la palabra estequiometría

5. ¿Que establece la Ley de la conservación de la materia?

6. ¿Calcula la masa molecular del H_2O ?

¿Qué ocurre con la materia durante las reacciones químicas?

REACCIONES QUIMICAS

La **química** es la ciencia que estudia la composición de la materia, así como los cambios que esta sufre.

Dicho lo anterior observa a tu alrededor y descubre todas las manifestaciones de la química a través de los cambios de la materia. Por ejemplo, en la respiración inhalamos oxígeno O_2 y exhalamos bióxido de carbono CO_2 ; la combustión de la gasolina proporciona energía que mueve a los vehículos; cuando te tiñes el cabello tienen lugar reacciones químicas; en nuestro cuerpo, las reacciones químicas convierten el alimento en energía para formar músculos o para movernos; en las plantas ocurren reacciones químicas que les permiten transformar el CO_2 en oxígeno O_2 y carbohidratos.

Algunas **reacciones químicas** son **simples**, mientras que otras son muy **complejas**. En toda reacción química los átomos en las sustancias en reacción, llamadas reactivos, se reordenan para generar nuevas sustancias llamadas productos. Sin embargo, los átomos en los reactivos son los mismos que en los productos, lo que significa que la materia se conserva y no se pierde durante un cambio químico. En este capítulo veremos cómo se escriben las ecuaciones y cómo determinar la cantidad de reactivo o producto implicado en una reacción química. En casa hacemos algo muy parecido cuando usamos una receta para hacer galletas. Un mecánico automotriz hace esencialmente lo mismo cuando ajusta el sistema de combustión de un motor para permitir las cantidades correctas de combustible y oxígeno. En el cuerpo, cierta cantidad de O_2 debe llegar a los tejidos para reacciones metabólicas eficientes. Cuando conocemos la ecuación química de una reacción, podemos determinar la cantidad de reactivo necesario o cantidad de producto que se producirá.

En un **cambio físico** se altera la apariencia de una sustancia, pero no su composición. Cuando el agua líquida se convierte en gas o se congela en un sólido, todavía es agua. Si rompemos una roca o un trozo de papel, sólo cambia el tamaño del material. Las piezas más pequeñas todavía son roca o papel porque no hubo cambio en la composición de las sustancias.

En un **cambio químico** las sustancias que reaccionan cambian a nuevas sustancias que tienen diferentes composiciones y diferentes propiedades. Las nuevas propiedades pueden implicar un cambio en el color, la temperatura o la formación de burbujas o hacer un sólido.

Por ejemplo, cuando la plata pierde su lustre, el metal plata brillante (Ag) reacciona con azufre (S) para convertirse en la sustancia oscura opaca que llamamos sulfuro de plata (Ag_2S)

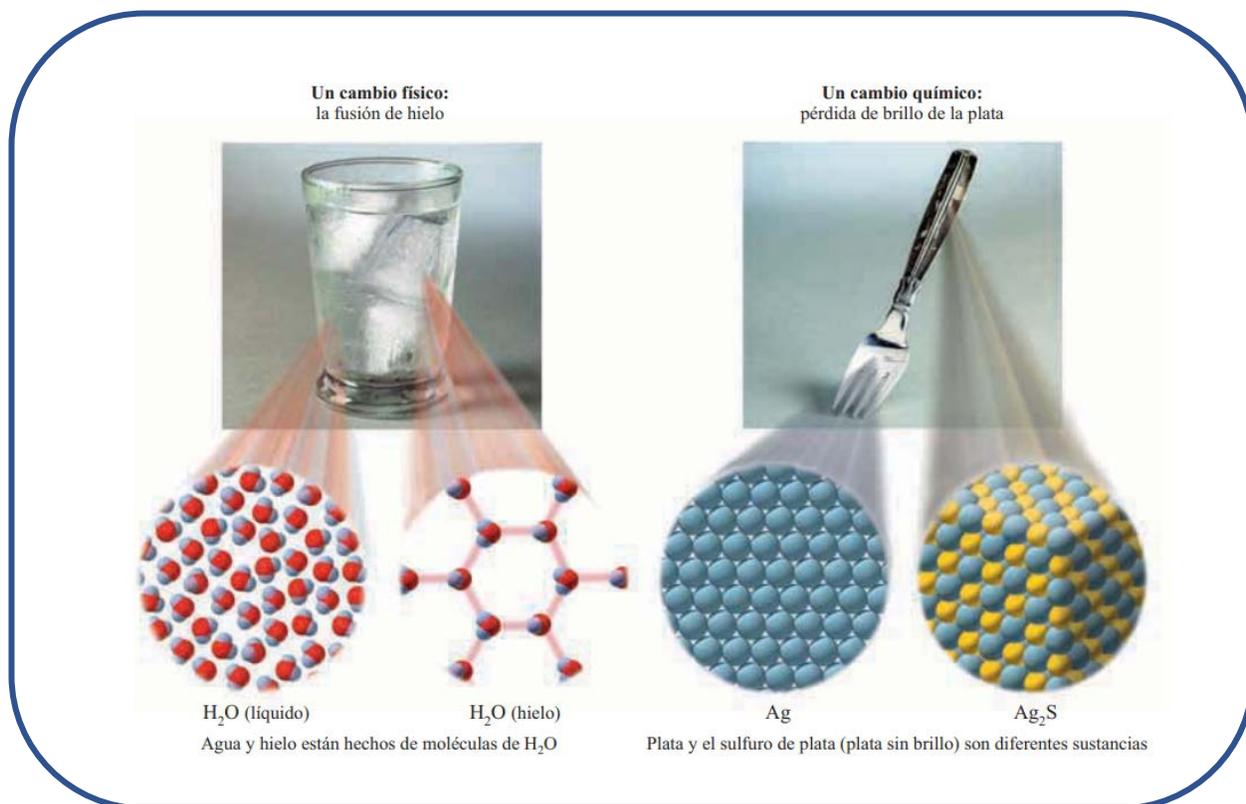


FIGURA. 1. Ejemplo de cambio físico y cambio químico (tomado de Timberlake, 2008)

Los cambios químicos, que afectan a la naturaleza de las sustancias, reciben el nombre de **reacciones químicas**. Una reacción química se define como el proceso en el que, debido a una redistribución de los átomos, una o varias sustancias, denominadas **reactivos**, se transforman en otras, llamadas productos de la reacción.

Por ejemplo, cuando enciendes un quemador de gas, las moléculas de gas metano (CH_4) reaccionan con oxígeno (O_2) en el aire para producir CO_2 , H_2O y calor. En otra reacción química, un trozo de hierro (Fe) se combina con oxígeno (O_2) en el aire para producir una nueva sustancia, óxido (Fe_2O_3), que tiene un color anaranjado rojizo. Cuando una tableta antiácida (alka seltzer) se pone en agua, aparecen burbujas, el bicarbonato de sodio (NaHCO_3) y el ácido cítrico ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$) de la tableta reaccionan para formar dióxido de carbono (CO_2) gaseoso (Fig. 1). En cada una de estas reacciones químicas son visibles nuevas propiedades, las cuales son pistas que te dicen que tuvo lugar una reacción química.

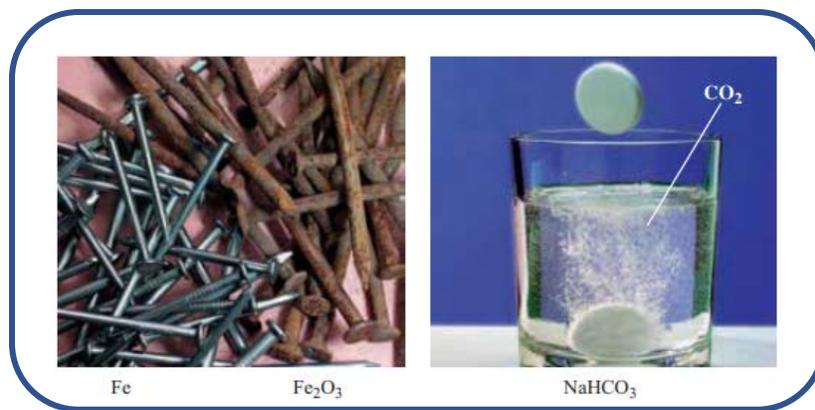


FIGURA. 2. Ejemplos de reacciones químicas: Oxidación de un clavo y Reacción del Alka Seltzer

Tabla 1. Tipos de evidencia visible de una reacción química

- Cambio en el color
- Formación de un sólido (precipitado)
- Formación de un gas (burbujas)
- Calor producido o calor absorbido

Dos átomos se separan cuando se aplica sobre ellos una fuerza mayor a la que los mantiene unidos. Un átomo se une o enlaza con otro si al hacerlo se libera energía y por lo tanto los dos átomos unidos son más estables que cada uno por separado.

En consecuencia, durante las reacciones químicas los átomos o moléculas participantes pierden (liberan) o ganan (absorben) energía

Ejemplo: Considera lo que sucede cuando el hidrógeno gaseoso (H_2) se quema en presencia de aire (que contiene oxígeno O_2) para formar agua (H_2O). Esta reacción se representa mediante la ecuación química:

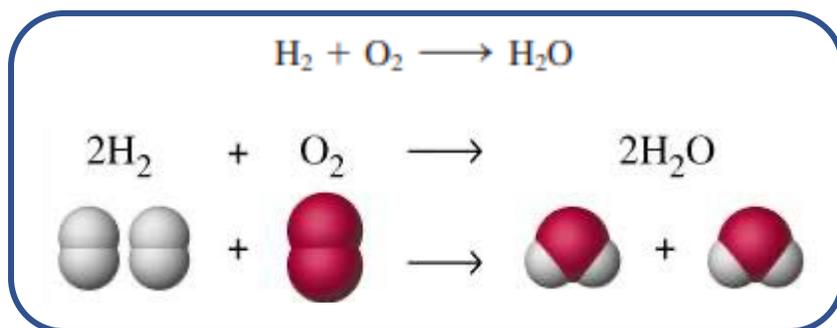


FIGURA 3. Combustión del hidrógeno para formar una molécula de agua.

Una reacción química se representa mediante una **ecuación química**, donde aparecen los siguientes elementos:

Los **reactivos** se escriben a la izquierda de la ecuación química y se definen como dos o más sustancias químicas necesarias para un cambio químico. Al combinarse, dan origen al producto del cambio químico.

Los **productos** se escriben a la derecha de la ecuación química y son aquellos que resultan de la combinación de otras sustancias, con características completamente diferentes de las originales.

En el siguiente ejemplo vemos cómo se combinan una molécula de cloro (Cl_2) con una molécula de hidrógeno (H_2) para formar una molécula de cloruro de hidrógeno

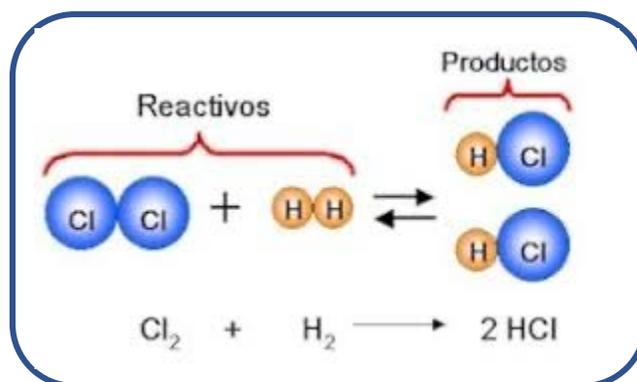


FIGURA 4. Representación gráfica de la formación de HCl, donde se muestran los reactivos y los productos

En una ecuación, las fórmulas de los reactivos se escriben a la izquierda de la flecha y las fórmulas de los productos a la derecha. Cuando hay dos o más fórmulas en el mismo lado, se separan mediante signos más (+). El signo delta (Δ) indica que se usó calor para iniciar la reacción.

Cuando tiene lugar una reacción, los enlaces entre los átomos de los reactivos se rompen y se forman nuevos enlaces para dar los productos. En cualquier reacción química, en las nuevas sustancias debe haber el mismo número de átomos de cada elemento que las sustancias originales. Los átomos no se pueden ganar, perder o cambiar en otros tipos de átomos durante una reacción. Por tanto, una reacción se debe escribir como una ecuación balanceada, que muestre el mismo número de átomos por cada elemento en ambos lados de la flecha.

Los **coeficientes estequiométricos** indican la cantidad de moles de cada elemento o compuesto y los **subíndices** indican la cantidad de átomos de cada elemento.

Fórmula Química	Significado	Composición
H ₂ O	Una molécula de agua	Dos átomos de H y un átomo de O
2 H ₂ O	Dos moléculas de agua	Cuatro átomos de H y dos átomos de O
3 CO ₂	Tres moléculas de bióxido de carbono	Tres átomos de C y seis átomos de O

FIGURA 5. Se muestra la posición de los coeficientes estequiométricos y la cuantificación de los átomos

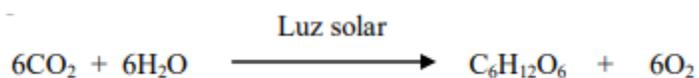


El coeficiente escrito antes de la fórmula multiplica a los átomos de los elementos presentes:

3CO₂ 3 x 1 (sólo hay 1 átomo de C)= 3 átomos de C
 3 x 2 (hay dos átomos de O)= 6 átomos de O

Información que nos proporciona una ecuación química

- Nos indica el estado físico de los reactivos y productos: líquido (l), sólido (s), gaseoso (g) y acuoso (ac) o (aq).
- Nos informa si se usaron o no catalizadores (sustancias que aceleran o disminuyen la velocidad de la reacción y que no son consumidas) van escritos encima o debajo de la flecha que separa reactivos y productos.



Esta ecuación química se lee: **6 mol de bióxido de carbono reaccionan con 6 mol de agua en presencia de luz solar formar 1 mol de glucosa más 6 mol de oxígeno**

- Nos informa además si hay desprendimiento o absorción de energía.
- La ecuación debe estar balanceada, es decir el número de átomos que entra debe ser igual al número de los que salen.



Esta ecuación química se lee: 2 mol de hidrógeno gas reaccionan con 1 mol de oxígeno gaseoso para formar 2 mol de agua líquida.

5. Si hay un delta Δ sobre la flecha, nos indica que se suministra calor a la reacción;



Esta ecuación química se lee: Al calentar 2 mol de clorato se producen 2 mol de cloruro de potasio más 3 mol de oxígeno.

A partir de la reacción química se puede escribir la ecuación, para ello debemos conocer la fórmula química de cada uno de los compuestos y el estado de agregación. Al final debemos asegurarnos de que la ecuación química esté balanceada.

Ejemplos:

- Óxido de nitrógeno gaseoso reacciona con monóxido de carbono gaseoso para producir gas nitrógeno y gas dióxido de carbono.



- En el módulo lunar Apolo, hidracina gaseosa N_2H_4 , reacciona con tetróxido de dinitrógeno gaseoso para producir nitrógeno gaseoso y vapor de agua.



CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Una gran cantidad de reacciones ocurren en la naturaleza, en sistemas biológicos y en el laboratorio. Sin embargo, hay algunos patrones generales entre todas ellas que nos ayudan a clasificarlas. Algunas pueden encajar en más de un tipo de reacción.

TIPO DE REACCIÓN	DEFINICIÓN	FORMA GENERAL Y EJEMPLO
ADICIÓN O SINTESIS	Son aquellas en las que dos o más sustancias se unen para formar una nueva	$A + B \longrightarrow AB$ $2 H_2 + O_2 \longrightarrow 2 H_2O$ $CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$ $S + Fe \longrightarrow FeS$
DESCOMPOSICIÓN	Cuando una sola sustancia reacciona para dar lugar a la formación de dos o más sustancias nuevas por acción de algún tipo de energía externa	$AB \longrightarrow A + B$ $H_2SO_3 \xrightarrow{\Delta} SO_2 \uparrow + H_2O$ $CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2 \uparrow$ $2 H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} O_2 \uparrow + 2 H_2O$
SIMPLE SUSTITUCIÓN	Cuando una sustancia sustituye alguno de los componentes de otra sustancia reaccionante, de tal manera que el componente sustituido queda libre.	$A + BC \longrightarrow AC + B$ $Zn + CuSO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + Cu$ $Mg + 2 HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2 \uparrow$ $Fe + HgS \longrightarrow Hg + FeS$
DOBLE SUSTITUCIÓN	Si dos sustancias reaccionantes intercambian entre ellas sus iones (anión y catión), se dice que se ha efectuado una reacción de doble desplazamiento	$AB + CD \longrightarrow AD + CB$ $2 NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2 H_2O$ $BaCl_2 + 2 AgNO_3 \longrightarrow 2 AgCl \downarrow + Ba(NO_3)_2$ $(NH_4)_2S + HgBr_2 \longrightarrow 2 NH_4Br + HgS$

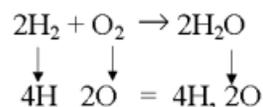


- <http://objetos.unam.mx/quimica/reaccionQuimica/index.html>
- <https://e1.portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/unidad1/reaccionesQuimicas/reaccionquimica>
- <http://objetos.unam.mx/quimica/balanceoEcuaciones/index.html>
- <https://e1.portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/unidad1/reaccionesQuimicas/ecuacionquimica>



Ley de la conservación de la materia

De acuerdo con la ley de la Conservación de la materia, una ecuación química debe tener el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha. Se dice entonces que la ecuación está balanceada.

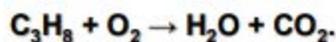


Balancear por el método de tanteo consiste en colocar coeficientes estequiométricos a la izquierda del compuesto o elemento del que se trate. De manera que, tanteando, logremos una equivalencia o igualdad entre los reactivos y los productos.

EJEMPLO Y PASOS PARA BALANCEAR POR TANTEO

El propano (C₃H₈) se quema en presencia de oxígeno para producir agua y dióxido de carbono.

1. Determinar los reactivos y los productos de la reacción.



2. Anota el número de átomos por cada elemento que tengas a ambos lados de la ecuación. Recuerda que los subíndices junto a cada elemento corresponden al número de átomos en la ecuación.

En el ejemplo tenemos:

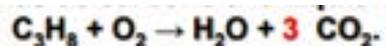
Reactivos	Productos
C: 3 átomos	C: 1 átomo
H: 8 átomos	H: 2 átomos
O: 2 átomos	O: 3 átomos

3. Identifica los elementos que se deben balancear (en este caso ninguno de los elementos está balanceado)

Se empieza por igualar la ecuación probando diferentes coeficientes de manera que el número de átomos de cada elemento sea igual en ambos lados de la ecuación.

Para este ejemplo se debe agregar un coeficiente al átomo de carbono, del lado de los productos, para balancearlo con los **3** átomos de carbono que están en el lado de los reactivos.





Reactivos	Productos
C: 3	C: 3
H: 8	H: 2
O: 2	O: 7



No se pueden modificar los subíndices de las fórmulas.
El coeficiente multiplica a todos los átomos del compuesto.



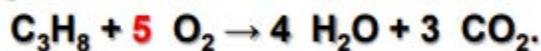
Recuerda que al colocar un coeficiente en la fórmula éste multiplica a los átomos de los elementos que forman ese compuesto

A continuación, balancea los átomos de Hidrógeno como siguiente paso. Tienes 8 átomos de Hidrógeno al lado izquierdo, así que necesitas 8 átomos en el lado derecho. Agrega un 4 como coeficiente al agua.



Reactivos	Productos
C: 3	C: 3
H: 8	H: 8
O: 2	O: 10

Ahora balancea los átomos de oxígeno. Para ello vamos a agregar un coeficiente 5 a la molécula de oxígeno al lado izquierdo.



Reactivos	Productos
C: 3	C: 3
H: 8	H: 8
O: 10	O: 10

Este 4 multiplica al hidrógeno y al oxígeno

4. Se verifica la ecuación igualada para asegurarse de que hay el mismo número total de átomos de cada tipo en ambos lados de la flecha de la ecuación.





- <https://e1.portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/unidad1/reaccionesQuimicas/leydepropiedadesdefinidas>
- <https://e1.portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/unidad1/reaccionesQuimicas/leyconservacionmateria>



¿Por qué es importante la medición en la química?

IMPORTANCIA DE LA MEDICION EN QUIMICA

Cuando Lavoisier estableció lo que hoy se conoce como ley de la conservación de la materia sentó las bases para la estequiometría que se define como el procedimiento por el cual se determinan las cantidades de reactivos que son necesarios para conseguir la cantidad deseada de productos.

Son muchas las ramas de la ciencia que requieren el conocimiento de la estequiometría, ya que en casi todas se maneja materia prima medible, que son productos químicos. Estos se hacen reaccionar para generar productos, también medibles, en el transcurso de la reacción química. Algunas de estas son: la farmacología, industria de alimentos, elaboración de perfumes, elaboración de cosméticos, industria de plásticos, combustibles, metalurgia, entre otras.

Dentro de la investigación y el desarrollo de productos nuevos, la estequiometría juega un rol importante, ya que nos indica fielmente el costo y la ganancia a la que nos llevaría la comercialización de dicho producto, lo cual es un principio básico en cualquier industria.

Estequiometría es la rama de la Química que se encarga del estudio cuantitativo de los reactivos y productos que participan en una determinada reacción. Esta cuantificación tiene como base el enunciado de la ley de la conservación de la masa, establecida por Lavoisier y que establece lo siguiente: **“La suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos”**.

UNIDADES QUIMICAS

Masa atómica: cada átomo de los distintos elementos está definido por las partículas que contiene, la suma de la cantidad de protones y neutrones contenidos en el núcleo de un átomo, corresponde a la masa atómica.

Masa molecular: cuando se unen 2 o más elementos para formar un compuesto, la partícula más simple es la molécula (por ejemplo: H_2O), por lo que su masa debe estar representada por la cantidad de todos los átomos que contiene, considerando este valor como **masa o peso molecular (masa fórmula)**.

Así, por ejemplo, si tenemos una molécula de agua, ésta tendrá un peso molecular de 18 g/mol.



Ejemplos:

Elemento	Unid.	P.A. (uma)	Elemento	Unid.	P.A. (uma)
Na =	1	x 23 uma	H	3	x 1 uma = 3 uma
H =	1	x 1 uma	P	1	x 31 uma = 31 uma
O =	1	x 16 uma	O	4	x 16 uma = 64 uma
NaOH Peso molecular = 40 uma			H₃PO₄ Peso molecular = 98 uma		

Tabla. Se muestra un ejemplo de cómo calcular el peso molecular de un compuesto químico.

¿Cómo determinar la masa atómica y masa molecular de un compuesto?

Número atómico	5	10.811	Masa atómica
	B		Símbolo
	BORO		Nombre del elemento



El valor de masa atómica está indicado en la tabla periódica para cada elemento

Ejemplo: dado el siguiente compuesto: **NH₄NO₃** determina la masa atómica de cada elemento y la masa molecular del compuesto.

1. Masa atómica: Identificar los elementos que están presentes en el compuesto y buscar el valor de masa atómica en la tabla periódica.

Elemento	Masa atómica
N	14 g/mol
H	1 g/mol
O	16 g/mol

2. Determinar el número de átomos presentes de cada elemento y multiplicar por el valor de su masa atómica.

Elemento	Número de átomos	Masa atómica	Multiplicar
N	2	14 g/mol	28 g/mol
H	4	1 g/mol	4 g/mol
O	3	16 g/mol	48 g/mol



3. Sumar el resultado de las multiplicaciones de cada elemento, el resultado es la **masa molar** del compuesto.

Elemento	
N	28 g/mol
H	4 g/mol
O	48 g/mol
Masa molar del 80 g/mol	
NH₄NO₃	

Cantidad de sustancia y su unidad el mol.
Número de Avogadro

CANTIDAD DE SUSTANCIA

En nuestra vida cotidiana utilizamos conceptos que nos denotan una cantidad determinada, por ejemplo, en la tienda al comprar una docena de huevos sabemos que equivale a 12 huevos; en una oficina los lápices están ordenados por gruesa y el papel por paquetes. En un restaurante, los refrescos están ordenados por presentación. En cada uno de estos ejemplos, los términos, docena, gruesas, paquete y presentación cuentan el número de elementos.

En química, las partículas como átomos, moléculas e iones se cuentan por el mol, que es una unidad que contiene 6.022 10²³ elementos. Este número tan grande, llamado número de Avogadro, en honor de Amedeo Avogadro, un físico italiano, se parece a esto cuando se escribe con cuatro cifras significativas:

Número de Avogadro:

$$602\ 200\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000 = 6.022 \times 10^{23}$$

Un mol de un elemento siempre tiene un número de Avogadro de átomos. Por ejemplo: 1 mol de carbono contiene 6.022x10²³ átomos de carbono; 1 mol de aluminio contiene 6.022x10²³ átomos de aluminio; 1 mol de hierro contiene 6.022x10²³ átomos de hierro. Así, **1 mol de cualquier elemento contiene 6.022x10²³ átomos de dicho elemento.**

Un mol de un compuesto contiene un número de Avogadro de moléculas o unidades fórmula. Por ejemplo: 1 mol de CO₂ contiene 6.022x10²³ moléculas de CO₂. Un mol de NaCl, un compuesto iónico, contiene 6.022x10²³ unidades fórmula de NaCl.

El número de Avogadro se usa como un factor de conversión para convertir entre las moles de una sustancia y el número de partículas que contiene.



$$\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ partículas}}{1 \text{ mol}} \text{ y } \frac{1 \text{ mol}}{6.022 \times 10^{23} \text{ partículas}}$$

Por ejemplo: usamos el número de Avogadro para convertir 4 moles de hierro a átomos de hierro:

$$4.00 \text{ moles de } \cancel{\text{átomos de Fe}} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de Fe}}{1 \cancel{\text{ mol de átomos de Fe}}} = 2.41 \times 10^{24} \text{ átomos de Fe}$$

Número de Avogadro como factor de conversión

Ejemplo 2: utilizando el número de Avogadro determina a cuántas moles de CO₂ equivale 3.01x10²⁴ moléculas de CO₂.

$$3.01 \times 10^{24} \text{ moléculas de CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol de moléculas de CO}_2}{6.022 \times 10^{23} \cancel{\text{ moléculas de CO}_2}} = 5.00 \text{ moles de moléculas de CO}_2$$

Número de Avogadro como factor de conversión

MOL

Un solo átomo o molécula es muy pequeño para pesarse, incluso en la balanza más sensible. De hecho, se requiere una enorme cantidad de átomos o moléculas para hacer una cantidad suficiente de una sustancia para que la veas. Una cantidad de agua que contiene el número de Avogadro de moléculas de agua sólo es un sorbo. Sin embargo, en el laboratorio usamos una balanza para pesar el número de Avogadro de partículas o 1 mol de sustancia.

Para cualquier elemento, la cantidad llamada **masa molar** es la cantidad en gramos igual a la masa atómica de dicho elemento. Contamos 6.022×10^{23} átomos de un elemento cuando pesamos el número de gramos igual a su masa molar. Por ejemplo, si necesitamos 1 mol de átomos de carbono (C), primero podríamos encontrar la masa atómica de 12.01 para el carbono en la tabla periódica. Entonces, para obtener 1 mol de átomos de carbono, pesaríamos 12.01 g de carbono. Por tanto, usamos la tabla periódica para determinar la masa molar de cualquier elemento, porque la masa molar es numéricamente igual a la masa atómica en gramos. Un mol de azufre tiene una masa molar de 32.07 gramos y 1 mol de átomos de plata tiene una masa molar de 107.9 gramos (Timberlake). Esta unidad es la **uma** (unidad de masa atómica), que se define como la doceava parte de la masa del átomo de carbono



Cantidades de 1 mol

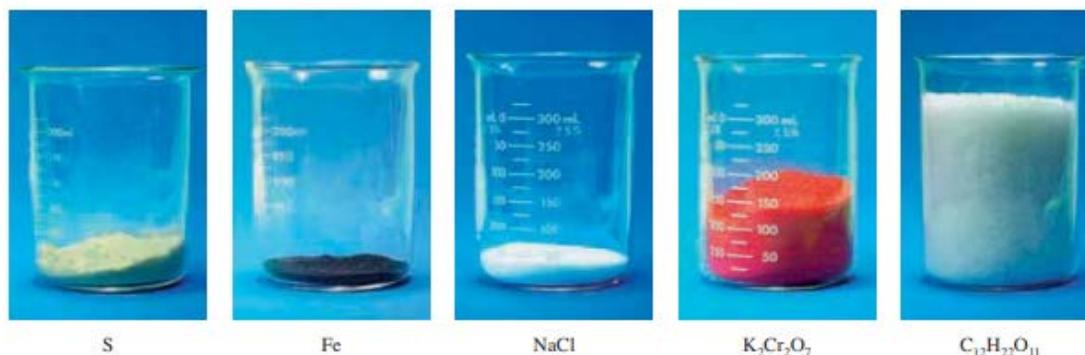


FIGURA 6. Muestras de 1 mol de: Azufre, S (32.07g); Hierro, Fe (55.85g); Sal, NaCl (58.44g), dicromato de potasio, K₂Cr₂O₇ (294.20g) y sacarosa C₁₂H₂₂O₁₁ (342.3g). (Tomado de Timberlake, 2008)

Para medir las sustancias, se estableció convencionalmente una cantidad de partículas representativas de cada elemento o compuesto, denominada **mol**.

La masa de un mol de cualquier sustancia es el número de gramos de esa sustancia igual en valor a su masa molar y se mide en g/mol.

También se puede definir la mol como la cantidad de materia que tiene tantos átomos que pesen exactamente 12 g de Carbono 12.

Por medio de varios experimentos, se ha demostrado que este número es:

6.022×10^{23} partículas de sustancia
Número de Avogadro

Por lo tanto:



Es decir, un mol de cualquier sustancia contiene exactamente 6.022×10^{23} partículas.



Así como:

1 docena	12 unidades
1 centena	100 unidades
1 millar	1000 unidades
1 mol	6.022×10^{23} unidades

Por lo que:

Sustancia	Masa molar	Número de partículas en 1 mol
1 mol de carbono (C)	12.01 g	6.022×10^{23} átomos de C
1 mol de sodio (Na)	22.99 g	6.022×10^{23} átomos de Na
1 mol de hierro (Fe)	55.85 g	6.022×10^{23} átomos de Fe
1 mol de NaF (ayuda a prevenir las caries)	41.99 g	6.022×10^{23} unidades fórmula de NaF
1 mol $C_6H_{12}O_6$ (glucosa)	180.16 g	6.022×10^{23} moléculas de glucosa
1 mol $C_8H_{10}N_4O_2$ (cafeína)	194.12 g	6.022×10^{23} moléculas de cafeína

Tabla. Masa molar y número de partículas en 1 mol de sustancia (tomado de Timberlake, 2008)

CÁLCULOS CON EL USO DE MASA MOLAR

La masa molar de un elemento o compuesto es uno de los factores de conversión más útiles en química. La masa molar se usa para cambiar de moles de una sustancia a gramos, o de gramos a moles. Para hacer estos cálculos usamos la masa molar como un factor de conversión.

Cálculo de moles a partir de la masa

Para determinar el número de moles (n) de una cantidad diferente de sustancia se puede considerar:

$$n = \frac{\text{masa de la sustancia en (g)}}{\text{Peso molecular de la sustancia (g / mol)}}$$

Ejemplo:

a) Calcula el número de moles (n) que hay en 500 g de agua.

Datos:	Operación	Resultado
m = 500 g de agua	$n = \frac{500 \text{ g}}{18}$	$n = 27.77$ mol de H_2O



Peso o masa molar del agua = 18 g/mol

b) Determina la cantidad de moléculas.

Datos:	Operación	Resultado
500 g de H ₂ O = 27.77 mol		
	$27.77 \text{ mol} \left(\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \right)$	16.73x10²⁴ moléculas de agua

Para calcular masa a partir del número de moles:

$m = n \cdot mm$ donde: m = masa en gramos n = número de moles
--

LEYES PONDERALES

Son las leyes usadas en la estequiometría que nos ayudan a entenderla mejor y poder realizar los cálculos necesarios para cualquier tipo de problema, algunas son: Ley de Proust (ley de las proporciones definidas) y la Ley de Lavoisier (ley de la conservación de la masa).

LEY DE PROUST O DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS

Establece que:

- para formar un compuesto, dos o más elementos químicos se unen siempre en la misma proporción de peso o porcentaje.
- la relación en que se combinan las sustancias durante una reacción química, para formar un producto, siempre mantendrá una relación proporcional y constante.

Por ejemplo, para formar agua H₂O, el hidrógeno y el oxígeno siempre se combinan en una relación 2:1 (dos átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno).

LEY DE LAVOISIER O DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA

Enuncia que, en una reacción química, la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos (la masa no se crea ni se destruye sólo se transforma).



Ejemplo: comprueba que se cumple la Ley de Lavoisier en el siguiente proceso:

La esfalerita es un mineral de sulfuro de zinc (ZnS) y una fuente importante del metal zinc. El primer paso en el procesamiento de la mena consiste en calentar el sulfuro de zinc con oxígeno para obtener óxido de zinc ZnO y dióxido de azufre, SO₂. Determina las cantidades estequiométricas de cada sustancia en gramos para comprobar la ley de la conservación de la masa, de acuerdo con la siguiente ecuación de la reacción. Recuerda que la ecuación debe estar debidamente balanceada.

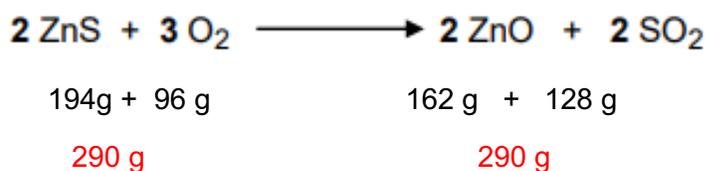


- Paso 1. Convertir los mol de cada elemento o compuesto a gramos, con la fórmula $m = n \cdot M$. Así:

Pesos moleculares (g/mol)		
ZnS	= 65 + 32	= 97
O ₂	= 16 X 2	= 32
ZnO	= 65 + 16	= 81
SO ₂	= 32 + (16X2)	= 64

Compuesto	Masa molar	Masa en gramos
2 ZnS	2 mol (97g/mol)	194 g
3 O ₂	3 mol (32g/mol)	96 g
2 ZnO	2 mol (81 g/mol)	162 g
2 SO ₂	2 mol (64 g/mol)	128 g

- Paso 2. Sumar las masas en reactivos y en productos. El resultado debe ser el mismo:



Al combinar las leyes de Lavoisier y Proust, se puede determinar en una reacción debidamente balanceada, lo que se conoce como relaciones estequiométricas, es decir, se pueden establecer y modificar las cantidades en que se encuentran las sustancias durante una reacción química.



METODO DE LA RELACION MOLAR

Existen varios caminos o métodos para resolver problemas estequiométricos, uno de ellos es el método molar o de la relación molar.

La relación molar es una relación entre la cantidad de moles de dos especies cualesquiera que intervengan en una reacción química. Por ejemplo, en la reacción:



sólo hay seis relaciones molares:

2 mol H ₂	1 mol O ₂
2 mol H ₂	2 mol H ₂ O
1 mol O ₂	2 mol H ₂
1 mol O ₂	2 mol H ₂ O
2 mol H ₂ O	2 mol H ₂
2 mol H ₂ O	1 mol O ₂

La relación molar no es más que un factor de conversión cuyo objetivo es convertir, en una reacción química, la cantidad de moles de una sustancia a la cantidad correspondiente de moles de otra sustancia.

Ejemplo, si deseamos calcular la cantidad de moles de H₂O que se pueden obtener a partir de 4 mol de O₂, usaremos la relación molar:

1 mol O₂ ----- 2 mol H₂O
4 mol O₂ ----- ¿?
Respuesta: 8 mol H₂O

CÁLCULOS MOL-MASA

En ocasiones el problema consiste en calcular la masa de una sustancia que reacciona con, o que se produce a partir de un número dado de moles de otra sustancia en una reacción química.

Ejemplo: ¿Qué masa de hidrógeno puede producirse haciendo reaccionar 6 moles de aluminio Al con ácido clorhídrico HCl?





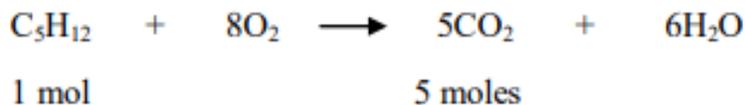
- La sustancia de partida es 6 mol de aluminio y la sustancia de llegada es la masa de H₂
- Se calcula primero los moles de hidrógeno y luego se convierten a gramos.

$2 \text{ mol O}_2 \text{ ----- } 3 \text{ mol H}_2$ $6 \text{ mol O}_2 \text{ ----- } \text{¿?}$ <p style="text-align: center;">Respuesta: 9 mol H₂</p>	$m = n \text{ mm}$ $m = 9 \text{ mol (2g/mol)}$ $m = 18 \text{ g de H}_2$
--	---

CALCULOS MASA- MASA

Para este tipo de ejercicios se sigue utilizando la relación molar. La masa de las sustancias de partida se convierte a moles, luego se usa la relación molar (que se obtiene de la ecuación balanceada) para calcular los moles de la sustancia deseada y finalmente se convierte a gramos.

Ejemplo: ¿Qué masa de dióxido de carbono CO₂ se produce por la combustión completa de 200 g de pentano C₅H₁₂?



- Convertir los 200 g de pentano C₅H₁₂ a moles:

$n = m/mm$ $n = 200 \text{ g}/72$ $n = 2.77 \text{ mol de C}_5\text{H}_{12}$
--

- Se establece la relación estequiométrica:

$1 \text{ mol C}_5\text{H}_{12} \text{ ----- } 5 \text{ mol CO}_2$ $2.77 \text{ mol O}_2 \text{ ----- } \text{¿?}$ <p style="text-align: center;">Respuesta: 13.85 mol CO₂</p>
--



- Convertir mol a gramos

$$m = n(MM)$$
$$m = 13.85 \text{ mol} (44 \text{ g/mol})$$

Respuesta: 609.4 g de CO₂



- <https://e1.portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/unidad1/reaccionesQuimicas/leydepropiedadesdefinidas>
- <https://e1.portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/unidad1/reaccionesQuimicas/leyconservacionmateria>



A continuación, encontrarás una serie de actividades que te permitirán alcanzar los aprendizajes esperados para este corte.

Instrucciones. Realiza las actividades que a continuación se presentan.

1. ¿Qué diferencia existe entre un cambio físico y un cambio químico?

2. ¿Cómo se define a una reacción química?

3. ¿Qué elementos aparecen en una ecuación química?

4. En la siguiente ecuación escribe en cada línea ¿Cuáles son los productos y cuáles son los reactivos:



5. ¿Qué indican los coeficientes y los subíndices en una reacción?

6. Escribe la ecuación química para cada una de las siguientes reacciones incluyendo los estados de agregación.

a) El dinitrógeno gas reacciona con el dihidrógeno gas para dar amoníaco gas.

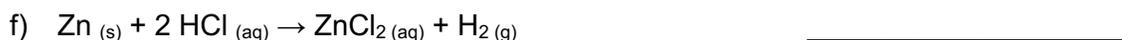
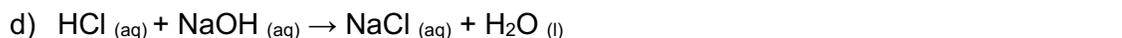
b) El aluminio sólido reacciona con el ácido clorhídrico para dar cloruro de aluminio en disolución y dihidrógeno gas.

c) Reacción en fase gas entre el amoníaco y el dióxígeno para dar monóxido de nitrógeno y agua.

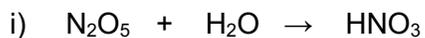
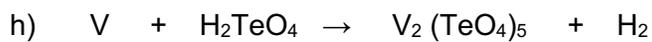
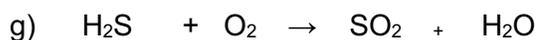
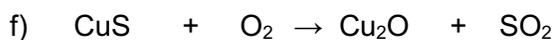
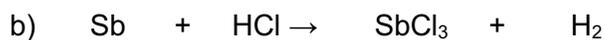
d) La plata sólida reacciona con HNO_3 disuelto para dar monóxido de nitrógeno gas, agua líquida y AgNO_3 disuelto.



7. Anota el tipo de reacción que ocurre en cada uno de los siguientes ejemplos:



8. Balancea las siguientes ecuaciones por el método de tanteo.



9. Determina la masa molar de los siguientes compuestos.

No.	Compuesto	Masa molar
1	NaCl	
2	C ₆ H ₁₂ O ₆	
3	HCl	
4	HNO ₃	
5	H ₂ SO ₄	
6	NaOH	
7	CH ₃ COOH	
8	BeO	
9	CaO	
10	H ₂ S	

10. Resuelve las siguientes actividades

A. ¿Cuántos átomos de Oxígeno O hay en 0.370 moles de O?

B. ¿Cuántas moléculas de óxido de calcio (CaO), hay en 3.5 moles de óxido de calcio?

C. ¿Cuántos moles de ácido sulfúrico, H₂SO₄ contienen 3.7 x10²³ moléculas de ácido sulfúrico?



D. ¿Cuántas moléculas de hidróxido de aluminio, $\text{Al}(\text{OH})_3$, hay en 4.8? moles de hidróxido de aluminio?

E. ¿Cuántos moles de ácido sulfhídrico H_2S contienen 1.75×10^{23} moléculas de ácido sulfhídrico?

11. Calcula la masa en gramos de cada uno de los siguientes compuestos:

a) 1.7 moles de Mg (magnesio)

b) 2.5 moles de C_5H_{12} (pentano)

c) 1.3 moles de H_2S (Ácido Sulfhídrico)

d) 4.5 moles de NaOH

e) 2.1 moles de KOH



12. Calcula el número de moles en cada uno de los siguientes ejemplos.

a) 26 g de Au (Oro)

b) 3 g de H₂O

c) 1.6 g de MgCl₂

d) 5 g de H₂CO₃

e) 35 g de Mg

13. Calcula el número de mol de (NH₄)₂SO₄ (sulfato de amonio) se obtienen si reaccionan 25 mol de NH₄OH (hidróxido de amonio) a partir de la siguiente reacción.



14. ¿Cuántos moles de O₂ se requieren para reaccionar con 4.3 moles de propano?



15. El bicarbonato de sodio (NaHCO₃) se descompone al calentarlo, liberando carbonato de sodio Na₂CO₃, H₂O y CO₂. Calcula el número de moles de Na₂CO₃, producidos por la descomposición de 3 mol de NaHCO₃.



16. El Cl₂ reacciona con H₂ para producir Cloruro de Hidrogeno (HCl) ¿Calcula el número de moles de Cl₂ gastado para producir 875 mol de HCl?



17. ¿Cuántos moles de cloruro de sodio, se necesitan para producir 355 g de cloro? Según la ecuación química:



18. ¿Cuántos gramos de Oxígeno se obtienen por descomposición de 0.55 n H₂O₂?



19. ¿Cuántos moles de HNO₃ son necesarios para preparar 0.75 g de Cu (NO₃)₂?



20. Calcula los moles de Cr si hay 28.5 g de óxido de cromo



21. ¿Calcula la cantidad de sal resultante al hacer reaccionar 30 gramos de sodio de acuerdo con la siguiente reacción balanceada?



22. Sí se cuenta con 980 g de FeCl₃ para realizar la siguiente reacción química:



¿Cuántos gramos de Fe (OH)₃ se producirán?

23. ¿Calcula la masa de hidrogeno si hay 5743 gr de aluminio?



24. ¿Calcula la masa de Fe_2O_3 si hay 865 g de FeS?



La siguiente evaluación te brindará un panorama sobre tu desempeño a lo largo del corte, así como lo que requieres fortalecer, en cuanto a lo actitudinal, así como a lo aptitudinal.

Instrucciones: Marca con una **X** la respuesta que corresponda.

Evaluación actitudinal	Totalmente de acuerdo	Parcialmente de acuerdo	Totalmente en desacuerdo
Organizo mi tiempo de estudio.			
Tengo un espacio exclusivo para estudiar.			
Relaciono mi aprendizaje con mi contexto.			
Utilizo diferentes fuentes de consulta, material físico y virtual.			
Gestiono mi aprendizaje usando organizadores gráficos y elaborando resúmenes.			
En el momento de la resolución de las actividades me comprometí con mi aprendizaje.			
Busco el significado de las palabras que desconozco en diferentes fuentes de consulta como libros o diccionarios			
Al ir resolviendo, procuro tomar apuntes para organizar mi aprendizaje.			

Instrucciones: Con base en los conceptos revisados contesta las siguientes preguntas

- ¿Consideras que el estudio de la Química tiene algún impacto en la economía de una sociedad? Fundamenta tu respuesta.

- ¿Qué importancia tiene el estudio de la Química en la industria farmacéutica?



Bibliografía

- Chang, R. (2008). Química general para Bachillerato. México: Mc Graw Hill.
- Timberlake, K.C, W. Timberlake. (2008). Química. México: Pearson Educación.

Sitios web

- http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/estequiometria_115.pdf
- <http://www.qfa.uam.es/gg/tema1.pdf>
- <https://www.colegiosantodomingo.cl/wp-content/uploads/2018/09/Ejercicios-de-Estequiometria-I-Medio.pdf>
- https://educacion.gob.ec/wp-content/uploads/downloads/2013/09/Quimica_Recurso_Didactico_B5_090913.pdf
- <http://objetos.unam.mx/quimica/reaccionQuimica/index.html>
- <https://e1.portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/unidad1/reaccionesQuimicas/reaccionquimica>
- <http://objetos.unam.mx/quimica/balanceoEcuaciones/index.html>
- <https://e1.portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/unidad1/reaccionesQuimicas/ecuacionquimica>
- <http://objetos.unam.mx/quimica/nomenclaturaQuimica/index.html>
- <https://e1.portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/unidad1/reaccionesQuimicas/formulacompuestos>
- <https://e1.portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/unidad1/reaccionesQuimicas/leydepropiedadesdefinidas>
- <https://e1.portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/unidad1/reaccionesQuimicas/leyconservacionmateria>

CORTE

2

TERMOQUÍMICA Y OXIDO-REDUCCIÓN

Aprendizajes esperados:

- ¿Cuál es el costo energético de la formación y ruptura de los enlaces químicos?
- ¿Qué es la energía de activación?
- Tipos de sistemas e interacciones sistema-entorno.
- La importante diferencia entre temperatura y calor.
- Reacciones endotérmicas y exotérmicas.
- Energía de activación y energía de reacción.
- Cuantificación de la energía liberada en la combustión de los alimentos y los combustibles.
- Caracterizarás a los sistemas con base en las interacciones de éstos con el entorno.
- Diferenciarás los conceptos de temperatura y calor, a partir de ejemplos cotidianos del entorno.
- Identificarás reacciones endotérmicas y exotérmicas que ocurren en tu entorno, así como su utilidad.
- Clasificarás las reacciones en endotérmicas y

- Relación entre la combustión de los alimentos y la de los combustibles.
 - Combustión del papel en las bibliotecas vs. los explosivos.
 - Procesos de óxido reducción.
- exotérmicas, a partir del valor de sus entalpías.
- Interpretarás a la combustión como una reacción química en la que una sustancia se combina con oxígeno, liberando energía.
 - Determinarás el número de oxidación a partir de fórmulas de compuestos aplicando las reglas correspondientes.
 - Aplicarás los conceptos de oxidación y reducción, identificando las especies que se oxidan y se reducen, así como a los agentes oxidante y reductor en las reacciones químicas.



Al finalizar este corte serás capaz de valorar las implicaciones tecnológicas, sociales, ambientales y económicas de la industria, al aplicar conocimientos de termoquímica y óxido-reducción en el estudio de reacciones químicas, para analizar el consumo de energía y el fenómeno óxido-reducción en los procesos industriales, así como evaluar los beneficios y riesgos que trae consigo la aplicación de la ciencia y la tecnología en la modificación del medio natural en tu vida cotidiana.

RECOMENDACIÓN

Te sugerimos, revises los aprendizajes esperados antes de iniciar con el estudio del corte, realiza las anotaciones que sean necesarias.



Estos son los conocimientos que requieres para adquirir de manera óptima los aprendizajes esperados de este corte:

1. La Teoría de Dalton
2. El concepto de conservación de la masa y los cambios de la materia
3. Las reglas de formación de compuestos
4. Los símbolos de los elementos
5. Los elementos en la tabla periódica (cómo están clasificados con base en su valencia, electronegatividad, metales, no metales, halógenos y gases nobles, número y masa atómicos)
6. Las reglas de nomenclatura de la UIQPA para formar compuestos
7. La diferencia entre ecuación y reacción química
8. El proceso de balanceo de ecuaciones

Identifica lo que debes saber para que la comprensión de los contenidos sea más fácil, si descubres que has olvidado algo ¡repásalo!



Esta evaluación te permitirá identificar conocimientos previos con los que cuentas.

Instrucciones. Lee con atención y selecciona la opción que corresponda.

1. ¿Qué es la energía de activación?
 - a) Es la energía que requiere una reacción química durante el proceso.
 - b) Es la energía que desprende una reacción química al llevarse a cabo.
 - c) Es la energía mínima necesaria para iniciar una reacción química.

2. Un sistema termodinámico se define como:
 - a) La parte del universo objeto de estudio.
 - b) La reacción química y la energía térmica que involucra.
 - c) El proceso químico que requiere de energía para llevarse a cabo.

3. La temperatura es:
 - a) La energía que requiere un cuerpo para calentarse.
 - b) La energía que requiere una reacción química para llevarse a cabo.
 - c) La medida de la energía cinética promedio por molécula en un cuerpo.

4. El calor se define como:
 - a) La capacidad de un cuerpo de aumentar su temperatura.
 - b) La temperatura de un cuerpo a ciertos grados centígrados.
 - c) Es la energía que se transfiere entre dos cuerpos que tienen diferente temperatura.

5. Un ejemplo de reacción endotérmica es:
 - a) La fotosíntesis
 - b) La respiración
 - c) La combustión

6. Una oxidación implica:
 - a) Pérdida de electrones.
 - b) Ganancia de electrones.
 - c) Tránsito de electrones.

7. Un ejemplo de reducción es:

- a) $\text{Zn}^{2+} \longrightarrow \text{Zn}^{\circ}$
- b) $\text{Cu}^{1+} \longrightarrow \text{Cu}^{2+}$
- c) $\text{Al}^{\circ} \longrightarrow \text{Al}^{3+}$

8. Es un ejemplo de sistema termodinámico aislado.

- a) Una célula
- b) Una pila
- c) Un termo

9. Un sistema termodinámico cerrado es aquel que:

- a) Intercambia materia y energía con el medio.
- b) No intercambia materia ni energía con el medio.
- c) Intercambia materia, pero no energía con el medio.

10. El agente oxidante en la ecuación: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$ es:

- a) El Fe
- b) El C
- c) El O



¿Cuál es el costo energético de la formación y ruptura de los enlaces químicos?
¿qué es la energía de activación?

En este corte estudiarás una rama de la química que es la **Termoquímica** que se encarga de estudiar los cambios de calor en una reacción y que considera datos experimentales en comparación con los datos teóricos.

COSTO ENERGÉTICO DE LA FORMACIÓN Y RUPTURA DE LOS ENLACES QUÍMICOS Y ENERGÍA DE ACTIVACIÓN

La **termodinámica** surge de las palabras griegas que significan movimiento de calor. Es una ciencia que se ocupa de los cambios de energía que se producen en los procesos físicos y químicos. Se utiliza para predecir sin experimentación, si una reacción será espontánea, así como la cantidad de energía implicada en esa reacción.

Las dos piedras angulares de la termodinámica son la **conservación de la energía** y el hecho de que el calor fluye de manera espontánea de caliente a frío y no del modo contrario. Hace unos doscientos años se pensaba que el calor era un fluido invisible llamado calórico que fluye como el agua de un lugar a otro sin crearse ni destruirse.

Esta idea fue la precursora de la ley de la conservación de la energía. Posteriormente se demostró que el calor no es más que flujo de energía en tránsito que se transfiere de un lugar a otro.

A partir de aquí surge la **Primera Ley de la Termodinámica** que establece que cuando el calor fluye hacia o desde un sistema, el sistema gana o pierde energía igual a la cantidad de calor que es transferido. La primera ley es un principio general del funcionamiento interno de un sistema. En otras palabras, la ley de la conservación de la energía, dice que la energía no puede ser creada ni destruida, sino sólo puede ser transformada.

REACCIÓN QUÍMICA

Para que ocurra una reacción química las moléculas de los reactivos deben chocar entre sí y tener la orientación y energía apropiada. Debe tener suficiente energía para romper los enlaces de los reactivos. La energía de activación es la energía necesaria para romper los enlaces entre los átomos de los reactivos.

Existen tres condiciones necesarias para que ocurra una reacción:

1. Colisión: los reactivos deben chocar.
2. Orientación: Los reactivos deben alinearse correctamente para formar y romper enlaces.
3. La colisión debe proporcionar la energía de activación.

Una reacción química se representa por una ecuación química en la que hay dos miembros el primero a la izquierda representa los reactivos y el miembro de la izquierda es el producto. Las ecuaciones químicas, nos ayudan a entender la forma en que reaccionan los reactivos para dar productos.



- <http://objetos.unam.mx/quimica/reaccionQuimica/index.html>
- <https://e1.portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/unidad1/reaccionesQuimicas/reaccionquimica>



Tipos de sistemas e interacciones sistema-entorno

SISTEMAS

Se le denomina **sistema** a un grupo bien definido de átomos, moléculas partículas u objetos. Un sistema puede ser desde un pequeño insecto hasta la atmosfera de la tierra.

Existen sistemas cerrados y abiertos, la diferencia se centra en el intercambio de materia y energía; es decir lo que se encuentra fuera del sistema y dentro de él.

Ejemplos de sistema abierto:

- cuerpo humano
- plantas
- olla de agua hirviendo

Ejemplos de sistema cerrado:

- foco
- planeta tierra
- termómetro

Todo lo que se encuentra fuera de un sistema lo podemos denominar como alrededores. Si se agrega calor a un sistema aumenta su propia energía interna.

Existen diferentes tipos de sistema que se caracterizan por el intercambio de materia y energía que en ellos se realiza. En el siguiente mapa conceptual (Figura 1) se describe cada uno de ellos.

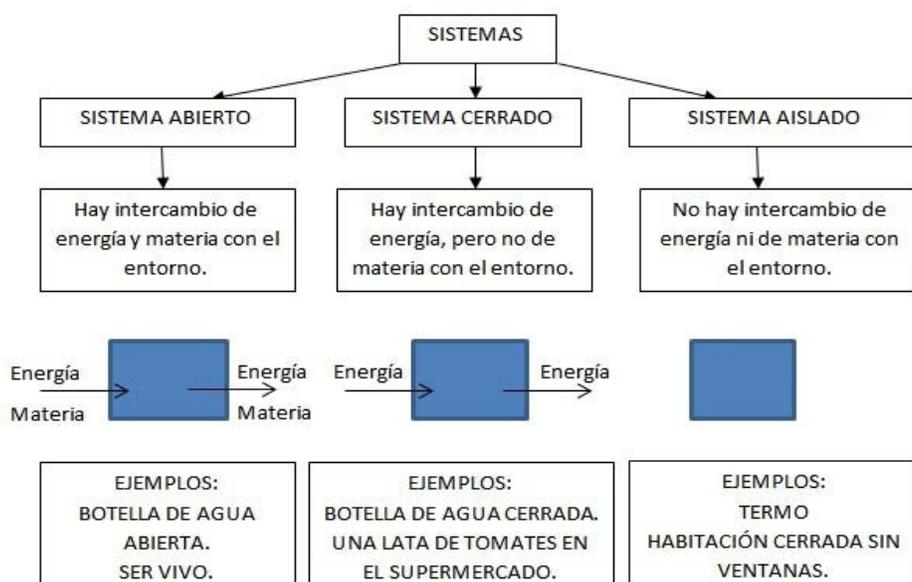


FIGURA 1.- Descripción general de los tres tipos de sistema: cerrado, abierto y aislado¹

En un sistema termodinámico se dice que se encuentra en equilibrio cuando sus variables no varían en el tiempo. Estas variables se les conoce como variables de estado, dependiendo de la naturaleza del sistema por ejemplo un gas (Figura 2), se podrían considerar masa, volumen, temperatura, presión, densidad.

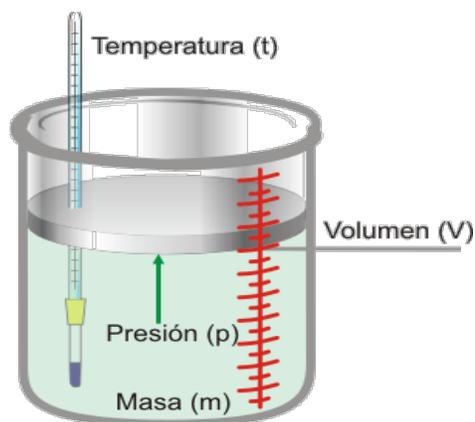


FIGURA. 2. Sistema cerrado (contiene gas), en el que se indican las variables de estado.



- <http://objetos.unam.mx/quimica/reaccionQuimica/index.html>
- <https://e1.portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/unidad1/reaccionesQuimicas/reaccionquimica>
- <http://objetos.unam.mx/quimica/balanceoEcuaciones/index.html>
- <https://e1.portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/unidad1/reaccionesQuimicas/ecuacionquimica>
- <http://objetos.unam.mx/quimica/nomenclaturaQuimica/index.html>
- <https://e1.portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/unidad1/reaccionesQuimicas/formulacompuestos>

¹ Tomado de <https://www.ensambledeideas.com/>



TEORÍA CINÉTICA

La **teoría cinética** permite hacer una clara diferencia entre temperatura y calor. La temperatura es una medida de la energía cinética promedio de las moléculas individuales en continuo movimiento. El calor se refiere a una transferencia de energía de un objeto a otro como resultado de una diferencia en temperatura.

TEMPERATURA

La temperatura de alguna cantidad de materia se expresa con un número que corresponde a su grado de calidez o frialdad en alguna escala. Casi todos los materiales se expanden cuando su temperatura se eleva y se contraen cuando su temperatura disminuye. La mayor parte de los termómetros miden la temperatura mediante la expansión o contracción de un líquido por lo general mercurio o alcohol.

En la escala de temperatura de uso más generalizado el número cero se asigna a la temperatura a la que el agua se congela y el número 100 a la temperatura a la que hierve el agua (a presión atmosférica a nivel del mar). El espacio intermedio se divide en cien partes iguales denominados grados por tanto un termómetro calibrado de esta forma se llama centígrado o Celsius en honor al astrónomo sueco Anders Celsius.

Por otra parte, la escala más utilizada por los científicos es la **Kelvin**, esta escala es determinada en términos de energía. El número cero se asigna a la temperatura más baja posible, el cero absoluto a la cual una sustancia no tiene ninguna energía cinética que ceder.

A cero absoluto no puede extraerse más energía de una sustancia y ya no es posible una mayor reducción de temperatura. Esta temperatura límite en realidad es 273.15 bajo cero en la escala Celsius. El cero absoluto corresponde a -273°C en la escala **Celsius**.

CALOR

La dirección de transferencia espontánea de energía siempre es de un objeto más caliente a un objeto más frío. La energía transferida de un objeto a otro debido a una diferencia de temperatura entre ellos se llama calor. El calor es energía en tránsito de un cuerpo de mayor temperatura a un cuerpo de menor temperatura (Figura 3), una vez transferida la energía deja de ser calor.





FIGURA 3. Imagen en que se muestra las formas de transferencia de calor²

En conclusión, el **calor** es el flujo de energía desde una cosa hacia otra debido a una diferencia de temperatura y puede ser de diferentes maneras: conducción, convección y radiación.



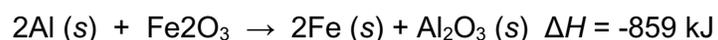
- <http://www.objetos.unam.mx/fisica/termodinamica1/index.html>
- <https://youtu.be/lqsSiCi3Wvc?t=203>

² Tomado de: <https://concepto.de/transferencia-de-calor/>



REACCIONES EXOTÉRMICAS

En una reacción **exotérmica** la energía de los reactivos es mayor que los productos. Por tanto, se libera calor junto con la formación de los productos. El valor del calor de reacción (ΔH) se escribe con un signo negativo (-) lo que indica que el calor se emite o pierde.



Por ejemplo, en la reacción termita la reacción entre el aluminio y el óxido de hierro (III) produce tanto calor que se alcanzan temperaturas de hasta 2500°C. La reacción termita (Figura 4) sirve para cortar o soldar rieles de ferrocarril.



FIGURA 4. Reacción termita entre el aluminio y óxido de hierro³

Las **reacciones exotérmicas** de oxidación-reducción son importantes para la vida ya que en los seres vivos (Figura 5) se llevan a cabo durante su metabolismo (oxidación de la glucosa) para producir energía.

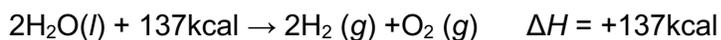


³ Tomada de: <http://www.quimicafisica.com/termoquimica.html>

FIGURA. 5. Organismo en el que se realiza reacción exotérmica como parte de su metabolismo durante la respiración.

REACCIONES ENDOTÉRMICAS

En una **reacción endotérmica** la energía de los reactivos es menor que la de los productos. Por tanto, se absorbe calor, el cual se usa para convertir los reactivos en productos. El valor del **calor de reacción** (ΔH) se escribe con un signo positivo (+) lo que indica que el calor se absorbe. Por ejemplo, en la descomposición del agua en hidrógeno y oxígeno el ΔH es +137 kcalorías que es la energía necesaria para separar dos moles de agua en dos moles de hidrógeno y un mol de oxígeno.



Durante la fase de la fotosíntesis (Figura 6) en la que las plantas absorben luz solar se lleva a cabo una reacción endotérmica.

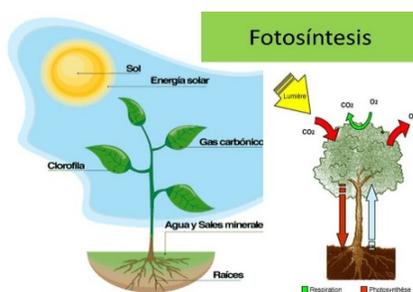


FIGURA 6. Muestra el proceso inicial de la fotosíntesis, con la captación de energía luminosa.

ENTALPIA

En toda reacción química se absorbe o libera calor a medida que se rompen los enlaces en los reactivos y se forman nuevos enlaces en los productos, el calor de reacción con símbolo ΔH es la diferencia entre la energía de rompimiento de enlaces en los reactivos y de formación de enlaces en los productos. La dirección de flujo de calor depende de si los productos en la reacción poseen mayor o menor energía que los reactivos.

Se define a la **entalpía** de una reacción química como el calor absorbido o desprendido en dicha reacción química cuando esta ocurre a presión constante, por lo tanto, el valor de la entalpía depende de la presión y la temperatura presente. Según el criterio establecido por la IUPAC, al hablar de la transferencia de energía en forma de calor, es negativo el calor desprendido por el sistema, y positivo el calor absorbido por el sistema.

Así, cuando la **entalpía de reacción es negativa**, significa que, durante el transcurso de la reacción, el sistema pierde o libera calor hacia el entorno, mientras que si la entalpía de reacción es positiva significa que, durante el transcurso de la reacción, el sistema absorbe calor del entorno. Concretamente podemos decir que el calor que absorbe o libera un sistema sometido a presión constante se conoce como entalpía, y el cambio de entalpía que se produce en una reacción química es la entalpía de reacción.

La letra (Δ) es frecuentemente utilizada para manifestar un cambio o variación, en consecuencia, la expresión ΔH_r se refiere a la variación de una **entalpía** en una reacción química. En función del signo de la entalpía, las reacciones se clasifican como endotérmicas o exotérmicas.

- Una **reacción exotérmica** es aquella cuyo valor de entalpía es negativo, es decir, el sistema desprende o libera calor al entorno ($\Delta H < 0$).
- Una **reacción endotérmica** es aquella cuyo valor de entalpía es positivo, es decir, el sistema absorbe calor del entorno ($\Delta H > 0$).

Para saber si una reacción química es endotérmica o exotérmica se utilizan las entalpías de formación.



- <https://youtu.be/As-5aUhY7LY?t=138>
- <https://youtu.be/lqsSICi3Wvc?t=203>
- <https://youtu.be/mHvJmz1jqJY?t=87>
- <https://youtu.be/78lx6E-ei1Q?t=212>
- <https://youtu.be/r4N9wRPzCpo?t=168>
- <https://youtu.be/vtJ0pDUViFI?t=584>
- <https://youtu.be/Q2zpyAcXo2I?t=98>



Cuantificación de la energía liberada en la combustión de los alimentos y los combustibles.

Relación entre la combustión de los alimentos y la de los combustibles.

COMBUSTIÓN

La quema de una vela o del combustible en el motor de un automóvil son ejemplos de reacciones de combustión. En una reacción de combustión un compuesto que contiene carbono que es el combustible se quema en presencia de oxígeno del aire para producir dióxido de carbono (CO_2), agua (H_2O) y energía en forma de calor o una llama. Por ejemplo, el gas metano (CH_4) experimenta combustión cuando se utiliza para cocinar los alimentos en una estufa de gas y para calentar las casas. En la ecuación de la combustión de metano cada elemento del combustible (CH_4) forma un compuesto con oxígeno.



La combustión es la reacción química entre el oxígeno y una sustancia oxidable, que va acompañada de desprendimiento de energía, no necesariamente incandescente.

Al oxígeno se le llama también comburente y la sustancia se le denomina combustible, además se necesita en algunos casos de una fuente de energía externa para poder iniciar la reacción.



FIGURA 7. Imagen que muestra los elementos necesarios para que se forme una reacción de combustión⁴.

Todas las reacciones químicas que tiene lugar en las células vivas para descomponer o construir moléculas se conocen como metabolismo. En una vía metabólica las reacciones vinculan en una serie cada una catalizada por una enzima específica para producir un producto final. El término metabolismo se refiere a todas las reacciones químicas que proporcionan energía y las sustancias necesarias para el crecimiento celular. Existen dos tipos de reacciones metabólicas: catabólicas: se descomponen moléculas complejas en unas más simples acompañadas de liberación de energía. Las reacciones anabólicas utilizan la energía de la célula para construir moléculas más grandes a partir de otras más simples.

⁴ <https://sites.google.com/site/reaccionesdecombustion/introduccion>

Procesos de oxido-reducción

Una reacción de óxido-reducción se caracteriza porque hay una transferencia de electrones, en donde una sustancia gana electrones y otra sustancia pierde electrones.

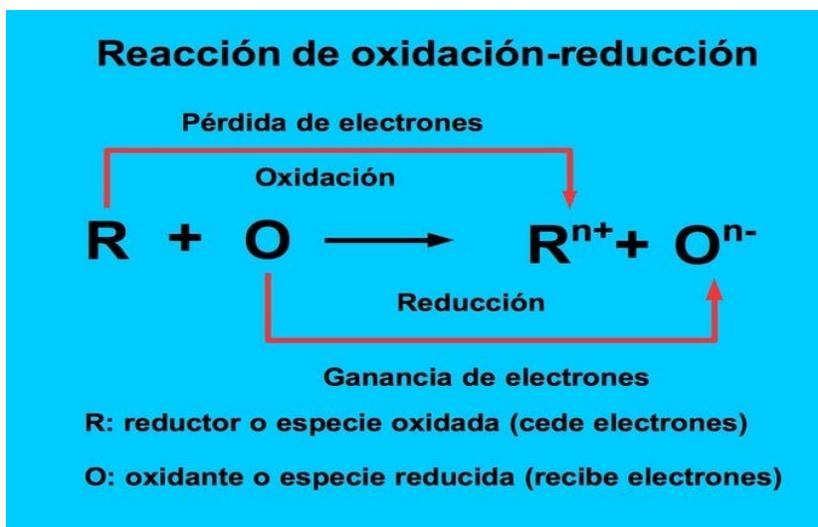


FIGURA 8. Se muestra un diagrama del proceso de oxido-reducción. Observa los signos positivos de la partícula que pierde electrones.⁵

Existen dos conceptos relevantes en este proceso:

- **Reducción:** Proceso por el cual la sustancia que gana electrones disminuye su número de oxidación
- **Oxidación:** Proceso por el cual la sustancia que pierde electrones aumenta su número de oxidación.

Se llama agente reductor a la especie que cede los electrones y oxidante a la que los capta.

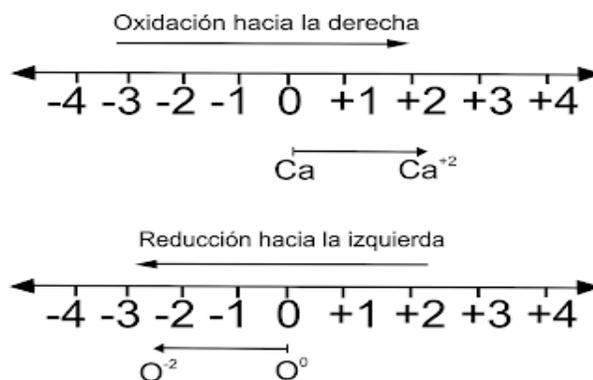
A continuación, se caracteriza a estos dos agentes:

Agente oxidante	Agente reductor
<ul style="list-style-type: none">• Es el que se reduce• Es el que gana electrones• En la recta numérica, el valor de su estado de oxidación se mueve de derecha a izquierda	<ul style="list-style-type: none">• Es el que se oxida.• Es el que pierde electrones

⁵ TOMADA DE <https://www.todamateria.com/tipos-de-reacciones-quimicas/>

- En la recta numérica, el valor de su estado de oxidación se mueve de izquierda a derecha.

Una forma sencilla de ubicar si hubo reducción u oxidación, es visualizar el cambio de carga sobre una recta numérica, y ver de dónde a dónde fue el cambio de carga, de acuerdo a su signo.



DETERMINACIÓN DE LOS ESTADOS DE OXIDACIÓN

Para poder realizar **balanceos mediante redox**, primero debes determinar los estados de oxidación de los elementos que forman a las sustancias que participan en la reacción. A continuación, tienes las reglas para determinar el estado de oxidación:

Para calcular el número de oxidación existen varias reglas, las cuales se describen a continuación:

NO.	REGLAS
1	Un elemento que esta sin combinar tiene carga cero. Por ejemplo: los metales como Cu, Al, Fe, en sus estados puros. También Cl ₂ , O ₂ , H ₂ , F ₂ , aunque son moléculas, no están combinados con otros elementos.
2	En un compuesto, la suma de las cargas de sus elementos constituyentes es igual a cero. Por ejemplo: el NaCl es la sal de cocina, el sodio tiene carga 1+ y el cloro tiene carga 1-, en la molécula, la suma de 1+ con 1- es igual a cero.
3	Los metales, al combinarse con no metales , tienen carga positiva, y el no metal tendrá carga negativa. Por ejemplo, en el Fe ₂ O ₃ , el hierro es metal, y tiene carga de 3+, mientras que el oxígeno es no metal, y tiene carga de 2-.
4	Los no metales, cuando se combinan con otros no metales, tienen carga negativa el que es más electronegativo, mientras que el menos electronegativo tendrá carga positiva. Por ejemplo, dióxido de nitrógeno, NO ₂ , es la asociación de dos no metales. El oxígeno es más electronegativo que el nitrógeno, y tendrá carga de 2-, mientras que el nitrógeno tendrá una carga de 4+.
5	La Familia a la que corresponde el elemento en la tabla periódica puede ayudar a definir el número de oxidación de muchos elementos. Por ejemplo, el K tiene carga 1+, pues está en la familia IA, pues los elementos que están en esta familia tienen sólo un electrón en la última capa de energía, que es muy probable que pierdan. Mientras que el Cl tiene carga 1- ya que está en la familia VIIA. Los que están en esta familia tienen en su última capa de energía 7 electrones, por lo que es más fácil que roben un electrón para completar su octeto.

6	El hidrógeno al combinarse adquiere carga de más uno, excepto en los hidruros en los que adquiere carga menos uno. Ejemplo: en la molécula del agua H ₂ O tiene 1+, y en AlH el H tiene 1-
7	El oxígeno habitualmente adquiere carga de menos 2, excepto en los peróxidos, que tienen carga menos 1. Por ejemplo, SO ₂ el oxígeno tiene carga 2-, y en H-O-O-H tiene carga 1-.
8	En los iones poliatómicos, la suma de las cargas de sus átomos constituyentes da como resultado la carga de ese ión. Por ejemplo, en el caso del ión sulfato (SO ₄) ²⁻ , que tiene carga de 2-, ya sabemos que el oxígeno tiene carga de 2- ¿cuál es la carga del azufre? Primero multiplicamos el 2- del oxígeno por su subíndice y nos da 8-, ¿qué número se le suma al 8- para que nos de -2? Es +6, el S tiene +6.

EJEMPLOS

Calcula el número de oxidación de cada elemento de las siguientes sustancias:

a) H₃PO₄ Ácido fosfórico

Primer paso. El H tiene carga **+1**, y tiene subíndice 3, entonces multiplicamos $+1 \times 3 = +3$. (Observación: +3 no es el número de oxidación del hidrógeno, hacemos la multiplicación para descubrir el número de oxidación del P).

Segundo paso. El O tiene carga **-2**, y tiene subíndice 4, entonces multiplicamos $-2 \times 4 = -8$. (Observación: -8 no es el número de oxidación del oxígeno, hacemos la multiplicación para descubrir el número de oxidación del P).

Tercer paso. Al ser un compuesto, la suma de los números de oxidación debe ser igual a cero. Debemos hacer la suma algebraica, para obtener el número de oxidación del P, entonces, del H tenemos +3 y del oxígeno tenemos -8, entonces:

$$+3 - 8 + _ = 0$$

¿Qué número debemos sumar ahí para que el resultado sea 0? El número que queda bien ahí es +5, ya que:

$$+3 - 8 + 5 = 0$$

El P tiene el número de oxidación igual a **+5**.

+1	+5	-2
H ₃	P	O ₄

b) KPO₂

Primer paso. No es un peróxido, por lo tanto, el oxígeno tiene carga de **-2**. Tiene un subíndice -2, entonces se multiplica por el número de oxidación y nos da -4.

Segundo paso. El K es de la familia IA, por lo que tiene carga **+1**



Tercer paso. ¿cuál es la carga del P? Al ser un compuesto, la suma de las cargas de sus átomos debe ser igual a cero.

$$-4 + 1 + \underline{\quad} = 0$$

¿Qué número debe quedar ahí? El que debe quedar ahí es +3, ya que:

$$-4 + 1 + 3 = 0$$

El número de oxidación del P es **+3**

+1	+3	-2
K	P	O ₂

c) (CrO₄)⁻²

Podemos ver en este caso que se trata de un ión, por lo que la suma de los números de oxidación de los elementos constituyentes sume en total -2.

Primer paso. Como ya sabemos, el oxígeno tiene **-2**, pues no es un peróxido.

Segundo paso. Para obtener el número de oxidación debemos hacer una suma algebraica. El oxígeno tiene un subíndice 4, entonces se multiplica por la carga que es -2, lo que nos da -8. ¿Con qué número se debe sumar el -8 para que nos resulte -2?

$$-8 + \underline{\quad} = -2$$

El número que nos da un resultado correcto es +6.

Por lo tanto, el número de oxidación del cromo es **+6**.

+6	-2	-2
Cr	O ₂	

d) Ag

Primer paso. Como sabemos los elementos sin combinar tienen estados de oxidación cero.

0
Ag

e) Fe₂O₃

Primer paso. El oxígeno tiene estado de oxidación 2-, y el metal al combinarse con un metal tiene carga positiva.

Segundo paso. Para determinar el número de oxidación del Fe debemos multiplicar primero el número de oxidación del oxígeno por su subíndice, y nos da 3 x -2 = -6.



Para que la suma algebraica sea igual a cero, ¿qué número le tenemos que sumar al -6 para que sea igual a cero?

$$\underline{\quad} + -6 = 0$$

Evidentemente debe ser +6. El Fe tiene un subíndice 2, ¿qué número debemos multiplicar por 2 para que nos de +6? La respuesta es +3

El número de oxidación del fierro es **+3**.

+3	-2
Fe₂	O₃





- <https://youtu.be/Q2zpyAcXo2I?t=98>
- <https://youtu.be/zDJxef4ksqk?t=192>
- <https://youtu.be/i-V72MLJq0?t=217>



A continuación, encontrarás una serie de actividades que te permitirán lograr cada uno de los aprendizajes esperados para este corte.

Instrucciones. Realiza las actividades que se presentan a continuación

1. Relaciona las columnas anotando la letra que corresponda, dentro del paréntesis.

Descripción	Sistema
1. () Sistema termodinámico en el que hay intercambio de materia y energía.	a) Sistema cerrado
2. () Sistema termodinámico en el que no hay intercambio de materia solo de energía.	b) Sistema abierto
3. () Sistema termodinámico en el que no hay intercambio de materia ni de energía.	a) Sistema aislado

2. Escribe el tipo de sistema termodinámico al que pertenece el esquema.

a)  _____

b)  _____

c)  _____

3. Lee con atención el siguiente texto, luego completa el cuadro escribiendo los conceptos de temperatura, calor incluyendo ejemplos.

¿Qué contiene más calor, una taza de café o un vaso de té helado? En clase de química, esta sería una pregunta capciosa (¡lo siento!). En termodinámica, el calor tiene un significado muy concreto que es diferente de la manera en la que podríamos usar la palabra en el discurso cotidiano. Los científicos definen el calor como la energía térmica transferida entre dos sistemas a diferentes temperaturas que entran en contacto. El calor se escribe con el símbolo q o Q . El calor es una propiedad extensiva, así que el cambio de temperatura que resulta al transferir calor a un sistema depende de cuántas moléculas hay en el sistema.

Calor y temperatura son dos conceptos diferentes, pero estrechamente relacionados. Observa que tienen diferentes unidades: la temperatura típicamente tiene unidades de grados Celsius ($^{\circ}\text{C}$) o Kelvin (K), y el calor tiene unidades de energía, joules (J). La temperatura es una medida de la energía cinética promedio de los átomos o moléculas en el sistema. Las moléculas de agua en una taza de café caliente tienen una mayor energía cinética promedio que las moléculas de agua en una taza de té helado, lo que también significa que están moviéndose a una velocidad más alta. La temperatura es una propiedad intensiva. Esto significa que no depende de qué tanta cantidad tengas de una sustancia (¡siempre y cuando esté toda a la misma temperatura!).

A nivel atómico, las moléculas en cada objeto están constantemente en movimiento y chocando entre sí. Cada vez que chocan, pueden transferir energía cinética. Cuando dos sistemas están en contacto, se va a transferir calor del sistema más caliente al más frío por medio de choques moleculares. La energía térmica va a fluir en esa dirección hasta que los dos objetos están a la misma temperatura. Cuando esto ocurre, decimos que están en equilibrio térmico.

Término	Definición	Ejemplos
Calor		
Temperatura		



4. Completa el cuadro. Escribe si el ejemplo corresponde a una reacción endotérmica o exotérmica.

Ejemplo	Reacción exotérmica/endotérmica
Producción de ozono en la atmósfera	
La fotosíntesis	
Combustión de la gasolina	
Electrólisis del agua	
Descomposición de las proteínas por acción del calor	
La respiración de los seres vivos	
Formación del amoníaco	
La reacción del gas butano con el oxígeno	

5. Escribe si el ejemplo es una reacción endotérmica o reacción exotérmica considerando su valor de entalpía.

- a) $2 \text{Fe}_{(s)} + 3/2 \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$ $\Delta H = -821.763 \text{ kJ}$ _____
- b) $\text{H}_{2(g)} + 1/2 \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ $\Delta H = -285.714 \text{ kJ}$ _____
- c) $\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NH}_{3(g)}$ $\Delta H = -92.6 \text{ kJ}$ _____
- d) $\text{CO}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{CH}_{4(g)} + 2\text{O}_{2(g)}$ $\Delta H = +890.4 \text{ KJ}$ _____
- e) $\text{Br}_{2(l)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{BrCl}_{(g)}$ $\Delta H = +29,4 \text{ kJ}$ _____
- f) $\text{NH}_{3(g)} + \text{HCl}_{(g)} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}$ $\Delta H = -176 \text{ kJ}$ _____
- g) $\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightarrow 2\text{NO}_{2(g)}$ $\Delta H = +58,0 \text{ kJ}$ _____
- h) $\text{CS}_{2(l)} + 3\text{Cl}_{2(g)} \rightarrow \text{CCl}_4(l) + \text{S}_2\text{Cl}_2(l)$ $\Delta H = -112 \text{ kJ}$ _____

6. Completa los espacios en el texto siguiente.

H₂O N₂ oxígeno calor CO₂

En la combustión, una sustancia química reacciona rápidamente con _____ produciendo _____ y luz. Los productos típicos de una reacción de combustión son, _____, _____, _____ y óxidos de cualquier otro elemento presente en la muestra original.



7. Identifica y subraya la ecuación química que corresponda a una reacción de combustión.

- a) $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 b) $4\text{Fe}(s) + 3\text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3(s)$
 c) $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
 d) $\text{HCl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$

8. Determina el número de oxidación de los elementos en los siguientes compuestos.

a) H_2SO_4

H ₂	S	O ₄

b) KMnO_4

a)	b)	c)
d) K	e) Mn	f) O ₄

c) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

g)	h)	i)
j) K ₂	k) Cr ₂	l) O ₇

d) $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$

m)	n)	o)	p)	q)
r) N	s) H ₄	t) H ₂	u) P	v) O ₄

e) CaSO_4

w)	x)	y)
z) Ca	aa) S	bb) O ₄

f) NaNO_3

Na	N	O ₃



9. Dada la siguiente ecuación química:



- Escribe las semireacciones, especifica quién se oxida y quién se reduce. ____
- Identifica el agente oxidante: _____
- Identifica el agente reductor: _____
- Escribe la ecuación balanceada.



10. Completa las oraciones en los espacios correspondientes.

- En una ecuación química la especie química que se oxida _____ electrones, aumenta su número de oxidación y es el agente _____.
- En una ecuación química la especie que se reduce _____ electrones, disminuye su número de oxidación y es el agente _____.



La siguiente evaluación te brindará un panorama sobre tu desempeño a lo largo del corte, así como lo que requieres fortalecer, en cuanto a lo actitudinal, así como a lo aptitudinal.

Instrucciones: Marca con una **X** la respuesta que corresponda.

Evaluación actitudinal	Totalmente de acuerdo	Parcialmente de acuerdo	Totalmente en desacuerdo
Organizo mi tiempo de estudio.			
Tengo un espacio exclusivo para estudiar.			
Relaciono mi aprendizaje con mi contexto.			
Utilizo diferentes fuentes de consulta, material físico y virtual.			
Gestiono mi aprendizaje usando organizadores gráficos y elaborando resúmenes.			
En el momento de la resolución de las actividades me comprometí con mi aprendizaje.			
Busco la manera de relacionar estas actividades de aprendizaje con mi contexto.			
Busco el significado de las palabras que desconozco en diferentes fuentes de consulta como libros o diccionarios			
Al ir resolviendo, procuro tomar apuntes para organizar mi aprendizaje.			

Instrucciones: Contesta las siguientes preguntas reflexiona tus respuestas.

1.- ¿Cuáles son tus metas a largo plazo?; escribe cinco estrategias para lograrlo?

2.- ¿Qué área del conocimiento te interesa, a que profesión te vas a dedicar? ¿Porque te gusta esa carrera?





En este apartado se presentan las fuentes que se consultaron para elaborar este material.

- Benson., W. Sidney. (1995). *Cálculos químicos*. México: Limusa.
- Chang Raymond. *Química*. México: McGraw Hill.
- Giancoli., C. Douglas. (2006). *Física*. México: Pearson.
- Hewitt., G. Paul. (2016). *Física Conceptual*. México: Pearson.
- Timberlake., C. Karen. (2013). *Química general, orgánica y biológica. Estructuras de la vida*. México: Pearson.



CORTE

3

ÁCIDOS Y BASES

Aprendizajes esperados:

- ¿Cómo se modela el comportamiento de un ácido y de una base?
- ¿Cómo se relaciona la fuerza de los ácidos y bases con el equilibrio dinámico?
- ¿Qué indica el valor de pH?
- Modelos de Arrhenius y Brönsted-Lowry
- Ionización; diferencia entre los ácidos y bases fuertes y débiles.
- Diferenciaras los ácidos de las bases utilizando ejemplos de la vida cotidiana.
- Utilizarás los modelos ácido-base de Arrhenius y Brönsted-Lowry., de forma diferenciada.
- Reconocerás la cualidad logarítmica de la escala de pH y su significado al determinar su valor en disoluciones.
- Predecirás el valor de pH de disoluciones de uso cotidiano en función de su uso.
- Inferirás el mecanismo químico de reacciones de neutralización, a partir de

- Sustancias indicadoras de pH.
 - La característica logarítmica del pH.
 - Reacciones ácido-base, energía y el equilibrio dinámico.
 - El valor de pH de los alimentos y su impacto en la salud.
 - La importancia del valor de pH en la asimilación de medicamentos y nutrientes en el organismo.
 - Causas y efectos de la lluvia ácida.
 - El efecto del valor de pH en los suelos de uso agrícola.
- la ecuación correspondiente de ejemplos cotidianos de este tipo de reacciones.
- Diferenciarás el fenómeno de lluvia ácida de otros contaminantes ambientales y comprende sus efectos.



Al finalizar este corte serás capaz de reconocer el comportamiento ácido-base de las sustancias, desarrollando el pensamiento científico durante la experimentación, el estudio y la discusión de las teorías ácido-base (Arrhenius y Brønsted-Lowry), así como el concepto de pH y su aplicación, para evaluar las acciones humanas de riesgo e impacto social, económico y ambiental en el manejo de las sustancias en tu vida cotidiana

RECOMENDACIÓN

Te sugerimos, revises los aprendizajes esperados antes de iniciar con el estudio del corte, realiza las anotaciones que sean necesarias.

Para los nuevos aprendizajes del corte, requieres de información previa, que ya has estudiado y manejado.

1. ¿Qué es una disolución?
2. ¿Qué indica la concentración de una disolución?
3. ¿A qué se refiere con disolución acuosa?
4. ¿Cómo se representan las moléculas y los iones?
5. Nomenclatura de los compuestos
6. Representación de una ecuación química
7. Balanceo de ecuaciones
8. ¿Cómo se representan las reacciones reversibles?
9. Calcular la masa molar
10. Exponentes base 10 o notación científica

Identifica lo que debes saber para que la comprensión de los contenidos sea más fácil, si descubres que has olvidado algo ¡repásalo!



Instrucciones: Contesta lo siguiente marcando la respuesta correcta.

1. Las soluciones se clasifican como ácidas o básicas de acuerdo con su concentración de iones hidrógeno relativa al agua pura. Las soluciones _____ tienen una concentración de H^+ mayor a 1×10^{-7} M.

- a) Ácidas
- b) Básicas
- c) Neutras

2. Un ácido de Arrhenius es.

- a) Una sustancia que en disolución acuosa tiene mayor concentración de iones H^+ .
- b) Una sustancia capaz de donar un protón.
- c) Una sustancia capaz de aceptar un par de electrones.

3. Se tiene un refresco con un pH de 6.3, se refiere a una sustancia:

- a) Ácida
- b) Básica
- c) Neutra

4. Una _____ es cualquier especie que aumenta la concentración de iones OH^+ en una solución acuosa.

- a) Base de Lewis
- b) Base de Brønsted-Lowry
- c) Base de Arrhenius

5. Una reacción de neutralización es aquella donde se presenta la reacción:

a) Metal + Oxígeno

b) Sal + Agua

c) Ácido + Base



¿Cómo se modela el comportamiento de un ácido y de una base?

En este contenido se modela el comportamiento de un ácido y de una base, mediante las teorías de Arrhenius y Bronsted –Lowry, así como las reacciones de neutralización, y diferenciar entre una base y un ácido.

PRIMERA CLASIFICACIÓN DE LOS ÁCIDOS Y BASES

Las **sustancias** se han clasificado tomando en cuenta sus propiedades para ayudar a su estudio, una de estas clasificaciones fue realizada Robert Boyle en 1680, quien indicó que las sustancias podían ser **ácidas** o **básicas**

ÁCIDOS:

1. Tienen sabor agrio.
2. Son corrosivos.
3. Cambian el color de algunos colorantes naturales (indicadores). Cambian a rojo al papel tornasol.
4. Pierden sus propiedades características cuando se mezclan con bases.
5. Reaccionan con algunos metales para producir hidrógeno.

BASES:

1. Tienen sabor amargo.
2. Son corrosivas.
3. Cambian el color de algunos colorantes naturales. Vira a azul al papel tornasol.
4. Las disoluciones acuosas son jabonosas al tacto.

Pero esta clasificación no fue suficiente ya que como pudiste leer, tanto los **ácidos** como las **bases** son **corrosivas**, las primeras tienen sabor agrio, las segundas tienen sabor amargo, no se pueden ir probando todas las sustancias para calificarlas ya que corremos el riesgo de intoxicarnos o quemarnos.

Por lo tanto, se tuvo que realizar estudios más profundos y modelos científicos que pudieran ayudar a una mejor clasificación y comportamiento de las sustancias.

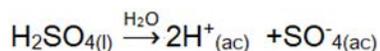
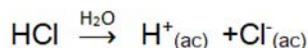
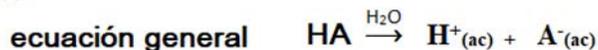
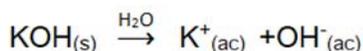


- http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/acidobasesI_25292.pdf
- Garriz. (2005). Equilibrio ácido-base. Tomado de https://amyd.quimica.unam.mx/pluginfile.php/14053/mod_resource/content/1/Cap%C3%ADtulo%2016_%C3%81cidos%20y%20Bases.pdf



TEORÍA ÁCIDO –BASE DE ARRHENIUS

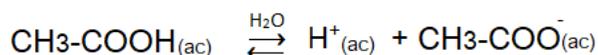
En 1844, Svante Arrhenius propuso su teoría de la **disociación electrolítica** (carácter conductor de las disoluciones al **formar iones**), en esta teoría, un **ácido** se define como una sustancia que **contiene hidrógeno** y **produce iones H⁺** en **disolución acuosa**. Una **base** es una sustancia que **contiene iones hidróxido** y produce **iones hidroxilo OH⁻**, en la **disolución acuosa**. El modelo simbólico para representar a los ácidos y bases de acuerdo con esta teoría donde se puede ver la **ionización** de las sustancias es la siguiente:

Ácidos**Bases**

La **ionización** es el proceso de **disociación** de las sustancias en sus iones positivos (**cationes**) o negativos (**anión**)

Si los ácidos y bases se disocian completamente se dice que son **ácidos o bases fuertes**, cuando son **ácidos o bases débiles** se establece un equilibrio y entonces se debe indicar en la ecuación.

Por ejemplo:



Mecanismo de neutralización

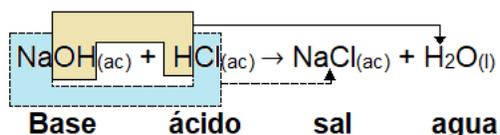
Las **reacciones de neutralización** se llevan a cabo entre un **ácido** y una **base**, para dar la **sal** correspondiente y **agua**, por lo que el ácido y la base pierden sus propiedades.

Neutralización: la neutralización para el modelo de Arrhenius es la combinación de iones hidrogeno (H^+) y iones hidroxilo (OH^-) para dar agua.

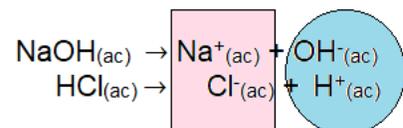


Ejemplos

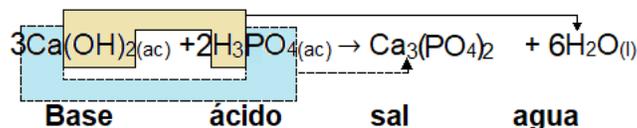
En la reacción entre el hidróxido de sodio (NaOH) y el ácido clorhídrico, se puede observar el mecanismo de neutralización para formar cloruro de sodio (NaCl) y agua (H_2O), los iones hidroxilo se unen con los iones hidrógeno para formar agua y los iones sodio se unen con los iones cloro para formar cloruro de sodio que es la sal.



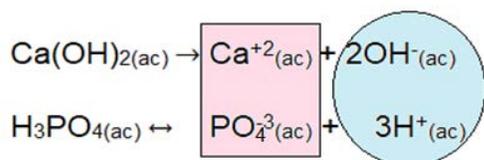
Disociación del hidróxido de sodio y el ácido clorhídrico



En la reacción entre el hidróxido de calcio y el ácido fosfórico se puede observar el mecanismo de neutralización para producir fosfato de calcio y agua, seis iones hidroxilo se unen con seis iones hidrógeno para formar 6 moléculas de agua y tres iones calcio se unen con dos iones fosfato para formar una molécula de fosfato de calcio. Hay que balancear la ecuación.



Disociación del hidróxido de calcio y del ácido fosfórico



El modelo de Arrhenius se limita a sustancias en disolución acuosa, y no contempla otras sustancias como el amoníaco (NH_3) que es una base y no contienen iones hidroxilo.

TEORÍA DE ÁCIDOS Y BASES DE BRONSTED–LOWRY

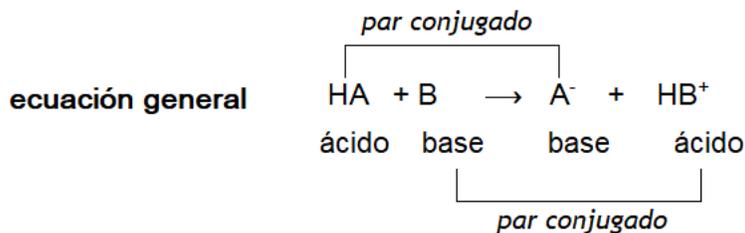
En 1923, Johannes Bronsted y Thomas M. Lowry ampliaron la teoría de Arrhenius. Al crear un nuevo concepto “**el de pares ácido-base conjugados**”. En esta teoría un **ácido** se define como un **donador de protones H^+** , y una **base** como un **aceptor de protones**.

Estas definiciones incluyen a los ácidos de Arrhenius a todas aquellas moléculas que puedan producir H^+ , mientras que todas aquellas que son capaces de aceptar protones son bases.

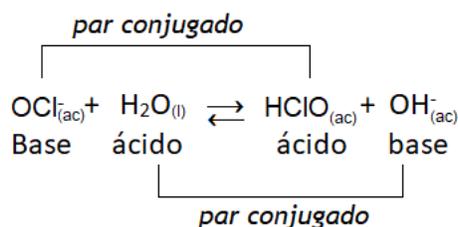
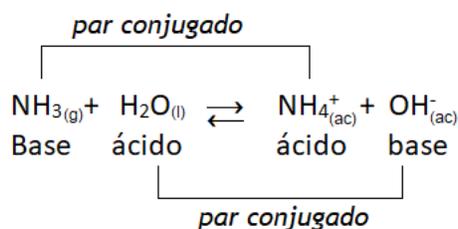
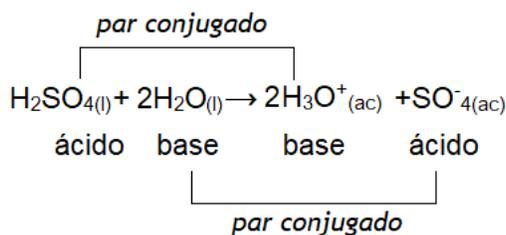
Base Conjugada: especie química que se forma después de que un ácido proporciona un protón.

Ácido Conjugado: especie química que se forma después de que una base acepta un protón.

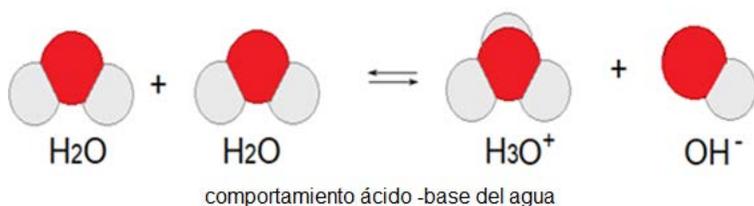
La relación entre un ácido y su base conjugada puede representarse:



Ejemplos



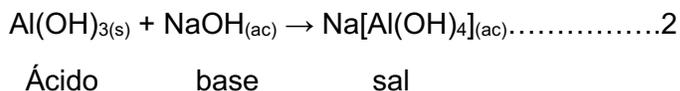
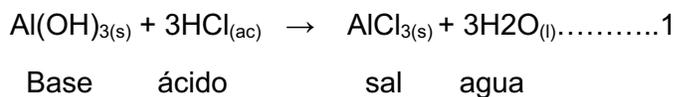
Podemos observar que en los casos anteriores, el agua se comporta como base, ya que acepta un **protón** (H^+ o hidrón nombre que le da la IUPAC) transformándose en **ion hidronio** (también llamado como oxonio) corresponde al catión H_3O^+ . Pero también se comporta como ácido y pierde un protón H^+ para convertirse en OH^- (ion hidroxilo).



Para Brønsted - Lowry una determinada sustancia no es ácida o básica por sí misma, si no que depende de que sustancia esté presente. Este es el caso del agua y a este

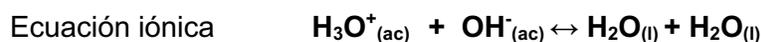
tipo de sustancia se le llama **anfótera**: que es aquella sustancia que puede reaccionar como ácido o base.

El agua no es la única sustancia anfótera, otro ejemplo de esta clase de sustancias es el $\text{Al}(\text{OH})_3$. Observemos en las siguientes reacciones de neutralización que se comporta como ácido o base:

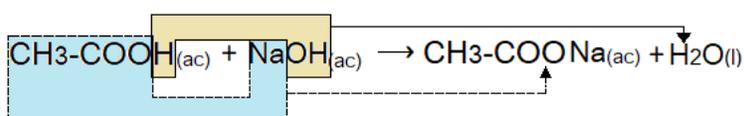


En las reacciones de **neutralización** se va a obtener la **sal** correspondiente y **agua**, solo que en el modelo de Brönsted – Lowry, se consideran las bases que no considera Arrhenius. La ecuación dos también es una reacción ácido–base pero no de Brönsted–Lowry, ya que no hay una sustancia que dona protones, esta es una limitante de esta teoría ya que hay sustancias que no donan protones y son ácido.

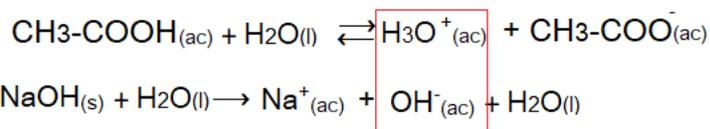
Neutralización: la neutralización para el modelo de Brönsted – Lowry, es la combinación de **iones hidronio (H_3O^+)** y **iones hidroxilo (OH^-)** para dar agua.



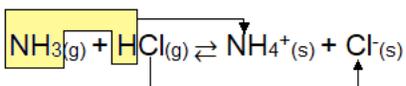
Observa que el hidrógeno que reacciona es el que está unido al oxígeno del ácido carboxílico ($\text{CH}_3\text{-COOH}$) y esto sucede en todos los ácidos orgánicos (-COOH)



En el anterior ejemplo no se ven los iones hidronio e hidroxilo, pero se forman en el momento que el ácido acético y el hidróxido están en disolución acuosa como lo indica la ecuación.



Un ejemplo de reacción ácido-base de Brønsted – Lowry y no de Arrhenius es el siguiente ejemplo. Observa que no están en disolución acuosa, se obtienen los pares conjugados, al final se obtiene una sal de amonio, pero no se obtiene agua, se puede decir que no es una reacción propiamente de neutralización, pero la base y el ácido pierden sus propiedades.



Otro ejemplo de reacciones ácido – base es la reacción de los ácidos con los carbonatos y bicarbonatos para producir sal, agua y dióxido de carbono. No es una reacción propiamente de neutralización ya que se obtiene dióxido de carbono, pero el ácido y la base pierden sus propiedades.



Algunos ácidos y bases de Arrhenius y también de Brønsted – Lowry se muestran en la siguiente tabla:

Tabla. Ácidos y bases

ÁCIDOS		BASES	
Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula
Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	Hidróxido de sodio	NaOH
Ácido fosfórico	H ₃ PO ₄	Hidróxido de calcio	Ca(OH) ₂
Ácido perclórico	HClO ₄	Hidróxido de rubidio	Rb(OH) ₂
Ácido bromhídrico	HBr	Hidróxido de amonio	NH ₄ OH
Ácido bórico	H ₃ BO ₃	Hidróxido de cesio	CsOH
Ácido cianhídrico	HCN	Hidróxido de estroncio	Sr(OH) ₂
Ácido acético	CH ₃ COOH	Hidróxido de hierro (II)	Fe(OH) ₂

Tabla. Ácidos y sus bases conjugadas

Fuerza del ácido	ÁCIDO		BASE CONJUGADA	
	Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula
Fuerte	Ácido perclórico	HClO ₄	Anión perclorato	ClO ₄ ⁻
Fuerte	Ácido sulfúrico	H ₂ SO ₄	Anión hidrógenosulfato	HSO ₄ ⁻
Fuerte	Ácido yodhídrico	HI	Anión yoduro	I ⁻
Fuerte	Ácido nítrico	HNO ₃	Anión nitrato	NO ₃ ⁻
Débil	Ión hidrógenosulfato	HSO ₄ ⁻	Anión sulfato	SO ₄ ²⁻
Débil	Ácido fosfórico	H ₃ PO ₄	Anión dihidrógenofosfato	H ₂ PO ₄ ⁻
Débil	Ácido cítrico	H ₃ C ₆ H ₅ O ₇	Anión dihidrógenocitrato	H ₂ C ₆ H ₅ O ₇ ⁻
Débil	Ácido fluorhídrico	HF	Anión fluoruro	F ⁻
Débil	Ácido nitroso	HNO ₂	Anión nitrito	NO ₂ ⁻
Débil	Ácido fórmico	HCOOH	Anión formiato	HCOO ⁻
Débil	Ácido láctico	HC ₃ H ₅ O ₃	Anión lactato	C ₃ H ₅ O ₃ ⁻
Débil	Ácido benzoico	C ₆ H ₅ COOH	Anión benzoato	C ₆ H ₅ COO ⁻
Débil	Ácido acético	CH ₃ COOH	Anión acetato	CH ₃ COO ⁻



Tabla. Bases y sus ácidos conjugados de Brönsted – Lowry

BASES		Ácido conjugado	
Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula
Amoníaco	NH_3	ión amonio	NH_3^+
Etilamina	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$	ión etil amonio	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+$
Hidracina	H_2NNH_2	ión hidrazinio	H_2NNH_3^+
Metilamina	CH_3NH_2	ión metil amonio	CH_3NH_3^+
Dimetilamina	$(\text{CH}_3)_2\text{NH}$	ión dimetil amonio	$(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+$



- http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/acidobasesI_25292.pdf
- Garriz. (2005). Equilibrio ácido-base. Tomado de https://amyd.quimica.unam.mx/pluginfile.php/14053/mod_resource/content/1/Cap%C3%ADtulo%2016_%C3%81cidos%20y%20Bases.pdf



¿Qué indica el valor de pH?
Característica logarítmica del pH
Ionización; diferencia entre los ácidos y bases fuertes y débiles.

En este contenido se estudiará el significado del pH su relación con la acidez y basicidad para diferenciar ácidos y bases cotidianos, y el cálculo en diferentes productos y sustancias.

ACIDES Y BASICIDAD

La **acidez** y la **alcalinidad** (basicidad) de cualquier **disolución** pueden ser simultáneamente medidas por su **concentración** de **iones hidronios** (H_3O^+) o de **iones hidrógeno** (H^+) de acuerdo a los modelos ácido-base.

El agua sufre una ligera **autoionización** y se encuentra en **equilibrio químico**.



La concentración de iones H^+ (o bien de H_3O^+) y OH^- en mol/L (**concentración molar**), en el agua pura y a 25°C son iguales y tiene un valor de 1×10^{-7} mol/l

Si sustituimos estos valores $[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-7}$ y $[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7}$ en la ecuación, del producto iónico del agua que se obtiene de la **constante de equilibrio**.

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = [1 \times 10^{-7}][1 \times 10^{-7}] = 1 \times 10^{-14}$$

Independientemente de que se trate de agua pura o de una disolución, la siguiente relación siempre se cumple.

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

Cuando en una disolución acuosa existe una **mayor concentración de iones H^+** que de iones OH^- , la **solución será ácida**, si ocurre lo contrario, será básica. Al aumentar la concentración de iones H^+ disminuirá la concentración de iones OH^- y viceversa.

La **concentración molar (M)** es el *número de moles en un litro de disolución*.





- Canal Encuentro de Argentina. (2012). ¿Qué es el pH? Capítulo 02 del programa Proyecto G quinta temporada. Tomado de <https://www.youtube.com/watch?v=PetpXDfIN6s>



ESCALA DE PH

La **concentración de iones H⁺** en las disoluciones corresponde a números muy pequeños, lo que hace en ocasiones difícil el trabajar con estas cifras, contemplando esto el bioquímico danés Sören Sörensen en 1909, propone una forma de expresar estas concentraciones de manera práctica y propuso una escala que conocemos como **pH (potencial de hidrógeno)**, el cual se define como el **logaritmo negativo** de la **concentración del ion H⁺**.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

Calculemos el pH del agua al sustituir la concentración de iones H⁺ que es de 1×10^{-7} M.

$$\text{pH} = -\log [1 \times 10^{-7}] = 7$$

De manera similar, la concentración de iones OH⁻ se puede expresar como pOH (potencial de hidroxilo), definiéndose este como el logaritmo negativo de la concentración del ion hidroxilo. Para el caso del agua pura, este será:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -\log [1 \times 10^{-7}]$$

$$\text{pOH} = 7$$

La manera en que se relacionan el pH y el pOH es de la siguiente manera:

- Regresemos a la fórmula del producto iónico del agua

$$K_w = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

- Sacar el logaritmo negativo de ambos lados

$$-(\log [\text{H}^+] + \log [\text{OH}^-]) = -\log (1 \times 10^{-14})$$

$$-\log [\text{H}^+] - \log [\text{OH}^-] = 14$$



- A partir de la definición de pH y pOH se obtiene:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

La **escala de pH** solo es para **disoluciones ácidas y básicas** con **concentraciones molares igual o menor de uno**.

Con la **escala de pH** se puede saber si una sustancia es ácida o básica conociendo la concentración de iones hidronio o hidrógeno o su pH.

Cuando se lleva a cabo una reacción de **neutralización**, los productos obtenidos tienen pH de 7.

En la siguiente figura se representa la escala del **pH**, y como va variando de acuerdo a la **concentración de iones hidrógeno e hidroxilo**

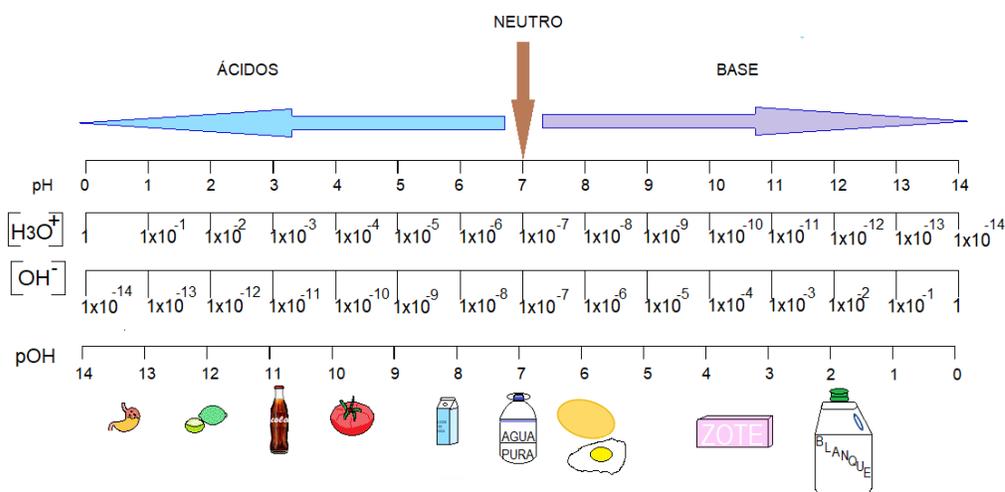


Figura 1. Escala del pH (escala logarítmica)

Para utilizar la escala y determinar si una sustancia es ácida o básica de acuerdo al pH o a la concentración de iones hidroxilo o iones hidrógeno solo basta con colocarse en los valores.

Ejemplo

Si una sustancia tiene un pH de 6, entonces de acuerdo a la escala, la concentración de iones hidronio (H_3O^+) o iones hidrógeno (H^+) es de 1×10^6 , el pOH es de 8 y la concentración de iones hidroxilo (OH^-) es de 1×10^8 .

Para conocer si una **sustancia es ácida o básica** se utilizan los **pHmetros**, potenciómetros o las sustancias indicadoras como el **papel pH** que tiene una escala para dar datos aproximados de pH. Las sustancias indicadoras cambian de color en presencia de los ácidos y bases de estas sustancias es que están hechas el papel pH.

Ejemplos del cálculo del pH

A. La concentración de iones H^+ en un yogur fue de $3.16 \times 10^{-5}M$, calcular el pH.

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

$$pH = -\log [3.16 \times 10^{-5}] = 4.5$$

De acuerdo a la escala logarítmica de pH es un **ácido**

B. Se diluyó 0.1g de jabón Palmolive en 100 mL de agua, se encontró después de un análisis, que la concentración de iones OH^- fue de $9.77 \times 10^{-5}M$. Calcula el pH de la disolución jabonosa.

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

$$pOH = -\log [9.77 \times 10^{-5}] = 4.01$$

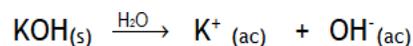
$$pH + pOH = 14$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 4.01 = 9.99$$

De acuerdo con la escala logarítmica de pH es una **base**

C. El hidróxido de potasio también se utiliza para la fabricación de jabones. La saponificación de grasas con KOH se utiliza para preparar los correspondientes "jabones de potasio", que son más suaves que los jabones derivados del hidróxido de sodio. Si se mezclan 6 g de KOH en 500 mL. Cuál es el pH de la disolución.

El KOH es una base fuerte por lo que se disocia completamente.



Calcular la molar del KOH

$$K = 1 \times 39 = 39$$

$$O = 1 \times 16 = 16$$

$$H = 1 \times 1 = 1$$
$$\hline 56 \text{ g/mol}$$

Calcular la concentración molar del KOH en 500 mL

$$\frac{6 \text{ g KOH}}{500 \text{ mL}} \left(\frac{1 \text{ mol KOH}}{56 \text{ g KOH}} \right) \left(\frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \right) = 0.21428 \text{ mol/L}$$



Como se disocia completamente la concentración de iones OH^- es igual a 0.21428 mol/L
Calculemos el pOH

$$\text{pOH} = -\log [0.21428] = 0.669$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0.669 = 13.331$$

D. Si el pH de una disolución de ácido muriático es igual a 2.4, calcular la concentración de iones H^+ y OH^-

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$2.4 = -\log [\text{H}^+]$$

Sacar el antilogaritmo en ambos lados de la ecuación:

$$\text{Antilogaritmo } 2.4 = [\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+] = 3.981 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = 14 - 2.4 = 11.6$$

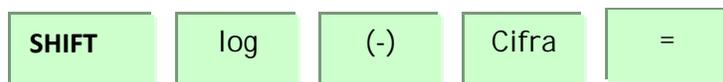
$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$11.6 = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{Antilogaritmo } 11.6 = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 2.5 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$$

Para sacar el antilogaritmo en tu calculadora marca las siguientes teclas





- Simulador interactivo. (2019). pH Scale. University of Colorado Boulder. Tomado de https://phet.colorado.edu/sims/html/ph-scale/latest/ph-scale_en.html



El valor de pH de los alimentos y su impacto en la salud.
La importancia del valor de pH en la asimilación de medicamentos y nutrientes en el organismo.
El efecto del valor de pH en los suelos de uso agrícola.

Los ácidos y bases están presentes en nuestra vida diaria y en los productos de uso cotidiano

- En los seres vivos se encuentran sustancias ácidos y bases que regulan el pH de los fluidos y las reacciones metabólicas.
- En los productos de limpieza, que permiten disolver o arrancar cochambre, manchas, quitar la mugre de utensilios y ropa, limpiar superficies, principalmente se utilizan bases.
- Los ácidos se utilizan para quitar óxido de superficies o de la ropa.
- En los alimentos se adicionan aditivos ácidos para conservar los alimentos, así como para prepararlos, también en forma natural los vegetales y las frutas contienen estas sustancias como el ácido cítrico, malónico, ácido tartárico ácido ascórbico conocida como vitamina C.
- Se utilizan medicamentos ácidos o básicos para aliviar el dolor o enfermedades, como la aspirina que es una sustancia ácida, o sustancias básicas como los antiácidos.
- En el medio ambiente, las actividades humanas generan gases que dan lugar a contaminantes ácidos y básicos.

Una vez que revisaste el tema pon en marcha tus habilidades cognitivas y procedimentales, para reconocer la cualidad de la escala logarítmica, calcular y determinar la acidez y basicidad de diferentes sustancias mediante el pH.



- Canal Encuentro de Argentina. (2012). ¿Qué es el pH? Capítulo 02 del programa Proyecto G quinta temporada. Tomado de <https://www.youtube.com/watch?v=PetpXDfIN6s>



Causas y efectos de la lluvia ácida

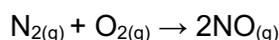
En este contenido se tocará el tema de la lluvia, ácida sus consecuencias en el ambiente y los contaminantes que la producen.

La **contaminación atmosférica** por las actividades del ser humano tiene como consecuencia problemas **ambientales, económicos y sociales**.

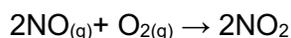
El **calentamiento global** es provocado por el aumento de los gases de **efecto invernadero** debido a la actividad humana, el principal gas es el dióxido de carbono CO_2 que se produce por la **quema de combustibles fósiles**, otros gases de efecto invernadero son el metano (CH_4), el óxido nitroso (N_2O), vapor de agua (H_2O), el ozono (O_3) troposférico, **compuestos florados**, estos últimos sintetizados por el ser humano y que también destruyen la capa de ozono. Estos gases de efecto invernadero hace que el clima cambie, lluvias torrenciales con la pérdida de viviendas y de bienes, aumento del nivel del mar y su calentamiento conlleva a inundaciones en lugares cerca del mar, muerte de organismos acuáticos, derretimiento de los glaciares, pérdida de diversidad entre otros muchos problemas.

Otro problema de **contaminación atmosférica** es el **smog fotoquímico** que se forma por la **reacción de los gases** que emanan de los automóviles **en presencia de la luz solar**. Los gases que emana de los automóviles contienen principalmente **NO, CO** y varios **hidrocarburos crudos**. Estos se denominan **contaminantes primarios** porque desencadenan una serie de reacciones fotoquímicas en los que se producen **contaminantes secundarios** como **NO_2 y O_3** .

Una de las reacciones que ocurre en los motores debido a las levadas temperaturas y al nitrógeno atmosférico es la siguiente:



El monóxido de nitrógeno se libera a la atmosfera y rápidamente reacciona con el oxígeno y es oxidado a dióxido de nitrógeno.



El dióxido de nitrógeno puede reaccionar con el agua para producir **ácido nítrico**, este contribuye a la lluvia ácida.

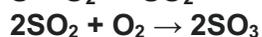
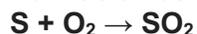


¿Pero que es la lluvia ácida?

La lluvia ácida son las **precipitaciones** con **pH menores de 5.5** y se debe a la alta **concentración** de **ácido sulfúrico (H_2SO_4)** y **ácido nítrico (HNO_3)** en la atmosfera, tanto en la lluvia en la neblina y en la nieve. El dióxido de carbono también contribuye a la acidificación de la lluvia, aunque en menor proporción ya al formarse ácido **carbónico (H_2CO_3)**.

La **descomposición** de la **materia orgánica** y las **erupciones volcánicas**, liberan **dióxido de azufre** y **dióxido de nitrógeno**, pero la mayor contribución a la producción de estos gases es la actividad humana debido principalmente a la quema de combustibles fósiles para obtener energía, estos contienen cantidades variables azufre que al quemarse produce **dióxido de azufre**, también por las altas temperaturas el nitrógeno atmosférico produce **monóxido de nitrógeno** como se mencionó anteriormente.

Formación de ácido sulfúrico



La **lluvia ácida reacciona** con la **piedra caliza** y **mármol** de las construcciones y estatuas; la piedra caliza está formada principalmente de CaCO_3 y se encuentra en el cemento con el que se hacen las construcciones.

La lluvia ácida puede dañar las hojas de las plantas ya que los **ácidos reaccionan** con la **materia orgánica cerosa** de las hojas estas ya no pueden realizar la fotosíntesis, poniéndose amarillas desfoliándose, las plantas no se desarrollen y son más vulnerables a las inclemencias del clima.

La lluvia ácida también afecta los suelos ya que disuelve los nutrientes llevándolos fuera del alcance de las plantas, la falta de minerales en las plantas provoca que estas no se puedan desarrollar y defenderse de las plagas. Los cultivos familiares donde no se utilizan fertilizantes se ven afectados por la lluvia ácida ya que sus flores y frutos no crecen como deberían mermando la producción.



- https://portalacademico.cch.unam.mx/materiales/prof/matdidac/sitpro/exp/quim/quim1/quimI_vall/Recurso_alternativo_luvia_acida_causas_y_consecuencias.pdf



Instrucciones. Realiza las actividades que a continuación se presentan.

1. Identifica con una palomita las sustancias de uso común que son ácidos y las que son bases.

Sustancia	pH	Ácido	Base
Blanqueador casero	12.8		
Leche	6.6		
Cloralex	12.8		
Jugo de limón	4.4		
Limpiador de estufas	13.6		
Agua embotellada	7.0		
Jabón líquido lavatrastes	9.2		
Yogurt	4.6		
Salsa valentina	3.3		
Jugo de piña envasado	4.7		

2. Completa el cuadro escribiendo la definición de ácido y base según corresponda. Escribe ejemplos.

TEORÍA	DEFINICIÓN DE ÁCIDO	DEFINICIÓN DE BASE	EJEMPLOS
ARRHENIUS			
BRÖNSTED-LOWRY			
LEWIS			

3. Realiza los cálculos correspondientes para determinar lo que se solicita.

- a) Calcula pH de un refresco de coca cola que tiene una concentración de iones H^+ de $2.1 \times 10^{-3} M$.

- b) Calcula el pOH de una muestra de detergente con un pH de 10.5

- c) Se tomó una muestra de sangre y se obtuvo un pH de 7. Calcula la concentración de iones H^+

- d) Se tiene una muestra de orina con una concentración de iones H^+ de 7.3×10^{-6} . Calcula el pH.

- e) Calcula el pOH de la piel humana si tiene una concentración de iones H^+ de 3.1×10^{-6} M.

4. Se mide el pH de una solución de hidróxido de sodio con fenolftaleína dando una coloración rosa, considerando este color, que pH tiene. Explica.

5. El pH del suelo para sembrar una gran variedad de plantas se encuentra entre 5.5 y 6.5. Explica si se trata de un suelo ácido, neutro o básico y qué pasaría si se siembra en ese suelo.

--

6. Escribe 5 ejemplos de reacciones de neutralización.

Reacciones de neutralización
1.
2.
3.
4.
5.

7. Escribe las reacciones químicas que producen la lluvia ácida. Posteriormente escribe el impacto ambiental que tiene considerando el pH del agua de estas lluvias.

--

La siguiente evaluación te brindará un panorama sobre tu desempeño a lo largo del corte, así como lo que requieres fortalecer, en cuanto a lo actitudinal, así como a lo aptitudinal.

Instrucciones: Marca con una **X** la respuesta que corresponda.

Evaluación actitudinal	Totalmente de acuerdo	Parcialmente de acuerdo	Totalmente en desacuerdo
Organizo mi tiempo de estudio.			
Tengo un espacio exclusivo para estudiar.			
Relaciono mi aprendizaje con mi contexto.			
Utilizo diferentes fuentes de consulta, material físico y virtual.			
Gestiono mi aprendizaje usando organizadores gráficos y elaborando resúmenes.			
En el momento de la resolución de las actividades me comprometí con mi aprendizaje.			
Busco la manera de relacionar estas actividades de aprendizaje con mi contexto.			
Busco el significado de las palabras que desconozco en diferentes fuentes de consulta como libros o diccionarios			

Al ir resolviendo, procuro tomar apuntes para organizar mi aprendizaje.			
---	--	--	--

1. ¿Te resulto fácil o difícil comprender los contenidos?

2. ¿Qué acciones tomaste para aclarar las dudas o contenidos que se te dificultaron?



- Chang, R. (2007). *Química*. México. Mc Graw-Hill.
- Mosqueira. (2001). *Química. Conceptos y problemas*. México. Limusa. Noriega Editores
- Garritz, R. A. y Chamizo, G.J.A. (2001). *Tú y la Química*. México. Person Educación.
- Brow T. Eugene H. Bruce E. Burdge J. (2004). *Química la Ciencia Central*. México. Pearson. Prentice Hall

Instrucciones. Contesta lo que se te pide.

1. Para manifestar un cambio en la materia, se utiliza una ecuación química que si deseamos comprender estas alteraciones, debemos ser capaces de:

- A) Equilibrar o balancear las ecuaciones químicas
- B) Sustituir los subíndices de las fórmulas
- C) Cambiar los símbolos de los elementos participantes en la ecuación
- D) Únicamente nivelar a los reactivos

2. En la fórmula $6\text{H}_2\text{SO}_4$ ¿Cuántos oxígenos participan?

- A) 4
- B) 12
- C) 24
- D) 8

3. Los _____ indican el número relativo de moles de los reactivos y los productos y están ubicados frente a las fórmulas de una ecuación química balanceada.

- A) Subíndices
- B) Superíndices
- C) Coeficientes
- D) Paréntesis

4. La forma de representar como se altera la naturaleza de los elementos o cómo reacciona uno al contacto con otros, se le llama:

- A) Fórmula
- B) Ecuación química
- C) Reacción química
- D) Coeficiente

5. ¿Cuál ecuación se encuentra balanceada?

- A) $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
- B) $\text{Mg} + 4\text{HCl} \rightarrow 2\text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
- C) $\text{Mg} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
- D) $2\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$

6. La ecuación $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{O}_2$ estaría balanceada con los coeficientes siguientes:

- A) 4 ----- 2 + 1
- B) 1 ----- 2 + 2
- C) 3 ----- 2 + 1
- D) 2 ----- 2 + 1

7. Relaciona las columnas.

Sistema	Tipo
1. Sistema termodinámico donde hay intercambio de energía y materia.	a) Aislado b) Abierto c) Cerrado
2. Sistema termodinámico en el que sólo hay intercambio de energía.	
3. Sistema termodinámico en el que no hay intercambio de materia y ni de energía.	

- a) 1a, 2b, 3c
- b) 1b, 2c, 3a
- c) 1c, 2a, 3b

8. Una reacción endotérmica es aquella que:

- a) Requiere energía para llevarse a cabo.
- b) Desprende energía al llevarse a cabo.
- c) No interviene ningún tipo de energía.

9. La energía de activación es:

- a) La energía mínima necesaria que deben tener los reaccionantes para que ocurra la reacción.
- b) La energía química que se desprende al llevarse a cabo una reacción en un proceso endotérmico.
- c) La energía necesaria para que los reaccionantes lleven a cabo la reacción química en un proceso termodinámico.

10. Las ecuaciones químicas que corresponde a procesos endotérmicos son:

- 1) $\text{H}_{2(g)} + 1/2 \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)} \quad \Delta H = -285.714 \text{ kJ}$
- 2) $\text{Br}_{2(l)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{BrCl}_{(g)} \quad \Delta H = +29,4 \text{ kJ}$
- 3) $\text{CO}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{CH}_{4(g)} + 2\text{O}_{2(g)} \quad \Delta H = +890.4 \text{ KJ}$
- 4) $\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NH}_{3(g)} \quad \Delta H = -92.6 \text{ kJ}$

- a) 1, 4
- b) 2, 3
- c) 2, 4

11. Los coeficientes estequiométricos que balancean la ecuación química son:



- a) 1,5,2,3,6
- b) 2,6,4,8,5
- c) 3,10,6,10,2

12. La especie química que se oxida en la siguiente ecuación es:



- a) El Na
- b) El S
- c) El O

13. La especie química que se reduce:

- a) Gana electrones
- b) Pierde electrones
- c) Intercambia electrones

14. La especie química que se oxida es el agente:

- a) Oxidante
- b) Reductor
- c) Electrónico

15. Son procesos endotérmicos.

- 1. La fotosíntesis
- 2. La respiración
- 3. La formación de ozono
- 4. La hidrólisis del agua
- 5. La formación de amoníaco

- a) 1,2,4
- b) 1,3,4
- c) 2,4,5

16. Identifica los ejemplos en los que se llevan a cabo reacciones de óxido-reducción.

- 1. Combustión de la gasolina
- 2. Neutralización de un ácido y una base
- 3. Enfriamiento de un refrigerador
- 4. La oxidación del hierro
- 5. En las pilas alcalinas

- a) 1,3,5
- b) 2,4,5
- c) 1,4,5

17. Se dice que una sustancia con sabor agrio, que corroe el metal, cambia el papel tornasol a rojo es una sustancia:

- a) Ácida
- b) Alcalina
- c) Neutra

18. Relaciona la teoría de ácido-base con la definición de ácido que corresponda

Teoría	Definición
1. Arrhenius 2. Lewis 3. Brösted-Lowry	a) Sustancia que pueda donar un ion de hidrógeno. b) Sustancia que puede aumentar la concentración de H ⁺ c) Sustancia capaz de aceptar un par de electrones d) Sustancia que puede aceptar un protón

a) 1a, 2b, 3c

b) 1b, 2a, 3d

c) 1b, 2c, 3a

19. Una muestra de vinagre tiene un pH de 2.9, ¿Cuál es su concentración de iones H⁺?

a) 2×10^{-7} M

b) 1.26×10^{-3} M

c) 5.5×10^{-2} M

20. Una muestra de suelo tiene un pH de 4.6, ¿Cuál es el pOH?

a) 2.4

b) 4.6

c) 9.4

21. El _____ es un ácido fuerte.

a) Ácido clorhídrico

b) Ácido acético

c) Ácido fosfórico

22. El _____ es un ácido débil.

a) Ácido sulfúrico

- b) Ácido nítrico
- c) Ácido acético

23. Una reacción de neutralización es donde participan:

- a) Una sal y oxígeno
- b) Un ácido y una base
- c) Un metal y agua

24. Un ejemplo de reacción de neutralización es:

- a) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$
- b) $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{CO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{BaO}$

25. Identifique las reacciones de la lluvia ácida.

- 1. $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_3 + \text{NO}$
- 2. $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
- 3. $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}$
- 4. $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

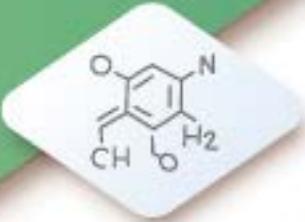
- a) 1, 2
- b) 2, 4
- c) 2, 3

26. La lluvia ácida son las precipitaciones con pH menores de _____ y se debe a la alta concentración de ácido _____ y ácido _____ en la atmosfera, tanto en la lluvia en la neblina y en la nieve.

- a) 5.5, sulfúrico, nítrico
- b) 6.3, clorhídrico, nítrico
- c) 8.7, nítrico, fosfórico

PLAN 2014

ACTUALIZADO



Somos Lobos Grises,
somos Bachilleres