



**UNIVERSIDAD NACIONAL
AUTÓNOMA DE MÉXICO**



**ESCUELA NACIONAL
COLEGIO DE CIENCIAS Y
HUMANIDADES**

PLANTEL ORIENTE

ÁREA DE CIENCIAS EXPERIMENTALES



GUÍA PARA EL EXAMEN EXTRAORDINARIO DE QUÍMICA I

Coordinadora y autora:

Juana Garduño Yepez

Autores:

Areli Oropeza Grande

Jacqueline Leyva Chávez

Daniel Jerónimo García

Ariana Andrea Nicio Cruz

Alfredo César Herrera Hernández

septiembre 2022

ÍNDICE

Unidad 1. Agua, sustancia indispensable para la vida

Contenido	Página
Introducción.	1
Instrucciones para el uso de la guía.	1
Presentación de la unidad 1.	3
Propósito general.	4
Temáticas.	4
<i>Propiedades generales del agua y naturaleza corpuscular de la materia.</i>	
<i>Aprendizaje 1.</i>	5
Lectura: Clara, incolora, insabora e inodora.	5
Actividad de reforzamiento.	5
<i>Aprendizaje 2.</i>	6
Lectura: Sólido, líquido y gaseoso.	6
Actividad de reforzamiento.	9
<i>Aprendizaje 3.</i>	10
Lectura: Difusión de una sustancia en otra.	10
Actividad de reforzamiento.	11
<i>Aprendizaje 4.</i>	11
Lectura: Modelos Científicos.	11
Actividad de reforzamiento.	12
<i>La capacidad disolvente del agua y las mezclas.</i>	
<i>Aprendizaje 5.</i>	13
Lectura: La capacidad disolvente del agua y las mezclas.	13
Actividad de reforzamiento.	15
<i>Aprendizaje 6.</i>	16
Mezclas en la vida cotidiana.	16
Actividad de reforzamiento.	16
<i>Aprendizaje 7.</i>	17
Lectura: Mezclas homogéneas y heterogéneas.	17
Actividad de reforzamiento.	18

Aprendizaje 8. Lectura: Importancia de la formulación. Actividad de reforzamiento.	19 19 21
Aprendizaje 9. Lectura: Métodos de separación de mezclas Actividad de reforzamiento.	23 23 23
Aprendizaje 10. Lectura: Mezcla y compuesto. Actividad de reforzamiento.	24 24 25
Aprendizaje 11. Lectura: Representación de elementos, compuestos y mezclas a través de modelos. Actividad de reforzamiento.	26 26 28
El agua como compuesto. Aprendizaje 12. Lectura: La electrólisis: Descomposición del agua. Actividad de reforzamiento.	 29 29 31
Aprendizaje 13. Lectura: La Energía de Activación. Actividad de reforzamiento.	32 32 33
Aprendizaje 14. Lectura: John Dalton y la teoría atómica de la materia. Lectura: Leyes ponderales. Actividad de reforzamiento.	34 34 36 36
Aprendizaje 15. Lectura: Lenguaje simbólico. Actividad de reforzamiento.	37 37 38
Aprendizaje 16. Lectura: Modelo de Bohr. Lectura: Electrones de valencia. Actividad de reforzamiento.	40 40 41 42
Aprendizaje 17. Lectura: Representación del modelo de Bohr a través de maquetas Actividad de reforzamiento.	43 43 44

Aprendizaje 18. Lectura: Representación simbólica de las reacciones químicas. Lectura: Síntesis de agua. Lectura: Análisis o descomposición de agua Actividad de reforzamiento.	45 45 46 46 47
La relación de la estructura del agua y sus funciones en la naturaleza.	
Aprendizaje 19. Lectura: El agua, una sustancia más rara de lo que piensas. Actividad de reforzamiento. Lectura: ¿Qué puede causar el comportamiento anómalo del agua? Actividad de reforzamiento.	48 48 50 51 53
Aprendizaje 20. Lectura: Funciones del agua en la naturaleza y los organismos. Actividad de reforzamiento.	54 54 56
Aprendizaje 21. Lectura: Problemática y solución acerca del agua Actividad de reforzamiento.	57 57 57

Unidad 2. Oxígeno, sustancia activa del aire.

Contenido	Página
Presentación unidad 2.	58
Propósito general	59
Temáticas	59
Componentes del aire y algunas de sus propiedades.	
Aprendizaje 1. Lectura: Reseña histórica. Actividad de reforzamiento.	60 60 61
Aprendizaje 2. Lectura: Reactividad de los componentes del aire. Actividad de reforzamiento.	61 61 63
Aprendizaje 3. Lectura: Gases de efecto invernadero: Vapor de agua, dióxido de carbono y clima. Actividad de reforzamiento.	64 64 65

Lectura: Cambio climático. Actividad de reforzamiento	66 68
Compuestos del oxígeno y clasificación de los elementos.	
Aprendizaje 4. Lectura: Clasificación de los elementos en metales y no metales. Actividad de reforzamiento.	68 68 70
Aprendizaje 5. Lectura: Estructura de la tabla periódica. Actividad de reforzamiento. Lectura: Propiedades periódicas. Actividad de reforzamiento.	72 72 73 74 78
Aprendizaje 6. Lectura: Óxidos metálicos y Óxidos no metálicos. Actividad de reforzamiento. Lectura: Propiedades físicas y químicas de los óxidos. Actividad de reforzamiento. Lectura: Formulación de óxidos Actividad de reforzamiento. Lectura: Lluvia ácida. Actividad de reforzamiento.	79 79 80 80 82 83 84 86 87
Aprendizaje 7. Lectura: Dime con quién andas, y te diré qué compuesto eres. Lectura: Nomenclatura Stock de óxidos. Actividad de reforzamiento. Lectura: Nomenclatura Stock de hidróxidos. Actividad de reforzamiento. Lectura: Nomenclatura tradicional de oxiácidos. Actividad de reforzamiento.	87 87 88 90 91 92 93 94
Aprendizaje 8. Lectura: Sabías que... Actividad de reforzamiento.	95 95 98
Enlace químico. Clasificación y propiedades relacionadas.	
Aprendizaje 9. Lectura: Una ecuación química describe a una reacción química. Lectura: Balanceo de ecuaciones químicas y su representación con modelos. Lectura: Balanceo de la ecuación química utilizando el método de inspección.	100 100 102 102

Ejemplo 1: La combustión del carbón.	104
Ejemplo 2: La oxidación de magnesio.	105
Ejemplo 3: La combustión del metano.	106
Actividad de reforzamiento.	107
Aprendizaje 10.	110
Lectura: Símbolos de puntos de Lewis. (Estructura de puntos de Lewis)	110
Actividad de reforzamiento.	111
Lectura: La regla del octeto	112
Actividad de reforzamiento.	113
Lectura: Enlace covalente.	114
Actividad de reforzamiento.	116
Lectura: Polaridad de enlace.	117
Actividad de reforzamiento.	118
Lectura: Enlace iónico.	119
Actividad de reforzamiento.	121
Aprendizaje 11.	122
Lectura: Electronegatividad	122
Lectura: Criterios de enlaces entre elementos.	125
Actividad de reforzamiento.	126
Aprendizaje 12.	128
Lectura: Diferencias entre los compuestos.	128
Actividad de reforzamiento.	129
Aprendizaje 13.	130
Actividad experimental (para hacer en casa).	130
Actividad de reforzamiento (cuestionario).	131
Aprendizaje 14.	132
Actividad de reforzamiento.	132
Problema: La combustión como causa de la contaminación del aire.	132
Problema: El efecto invernadero.	133
Problema: El cambio climático.	133
Problema: La lluvia ácida.	134
Autoevaluación del aprendizaje	135
Respuestas de la autoevaluación del aprendizaje.	150
Fuentes consultadas	151
Sitios web	151
Fuentes consultadas y sitios Web de las figuras.	152

INTRODUCCIÓN

La presente guía está basada en el Programa de Química I vigente (2016) y fue elaborada considerando sus dos unidades:

Unidad 1. Agua, sustancia indispensable para la vida.

Unidad 2. Oxígeno, sustancia activa del aire.

Este material tiene como principal objetivo ser un apoyo en la preparación del examen extraordinario, para lo cual contiene los siguientes puntos:

- Aprendizajes esperados.
- Desarrollo de las temáticas.
- Ejemplos ilustrativos.
- Actividades de reforzamiento.
- Ejercicios finales de autoevaluación por unidad.
- Fuentes consultadas.

INTRUCCIONES PARA EL USO DE LA GUÍA

En la guía encontrarás aprendizajes, temas y conceptos que se revisan a lo largo de un semestre, por lo que es necesario que organices tus actividades en un tiempo destinado para estudiar, por lo que te sugerimos:

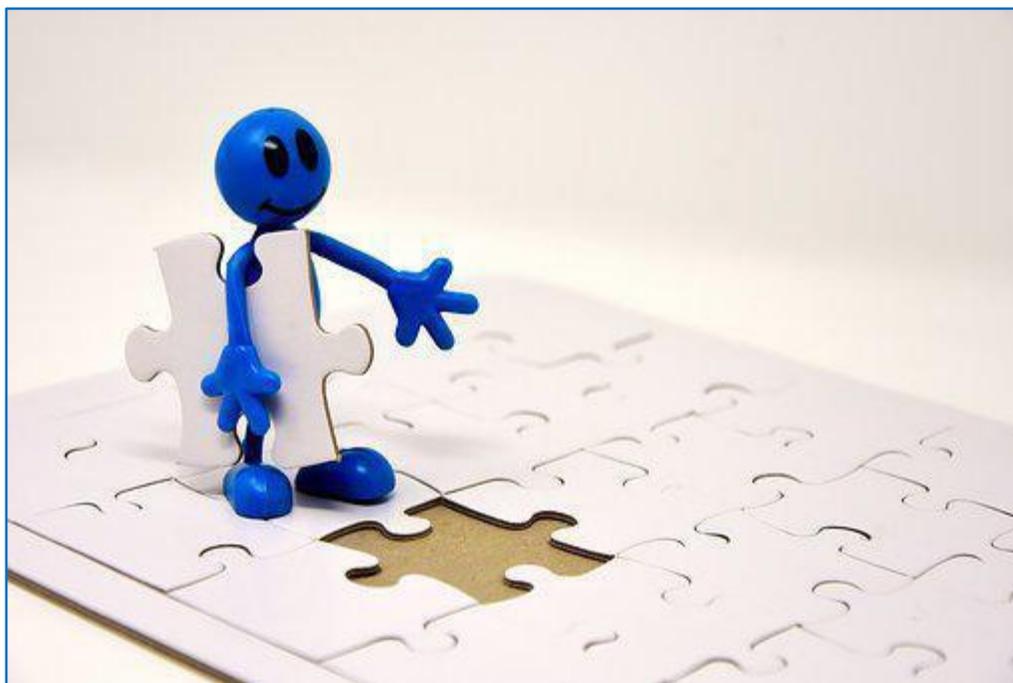
- 1.- Leer la información proporcionada, si es necesario realizar notas sobre cada tema revisado con la finalidad de reforzar los aprendizajes revisados.
- 2.- Contestar de manera ordenada y sistemática cada una de las actividades de reforzamiento que están basadas en el contenido de la guía.
- 3.- Revisar tus respuestas con la finalidad de detectar el nivel de avance que llevas.
- 4.- Una vez que hayas terminado de estudiar todos los temas de la guía y completado las actividades de reforzamiento, será momento de realizar la autoevaluación del aprendizaje, así te darás cuenta de tus fortalezas y debilidades.

Nota: Se trata de una autoevaluación del aprendizaje, eso no significa que el examen extraordinario sea igual o del mismo tipo de preguntas.

5.- Es importante resolver la guía y asistir a sesiones de asesoría para aclarar dudas que se te presenten.

6.- El día del examen deberás presentar la guía resuelta y sellada por la Coordinación del Área de Ciencias Experimentales, ya que es requisito para tener derecho a presentar el examen extraordinario.

Los profesores autores de este material deseamos que, con disciplina y constancia, alcances el éxito.



Unidad 1.

Agua, sustancia indispensable para la vida.



Presentación de la unidad.

La primera unidad de Química I tiene como eje principal el estudio del agua, una sustancia tan común para nosotros, cuyas propiedades únicas la hacen imprescindible para la vida.

Comenzamos al identificar los diversos usos del agua, para luego adentrarnos en el modelo corpuscular de la materia como una primera aproximación para explicar su singular comportamiento; posteriormente se revisa la capacidad disolvente del agua y las mezclas que se llegan a generar, así como las diferentes técnicas de separación; la unidad continúa con el estudio del agua como un compuesto químico, introduciendo nuevos modelos, como el de Dalton y Bohr, para ampliar la explicación, y, finalmente, la unidad cierra con la relación de la estructura del agua y sus propiedades con el clima y los organismos.

Propósito general

Al finalizar la unidad, el alumno: Comprenderá las propiedades físicas y químicas del agua que la hacen un compuesto indispensable para la vida, relacionará esas propiedades con su estructura y composición, con los modelos que las explican, para valorar su uso y asumir una actitud responsable y crítica frente al potencial agotamiento del agua disponible, a través del trabajo individual, cooperativo de indagación experimental y documental.

Temáticas

Las temáticas que se revisan son: Las propiedades generales del agua y la naturaleza corpuscular de la materia, la capacidad disolvente del agua y las mezclas, el agua como compuesto y la relación de la estructura del agua y sus funciones en la naturaleza.

UNIDAD 1. AGUA, SUSTANCIA INDISPENSABLE PARA LA VIDA.

PROPIEDADES GENERALES DEL AGUA Y NATURALEZA CORPUSCULAR DE LA MATERIA.

Aprendizaje 1. Identifica usos del agua en la vida cotidiana y en la naturaleza, al reflexionar acerca de su importancia.

Clara, incolora, insabora e inodora.

Clara, incolora, insabora e inodora, el agua es engañosamente simple en estructura. Sin embargo, a pesar de su simplicidad, el comportamiento del agua y su interrelación con el planeta azul son maravillosamente complejos. Cada organismo está compuesto principalmente de agua. Aproximadamente, el cuerpo humano contiene un 70% de agua, un cactus casi el 90%. Considerada el disolvente universal, el agua acarrea nutrientes a las células de las plantas y animales y elimina desperdicios.

El agua es parte esencial del ser humano y la vida en general de nuestro planeta, la importancia que tiene este líquido va más allá de entender que es vital para la vida, sino también para realizar las distintas actividades del ser humano para su subsistencia.

La importancia del agua para el ser humano no solo está en su uso cotidiano como lavar trastes, aseo personal, riego de plantas, etcétera. Existen actividades en las que el agua es muy importante y donde se convierte en un recurso económico e industrial.



Actividad de Reforzamiento.

Reflexiona y responde las siguientes preguntas:

1. ¿Existe alguna otra sustancia con la que puedas asear tu casa?

2. ¿Con qué otra sustancia podrías lavar tus manos después de jugar al baloncesto?

3. ¿Qué pasaría si hubiera escasez de agua en tu comunidad, por una semana?

4. Da un ejemplo, del agua como recurso industrial.

Aprendizaje 2. Observa el agua en sus tres estados de agregación y los cambios entre estos al modificar la temperatura, con orden y responsabilidad, para comprender la naturaleza corpuscular de la materia.

Sólido, líquido y gaseoso.

El agua es el compuesto más común en la Tierra, se encuentra en los arroyos, lagos y océanos en estado líquido, en las nubes en estado gaseoso, y en el hielo y la nieve, en estado sólido como se aprecia en la Figura 1.



Figura 1. Estados de agregación del agua

https://d3ladlips13i2n.cloudfront.net/recursos/140/4485865/imagen_1_1556858007.jpg

Para la explicación de la materia y sus cambios de estado, se considera que está formada de partículas muy pequeñas llamadas también corpúsculos (esferas) y éstos a su vez están distribuidos de diferente forma de acuerdo en el estado de agregación en que se encuentra el material, observa la figura 2 y te darás cuenta que los corpúsculos en el estado sólido se encuentran bastante unidos, como en la nieve de una montaña; en el estado líquido se encuentran más dispersos, tal como en el agua de un río y en el estado gaseosos están muy separados entre sí, formando las nubes.

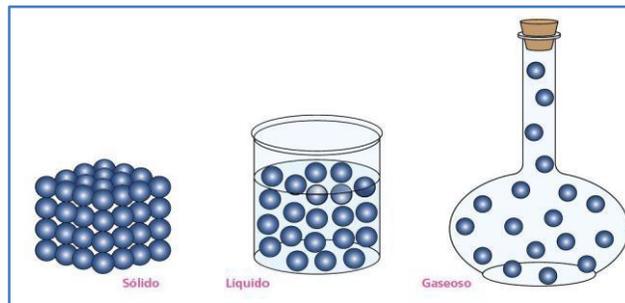


Figura 2. Corpúsculos en los estados de agregación de la materia.

<https://www.abc.com.py/resizer/CpEvADhOiZb9Wa93x3czrVS769U=/fit-in/1200x1080/smart/arc-anglerfish-arc2-prod-abccolor.s3.amazonaws.com/public/GVAT2HXCF5GM3JTL P3URQKQFTM.jpg>

Ahora bien, continuando con el tema del agua, es necesario que sepas que esta sustancia está formada por un conjunto de moléculas, representadas de la siguiente manera, Figura 3, cada molécula está formada por un átomo de oxígeno y dos átomos de hidrógeno, esto se verá a detalle más adelante, por lo pronto, observa la estructura de la molécula.

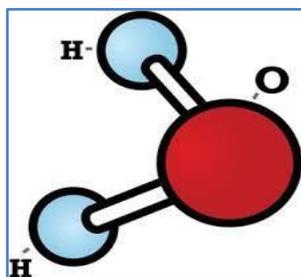


Figura 3. Molécula del agua

<https://encrypted-tbn0.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcQwOhE0zM3d7MTgg1i8aYua1NzCUngOcl4vLQ&usqp=CAU>

Entonces, cuando hablamos de un cubo de hielo, estamos considerando muchas moléculas de agua extremadamente juntas, como se aprecia en la figura 4a), en el caso de una gota de agua líquida b), las moléculas de agua estarán más separadas y en el caso del vapor de agua c), las moléculas se mueven con mayor rapidez.

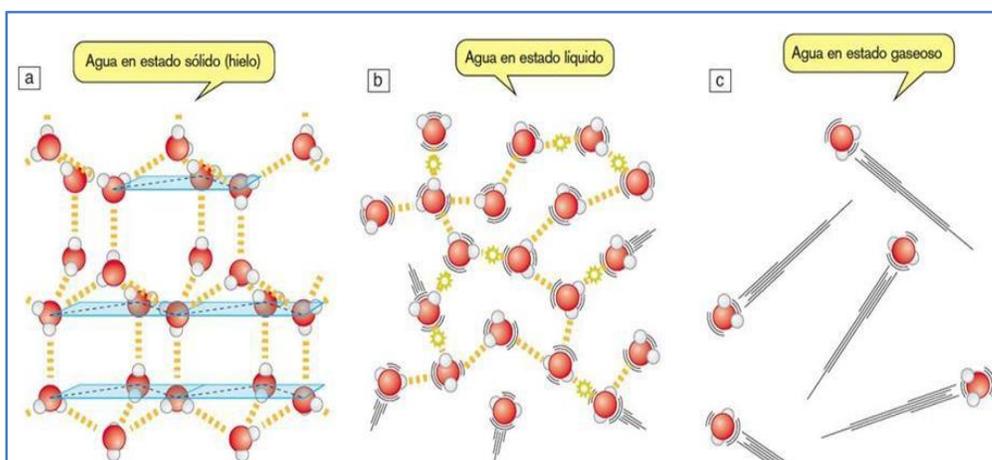


Figura 4. Moléculas de agua en los diferentes estados de agregación

<https://docplayer.es/docs-images/85/91894664/images/39-0.jpg>

El agua es un líquido a temperatura ambiente con un punto de ebullición bastante alto (de 100 °C). Ningún otro compuesto con una masa molar similar está cerca de emular este punto de ebullición.

Al aumentar la temperatura, las partículas de agua se mueven con mayor rapidez, se liberan, y entonces el agua en estado líquido pasará a estado gaseoso, lo que conocemos como vapor de agua, es por ello que este cambio de fase exige una cantidad sustancial de energía térmica y vuelve alto el punto de ebullición del agua, 100 °C.

El agua tiene otra propiedad inusual: las moléculas de agua se expanden cuando disminuye la temperatura (se congela), prácticamente todos los demás

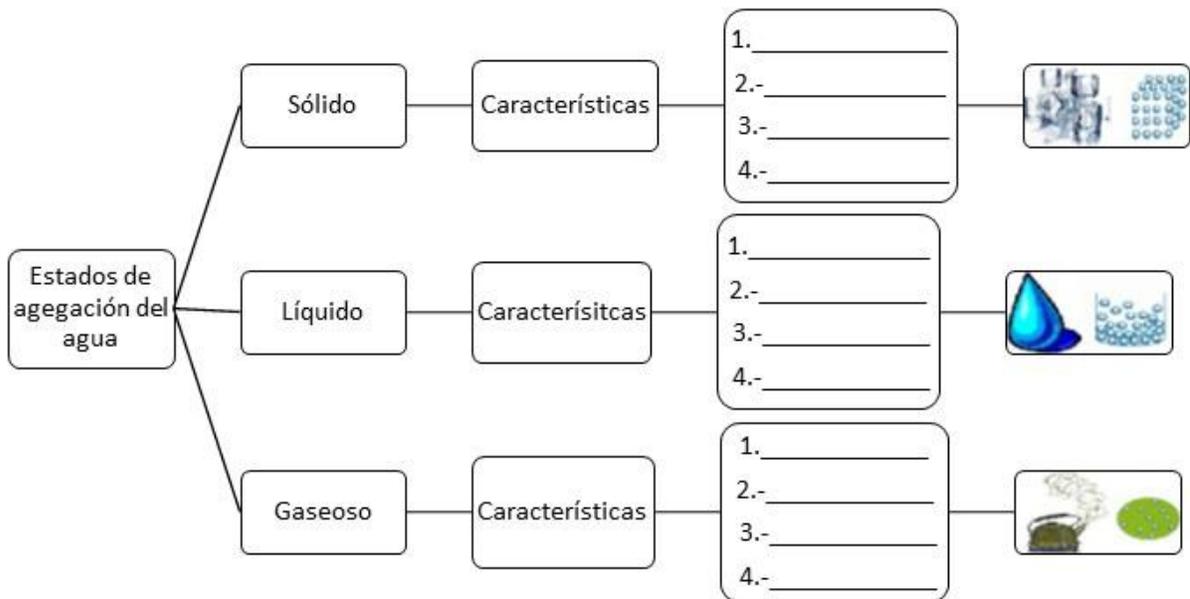
líquidos se contraen en este proceso, esta propiedad se relaciona con la estructura cristalina del hielo.

En esta estructura, los espacios hexagonales abiertos forman moléculas de agua ligeramente más separadas en promedio de lo que están en el agua líquida. Por esta razón, el hielo ocupa un volumen mayor que el agua de la cual se formó. Las consecuencias de esta propiedad aparentemente sencilla son significativas. La densidad es más baja en el hielo en relación con la del agua líquida, debido a estos espacios hexagonales, por lo que hace que el hielo flote en lugar de hundirse. Como resultado tenemos icebergs y no fondos del océano helados. En invierno, una capa relativamente delgada de hielo sobre la superficie de un lago aísla el agua debajo del congelamiento, y permite que la vida marina sobreviva en el invierno. Si el hielo se hundiera, todos los lagos podrían congelarse y anular la vida marina.



Actividad de reforzamiento.

Investiga y complete el siguiente cuadro con las características de los estados de agregación del agua.



Aprendizaje 3. Relaciona la observación del fenómeno de difusión de un líquido en agua, con la existencia de partículas en movimiento en la materia.

Difusión de una sustancia en otra.

El proceso de difusión es la mezcla gradual de una sustancia en otra, puede ser la unión de una sustancia sólida, líquida o gaseosa en agua. Una sustancia está formada de partículas y en virtud de sus propiedades cinéticas la difusión constituye una demostración directa del movimiento aleatorio de los corpúsculos. La difusión siempre procede de una región de mayor concentración a otra menos concentrada. A pesar de que las velocidades de partículas son muy grandes, el proceso de difusión toma un tiempo relativamente grande para completarse. La razón es que una molécula experimenta numerosas colisiones mientras se está moviendo desde un extremo al otro. En la figura 5 se aprecia el proceso de difusión de los corpúsculos y el movimiento de éstos hasta mezclarse perfectamente en la otra sustancia.

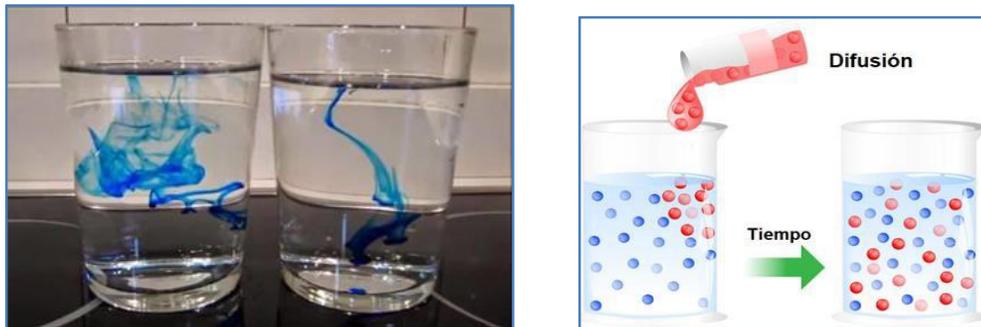


Figura 5. Imagen izquierda, muestra un líquido difundiéndose en otro a nivel macroscópico, imagen derecha, muestra el proceso de difusión a nivel partícula al transcurrir el tiempo.

<https://thumbs.dreamstime.com/b/difusi%25C3%25B3n-67389132.jpg&imgrefurl=>

También se puede difundir un gas en un líquido o un gas en otro gas, tal como se aprecia en la figura 6, se muestra un recipiente con una sustancia gaseosa A (esferas claras), que se difunde en una sustancia gaseosa B (esferas oscuras), entonces se dice que la sustancia A se difunde en la sustancia B, es decir se difunde de un área de menor a mayor concentración, siendo un proceso más rápido debido a la velocidad de choques entre las partículas de los gases.

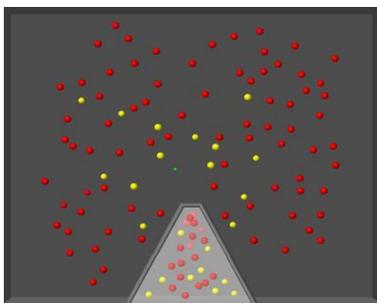


Figura 6. Difusión de un gas en otro gas.

https://www.uv.es/quimicajmol/simulaciones/indice_estructuras/difusion/index.html

Actividad de reforzamiento.



Resuelve el siguiente problema. En el laboratorio se colocó:

- 1) Un vaso con agua y se adiciona una gota de tinta.
- 2) En un vaso vacío se adiciona una gota de perfume.

¿En cuál vaso ocurre la difusión más rápidamente? argumenta a qué se debe.

Aprendizaje 4. Reconoce la importancia del uso de modelos en el estudio de la química al hacer uso de ellos al representar con esferas (corpúsculos) los diferentes estados de agregación del agua.

Modelos Científicos.

Para una mejor comprensión del estudio de la materia, generalmente partimos de la observación de su comportamiento, lo que nuestros ojos alcanzan a apreciar, es lo que se define como nivel macroscópico.

Pero el comportamiento de la materia está determinado por su estructura interna, que no podemos ver por las limitaciones de nuestro sentido de la vista, es decir, para comprender el comportamiento de la materia y sus propiedades debemos conocer su estructura interna, partiendo de la organización de partículas diminutas que no podemos ver ni con el microscopio más potente, lo que se conoce como nivel microscópico, razón por la cual nos apoyamos en el estudio de modelos científicos.

Un modelo se define como la representación de la realidad, generalmente es algo que puedes ver y manipular, como los modelos de automóviles y aviones o el modelo a escala de una casa. En los modelos científicos se emplean objetos tangibles o imágenes para representar procesos invisibles a nuestros ojos, por ejemplo, las partículas invisibles de un gas se pueden representar como bolas de billar o canicas, o bien como puntos o círculos en un papel, como lo hicimos en los aprendizajes anteriores.

Para comprender el comportamiento del agua, sus cambios de estado y el fenómeno de difusión, estudiaremos el modelo cinético corpuscular, el cual se rige bajo los siguientes postulados:

- La materia está formada por pequeñas partículas o corpúsculos.
- Las partículas se encuentran en constante movimiento.
- Entre las partículas existen fuerzas de cohesión y de repulsión.
- Las fuerzas de cohesión mantienen a las partículas unidas entre sí y las de repulsión las mantienen separadas.

A partir del modelo cinético corpuscular se explican los estados de agregación de la materia:

- Las partículas de los materiales líquidos se mueven con mayor velocidad que en los sólidos.
- Las partículas de los gases tienen mayor libertad de movimiento que los líquidos o los sólidos.
- La fuerza de cohesión entre las partículas de un sólido es mayor que la presentada en las partículas de un líquido o un gas, de tal manera que, a nivel macroscópico, el estado sólido presenta un volumen definido, tal como se aprecia en la figura 7.

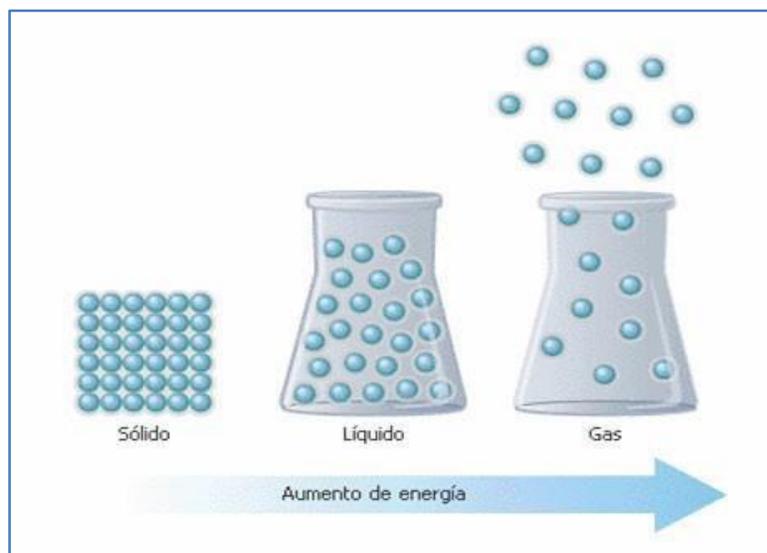


Figura 7. Representación de los estados de agregación de la materia a nivel partícula
<https://www.massscience.com/2015/12/28/solo-hay-3-estados-o-fases-de-la-materia/>



Actividad de reforzamiento.

Diseña con esferas (plastilina, gomitas o bombones) los tres estados de agregación del agua, toma una foto y pégala.

Estado líquido	Estado sólido	Estado gaseoso

LA CAPACIDAD DISOLVENTE DEL AGUA Y LAS MEZCLAS

Aprendizaje 5. Reconoce con experimentos la capacidad disolvente del agua, con la formulación de las hipótesis correspondientes, la aplicación de su capacidad de análisis, síntesis, comunicación oral y escrita al trabajar en grupos cooperativos.

Capacidad disolvente del agua.

El agua es un ejemplo de las sustancias conocidas como compuestos. Un compuesto químico se define como una sustancia pura que está formada de átomos de dos o más elementos que se encuentran unidos en una combinación fija y característica. El agua contiene precisamente dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno (H_2O), nunca cualquier otra combinación.

El agua es el líquido que más sustancias disuelve, por eso se le conoce como el disolvente universal. Seguramente has hecho muchas mezclas con agua, tal vez una limonada, un té, un café, una sopa, etc. y has observado cómo se disuelve, entonces ya has visto las propiedades disolventes del agua en tu vida cotidiana. En ese caso, el agua, es el disolvente, porque es la sustancia que puede disolver otras sustancias y se encuentra en mayor proporción en la mezcla, mientras que las sustancias que se encuentran en menor cantidad se les conoce como solutos.

Una mezcla homogénea de disolvente y soluto se llama disolución, en este tipo de mezcla no se pueden distinguir sus componentes a simple vista. Buena parte de la química de la vida se lleva a cabo en disoluciones acuosas, es decir, disoluciones en las que el agua es el disolvente.

Por ejemplo, las moléculas de agua pueden disolver sustancias salinas como el cloruro de sodio, que se disocian formando disoluciones iónicas, como se observa en la Figura 8. Las fuerzas de atracción entre las partículas de sal y de agua, son tan intensas, que las partículas del cloruro de sodio se separan venciendo las fuerzas que las mantienen unidas formando el sólido. Entonces se mezclan con las moléculas de agua y las fuerzas de atracción que existen entre ellas (agua y sal) les permiten permanecer mezcladas.

El cloruro de sodio (NaCl) se disuelve fácilmente en agua porque se disocia en lo que se conoce como iones y la atracción entre los iones de la sal (Na^+ y Cl^-) y las moléculas polares del agua es mayor que la fuerza de atracción de la red cristalina del NaCl. Estas interacciones entre el soluto (cloruro de sodio) y el disolvente (agua) se denomina solvatación. En el caso particular, en que el disolvente es agua, se conoce como hidratación.

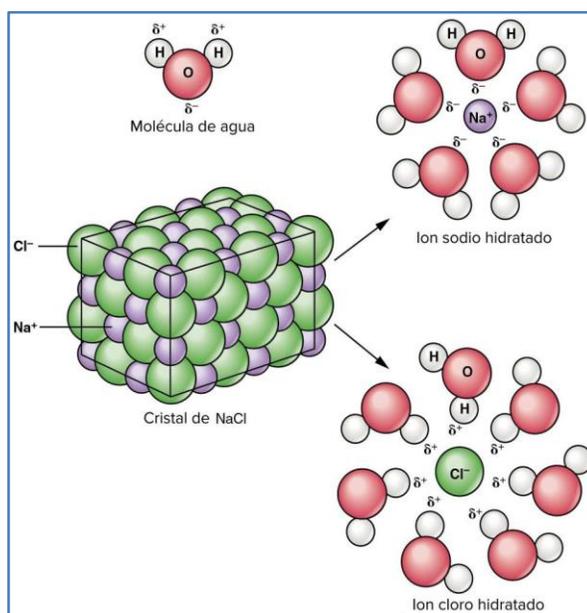


Figura 8. Disociación iónica o solvatación: ejemplo, cloruro de sodio en agua
https://portalacademico.cch.unam.mx/materiales/prof/matdidac/sitro/exp/quim/quim2/quimllvallejo/mtodo_de_aprendizaje_a5.html

Hay otras sustancias que también son disueltas por el agua, como el azúcar que adiciones a tu café, las cuales se explicarán más adelante.

Debido a que el agua disuelve una gran cantidad de sustancias se le conoce como el disolvente universal, es un medio esencial para transportar los nutrientes vitales. Sin embargo, el agua también puede transportar muchas sustancias perjudiciales para la vida, como por ejemplo los plaguicidas. El poder disolvente del agua la hace un poderoso agente de limpieza, pero también favorece la contaminación de nuestro suministro esencial de agua. Esta propiedad del agua de formar mezclas se conoce como capacidad disolvente del agua.

Actividad de reforzamiento.



1. En el siguiente cuadro, representa por medio de un dibujo el proceso de solvatación de la sal cloruro de potasio (KCl), en agua.

Aprendizaje 6. Reconoce la abundancia de las mezclas en el entorno cotidiano al observar diferentes materiales y la presencia del agua en gran cantidad de mezclas.

Mezclas en la vida cotidiana.

La capacidad disolvente del agua favorece la formación de mezclas. La mayoría de los materiales con los que tenemos contacto diariamente son mezclas de sustancias puras. La madera, el papel, la gasolina, los perfumes, el vino, la tierra y el aire son mezclas; algunas como el agua de mar son llamadas disoluciones, las mezclas se pueden encontrar en un estado de agregación diferente al comienzo del proceso de disolución y experimentar una transición de fase.

Cuando el disolvente es el agua, a las disoluciones que se forman se les llama disoluciones acuosas. La gran capacidad de disolución del agua es muy importante en la vida cotidiana, prácticamente todo lo que se bebe está en disolución acuosa: el té, los jarabes, el agua mineral, el agua potable, los refrescos y las bebidas deportivas son disoluciones acuosas.

En una disolución, la sustancia que se disuelve es el soluto, es decir, es el que se reparte o se dispersa en otra sustancia llamada disolvente.



Actividad de reforzamiento.

1. Investiga las definiciones de los siguientes conceptos y coloca un ejemplo de cada uno.

- a) Mezcla

- b) Disolución

- c) Disolvente

- d) Solute

e) Sustancia pura

f) Elemento

g) Compuesto

2. Enlista 10 productos que utilices de manera cotidiana en tu casa, incluyendo productos alimenticios, de limpieza, medicamentos, etc. Luego indica cuáles son mezclas y cuáles son sustancias puras dentro de las cuales se encuentran los elementos y compuestos.

	Producto	Mezcla	Sustancia pura	
			Elemento	Compuesto
1				
2				
3				
4				
5				
6				
7				
8				
9				
10				

Aprendizaje 7. Clasifica a las mezclas en heterogéneas y homogéneas e incluye dentro de éstas últimas a las disoluciones.

Mezclas homogéneas y heterogéneas.

Una mezcla tiene características fundamentales: su composición es variable, sus componentes no reaccionan entre sí y está compuesta por más de una sustancia. Las mezclas se dividen en homogéneas y heterogéneas. Las mezclas homogéneas, también llamadas disoluciones, se presentan en una sola fase. Una fase es la región de un sistema químico que presenta sustancias con características físicas y químicas definidas.

El agua de mar es un ejemplo de mezcla homogénea, en la que están disueltas sales como el cloruro de magnesio ($MgCl_2$), cloruro de sodio ($NaCl$) y cloruro de calcio ($CaCl_2$). Aunque las disoluciones líquidas son las más comunes, recordemos que el aire es una disolución homogénea formada por varios gases, y que las aleaciones son disoluciones de sólidos en sólidos, por ejemplo, las amalgamas que usan los dentistas o el bronce, formado por cobre y zinc.

Las mezclas heterogéneas presentan varias regiones, es decir, tienen dos o más fases con propiedades diferentes, las cuales dependen, a su vez, de las propiedades de cada componente. Una mezcla de agua con aceite, al igual que la mezcla de arena con azúcar, presenta dos fases. En ésta última, los granos de arena y los cristales de azúcar se distinguen por medio de una lupa, y pueden separarse sin que haya un cambio químico, basta con lavar la mezcla con agua suficiente para que el azúcar se disuelva.



Actividad de reforzamiento.

Escribe si cada una de las siguientes mezclas es homogénea o heterogénea.

Mezcla	Tipo de mezcla
Sal disuelta en agua	
Refresco	
Vinagreta	
Aire	
Papel	
Petróleo	
Vino tinto	
Agua con hielo y aceite	
Anestésicos	
Perfume	

Aprendizaje 8. Reconoce la importancia de la proporción del soluto y el disolvente dentro de disoluciones utilizadas en la vida cotidiana al expresar su concentración en porcentaje en masa y porcentaje en volumen.

Importancia de la formulación.

Todo el tiempo estamos en contacto con una gran cantidad de mezclas. El agua potable con la que nos bañamos, la pasta dentífrica que usamos, la taza de café o el vaso de leche con chocolate que bebemos, el analgésico que tomamos contra el dolor de cabeza, y así sucesivamente durante las actividades diarias.

Todas las mezclas mencionadas tienen ingredientes específicos, los cuales se encuentran en determinadas concentraciones. Por ejemplo, el agua potable contiene cierta cantidad de cloro en partes por millón (ppm), la pasta dentífrica está elaborada con cantidades específicas de los ingredientes que la componen, al prepararte una taza de café o el vaso de leche con chocolate regularmente utilizas las mismas proporciones, al igual que el analgésico que empleamos tiene una determinada concentración de sus componentes. Las propiedades de las mezclas que usamos como color, sabor, densidad, punto de fusión y ebullición dependen de las cantidades que pongamos de las diferentes sustancias que la forman.

Es decir, las propiedades de las mezclas dependen exclusivamente de la concentración. La concentración de una mezcla como la disolución puede expresarse de diferentes formas. Algunas veces se expresa en % masa o en % volumen de soluto contenido en la disolución. Recuerda que el disolvente, es la sustancia que puede disolver otras sustancias y se encuentra en mayor proporción en la mezcla, mientras que las sustancias que se encuentran en menor cantidad se les conoce como solutos.

La expresión para calcular el % en masa de un soluto en una disolución es la siguiente:

$$\% \text{ masa} = \frac{\text{masa del soluto (g)} * 100}{\text{masa de disolución (g)}}$$

masa de disolución = masa de soluto + masa de disolvente

Un ejemplo de su aplicación podría ser cuando se pregunta ¿Qué porcentaje en masa de sal tendrá un suero salino preparado en la farmacia con 25 g de sal y 80 g de agua? Sigue la secuencia de pasos para llegar al resultado:

1. Identifica los datos, en este caso, conocemos la masa del soluto que son 25 g de sal y la masa del disolvente 80 g de agua y quieres conocer el porcentaje en masa del soluto dentro de la disolución.

2. Escribe la fórmula que corresponda, en este caso % masa.
3. Sustituye los datos en la fórmula y si es necesario realiza el despeje de esta sencilla fórmula.
4. Realiza las operaciones matemáticas necesarias, no olvides colocar las unidades en este caso son gramos (g).
5. Finalmente obtén el resultado, recuerda expresarlo correctamente, junto a sus unidades en este caso es porcentaje.

1.Datos	2.Fórmula	3.Sustitución	4.Operación	5.Resultado
$\% m = X$ m soluto= 25 g m disolvente = 80 g	$\% m = \frac{\text{masa del soluto} * 100}{\text{masa de disolución}}$	$\% m = \frac{25 \text{ g} * 100}{25 \text{ g} + 80 \text{ g}}$	$\% m = \frac{2500 \text{ g}}{105 \text{ g}}$	$\% m = 23.8 \%$ de sal en el suero

La expresión para calcular el % en volumen de un soluto en una disolución es:

$$\% \text{volumen} = \frac{\text{volumen del soluto} * 100}{\text{volumen de disolución}}$$

volumen de disolución= volumen del soluto + volumen del disolvente

Tenemos el siguiente ejemplo de un cálculo % volumen. Una botella de tequila contiene un volumen de 950 mL. En la etiqueta dice tener un 34% de volumen en alcohol. Calcula el volumen de alcohol contenido.

Sigue la secuencia de pasos para llegar al resultado:

- 1) Identifica los datos, en este caso conoces el % volumen y el volumen de la disolución, es decir, el volumen de la mezcla y quieres conocer el volumen de soluto.
- 2) Escribe la fórmula que corresponda, en este caso % volumen.
- 3) Sustituye los datos en la fórmula, en este caso necesitas realizar un despeje de esta sencilla fórmula, es decir dejar X a un lado de la ecuación, ya que representa el soluto.
- 4) Realiza las operaciones matemáticas necesarias, no olvides colocar las unidades en este caso son mililitros (mL).
- 5) Finalmente obtén el resultado, recuerda expresarlo correctamente, junto a sus unidades.

1. Datos	2.Fórmula	3.Sustitución y despeje	4. Operación	5.Resultado
% v = 34% v soluto= X v disolución = 950 mL	$\% v = \frac{\text{volumen del soluto}}{\text{volumen de disolución}} * 100$	$34\% = \frac{X * 100}{950 \text{ mL}}$ $34\% * 950 \text{ mL} = X * 100$ $\frac{34\% * 950 \text{ mL}}{100 \%} = X$	$X = \frac{32300 \text{ mL}}{100}$	X= 323 mL de alcohol

X= v soluto = 323 mL de alcohol en la botella de tequila, lo cual indica que en 950 mL de tequila hay 323 mL de alcohol.



Actividad de reforzamiento.

1. Escribe la fórmula que corresponda a cada uno de los siguientes enunciados:

La concentración (%) que se reporta en gramos de soluto presentes en 100 g de disolución:	La concentración (%) que se reporta en mililitros de soluto presentes en 100 mL de disolución:

2. En cada uno de los siguientes ejercicios identifica el soluto y el disolvente, luego calcula lo que se pide.

a) ¿Cuál es la concentración, expresada como porcentaje de una disolución, formada por 70 gramos de agua y 5.5 gramos de yoduro de potasio (KI)?

b) Calcular la concentración, expresada como porcentaje, de una disolución formada por 105 mL de agua y 15 ml de glicerina.

c) Una disolución de alcohol etílico (C_2H_5OH) en agua se preparó al 8%. ¿Cuántos mililitros de alcohol están disueltos en 1,693 mililitros de agua?

d) Calcular la concentración de una disolución cuando se disuelven 9.5 gramos de nitrato de calcio ($Ca(NO_3)_2$) en 180 gramos de agua

e) ¿Cuántos gramos de agua se deben agregar a 255 g de cloruro de sodio (NaCl) para obtener una disolución acuosa al 15% de la sal?

Aprendizaje 9. Aplica el fundamento teórico de diferentes técnicas de separación de mezclas al purificar muestras de agua contaminada con sólidos solubles e insolubles.

Métodos de separación de mezclas.

Como se ha mencionado, una mezcla es la unión física de dos o más sustancias (elementos o compuestos) que al hacerlo conservan sus propiedades individuales. La composición de las mezclas es variable y sus componentes podrán separarse por métodos físicos o mecánicos.

Se conoce como métodos de separación de mezclas a los distintos procedimientos físicos que permiten separar dos o más componentes de una mezcla.

Los componentes de la mezcla conservan su identidad y sus propiedades químicas luego de la separación.

Ejemplos de métodos de separación son: la evaporación, filtración, decantación, imantación, destilación, etc., se emplea de acuerdo a las características de la mezcla que se desea separar.



Actividad de reforzamiento.

1. Investiga y completa la siguiente tabla, guíate con el ejemplo.

Método	Propiedad de la materia en que se fundamenta	¿Cuál es el fundamento?	Ejemplo de tipo de mezcla que puede separar
Decantación	Diferencia de solubilidad		Agua-arena
Filtración			
Centrifugación			

Cristalización			
Evaporación			
Sublimación			
Imantación			
Solubilidad			
Destilación			

2. Describe los métodos de separación que utilizarías para obtener cada uno de los componentes de las siguientes mezclas. Es importante que menciones el orden de aplicación de cada método y que vas obteniendo en cada uno de ellos.

1. virutas de hierro, agua y cloruro de sodio.
2. agua, aceite y cal.
3. gasolina, sal y azufre.
4. agua, alcohol y cal.
5. gasolina, agua, virutas de hierro.

Aprendizaje 10. Explica las diferencias entre mezcla y compuesto a nivel macroscópico, con énfasis en las propiedades características, mediante la búsqueda de información y el análisis de semejanzas y diferencias entre las definiciones.

Mezcla y compuesto.

Una mezcla resulta de la combinación de dos o más sustancias que pueden ser elementos o compuestos, donde la identidad básica de cada una no se altera,

es decir, no pierden sus propiedades y características por el hecho de mezclarse, porque al hacerlo no ocurre ninguna reacción química. Las mezclas se separan por métodos físicos, como se ha mencionado anteriormente.

Por otro lado, los compuestos son sustancias formadas por la unión de dos o más elementos de la tabla periódica en proporciones fijas. Una característica de los compuestos es que poseen una fórmula química que describe los diferentes elementos que forman al compuesto y su proporción. Los métodos físicos no pueden separar un compuesto, éstos sólo pueden ser separados en sustancias más simples por métodos químicos, es decir, mediante reacciones químicas.



Actividad de reforzamiento.

Realiza un diagrama de Venn donde identifiques las semejanzas y diferencias entre mezclas y compuestos.

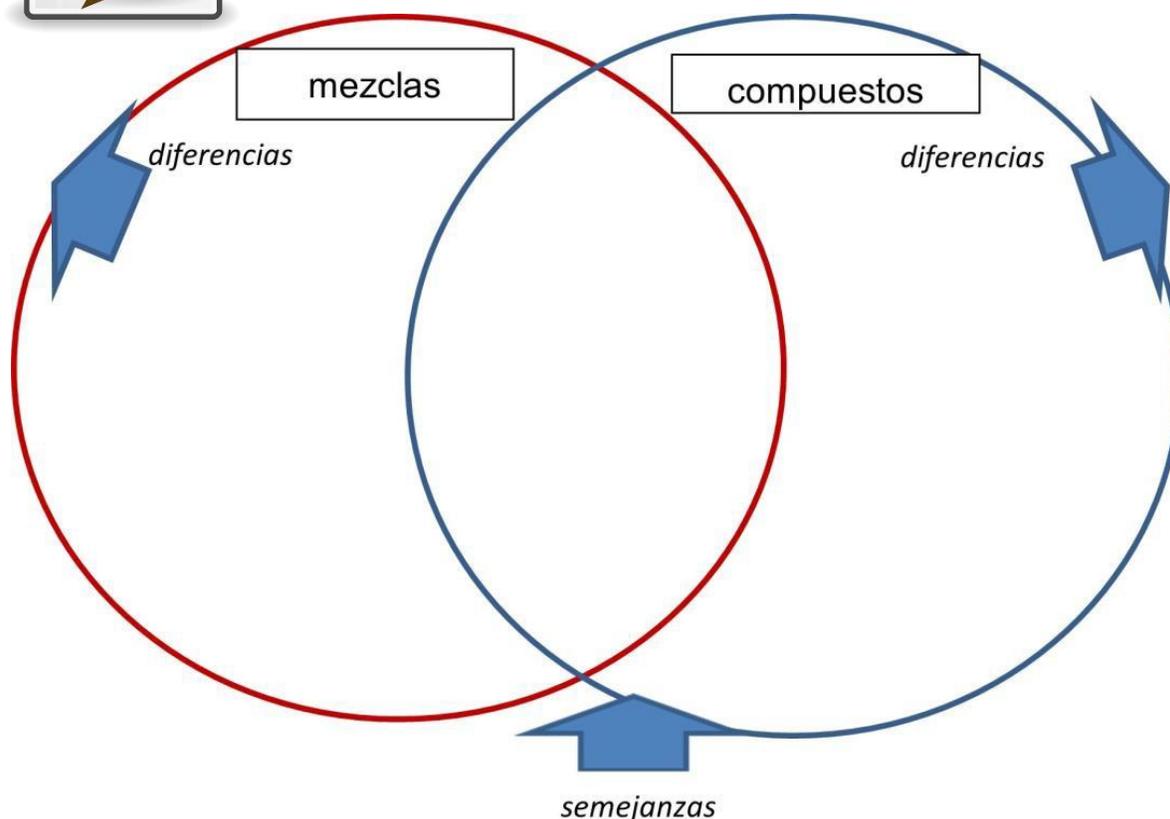


Figura 9. Semejanzas y diferencias de mezclas y compuestos
Tomado de: Morales L. A. (2016)

Aprendizaje 11. Representa con dibujos las partículas o corpúsculos que constituyen un compuesto, un elemento y una mezcla.

Representación de elementos, compuestos y mezclas a través de modelos.

Como ya se ha visto, la química es la ciencia que estudia la estructura y comportamiento de la materia. Ésta última integra todas las cosas que te rodean, los materiales con los que fue construida tu casa, tus útiles escolares, tu ropa, tu teléfono celular, tus alimentos, e incluso tu cuerpo, están conformados de materia.

Para comprender el concepto de materia, generalmente partimos de la observación de su comportamiento, lo que nuestros ojos alcanzan a apreciar, es lo que se define como nivel macroscópico. Pero el comportamiento de la materia está determinado por su estructura interna, que no podemos ver por las limitaciones de nuestros ojos, por ello, debemos apoyarnos en el manejo de modelos científicos, para comprender el nivel microscópico.

A continuación, te presentamos un esquema el cual muestra un resumen de lo visto en las secciones anteriores, que tiene como punto de partida la materia, su clasificación en sustancias y mezclas, así como una breve descripción de estos conceptos básicos, finalmente se presentan los modelos que te permitirán comprender de forma esquemática como está conformada la estructura interna de la materia.

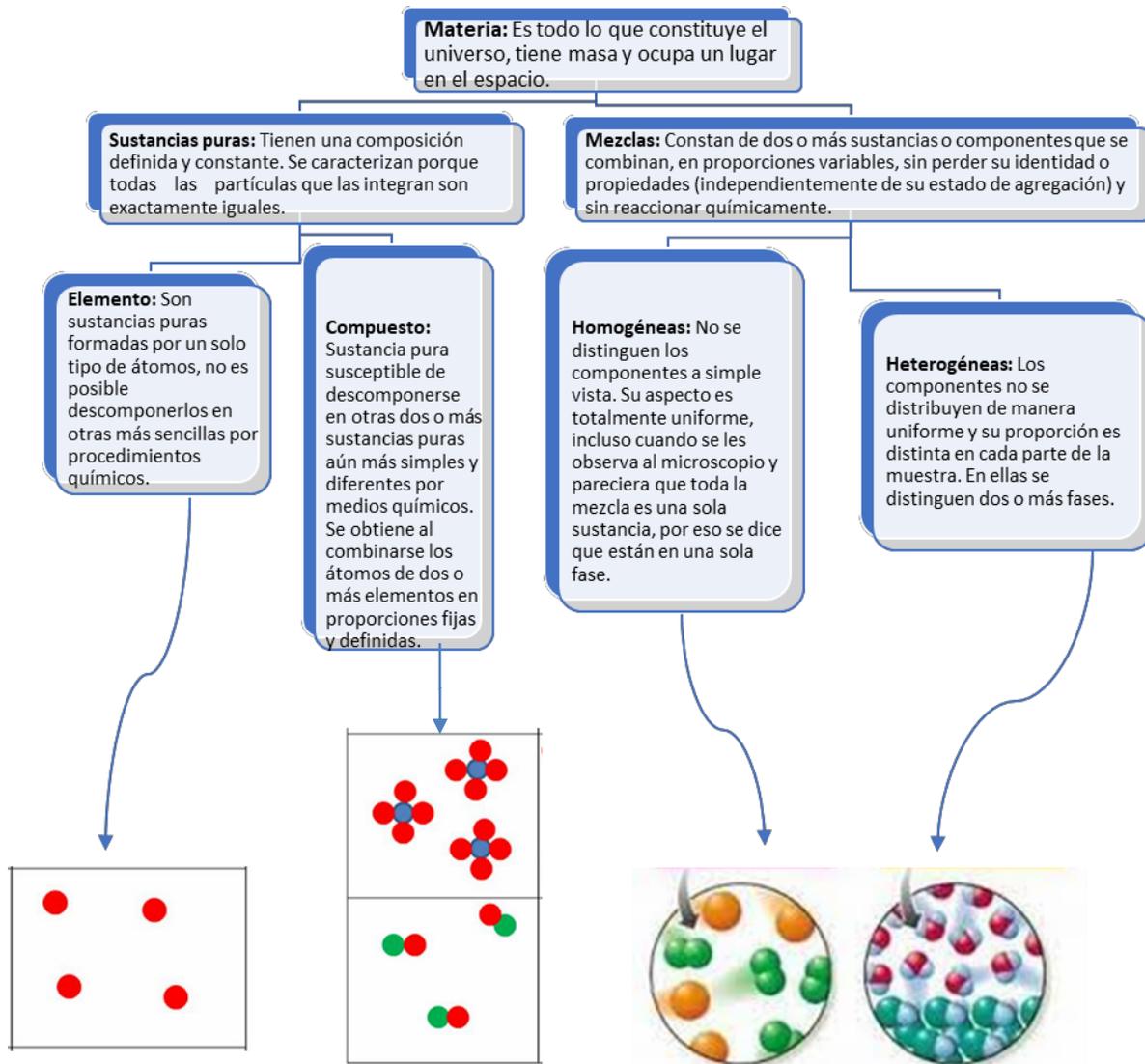
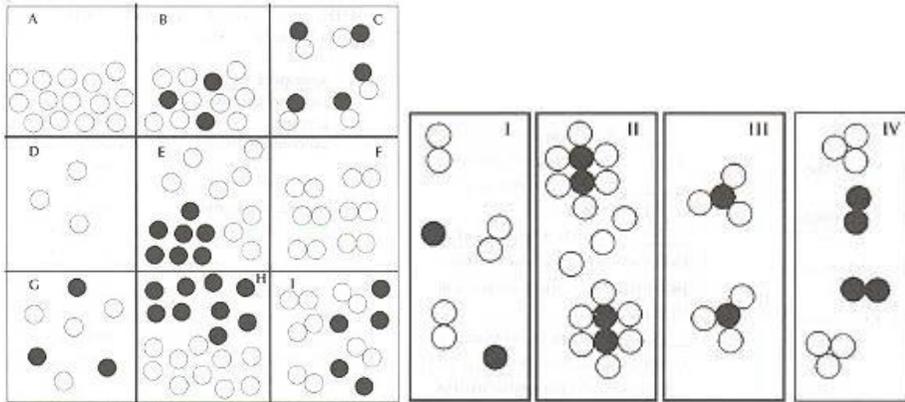


Figura 10. Características de la materia, nivel macro y micro. Modificado de <http://haciendoseaprende.blogspot.com/2017/04/clasificacion-de-la-materia.html>



Actividad de reforzamiento.

De acuerdo a los conceptos que has aprendido, identifica si se trata de un elemento o compuesto, una mezcla homogénea, o una mezcla heterogénea relacionándolo con su correspondiente modelo de esferas.



A)	I)
B)	II)
C)	III)
D)	IV)
E)	
F)	
G)	
H)	
I)	

EL AGUA COMO COMPUESTO.

Aprendizaje 12. Demuestra que el agua es un compuesto al realizar su descomposición y su síntesis en el laboratorio, lo que posibilita ejercitar las habilidades relativas al trabajo experimental, planteamiento de hipótesis, manejo de equipo, comunicación oral y escrita, fomentando el orden y respeto durante las actividades.

La electrólisis: Descomposición del agua.

Para establecer la naturaleza química del agua, esto es, si es un compuesto o un elemento, se somete a un proceso de análisis llamado electrólisis, si se comprueba que la sustancia se descompone en sustancias más simples, se trata de un compuesto.

Entonces si al descomponer las moléculas de agua por acción de la corriente eléctrica y obtener por separado los gases hidrógeno y oxígeno, se comprobará que el agua es un compuesto, ya que, de acuerdo a su definición, un compuesto es cualquier sustancia formada por la unión de dos o más tipos de elementos químicos.

Por otra parte, cuando estos gases, el hidrógeno y el oxígeno, reaccionan entre sí ocurre la reacción inversa, la síntesis de agua, otra forma de comprobar que es una sustancia formada por dos o más elementos químicos.

¿Cómo se pueden descomponer las moléculas de agua en sus componentes, hidrógeno y oxígeno? Recordemos que la molécula de agua tiene un carácter polar, el oxígeno del agua tiene una carga parcialmente negativa, ya que tiene una densidad de electrones alta, mientras que los átomos de hidrógeno llevan cargas parcialmente positivas y tienen una densidad electrónica baja, como se aprecia en la figura 11. El oxígeno es un átomo más electronegativo que el hidrógeno.

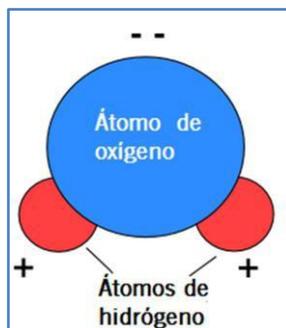


Figura 11. Polaridad de la molécula de agua

http://agrega.juntadeandalucia.es/repositorio/16032017/1c/es-an_2017031612_9091520/11_polaridad_y_puentes_de_hidrogeno.html

En una molécula de agua, el enlace que une al oxígeno con cada hidrógeno es un enlace covalente polar, porque se comparten sus electrones. En un enlace covalente polar, los electrones se comparten de forma no equitativa entre los átomos y pasan más tiempo cerca de un átomo que del otro.

Debido a la distribución desigual de electrones entre los átomos de diferentes elementos, aparecen cargas ligeramente positivas ($\delta+$) y ligeramente negativas ($\delta-$) en distintas partes de la molécula, razón por la cual se pueden separar las moléculas de agua a través de la electricidad, observa la figura 12, que representa el proceso de la electrólisis.

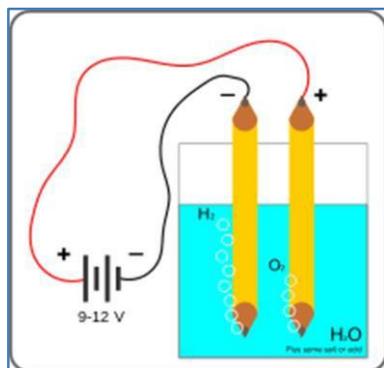


Figura 12. Electrólisis de la molécula de agua

<http://naturalesprovec.blogspot.com/2016/01/quimica-la-electrolisis-del-agua.html>

La electrólisis se puede definir como un proceso en el que pasa la corriente eléctrica a través de una disolución o de un electrolito, se lleva a cabo en cubas o celdas electrolíticas, la cuba es un recipiente en el cual se lleva a cabo la reacción. Dicho recipiente contiene una disolución en la que se sumergen los electrodos, ambos conectados a una fuente de corriente continua.

Los electrodos son las superficies sobre las que tienen lugar las semirreacciones. Generalmente son de carácter inerte con respecto a los reactivos que se encuentran en la cuba electrolítica. En los electrodos podemos distinguir el cátodo (polo negativo), y el ánodo, (polo positivo) al igual que ocurre en las pilas voltaicas.

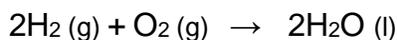
Para lograr la electrólisis del agua, se suele añadir una cantidad pequeña de ácido sulfúrico como electrolito. En estas disoluciones acuosas, se sumergen los electrodos inertes, que es donde ocurrirán las siguientes reacciones:

1. En el ánodo (polo positivo): Se aproximan los iones de oxígeno, ya que están cargados negativamente y sabemos que cargas opuestas se atraen.
2. En el cátodo (polo negativo): Se aproximan los iones de hidrógeno, ya que están cargados positivamente y cargas opuestas se atraen.

3. La reacción global es: $2\text{H}_2\text{O} (\text{l}) \xrightarrow{\text{e}^-} 2\text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$

Se observa que se obtiene hidrógeno en el cátodo, y oxígeno en el ánodo, siendo el volumen del gas de hidrógeno, el doble del volumen de oxígeno, dado las proporciones en la composición de las moléculas de agua.

Ahora bien, la reacción inversa a la electrólisis es la síntesis del agua, tal como se aprecia en la siguiente ecuación, ahora compara ambas ecuaciones y observa cómo los elementos hidrógeno y oxígeno se unen para formar un compuesto, siendo ésta una reacción que libera una gran cantidad de energía.



Actividad de reforzamiento.

De acuerdo a la lectura anterior, “La Electrólisis: descomposición del agua” contesta las siguientes preguntas.

1. ¿Cuál de los dos gases se obtiene en mayor proporción al descomponer el agua?

2. ¿Qué gas se deposita en el ánodo (polo positivo)?

3. ¿Qué gas se deposita en el cátodo (polo negativo)?

4. ¿Cuál es la función de la corriente eléctrica en el experimento?

5. ¿Cuál es la función del ácido sulfúrico en el agua?

6. A partir de tus observaciones y análisis, ¿El agua es un elemento o un compuesto? Justifica tu respuesta

Aprendizaje 13. Relaciona el concepto de enlace con la energía involucrada en las reacciones de descomposición y síntesis del agua e identifica el papel de la energía de activación.

La energía de activación.

Para que una reacción se lleve a cabo deben romperse algunos o todos los enlaces químicos de los reactivos para que puedan formarse los nuevos enlaces de los productos y para lograr que los enlaces lleguen a un estado que les permita romperse, la molécula debe doblarse o deformarse en un estado inestable denominado estado de transición o complejo activado y debido a que es inestable, las moléculas de reactivo no se quedan ahí mucho tiempo, sino que proceden a la formación de productos.

Es necesario añadir una cantidad de energía de activación (E_a) para alcanzar dicho estado. La fuente de energía de activación normalmente es el calor.

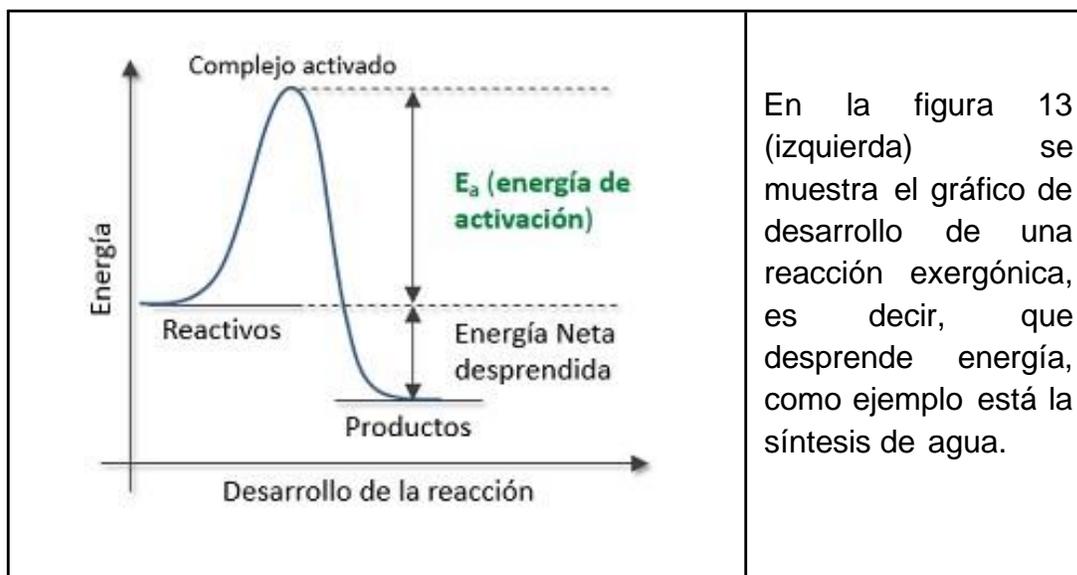
Esta energía térmica acelera el movimiento de las moléculas de los reactivos, incrementa la frecuencia y la fuerza de sus colisiones, y también agita los átomos y enlaces dentro de las moléculas individuales, por lo que aumenta la probabilidad de que las moléculas choquen en una orientación definida y los enlaces se rompan. Una vez que una molécula de reactivo absorbe suficiente energía para alcanzar el estado de transición, puede continuar con el resto de la reacción.

En el caso de la reacción de electrólisis del agua, las moléculas se componen de dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno. Estos átomos están unidos entre sí por unas fuerzas que se denominan enlaces químicos. Esos enlaces tienen asociada una cierta energía, llamada "energía de enlace". Si le aplicamos a la molécula de agua una cantidad de energía eléctrica en corriente continua, superior a la energía de los enlaces que unen sus átomos, estos se rompen, dividiendo a la molécula de agua.

La electrólisis de agua requiere una gran cantidad de energía extra en forma de sobrepotencial para llevarla a cabo puesto que se han de sobrepasar varias barreras

de activación. Esto se debe en parte a la escasa disociación del agua, por lo que se considera una reacción endérgica.

En resumen, la energía de activación (E_a) es la energía mínima necesaria para iniciar una reacción química. Incluso las reacciones que liberan energía (exérgicas) requieren cierto aporte de energía para comenzar, antes de que puedan proceder con sus pasos de liberación de energía, recuerda que la síntesis o formación de agua es una reacción exérgica.



En la figura 13 (izquierda) se muestra el gráfico de desarrollo de una reacción exérgica, es decir, que desprende energía, como ejemplo está la síntesis de agua.

Figura 13. Energía de activación en una reacción exérgica.
<https://www.quimicas.net/2015/11/la-energia-de-activacion.html>

En ella se muestra que para que tenga lugar, es preciso en primer lugar aportar una cierta energía de activación (E_a) para alcanzar el punto de estado de transición o complejo activado a partir del cual se desarrolla la reacción espontáneamente hasta que los reactivos se transforman en productos, observa como la energía de los productos es menor que la energía de los reactivos, por ello se considera una reacción exérgica, es decir que desprende energía.



Actividad de Reforzamiento.

Responde las siguientes preguntas:

1. ¿Cuál es la función de la energía de activación?

2. Observa detenidamente la gráfica de la figura 13, que corresponde a una reacción que desprende energía durante su curso, como la síntesis o formación de agua. Recuerda que la reacción inversa es la electrólisis o descomposición de agua y esta requiere de energía para llevarse a cabo. Representa cómo sería la gráfica para una reacción endergónica, ¿en qué cambiaría?

Aprendizaje 14. Comprende el modelo Atómico de Dalton, al desarrollar habilidades de búsqueda y procesamiento de información en fuentes confiables.

John Dalton y la teoría atómica de la materia.

Te has preguntado alguna vez, ¿De qué están hechas las células?, ¿Cómo está constituida la materia? y ¿Qué es un átomo?

El conocimiento del átomo nos ha llevado a explorar el espacio exterior, nos ha proporcionado una vida más cómoda y placentera, y nos ha permitido conocer lo más íntimo del cuerpo humano.

Este y muchos otros aspectos son los beneficios de conocer la estructura atómica y sus propiedades. Empezamos entonces a conocer esa asombrosa historia.

El átomo es la partícula más pequeña representativa de un elemento, es eléctricamente neutro y está formado por electrones, protones y neutrones. Aunque el concepto de átomo fue propuesto por primera vez por Leucipo y

Demócrito en la antigua Grecia, no fue sino en 1803 que John Dalton propuso la teoría atómica.

Dalton desarrolló el primer modelo atómico, el cual tuvo sus bases en la ley de conservación de la materia. Desde su punto de vista, los átomos eran partículas que constituían a la materia. Además, a partir de 1808 definió su modelo del átomo y para que su teoría se comprendiera mejor, también propuso un sistema de *símbolos* para representar los átomos de cada elemento, tal como se aprecia en la figura 14.

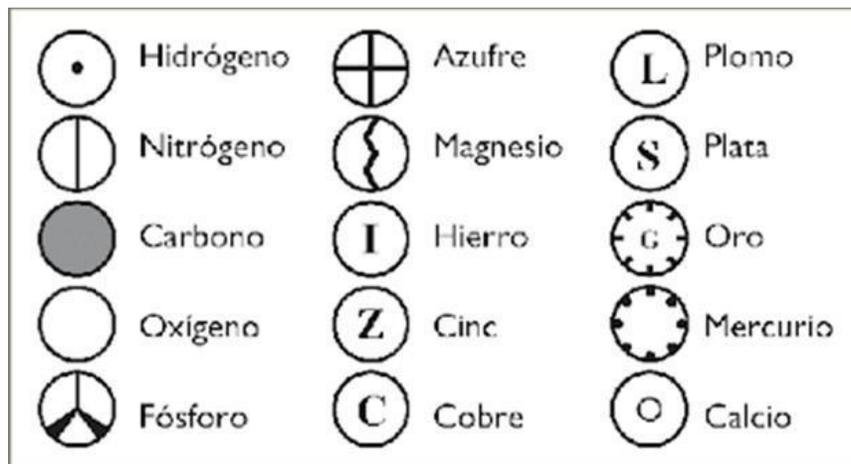


Figura 14. Sistema de símbolos del modelo atómico de <https://sites.google.com/site/historiadoresdelatomo/teoria-atmica-de-dalto>

Dalton desarrolló su teoría atómica que se resume en los siguientes enunciados:

- Un elemento puro consiste en partículas indivisibles llamadas átomos.
- Los átomos de un elemento son todos iguales.
- Los átomos de diferentes elementos se pueden identificar por su peso atómico.
- Los átomos de los elementos se combinan para formar compuestos químicos.
- En las reacciones químicas los átomos se combinan, pero no se destruyen ni se crean.

Leyes ponderales.

La ley de las proporciones múltiples postulada por Dalton, menciona que cuando dos elementos se unen para formar más de un compuesto, mientras la cantidad de uno de ellos permanece constante, la del otro varía en una relación de números enteros pequeños.

Por ejemplo, el hidrógeno y el oxígeno se combinan en proporciones diferentes para convertirse por un lado en agua, H_2O , y por otro lado en peróxido de hidrógeno o agua oxigenada, H_2O_2 . El primero es un constituyente esencial para los seres vivos tanto en su naturaleza biológica como en las actividades humanas, mientras que el segundo compuesto se emplea como antiséptico general, oxidante, neutralizante, en la decoloración del cabello, en la limpieza de dentaduras y desinfección bucal, así como para blanquear pieles. Como ves, ambos compuestos están formados por los mismos elementos, pero el hecho de que el oxígeno se haya combinado en doble proporción hizo que se formaran dos compuestos con propiedades totalmente distintas.

La teoría atómica de Dalton tuvo una enorme importancia por ser las primeras aportaciones en el conocimiento del átomo.

La ley de las proporciones definidas o constantes postulada por Proust, indica que un compuesto químico siempre estará formado por los mismos elementos combinados en una proporción fija y en relación de números enteros sencillos, sin que influya su origen o método de obtención.

Un ejemplo es el agua, que siempre estará formada por dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno H_2O .



Actividad de reforzamiento.

Utilizando la simbología de Dalton dibuja las siguientes moléculas:

- Agua (H_2O)

- Metano (CH₄)

- Amoniaco (NH₃)

- Nitrógeno (N₂)

Aprendizaje 15. Aplica el modelo atómico de Dalton para representar moléculas de agua, de hidrógeno y de oxígeno y explicar las reacciones químicas de descomposición y de síntesis del agua y la conservación de la materia, a nivel nanoscópico.

Lenguaje simbólico.

En química, las fórmulas se utilizan para identificar los compuestos.

Una fórmula indica los átomos que forman el compuesto y la mínima porción a la que están unidos esos átomos, que en muchas ocasiones corresponde a la estructura de la molécula.

Algunos símbolos incluyen subíndices, que se colocan a su derecha e indican el número de átomos de cada elemento que forma el compuesto. Cuando se antepone un número a la fórmula, al que se llama coeficiente, indica el número de moléculas que tiene el compuesto; cuando el subíndice es 1, no se escribe.

La Figura 15 representa la reacción de descomposición del agua, el reactivo está formado por 2 moléculas de agua en estado líquido, al romperse los enlaces entre átomos de hidrógeno y oxígeno a causa del suministro de energía, se origina la descomposición de dichas moléculas, entonces se unen los átomos de hidrógeno en parejas, ya que forman moléculas diatómicas, y se producen 2 moléculas en estado gaseoso de hidrógeno y una molécula de oxígeno en estado gaseoso.

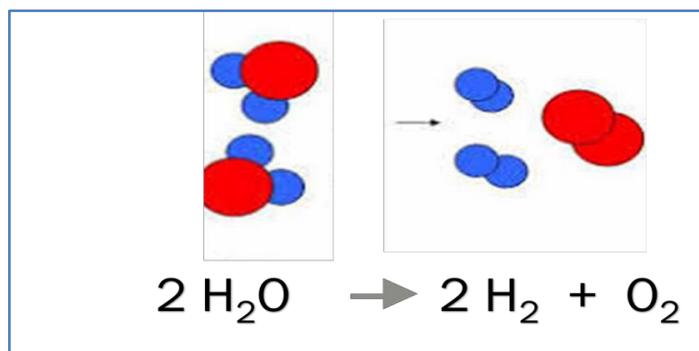


Figura 15. Descomposición de las moléculas de agua
<https://hopelchen.tecnm.mx/principal/sylabus/fpdb/recursos/r99826.PF>



Actividad de reforzamiento.

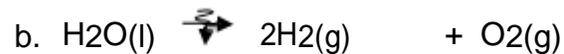
1. Completa la tabla de la composición de algunas sustancias aplicando las leyes ponderales y los postulados de Dalton.

Sustancia	Fórmula	Número de moléculas	Constituido por	Dibuja el modelo de las moléculas y el número de ellas
Nitrógeno	4N_2	4	8 átomos de nitrógeno (N)	
	$2\text{H}_2\text{O}_2$			
Agua	H_2O	1	2 átomos de hidrógeno (H) 1 átomo de oxígeno (O)	
Dióxido de carbono	CO_2			
Ácido sulfúrico	$8\text{H}_2\text{SO}_4$			

2. Representa mediante modelos de Dalton la reacción de síntesis del agua al hacer reaccionar 2 moléculas de hidrógeno (color azul) en estado gaseoso con una molécula de oxígeno (color rojo) en estado gaseoso para producir 2 moléculas de agua en estado líquido.

3. Representa con una ecuación química la reacción de síntesis del agua al hacer reaccionar 2 moléculas de hidrógeno en estado gaseoso con una molécula de oxígeno en estado gaseoso para producir 2 moléculas de agua en estado líquido.

4. Selecciona el inciso que represente la reacción de descomposición del agua y escríbela en el recuadro de abajo.



Aprendizaje 16. Comprende el modelo atómico de Bohr para ampliar los conceptos de compuesto y molécula.

Modelo de Bohr.

Mediante los modelos o teorías, se explican y predicen comportamientos, aquí analizaremos el modelo de Bohr, una teoría sobre la forma en que se comportan los electrones dentro de los átomos y vincula las propiedades macroscópicas de los elementos con las microscópicas de sus átomos.

Aunque el número de protones en el núcleo de un átomo determina el elemento, el número de electrones fuera del núcleo define su comportamiento químico. Bohr se concentró en los electrones y modeló su presencia en órbitas alrededor del núcleo, igual que los planetas giran alrededor del Sol.

Los electrones giran en órbitas fijas y definidas llamadas niveles de energía que se numeran del 1 al 7 o de la letra K a la Q.

Bohr especificó cada órbita con un número entero (n) llamado número cuántico. Entre más alto es el número cuántico, mayor es la distancia entre el electrón y el núcleo, y más alta la energía del electrón, también estipuló que las órbitas solo podían contener un número máximo de electrones determinado por el valor de (n) como se muestra en la figura 16.

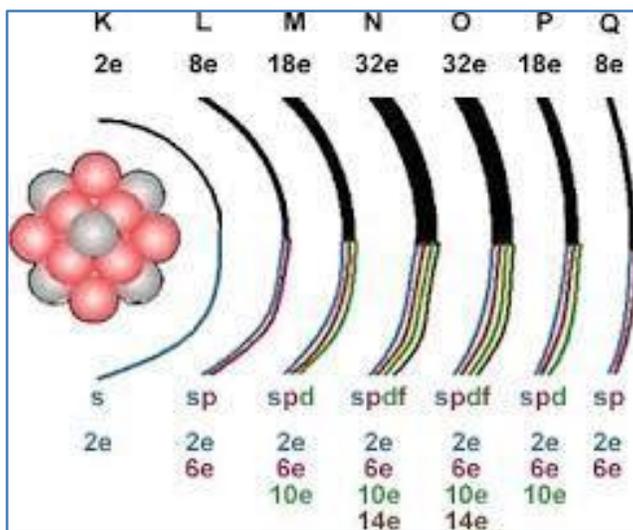


Figura 16. Representación del modelo atómico de Bohr

<http://www.portalhuarpe.com.ar/medhime20/nuevos%20oa/quimica%20gomez/Distribucion.html>

Los electrones que se encuentran en niveles más cercanos al núcleo poseen menos energía de los que se encuentran lejos de él.

Cuando el electrón se encuentra en una órbita determinada no emite ni absorbe energía. Si el electrón absorbe energía de una fuente externa, puede saltar a un nivel de mayor energía.

Si el electrón regresa a un nivel menor, debe emitir energía en forma de luz (radiación electromagnética).

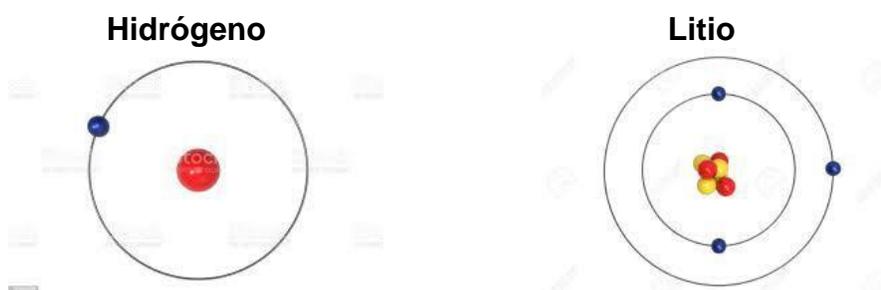
Electrones de Valencia.

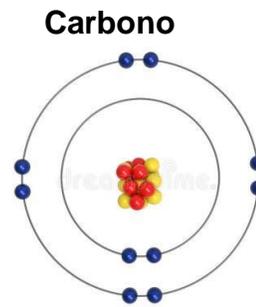
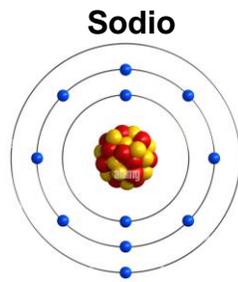
Los electrones de valencia son los electrones que se encuentran en el nivel principal de energía (n) más alto del átomo, siendo estos los responsables de la interacción entre átomos de distintas especies o entre los átomos de una misma. Los electrones en los niveles de energía externos son aquellos que serán utilizados en la formación de compuestos y a los cuales se les denomina como electrones de valencia.

Estos electrones son los que presentan la facilidad de formar enlaces. Estos enlaces pueden darse de diferente manera, ya sea por intercambio de estos electrones, por compartición de pares entre los átomos en cuestión o por el tipo de interacción que se presenta en el enlace metálico, que consiste en un "traslape" de bandas. Según sea el número de estos electrones, será el número de enlaces que puede formar cada átomo con otro u otros.

En las siguientes figuras se representa el modelo de Bohr para algunos elementos.

Modelos de Bohr para algunos átomos





<https://www.caracteristicass.de/modelo-atomico-de-bohr/>



Actividad de reforzamiento.

Representa el modelo de Bohr para los siguientes elementos:
Helio, Oxígeno, Aluminio y Magnesio

Aprendizaje 17. Representa con maquetas, las moléculas de agua, hidrógeno y oxígeno al elaborar modelos con base en la teoría atómica de Bohr.

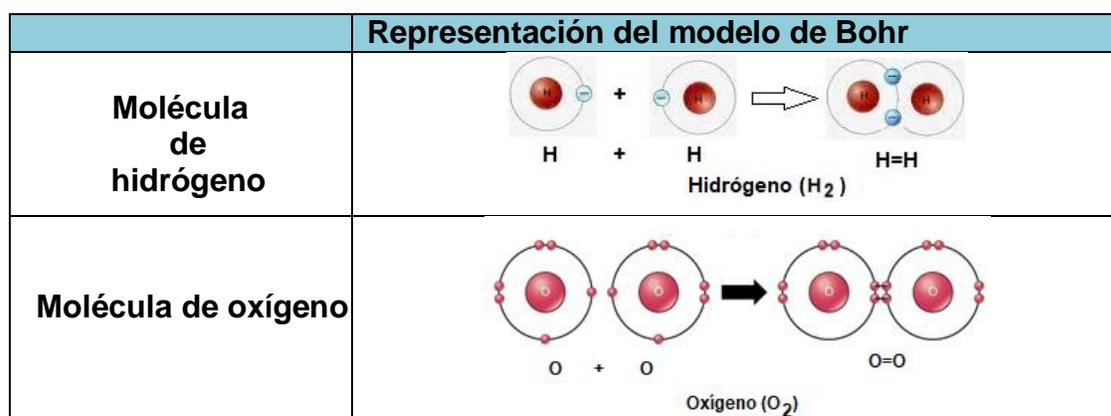
Representación del modelo de Bohr a través de maquetas.

El mundo real es extraordinariamente complejo, así que se hace necesario un modelo para explicarlo, tal es el caso de los modelos atómicos descritos anteriormente, que nos ayudan para comprender la formación de moléculas y compuestos. En la figura 17, se observa la representación de la molécula de hidrógeno, en la cual cada átomo aporta su electrón de valencia para formar el enlace y formar así una molécula de hidrógeno.

Para la formación de la molécula de oxígeno, cada átomo tiene seis electrones de valencia, por lo que comparten dos pares de electrones, para de esta forma completar el octeto y dar estabilidad a la molécula, observa la figura 17.

Entonces, para la formación de la molécula de agua y empleando los modelos atómicos de Bohr, se considera que el oxígeno cuenta con 6 electrones de valencia, y cada átomo de hidrógeno tiene 1 electrón, los electrones de cada átomo de hidrógeno son compartidos con el átomo de oxígeno para completar el octeto y de esta forma obtener una molécula estable, observa la figura 17.

Representación de la formación de una molécula de agua.



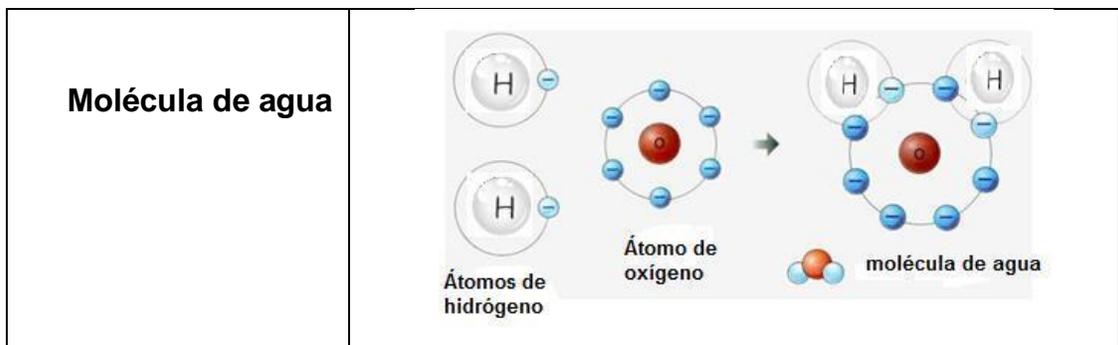


Figura 17. Representación de la formación de una molécula de agua
<https://docplayer.es/198686638-Indice-instrucciones-para-el-uso-del-cuaderno-de-trabajo-de-quimica-i-7-capacidad-disolvente-del-agua-y-las-mezclas-aprendizajes-tematica.html>



Actividad de reforzamiento.

De acuerdo a lo aprendido del modelo de Bohr, elabora las moléculas siguientes con círculos de papel o cartón usando los colores:

Carbón - negro, oxígeno - rojo, hidrógeno- azul.

Molécula de:	Dibujo o círculos de papel, cartón, etc.
Oxígeno (O ₂)	
Hidrógeno (H ₂)	

Agua (H ₂ O)	
Dióxido de carbono (CO ₂)	

Aprendizaje 18. Representa con símbolos y fórmulas a elementos y compuestos al escribir las ecuaciones de las reacciones de descomposición y de síntesis del agua.

Representación simbólica de las reacciones químicas.

Como ya se mencionó, una ecuación química es la representación simbólica de lo que ocurre en una reacción química. Para saber escribir una ecuación química de manera correcta debes de recordar la simbología química básica para su entendimiento, observa la figura 18.

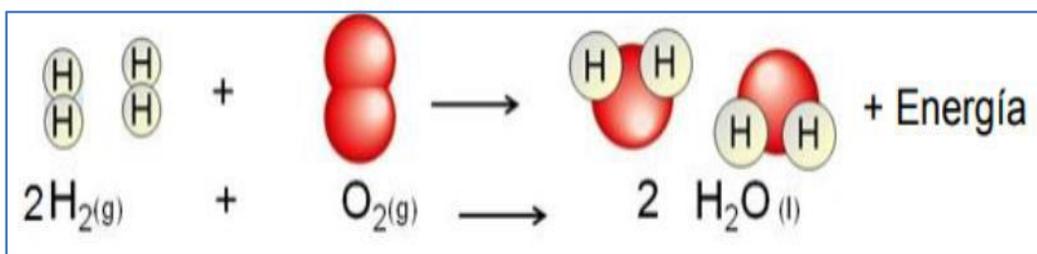
Símbolos más utilizados en las ecuaciones químicas	
Símbolo	Significado
s	Estado sólido
l	Estado líquido
g	Estado gaseoso
(ac) o (aq)	Disolución acuosa
Δ	Calor
	Energía o corriente eléctrica

→	Reacción en un solo sentido
↔	Reacción reversible
↑	Desprendimiento de gas
↓	Precipitación de un sólido
+	Añadir sustancias

Figura 18. Símbología de las reacciones químicas.

Síntesis de agua.

Aplicando la ley de las proporciones definidas, en términos de la teoría atómica de Dalton y el lenguaje simbólico, la representación de la síntesis del agua es:

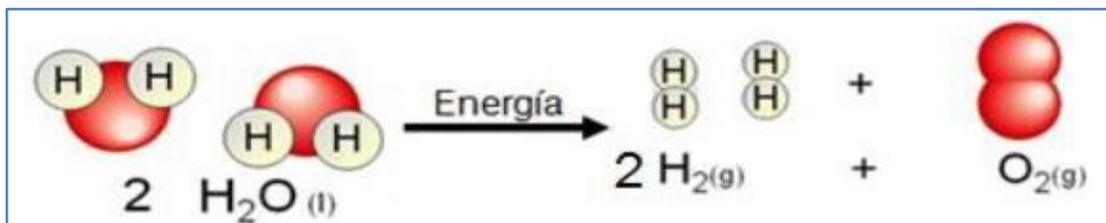


<http://gabrielaalbarran.blogspot.com/2014/09/sintesis-del-agua.html>

La ecuación representa que se necesitan 2 moléculas de hidrógeno en estado gaseoso y 1 molécula de oxígeno en estado gaseoso, para producir dos moléculas de agua en estado líquido, y que en esa reacción hay desprendimiento de energía. También se observa que se cumple la ley de la conservación de la materia, ya que los átomos de los diferentes elementos en reactivos es el mismo número que en productos.

Análisis o descomposición de agua.

De manera inversa, la representación del análisis o descomposición del agua es:



<http://gabrielaalbarran.blogspot.com/2014/09/sintesis-del-agua.html>

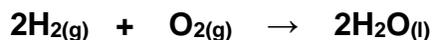
La ecuación representa que se tienen 2 moléculas de agua en estado líquido, que, al aplicar energía, se producen 2 moléculas de hidrógeno en estado gaseoso y 1 molécula de oxígeno en estado gaseoso, observa que también se cumple la ley de la conservación de la materia.

En esta reacción se requiere de energía para romper los enlaces entre los átomos de hidrógeno y oxígeno que forman las moléculas de agua, para su descomposición, por esta razón se conoce como una reacción endergónica.



Actividad de reforzamiento

De acuerdo a la ecuación química de la reacción de síntesis del agua, responde lo que a continuación se pregunta:



- ¿Cuántas moléculas de hidrógeno se tienen en la reacción?
- ¿Cuántas moléculas de agua se obtienen?
- ¿Cuántos átomos de oxígeno se tienen en una molécula del agua?
- ¿Qué representa la flecha en la ecuación química?
- ¿Que representa la letra (g) en los reactivos de la ecuación química?
- De acuerdo a la ley de las proporciones definidas, para la reacción de síntesis del agua se hace reaccionar al oxígeno e hidrógeno ¿Cuál es la proporción para formar agua?

LA RELACIÓN DE LA ESTRUCTURA DEL AGUA Y SUS FUNCIONES EN LA NATURALEZA.

Aprendizaje 19. Comprende la influencia de las atracciones entre moléculas en el comportamiento anómalo del agua, al comparar las propiedades del agua con las de otras sustancias similares.

El agua, una sustancia más rara de lo que piensas.

¿Qué ocurriría si el hielo se hundiera en lugar de flotar? A primera vista, no gran cosa, tal vez habría que remover el gin & tonic de vez en cuando para que se mantuviera frío. Y sin duda, el Titanic habría llegado a puerto sano y salvo. Pero en realidad, todo sería muy diferente. De hecho, ni siquiera estaríamos aquí, si el agua congelada cayera al fondo del mar, y se formará nuevo hielo que a su vez se hundiera, el resultado final durante las grandes glaciaciones de la Tierra habría sido una gran masa de océanos sólidos que no podría haber sostenido la existencia de vida.

Así pues, debemos nuestra existencia al hecho de que el hielo flote, es decir, que el agua en estado sólido sea menos densa que en fase líquida. Pero lo cierto es que esto es una completa anomalía. Como las demás sustancias, el agua aumenta su densidad al enfriarse, pero por debajo de los 4 °C sucede algo extraño, a medida que comienza a pasar al estado sólido, su volumen aumenta, lo que reduce su densidad.

Y ésta es sólo una de las propiedades anómalas del agua, la única sustancia que en las condiciones ambientales terrestres puede encontrarse en tres estados distintos: sólido, líquido y gas. Nada en el agua es típico, aunque la costumbre nos tenga habituados.

Las siguientes tablas de datos de propiedades demuestran la excepcionalidad del agua como compuesto.

La Tabla 1, tiene los valores numéricos de punto de ebullición y masa molecular de compuestos de elementos de una misma familia con hidrógeno: Metano, silano, germano y estano, para mostrar la regularidad de la variación en una familia o grupo de la tabla periódica, en este caso se observa que el punto de ebullición aumenta de acuerdo a su posición en la tabla periódica (C, Si, Ge y Sn).

Tabla 1. Variación de la temperatura de ebullición con la masa molecular de compuestos similares (familia del carbono).

Compuesto	Masa molecular (g/mol)	Punto de ebullición (°C)
Metano (CH ₄)	16.0	-161
Silano (SiH ₄)	32.1	-112
Germano (GeH ₄)	76.6	-88
Estanano (SnH ₄)	122.7	-52

La Tabla 2, tiene los mismos datos, pero para el agua, sulfuro de hidrógeno, seleniuro de hidrógeno y telururo de hidrógeno, para evidenciar lo anómalo de la temperatura de ebullición del agua, cuyo valor debería ser menor a los de los compuestos del hidrógeno con los elementos de la misma familia, y no mucho mayor, como es el caso.

La relación: a mayor masa molecular, menor temperatura de ebullición, se rompe totalmente en el caso del agua.

Tabla 2. Variación de la temperatura de ebullición con la masa molecular de compuestos similares (familia de oxígeno)

Compuesto	Masa molecular (g/mol)	Punto de ebullición (°C)
Agua (H ₂ O)	18.0	100.0
Sulfuro de hidrógeno (H ₂ S)	34.1	-59.7
Seleniuro de hidrógeno (H ₂ Se)	81.0	-41.5
Telururo de hidrógeno (H ₂ Te)	129.6	-2.2



Actividad de reforzamiento.

1. ¿Corresponde la temperatura de ebullición del agua a la tendencia de las temperaturas de ebullición de los compuestos de la misma familia con el hidrógeno? Argumenta ampliamente tu respuesta.

A continuación, se presenta otra tabla con valores del calor específico de algunas sustancias comunes.

Tabla 3. Calor específico de algunas sustancias comunes

Sustancia	Calor específico (J/g°C)
Aluminio	0.900
Oro	0.129
Grafito	0.720
Mercurio	0.139
Etanol	2.460
Agua	4.184
Amoniaco líquido	2.700
Metanol	2.549
Dióxido de carbono	0.839

Recordarás que el calor específico, es la cantidad de calor que una sustancia es capaz de absorber para incrementar su temperatura en una unidad, y si comparas los valores de algunas sustancias, te darás cuenta de que el agua tiene el valor más grande de calor específico, incluso que algunos metales, lo cual nos sirve para aclarar su función en la regulación de la temperatura.

A partir de la ratificación de la anomalía de las propiedades del agua, responde: ¿Qué puede causar el comportamiento anómalo del agua?

Para iniciar la búsqueda de la respuesta a la pregunta anterior, se propone observar la desviación de un flujo laminar de agua por efecto de la atracción de una barra cargada eléctricamente. Puedes usar una regla de plástico o un bolígrafo del mismo material frotado en el cabello y acercarlo a un hilo de agua de

la llave. Escribe tus observaciones.

¿Qué puede causar el comportamiento anómalo del agua?

En la molécula de agua hay cargas eléctricas como en toda la materia, es una molécula polar y sus propiedades tienen relación con la composición y con su estructura en el espacio. La molécula de agua contiene dipolos permanentes, es decir, algunas regiones de una molécula son siempre parcialmente negativas, en este caso la región donde se encuentra el oxígeno, mientras que otras son siempre parcialmente positivas, en los átomos de hidrógeno. Las atracciones entre regiones de moléculas polares con cargas opuestas se llaman fuerzas dipolo-dipolo.

Las moléculas polares vecinas se orientan a sí mismas de modo que las regiones con cargas opuestas quedan alineadas. Un tipo especial de atracción dipolo-dipolo son los puentes de hidrógeno o también llamados enlaces de hidrógeno, como se observa en la figura 19.

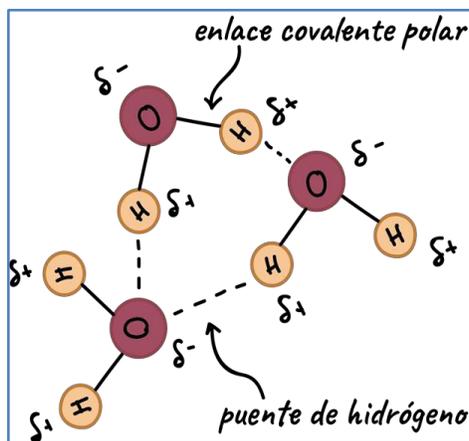


Figura 19. Puentes de hidrógeno: Atracciones dipolo-dipolo

<https://es.khanacademy.org/science/ap-biology/chemistry-of-life/structure-of-water-and-hydrogen-bonding/a/hydrogen-bonding-in-water>

Un puente de hidrógeno es una fuerza de atracción que se presenta entre moléculas que contienen un átomo de hidrógeno enlazado a un átomo pequeño y muy electronegativo que tiene, por lo menos, un par de electrones libres, tal es el caso del átomo de oxígeno, nitrógeno o flúor.

En las moléculas de agua, los átomos de hidrógeno tienen una carga positiva parcial grande y el átomo de oxígeno tiene una carga negativa parcial grande.

Cuando las moléculas de agua se aproximan, un átomo de hidrógeno de una molécula es atraído hacia el átomo de oxígeno de la otra molécula, como se muestra en la figura anterior.

Las fuerzas intermoleculares, es decir las fuerzas que mantienen unidas a las moléculas de agua (líneas punteadas), son más débiles que las fuerzas de los enlaces covalentes entre los átomos de oxígeno e hidrógeno (líneas sólidas). Los puentes de hidrógeno explican porque el agua es un líquido a temperatura ambiente, mientras que compuestos de masas comparables son gases. Observa la tabla 4.

Tabla 4. Propiedades de tres compuestos moleculares.

Compuesto	Masa molar (g/mol)	Punto de ebullición (°C)
Agua (H ₂ O)	18	100
Metano (CH ₄)	16	-164
Amoníaco (NH ₃)	17	-33.4

La diferencia entre el agua y el metano radica en que como las moléculas de metano son no polares, las fuerzas intermoleculares que las mantienen unidas son fuerzas de dispersión relativamente débiles, sin embargo, la diferencia entre el agua y el amoníaco no es muy obvia, ya que ambos forman puentes de hidrógeno, pero los átomos de oxígeno son más electronegativos que los átomos de nitrógeno, por lo tanto, los enlaces de O-H del agua son más polares que los enlaces de N-H del amoníaco. Como resultado, los puentes de hidrógeno entre las moléculas de agua son más fuertes que los puentes entre las moléculas de amoníaco, es decir, que las moléculas de agua requieren mucha energía para romper los puentes de hidrógeno y pasar del estado líquido al gaseoso.

El agua sólida puede establecer enlaces en cualquier dirección del espacio, formando una malla tridimensional, que determina alto punto de fusión y la capacidad de solubilidad de moléculas con grupos polares.

El agua es el líquido que más sustancias disuelve, por eso decimos que es el disolvente universal.

Esta propiedad, tal vez la más importante para la vida, se debe a su capacidad para formar puentes de hidrógeno con otras sustancias que pueden presentar grupos polares o con carga iónica (alcoholes, azúcares con grupos R-OH, aminoácidos y proteínas con grupos que presentan cargas + y -), lo que da lugar a disoluciones moleculares, como se observa en la figura 20.

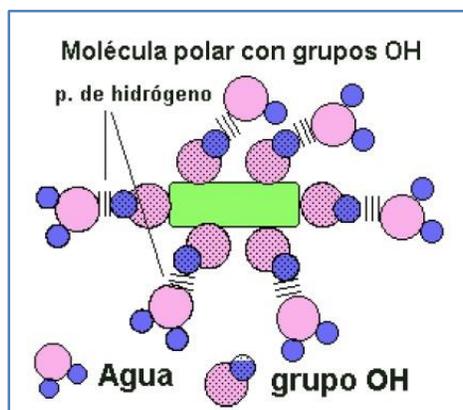


Figura 20. Molécula polar, agua con grupos OH.
<http://www.iuntadeandalucia.es/averroes/centros-tic/29000694/helvia/aula/archivos/repositorio/0/10/html/agua13.gif>

También, las moléculas de agua pueden disolver sustancias salinas que se disocian formando disoluciones iónicas. Por ejemplo, en el caso del Cloruro de Sodio, el ion sodio Na^+ y el ion cloro Cl^- se disocian y son atraídos por los dipolos del agua, quedando "atrapados" y recubiertos de moléculas de agua en forma de iones hidratados o solvatados, como se mencionó en el aprendizaje 5.



Actividad de reforzamiento.

Lee detenidamente cada enunciado y escribe (v) si es verdadero o (f) si consideras que es falso.

1. La molécula de agua es polar, por lo tanto tiene cargas parciales positivas y negativas.	()
2. Las fuerzas intermoleculares son enlaces que unen a los átomos de una molécula.	()
3. Los puentes de hidrógeno son un tipo de fuerzas dipolo-dipolo.	()
4. Las fuerzas intermoleculares, llamadas puentes de hidrógeno, son las responsables del alto punto de ebullición del agua en relación al metano.	()
5. Las moléculas de HF pueden formar puentes de hidrógeno	()

Aprendizaje 20. Señala las principales funciones del agua en los organismos y en el clima, a partir de lo cual plantea un problema y lo resuelve usando el proceso de indagación documental y refuerza sus actitudes de curiosidad, creatividad y autorregulación.

Funciones del agua en la naturaleza y los organismos.

Se puede decir que de manera directa o indirecta el agua participa en todos los procesos vitales. El agua presenta propiedades anómalas, en función de los puentes de hidrógeno, que explican las funciones que tiene el agua en la naturaleza.

Por ejemplo, las funciones de transporte (acarreo de sustancias disueltas o en suspensión) y en las funciones relacionadas con las propiedades que son consecuencia de la presencia de los puentes de hidrógeno (elevada fuerza de cohesión, elevada fuerza de adhesión y gran capacidad calorífica), como se explicará en la siguiente table 5.

Tabla 5. Relación propiedades y función del agua en la naturaleza.

Propiedad	Función o consecuencia en la naturaleza	Explicación
<p>Densidad. El agua es más densa en estado líquido que en estado sólido. El hielo flota en el agua.</p>	<p>Los peces y otros organismos acuáticos pueden vivir bajo una capa de hielo en invierno.</p>	<p>Esto es debido a que los puentes de Hidrógeno formados a temperaturas bajo cero unen a las moléculas de agua ocupando mayor volumen.</p>
<p>Tensión superficial. Esto produce una película de agua en la zona de contacto del agua con el aire.</p>	<p>Se forman gotas. Como las moléculas de agua están tan juntas el agua es incompresible.</p>	<p>Las moléculas de agua están muy cohesionadas por acción de los puentes de hidrógeno.</p>

Continuación

Propiedad	Función o consecuencia en la naturaleza	Explicación
<p>Calor específico. Para aumentar la temperatura del agua un grado centígrado es necesario proporcionarle mucha energía.</p>	<p>Regula el clima. Evita el congelamiento de plantas en temperaturas ambiente muy frías.</p>	<p>Para poder romper los puentes de hidrógeno que se generan entre las moléculas se requiere mayor energía a la que se usaría si sólo hubiera que vencer las fuerzas interactivas comunes entre moléculas.</p>
<p>Capilaridad. El agua tiene capacidad de ascender por las paredes de un capilar.</p>	<p>Transporte en el interior de los organismos El ascenso de la savia en los vegetales</p>	<p>Debido a la elevada cohesión o adhesión molecular, causada por los puentes de hidrógeno</p>
<p>Grado de ionización. La mayor parte de las moléculas de agua no están disociadas. Sólo un reducido número de moléculas sufre disociación, generando iones positivos (H⁺) e iones negativos (OH⁻).</p>	<p>Medio de reacción</p>	<p>En el agua pura, a 25 °C, sólo una molécula de cada 10 000 000 está disociada, por lo que la concentración de iones hidronio es de 10⁻⁷. Por esto, el pH del agua pura es igual a 7.</p>
<p>Constante dieléctrica. Las moléculas de agua forman un dipolo, con un diferencial de carga negativo y un diferencial de carga positivo.</p>	<p>Alta capacidad disolvente, quizá lo más importante para la vida, porque de ahí se derivan sus funciones como transportadora y como medio de reacción. Principal constituyente de la sangre en animales y de la savia en plantas.</p>	<p>La capacidad de formar puentes de hidrógeno con otras sustancias que presentan grupos polares o con carga iónica, le permite formar disoluciones moleculares y disoluciones iónicas.</p>

Continuación.

Propiedad	Función o consecuencia en la naturaleza	Explicación
Cohesión molecular. Atracción entre moléculas.	Confiere estructura, volumen, resistencia. Protege órganos sensibles. Evita el rozamiento al actuar como lubricante entre estructuras que friccionan (líquido sinovial) y también disminuye el efecto de los impactos sobre el organismo (por ejemplo el líquido cefalorraquídeo).	Debido a los puentes de hidrógeno, hay mucha atracción entre moléculas.
Calor de vaporización. El agua absorbe mucha energía cuando pasa de estado líquido a gaseoso.	Termorregulador Sudor	El sudor permite mantener la temperatura de organismos homeotermos dentro de rangos fijos independientes de la temperatura ambiente.



Actividad de reforzamiento.

Investiga y responde las siguientes preguntas:

1. ¿Cómo el agua mantiene la temperatura de un cuerpo humano sin sobrecalentamiento en un día caluroso?

2. ¿Cómo llegan los nutrientes de la raíz a la copa de un arbusto?

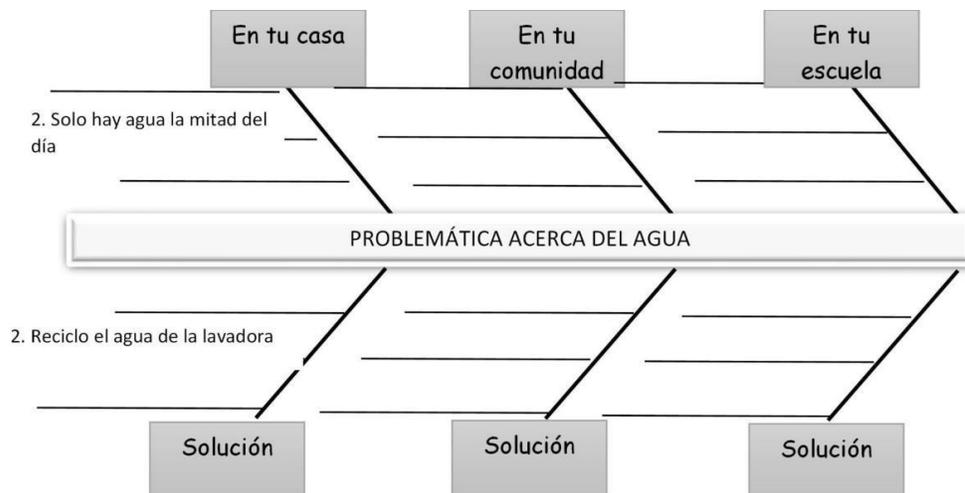
3. ¿Por qué las hojas de lechuga se marchitan al agregarles sal (NaCl)?

Aprendizaje 21. Demuestra una actitud crítica sobre la utilización del agua y la valora como un recurso indispensable para la vida de manera fundamentada.

Actividad de reforzamiento:

Problemática y soluciones acerca del agua.

Seguramente te habrás percatado de que el agua es una sustancia indispensable en tu vida diaria, de acuerdo a lo aprendido a lo largo de esta breve secuencia, complementa el siguiente organizador gráfico, llamado espina de pescado, en el cual expreses la problemática y soluciones que darías en torno a este tema.



Unidad 2.

Oxígeno, sustancia activa del aire.



Presentación de la unidad.

En la segunda unidad de Química I se estudia al oxígeno, uno de los componentes del aire y responsable de muchos fenómenos que van desde la combustión y la oxidación de elementos, hasta su relación con el efecto invernadero, la lluvia ácida y el cambio climático.

Tras caracterizar al aire como una mezcla y al oxígeno como parte de él, seguimos con el reconocimiento de una herramienta que emplea la química: la tabla periódica, y analizamos la información que ella nos brinda; continuamos con la representación de reacciones y la forma en que nombramos a los compuestos. Por último, revisamos el enlace químico, sus modelos y las propiedades relacionadas.

Propósito general

Al finalizar la unidad el alumno: Comprenderá la importancia de la química al caracterizar a las sustancias, a través del reconocimiento de patrones, para clasificar a los elementos como metales y no metales mediante sus reacciones con el oxígeno; relacionará algunas propiedades físicas y químicas de las sustancias con su estructura a nivel nanoscópico, por medio del modelo de enlace, para identificar y asumir conductas de responsabilidad en el uso de la energía y cuidado del ambiente frente a fenómenos como la lluvia ácida y el cambio climático, a través del trabajo individual, cooperativo y colaborativo, de indagación experimental y documental.

Temáticas

Las temáticas que se revisan en esta unidad son: Los componentes del aire y algunas de sus propiedades, los compuestos del oxígeno y clasificación de los elementos, el enlace químico, su clasificación y las propiedades relacionadas.

UNIDAD 2. OXÍGENO, SUSTANCIA ACTIVA DEL AIRE

COMPOSICIÓN DEL AIRE Y ALGUNAS DE SUS PROPIEDADES

Aprendizaje 1. Caracteriza al aire como una mezcla al identificar experimentalmente que contiene más de una sustancia.

Reseña histórica.

La Tierra es única entre los planetas de nuestro Sistema Solar porque tiene una atmósfera químicamente activa y rica en oxígeno. Se cree que hace tres o cuatro mil millones de años, la atmósfera terrestre estaba formada sobre todo de amoníaco, metano y agua, con poco o nada de oxígeno libre.

Es probable que la radiación ultravioleta (UV) del Sol haya penetrado la atmósfera, con lo cual se volvió estéril la superficie de la Tierra. Sin embargo, es probable que la misma radiación UV haya desencadenado las reacciones químicas (quizá debajo de la superficie) que con el tiempo permitieron la vida en la tierra. Los organismos primitivos utilizaron energía solar para degradar el dióxido de carbono (generado por la actividad volcánica) y obtener el carbono que incorporaron a sus células.

El oxígeno es el principal producto secundario del proceso que se conoce como fotosíntesis. La fotodescomposición del vapor de agua por la luz UV es otra fuente importante de oxígeno. Con el tiempo, desapareció gran parte de los gases más reactivos como amoníaco y metano, y ahora nuestra atmósfera está formada principalmente de oxígeno y nitrógeno gaseoso.

Las concentraciones atmosféricas de estos gases, uno de los cuales es reactivo (el oxígeno) y el otro (nitrógeno) es inerte, están determinadas en gran medida por los procesos biológicos. La composición del aire seco al nivel del mar que se obtuvo experimentalmente se observa en la figura 21.



COMPOSICION DEL AIRE SECO	
Gas	Abundancia
Nitrógeno (N ₂)	78,08%
Oxígeno (O ₂)	20,95%
Argón (Ar)	0,93%
Dióxido de carbono (CO ₂)	0,03%
Otros gases nobles	Menos de 0,001%

Figura 21. Composición del aire seco al nivel del mar <https://slideplayer.es/slide/1033594/>



Actividad de reforzamiento.

1) Investiga ¿Qué es la atmósfera y cuáles son las capas que la componen?

2) ¿Cuál es el gas atmosférico inerte a condiciones ambientales y a qué se debe?

3) ¿Cuál es el gas atmosférico reactivo a condiciones ambientales y a qué se debe?

4) ¿Por qué si hay un 78.08% de N_2 en la atmósfera las plantas no lo pueden tomar?

Aprendizaje 2. Identifica experimentalmente al oxígeno como el componente activo del aire, y explica su importancia para la generación de energía en las reacciones de combustión de hidrocarburos y el mantenimiento de la vida.

Reactividad de los componentes del aire.

La atmósfera de la Tierra es una mezcla de gases y partículas de líquidos y sólidos, sus componentes gaseosos más importantes son el nitrógeno y el oxígeno, pero también hay concentraciones menores de otros gases.

El nitrógeno (N_2), es un gas incoloro, inodoro e insípido que constituye alrededor del 78 % en volumen de la atmósfera. Los compuestos de nitrógeno constituyen sólo una mínima porción de la corteza terrestre; sin embargo, toda la materia viva contiene nitrógeno.

La abundancia extrema del N_2 en la atmósfera y la abundancia relativamente baja de compuestos de nitrógeno en otras partes de nuestro mundo se debe a que la molécula de N_2 , son químicamente inertes. Esto es consecuencia de la energía de enlace muy grande del enlace $N\equiv N$ (945 kJ/mol).

Aunque las moléculas de N_2 son poco reactivas, la naturaleza proporciona los mecanismos mediante los cuales los átomos de N se incorporan a proteínas, ácidos nucleicos y otros compuestos nitrogenados.

El nitrógeno bajo ciertas condiciones, también reacciona con el oxígeno, para dar moléculas de óxido de nitrógeno (NO), que es muy reactiva, ya que tiene un electrón desapareado. El NO reacciona fácilmente con el O_2 para formar dióxido de nitrógeno (NO_2).

El oxígeno (O_2), es un gas incoloro e inodoro que constituye el 21 % en volumen del aire seco y en los estados líquido y sólido es de color azul pálido, el oxígeno es muy poco soluble en agua (0.04g en 1L de agua a 25 °C). Esta cantidad es suficiente para cubrir la demanda de oxígeno de los peces y otros organismos marinos.

El oxígeno se obtiene por enfriamiento del aire hasta que se licua y a continuación se separan N_2 , O_2 , Ar y otros componentes gaseosos. El O_2 , líquido se emplea como oxidante de los combustibles para cohetes y también se usa en el ámbito de la salud para enriquecer el aire, el siguiente es un ejemplo de su poder combustible.

Cuando una vela está encendida hay combustión, un tipo de reacción química en donde el oxígeno del aire (O_2) reacciona con la parafina y producen dióxido de carbono (CO_2) y vapor de agua (H_2O). Cuando no hay oxígeno suficiente en el aire la vela se apaga y no hay más combustión. Si tapamos con un vaso a una vela encendida, al poco tiempo se apagará. Si además de la vela y el vaso agregamos agua sobre la superficie donde se posa la vela, algo pasa que sorprende a más de uno: ¡el agua sube dentro del vaso!

Experimento “La vela encendida”

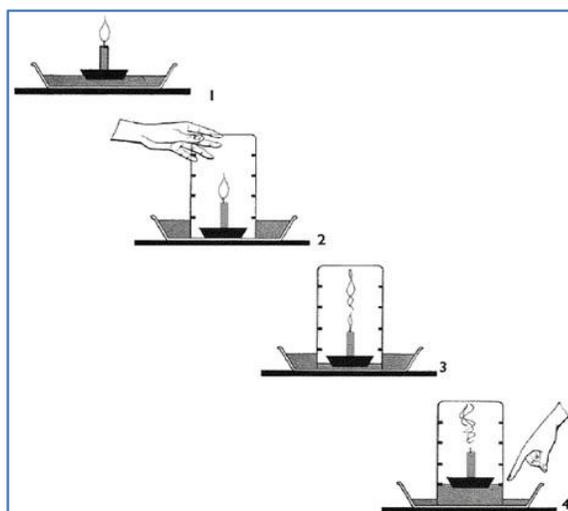


Figura 22. Experimento de la vela encendida.

https://centroderecursos.educarchile.cl/bitstream/handle/20.500.12246/37821/articles-59867_imagen_0.gif?sequence=1&isAllowed=y



Actividad de reforzamiento.

Realiza la siguiente actividad experimental, pon atención y cuidado en las instrucciones:

- A. Coloca la vela sobre un plato hondo, agrega agua (con un 1 cm de altura es suficiente). Enciende la vela.
- B. Cuando la llama tenga buen tamaño, tápala rápidamente con un vaso de vidrio, éste debe ser más alto que la vela.
- C. Pon atención a lo siguiente:

1) ¿En qué momento sube el agua con mayor rapidez?

2) ¿Qué sucede justo al tapar la vela?

Este experimento es muy conocido y muchos suelen dar la siguiente explicación:

La vela encendida consume el oxígeno del aire dentro del vaso hasta que lo agota. Como ya no hay oxígeno en el aire, la presión disminuye y el agua entra al vaso a ocupar el volumen liberado por el O_2 . ¿Suena lógico? Tal vez. Sin embargo, esa explicación es incorrecta.

Te reto a que hagas el experimento y lleves a cabo un proceso de indagación científica para encontrar por qué esta hipótesis es falsa.

¿Qué argumentos contradicen la hipótesis?

¡Todo comienza por una buena observación!

Aprendizaje 3. Reconoce la importancia de la ciencia y el uso de argumentos basados en evidencias para discutir y resolver problemas de importancia económica, social y ambiental, al estudiar el debate en torno del efecto invernadero y el cambio climático.

Gases de efecto invernadero: Vapor de agua, dióxido de carbono y clima.

Además de impedir el paso de la radiación nociva de longitud de onda corta, la atmósfera es esencial para mantener una temperatura moderada y razonablemente uniforme en la superficie del planeta. En general, la Tierra se encuentra en equilibrio térmico con su entorno. Esto significa que nuestro planeta irradia energía hacia el espacio a una rapidez igual a la rapidez con que absorbe energía del Sol.

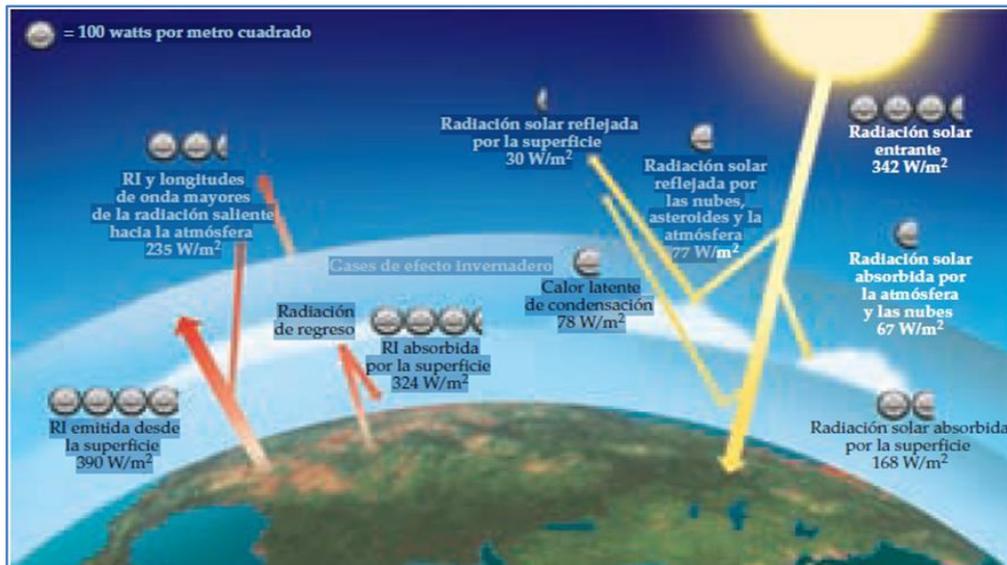


Figura 23. Equilibrio térmico de la Tierra.
La cantidad de radiación que llega a la superficie del planeta es aproximadamente igual a la cantidad de energía radiada hacia el espacio.
Fuente: Brown T. L., et al 2014.

La figura 23, muestra la distribución de la radiación hacia y desde la superficie de la Tierra y la porción de la radiación infrarroja que abandona la superficie es absorbida por el vapor de agua (H_2O) en la atmósfera y el dióxido de carbono (CO_2). Al absorber tal radiación, estos dos gases atmosféricos ayudan a conservar una temperatura uniforme y confortable en la superficie al mantener cautiva la radiación infrarroja, percibida como calor.

La influencia del vapor de agua (H_2O), dióxido de carbono (CO_2) y otros gases atmosféricos sobre la temperatura de la Tierra se denomina efecto invernadero, porque para atrapar la radiación infrarroja, estos gases actúan de forma muy similar

al vidrio de un invernadero. Asimismo, estos gases se conocen como gases de invernadero.

El vapor de agua es el que más contribuye al efecto invernadero. La presión parcial del vapor de agua (H_2O) en la atmósfera varía de manera importante de un sitio a otro y de un momento a otro, pero por lo general, es más elevada cerca de la superficie terrestre y disminuye en gran medida al aumentar la altura. Debido a que el vapor de agua (H_2O) absorbe mucha radiación infrarroja, desempeña el principal papel en el mantenimiento de la temperatura atmosférica durante la noche, cuando la superficie emite radiación hacia el espacio y no recibe energía solar.

En climas desérticos muy secos, donde la concentración de vapor de agua (H_2O) es baja, se siente bastante calor durante el día, pero mucho frío durante la noche. En ausencia de una capa de vapor de agua (H_2O) que absorba y luego irradia parte de la radiación infrarroja de regreso a la Tierra, la superficie pierde esta radiación en el espacio y se enfría muy rápido.



Actividad de reforzamiento.

Contesta el siguiente cuestionario.

1) ¿Cuál es la función de la atmósfera terrestre?

2) ¿Qué significa equilibrio térmico?

3) ¿Cuál es la importancia del vapor de agua y dióxido de carbono presentes en la atmósfera?

4) ¿Qué significa el efecto invernadero?

5) ¿Qué papel desempeña el vapor de agua (H₂O) cuando absorbe mucha radiación infrarroja?

Cambio Climático.

El dióxido de carbono (CO₂) desempeña un papel secundario pero muy importante en el mantenimiento de la temperatura de la superficie.

La quema de combustibles fósiles a nivel mundial, principalmente carbón y petróleo, a una prodigiosa escala en la era moderna ha incrementado marcadamente el nivel de dióxido de carbono (CO₂) en la atmósfera.

Para tener una idea de la cantidad de CO₂ producido, por ejemplo, por la combustión de hidrocarburos y otras sustancias que contienen carbono, las cuales son componentes de los combustibles fósiles, considera la combustión del butano, (C₄H₁₀). La combustión de 1.00 g de butano (C₄H₁₀) produce 3.03 g de CO₂. De forma similar, un galón (3.78 L) de gasolina (densidad de 0.7 g/mL y composición aproximada de octano (C₈H₁₈) produce cerca de 8 kg de CO₂.

La quema de combustibles fósiles libera al año alrededor de 2.2×10^{16} g (22 mil millones de toneladas) de CO₂ a la atmósfera anualmente, en su mayoría proveniente de los vehículos de transporte (figura 24).



Figura 24. Fuentes emisoras de CO₂.

<https://www.monografias.com/trabajos94/sobre-calentamiento-global/sobre-calentamiento-global>

La mayor parte del CO₂ lo absorben los océanos o lo utilizan las plantas. No obstante, en la actualidad se genera CO₂ mucho más rápido de lo que se puede absorber o emplear.

El análisis del aire atrapado en los glaciares de la Antártida y de Groenlandia hace posible determinar los niveles atmosféricos de CO₂ durante los últimos 160,000 años. Estas mediciones muestran que el nivel de CO₂ ha permanecido casi constante desde la última era del hielo, aproximadamente hace 10,000 años, hasta casi el inicio de la revolución industrial, hace menos de 300 años. Desde entonces, la concentración de CO₂ ha aumentado alrededor de 30%, hasta alcanzar un máximo en la actualidad de aproximadamente 386 ppm.

Existe consenso entre los científicos de que este incremento de CO₂ en la atmósfera ya está alterando el clima de la Tierra y que podría ser responsable del aumento observado en la temperatura del aire promedio global de 0.3 a 0.6°C con respecto al siglo pasado.

Con frecuencia, los científicos utilizan el término cambio climático en lugar de calentamiento global para referirse a este efecto, porque mientras la temperatura global de la Tierra se eleva, afecta a los vientos y a las corrientes oceánicas, de manera que algunas zonas se enfrían y otras se calientan.

De acuerdo con las expectativas presentes y futuras de uso de combustibles fósiles, se espera que el nivel de CO₂ atmosférico se duplique a partir de su nivel actual entre los años 2050 y 2100. Los modelos por computadora predicen que este aumento dará como resultado un incremento en la temperatura promedio global de 1 a 3 °C.

Como existen demasiados factores a la hora de determinar el clima, es imposible predecir con certeza qué cambios ocurrirán debido a este calentamiento. Sin embargo, queda claro que la humanidad ha adquirido el potencial para modificar de manera sustancial el clima del planeta debido al cambio en las concentraciones de CO₂ y otros gases que atrapan el calor en la atmósfera.

La amenaza del cambio climático provocado por el CO₂ atmosférico ha provocado una considerable investigación enfocada en las diversas formas de capturar este gas desde sus fuentes de combustión más grandes y almacenarlos a gran profundidad bajo tierra o debajo del subsuelo marino.

También existe mucho interés en el desarrollo de nuevas formas de utilización del CO₂ como materia prima. Sin embargo, los casi 115 millones de toneladas de CO₂ empleadas al año por la industria química son una pequeña fracción de los cerca de 24 mil millones de toneladas anuales de emisiones de CO₂. Probablemente, el empleo del CO₂ como materia prima nunca será suficiente para reducir su concentración atmosférica.



Actividad de reforzamiento.

Contesta el siguiente cuestionario.

1. ¿Qué función desempeña el dióxido de carbono (CO_2) en la atmósfera terrestre?

2. Menciona 3 ejemplos de fuentes que producen CO_2 :

3. ¿Cuál es la razón de cambiar el término de calentamiento global por cambio climático?

4. ¿Menciona 3 propuestas en la actualidad para utilizar el dióxido de carbono (CO_2)?

COMPUESTOS DEL OXÍGENO Y CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS.

Aprendizaje 4. Clasifica a los elementos como metales y no metales con base en sus propiedades y ubica su distribución como tendencia en la tabla periódica al analizar diferentes propuestas de clasificación.

Clasificación de los elementos en metales y no metales.

La clasificación de los elementos, en metales y no metales, se hace con base en sus propiedades físicas y químicas, contrastando las diferencias y similitudes entre ellos.

En la tabla periódica existe una división en forma de escalera. Todos aquellos elementos que se encuentran del lado izquierdo de esta división son metales y los que se encuentran a la derecha son no metales, como se observa en la Figura 25, aunque existe un pequeño grupo de elementos, que van del boro al astato, se observa una estructura de escalera y son los elementos llamados metaloides.

1	METALES																NO METALES						18
2	METALES																NO METALES						18
3	METALES																NO METALES						18
4	METALES																NO METALES						18
5	METALES																NO METALES						18
6	METALES																NO METALES						18
7	METALES																NO METALES						18
Lantánidos																							
Actínidos																							

Figura 25. División en la tabla periódica de los metales, no metales y metaloides. <http://angelicacienciaatualcancez.blogspot.com/2012/02/metales-no-metales-y-metaloides.html>

Algunas de las propiedades que distinguen a los metales y a los no metales se mencionan a continuación:

Las propiedades de los metales tienen apariencia lustrosa (brillo), son sólidos a temperatura ambiente (con excepción del mercurio que es líquido), son buenos conductores del calor y de la electricidad, son maleables (se pueden aplanar hasta formar láminas delgadas) y dúctiles (se pueden extender en alambres).

De los 118 elementos conocidos, sólo 25 son no metálicos. A diferencia de los metales, la química de estos elementos es muy diversa.

A pesar de que representan un número muy reducido, la mayoría de los elementos esenciales para los sistemas biológicos son no metales (H, C, N, P, O, S, Cl y I). En este grupo también se incluyen los elementos menos reactivos, los gases nobles.

Las propiedades únicas del hidrógeno lo dejan aparte del resto de los elementos de la tabla periódica.

Las propiedades de los no metales son más variadas que las de los metales. Sus puntos de fusión son más bajos que los correspondientes a los metales (aunque el diamante, una forma del carbono, se funde a 3570 °C).

En condiciones ordinarias, existen siete no metales como moléculas diatómicas.

Cinco de ellos son gases (H_2 , N_2 , O_2 , F_2 y Cl_2), uno es un líquido (Br_2), y uno más es un sólido volátil (I_2).

Si excluimos a los gases nobles, los no metales restantes son sólidos que pueden ser duros, como el diamante, o blandos, como el azufre.

Los no metales pueden ser sólidos, líquidos o gases, no son brillantes, son malos conductores del calor y la electricidad, y pueden tener números de oxidación tanto positivos como negativos.

Un pequeño grupo de elementos, llamados metaloides, tienen propiedades características tanto de metales como de no metales.

Los metaloides boro, silicio, germanio y arsénico son elementos semiconductores.



Actividad de reforzamiento.

1) Investiga y completa la siguiente tabla de acuerdo a las propiedades que permitan reconocer a los elementos como metálicos o no metálicos.

Propiedad física	Metales	No metales	Ejemplos
Brillo			
Conductividad			
Estado físico			
Maleabilidad			
Tenacidad			

2. Clasifica a los siguientes elementos como metales o no metales y escribe su símbolo químico:

Elemento	Símbolo químico	metal/no metal
Boro		
Berilio		
Calcio		
Cobre		
Yodo		
Carbono		
Potasio		
Azufre		
Litio		
Hierro		
Cerio		
Manganeso		
Fósforo		
Aluminio		
Flúor		
Uranio		
Estroncio		
Oro		

Las propiedades físicas solas son insuficientes para clasificar a los elementos como metales o no metales, así que, a lo largo de la historia, algunos científicos como Lavoisier (1789), Döbereiner (1829), Chancourtois (1862) y Newlands (1864) intentaron clasificar a los elementos.

3. Investiga y completa la siguiente tabla, resaltando en qué se basaron estos científicos para hacer sus clasificaciones y qué problemas tuvieron las mismas.

	Lavoisier (1789)	Döbereiner (1829)	Chancourtois (1862)	Newlands (1864)
¿En qué se basó para hacer su clasificación?				
Principal problema				

Aprendizaje 5. Emplea la tabla periódica como un instrumento para obtener información de los elementos y predecir comportamientos.

Estructura de la tabla periódica.

En cada grupo se colocan los elementos de propiedades análogas, y cada período se construye colocando elementos que aumentan en una unidad el número atómico del elemento precedente.

Esta ordenación se realiza extendiendo los períodos largos de Mendeleev, evitando así que aparezcan mezclados elementos metálicos y no metálicos, y que la distribución electrónica periódica, principal responsable de sus propiedades, sea más coherente.

Períodos.

Los períodos se designan por números correlativos del 1 al 7. En ellos los elementos presentan propiedades diferentes que varían progresivamente desde el comportamiento metálico hasta el comportamiento no metálico, para acabar siempre con un gas noble.

El nivel energético en el que se encuentran los electrones de valencia en los elementos de un periodo dado es el mismo, ya que uno posee un electrón de valencia más que el anterior. Este electrón recibe el nombre de electrón diferenciador y es el responsable de la diferencia entre las propiedades de elementos correlativos en un periodo.

Los elementos de un período, se caracterizan por tener electrones en el mismo nivel más externo, que es precisamente el número que designa cada período. Así, los elementos del período 1 tienen electrones sólo en el nivel 1, los del período 2 tienen electrones ocupando hasta el nivel 2, los del tercer período tienen electrones hasta el nivel 3, y así sucesivamente.

Grupos.

Las columnas verticales, conocidas como grupos o familias, de acuerdo con sus semejanzas en las propiedades químicas. Los grupos se designan mediante números correlativos del 1 al 18.

Los elementos que componen cada grupo tienen (con escasas excepciones), similares propiedades químicas, debido a que todos coinciden en los electrones de valencia.

- ❖ Los grupos 1 y 2 corresponden a los elementos metálicos.
- ❖ Los metales de transición ocupan los grupos 3 al 12.
- ❖ Los no metales y los semimetales ocupan los grupos 13 al 17.
- ❖ El grupo 18 está constituido por los gases nobles.



Actividad de reforzamiento.

1. Reflexiona ¿Cuál es la importancia de clasificar?

2. ¿Qué es la tabla periódica?

3. ¿Qué son los grupos o familias?

4. ¿Qué son los períodos en la tabla periódica?

Propiedades periódicas.

Ya sabemos que algunas propiedades físicas y químicas se repiten con cierta regularidad a lo largo de los grupos y los periodos. La razón de su regularidad reside en la configuración electrónica y en el número atómico del elemento. Las propiedades periódicas más importantes son: el radio atómico, la energía de ionización, la afinidad electrónica, la electronegatividad y el carácter metálico.

1. El radio atómico.

Es la distancia que existe entre el núcleo y la capa de valencia (la más externa). La figura 26 muestra el radio atómico

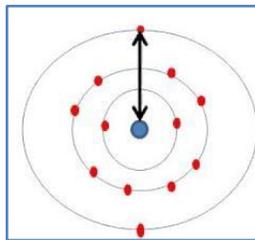


Figura 26. Radio atómico

<https://www.youtube.com/watch?v=HVdRUa1pxdY>

En un grupo: el radio atómico aumenta al descender, pues hay más capas de electrones. En un período: el radio atómico aumenta hacia la izquierda pues hay las mismas capas, pero menos protones para atraer a los electrones. En la figura 27 se observa el comportamiento del radio atómico en la tabla periódica

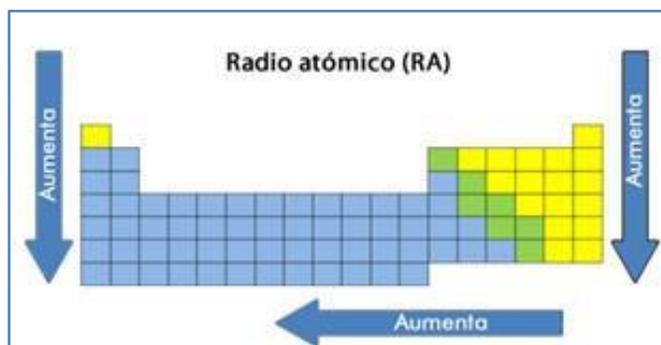


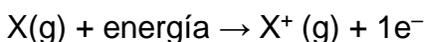
Figura 27. Muestra el comportamiento de aumento del radio atómico en los grupos y períodos en la tabla periódica.

<https://www.portaleducativo.net/primer-medio/35/propiedades-periodicas>

2. La energía de ionización.

Es la energía necesaria para separar totalmente el electrón más externo del átomo en estado gaseoso. Como resultado, se origina un ion gaseoso con una carga positiva (catión).

Una manera de expresar esta información es la siguiente:



Si el electrón está débilmente unido, la energía de ionización es baja; si el electrón está fuertemente unido, la energía de ionización es alta.

En un grupo: La energía de ionización disminuye al aumentar el número atómico, ya que los electrones externos están cada vez más alejados del núcleo y por lo tanto cada vez menos atraídos por el núcleo (será más fácil extraerlos).

En un período: La energía de ionización aumenta al aumentar el número atómico, ya que para un mismo período los electrones se colocan en la misma capa de valencia y al ir aumentando la carga positiva del núcleo, la atracción de ésta sobre los electrones será cada vez mayor.

En la figura 28 se observa el comportamiento de la energía de ionización en la tabla periódica.

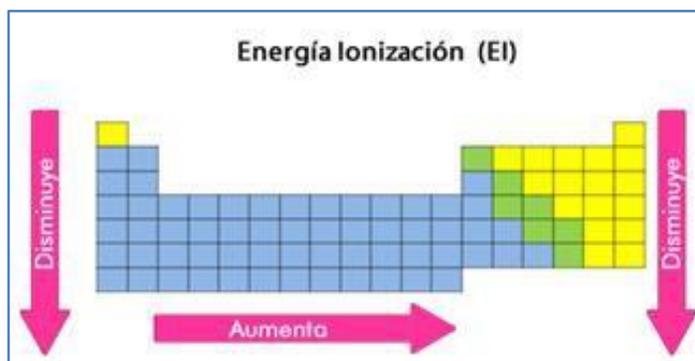
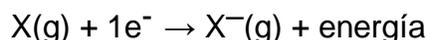


Figura 28. Muestra el comportamiento de aumento y disminución de la energía de ionización en los grupos y periodos en la tabla periódica.

<https://www.portaleducativo.net/primer-medio/35/propiedades-periodicas>

3. Afinidad electrónica.

Es la energía que se libera cuando un átomo en estado gaseoso capta un electrón, formándose un ion gaseoso negativo. El átomo se convertirá en un anión. Una representación general de este proceso, en términos energéticos, es la siguiente:



Está comprobado que, a mayor electronegatividad, mayor es la tendencia que tiene el átomo para aceptar un electrón.

En un grupo: La afinidad electrónica disminuye de arriba hacia abajo a medida que aumenta el número atómico (Z).

En un período: La afinidad electrónica aumenta a medida que aumenta el número atómico (Z). Se observa el comportamiento de la energía de ionización en la tabla periódica en la figura 29.

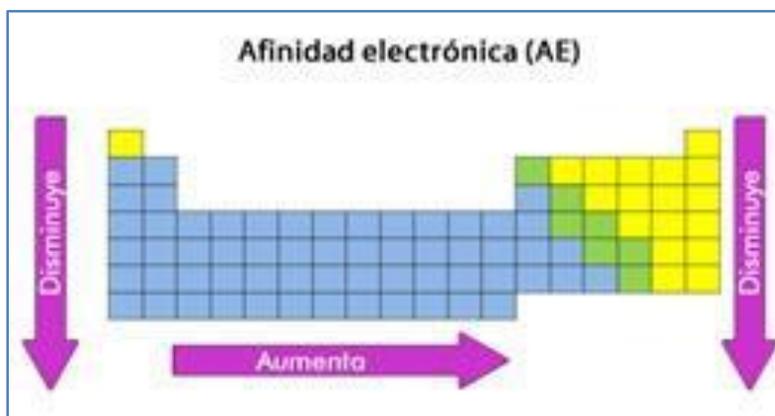


Figura 29. Muestra el comportamiento de aumento y disminución de la afinidad electrónica en los grupos y periodos en la tabla periódica.

<https://www.portaleducativo.net/primer-medio/35/propiedades-periodicas>

4. Electronegatividad.

Es la capacidad que tiene uno de sus átomos de atraer, en un enlace químico covalente, electrones compartidos con otros átomos.

La electronegatividad se determina en la escala de Pauling. Al flúor (F), el elemento más electronegativo, se le asigna el valor 4.0, al Francio (Fr), el menos electronegativo, le corresponde el 0.7.

En un grupo: La electronegatividad disminuye al descender, pues el núcleo estará más alejado y atraerá menos a un electrón.

En un periodo: La electronegatividad aumenta hacia la derecha pues hay las mismas capas, pero más protones para atraer a los electrones y lo hacen con mayor facilidad. Se observa el comportamiento de la energía de ionización en la tabla periódica en la figura 30.

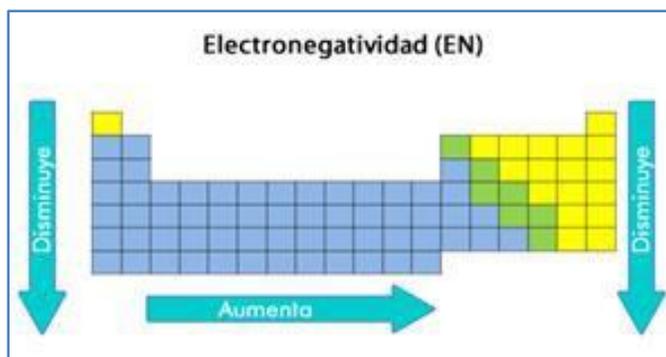


Figura 30. Muestra el comportamiento de aumento y disminución de la afinidad electrónica en los grupos y periodos en la tabla periódica.
<https://www.portaleducativo.net/primer-medio/35/propiedades-periodicas>

5. Carácter metálico.

Los metales y los no metales se distinguen entre sí por sus propiedades físicas y químicas, que varían gradualmente a lo largo de la Tabla Periódica, desde las propias de los metales a la izquierda de la tabla, hasta las que definen a los no metales a la derecha.

Esta variación gradual de las propiedades hace que algunos elementos no correspondan exactamente con metales ni con no metales, por lo que reciben el nombre de semimetales. Los semimetales son los elementos siguientes: B, Al, Si, Ge, As, Sb, Te, Po y At.

El hidrógeno ($Z = 1$) no dispone de una posición clara en la Tabla Periódica, ya que corresponde al grupo I, alcalinos y su capacidad para formar catión (H^+).

También tiene cabida en el grupo VII, halógenos, por su capacidad para formar anión (H^-).

Los gases nobles forman un grupo aparte caracterizado por su gran estabilidad, ya que no forman compuestos con otros elementos. Hoy día sabemos que esta propiedad no se cumple estrictamente, puesto que el kriptón y el xenón forman algunos compuestos con los elementos más electronegativos, el flúor y el oxígeno.



Actividad de reforzamiento.

Ten a la mano tu tabla periódica y responde las siguientes cuestiones.

1. ¿A qué se llama propiedad periódica?

2. De acuerdo con la posición en la tabla periódica de los elementos: Na, Mg, Al, Si, P, S y Cl, responde lo siguiente:

a) ¿Cómo varía el radio atómico?

b) ¿Cómo varía la electronegatividad?

c) ¿Cómo varía la energía de ionización?

3. De acuerdo con la posición con la tabla periódica de los elementos: Li, Na, K, Rb Cs y Fr, indica lo siguiente:

a) ¿Cómo varía el radio atómico?

b) ¿Cómo varía la electronegatividad?

c) ¿Cómo varía la energía de ionización?

4. Para el grupo de elementos: Ca, Zn, N, S y Br responde lo siguiente:

a) ¿Cuál de ellos es más electronegativo? argumenta tu respuesta.

b) ¿Cuál de ellos posee un mayor radio atómico? argumenta tu respuesta

c) ¿Cuál de ellos tiene mayor carácter metálico? argumenta tu respuesta

Aprendizaje 6. Comprende el potencial de los seres humanos para modificar su ambiente al obtener y caracterizar óxidos metálicos y no metálicos mediante su reacción con agua y la identificación del carácter ácido o básico de los productos.

Óxidos metálicos y óxidos no metálicos.

El oxígeno es un elemento muy activo, se encuentra en la naturaleza combinado con otros elementos, es el responsable de la combustión de muchos materiales, la descomposición de tejidos muertos, la corrosión de metales y la respiración, entre otros, es entonces gracias al oxígeno que podemos vivir.

Casi todos los elementos químicos, excepto los gases inertes, forman combinaciones estables con el elemento oxígeno, generando la formación de óxidos, compuestos más abundantes en la corteza terrestre.

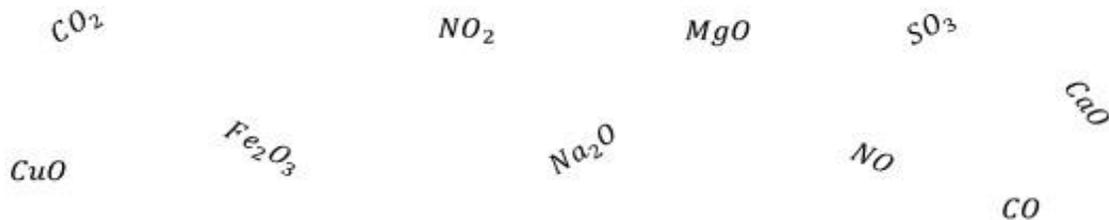
Un óxido es un compuesto binario que contiene uno o más átomos de oxígeno y otro elemento de la tabla periódica, si este es metal forma los llamados óxidos básicos o metálicos, mientras que si se combina con un no metal formará un óxido ácido o anhídrido.



Actividad de reforzamiento.

1. Investiga cinco óxidos que interactúen en tu vida cotidiana

2. De las siguientes sustancias identifica cuales son óxidos metálicos y no metálicos.



Óxidos metálicos	Óxidos no metálicos

Propiedades físicas y químicas de los óxidos.

Antoine-Laurent de Lavoisier descubrió que la calcinación de metales y la combustión de los no metales estaban relacionados entre sí, ya que se trataba de la combinación del oxígeno con cualquier otro elemento, ya sea metálico (M) o no metálico (X) para formar óxidos.

La calcinación de un metal se representa así: $M + O_2 \rightarrow MO_2$

Y la combustión de no metal se representa así: $X + O_2 \rightarrow XO_2$

Los dos tipos de óxidos, se pueden preparar por reacción directa entre los elementos que los constituyen y el oxígeno, teniendo diferentes propiedades, por ejemplo, los óxidos metálicos son sólidos, mientras que los no metálicos son gaseosos, por lo que se trata de dos grupos de sustancias con características diferentes. En este caso, la estructura microscópica de los óxidos metálicos es de red cristalina entre las partículas del oxígeno y del metal, en la cual existe una fuerza de atracción grande, hecho que explica el estado sólido.

Por otra parte, los óxidos no metálicos, están constituidos por millones de moléculas, que se encuentran en constante movimiento, chocando unas con otras, debido a que las fuerzas intermoleculares (fuerzas de Van der Waals) que son sumamente débiles, lo cual explica su estado gaseoso.

Habrás observado también, la diferencia de los tipos de óxidos cuando reaccionan con agua, el papel tornasol da indicio de ello, éste es muy utilizado para cuando no es necesario un valor de pH preciso. El papel tornasol es un instrumento que se usa en el laboratorio para conocer el pH que tienen diversas soluciones. Representa uno de los más antiguos indicadores ácido-base, existe el papel rojo y el azul.

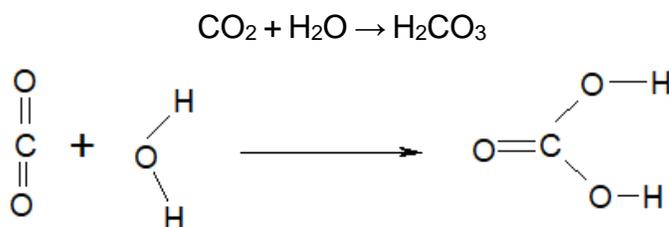
El tornasol es extraído de distintas especies de líquenes, las cuales provienen de Holanda, con este tornasol, se impregna el papel poroso con el cual se realiza la medición del pH, si el papel tornasol rojo toma una coloración azul, indica que se está en presencia de una solución de tipo ácido, cuando el color del papel cambia de azul a rojo, es indicador de que la solución es una base.

El cambio ocurre a causa de que los iones reaccionan y producen un cambio en la disposición de los átomos que se encuentran presentes en el indicador.

En el caso de los óxidos metálicos, que tienen enlace iónico, existen iones O^{2-} , es decir, átomos de oxígeno que han ganado dos electrones cada uno. Estos iones, al entrar en contacto con las moléculas de agua, les quitan un ion hidrógeno, H^+ , con los que se forman los iones hidróxido $(OH)^-$, que son los responsables de las propiedades básicas de las disoluciones.



Sin embargo, los óxidos no metálicos, poseen enlace covalente y al combinarse con agua forman ácidos. Por ejemplo, cuando las moléculas del dióxido de carbono, CO_2 (óxido no metálico), se combinan con las del agua, se realiza el siguiente proceso.



Algunos óxidos no demuestran comportamiento como ácido o base, éstos no son comunes en la naturaleza, sin embargo, se forman cuando participa en el compuesto un elemento anfótero. Los óxidos anfóteros pueden actuar como ácido o base según con lo que se les haga reaccionar, su electronegatividad tiende a ser neutra y estable, tienen punto de fusión bajo y diversos usos. Un ejemplo es el óxido de aluminio (Al_2O_3).

En conclusión, la mayor parte de los óxidos se clasifican como ácidos o básicos, dependiendo de si producen ácidos o bases cuando se disuelven en agua o si reaccionan como ácidos o como bases en ciertos procesos. Algunos óxidos son anfóteros, lo que significa que tienen propiedades tanto ácidas como básicas.



Actividad de reforzamiento.

Lee el siguiente caso: Después de que se habló en clase de la clasificación de los compuestos químicos más comunes y de que los óxidos se consideran los más abundantes en la naturaleza, a Luisa le han surgido algunas dudas al respecto.

¿Se podrían obtener algunos óxidos dentro del laboratorio en su escuela? ¿Se podrá de alguna manera diferenciar experimentalmente a los óxidos metálicos de los óxidos no metálicos?

1. Observa la tabla periódica que usas en tus clases, dibuja el contorno de una tabla y posteriormente colorea de rojo el área correspondiente a los elementos metálicos y de azul los no metálicos.

2. Localiza en la tabla de arriba al magnesio, azufre, cobre, sodio y carbono.

a) ¿Cómo podrías obtener óxidos a partir de dichos elementos?

b) ¿Qué estado físico tendrá el producto de la oxidación de los elementos metálicos? ¿Y la de los no metálicos?

c) Completa la siguiente tabla con lo que se solicita.

Elemento y símbolo	Óxido metálico o no metálico	Estado físico del óxido
Magnesio		
Azufre		
Sodio		
Cobre		
Carbono		

Formulación de óxidos.

Los óxidos se forman con casi todos los elementos de la tabla periódica, unido químicamente al ion óxido (O^{2-}).

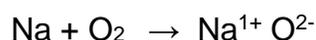
Nota: El oxígeno tiende a aceptar dos electrones para formar el ion óxido (O^{2-}).

Entonces tenemos que para la formación de óxidos utilizaremos la siguiente estructura:

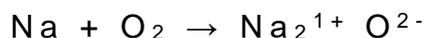
elemento metal como ion + ion óxido (O^{2-}) → óxido metálico u óxido básico

elemento no metal como ion + ion óxido (O^{2-}) → óxido no metálico u
óxido ácido

Observa el siguiente ejemplo para la formación del óxido de sodio, cuya ecuación química se representa así:



Debes recordar que el sodio Na, por ser un metal y estar en el grupo 1, pierde 1 electrón (carga negativa), por lo cual se queda con un exceso de 1 carga positiva, es decir, se forma el catión Na^{1+} , en tanto el oxígeno se encuentra con carga 2-, por lo cual, la fórmula del óxido de sodio queda:



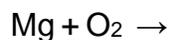
Porque la suma de cargas queda 2 átomos de sodio $(1+) = 2+$ y más dos cargas negativas del oxígeno = Cero.

Entonces la fórmula del óxido de sodio queda: Na_2O .



Actividad de Reforzamiento

1. Al llevar a cabo las reacciones de oxidación de los elementos anteriores, completa las siguientes ecuaciones:



2. ¿Qué tipo de producto se forma en las reacciones anteriores?

3. Como ya sabes el magnesio, el sodio y el cobre son elementos metálicos ¿Qué propiedades tienen en común los óxidos metálicos?

4. ¿Qué ocurre químicamente a un óxido metálico cuando reacciona con agua?

5. Observa la siguiente ecuación y contesta:



a) ¿Qué tipo de óxido está reaccionando?

b) ¿Con qué reacciona el Na_2O ?

c) ¿Qué tipo de compuesto es el producto que se forma?

d) ¿Cómo se llama el producto?

e) Si se usa papel tornasol, para comprobar si se trata de un ácido o una base, ¿qué color de papel se deberá usar? ¿Cómo cambiará?

6. El azufre y el carbono son elementos no metálicos. Escribe dos propiedades físicas que tienen en común los óxidos no metálicos.

7. ¿Con qué otro nombre se les conoce a los óxidos no metálicos?

8. ¿Qué tipo de sustancia se produce cuando reacciona un óxido no metálico con agua? Debido a esta propiedad, también son llamados óxidos ácidos.

Cuando se modifica el medio ambiente al obtener y caracterizar óxidos no metálicos mediante su reacción con agua tenemos la formación de la lluvia ácida.

Lluvia ácida.

Recuerda que el oxígeno del aire es lo que permite la formación de óxidos, y que el aumento de temperatura hace que las reacciones químicas en general y la oxidación en particular ocurran más rápido. La atmósfera es un sistema dinámico que está en constante cambio. Funciona como un reactor en el cual la radiación solar aporta la energía, mientras que las materias primas provienen del entorno natural y de emisiones antropogénicas.

El CO_2 , SO_2 y los óxidos de nitrógeno (NO_x) son gases que se oxidan y se incorporan a las gotas de lluvia como ácido carbónico H_2CO_3 , ácido sulfúrico H_2SO_4 y ácido nítrico HNO_3 . Estas reacciones en las que los óxidos no metálicos se transforman en ácidos ocurren en el agua de la troposfera.

El gran desarrollo industrial, con la consecuente producción de óxidos no metálicos, han generado la lluvia ácida con graves consecuencias para el hombre. Como se indica en la figura 31.

Cada año la lluvia ácida causa pérdidas de cientos de millones de dólares por daños a las construcciones y monumentos de piedra en todas partes del mundo. La lluvia ácida también es perjudicial para la vegetación y la vida acuática.

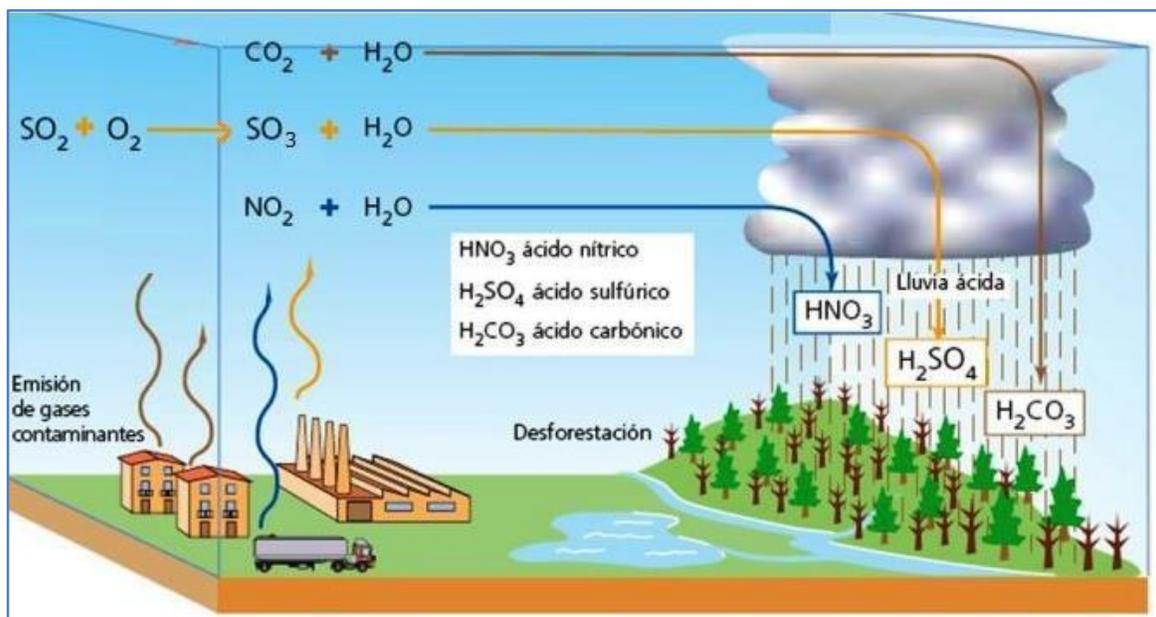


Figura 31. Muestra la emisión de gases contaminantes y la formación de la lluvia ácida.

<https://blogdidactico.com/gases-que-provocan-la-lluvia-acida>



Actividad de reforzamiento.

1. ¿Qué es la lluvia ácida?

2. El Partenón de Atenas es un monumento de mármol, con 2500 años de antigüedad. Explica por qué está sufriendo un deterioro mucho mayor en los últimos 30 años que en los siglos anteriores.

3. Indica cuáles son los gases contaminantes y escribe las reacciones químicas en la lluvia ácida.

Aprendizaje 7. Utiliza la simbología química para escribir ecuaciones que representan la transformación de sustancias, y la nomenclatura Stock para nombrar y escribir fórmulas de óxidos e hidróxidos, la tradicional para oxiácidos.

Dime con quién andas, y te diré qué compuesto eres.

La nomenclatura química es un conjunto de reglas que se aplican para nombrar y representar con símbolos y fórmulas a los elementos y compuestos químicos.

Entre las nomenclaturas aceptadas por la IUPAC (abreviatura en inglés de International Union of Pure and Applied Chemistry, Unión Internacional de Química Pura y Aplicada), se verán dos de las más usadas: la nomenclatura Stock y la nomenclatura tradicional. Pero antes, veremos algunas consideraciones importantes que nos servirán de ayuda para revisar la nomenclatura.

Comencemos con la diferencia entre el número de oxidación y la carga del ion.

El número de oxidación o estado de oxidación es un número entero que representa el número de electrones que un átomo gana o pierde en el proceso de formación de un compuesto. Es positivo si el átomo pierde o comparte electrones con un átomo más electronegativo y el ion formado se denomina catión. Por el contrario, es negativo si el átomo gana o comparte electrones con un átomo que tenga baja electronegatividad y el ion formado se denomina anión.

En los iones monoatómicos, la carga coincide con el número de oxidación. Así, para evitar confusión entre el número de oxidación y la carga del ion, la IUPAC designa para el número de oxidación el signo + o - a la izquierda del número y la carga de los iones, o número de carga, el signo a la derecha del dígito. Veamos la siguiente imagen de ejemplo:



Como apreciamos en la imagen, para un ion monoatómico como el sodio, el estado de oxidación es +1 y la carga del ion es 1+, por tanto, se pueden usar indistintamente. Pero, en el caso del ion poliatómico carbonato (CO_3), el estado de oxidación del oxígeno es -2, el del carbono +4, mientras que la carga del ion carbonato es 2-.

En nomenclatura Stock, es necesario tener claro el concepto de número de oxidación, pues se debe indicar el estado de oxidación del átomo central. Así, con esta nomenclatura podemos nombrar y escribir las fórmulas de los óxidos e hidróxidos.

Nomenclatura Stock de óxidos.

En el caso de los óxidos, dependiendo del catión podemos tener dos especies, los óxidos metálicos (básicos) y los óxidos no metálicos (ácidos). Cuando se combina un catión metálico con un oxígeno, da origen a un óxido metálico, mientras que, si el catión se trata de un no metal, se origina un óxido no metálico. Observemos la figura 32.

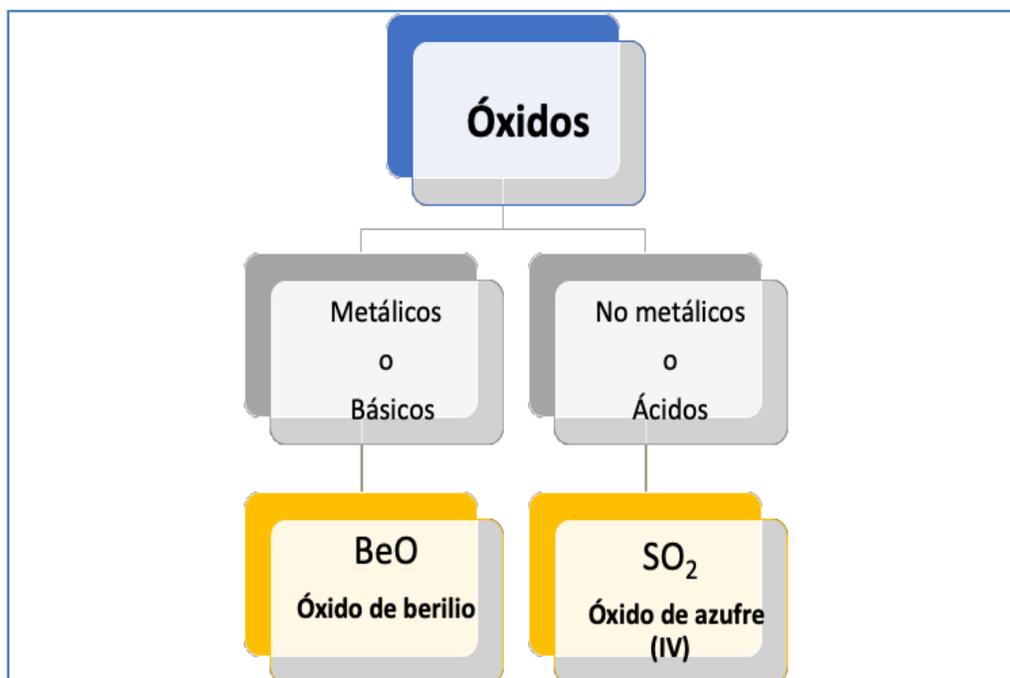


Figura 32. Nomenclatura Stock de óxidos

En la fórmula, se escribe primero la parte positiva (el metal o no metal) y después la parte negativa (el oxígeno). Posteriormente, los estados de oxidación o las cargas de los iones (dependiendo el caso), se cruzan al escribir la fórmula de un compuesto y quedan como subíndices. Hagamos dos ejemplos:

1) Formación de óxido metálico

Metal + oxígeno → óxido metálico



simplificación

2) Formación de óxido no metálico

No metal + oxígeno → óxido no metálico



simplificación

Hay casos donde, después del entrecruzamiento los subíndices quedan o numéricamente iguales o son pares, por lo que se pueden simplificar.

Ahora bien, en el nombre, primero se escribe la parte negativa (el oxígeno) seguido de la preposición “de” y después la parte positiva “el metal”. Hay casos dónde, existen óxidos de un mismo elemento, como es el caso del azufre, por lo que es necesario identificar el número de oxidación del catión e indicarlo al final del nombre con número romano y entre paréntesis.

1) Formación de óxido metálico



2) Formación de óxidos no metálicos



Actividad de reforzamiento.

1. Completa la siguiente tabla de formación de óxidos utilizando la nomenclatura Stock, como se observa en el ejemplo.

Elemento	No. de oxidación	Fórmula química	Nombre	Tipo de óxido (básico o ácido)
Ca	+2	CaO	óxido de calcio	óxido básico
S	+4			
Na				
Ni	+3			
Cu	+1			
C	+4			
N	+5			

2. Escribe la formula química de los siguientes óxidos.

óxido de zinc _____

óxido de boro _____

óxido de cobalto (III) _____

óxido de cloro (VII) _____

óxido de hierro (II) _____

óxido de estroncio _____

óxido de bromo (V) _____

óxido de estaño (IV) _____

óxido de fósforo (V) _____

óxido de bismuto (V) _____

Nomenclatura Stock de hidróxidos.

Ahora veamos el caso de los hidróxidos, para lo cual analizaremos la figura 33.

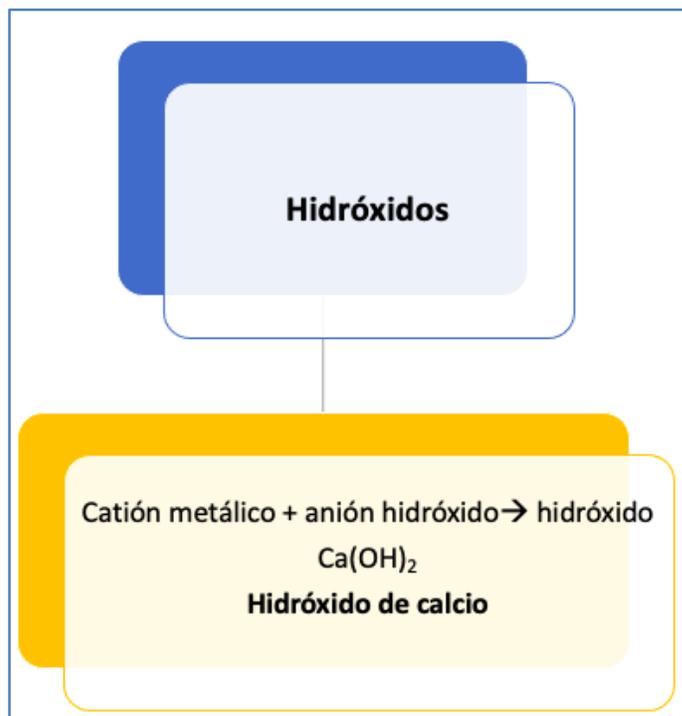
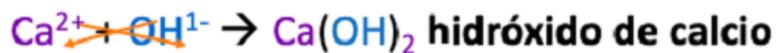


Figura 33. Nomenclatura Stock de hidróxidos

Para la formación de hidróxidos, existe la combinación de un catión metálico con un anión hidróxido. En la fórmula, primero se escribe la parte positiva (el metal) y después la parte negativa (el hidróxido). Se cruzan los estados de oxidación o las cargas de los iones y quedan como subíndices. Recordemos

que el “uno” no se escribe. En el nombre, se escribe primero la parte negativa (el hidróxido), seguido de la preposición “de” y después la parte positiva (el metal).

3) Formación de hidróxidos



En el caso de que el metal, tenga más de un número de oxidación, como en el caso del cobre, este se colocará al final del nombre con número romano y entre paréntesis.

4) Formación de hidróxidos



Actividad de reforzamiento.

1. Completa la siguiente tabla de formación de hidróxidos utilizando la nomenclatura Stock, como se observa en el ejemplo.

Elemento	No. de oxidación	Fórmula química	Nombre
Ca	+2	Ca(OH) ₂	hidróxido de calcio
Zr	+4		
Na	+1		
Ni	+3		
Cu	+1		
Ag	+1		
Ir	+3		

2. Escribe la fórmula química de los siguientes hidróxidos.

hidróxido de zinc _____ hidróxido de lutencio (III) _____

hidróxido de cobalto (III) _____ hidróxido de paladio (IV) _____

hidróxido de hierro (II) _____ hidróxido de estroncio _____

hidróxido de magnesio _____ hidróxido de estaño (IV) _____

hidróxido de talio (III) _____ hidróxido de bismuto (V) _____

Nomenclatura Tradicional de Oxiácidos.

En nomenclatura tradicional, se usan diferentes prefijos o sufijos cuando el catión presenta diferentes números de oxidación. Esta nomenclatura la ocuparemos para nombrar a los oxiácidos, es decir, aquellos que derivan de la combinación de un óxido no metálico (o anhídrido, en nomenclatura tradicional) con agua, veamos la siguiente figura 34:

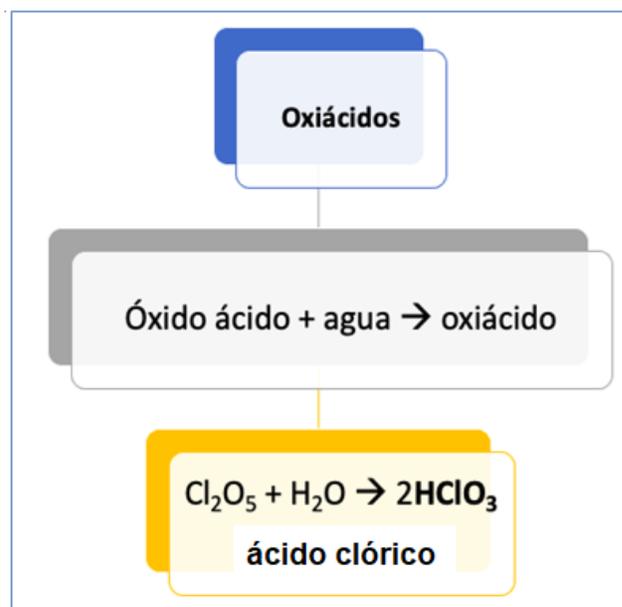
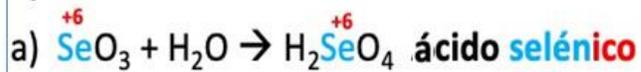


Figura 34. Nomenclatura Tradicional de oxiácidos

Para nombrar a los oxiácidos, se escribe primero la palabra ácido seguida de la raíz del nombre del elemento. Sin embargo, la terminación varía dependiendo del estado de oxidación del catión. Por ejemplo, para elementos con dos estados de oxidación, se agrega el sufijo “oso” para el menor estado de oxidación y el sufijo “ico” para el mayor estado de oxidación.

5) Formación de oxiácidos



Adicionalmente, hay elementos que pueden trabajar con cuatro estados de oxidación, como es el caso del cloro, por lo que se adiciona al menor estado de oxidación el prefijo “hipo” al nombre del anión con el sufijo “oso”, al segundo estado de oxidación el sufijo “oso”, el tercer estado de oxidación el sufijo “ico” y al cuarto estado de oxidación el prefijo “per” y el sufijo “ico”. Veamos el ejemplo:

6) Formación de oxiácidos



Actividad de reforzamiento.

1. Completa la siguiente tabla de formación de oxiácidos utilizando la nomenclatura tradicional, como se observa en el ejemplo.

Anhídrido (fórmula)	No de oxidación del catión del anhídrido	Fórmula del oxiácido formado	Nombre del oxiácido
N_2O_5	N $^{+5}$	HNO_3	ácido nítrico
		H_3PO_3	
			ácido selénico
			ácido yódico

		H_2TeO_3	
			ácido yodoso
		H_3AsO_4	

Aprendizaje 8. Reconoce algunos patrones y tendencias de las propiedades de los elementos químicos en la organización de la tabla periódica.

Sabías que...

Por mucho tiempo ha existido una discordancia sobre quién merece ser reconocido como creador de la tabla periódica, si el alemán Lothar Meyer o el ruso Dmitri Mendeleev, pero ¿a quién realmente se le tiene que atribuir esta aportación? Decídelo tú en función de los hechos.

El Sistema Periódico es, tanto desde la teoría como de la práctica, una de las herramientas fundamentales y más preciosas desarrollada por el genio humano.

Diariamente ayuda a la orientación del estudiante y muestra al científico experimentado nuevas rutas y caminos en la investigación, apoyando continuamente el ordenamiento sistemático de la Química en su conjunto y en todos sus matices.

Lo que no siempre se recuerda es que, de forma independiente a los trabajos de Mendeleev, el médico y químico alemán Lothar Meyer llegó a establecer el mismo ordenamiento, en forma casi simultánea. Pero, por haber publicado sus resultados unos meses más tarde que Mendeleev, así como por otras circunstancias ocurridas posteriormente, el descubrimiento quedó por siempre ligado solamente al nombre de Mendeleev.

Dmitri Ivanovich Mendeleev (1834-1907), nació el 8 de febrero de 1834 (calendario gregoriano) en el pueblo Siberiano de Tobolsk. En 1869 publicó el trabajo por el que más se le recuerda, la primera tabla periódica de los elementos. La idea no era del todo nueva pues, desde finales del siglo XVII se buscaba un modo de clasificar los elementos.

Uno de los primeros fue el realizado por Antoine Lavoisier en 1789, quien los agrupó en cuatro grupos; gases, metales, no metales y tierras. Poco antes de Mendeleev,

otros científicos como Alexandre-Émile de Chancourtois y Julius Lothar Meyer observaron que, al disponer los elementos por orden creciente de peso atómico, a intervalos regulares coincidían elementos que compartían algunas propiedades.

El mérito de Mendeleev fue precisamente crear una tabla que agrupa los elementos en columnas llamadas “familias”, es decir, elementos que comparten propiedades similares. En su primera versión la tabla de Mendeleev contaba con seis familias y en 1871 publicó una versión revisada con ocho familias.

Estas primeras tablas periódicas no estaban completas, ya que contenían sólo entre 60 y 70 elementos, los que se conocían por aquel entonces; pero Mendeleev acertó al predecir que entre los elementos conocidos había otros aún por descubrir y simplemente dejó en blanco las casillas correspondientes. Como se observa en la figura 35.

Reihen	Gruppo I. — R ⁰	Gruppo II. — R ⁰	Gruppo III. — R ⁰ ²	Gruppo IV. RH ⁴ R ⁰ ²	Gruppo V. RH ³ R ⁰ ²	Gruppo VI. RH ² R ⁰ ²	Gruppo VII. RH R ⁰ ²	Gruppo VIII. — R ⁰ ⁴
1	H=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Ca=40	—=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59, Ni=59, Cu=63.
5	(Cu=63)	Zn=65	—=68	—=72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	—=100	Ru=104, Rh=104, Pd=106, Ag=108.
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Ce=140	—	—	—	— — — —
9	(—)	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	?Er=178	?La=180	Ta=182	W=184	—	Os=195, Ir=197, Pt=198, Au=199.
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	—	—	
12	—	—	—	Th=231	—	U=240	—	— — — —

Figura 35. Tabla periódica de Dmitri Ivanovich Mendeleev

https://historia.nationalgeographic.com.es/a/dmitri-mendeleev-creador-primera-tabla-periodica-elementos_17671

Por el otro lado, Julius Lothar Meyer nació en Varel and der Jade (Gran Ducado de Oldenburg, Baja Sajonia, Alemania) el 19 de agosto de 1830. Su gran contribución a la Ciencia comenzó en 1864, cuando publicó un libro titulado ‘Teoría química moderna’, donde expuso los fundamentos principales de esta Ciencia, además de establecer las relaciones existentes entre las propiedades de los elementos químicos y sus respectivas masas atómicas.

En 1868 Meyer realizó una tabla de clasificación similar en muchos aspectos a la que Mendeleev publicó un año más tarde. Sin embargo, no llegó a publicar hasta el año 1870. En la figura 36 se puede observar la propuesta de Meyer.

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX
	B = 11,00	Al = 27,3	-	-	-	?In = 113,4	-	Tl = 202,7
	C = 11,97	Si = 28				Sn = 117,8		Pb = 206,4
			Ti = 48		Zr = 89,7		-	
	N = 4,01	P = 30,9		As = 74,9		Sb = 122,1		Bi = 207,5
			V = 51,2		Nb = 93,7		Ta = 182,2	
	O = 15,96	S = 31,98		Se = 78		Te = 128?		-
			Cr = 52,4		Mo = 95,6		W = 183,5	
	F = 19,1	Cl = 35,38		Br = 79,75		J = 126,5		-
			Mn = 54,8		Ru = 103,5		Os = 198,6?	
			Fe = 55,9		Rh = 104,1		Ir = 196,7	
			Co=Ni=58,6		Pd = 106,2		Pt = 196,7	
Li = 7,01	Na = 22,99	K = 39,04		Rb = 85,2		Cs = 132,7		-
			Cu = 63,3		Ag = 107,66		Au = 196,2	
? Be = 9,3	Mg = 23,9	Ca = 63,3		Sr = 87,0		Ba = 136,8		-
			Zn = 64,9		Cd = 111,6		Hg = 199,8	

Tabla periódica de los elementos - por Julius Lothar Meyer (1870)

Figura 36. Tabla periódica de Julius Lothar Meyer

http://www.upra.edu/acs/brochures/Brochure_Quimica_Yarines_Gonzalez.pdf

La clasificación propuesta por Mendeleev y Meyer experimentó diversas modificaciones con el paso del tiempo, pero pese a ello, mantenía una sustancial dificultad: considerar a la masa atómica como el criterio de ordenación, lo cual implicaba colocar varios elementos fuera de su lugar para que quedaran agrupados por semejanza de propiedades.

Por lo tanto, había que compatibilizar los dos hechos: que las propiedades químicas de los elementos se repitieran periódicamente y que la masa atómica fuera un criterio suficiente para obtener una ordenación coherente.

La cuestión era encontrar ¿cuál sería la propiedad fundamental en que basar la ley periódica? La pregunta quedó sin respuesta hasta que H. Moseley (1914) determinó el número atómico de los elementos y comprobó que, si se colocan los elementos por orden creciente de su número atómico, todos quedaban situados en el lugar requerido por el criterio de semejanza de propiedades, lo cual dio origen a la Ley periódica.

Así, la tabla periódica moderna es el resultado de muchas otras aportaciones de científicos, siendo la última versión que conocemos una propuesta del químico suizo Alfred Werner y el químico austriaco Friedrich Adolf Paneth, con 109 elementos conocidos y clasificados en orden creciente de su número atómico en dieciocho columnas (grupos) y siete filas (períodos).

No obstante, la tabla sufrió un cambio de aspecto en 1944, cuando Glenn T. Seaborg descubrió e incluyó los elementos transuránidos (desde el plutonio al fermio) a la serie de los actínidos y seguido a esto, se descubrieron los transactínidos del séptimo periodo.

Recientemente, en el año 2006, se publicó el descubrimiento del elemento 118, llamado oficialmente oganesón, que completa el séptimo periodo.

Como vimos, el desarrollo de la tabla periódica a lo largo de la historia está estrechamente vinculado con el descubrimiento de los elementos, la masa atómica y el estudio de sus propiedades periódicas, etc. La figura 37 muestra la tabla periódica moderna. Ahora, ¿tú qué opinas?

The image shows a modern periodic table with 18 columns and 7 rows. It is color-coded to show different groups and blocks. Key features include:

- Group 18:** Labeled 'Número atómico', 'Configuración electrónica', and 'Símbolo'. It shows Argón (Ar) with atomic number 18 and weight 39.948.
- Group 1:** Labeled 'Alcalinos'.
- Group 2:** Labeled 'Alcalinotérreos'.
- Transition Metals:** Labeled 'Metales de transición'.
- Actinides and Lanthanides:** Labeled 'Actinidos' and 'Lantánidos'.
- Other blocks:** 'Metaloides', 'Otros no metales', 'Halógenos', and 'Gases nobles'.

Figura 37. Tabla periódica moderna
https://www.radoctores.es/doc/06-TEIJON_tabla%20periodica.pdf



Actividad de reforzamiento.

Ahora ya conoces un poco más sobre la historia de la tabla periódica, es momento de recrear un poco del trabajo realizado por estos investigadores en función de la predicción.

1. Con ayuda de la tabla periódica moderna, completa el siguiente cuadro como se muestra en el ejemplo.

Elemento	Símbolo	Masa atómica
Litio	Li	6.9
Aluminio		
	Cu	
Helio		
	Br	
Berilio		
	Ca	
Sodio		
	Sr	
Magnesio		
	Co	

2. De acuerdo con los datos anteriores, acomoda los elementos en orden ascendente a su masa atómica (sólo con simbología).

_____ < _____ < _____ < _____ < _____ < _____ < _____ < _____ < _____ < _____

3. En la siguiente tabla periódica, acomoda los elementos anteriores.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1																		
2																		
3																		
4																		
5																		
6																		
7																		
6																		
7																		

4. ¿Cómo es el incremento de la masa atómica entre grupos y períodos?

5. De los elementos trabajados en la actividad 1, identifica aquellos que pertenecen al grupo I y II y completa el siguiente cuadro, apóyate con el ejemplo.

Grupo	Elemento	Óxido	No de oxidación del catión
I	Li	Li ₂ O	Li ⁺¹

6. En el cuadro anterior, ¿Observas algún comportamiento que pueda establecerse como tendencia? Investiga y argumenta.

ENLACE QUÍMICO. CLASIFICACIÓN Y PROPIEDADES RELACIONADAS.

Aprendizaje 9. Representa con base en modelos de Dalton y estructuras de Lewis las reacciones de síntesis de óxidos y escribe las ecuaciones balanceadas de las mismas.

Una ecuación química describe a una reacción química.

En una reacción química siempre hay de por medio un cambio químico porque los átomos de las sustancias que reaccionan forman nuevas combinaciones con nuevas propiedades.

Por ejemplo, en el laboratorio químico, se realiza una reacción química entre un pedazo de hierro y agua, la cual, una vez sometida al calor, experimenta una reacción química formando nuevas sustancias: un sólido rojizo (óxido férrico) y un

gas muy ligero (hidrógeno gaseoso). Además, el sólido rojizo es insoluble en agua por lo que se precipita, depositándose en el fondo del tubo de ensayo tal como muestra la figura 38:

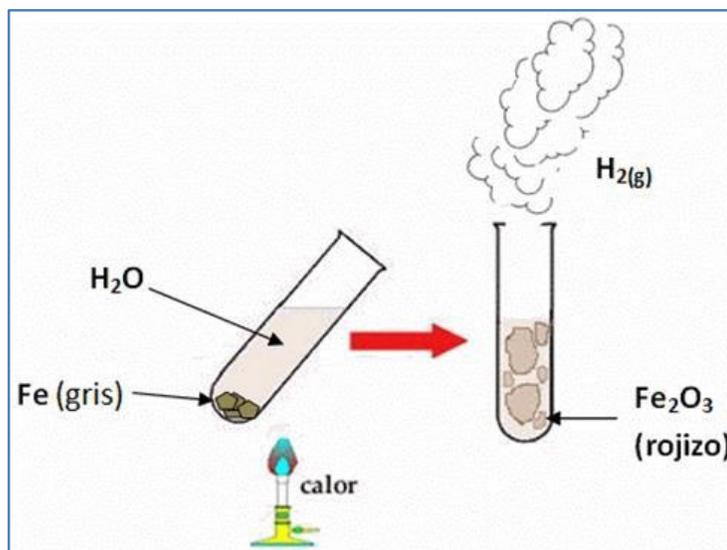


Figura 38. Reacción química entre un pedazo de hierro y agua
<https://www.fullquimica.com/2011/11/ecuacion-quimica.html>

Lo que sucede cuando ocurren los cambios químicos, son llamadas reacciones químicas y se representan mediante ecuaciones químicas.

Las sustancias que experimentan un cambio, los reactivos, se escriben del lado izquierdo, y las sustancias que se forman, o productos, aparecen del lado derecho de la flecha.

Las ecuaciones químicas deben estar balanceadas, de acuerdo con la ley de la conservación de la masa. El número de átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos debe ser el mismo, esto indica que la ecuación química está balanceada.

Una ecuación química es, entonces, la descripción abreviada que un químico hace de una reacción química.

En una ecuación química, las fórmulas de los reactivos se escriben a la izquierda de la flecha y las fórmulas de los productos a la derecha.

Cuando existen dos o más fórmulas del mismo lado, se separan con signos más (+). El signo delta mayúscula (Δ) sobre la flecha de reacción indica que se utilizó calor para iniciar la reacción. Por lo general, a cada fórmula en una ecuación le sigue una abreviatura, entre paréntesis, que indica el estado físico de la sustancia: sólido (s), líquido (l) o gas o vapor (g). Si una sustancia se disuelve en agua, es una solución acuosa (ac).

En la figura 39, se observa la ecuación química que se realizó en el laboratorio químico.

Puesto que conocemos los reactivos, podemos escribir sus fórmulas químicas. Es más difícil establecer la identidad de los productos. Con frecuencia es posible predecir el o los productos de reacciones sencillas.

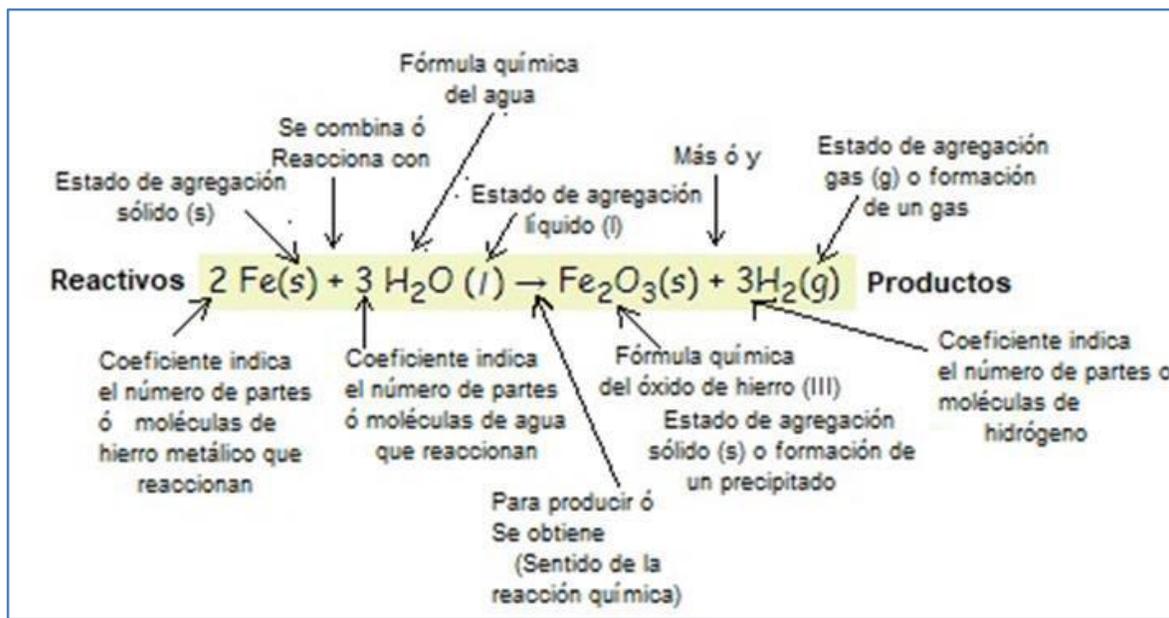


Figura 39. Ecuación química en donde se representa la reacción entre el hierro y el agua.

Balanceo de ecuaciones químicas y su representación con modelos.

Cuando tiene lugar una reacción química, los enlaces entre los átomos de los reactivos se rompen y se forman nuevos enlaces que dan lugar a los productos.

Todos los átomos se conservan, lo que significa que los átomos no pueden ganarse, perderse ni transformarse en otros tipos de átomos durante la reacción. Toda reacción química debe escribirse como una ecuación balanceada que muestre el mismo número de átomos de cada elemento en los reactivos, así como en los productos.

Balanceo de la ecuación química utilizando el método de inspección.

Pasos para balancear:

- 1) Verifica que la ecuación química esté completa. (Reactivos \rightarrow Productos).
- 2) Cuenta el número de elementos que hay en la ecuación del lado de reactivos

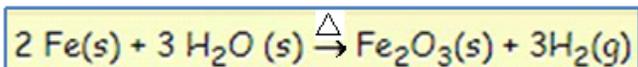
y del lado de productos, de acuerdo con el siguiente orden:

- a) Elementos metales.
- b) Elementos no metales. (Excepto oxígeno e hidrógeno).
- c) Elemento hidrógeno.
- d) Elemento oxígeno.

Nota: si es necesario adicionar número de átomos, observa si está como subíndice va a pasar como coeficiente del lado opuesto de la ecuación química (reactivos → productos), pero no pasa de coeficiente a subíndice, se coloca como coeficiente del lado opuesto.

Para balancear esta ecuación, se colocan números enteros llamados coeficientes antes de las fórmulas.

Volvemos a tomar el ejemplo pedazo de hierro, agua y calor para notar que está balanceada:



Para balancear la ecuación química, utilizaremos el método por inspección de acuerdo con el orden:

- a) Elementos metales.
- b) Elementos no metales. (Excepto oxígeno e hidrógeno).
- c) Elemento hidrógeno.
- d) Elemento oxígeno.

Nos auxiliamos de una tabla para visualizar la cantidad de átomos del lado de reactivos y del lado de productos.

Reactivos	Elemento	Productos
2	Fe	2
6	H	6
3	O	3

Por lo que la ecuación química está balanceada ya que muestra el mismo número de átomos de cada elemento en los reactivos, así como en los productos.

Muchas reacciones tienen lugar en la naturaleza, en los sistemas biológicos y en el laboratorio.

Sin embargo, algunos patrones generales entre todas las reacciones permiten clasificarlas, las reacciones en las cuales se combinan dos o más sustancias para formar un compuesto se llaman reacciones de síntesis.

Dichas reacciones se caracterizan por:

- 1) La combinación de dos elementos para formar un compuesto.
- 2) La combinación de un elemento y un compuesto para formar un solo compuesto o
- 3) La combinación de dos compuestos para formar un solo compuesto nuevo.

Por el momento nos enfocaremos en reacciones químicas de síntesis de óxidos. En donde los óxidos, como se describe anteriormente son compuestos formados con un elemento químico unido al ion óxido (O^{2-}), y se clasifican en óxidos básicos y óxidos ácidos, a continuación, utilizaremos el modelo de Dalton y estructuras de Lewis para representar la ecuación química, además de su simbología.

Ejemplo 1: La combustión del carbón.

Cuando se quema carbón en una parrilla, el carbono del carbón se combina con oxígeno para formar dióxido de carbono. Puede representar esta reacción con una ecuación química, utilizando el modelo de Dalton y estructuras de Lewis (estas se abordarán en el aprendizaje 10 ampliamente).



Figura 40. Cuando quema carbón en una parrilla.
Tomada de: Timberlake, 2013

Ejemplo 2: La oxidación de magnesio.

La formación del óxido de magnesio (MgO) a partir del magnesio y el oxígeno. Como se observa en la figura 41.

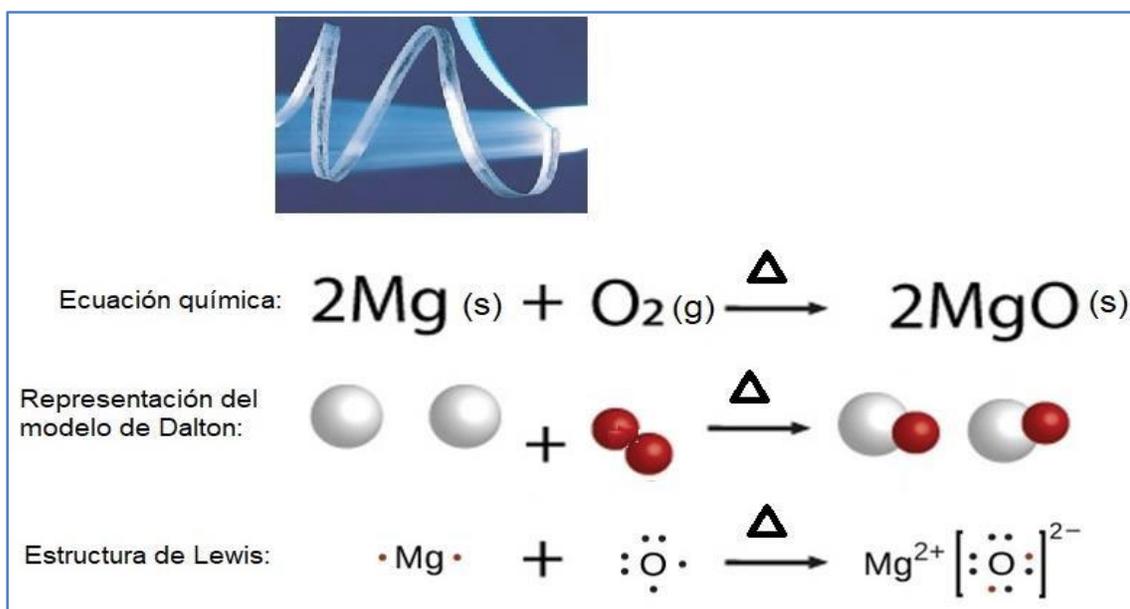


Figura 41: La formación del óxido de magnesio.

<http://alonzoiq.blogspot.com/2013/11/oxigeno-sobre-elementos.html>

El óxido de magnesio MgO o magnesia es un compuesto químico mineral sólido higroscópico blanco que se produce en la naturaleza como periclasa y es una fuente de magnesio. Se compone de un enrejado de iones Mg^{2+} y los iones O^{2-} unidos por enlace iónico. Forma hidróxido de magnesio en presencia de agua ($\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2$), presenta propiedades básicas por lo que es muy utilizado en la medicina como antiácido, como se observa en la figura 42.



Figura 42. Muestra al hidróxido de magnesio, como un antiácido.

<https://meiosustentavel.com.br/leite-de-magnesia/>

Ejemplo 3: La combustión del metano.

En la vida cotidiana cuando ocurre la acción de cocinar, preparamos alimentos y utilizamos el gas de la estufa, reacción de combustión completa del metano, como se observa en la siguiente figura 43.

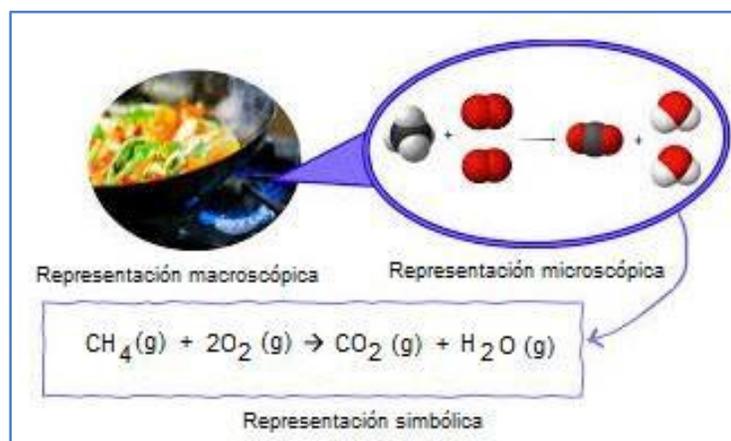


Figura 43. Combustión completa del metano.

<https://colegiosanalfonso.cl/wp-content/uploads/2021/06/GUIA-4-QUIMICA-1%C2%B0.pdf>

¿Cómo se interpreta la ecuación química? Por ejemplo, en palabras simples nos está indicando que el metano reacciona con el oxígeno para producir dióxido de carbono (CO_2) y agua.

Con más precisión, ésta nos señala que por cada molécula de CH_4 que reacciona, también reaccionan dos moléculas de O_2 y que se forman una molécula de CO_2 y dos moléculas de H_2O .

Esta descripción de la reacción de CH_4 con O_2 se basa en observaciones experimentales. Muchos experimentos han demostrado que cuando una molécula de CH_4 reacciona con dos moléculas de O_2 , se forman una molécula de CO_2 y dos moléculas de H_2O .

En la figura 44 se muestran las representaciones de la ecuación química, el modelo de Dalton y la estructura de puntos de Lewis, para indicar la combinación de átomos.

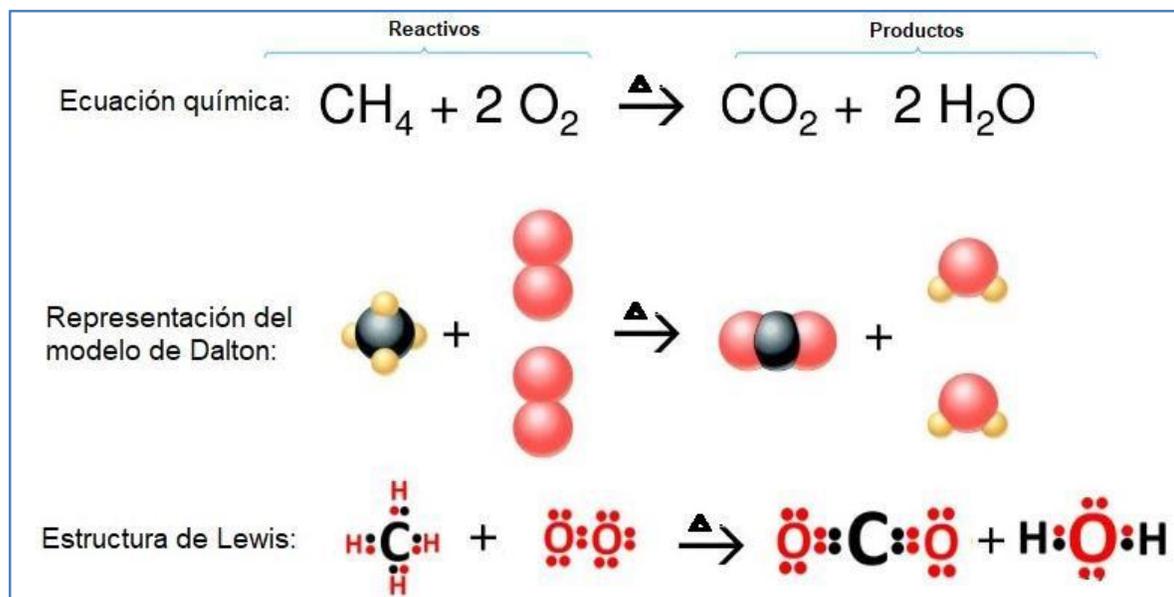


Figura 44. Representación de la reacción con una ecuación química, modelo de Dalton y representación de estructura de Lewis

<https://www.monografias.com/docs114/ecuaciones-quimicas-y-reacciones/ecuaciones-quimicas-y-reacciones2>

Todas las sustancias deben representarse con fórmulas que las describan tal como existen; por ejemplo, debemos escribir H_2 para representar moléculas diatómicas de hidrógeno no H , que representa átomos individuales de hidrógeno, los cuales son inestables y no existen como tales en condiciones normales.

Una vez que se han escrito las fórmulas correctas, no deben modificarse los subíndices de éstas. Diferentes subíndices en las fórmulas indican compuestos distintos, por lo que modificar las fórmulas significa que la ecuación no describe la misma reacción.



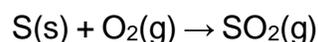
Actividad de reforzamiento.

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

2) Se realiza una reacción química cuando el hierro (III) se combina con oxígeno. Representa la ecuación química balanceada, modelo de Dalton y representación de Lewis

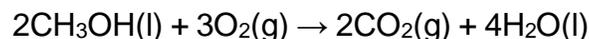
3) Se realiza una reacción química cuando el calcio se combina con oxígeno. Representa la ecuación química balanceada, modelo de Dalton y representación de Lewis

4) La producción anual de dióxido de azufre, como resultado de la combustión del carbón, de combustibles fósiles, de los escapes de los automóviles y otras fuentes es, aproximadamente de 26 millones de toneladas. La ecuación para la reacción es:



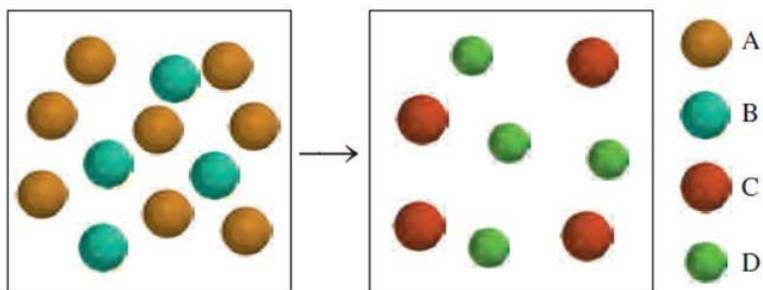
Representa la ecuación química balanceada, utiliza el modelo de Dalton y estructuras de Lewis

5) Ciertos coches de carreras usan metanol (CH_3OH , también llamado “alcohol de madera”) como combustible. La combustión del metanol ocurre de acuerdo con la siguiente ecuación:



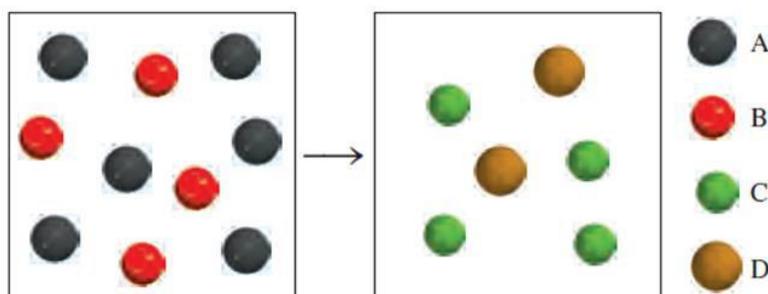
Representa la ecuación química balanceada, modelo de Dalton y estructura de Lewis

6) ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa mejor la reacción que se muestra en el diagrama?



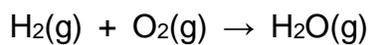
- a) $8A + 4B \rightarrow C + D$
- b) $4A + 8B \rightarrow 4C + 4D$
- c) $2A + B \rightarrow C + D$
- d) $4A + 2B \rightarrow 4C + 4D$

7) ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa mejor la reacción mostrada en el diagrama?



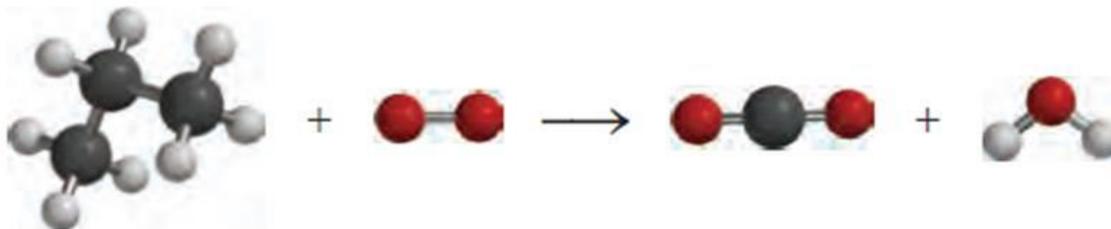
- a) $A + B \rightarrow C + D$
- b) $6A + 4B \rightarrow C + D$
- c) $A + 2B \rightarrow 2C + D$
- d) $3A + 2B \rightarrow 2C + D$

8) Considera la reacción del hidrógeno gaseoso con el oxígeno gaseoso:



Representa la ecuación química balanceada, utilizando el modelo de Dalton y representación de puntos de Lewis

9) Escribe la ecuación química balanceada, y la representación de puntos de Lewis del siguiente modelo de Dalton (modelos moleculares):



Aprendizaje 10. Explica con base en las estructuras de Lewis la distribución de los electrones en los átomos y su relación con el grupo al que pertenecen los elementos estudiados y utiliza la regla del octeto como una forma simplificada de explicar la unión entre los átomos en las moléculas.

Símbolos de puntos de Lewis. (Estructura de puntos de Lewis)

El desarrollo de la tabla periódica y el concepto de “configuración electrónica” dieron a los químicos los fundamentos para entender cómo se forman las moléculas y los compuestos.

Los electrones implicados en el enlace químico son los electrones de valencia, los cuales, en casi todos los átomos, son aquellos que se encuentran en la capa ocupada más externa de un átomo.

El químico estadounidense Gilbert Newton Lewis (1875-1946) sugirió una forma sencilla de mostrar los electrones de valencia de un átomo y de darles seguimiento durante la formación del enlace, utilizando lo que ahora se conoce como símbolos de electrón-punto de Lewis o simplemente símbolos de Lewis o estructuras de puntos de Lewis.

La explicación propuesta por Gilbert Newton Lewis es que los átomos se combinan para alcanzar una configuración electrónica más estable. La estabilidad máxima se logra cuando un átomo es isoelectrónico con un gas noble.

Cuando los átomos interactúan para formar un enlace químico, sólo entran en contacto sus regiones más externas. Por esta razón, cuando estudiamos los enlaces químicos consideramos sobre todo los electrones de valencia de los átomos.

Para reconocer los electrones de valencia y asegurarse de que el número total de electrones no cambia en una reacción química, los químicos utilizan el sistema de puntos desarrollado por Lewis. Un símbolo de puntos de Lewis o estructura de puntos de Lewis, consta del símbolo del elemento y un punto por cada electrón de valencia de un átomo del elemento.

La figura 45, indica los símbolos de puntos de Lewis para los elementos representativos y los gases nobles. Observe que, a excepción del helio, el número de electrones de valencia de cada átomo es igual al número de grupo del elemento.

Los elementos de un mismo grupo poseen configuraciones electrónicas externas similares y, en consecuencia, también se asemejan los símbolos de puntos de Lewis. Los metales de transición, lantánidos y actínidos, tienen capas internas incompletas y en general no es posible escribir símbolos sencillos de puntos de Lewis para ellos.

1 1A												13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A	
•H	2 2A											•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	He••	
•Li	•Be•											•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•	
•Na	•Mg•	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B		9	10	11 1B	12 2B	•Ga•	•Ge•	•As•	•Se•	•Br•	•Kr•
•K	•Ca•												•In•	•Sn•	•Sb•	•Te•	•I•	•Xe•
•Rb	•Sr•												•Tl•	•Pb•	•Bi•	•Po•	•At•	•Rn•
•Cs	•Ba•												•Fl•		•Lv•			
•Fr	•Ra•																	

Figura 45. Símbolos de puntos de Lewis para los elementos representativos y los gases nobles. El número de puntos desapareados corresponde al número de enlaces que un átomo del elemento puede formar en un compuesto sin expandir el octeto.

Fuente: Chang, R., & Goldsby, K. A. 2017.

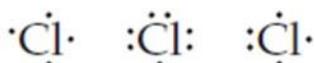


Actividad de reforzamiento.

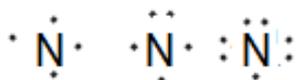
Contesta lo que se solicita y completa los enunciados.

1. ¿Cuál es el número máximo de puntos de Lewis que pueden dibujarse alrededor del átomo de un elemento representativo? Argumenta tú respuesta.

2. Completa los siguientes enunciados con la información solicitada:
- El potasio, K es un elemento del grupo 1, ¿Cuántos puntos de Lewis tiene? _____ lo cuál indica que hay _____ de valencia.
 - El boro, B es un elemento del grupo 13, ¿Cuántos puntos de Lewis tiene? _____ lo cuál indica que hay _____ de valencia.
 - El fosforo, P es un elemento del grupo 15, ¿Cuántos puntos de Lewis tiene? _____ lo cuál indica que hay _____ de valencia.
3. Encierra en un círculo el símbolo de puntos de Lewis para el elemento Cl.



4. Encierra en un círculo el símbolo de puntos de Lewis para el elemento N.



La regla del octeto.

Los átomos con frecuencia ganan, pierden o comparten electrones para alcanzar el mismo número de electrones que el gas noble que se encuentra más cerca de ellos en la tabla periódica.

Los gases nobles tienen arreglos electrónicos muy estables, como lo demuestran sus elevadas energías de ionización, su baja afinidad por los electrones adicionales y su carencia general de reactividad química.

Como todos los gases nobles, excepto el He, tienen ocho electrones de valencia, muchos de los átomos que experimentan reacciones también terminan con ocho electrones de valencia.

Esta observación dio lugar a un principio conocido como la regla del octeto: los átomos tienden a ganar, perder o compartir electrones hasta que se encuentran rodeados por ocho electrones de valencia.

En el símbolo de puntos de Lewis, un octeto puede visualizarse como cuatro pares de electrones de valencia acomodados alrededor del símbolo del elemento, como en los símbolos de puntos de Lewis para el Ne y Ar como se puede observar a continuación en la figura 46.

Símbolos de Lewis				
Grupo	Elemento	Símbolo de Lewis	Elemento	Símbolo de Lewis
1A	Li	Li·	Na	Na·
2A	Be	·Be·	Mg	·Mg·
3A	B	·B·	Al	·Al·
4A	C	·C·	Si	·Si·
5A	N	·N·	P	·P·
6A	O	·O·	S	·S·
7A	F	·F·	Cl	·Cl·
8A	Ne	·Ne·	Ar	·Ar·

Figura 46. Símbolos de puntos de Lewis.

Fuente: Brown T. L., et al, 2014

Existen excepciones a la regla del octeto, pero esta proporciona un marco de trabajo útil para introducir muchos conceptos importantes sobre los enlaces.



Actividad de reforzamiento.

1. ¿Qué indica la regla del octeto?

2. ¿Cuántos electrones debe ganar un átomo de azufre para lograr un octeto en su capa de valencia?

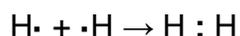
3. Si un átomo de fósforo tiene cinco electrones de valencia ¿cuántos electrones debe ganar para lograr un octeto?

4. Escriba el símbolo de puntos de Lewis para los átomos de cada uno de los siguientes elementos: aluminio, bromo, argón, estroncio.

Enlace covalente.

Aunque el concepto de molécula se remonta al siglo XVII, no fue sino a principios del XX que los químicos empezaron a comprender cómo y por qué se forman las moléculas.

El primer avance importante en este sentido surgió con la propuesta de Gilbert Lewis de que la formación de un enlace químico implica que los átomos comparten electrones. Lewis describió la formación de un enlace químico en el hidrógeno como:

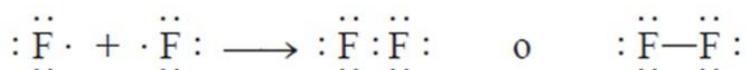


Este tipo de apareamiento de electrones es un ejemplo de enlace covalente, un enlace en el que dos electrones son compartidos por dos átomos. Los compuestos covalentes son aquellos que sólo contienen enlaces covalentes.

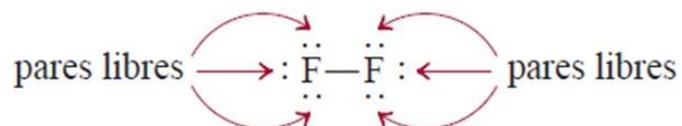
Para simplificar, el par de electrones compartidos se representa a menudo como una sola línea. Así, el enlace covalente de la molécula de hidrógeno se escribe como H—H.

En el enlace covalente, cada electrón del par compartido es atraído por los núcleos de ambos átomos. Esta atracción mantiene unidos a los dos átomos en la molécula de H₂ y es la responsable de la formación de enlaces covalentes en otras moléculas.

En los enlaces covalentes entre átomos polielectrónicos sólo participan los electrones de valencia. Considera por ejemplo la molécula de flúor (F₂), cada átomo de F tiene siete electrones de valencia; sólo hay un electrón no apareado en F, de modo que la formación de la molécula de F₂ se representa como sigue:



Observa que para formar F₂ sólo participan dos electrones de valencia. Los demás, electrones no enlazantes, se llaman pares libres, es decir, pares de electrones de valencia que no participan en la formación del enlace covalente. Así, cada átomo de F en la molécula de F₂ tiene tres pares libres de electrones:



Las estructuras con las que se representan los compuestos covalentes, como H₂ y F₂, se conocen como estructuras de Lewis. Una estructura de Lewis es una representación de un enlace covalente, donde el par de electrones compartidos se

indica con líneas o como pares de puntos entre dos átomos, y los pares libres no compartidos se indican como pares de puntos en los átomos individuales. En una estructura de Lewis sólo se muestran los electrones de valencia.

Consideremos la estructura de Lewis para la molécula de agua, en el oxígeno con dos puntos no apareados o dos electrones no apareados, por lo que esperamos que el oxígeno pueda formar dos enlaces covalentes e hidrógeno tiene un solo electrón, sólo puede formar un enlace covalente. De modo que la estructura de Lewis para el agua es:



En este caso, el átomo de O tiene dos pares libres, en tanto que el átomo de hidrógeno carece de pares libres porque usó su único electrón para formar un enlace covalente.

Los átomos de F y O adquieren la configuración de gas noble en las moléculas de F_2 y H_2O al compartir electrones:



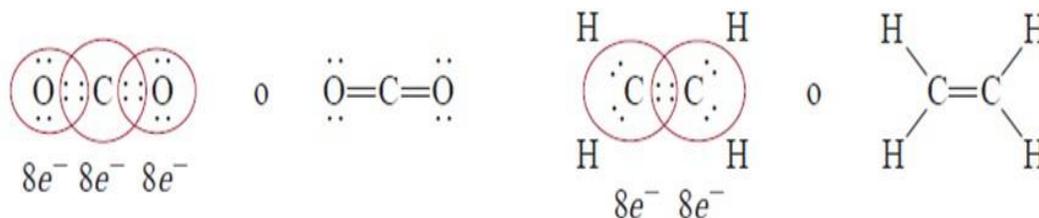
La formación de estas moléculas ilustra la regla del octeto, propuesta por Lewis: un átomo diferente del hidrógeno tiende a formar enlaces hasta que se rodea de ocho electrones de valencia, es decir, se forma un enlace covalente cuando no hay suficientes electrones para que cada átomo individual complete su octeto. Al compartir electrones en un enlace covalente, cada átomo completa su octeto. Para el hidrógeno, el requisito es que obtenga la configuración electrónica del helio o un total de dos electrones.

Los compuestos covalentes tienen varias propiedades: casi siempre son gases, líquidos o sólidos de bajo punto de fusión, son insolubles en agua, o si se llegan a disolver, sus disoluciones acuosas por lo general no conducen electricidad porque estos compuestos son no electrólitos, los compuestos covalentes líquidos o fundidos no conducen electricidad porque no hay iones presentes.

Los átomos pueden formar distintos tipos de enlaces covalentes:

Enlace sencillo, dos átomos se unen por medio de un par de electrones, como se observe anteriormente con la molécula de fluor F_2 . En muchos compuestos se forman enlaces múltiples, es decir, cuando dos átomos comparten dos o más pares de electrones.

Enlace doble, si dos átomos comparten dos pares de electrones. Estos enlaces se encuentran en moléculas como dióxido de carbono (CO_2) y etileno (C_2H_4):



Enlace triple surge cuando dos átomos comparten tres pares de electrones, como en la molécula de nitrógeno (N_2):



Actividad de reforzamiento.

- 1) Dados los símbolos de Lewis para el nitrógeno y el flúor, predice la fórmula del compuesto binario estable (un compuesto constituido por dos elementos) que se forma cuando el nitrógeno reacciona con el flúor; además, representa su estructura de Lewis.

- 2) Mediante el uso de los símbolos y las estructuras de Lewis, representa la formación del SiCl_4 a partir de los átomos de Si y de Cl.

- 3) Utiliza los símbolos y estructura de puntos de Lewis para representar la formación del PF_3 a partir de los átomos de P y F.

4) Completa el siguiente cuadro con la estructura de Lewis e indica el tipo de enlace covalente que se forma en las siguientes moléculas:

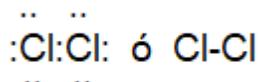
Molécula	Estructura de Lewis	Tipo de enlace
N ₂		Enlace triple
Cl ₂		
NO ₂		
SO ₂		
C ₂ H ₂		
I ₂		

Polaridad de enlace.

La polaridad del enlace es una medida de qué tan equitativamente se comparten los electrones en cualquier enlace covalente. Los enlaces covalentes pueden ser polares o no polares.

Un enlace covalente no polar es aquel donde los electrones se comparten de manera equitativa.

Por ejemplo: en una molécula de Cl₂, donde los dos átomos son idénticos, cabe esperar que los electrones se compartan en forma equitativa, es decir, que los electrones pasen el mismo tiempo alrededor de cada átomo. Como se observa en el siguiente modelo:



En este enlace covalente no polar, la distribución de densidad electrónica es simétrica alrededor del plano perpendicular a la línea entre los dos núcleos. Como se muestra en el siguiente modelo:

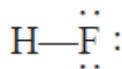


Distribución de densidad electrónica.

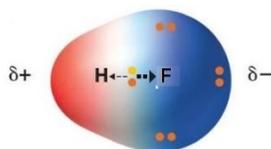
<https://blogs.ugto.mx/rea/clase-digital-13-el-enlace-covalente-en-los-compuestos-organicos/>

En un enlace covalente polar, uno de los átomos ejerce una atracción mayor sobre los electrones del enlace que el otro.

Por ejemplo: el enlace en la molécula de HF se denomina enlace covalente polar, o simplemente enlace polar porque los electrones pasan más tiempo alrededor de un átomo que del otro. La evidencia experimental indica que en la molécula de HF, los electrones pasan más tiempo cerca del átomo de flúor (F). Los átomos de H y F no comparten por igual los electrones, porque son átomos distintos, como se observa a continuación:



Este reparto desigual de electrones es comparable con una transferencia parcial de electrones o un desplazamiento de la distribución de densidad electrónica del H al F, como suele representarse a continuación:



Distribución de densidad electrónica

<https://blogs.ugto.mx/rea/clase-digital-13-el-enlace-covalente-en-los-compuestos-organicos/>

Como consecuencia del “reparto desigual” del par de electrones de enlace, alrededor del átomo de flúor hay una densidad electrónica hasta cierto punto mayor y, en forma correspondiente, una menor densidad electrónica cerca del hidrógeno.

Si la diferencia en la capacidad relativa de atraer electrones es suficientemente grande, se forma un enlace iónico

Nota: No se trabajará en este momento con las excepciones importantes a la regla del octeto que dan más información acerca de la naturaleza del enlace químico, si es de tu interés, investigalo.



Actividad de reforzamiento.

Completa el siguiente cuadro con la estructura de Lewis e indica el tipo de enlace covalente polar o no polar que se forma en las siguientes moléculas:

Molécula	Estructura de Lewis	Tipo de enlace
N ₂		No polar
Br ₂		
NO ₂		
SO ₂		
H ₂ O		
I ₂		
HCl		
CO		
NH ₃		

Enlace iónico.

En general, las sustancias iónicas resultan de la interacción de metales del lado izquierdo de la tabla periódica con no metales del lado derecho (excluyendo los gases nobles, grupo VIIIA).

Por ejemplo, cuando el sodio metálico, Na(s), se pone en contacto con cloro gaseoso, Cl₂(g), ocurre una reacción violenta (figura 47).

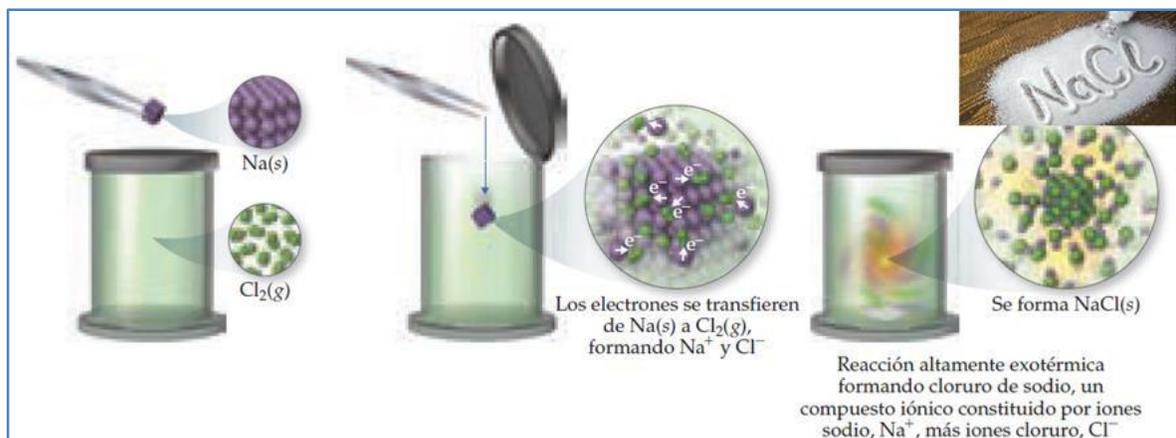
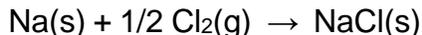


Figura. 47 Reacción del sodio metálico con cloro gaseoso para formar el compuesto iónico cloruro de sodio. Fuente: Brown T. L., et al, 2014.

El producto de esta reacción tan exotérmica es cloruro de sodio, NaCl(s):



El cloruro de sodio está compuesto por iones Na⁺ y Cl⁻, organizados en un arreglo tridimensional (figura 48).

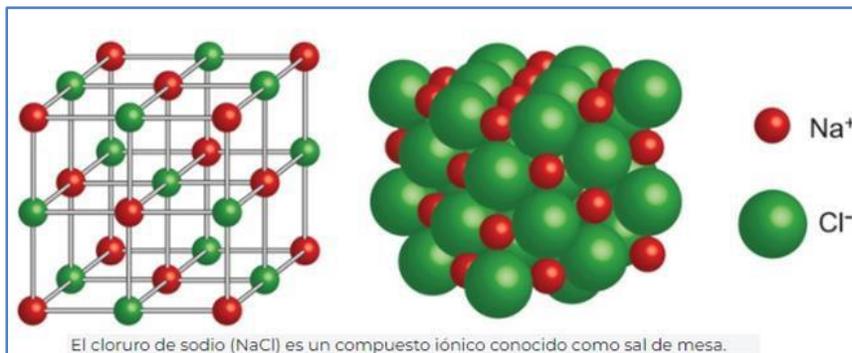


Figura 48. Estructura cristalina del cloruro de sodio.

<https://concepto.de/enlace-ionico/>

La formación de Na⁺ a partir de Na y de Cl⁻ a partir del Cl₂ indica que un átomo de sodio perdió un electrón y que un átomo de cloro lo ganó; esto puede visualizarse como una *transferencia de electrones* del átomo de Na al átomo de Cl.

Dos de las propiedades atómicas explicadas anteriormente indican qué tan fácil ocurre una transferencia de electrones: la energía de ionización indica qué tan fácil se puede eliminar un electrón de un átomo, y la afinidad electrónica mide la facilidad con que un átomo puede ganar un electrón.

La transferencia de electrones para formar iones con cargas opuestas ocurre cuando un átomo cede con facilidad un electrón (baja energía de ionización), y otro átomo gana fácilmente un electrón (alta afinidad electrónica). Así, el NaCl es un compuesto iónico típico porque consiste en un metal con baja energía de ionización y un no metal de alta afinidad electrónica.

Utilizando los símbolos de electrón-punto de Lewis (y mostrando un átomo de cloro en lugar de la molécula Cl₂), se puede representar esta reacción como se observa en la figura 49:



Figura 49. Representación de la reacción utilizando la estructura de Lewis.

<https://brainly.lat/tarea/27897084>

La flecha indica la transferencia de un electrón del átomo de Na al átomo de Cl. Cada ion tiene un octeto de electrones, se colocan corchetes a los lados del ion cloruro para enfatizar que los ocho electrones se localizan sobre él.

Las sustancias iónicas tienen varias propiedades características. Por lo regular, son sustancias quebradizas con altos puntos de fusión; además, son cristalinas. También es frecuente que los cristales iónicos puedan romperse; es decir, separarse a lo largo de superficies planas lisas.

Esas características resultan de las fuerzas electrostáticas que mantienen unidos a los iones en un arreglo tridimensional rígido y bien definido como el que se muestra en la Figura 48.



Actividad de reforzamiento.

1. Describe las transferencias electrónicas que ocurren durante la formación de fluoruro de calcio a partir de los elementos calcio y fluoruro

2. Por medio de las estructuras de puntos de Lewis, representa la reacción entre los átomos de magnesio y de oxígeno para formar la sustancia iónica MgO.

3. Utiliza la estructura de puntos de Lewis para representar la reacción que ocurre entre los átomos de Ca y de F.

4. De acuerdo a la lectura realiza un cuadro comparativo de las propiedades de los compuestos covalentes y los compuestos iónicos.

Aprendizaje 11. Caracteriza a los enlaces entre dos átomos según el modelo de diferencia de electronegatividad.

Electronegatividad.

Se utiliza una cantidad conocida como electronegatividad para estimar si un enlace dado es covalente no polar, covalente polar o iónico.

La electronegatividad se define como la capacidad de un átomo en una molécula para atraer electrones hacia sí mismo. A mayor electronegatividad de un átomo, mayor es su capacidad de atraer electrones.

La electronegatividad de un átomo en una molécula está relacionada con su energía de ionización y con su afinidad electrónica, las cuales son propiedades de átomos aislados. Un átomo con una afinidad electrónica muy negativa y una elevada

energía de ionización atrae electrones de otros átomos y se resiste a perder los suyos; es decir, es altamente electronegativo.

Los valores de la electronegatividad pueden basarse en varias propiedades, no solo en la energía de ionización y en la afinidad electrónica. El químico estadounidense Linus Pauling (1901-1994) desarrolló la primera y más utilizada escala de electronegatividad, la cual se fundamenta en datos termoquímicos.

Como muestra la figura 48 en general, existe un aumento en la electronegatividad de izquierda a derecha a través de un periodo, es decir, de los elementos más metálicos a los más no metálicos.

Con algunas excepciones (especialmente en los metales de transición), la electronegatividad disminuye con el aumento del número atómico en un grupo. Esto es lo que se esperaría porque se sabe que las energías de ionización tienden a disminuir cuando en un grupo aumenta el número atómico y las afinidades electrónicas no cambian mucho.

No es necesario memorizar los valores de la electronegatividad. En lugar de ello, se deberían conocer las tendencias periódicas para estar en condiciones de predecir cuál de los dos elementos es más electronegativo.

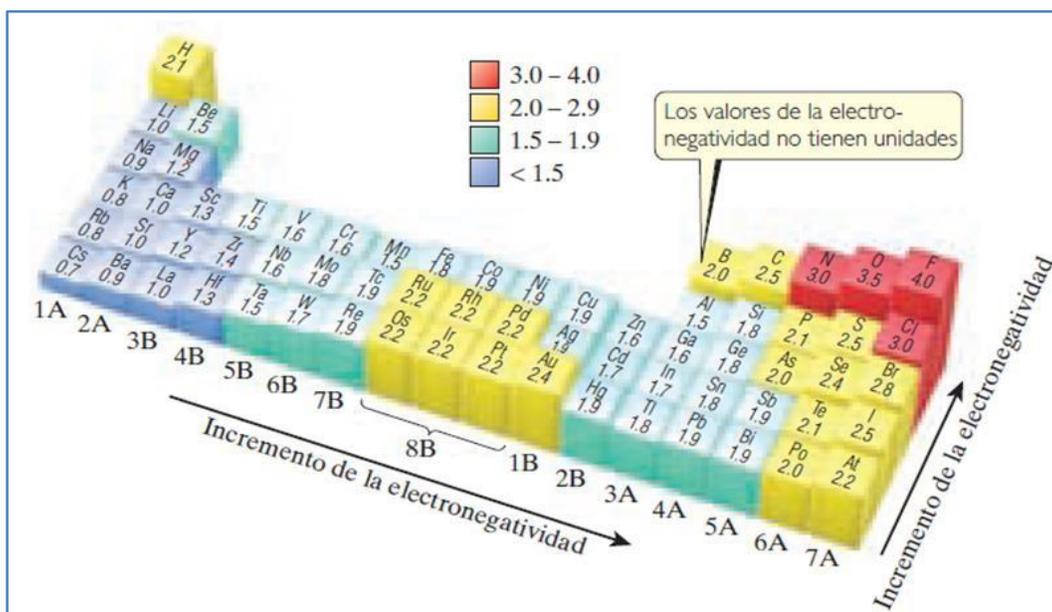


Figura 50. Valores de la electronegatividad basados en los datos termoquímicos de Pauling.

Fuente (Chang, R., & Goldsby, K. A. 2017).

Los modelos sencillos de enlaces covalentes e iónicos están encaminados hacia la comprensión y predicción de las estructuras y propiedades de los compuestos químicos.

Cuando el enlace covalente predomina, es común esperar que los compuestos existan como moléculas, con todas las propiedades asociadas a las sustancias moleculares, como sus puntos de fusión y de ebullición relativamente bajos y su comportamiento no electrolítico cuando se disuelven en agua.

Cuando el enlace iónico predomina, se espera que los compuestos sean sólidos quebradizos con puntos de fusión elevados, con estructuras de red extendidas y que muestren un comportamiento electrolítico cuando se disuelven en agua.

De hecho, existen excepciones a estas caracterizaciones generales, no obstante, la capacidad de categorizar con rapidez las interacciones de enlace predominantes en una sustancia como covalentes o iónicas imparte una considerable perspectiva sobre las propiedades de dicha sustancia. Entonces surge la pregunta de ¿cuál es la mejor manera de reconocer qué tipo de enlace predomina?

El método más sencillo consiste en suponer que la interacción entre un metal y un no metal es iónica y que entre dos no metales es covalente. Aunque este esquema de clasificación es razonablemente predictivo, hay demasiadas excepciones como para utilizarlo a ciegas.

La evaluación del enlace con base en la diferencia de electronegatividad es un sistema útil, pero tiene una deficiencia.

Los valores de la electronegatividad dados, no consideran los cambios de enlace que acompañan a los cambios en el estado de oxidación del metal. Por ejemplo, la diferencia de electronegatividad entre el manganeso y el oxígeno es $3.5 - 1.5 = 2.0$, la cual cae en el intervalo donde el enlace en general se considera iónico (la diferencia de electronegatividad del NaCl es $3.0 - 0.9 = 2.1$). Así, no es sorprendente saber que el óxido de manganeso (II), MnO, es un sólido verde que se funde a $1842\text{ }^{\circ}\text{C}$ y que tiene la misma estructura cristalina que el NaCl.

Sin embargo, el enlace entre el manganeso y el oxígeno no siempre es iónico. El óxido de manganeso (VII), Mn_2O_7 , es un líquido verde que se congela a $5.9\text{ }^{\circ}\text{C}$, lo cual indica que el enlace covalente, y no el iónico, es el que predomina. El cambio en el estado de oxidación del manganeso es responsable por el cambio en el tipo de enlace.

En general, siempre que aumenta el estado de oxidación del metal, también aumenta el grado del enlace covalente. Cuando el estado de oxidación del metal es altamente positivo (en términos generales, +4 o mayor), se debería esperar una covalencia significativa en los enlaces que forma con los no metales. Así, con metales en altos estados de oxidación se encuentran sustancias moleculares, como el Mn_2O_7 , o iones poliatómicos, como el $(\text{MnO}_4)^-$ y el $(\text{CrO}_4)^{2-}$, en lugar de compuestos iónicos.

Ni las definiciones cuantitativas ni las escalas de electronegatividad se basan en la distribución electrónica, sino en propiedades que se supone reflejan la electronegatividad.

La electronegatividad es una propiedad de un átomo que aumenta con su tendencia a atraer los electrones de un enlace. Por ejemplo, el átomo de cloro tiene una electronegatividad mayor que el átomo de hidrógeno, por lo que los electrones de enlace estarán más cerca del Cl que el H en la molécula de HCl.

Nota: Hay algunas excepciones a esta regla, como los sólidos en red, incluyendo el diamante, el silicio y el germanio, donde se forma una estructura extendida aun cuando el enlace es claramente covalente.

Criterios de enlaces entre elementos.

Es posible determinar el tipo de enlaces entre elementos químicos si tomamos en cuenta los criterios de la siguiente figura:

Enlace	Diferencia
Iónico	2 o más
Covalente polar	entre 0.5 y 2
Covalente no polar	entre 0 y 0.4

Figura 51. Tabla de criterio de enlace químico.

<https://portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/unidad2/tiposdeenlace>

[es](#)

Puede utilizarse la diferencia de electronegatividad entre dos átomos para medir la polaridad del enlace entre ellos.

En general, un enlace covalente polar resulta cuando los átomos difieren en electronegatividad.

Un enlace covalente no polar se presenta cuando las electronegatividades de los átomos enlazados son iguales.

Se trata de un enlace iónico, cuando la diferencia de electronegatividad es muy grande, significa que la densidad electrónica se desplaza hacia el elemento con mayor electronegatividad.

Ejemplo. Para estos tres compuestos que contienen flúor:

	F₂	HF	LiF
Enlace entre	F-F	H-F	Li-F
Diferencia de electronegatividad	$4.0 - 4.0 = 0$	$4.0 - 2.1 = 1.9$	$4.0 - 1.0 = 3.0$
Tipo de enlace	Covalente no polar	Covalente polar	Iónico



Actividad de reforzamiento.

Dada la electronegatividad, calcular el valor absoluto de las diferencias en los valores dados de la electronegatividad y predice que tipo de enlace se formará e investiga si es necesario:

Sustancias químicas	Enlace entre	Electronegatividad	Electronegatividad	Diferencia	Tipo de enlace
CH ₄	C-H	del C= 2.6	del H= 2.2	0.4	Enlace covalente
Al ₂ O ₃	Al-O				
CCl ₄					
LiCl					
NO ₂					

FeO					
I ₂					
N ₂					
Ni ₂ O ₃					
H ₂ SO ₄					
HNO ₃					

Aprendizaje 12. Predice algunas propiedades como solubilidad y conductividad eléctrica de compuestos desconocidos mediante el análisis de sus estructuras de Lewis con ayuda del modelo de enlace de Pauling.

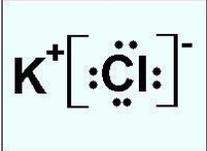
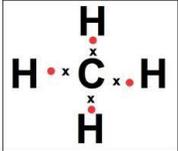
Diferencias entre los compuestos.

Los compuestos iónicos y covalentes tienen diferentes propiedades físicas debido a la naturaleza de sus enlaces. Recuerda que en los compuestos covalentes se comparten pares de electrones para generar moléculas, mientras que en los compuestos iónicos hay atracciones electrostáticas que mantienen unidos a los iones en las redes que se forman.

De manera general, los compuestos covalentes son gases, líquidos o sólidos de baja temperatura de fusión. La mayoría de los compuestos covalentes son insolubles en agua, o si se llegan a disolver, sus disoluciones no conducen la electricidad.

Por otra parte, los compuestos iónicos son sólidos con temperaturas de fusión elevadas. Muchos de estos compuestos son solubles en agua, y las disoluciones acuosas resultantes conducen la electricidad.

En la siguiente tabla se analizan dos compuestos.

Nombre del compuesto	Cloruro de potasio	Metano
Fórmula química	KCl	CH ₄
Representación con el modelo de Lewis		
Modelo de Pauling	Diferencias de electronegatividades $X = [K - Cl]$ $X = [0.8 - 3.0] = 2.2$	Diferencias de electronegatividades $X = [C - H]$ $X = [2.5 - 2.1] = 0.4$
Análisis de la información	<p>A partir del modelo de Lewis se observa que el potasio perdió un electrón, convirtiéndose en catión, mientras que el cloro ganó un electrón, convirtiéndose en anión. De esta manera, ambos átomos completan su octeto.</p> <p>De acuerdo con los parámetros de enlace del modelo de Pauling, la diferencia de electronegatividades entre los átomos K–Cl (con valor de 2.2) indica que el cloruro de potasio es un compuesto iónico.</p>	<p>Del modelo de Lewis se observa que el carbono está completando el octeto al compartir sus electrones con los átomos de hidrógeno, para formar una molécula.</p> <p>De acuerdo con los parámetros de enlace del modelo de Pauling, la diferencia de electronegatividades entre los átomos C - H (con valor de 0.4) indica que el metano es un compuesto covalente.</p>

<p>Propiedades</p>	<p>1) Es un sólido con temperatura de fusión elevada. 2) Se disuelve en agua. 3) Al estar disuelto en agua, conduce la corriente eléctrica</p>	<p>1) Es un gas a temperatura ambiente 2) No se disuelve en agua</p>
---------------------------	----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	---------------------------------------------------------------------------



Actividad de reforzamiento.

Elabora una tabla, como la anterior, para los siguientes compuestos: Dióxido de carbono, óxido de calcio, ácido clorhídrico e hidróxido de sodio

Aprendizaje 13. Relaciona mediante el trabajo experimental algunas propiedades de las sustancias y sus usos, con los modelos de enlace estudiados y muestra su responsabilidad ambiental al manejar y disponer adecuadamente los residuos obtenidos.

Actividad experimental (para hacer en casa).

Cómo te has dado cuenta, hay una estrecha relación entre el enlace químico de los compuestos y sus propiedades, las cuales se determinan experimentalmente, por ello, realiza la siguiente actividad.

El objetivo de esta actividad experimental es que relaciones las propiedades de las sustancias, sus usos y sus modelos de enlace.

Materiales	Sustancias
4 Cucharas	Agua para planchar o agua destilada
4 Vasos	Sal de mesa
1 Comal y estufa	Bicarbonato de sodio
1 Circuito eléctrico	Parafina
1 Hoja de papel oscura	Azúcar

Prueba 1: Observación de las sustancias.

- Coloca una pequeña porción de cada sustancia en un cuadrante de la hoja de papel oscura.
- Emplea el zoom de la cámara de tu celular para obtener una fotografía.
- Describe tus observaciones de cada sustancia.

Prueba 2: Estimación del punto de fusión.

- Coloca una pequeña porción de cada sustancia en el comal, sobre la estufa y enciende la llama.
- Anota cuál de las sustancias se funde primero, cuál después, y así sucesivamente hasta terminar con todas.
- Considera que las primeras sustancias en fundir tienen temperaturas de fusión bajas y encontrarás sustancias que no se fundan, por lo que sus temperaturas de fusión son altas.

Prueba 3: Solubilidad en agua.

- Vierte en cada vaso aproximadamente 200 mL de agua.
- Adiciona una pequeña cucharada de cada sustancia a cada vaso y mezcla.
- Observa si llegaste a una mezcla homogénea, es decir, a una disolución, o si la sustancia no se llegó a disolver.

Prueba 4: Conductividad eléctrica.

- Construye un circuito como el que se muestra en la figura 52:

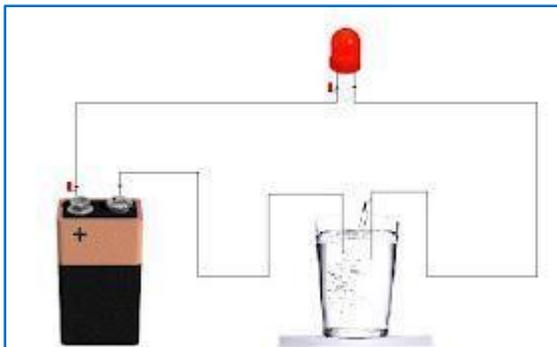


Figura 52. Circuito para medir conductividad eléctrica.

http://rafafisicaquimica.blogspot.com/2008/11/practica-de-laboratorio-1_16.html

- Introduce los extremos a cada vaso, y observa si el foco enciende.
- Para cambiar cada vaso, limpia perfectamente los extremos del circuito.

A partir de tus resultados, realiza una tabla que contenga la sustancia, su fórmula, tus observaciones, el punto de fusión, la solubilidad en agua, la conductividad eléctrica y el tipo de enlace.

Responde el siguiente cuestionario:

1. A partir de las propiedades de las sustancias, ¿qué tipo de enlace explica cada una de ellas?, argumenta ampliamente.

2. ¿Para qué se usa cada sustancia?

3. ¿Qué tratamiento le darías a los residuos generados en este experimento?, argumenta tu respuesta.

Aprendizaje 14. Comunica adecuadamente por escrito y de forma oral sus conocimientos sobre los temas estudiados, al explicar cómo sus acciones cotidianas pueden repercutir en la modificación del ambiente y asume su responsabilidad en la conservación del mismo.

Actividad de reforzamiento.

En esta segunda unidad de Química I revisaste los componentes del aire y sus propiedades, los compuestos del oxígeno y la clasificación de los elementos, el enlace químico, sus modelos y propiedades relacionadas. En esas temáticas también se abordaron temas ambientales. Para cerrar, completa el siguiente recuadro.

Problema: La combustión como causa de la contaminación del aire	
¿En qué consiste?	
¿Qué acciones cotidianas fomentan el problema?	
¿Cómo repercute en el ambiente?	
¿Cuál es tu responsabilidad en el problema?	

Problema: El efecto invernadero

¿En qué consiste?	
¿Qué acciones cotidianas fomentan el problema?	
¿Cómo repercute en el ambiente?	
¿Cuál es tu responsabilidad en el problema?	

Problema: El cambio climático

¿En qué consiste?	
¿Qué acciones cotidianas fomentan el problema?	

¿Cómo repercute en el ambiente?	
¿Cuál es tu responsabilidad en el problema?	

Problema: La lluvia ácida	
¿En qué consiste?	
¿Qué acciones cotidianas están fomentando el problema?	
¿Cómo repercute en el ambiente?	
¿Cuál es tu responsabilidad en el problema?	



AUTOEVALUACIÓN DEL APRENDIZAJE.

El objetivo de esta autoevaluación es analizar qué tanto te has preparado para presentar el examen extraordinario, por lo que te sugerimos que lo realices después de haber revisado las lecturas y actividades de reforzamiento.

Si tienes dudas, te recomendamos una nueva revisión del material y que acudas al Programa Institucional de Asesorías.

Nota: Es solo una autoevaluación del aprendizaje, no significa que el examen extraordinario sea igual o del mismo tipo de preguntas.

Instrucciones: Lee cada uno de los siguientes enunciados con atención y elige la respuesta que consideres adecuada.

1. ¿Por qué el agua en estado sólido (hielo) es menos densa que en estado líquido?

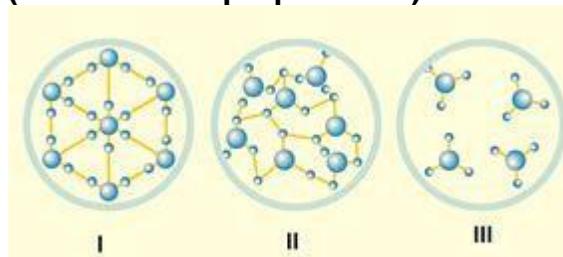
- A) Se debe a que las moléculas del agua se contraen al bajar la temperatura.
- B) Se debe a que las moléculas del agua se expanden al bajar la temperatura.
- C) Se debe a que las moléculas del agua se contraen al subir la temperatura.
- D) Se debe a que las moléculas del agua se expanden al subir la temperatura.

Podrías explicar, ¿Por qué el hielo flota sobre el agua?

2. En el proceso de difusión de dos sustancias, ¿En qué estado se dispersan más rápido las partículas?

- A) Cuando las dos sustancias se encuentran en estado líquido.
- B) Cuando las dos sustancias se encuentran en estado sólido.
- C) Cuando una de las sustancias se encuentra en estado gaseoso y la otra en líquido.
- D) Cuando una de las sustancias se encuentra en estado líquido y la otra en sólido.

3. De acuerdo con la siguiente imagen, identifica los tres estados de agregación del agua (recuerda sus propiedades).



Estados de agregación del agua, imagen tomada de la página características

<https://www.caracteristicas.co/estados-solido-liquido-gaseoso/>

- A) I-Líquido, II-Gaseoso, III-Sólido.
- B) I-Gaseoso, II-Líquido, III-Sólido.
- C) I-Sólido, II-Gaseoso, III-Líquido.
- D) I-Sólido, II-Líquido, III-Gaseoso.

4. ¿Cuáles son las dos propiedades del agua que le permite disolver muchos tipos de sustancias entre las que se encuentran las moleculares e iónicas?

- A) Densidad y Polaridad.
- B) Cohesión y capacidad calorífica.
- C) Capacidad calorífica y densidad
- D) Polaridad y puentes de hidrógeno.

5. ¿Cuál de las siguientes opciones contiene solo mezclas?

- A) Acero, gasolina, aire, vino.
- B) Mercurio, agua, aire, vino.
- C) Acero, agua, gasolina, mayonesa
- D) Mayonesa, perfume, bronce, metano.

6. Las disoluciones son mezclas homogéneas, donde el soluto es el componente que se encuentra:

- A) En menor proporción y se diluye en el disolvente.
- B) En mayor proporción y no se diluye en el disolvente.
- C) Siempre en la misma proporción y se diluye en el disolvente.
- D) Siempre en la misma proporción y no se diluye en el disolvente.

7. ¿Cuál de las siguientes propiedades es la que caracteriza a las mezclas heterogéneas?

- A) Está formada por uno o más solutos y un disolvente.
- B) No es posible diferenciar las sustancias que la componen a simple vista.
- C) Presentan una sola fase, las partículas se distribuyen de manera uniforme.
- D) Presentan dos o más fases, las partículas se distribuyen de manera no uniforme.

8. De las siguientes opciones, ¿Cuál sería un ejemplo de mezcla homogénea?

- A) Aire
- B) Ensalada
- C) Jugo con pulpa
- D) Refresco con hielos

9. Se destila una botella de vino tinto de 920 ml de la cual se obtienen 90 ml de alcohol, ¿Cuál es el porcentaje de alcohol que se encontró en la botella?

10. Para realizar una disolución de agua con azúcar se tienen 765g de agua y 85g de azúcar, ¿Qué concentración se tiene en la disolución?

11. Se necesita preparar una disolución con una concentración de 3.5% de sal en 1300 g de agua, calcula qué cantidad de soluto se necesita para producir la disolución acuosa.

12. Tienes una mezcla de agua, virutas de hierro y cal ¿Cuáles serían los métodos que utilizarías para separar cada uno de los componentes?

- A) Imantación y filtración
- B) Decantación y evaporación
- C) Sublimación y decantación
- D) Centrifugación y destilación

13. Tenemos una muestra con agua donde se tiene identificados los siguientes componentes: aceite, gasolina, alcohol, virutas de hierro, indica los métodos de separación que utilizarías para limpiar el agua de todas las demás sustancias, es importante que menciones el orden de aplicación de cada método.

14. ¿Cuál de las siguientes propiedades hace referencia a un compuesto?

- A) Cada componente conserva sus propiedades.
- B) Formado por una misma especie de partículas (átomos).
- C) Sus componentes se encuentran en proporción constante y definida.
- D) Los componentes se pueden separar por procedimientos físicos o mecánicos.

15. De las siguientes propiedades, ¿Cuáles corresponden a un compuesto?

- I. Sus componentes se encuentran en proporción variable.
- II. Sus componentes se pueden separar sólo por procedimientos físicos.
- III. Son sustancias formadas por la unión de dos o más elementos de la tabla periódica en proporciones fijas.

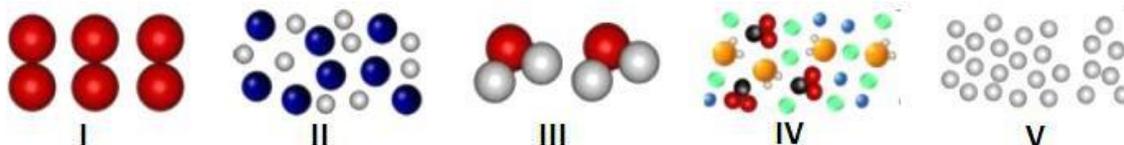
IV. Se pueden separar en sustancias más simples por métodos químicos, es decir, mediante reacciones químicas.

- A. I y II
- B. I y IV
- C. III y IV
- D. II y III

16. En la siguiente tabla representa el modelo de una sustancia formada por un elemento atómico y de una por un elemento molecular.

Elemento atómico	Elemento molecular

17. Identifica el tipo de sustancia que se representa en cada uno de los modelos que se indican:



Conceptos de materia, imagen tomada de "Taller de química 6"
<http://www.colegiomontferri.edu.co/sites/default/files/6%C2%B0%20QUIMICA%20%20IV%20PERIODO.pdf>

- A) I-Elemento molecular; II-Mezcla homogénea; III-Compuesto; IV-Mezcla heterogénea; Elemento atómico.
- B) I-Elemento atómico; II-Mezcla homogénea; III-Compuesto; IV-Mezcla heterogénea; Elemento molecular.
- C) I-Elemento molecular; II-Mezcla heterogénea; III-Compuesto; IV-Mezcla homogénea; Elemento atómico.
- D) I-Elemento atómico; II-Mezcla heterogénea; III-Compuesto; IV-Mezcla homogénea; Elemento molecular.

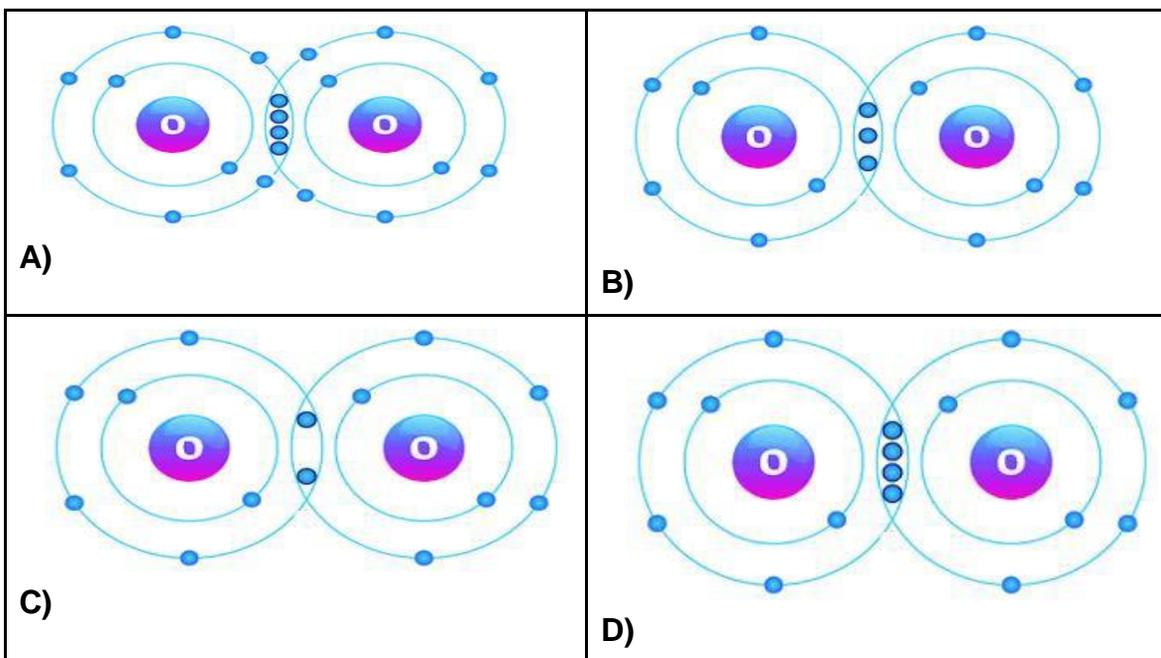
18. ¿Cómo se clasifica la reacción que produce dos moléculas de agua a partir de dos moléculas de hidrógeno y una molécula de oxígeno?

- A) Descomposición
- B) Neutralización
- C) Sustitución
- D) Síntesis

19. En la electrólisis del agua esta se descompone en los elementos que la conforman hidrógeno y oxígeno, ¿En qué proporción se encuentran los componentes involucrados en la reacción?

- A) 1 molécula de agua, 1 molécula de hidrógeno, 1 molécula de oxígeno.
- B) 2 moléculas de agua, 1 molécula de hidrógeno, 2 moléculas de oxígeno.
- C) 1 moléculas de agua, 2 moléculas de hidrógeno, 2 moléculas de oxígeno.
- D) 2 moléculas de agua, 2 moléculas de hidrógeno, 1 molécula de oxígeno.

20. De acuerdo con la teoría atómica de Bohr, ¿Cuál de los siguientes modelos representa de manera correcta a la molécula del oxígeno?



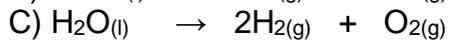
21. ¿Cuáles son los componentes principales para que se pueda llevar a cabo el proceso de electrólisis o descomposición del agua?

- A) Disolución acuosa, ánodo, corriente eléctrica.
- B) Disolución acuosa, cátodo, corriente eléctrica.
- C) Disolución acuosa, electrolito, corriente eléctrica
- D) Disolución acuosa, cuba electrolítica, corriente eléctrica.

22. ¿Cuál de las siguientes reacciones representa de manera correcta, la síntesis del agua?

- A) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Energía}$
- B) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- C) $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- D) $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Energía}$

23. Identifica de las siguientes reacciones, ¿Cuál representa de manera correcta la electrólisis del agua?



24. Representa las siguientes moléculas según el modelo atómico de Dalton.

A) CH_4	B) NH_3
C) P_4	D) CO_2

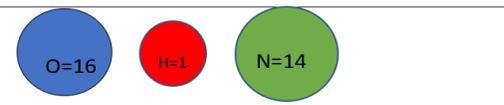
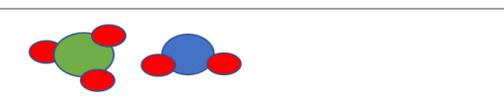
25. Asocia cada figura con el postulado del modelo de Dalton correspondiente:

I. Un elemento puro consiste en partículas indivisibles llamadas átomos.

II. Los átomos de los elementos se combinan para formar compuestos químicos.

III. Los átomos de diferentes elementos se pueden identificar por su peso atómico.

IV. En las reacciones químicas los átomos se combinan, pero no se destruyen ni se crean.

1.-	
2.-	
3.-	
4.-	

- A) I:3 - II:2 - III:1 - IV:4
- B) I:2 - II:1 - III:3 - IV:4
- C) I:4 - II:2 - III:3 - IV:1
- D) I:1 - II:4 - III:2 - IV:3

26. La ley de las proporciones múltiples postulada por Dalton menciona que:

- A) Cuando dos elementos se unen para formar más de una mezcla, mientras la cantidad de uno de ellos permanece variable, la del otro varía en una relación de números enteros pequeños.
- B) Cuando dos elementos se unen para formar más de un compuesto, mientras la cantidad de uno de ellos permanece constante, la del otro varía en una relación de números enteros pequeños.
- C) Cuando dos elementos se dividen para formar más de un compuesto, mientras la cantidad de uno de ellos permanece constante, la del otro varía en una relación de números enteros pequeños.
- D) Cuando dos elementos se unen para formar más de un compuesto, mientras la cantidad de uno de ellos permanece constante, la del otro varía en una relación de números fraccionarios pequeños.

27. Menciona ¿Cuáles son las propiedades del agua?

- A) Es un compuesto llamado disolvente universal en el que los aceites se disuelven.
- B) Es un compuesto que se emplea como antiséptico general, oxidante, neutralizante, en la decoloración del cabello, en la limpieza de dentaduras.
- C) Es un constituyente esencial para los seres vivos tanto en su naturaleza biológica como en las actividades humanas.
- D) Es un compuesto poco útil para las células en general y no disuelve nutrientes, ni ayuda en sus funciones fisiológicas.

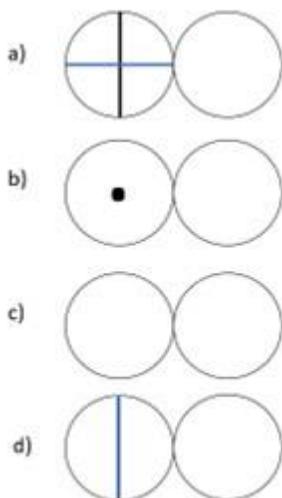
28. El científico inglés John Dalton respecto a los átomos afirma que:

- A) Los átomos son todos iguales y con el mismo peso atómico.
- B) Un átomo es susceptible de dividirse y formar subpartículas.
- C) Los átomos tienen cargas positivas y negativas alternativamente.
- D) El átomo es la partícula más pequeña representativa de un elemento.

29. La ley ponderal propuesta por Proust menciona que:

- A) Un elemento químico se forma con átomos en proporciones fijas no determinadas en números fraccionarios.
- B) Establece que un compuesto estará formado con elementos químicos en cantidades no precisas.
- C) Indica que un compuesto químico siempre estará formado por los mismos elementos combinados en una proporción fija y en relación de números enteros sencillos.
- D) Indica que los elementos químicos pueden combinarse indefinidamente en proporciones de números fraccionarios.

30. De acuerdo con la simbología de Dalton, ¿Cuál de los siguientes modelos representa la fórmula del agua?



31. De la siguiente fórmula $3\text{H}_2\text{SO}_4$, identifica ¿Cuántos átomos de cada elemento se encuentran presentes?

- A) 2 átomos de hidrógeno, 1 átomo de azufre y 3 átomos de oxígeno.
- B) 3 átomos de hidrógeno, 3 átomos de azufre y 4 átomos de oxígeno.
- C) 6 átomos de hidrógeno, 1 átomo de azufre y 12 átomos de oxígeno.
- D) 6 átomos de hidrógeno, 3 átomos de azufre y 12 átomos de oxígeno.

32. El modelo de Bohr establece que el comportamiento químico de un elemento depende de:

- A) La suma de protones más neutrones del núcleo.
- B) El número de protones de un elemento químico.
- C) El número de neutrones de un elemento químico.
- D) El número de electrones fuera del núcleo.

33. Selecciona la opción que indique una de las aportaciones del modelo de Bohr.

- A) Representa los elementos químicos como un panqué con pasas.
- B) La forma en que se comportan los electrones en los átomos.
- C) Menciona que el núcleo de los elementos tiene carga negativa.
- D) Aporta que presenta una modalidad de onda en los neutrones.

34. ¿Cuál de los siguientes enunciados se relaciona con el modelo de Bohr, que postula los electrones giran alrededor del núcleo?

- A) Los llamados niveles de energía que pueden ser del 1 al 6, o letras de la K, L, M, N, O, P, Q.
- B) Los llamados niveles de energía que pueden ser del 1 al 8, o letras de la J, K, L, M, N, O, P.

- C) Los llamados niveles de energía que pueden ser del 1 al 7, o letras de la K, L, M, N, O, P, Q.
- D) Los llamados niveles de energía que pueden ser del 0 al 7, o letras de la K, L, M, N, O, P.

35. En el modelo de Bohr, ¿Cómo se especifica cada órbita de un elemento químico?

- A) Con un número entero (l) llamado quantum.
- B) Con un número par (n) llamado número cuántico.
- C) Con un número entero (n) llamado número cuántico.
- D) Con un número entero (m) llamado número cuántico.

36. ¿Que información muestra la representación de los elementos que forman un compuesto y la proporción en que se encuentran?

- A) Composición máxima y su proporción.
- B) Los subíndices de un compuesto.
- C) Las moléculas y su composición máxima.
- D) Fórmula química de un compuesto.

37. ¿Cuál es una expresión del tipo de átomos presentes en un compuesto covalente y la cantidad de cada uno?

- A) El número atómico que tiene el compuesto.
- B) El número de masa que tiene el compuesto.
- C) La fórmula molecular.
- D) El número de moléculas que tiene el elemento.

38. ¿Cómo se llama a los electrones que se encuentran en el nivel principal de energía (n) más alto del átomo?

- A) Los electrones sin ionización
- B) Los electrones de carga positiva
- C) Son los protones del núcleo
- D) Los electrones de valencia

39. Para la formación de la molécula de oxígeno, cada átomo tiene seis electrones de valencia y comparten dos pares de electrones ¿Cuál es la razón?

- A) Forman un enlace iónico.
- B) Forman un enlace coordinado.
- C) Para completar el octeto.
- D) Forman un enlace covalente polar.

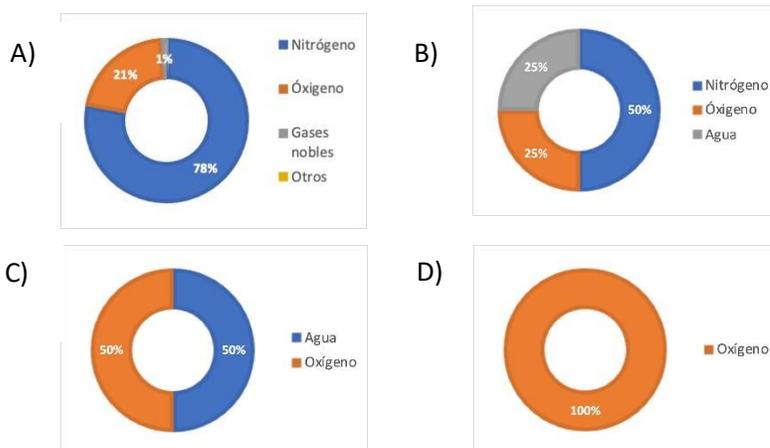
40. El comportamiento de fenómenos como la congelación de un lago se puede explicar debido a que:

- A) El agua en estado sólido es menos densa que en fase líquida.
- B) El agua sólo cambia sus propiedades sin importar cual sea su fase.
- C) El agua en estado sólido es menos densa que en fase líquida.
- D) El agua no cambia de propiedades físicas en ninguna de sus fases.

41. ¿Qué es el aire?

- A) Un elemento.
- B) Un compuesto.
- C) Una mezcla.
- D) Una sustancia pura.

42. ¿Cuál gráfica representa la composición del aire?



43. En el siguiente experimento, ¿Por qué se apaga la vela?



Imagen obtenida de:

<https://repositorio.usm.cl/bitstream/handle/11673/22593/3560900231691UTFSM.pdf?sequence=1&isAllowed=y>

- A) Porque se agota el aire.
- B) Porque se agota el oxígeno.
- C) Porque se agota el nitrógeno.
- D) Porque se agota el CO₂.

44. De las siguientes ecuaciones, ¿Cuál corresponde a una reacción de combustión?

- A) $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- B) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- C) $\text{Na}(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{s})$
- D) $\text{MgO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2(\text{ac})$

45. ¿Qué tipo de reacción muestra el siguiente perfil de energía?

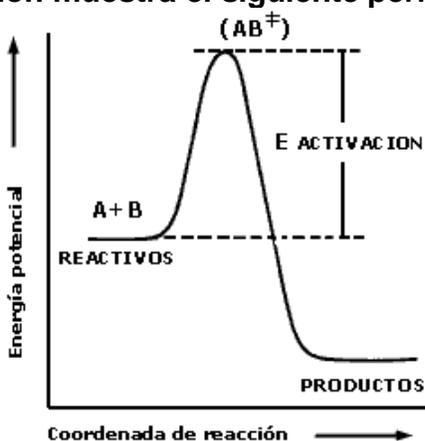


Imagen obtenida de:

<http://quimica3m.blogspot.com/2010/01/perfil-de-una-reaccion-reaccion.html>

- A) Una reacción endotérmica porque se absorbe energía.
- B) Una reacción exotérmica porque se absorbe energía.
- C) Una reacción endotérmica porque se desprende energía.
- D) Una reacción exotérmica porque se desprende energía.

46. ¿Qué causa el efecto invernadero?

- A) Quemar combustibles de origen fósil.
- B) La evaporación del agua.
- C) La ganadería intensiva.
- D) Todos los anteriores.

47. Los _____ son elementos que se caracterizan porque sus óxidos generalmente son_.

- A) metales – gases
- B) metales – sólidos
- C) no metales – líquidos
- D) no metales – sólidos

48. A partir del análisis del período 3 de la tabla periódica es posible afirmar que:

- A) Al avanzar de izquierda a derecha, las propiedades físicas y químicas cambian gradualmente de metálicas a no metálicas.
- B) Al avanzar de izquierda a derecha, las propiedades físicas y químicas cambian gradualmente de no metálicas a metálicas.
- C) Al avanzar de derecha a izquierda, las propiedades físicas y químicas cambian gradualmente de metálicas a no metálicas.
- D) Al avanzar de derecha a izquierda, las propiedades físicas y químicas no cambian.

49. De los elementos hierro, sodio, potasio y magnesio, ¿Cuál es más reactivo con agua?

- A) K
- B) Fe
- C) Mg
- D) Na

50. ¿Cuál es el producto de la siguiente reacción?



- A) H_2SO
- B) H_2SO_2
- C) H_2SO_3
- D) H_2SO_4

51. El producto de la reacción anterior se identificó al adicionar gotas de indicador universal, obteniendo una coloración roja, y tiras reactivas de pH, obteniendo un valor de 3.5, ¿Qué significan esos resultados?

- A) Se trata de una sustancia alcalina.
- B) Se trata de una sustancia neutra.
- C) Se trata de una sustancia ácida.
- D) Se trata de una sustancia anfótera.

52. De las siguientes ecuaciones químicas, ¿Cuál representa la formación de un hidróxido?

- A) $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$
- B) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3$
- C) $\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_2$
- D) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

53. Relaciona al compuesto con su nomenclatura Stock

I.	Óxido de cromo (II)	a. CO
II.	Óxido de cromo (VI)	b. CrO
III.	Óxido de carbono (II)	c. CO ₂
IV.	Óxido de carbono (IV)	d. CrO ₃

- A) I-a; II-b; III-c; IV-d
- B) I-b; II-a; III-c; IV-d
- C) I-b; II-d; III-a; IV-c
- D) I-c; II-d; III-a; IV-b

54. De acuerdo con la nomenclatura Stock, nombra al siguiente compuesto:



- A) Dihidróxido de cobre.
- B) Hidróxido de cobre (I).
- C) Hidróxido de cobre (II).
- D) Monohidróxido de cobre.

55. ¿Cuál es el nombre del compuesto H_2CO_3 en la nomenclatura tradicional?

- A) Ácido carbónico.
- B) Carbonato de hidrógeno.
- C) Ácido dioxocarbonato.
- D) Ácido carbonoso.

56. ¿Cómo varía la energía de ionización en la tabla periódica?

- A) En un grupo disminuye al aumentar el número atómico.
- B) En un grupo aumenta al aumentar el número atómico.
- C) En un periodo disminuyen al incrementarse el número atómico.
- D) No aumenta ni disminuye en función del número atómico.

57. De los siguientes elementos que se encuentran en el grupo 1 de la tabla periódica, ¿Cuál presenta mayor energía de ionización?

- A) Cesio.
- B) Sodio.
- C) Potasio.
- D) Rubidio.

58. ¿Qué es la electronegatividad?

- A) Es la distancia que va desde el núcleo del átomo hasta el último electrón de valencia.
- B) Es la cantidad de protones y neutrones que hay en el núcleo de un átomo.
- C) Es la capacidad que tienen los átomos de atraer a los electrones en un enlace químico.
- D) Es la energía requerida para quitar un electrón del átomo en su estado basal.

59. De los siguientes elementos que se encuentran en el segundo periodo de la tabla periódica, ¿Cuál tiene menor electronegatividad?

- A) Litio.
- B) Boro.
- C) Flúor.
- D) Berilio.

60. ¿Qué ecuación química representa la oxidación del magnesio debidamente balanceada?

- A) $\text{Mg (s)} + \text{O (g)} \rightarrow \text{MgO (s)}$
- B) $\text{Mg}_2 \text{ (s)} + 2\text{O (g)} \rightarrow \text{Mg}_2\text{O (s)}$
- C) $2\text{Mg (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2\text{MgO (s)}$
- D) $2\text{Mg (s)} + 2\text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2\text{MgO}_2 \text{ (s)}$

61. ¿Cuáles son los coeficientes adecuados para balancear la siguiente ecuación?

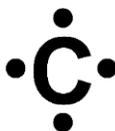


- A) 1 / 2 / 3
- B) 4 / 3 / 2
- C) 2 / 6 / 3
- D) 8 / 6 / 2

62. Cierta elemento químico está ubicado en el periodo 2 y en el grupo 15 de la tabla periódica, con esta información se puede afirmar ¿Qué?

- A) El elemento tiene 2 electrones de valencia.
- B) El elemento tiene 5 electrones de valencia.
- C) El elemento tiene 7 electrones de valencia.
- D) El elemento tiene 15 electrones de valencia.

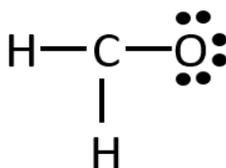
63. La estructura de Lewis para el átomo de carbono es la siguiente:



¿Cuántos enlaces debe formar para completar su octeto?

- A) Uno
- B) Ocho
- C) Dos
- D) Cuatro

64. La siguiente estructura de Lewis es incorrecta, ¿Dónde está el error?

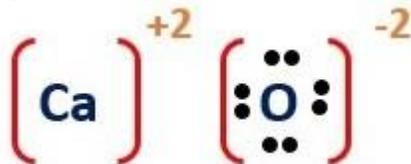


- A) En los átomos de hidrógeno porque no cumplen con la regla del octeto.
- B) En el átomo de oxígeno porque no cumple la regla del octeto.
- C) En el átomo de carbono porque le falta un enlace con un átomo de hidrógeno.
- D) En el átomo de carbono porque le falta un enlace con el átomo de oxígeno.

65. La electronegatividad del átomo de carbono es 2.5 en la escala de Pauling, ¿Qué tipo de enlace presentan las uniones C – C?

- A) Enlace iónico.
- B) Enlace metálico.
- C) Enlace covalente polar.
- D) Enlace covalente no polar.

66. El óxido de calcio se puede representar de la siguiente forma:



¿Qué información se puede obtener de esa imagen?

- A) Para completar el octeto, el calcio formó dos enlaces covalentes con el oxígeno.
- B) Para completar el octeto, el calcio ganó dos electrones y el oxígeno perdió dos.
- C) Para completar el octeto, el calcio pierde dos electrones y el oxígeno gana dos.
- D) Para completar el octeto, en total se ganan cuatro enlaces.

67. El cloruro de potasio y el óxido de calcio son compuestos iónicos, ¿Qué propiedades presentan?

- A) Se disuelven en agua y presentan conductividad eléctrica en disolución.
- B) No se disuelven en agua y presentan conductividad eléctrica en disolución.
- C) No se disuelven en agua y no presentan conductividad eléctrica en disolución.
- D) Se disuelven en agua, pero no presentan conductividad eléctrica en disolución.

68. Una sustancia desconocida tuvo las siguientes características: sólido blanco, opaco en forma de gránulos, temperatura de fusión de 40°C, no se disuelve en agua y por lo tanto no presenta conductividad eléctrica en disolución, ¿Qué modelo de enlace explica este comportamiento?

- A) Modelo de enlace iónico.
- B) Modelo de enlace metálico.
- C) Modelo de enlace covalente.
- D) Modelo de enlace por puente de hidrógeno.

69. ¿Qué tipo de estructuras forman los compuestos iónicos?

- A) Moléculas.
- B) Redes moleculares.
- C) Puentes de hidrógeno.
- D) Estructuras reticulares.

70. De las siguientes acciones, ¿Cuáles ayudan a la conservación del ambiente?

- A) Usar más la bicicleta que vehículos de combustión.
- B) Clasificar los residuos sólidos.
- C) Apagar los equipos eléctricos cuando no se usen.
- D) Todos los anteriores.

RESPUESTAS DE LA AUTOEVALUACIÓN DEL APRENDIZAJE.

1. B	2. A	3. D	4. D	5. A	6. A
7. D	8. A	9. 8.91%	10. 10%	11. 45.5g	12. A
13.	14. C	15. C	16.	17. A	18. D
19. D	20. A	21. C	22. D	23. D	24.
25. A	26. B	27. A	28. D	29. C	30. B
31. D	32. D	33. B	34. C	35. C	36. D
37. C	38. D	39. C	40. C	41. C	42. A
43. B	44. A	45. D	46. D	47. B	48. A
49. D	50. C	51. C	52. B	53. C	54. C
55. A	56. A	57. B	58. C	59. A	60. C
61. B	62. B	63. D	64. D	65. D	66. C
67. A	68. C	69. D	70. D		

FUENTES CONSULTADAS

Unidad 1. Agua, sustancia indispensable para la vida.

- 📖 Chang, R. e. (2017). Química (12a. ed.). México: McGraw-Hill.
- 📖 Dingrando, L. (2003). Química. Materia y cambio. McGrawHill.
- 📖 Garritz y Chamizo. (1991). Estructura atómica un enfoque químico. E.U.A. Addison-Wesley
- 📖 Garritz y Chamizo. (2001). Tú y la Química. México. Pearson Educación
- 📖 Morales L. A. (2016). Guía para el profesor: Programa de estudios actualizado 2015. Química 1. UNAM. CCH. México.
- 📖 Petrucci, R. et al. (2011). Química General (10a. ed.). México: Prentice Hall.
- 📖 Programa de Estudio. (2016). Área de ciencias experimentales. Química I-II.
- 📖 Timberlake, K. C. (2013). Química general, orgánica y biológica. Estructuras de la vida (4ta. ed.). México: Pearson.

Unidad 2. Oxígeno, sustancia activa del aire.

- 📖 Atkins. (2007) Descubriendo la Química (3a. ed. 1ra. reimpresión) Panamericana.
- 📖 Brown, T. et al. (2014). Química. La ciencia central (12va. ed.). Pearson.
- 📖 Chang, R. e. (2017). Química (12a. ed.). México: McGraw-Hill.
- 📖 Timberlake, K. C. (2013). Química general, orgánica y biológica. Estructuras de la vida (4ta. ed.). México: Pearson.
- 📖 Whitten, K. W. (2015). Química (10a. ed.). México: Cengage Learning.

Sitios Web

- 🌐 El Español. (2016). El agua es más rara de lo que piensas. 28/Ago/2022, de El Español
Sitio web:
https://www.elespanol.com/ciencia/20160506/122737966_0.html

 García Calleja Javier. (2009). Funciones del agua en los seres vivos. 25 de noviembre, de Biología la guía Sitio web: <https://biologia.laguia2000.com/bioquimica/funciones-del-agua-en-los-seres-vivos>

 Khan Academy. (2015). Energía potencial, cinética y de activación. 2022/julio, de Openstax Sitio web: <https://openstax.org/books/biology/pages/6-2-potential-kinetic-free-and-activation-energy>

 Portal Académico CCH. (2012). Teoría de las colisiones, energía de activación. Jul 2022, de Colegio de Ciencias y Humanidades Sitio web: <https://portalacademico.cch.unam.mx/materiales/prof/matdidac/sitpro/exp/quim/qui m1/banco informacion/r19 teora de las colisiones energia de activacin.html>

Fuentes consultadas y sitios Web de las figuras.

 Figura 1. Estados de agregación del agua. https://d3lqdljps13i2n.cloudfront.net/recursos/140/4485865/imagen_1_1556858007.jpg

 Figura 2. Corpúsculos en los estados de agregación de la materia. <https://www.abc.com.py/resizer/CpEvADhOiZb9Wa93x3czrVS769U=/fit-in/1200x1080/smart/arc-anglerfish-arc2-prod-abccolor.s3.amazonaws.com/public/GVAT2HXCF5GM3JTLP3URQKQFTM.jpg>

 Figura 3. Molécula del agua <https://encrypted-tbn0.gstatic.com/images?q=tbn:ANd9GcQwOhE0zM3d7MTgg1j8aYua1NzCUngOcl4vLQ&usqp=CAU>

 Figura 4. Moléculas de agua en los diferentes estados de agregación <https://docplayer.es/docs-images/85/91894664/images/39-0.jpg>

 Figura 5. Imagen izquierda, muestra un líquido difundiendo en otro a nivel macroscópico, imagen derecha, muestra el proceso de difusión a nivel partícula al transcurrir el tiempo. <https://thumbs.dreamstime.com/b/difusi%25C3%25B3n-67389132.jpg&imgrefurl=>

 Figura 6. Difusión de un gas en otro gas. Tomado de https://www.uv.es/quimicajmol/simulaciones/indice_estructuras/difusion/index.html

 Figura 7. Representación de los estados de agregación de la materia a nivel partícula <https://www.masscience.com/2015/12/28/solo-hay-3-estados-o-fases-de-la-materia/>

🖨️ Figura 8. Disociación iónica o solvatación: ejemplo, cloruro de sodio en agua
https://portalacademico.cch.unam.mx/materiales/prof/matdidac/sitpro/exp/quim/quim2/quim1lvallejo/mtodo_de_aprendizaje_a5.html

📖 Figura 9. Semejanzas y diferencias de mezclas y compuestos. Tomado de Morales L. A. (2016). Guía para el profesor: Programa de estudios actualizado 2015. Química 1. UNAM. CCH. México.

🖨️ Figura 10. Características de la materia, nivel macro y micro. Modificado de <http://haciendoseaprende.blogspot.com/2017/04/clasificacion-de-la-materia.html>

🖨️ Figura 12. Electrólisis de la molécula de agua
<http://naturalesproyec.blogspot.com/2016/01/quimica-la-electrolisis-del-agua.html>

🖨️ Figura 13. Energía de activación en una reacción exérgica.
<https://www.quimicas.net/2015/11/la-energia-de-activacion.html>)

🖨️ Figura 14. Sistema de símbolos del modelo atómico de Dalton
<https://sites.google.com/site/historiadoresdelatomo/teoria-atmica-de-dalton>

🖨️ Figura 15 . Descomposición de las moléculas de agua
<https://hopelchen.tecnm.mx/principal/sylabus/fpdb/recursos/r99826.PDF>

🖨️ Figura 16. Representación del Modelo Atómico de Bohr
<http://www.portalhuarpe.com.ar/medhime20/nuevos%20oa/quimica%20gomez/Distribucion.html>

🖨️ Figura 17. Representación de la formación de una molécula de agua
<https://www.diferenciador.com/tipos-de-enlaces-quimicos/>

🖨️ Figura 18. Símbolos de las reacciones químicas.
<http://natisimbolosedelasecuacionesquimica.blogspot.com/2017/04/simbolos-de-las-ecuaciones-quimicas.html>

🖨️ Figura 19. Puentes de hidrógeno: Atracciones dipolo-dipolo
<https://es.khanacademy.org/science/ap-biology/chemistry-of-life/structure-of-water-and-hydrogen-bonding/a/hydrogen-bonding-in-water>

🖨️ Figura 20. Molécula polar, agua con grupos OH.
<http://www.juntadeandalucia.es/averroes/centros-tic/29000694/helvia/aula/archivos/repositorio/0/10/html/agua13.gif>

🖨️ Figura 21. Composición del aire seco al nivel del mar
<https://slideplayer.es/slide/1033594/>

 Figura 22. Experimento de la vela encendida.
https://centroderecursos.educarchile.cl/bitstream/handle/20.500.12246/37821/artic-les-59867_imagen_0.gif?sequence=1&isAllowed=y

 Figura 22. Experimento de la vela encendida.
https://centroderecursos.educarchile.cl/bitstream/handle/20.500.12246/37821/artic-les-59867_imagen_0.gif?sequence=1&isAllowed=y

 Figura 24. Fuentes emisoras de CO₂.
<https://www.monografias.com/trabajos94/sobre-calentamiento-global/sobre-calentamiento-global>

 Figura 25. División en la tabla periódica de los metales, no metales y metaloides.
<http://angelicacienciaactualcancez.blogspot.com/2012/02/metales-no-metales-y-metaloides.html>

 Figura 26. Radio atómico
<https://www.youtube.com/watch?v=HVdRUa1pxdY>

 Figura 26. Muestra el comportamiento de aumento del radio atómico en los grupos y períodos en la tabla periódica.
<https://www.portaleducativo.net/primer-medio/35/propiedades-periodicas>

 Figura 27. Muestra el comportamiento de aumento y disminución de la energía de ionización en los grupos y períodos en la tabla periódica.
<https://www.portaleducativo.net/primer-medio/35/propiedades-periodicas>

 Figura 28. Muestra el comportamiento de aumento y disminución de la afinidad electrónica en los grupos y períodos en la tabla periódica.
<https://www.portaleducativo.net/primer-medio/35/propiedades-periodicas>

 Figura 29. Muestra el comportamiento de aumento y disminución de la afinidad electrónica en los grupos y períodos en la tabla periódica.
<https://www.portaleducativo.net/primer-medio/35/propiedades-periodicas>

 Figura 30. Muestra la emisión de gases contaminantes y la formación de la lluvia ácida.
<https://blogdidactico.com/gases-que-provocan-la-lluvia-acida>

 Figura 34. Tabla periódica de Dmitri Ivanovich Mendeleev
https://historia.nationalgeographic.com.es/a/dmitri-mendeleev-creador-primer-tabla-periodica-elementos_17671

 Figura 35. Tabla periódica de Julius Lothar Meyer
http://www.upra.edu/acs/brochures/Brochure_Quimica_Yarines_Gonzalez.pdf

-  Figura 36. Tabla periódica moderna
https://www.radoctores.es/doc/06-TEIJON_tabla%20periodica.pdf
-  Figura 37. Reacción química entre un pedazo de hierro y agua (repetida)
<https://www.fullquimica.com/2011/11/ecuacion-quimica.html>
-  Figura 38. Cuando quemas carbón en una parrilla. Tomada de (Timberlake, 2013)
-  Figura 39: La formación del óxido de magnesio.
<http://alonzoig.blogspot.com/2013/11/oxigeno-sobre-elementos.html>
-  Figura 40. Muestra al hidróxido de magnesio, como un antiácido.
<https://meiosustentavel.com.br/leite-de-magnesia/>
-  Figura 41. Combustión completa del metano.
<https://colegiosanalfonso.cl/wp-content/uploads/2021/06/GUIA-4-QUIMICA-1%C2%B0.pdf>
-  Figura 42. Representación de la reacción con una ecuación química, modelo de Dalton y representación de estructura de Lewis
<https://www.monografias.com/docs114/ecuaciones-quimicas-y-reacciones/ecuaciones-quimicas-y-reacciones2>
-  Figura 43. Símbolos de puntos de Lewis para los elementos representativos y los gases nobles. El número de puntos desapareados corresponde al número de enlaces que un átomo del elemento puede formar en un compuesto sin expandir el octeto. Fuente (Chang, R., & Goldsby, K. A. 2017)
-  Figura 44. Símbolos de Lewis. Fuente (Brown T. L., et al 2014)
-  Figura. 45 Reacción del sodio metálico con cloro gaseoso para formar el compuesto iónico cloruro de sodio. Fuente (Brown T. L., et al 2014)
-  Figura 46. Estructura cristalina del cloruro de sodio.
<https://concepto.de/enlace-ionico/>
-  Figura 47. Representación de la reacción utilizando la estructura de Lewis.
<https://brainly.lat/tarea/27897084>
-  Figura 48. Valores de la electronegatividad basados en los datos termoquímicos de Pauling. Fuente (Chang, R., & Goldsby, K. A. 2017)
-  Figura 49. Tabla de criterio de enlace químico.
<https://portalacademico.cch.unam.mx/alumno/quimica1/unidad2/tiposdeenlaces>
-  Figura 50. Circuito para medir conductividad eléctrica.
http://rafafisicaquimica.blogspot.com/2008/11/practica-de-laboratorio-1_16.html