



**UNIVERSIDAD NACIONAL
AUTÓNOMA DE MÉXICO**

**Dirección General de Incorporación
y Revalidación de Estudios**

Colegio de Ciencias y Humanidades

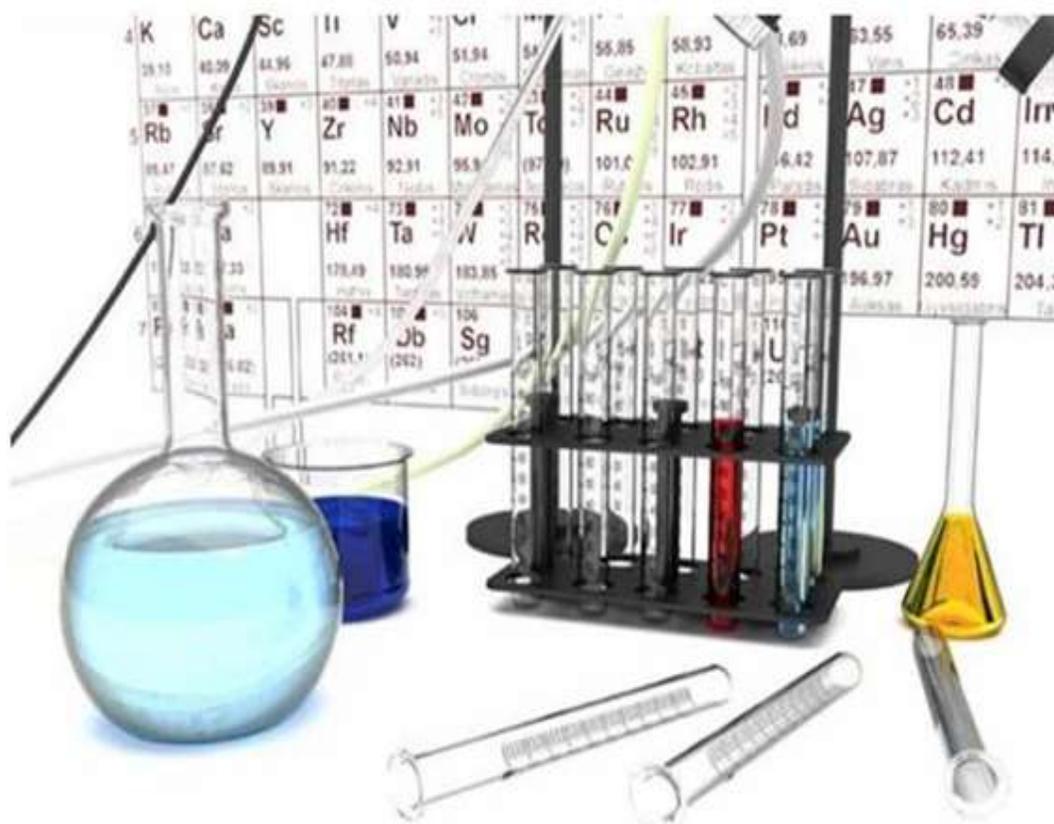


Guía para examen extraordinario de Química I

Clave de asignatura 1103

Profesor Antonio Rodríguez Ramírez

2018



ÍNDICE

Introducción	1
Conceptos clave	1
Instrucciones de uso de la Guía	3
UNIDAD I. AGUA, SUSTANCIA INDISPENSABLE PARA LA VIDA	
Propiedades generales del agua y naturaleza corpuscular de la materia	4
Usos del agua en la vida cotidiana	4
Estados de la materia: sólido, líquido y gas	5
La difusión	6
Los modelos en la enseñanza de la química	6
Ejercita lo aprendido	7
Ejercicios de autoevaluación	7
Capacidad disolvente del agua y las mezclas	9
Polaridad de la molécula de agua	10
Acción disolvente del agua	11
Abundancia de las mezclas en el entorno cotidiano	11
Mezclas y su clasificación en homogéneas y heterogéneas	11
Importancia de la proporción del soluto y el disolvente en las disoluciones	12
Porcentaje en masa	13
Porcentaje en volumen	13
Métodos de separación de mezclas	14
Decantación	14
Filtración	14
Evaporación	14
Destilación	15
Diferencia entre mezcla, compuesto y elemento	15
Mezcla	15
Compuesto	15
Elemento	15
Representación de un compuesto, un elemento y una mezcla mediante un modelo de partículas.	16
Representación de sustancias y mezclas	16
Ejercita lo aprendido	17
Ejercicios de auto evaluación	19
El agua como compuesto	22
Electrólisis del agua	22

Síntesis del agua	23
Relación del concepto de enlace con la energía involucrada en las reacciones de descomposición y síntesis del agua	24
Energía de activación	24
Reacción exotérmica	24
Reacción endotérmica	24
Modelo atómico de Dalton	25
Postulados de Dalton	25
Modelo atómico de Bohr para ampliar los conceptos de compuesto y molécula	26
Representaciones del modelo atómico de Bohr para el hidrógeno, oxígeno y la molécula de agua.	27
Ley de las proporciones múltiples o ley de Dalton	29
Ley de las proporciones constantes o ley de Proust	29
Ecuación química	30
Cómo cumplir con la ley de la conservación de la materia en una ecuación química	30
Balaceo de ecuaciones químicas por método de inspección	31
Influencia de las atracciones entre moléculas	32
Influencia de los enlaces puente de hidrógeno en los puntos de fusión y de ebullición.	32
Ejercita lo aprendido	33
Ejercicios de auto evaluación	37
Relación de la estructura del agua y sus funciones en la naturaleza	40
Propiedades anómalas el agua	40
Funciones del agua en los organismos vivos	41
El H ₂ O frente a otros hidruros formados en el grupo 16 de la tabla periódica.	41
El agua en el clima	42
Ejercita lo aprendido	42
UNIDAD 2. OXÍGENO, SUSTANCIA ACTIVA DEL AIRE	45
Componentes del aire y algunas de sus propiedades	46
Caracterización del aire como una mezcla al identificar experimentalmente que contiene más de una sustancia	47
El CO ₂ frente a una fuente de ignición	48
Propiedades del nitrógeno y del oxígeno	49
Alótropos	49
Ciclo del carbono	50

Alcanos	52
Alquenos	54
Alquinos	55
Cambio climático y efecto invernadero	57
Ejercita lo aprendido	61
Ejercicios de autoevaluación	62
Compuestos del oxígeno y clasificación de los elementos	64
Triadas de Döbereiner	65
Ley de las octavas de Newlands	66
Tabla periódica de Mendeleiev	67
Moseley	68
Propiedades periódicas	69
Electronegatividad	70
Energía de ionización	70
Radio atómico	71
Carácter metálico	71
Compuestos del oxígeno y clasificación de los elementos en base a sus propiedades.	73
Óxidos metálicos	73
Óxidos no metálicos	73
Óxidos metálicos y no metálicos y su reacción con el agua	74
Color de los indicadores	74
Ejercita lo aprendido	77
Ejercicios de autoevaluación	81
Nomenclatura Stock	84
Nomenclatura de óxidos metálicos	84
Nomenclatura de óxidos no metálicos	88
Nomenclatura de hidróxidos	89
Nomenclatura de Hidrácidos	91
Nomenclatura de oxiácidos	93
Ejercita lo aprendido	96
Patrones y tendencias de las propiedades de los elementos químicos en la organización de la tabla periódica	97
Características generales de la actual tabla periódica de los elementos	99
Periodos	100
Familias	100
Representación de reacciones de síntesis de óxidos por medio del	

modelo de Dalton y estructuras de Lewis.	103
Estructuras de Lewis	104
Estructuras de Lewis, la distribución de los electrones en los átomos y su relación con el grupo al que pertenecen	105
Fórmulas estructurales y ángulos de enlace	106
Enlace iónico	109
Enlace covalente	110
Tabla de electronegatividades de Pauling	111
Tipo de enlace en función de la electronegatividad de los elementos	112
Geometría molecular	114
Polaridad de los enlaces	115
Polaridad de las moléculas	116
Fuerzas intermoleculares	117
Propiedades de los compuestos covalentes	119
Propiedades de los compuestos iónicos	120
Predicción de las propiedades de las sustancias	121
Predicción de algunas propiedades de las sustancias mediante el trabajo experimental aplicando los modelos de enlace.	124
Ejercita lo aprendido	127
Ejercicios de autoevaluación	129
Examen de simulación tipo extraordinario	134
Bibliografía, recursos y direcciones electrónicas recomendadas	145

INTRODUCCIÓN.

Los Programas de Química plantean los contenidos disciplinarios a partir de contextos cotidianos para el estudiante.

El programa de Química I está integrado por dos unidades: “Agua, sustancia indispensable para la vida” y “Oxígeno, sustancia activa del aire”, abordan conceptos esenciales de la disciplina, como el de sustancia y mezcla, la relación composición-estructura-propiedades en el agua y enfatiza el uso responsable de este recurso hídrico. En la unidad II, se presta atención a la importancia de la química en la caracterización de sustancias a partir de sus propiedades, las reacciones de oxidación de metales y no metales y las que se efectúan para obtener energía (quema de combustibles); resaltando efectos al medio ambiente, como la lluvia ácida y el cambio climático.

Contenidos temáticos de Química I

Unidad	Nombre de la unidad	Horas
1	Agua, sustancia indispensable para la vida	35
2	Oxígeno, sustancia activa del aire	45

Unidad 1. Agua, sustancia indispensable para la vida. 35 horas.

Distribuidos en cuatro apartados

Apartados de la unidad 1:

- Propiedades generales del agua y naturaleza corpuscular de la materia. 5 h
- La capacidad disolvente del agua y las mezclas. 10 h
- El agua como compuesto 15 h
- La relación de la estructura del agua y sus funciones en la naturaleza. 5 h

Unidad 2. Oxígeno, componente activo del aire. Tiempo destinado 45 horas

Distribuidos en tres apartados

Apartados de la unidad 2:

- ✚ Componentes del aire y algunas de sus propiedades. 10 h
- ✚ Compuestos del oxígeno y clasificación de los elementos. 20 h
- ✚ Enlace químico. Clasificación y propiedades relacionadas. 15 h

Conceptos clave:

Por la importancia que tienen para el conocimiento de los fenómenos químicos, en las dos unidades de Química I se enfatiza el aprendizaje de los conceptos de: sustancia, elemento, compuesto, mezcla, reacción química, enlace y estructura de la materia – átomo-ion-molécula. Los conceptos disciplinarios son tratados en forma repetida con diferente profundidad y amplitud, a lo largo de ambos semestres, para consolidar el aprendizaje de la química.

PRESENTACIÓN

El propósito de esta Guía y material de auto – estudio es proporcionar al alumno un apoyo teórico de carácter introductorio que le permita tener un panorama general sobre el estudio de las temáticas del agua y del oxígeno en los cuales se encuentran relaciones entre los conceptos básicos de la disciplina y los niveles cognitivos, con los cuales se abordan, con la finalidad de facilitar la comprensión e interpretación de los fenómenos químicos; su explicación a través de teorías y modelos y, la forma de representar estos fenómenos desde el propio lenguaje de la disciplina (símbolos, estructuras y fórmulas).

La guía de Química I le da la oportunidad de organizar correctamente los conocimientos para aprobar la asignatura de Química ya sea en un examen extraordinario (**remedial**) o en un curso normal (**preventiva**), para ello cuentas con esta Guía de Estudio con la que se te brinda éxito como estudiante. Se recuerda al alumno que las temáticas desarrolladas en esta guía y material de auto-estudio serán evaluadas en el examen extraordinario, por tanto, consideramos que es un material útil para:

- Adquirir los conocimientos básicos de la asignatura y comprender los temas de mayor dificultad del programa de Química I.
- Preparar el examen extraordinario de manera oportuna y satisfactoria.
- Preparar tanto las temáticas como el examen ordinario si eres alumno regular.
- Repasar en general tu curso normal de Química I.

Para ello necesitas tener: Disciplina, constancia y hábitos de estudio, este apoyo lo puedes adquirir en tu escuela preguntando por la Guía para Examen Extraordinario 2018 al coordinador o al profesor de Química de tu Escuela.

Finalmente queremos hacer mención que los aprendizajes que contiene la Guía corresponden solamente a los conceptuales y no se hace mención a los procedimentales ni a los actitudinales ya que se trata de un material para examen extraordinario.

INSTRUCCIONES PARA EL USO DE LA GUÍA DE ESTUDIOS DE QUÍMICA I.

Para que te prepares adecuadamente en forma preventiva para que no repruebes o para preparar el examen extraordinario de Química I será necesario que estudies todos los contenidos del programa propuestos en la Guía así como resolver el examen propuesto al final de la temática.

Ahora bien, con el propósito de apoyarte en tu estudio, en esta guía te ofrecemos:

- Un apoyo teórico, a través de una lectura breve correspondiente a la temática, la cual te permitirá contestar las preguntas planteadas al final de cada apartado.
- Actividades, preguntas y problemas tipo examen extraordinario relacionados con el contenido de cada tema, que promueven la comprensión conceptual y su aplicación en la vida cotidiana.
- Aplicación de los conocimientos adquiridos a través de cuestionarios y ejercicios como:
 - complementación.
 - relación de columnas.
 - mapas conceptuales.
 - falso – verdadero.
 - sopa de letras.
 - crucigramas.
 - problemas numéricos.
 - Examen tipo extraordinarioOtros apoyos:
 - bibliografía básica y complementaria.
 - direcciones electrónicas.

Al final de cada tema se ofrecen numerosos ejercicios y preguntas que buscan que aprendas mejor y repases lo aprendido en cada apartado. Una vez que hayas estudiado cada apartado, resuelve las preguntas y los ejercicios; pero recuerda: primero debes estudiar los temas y posteriormente hacer los ejercicios.

Después de cada apartado, se te presenta un cuestionario de ejercitación y otro de auto evaluación.

Asimismo se te sugiere una bibliografía complementaria y algunas direcciones electrónicas para que amplíes tus conocimientos. Al final de cada apartado se te proporcionan las respuestas del examen de auto evaluación, para que tú mismo autoevalúes el avance de tu aprendizaje.

¡Te deseamos que tengas mucho éxito!

Propiedades generales del agua y naturaleza corpuscular de la materia:

APRENDIZAJES

1. Identifica usos del agua en la vida cotidiana y en la naturaleza, al reflexionar acerca de su importancia. (N1)
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. (N2)
3. Relaciona la observación del fenómeno de difusión de un líquido en agua, con la existencia de partículas en movimiento en la materia. (N3)
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. (N2)

TEMÁTICA

Compuesto:

- Usos del agua en la naturaleza y por los humanos
- #### Educación ambiental y para la salud:

- Importancia del agua para el sostenimiento de la vida y la conservación de la salud

Estructura de la materia:

- Estados de agregación
- Cambios de estado de agregación
- Difusión
- Naturaleza corpuscular de la materia

Usos del agua en la vida cotidiana

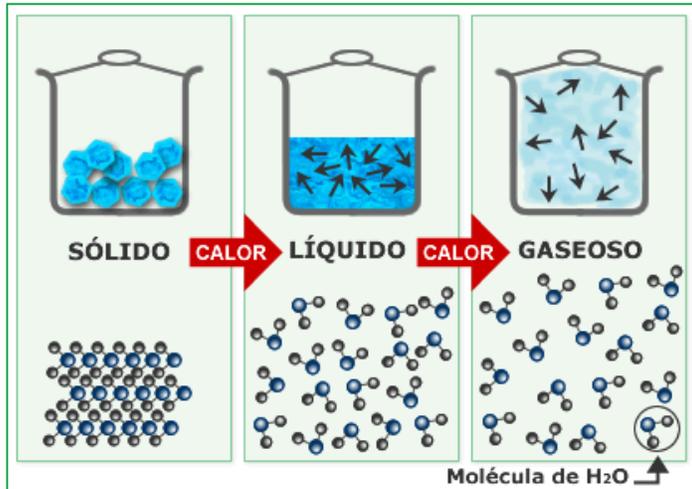
Para beber, dieta alimenticia, higiene personal, el hogar, agricultura y ganadería. El agua es esencial para que nuestro cuerpo realice funciones vitales como transportar nutrientes y oxígeno a todas las células, regular la temperatura corporal, eliminar las toxinas, proteger y amortiguar órganos vitales.



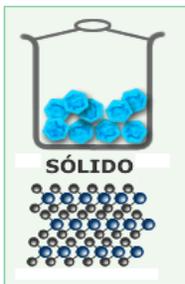
El 70% de la superficie de la tierra es agua, pero en su mayoría es agua oceánica y **sólo el 3% de toda el agua del mundo es agua dulce**. De este porcentaje no toda se halla disponible pues una gran parte de esta se encuentra en forma de hielo y glaciares situados en áreas polares muy lejos de las poblaciones.

Lo que nos deja solamente un 1% de agua disponible y el agua que encontramos en lagos, ríos y a poca profundidad del suelo de donde se puede extraer sin mayor costo. Pero sólo esa cantidad de agua se renueva habitualmente, y por lo tanto se considera como un recurso sostenible y renovable.

Estados de la materia: sólido, líquido y gas.



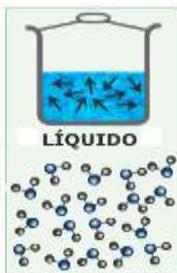
El estado sólido



En el estado sólido las partículas se encuentran unidas por grandes fuerzas que las mantienen unidas a distancias relativamente pequeñas. El movimiento de las partículas se limita a ser de vibración, sin que se puedan desplazar.

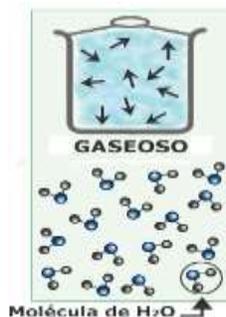
Conforme aumenta la temperatura, la amplitud de la vibración de las partículas se hace mayor por lo que el sólido se dilata.

El estado líquido



En este estado las fuerzas entre las partículas son más débiles que en el sólido lo que implica que éstas tengan libertad de movimiento, así las partículas están dotadas de movimientos de vibración. No obstante, las partículas aún se mantienen cercanas unas a otras. Por eso los líquidos adoptan la forma del recipiente que los contiene pero ocupan un volumen fijo. Otra propiedad de los líquidos, que comparten con los gases, es que pueden fluir.

El estado gaseoso



En el estado gaseoso las fuerzas entre las partículas son prácticamente nulas y éstas se pueden mover libremente y la distancia entre ellas es mucho mayor que en los estados sólido y líquido. Por ello, las partículas de los gases ocupan todo el volumen disponible del recipiente.

La difusión

Uno de los fenómenos físicos que con mayor claridad da su apoyo a la llamada teoría cinético-molecular es la difusión.

Supongamos que se deposita una gota de tinta en un vaso con agua. La gota queda flotando y a medida que pasa el tiempo se empieza a esparcir por todo el vaso. A este fenómeno se lo llama difusión.



La difusión de una sustancia en otra ocurre cuando una de ellas presenta diferencias de concentración, en el caso de la tinta en el vaso con agua ocurre que en el instante inicial toda la tinta está concentrada en una región muy pequeña del espacio, a saber, aquella que ocupa la gota. En el resto del agua no hay tinta. Por lo tanto hay una diferencia de concentraciones de tinta entre esta región y cualquier otra región del vaso. Ahora bien, en

presencia de esta diferencia de concentración hay una tendencia a que la concentración de tinta se uniformice. En este proceso las partículas que componen la tinta se mueven en todas direcciones, pero el movimiento neto ocurren en la dirección y sentido de las regiones en que no hay tinta, o ya iniciado el proceso, en dirección y sentido en que la concentración de tinta sea menor.

Es importante aclarar que las partículas de tinta no se mueven directamente de una región a otra. En general, el tipo de movimiento que realiza cada una de ellas es en zigzag.

Una vez que la concentración de tinta es la misma en todas las regiones del vaso, deja de haber difusión; es decir, cuando la concentración tiene el mismo valor en todos los puntos del vaso, cesa este fenómeno difusivo.

Por tanto, la difusión se da solamente cuando hay diferencias de concentración y ocurre de tal forma que tiende a eliminar estas diferencias, es decir, uniformizar la concentración.

Los modelos en la enseñanza de la Química:



En el campo de la Química el propósito de un modelo es el de ayudar a interpretar los fenómenos químicos, permitir la predicción del comportamiento de sistemas químicos bajo condiciones específicas impuestas por el entorno circundante y establecer las adecuadas correlaciones entre conjuntos bien definidos de datos experimentales y cálculos teóricos. Estas tres características se pueden vincular con el empleo sistemático de un buen modelo (Castro, 1992).

Ejercita lo aprendido

Contesta el siguiente cuestionario:

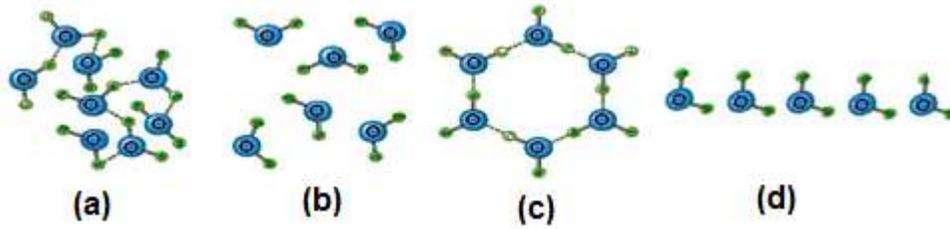
1. ¿Describe brevemente cuáles son las funciones vitales que cumple o realiza el agua en el cuerpo humano?
2. ¿Por qué es importante consumir agua potable?
3. ¿Qué cantidad de agua se recomienda beber diariamente?
4. ¿Por qué la calidad del agua puede determinar el estado de salud de una persona?
5. Describe el fenómeno de la difusión de la tinta en agua.
6. La difusión es el desplazamiento neto de moléculas desde zonas de mayor concentración hacia zonas de menor concentración.
() verdadero () falso
7. Describe algún ejemplo de la vida cotidiana donde se presente el fenómeno de la difusión.
8. Mediante un modelo representa la forma en que se difunden las partículas de perfume en el aire.



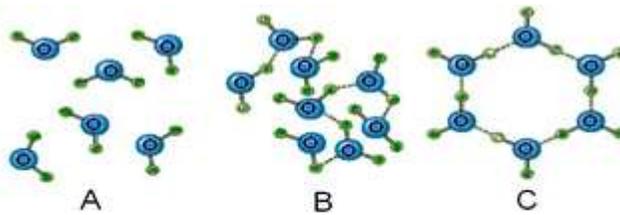
Ejercicios de autoevaluación

1. Una de las principales características de los modelos es que:
 - a) Se descubren en la naturaleza
 - b) Muchos encuentran en los laboratorios
 - c) Se construyen para hacer representaciones
 - d) Se encuentran en 3D
2. ¿Cuál de las siguientes frases expresa mejor tú idea sobre modelo?
 - a) Son representaciones de un objeto, idea o sistema
 - b) Indica de manera ejemplar actitudes que se propone imitar
 - c) Esquema teórico, generalmente en forma matemática
 - d) Es una persona que posa para pintores, escultores, pasarelas etc.**

3. () Representación en la que las interacciones que mantienen unidas a las partículas son mayores que las fuerzas de repulsión.



4. () En los siguientes modelos de partículas ¿cuál representa a un sólido, a un líquido y a un gas?



- a) A: sólido, B: gas, C: líquido
 b) A: sólido, B: líquido, C: gas
 c) A: gas, B: líquido, C: sólido
 d) A: líquido, B: sólido, C: gas

5. Por medio de un modelo de partículas representa lo que sucede en cada vaso con agua (1, 2 y 3) al agregar una gota de tinta.



Respuestas: 1C, 2A, 3C, 4C

La capacidad disolvente del agua y las mezclas:

Aprendizajes

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. (N3)
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. (N1)
7. Clasifica a las mezclas en heterogéneas y homogéneas e incluye dentro de éstas últimas a las disoluciones. (N1)
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. (N2)
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. (N2)
9. Aplica el fundamento teórico de diferentes técnicas de separación de mezclas al purificar muestras de agua contaminada con sólidos solubles e insolubles, desarrollando habilidades de búsqueda y procesamiento de información en fuentes documentales confiables. (N2)
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. (N2)
11. Representa con dibujos las partículas o corpúsculos que constituyen un compuesto, un elemento y una mezcla. (N2)

Temática

Compuesto:

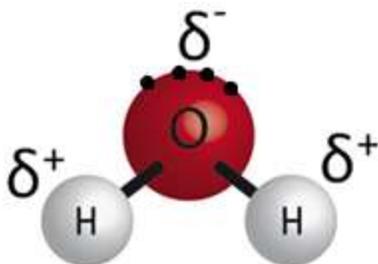
- Capacidad disolvente o de disolución del agua.
- Concepto.
- Condiciones para considerar a un material como compuesto.

Mezcla:

- Concepto.
- Clasificación en homogéneas y heterogéneas.
- Disoluciones acuosas, caso especial de mezcla homogénea.

Capacidad disolvente del agua

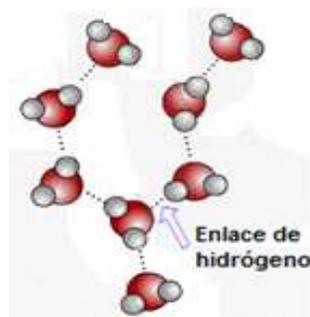
Polaridad de la molécula de agua



El compartir electrones en un enlace covalente no es siempre igual. En un enlace covalente, los átomos como el oxígeno contienen una alta carga de densidad negativa. Como resultado, la distribución electrónica es asimétrica, o polar, y al átomo de oxígeno se le llama electronegativo. Esta asimetría produce leves cargas negativas y positivas en diferentes regiones de la molécula, representado por el símbolo griego δ , para cargas parciales.

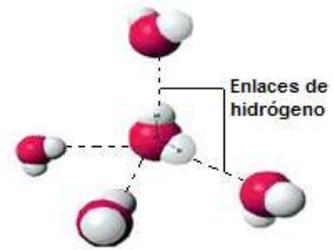
Por ello se dan interacciones dipolo-dipolo entre las propias moléculas de agua, formándose enlaces por puentes de hidrógeno, la carga parcial negativa del oxígeno de una molécula ejerce atracción electrostática sobre las cargas parciales positivas de los átomos de hidrógeno de otras moléculas adyacentes. Aunque son uniones débiles, el hecho de que alrededor de cada molécula de agua se dispongan otras cuatro moléculas unidas por puentes de hidrógeno permite que se forme en el agua (líquida o sólida) una estructura de tipo reticular, responsable en gran parte de su comportamiento anómalo y de la peculiaridad de sus propiedades fisicoquímicas.

Estructura y propiedades del agua: la molécula de agua está formada por dos átomos de H unidos a un átomo de O por medio de dos enlaces covalentes. El ángulo entre los enlaces H-O-H es de 104.5° . El oxígeno es más electronegativo que el hidrógeno y atrae con más fuerza a los electrones de cada enlace.



El resultado es que la molécula de agua aunque tiene una carga total neutra (igual número de protones que de electrones), presenta una distribución asimétrica de sus electrones, lo que la convierte en una **molécula polar**, alrededor del oxígeno se concentra una densidad de carga negativa, mientras que los núcleos de hidrógeno quedan parcialmente desprovistos de sus electrones y manifiestan, por tanto, una densidad de carga positiva.

Cada molécula de agua puede unirse a otras cuatro por medio de enlaces de hidrógeno, que cuando se encuentra en estado sólido (hielo) forma una red cristalina de forma hexagonal dando origen a sus propiedades anómalas como la densidad que a 4°C es máxima.



Acción disolvente

El agua es el líquido que más sustancias disuelve, esta propiedad, tal vez la más importante para la vida, se debe a su capacidad para formar enlaces puente de hidrógeno.

La capacidad disolvente es la responsable de que sea el medio donde ocurren las reacciones del metabolismo de los organismos vivos.

Abundancia de las mezclas en el entorno cotidiano

La mayor parte de la materia de nuestro planeta se encuentra en forma de mezclas. Es decir, esta materia es la combinación de dos o más sustancias que permanecen juntas, pero mantienen sus propiedades originales. Cada una de las sustancias que forman una mezcla recibe el nombre de componente.

En nuestra vida cotidiana tenemos contacto con mezclas como son: agua del mar, agua con azúcar, vino, gasolina, el aire, café con leche, ensaladas etc.

Presencia del agua en gran cantidad de mezclas.

Mezclas

Las mezclas son el resultado de la unión física de dos o más sustancias a las cuales se les llama componentes, éstos pueden ser elementos o compuestos, y al efectuarse dichas mezclas conservan sus propiedades individuales.

La composición de las mezclas es variable y sus componentes podrán separarse por medios físicos o mecánicos debido a que no están unidos químicamente.

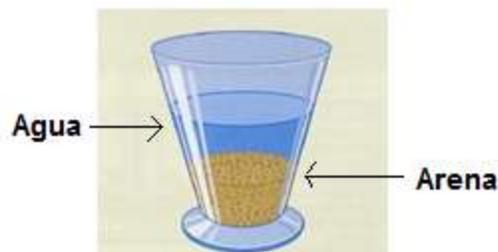
Clasificación de las mezclas

a) Mezclas heterogéneas: Los componentes individuales de una mezcla permanecen físicamente separados y es posible apreciarlos como tales.

Ensalada



La arena y el agua forman una mezcla heterogénea



b) Mezclas homogéneas: La composición de la mezcla, después de suficiente agitación es la misma en toda la **disolución**.



Las mezclas homogéneas reciben el nombre de disolución constituidas de soluto y disolvente.

Una disolución consiste de un soluto (material disuelto, en menor proporción) y de un disolvente (material que disuelve, en mayor proporción). El soluto está disperso en el disolvente en partículas muy pequeñas (moléculas o iones), motivo por el cual sus componentes no pueden distinguirse a simple vista. Las disoluciones no son necesariamente líquidas, pueden ser sólidas como las aleaciones metálicas, las amalgamas, o gaseosas como el aire.

Importancia de la proporción del soluto y el disolvente dentro de disoluciones

Mezclas de uso cotidiano o uso comercial

En muchas situaciones de nuestra vida cotidiana usamos disoluciones entre las que se encuentran el agua potable, que es una disolución muy diluida de sustancias químicas, el vinagre que es una disolución de ácido acético con agua, un refresco que es una disolución que contiene CO_2 disuelto, muchos medicamentos como jarabes para la tos, analgésicos en forma de tabletas, antibióticos en ampolleta, o los sueros salinos y glucosados que se emplean en los hospitales. En fin, podríamos continuar con una gran lista de ejemplos de mezclas que tienen aplicación en la vida diaria.

De entre las mezclas homogéneas hay que destacar a las disoluciones:

La mayoría de las disoluciones que utilizamos contienen una cantidad determinada de soluto o fase dispersa, la que se encuentra en menor proporción y que está disuelta en otra que se encuentra en mayor proporción llamada disolvente y que forma la fase dispersante en la que se disuelve el soluto.

Pero, ¿Cómo se determina la concentración de una mezcla como las disoluciones? ¿Qué importancia tiene el establecer la concentración de una disolución?

Concentración de una disolución

Si en el laboratorio encuentras un envase etiquetado que dice “disolución acuosa de cloruro de sodio” sabrías que contiene sal disuelta en agua, pero no cuánta sal y en qué cantidad de agua. En otras palabras, no podrías saber la concentración de esa disolución, es decir, la cantidad relativa de soluto y disolvente que existen en la disolución.

Porcentaje en masa.

El porcentaje en masa representa los gramos de soluto presentes en 100 gramos de disolución. Por ejemplo, una disolución al 10% de azúcar en agua contiene 10g de azúcar en 100 gramos de disolución. La masa total de la disolución estará formada por la masa del soluto más la masa del disolvente, por lo tanto la cantidad de disolvente será de 90 gramos. Para calcular el porcentaje en masa (% en masa) de soluto en una disolución se sustituyen los datos en la siguiente expresión:

$$\% \text{masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de la disolución}} \times 100 \quad \text{o sea,} \quad \%m = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{soluto}} + m_{\text{disolvente}}} \times 100$$

Porcentaje en volumen.

El porcentaje en volumen indica cuantos mililitros de soluto están presentes en 100 mililitros de disolución. En la vida cotidiana se emplean los grados Gay – Lussac (°G.L.) para cuantificar el contenido de etanol (C₂H₅OH) en las bebidas alcohólicas. Así, un tequila comercial tiene 40°G.L., lo que significa que en un volumen de 100 mL, 40 mL son de alcohol (etanol). Así mismo, una disolución al 5% de alcohol etílico contiene 5 mL de éste alcohol en 100 mL de disolución. Para conocer la cantidad de disolvente ten en cuenta que el volumen de la disolución (100mL) es igual al volumen del soluto (5mL) más el del disolvente (95mL). Para determinar el porcentaje en volumen (%V), utiliza la siguiente expresión:

$$\% \text{volumen} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de la disolución}} \times 100 \quad \text{es decir,} \quad \%V = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluto}} + V_{\text{disolvente}}} \times 100$$

Fundamento teórico de diferentes técnicas de separación de mezclas

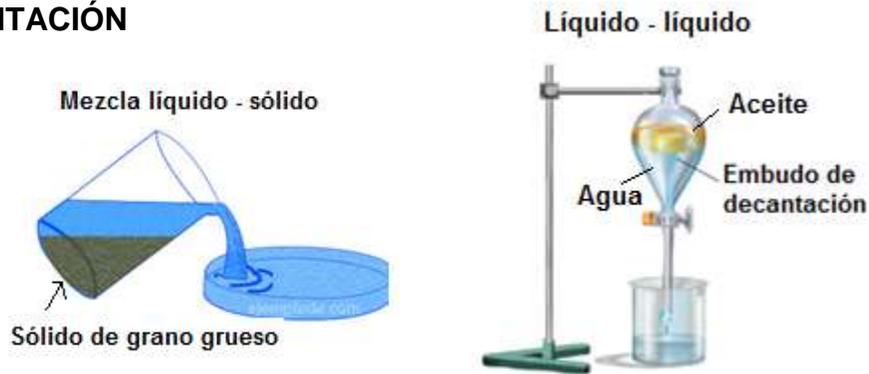
En la vida cotidiana:

Las fuentes naturales de agua dulce como son los ríos, y lagos, contienen una gran variedad de sales disueltas e incluso materia suspendida, así como microorganismos que pueden ser perjudiciales para nuestra salud. En general para el abastecimiento de las grandes ciudades, el agua se toma de estas fuentes por lo que se requiere de un tratamiento previo a su uso, con el propósito de obtener agua potable.

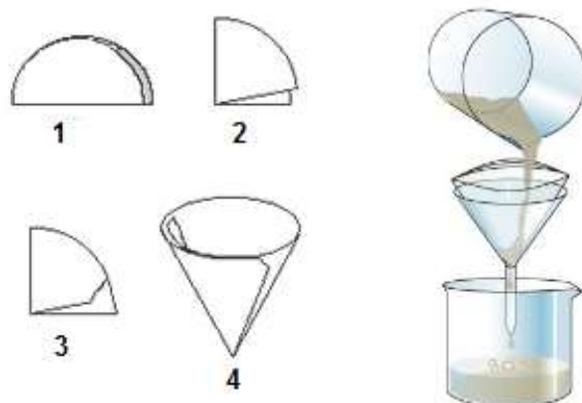
Decantación, filtración, evaporación y destilación entre otros.

DECANTACIÓN: Es la separación mecánica de un sólido de grano grueso, insoluble, en un líquido; consiste en verter cuidadosamente el líquido, después de que se ha sedimentado el sólido. Por este proceso se separan dos líquidos no miscibles, de diferente densidad, por ejemplo, agua y aceite.

DECANTACIÓN



FILTRACIÓN: Es un tipo de separación mecánica, que sirve para separar sólidos insolubles de grano fino de un líquido en el cual se encuentran mezclados; este método consiste en verter la mezcla a través de un medio poroso como el papel filtro que deje pasar el líquido y retiene el sólido. El más común es el de porcelana porosa, usado en los hogares para purificar el agua. Los medios porosos más usados son: el papel filtro, la fibra de vidrio o asbesto, telas etc.



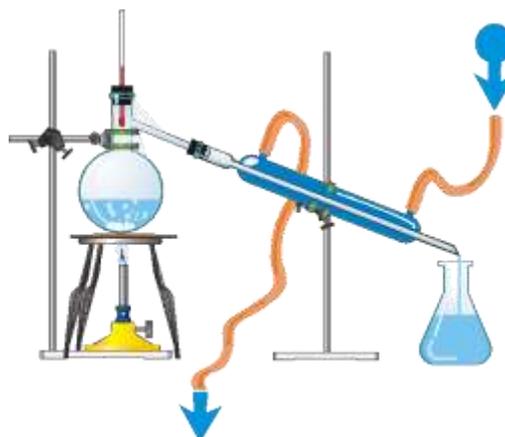
Doblado de papel filtro

EVAPORACIÓN: Es la separación de un sólido disuelto en un líquido, por calentamiento, hasta que el líquido pasa al estado de vapor, quedando el sólido como residuo en forma de polvo seco. El líquido puede o no recuperarse.



DESTILACIÓN: Es el proceso mediante el cual se efectúa la separación de dos o más líquidos miscibles y consiste en una evaporación y condensación sucesivas, aprovechando los diferentes puntos de ebullición de cada uno de los líquidos, también se emplea para purificar un líquido eliminando sus impurezas.

En la industria, la destilación se efectúa por medio de torres de destilación, que constan de caldera o retorta, el refrigerante en forma de serpentín y el recolector; mediante este procedimiento se obtiene el agua destilada o bidestilada, usada en las ampulas o ampollitas que se usan para preparar las suspensiones de los antibióticos, así como el agua destilada para las planchas de vapor; también de esta manera se obtiene la purificación del alcohol, la destilación del petróleo, etc.



Diferencias entre mezcla, compuesto y elemento.

Mezclas:

- Están formadas por la unión física de dos o más sustancias (componentes)
- Sus componentes se encuentran en proporción variable.
- Cada componente conserva sus propiedades
- Los componentes se pueden separar por procedimientos físicos o mecánicos.

Compuesto

Los compuestos son sustancias que resultan de la unión química de dos o más elementos en proporciones definidas, se combinan de tal manera que ya no es posible identificarlos por sus propiedades originales e individuales y solamente por medio de una acción química se les puede separar.

- Es la unión química de dos o más elementos
- Sus componentes se encuentran en proporción constante o definida.
- Por su combinación no se pueden identificar por sus propiedades individuales.
- Sus componentes se pueden separar solamente por procedimientos químicos.
- Se representan por medio de fórmulas químicas.

Elemento

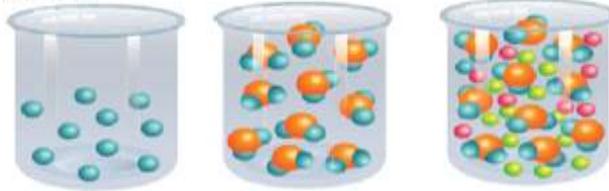
Los elementos son las sustancias más fundamentales con las cuales se constituyen todas las cosas materiales

- Formados por una misma especie de partículas (átomos)
- No se pueden separar en otras sustancias más simples
- Cada elemento tiene sus propias características físicas y químicas.
- Se representan por medio de símbolos.

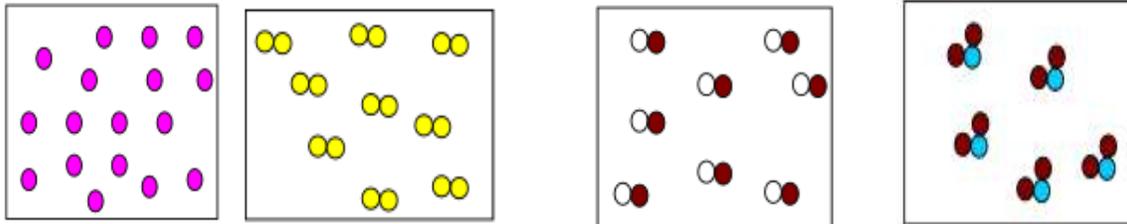
Representación de un compuesto, un elemento y una mezcla mediante un modelo de partículas.

Recordemos que un modelo es una representación de la realidad en el que se emplean objetos tangibles o imágenes para representar procesos invisibles a nuestros ojos. Por ejemplo, las partículas invisibles de un gas se pueden visualizar como canicas, o bien como puntos o círculos en un papel.

Observa los siguientes dibujos y determina si se trata de un elemento, un compuesto o una mezcla.



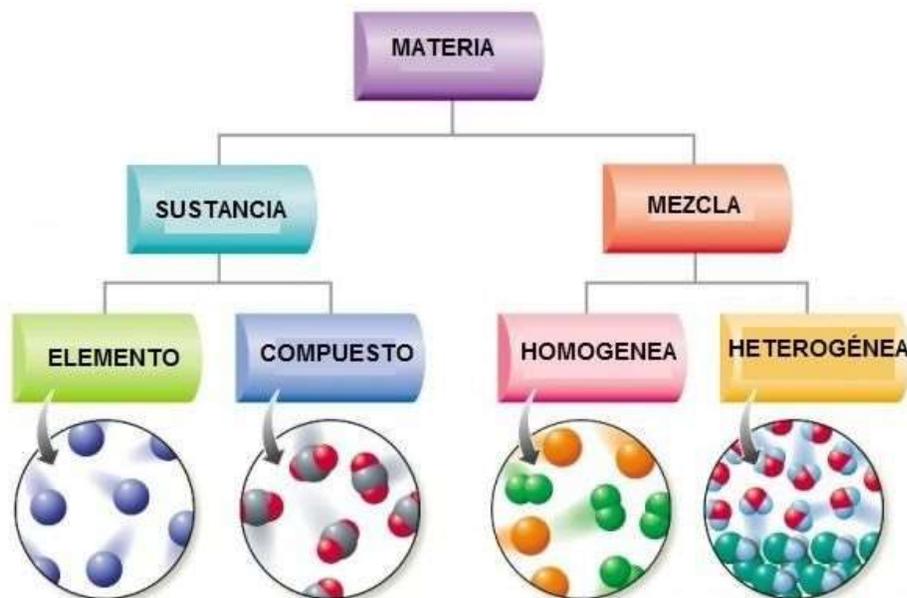
Dado que una sustancia pura es aquella en que su composición presenta un solo tipo de materia con propiedades definidas y constantes, en su composición no existe otro tipo de materia diferente, por lo que con nuestro modelo de partículas una sustancia pura quedaría representada de la siguiente forma, donde aparece un solo tipo de partícula.



Representación de elementos

Representación de compuestos

Representación de sustancias y mezclas.



Ejercita lo aprendido

SOPA DE LETRAS

En la siguiente página encontrarás una sopa de letras, busca en ella las palabras que faltan en los siguientes párrafos y anótalos donde corresponda.

1. Las fuerzas que unen a los átomos entre sí al formar compuestos se llaman _____

2. Está formada por dos o más sustancias diferentes que conservan su individualidad y se encuentran en proporción variable, _____ se clasifican en _____ y _____

3. Las mezclas _____ son las que contienen la misma cantidad de sus componentes en toda la muestra se les conoce también como _____ y están formadas de _____ y _____ mezclados en una sola fase, ejemplo “agua potable”.

4. Las mezclas _____ están constituidas de dos o más fases sus componentes se distinguen a simple vista por ejemplo agua con aceite y se pueden separar por diferentes métodos como _____ el cual consiste en separar mezclas sólido – líquido y líquido – líquido. Primero se deja reposar la mezcla para que las fases se separen; después, se inclina el recipiente suavemente y se recibe en otro envase el líquido que se está separando.

Otro método es la _____ se usa para separar mezclas sólido – líquido que consiste en hacer pasar la mezcla por un material poroso que detiene el sólido, pero permite el paso del líquido, el cual se recoge en otro recipiente.

SOPA DE LETRAS

S	O	Q	E	T	N	E	V	L	O	S	I	D	V	S	O	S	I	Z
O	O	M	P	T	O	M	E	T	N	E	V	L	O	S	S	U	E	C
L	O	M	O	G	O	E	V	C	L	A	U	T	S	Z	O	B	L	O
U	E	T	M	E	Z	S	A	E	A	A	N	Q	F	E	U	R	O	N
T	D	Y	H	E	T	E	R	O	G	E	N	E	A	S	B	I	F	D
O	F	L	O	C	B	L	L	H	M	U	L	W	Q	L	U	I	I	E
Ñ	G	Ñ	M	V	O	U	J	E	E	P	R	A	P	E	L	P	L	N
S	E	N	O	I	C	U	L	O	S	I	D	N	O	T	L	N	T	S
O	A	I	G	C	B	E	K	L	C	M	Y	I	R	L	I	O	D	A
T	L	E	E	I	D	R	A	R	I	O	O	A	C	E	T	I	E	C
S	U	Z	N	N	C	W	L	A	B	C	C	R	A	U	E	C	C	I
E	B	U	E	E	I	A	C	I	O	I	I	N	L	A	C	A	T	O
U	O	P	A	N	G	E	Z	O	O	S	N	O	E	D	I	R	U	N
P	R	I	R	L	L	O	E	N	R	N	S	P	N	T	U	O	R	D
M	E	Z	T	A	T	L	M	I	E	E	Y	P	E	O	E	P	O	R
O	R	T	Y	C	X	Y	O	S	T	S	E	N	P	Z	A	A	T	L
C	A	L	C	E	T	U	J	C	H	T	F	C	O	Y	O	V	O	L
S	O	L	Ñ	S	E	D	A	D	E	I	P	O	R	P	T	E	E	B
E	L	E	M	E	R	D	E	C	A	N	T	A	C	I	O	N	R	E

COMPUESTOS

CONDENSACIÓN

DECANTACIÓN

DISOLUCIONES

EBULLICIÓN

ELEMENTOS

ENLACES

FILTRACIÓN

HETEROGENEA

HOMOGENEA

MEZCLA

PROPIEDADES

SOLUTO

DISOLVENTE

Ejercicios de auto evaluación

Resuelve los siguientes problemas de concentración de disoluciones % en masa y % en volumen:

Ejemplo resuelto

1. ¿Qué porcentaje en masa de sal tendrá un suero salino preparado en la farmacia con 20 g de sal y 80 gramos de agua?

a) Anota los datos del problema:

% masa =? masa de soluto = 20 g de sal; masa de disolvente = 80g de agua

b) Escribe la expresión que permita resolver el problema:

$$\% \text{masa} = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{soluto}} + m_{\text{disolvente}}} \times 100$$

c) Sustituye los datos:

$$\% \text{masa} = \frac{20 \text{ g de sal}}{20 \text{ g de sal} + 80 \text{ g de agua}} \times 100$$

$$\% \text{masa} = \frac{2000}{100} = 20.0 \%$$

El resultado es 20.0 % de sal común que tiene el suero salino.

Ahora resuélvelos tú

Ejercicio 2

Una botella de brandy contiene un volumen de 946 mililitros. En la etiqueta dice tener un 38% en volumen de alcohol. Calcula el volumen de alcohol contenido.

Resultado = 359.48mL.

Ejercicio 3

El vinagre es una disolución de ácido acético en agua. Al preparar 750 mL de un vinagre se utilizaron 37.5 mL de ácido acético. Determinar el porciento en volumen de ácido acético.

Resultado = 5 %

Ejercicio 4

Algunos refrescos contienen 11% en masa de azúcar, determinar cuántos gramos contendrá una botella de refresco de cola con 600 gramos de refresco.

Resultado = 66 g

Ejercicio 5

Un acuario debe mantener la concentración de sal similar a la del agua de mar, esto es, 1.8 gramos de sal disueltos en 50 gramos de agua.

¿Cuál es el porcentaje en masa de la sal en la disolución? **Resultado = 3.47%**

Ejercicios de autoevaluación

Instrucción: Escribe dentro del paréntesis la letra de la opción correcta.

1. () Una mezcla:
 - a) puede separarse por medios químicos
 - b) es químicamente pura.
 - c) está formada por dos o más sustancias diferentes
 - d) siempre está en proporciones constantes.

2. () En una mezcla, sus componentes:
 - a) siempre están en proporciones constantes.
 - b) pierden sus propiedades.
 - c) se separan solo por métodos químicos.
 - d) pueden estar en diferentes proporciones.

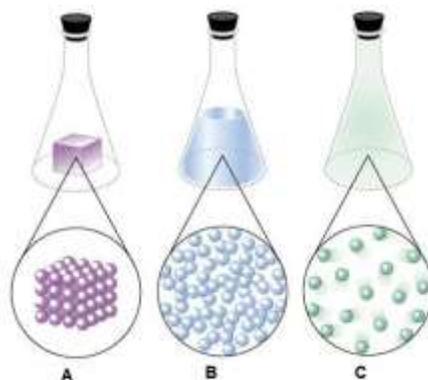
3. () El siguiente ejemplo corresponde a una mezcla:
 - a) cloruro de sodio
 - b) agua "pura"
 - c) café con leche
 - d) alcohol

4. () Es una característica de las mezclas homogéneas y heterogéneas:
 - a) sus componentes están unidos químicamente.
 - b) se separan por métodos químicos.
 - c) sus componentes se encuentran en cualquier proporción.
 - d) sus componentes se unen en proporciones definidas o fijas.

5. () Cuando un soluto se disuelve en un disolvente se forma:
 - a) Un elemento
 - b) Un compuesto
 - c) Una suspensión
 - d) Una disolución

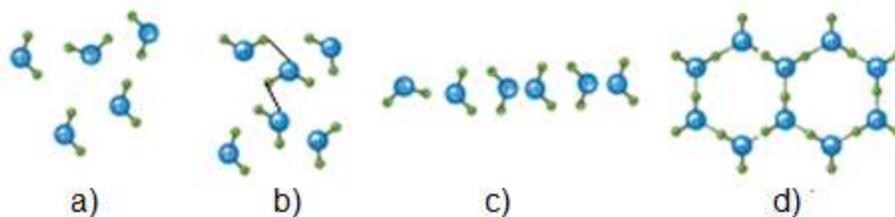
6. () Es un ejemplo de mezcla homogénea:
 - a) agua con aceite
 - b) azufre con agua
 - c) agua con gasolina
 - d) alcohol con agua

7. () De las siguientes figuras, ¿Cuál representa a un sólido, a un líquido y a un gas?

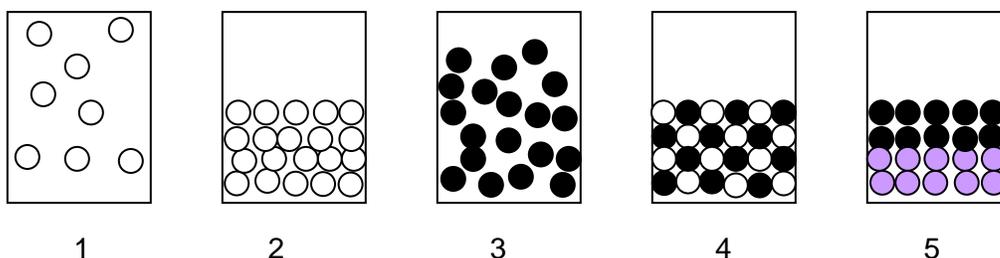


- a) A: sólido, B: gas, C: líquido
- b) A: sólido, B: líquido, C: gas
- c) B: líquido, C: sólido, A: gas
- d) A: líquido, B: sólido, C: gas

8. () El modelo que representa el agua en estado sólido es:



9. () Elige el inciso que responda correctamente la secuencia de las siguientes figuras: ¿cuál representa un sólido, un líquido, un gas, una mezcla homogénea y una mezcla heterogénea?



- a) 1: mezcla homogénea, 2: gas, 3: líquido, 4: mezcla heterogénea, 5: sólido
- b) 1: mezcla heterogénea, 2: líquido, 3: gas, 4: mezcla homogénea, 5: sólido
- c) 1: gas, 2: sólido, 3: líquido, 4: mezcla homogénea, 5: mezcla heterogénea
- d) 1: sólido, 2: líquido, 3: gas, 4: mezcla heterogénea, 5: mezcla homogénea

Respuestas a ejercicios de auto evaluación: 1C, 2D, 3C, 4C, 5D, 6D, 7B, 8D, 9C

El agua como compuesto

Aprendizajes

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. (N3)

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. (N3)

14. Comprende el modelo Atómico de Dalton, al desarrollar habilidades de búsqueda y procesamiento de información en fuentes confiables. (N1)

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. (N2)

16. Comprende el modelo atómico de Bohr para ampliar los conceptos de compuesto y molécula. (N2)

17. Representa con maquetas, las moléculas de agua, hidrógeno y oxígeno al elaborar modelos con base en la teoría atómica de Bohr. (N2)

18. Representa con símbolos y fórmulas a elementos

Temática

Reacción química:

- Reacción de descomposición del agua y su clasificación como endérgica.

- Reacción de síntesis del agua y su clasificación como exotérmica.

- Energía de activación.

- Representación por medio de símbolos, fórmulas y ecuaciones químicas.

Enlace:

- Energía implicada en las reacciones químicas

Estructura de la materia:

- Modelo atómico Dalton.

Definiciones de elemento. Compuesto, átomo, molécula.

- Ley de Proust.

- Modelo atómico de Bohr.

Formación científica:

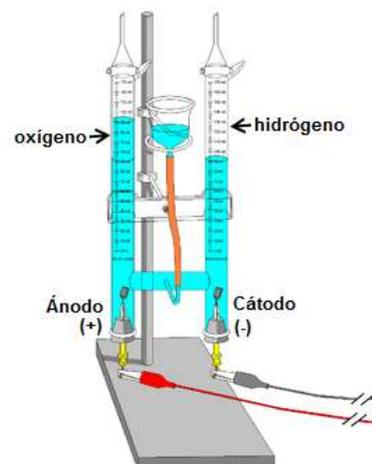
- Planteamiento de hipótesis con relación al agua como compuesto.

Electrólisis y síntesis del agua

La electrólisis y la síntesis del agua son ejemplos de cambios químicos. A diferencia de los cambios físicos, en el análisis y la síntesis del agua, el hidrógeno, el oxígeno y la misma molécula de agua sufren un reacomodo de ellos mismos.

En la electrólisis el agua se separa en los gases hidrógeno y oxígeno, en esta reacción solo participan átomos de hidrógeno y oxígeno, cualquiera de los átomos presentes en el agua que se descompone se encuentran en las moléculas de hidrógeno y oxígeno que se forman.

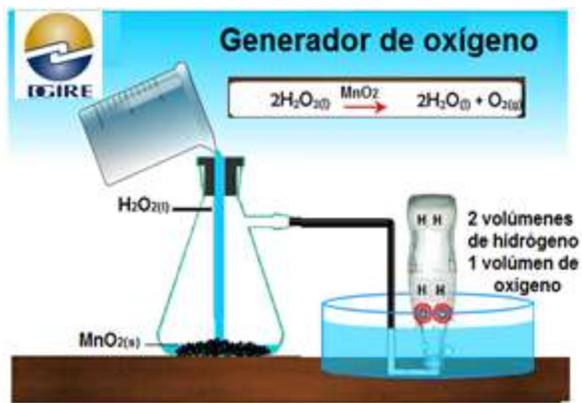
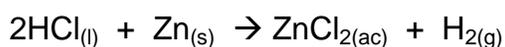
ELECTRÓLISIS DEL AGUA
Aparato de Hoffman



En la **síntesis del agua** los elementos hidrógeno y oxígeno sufren cambios en su estructura, las moléculas de hidrógeno y oxígeno se separan, sufren un cambio, y se reacomodan para formar nuevamente agua.



obtención de hidrógeno



obtención de oxígeno



Dos volúmenes de hidrógeno y un volumen de oxígeno

En ambos casos (la electrólisis y síntesis del agua), no hay átomos que provengan de otra parte y tampoco sobra o falta ningún átomo. Estos cambios, el análisis (electrólisis) y la síntesis del agua, son cambios químicos

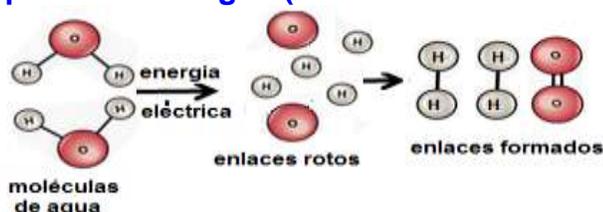
Estos cambios son un ejemplo de la Ley de la Conservación de la materia, la cual establece que, la materia no se crea ni se destruye solo se transforma.

Cabe mencionar que en todo cambio químico también ocurre un cambio de energía, la cual se aplica (Endotérmica) o se genera (Exotérmica).

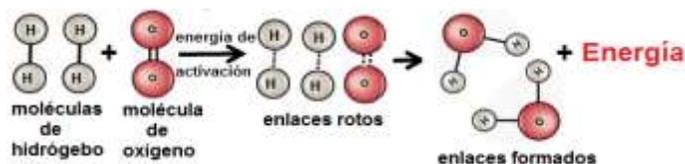
Los cambios químicos ocurren mediante la existencia de reacciones químicas, pudiéndose definir una reacción química como un proceso en el que unas sustancias se transforman en otras por la reordenación de sus átomos mediante la ruptura de unos enlaces en los reactivos y la formación de otros nuevos en los productos con la intervención de la energía.

Relación del 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.

Descomposición del agua (reacción endotérmica).



Síntesis del agua (reacción exotérmica)



Energía de activación

La energía de activación suele utilizarse para denominar la energía mínima necesaria para que se produzca una reacción química dada. Cuando se mezclan hidrógeno y oxígeno a temperatura ambiente, por qué no se combinan espontáneamente para formar agua?

El hidrógeno y el oxígeno gaseoso existen como moléculas diatómicas. Los enlaces de estas moléculas deben romperse antes de que puedan formar los nuevos enlaces de las moléculas de los productos. La ruptura de enlaces requiere energía y por lo tanto necesita dar energía inicialmente para "activar" a las moléculas de los reactivos. Una vez que empieza la reacción, la energía liberada es suficiente para activar a otras moléculas. La energía que se necesita para activar a los reactivos es la **energía de activación** de la reacción. En este caso la energía puede proporcionarse mediante una chispa eléctrica un haz de luz o llama de un mechero.

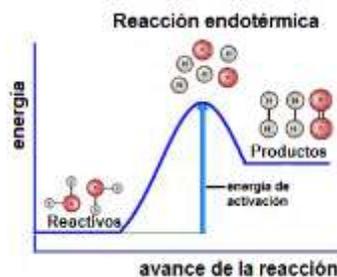
Reacción exotérmica

Son las que desprenden energía ya que el nivel de energía total de los productos es menor que el de los reactivos.



Reacción endotérmica

La energía de los reactivos es menor que la de los productos por lo que se absorbe esa diferencia de energía.



Uso del modelo atómico de Dalton para representar moléculas de agua, de hidrógeno y de oxígeno y explicación de las reacciones químicas de descomposición y de síntesis de agua y la conservación de la materia.



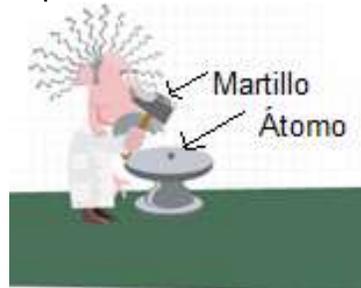
Modelo Atómico de Dalton

John Dalton logró construir los cimientos de la era atómica, que comenzó en 1908 y es responsable del primer modelo atómico con base científica y hacia la humanidad comenzó el camino que la condujo a utilizar la energía atómica.

Postulados de Dalton

Primer postulado

“La materia está formada por átomos indivisibles e indestructibles”



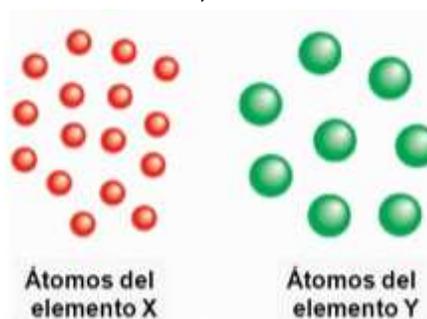
Segundo postulado

“Los átomos de elemento son todos iguales entre sí”



Tercer postulado

“Los átomos de elementos diferentes, son diferentes entre sí”

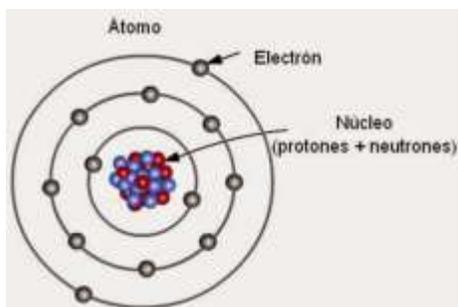


Cuarto postulado

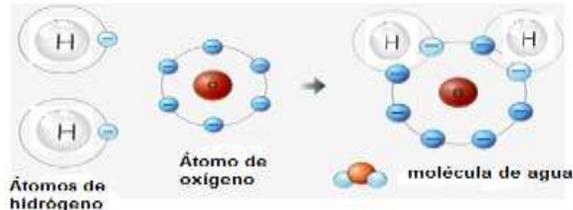
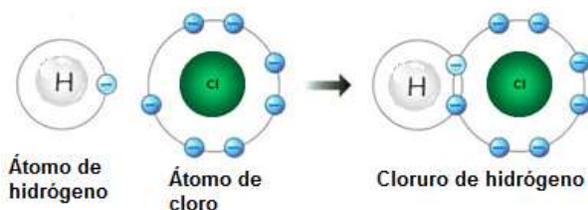
La molécula es un agregado de átomos. Vale la pena aclarar que Dalton nunca usó el término “molécula”, el cual se acuñó posteriormente. Él llamaba “átomos compuestos” a las moléculas. (A. Garritz J.A Chamizo Tú y la Química)



Modelo atómico de Bohr para ampliar los conceptos de compuesto y molécula.



Bohr propone un modelo atómico en el cual describe que los electrones no pueden girar en torno al núcleo a cualquier distancia de éste, sino a ciertas distancias perfectamente determinadas, llamadas niveles de energía y que los electrones se encuentran distribuidos en los niveles de energía: 2, 8, 18, 32... respectivamente.



Modelo atómico de Bohr para compuesto

Modelo atómico de Bohr para molécula

Representaciones del modelo atómico de Bohr



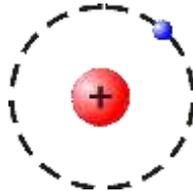
Los elementos que forman el agua, hidrógeno y oxígeno, tienen características que los hacen especiales. El hidrógeno, por ejemplo, es el elemento más abundante en el Universo, está presente en sus diversos estados en el espacio interestelar y formando parte del combustible esencial de las estrellas. En la Tierra, su presencia se manifiesta no sólo como constituyente de la atmósfera, en su estado molecular, sino sobre todo formando parte del agua de los mares que cubren su superficie. También es parte esencial de las

biomoléculas.

En el átomo de hidrógeno se encuentra un protón y un electrón en su forma más sencilla, o bien, un protón un electrón y un (dos) neutrón(es) en el deuterio (tritio).

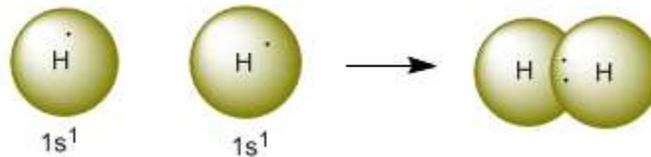
Tiende a formar estructuras moleculares sencillas, que se agrupan en parejas y sólo en parejas. De hecho, así como los átomos de hidrógeno son los más simples, así también las moléculas de hidrógeno son las más sencillas.

De acuerdo al modelo de Bohr, podemos representar al átomo de hidrógeno, tomando en cuenta que posee un núcleo, donde se encuentra el protón y un electrón que gira en un orbital, como se observa en la siguiente figura:

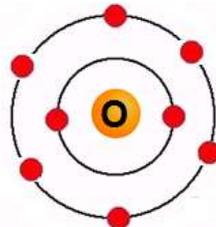


Átomo de hidrógeno

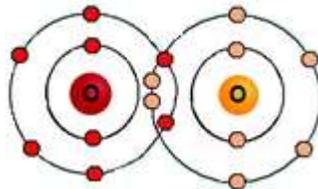
En el modelo de Bohr, la facilidad de un átomo para dar lugar a un enlace químico, está relacionada con la distribución de los electrones. Los electrones externos del orbital de valencia son los que permiten la formación del enlace, por lo tanto, el hidrógeno que posee un electrón en el orbital de valencia, es capaz de combinarse con otro átomo hidrógeno para formar una molécula de hidrógeno H_2 .



En el caso del oxígeno, tenemos que tomar en cuenta el número de orbitales que posee, que corresponden al período en que se encuentra en la tabla periódica, 2 y el número de electrones de valencia, que para la familia 16 es de 6:

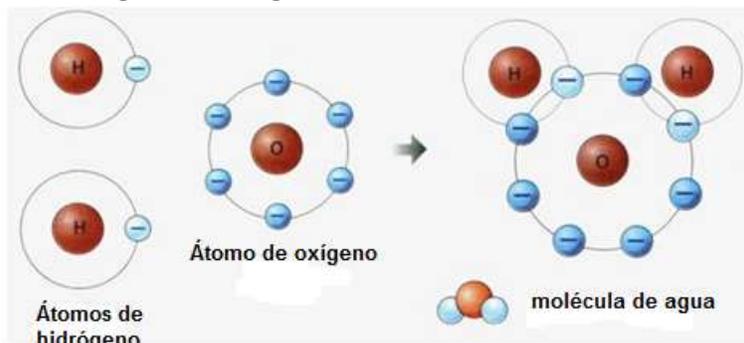


El oxígeno al ser un gas, también es capaz de formar moléculas diatómicas en estado gaseoso.

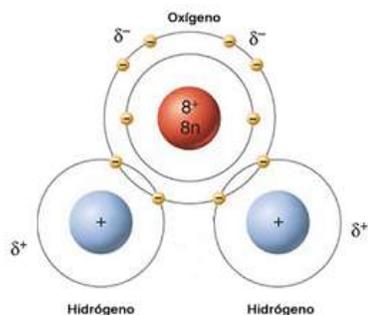


Y ¿Qué sucede con la molécula de agua? Si recordamos, la fórmula del agua es H_2O . Un átomo de oxígeno tiene seis electrones en la última capa. Le faltan 2 para tener su orbital completo, por lo que se une con dos átomos de hidrógeno, que poseen cada uno un electrón.

El resultado es la formación de una molécula de agua, en la que existen dos enlaces covalentes oxígeno-hidrógeno.



Los pares de electrones que comparten el oxígeno y los hidrógenos no están situados simétricamente. Son atraídos con más fuerza por el núcleo de oxígeno que por el de hidrógeno. Como consecuencia, el oxígeno queda con una carga parcial negativa, y los hidrógenos, con carga positiva. El agua es, por ello, una molécula polar o un dipolo.



Cuando las moléculas de agua se encuentran en estado gaseoso se encuentran separadas, en el resto de los estados permanecen agrupadas. En estado sólido, las moléculas están fuertemente unidas entre sí y adoptan las formas hexagonales características de los cristales de hielo.

Representación con símbolos y fórmulas de los elementos y compuestos

Símbolos químicos

La mayoría de los símbolos químicos se derivan de las letras griegas del nombre del elemento, principalmente en latín, pero a veces en inglés, alemán, francés o ruso. La primera letra del símbolo se escribe con mayúscula, y la segunda (si la hay) con minúscula: Na, Mg, C, He etc.

La designación de un compuesto químico puede hacerse de dos maneras: mediante su fórmula o mediante su nombre.

Las fórmulas constituyen la manera más general y clara porque son idénticas en todos los idiomas, sin embargo,, los nombres, aunque variables de un idioma a otro, son también de gran importancia y necesidad de la comunicación científica.

Para efectos de nomenclatura, los compuestos químicos pueden clasificarse en grupos según el número de elementos que contienen, por ejemplo, serán compuestos binarios los compuestos que están formados por dos elementos como el caso del agua H₂O.

Escritura de fórmulas

Para escribir correctamente la escritura de fórmulas de compuestos químicos, deben respetarse las siguientes reglas:

El constituyente positivo debe expresarse siempre como primero y posteriormente, el constituyente negativo por ejemplo: NaCl, KI, H₂O.

Representación con símbolos y fórmulas de los elementos y compuestos en la electrólisis del agua:



Representación con símbolos y fórmulas de los elementos y compuestos en la síntesis del agua:



Ley de las Proporciones Múltiples o ley de Dalton

“Cuando dos o más elementos se unen para formar una serie de compuestos, mientras la cantidad de uno de ellos permanece fija, la del otro varía en una relación pequeña y constante de números enteros”



John Dalton

• CO	CO ₂			
12:16	12:32			
3:4	3:8			
• N ₂ O	N ₂ O ₂	N ₂ O ₃	N ₂ O ₄	
N ₂ O ₅				
28:16	28:32	28:48	28:64	28:80
7:4	7:8	7:12	7:16	7:20

Ley de Proust o ley de las Proporciones Constantes



Proust establece en su ley que en la formación de un compuesto químico, sus elementos químicos guardan entre sí una proporción fija entre sus masas. Por ejemplo, para formar 10 gramos de cloruro de sodio se necesitan 6.07 g de cloro y 3.93 g de sodio,

por lo que **la proporción entre las masas** de ambos elementos químicos es:

$$\frac{6.07 \text{ g}}{3.93 \text{ g}} \text{ de } \frac{\text{Cl}}{\text{Na}} = 1.54 \text{ de } \frac{\text{Cl}}{\text{Na}} \text{ o bien: } \frac{1}{1.54} \text{ de } \frac{\text{Na}}{\text{Cl}}$$

Cl (reactivo)	Na (reactivo)	NaCl (producto)	Relación de combinación entre las masas de cloro y sodio en el NaCl.
6.07 g	3.93 g	10 g	1.54
12.14 g	7.96 g	20 g	1.54

Si tratamos de que reaccionen 10 g de cloro con 10 g de sodio, no se obtienen 20 gramos de cloruro de sodio, sino una cantidad menor, debido a que la relación de combinación entre las masas de sodio y cloro es de 1/1.54, por lo que:

$$\text{masa de Na} = 10 \text{ g de Cl } \frac{1}{1.54} \text{ de } \frac{\text{Na}}{\text{Cl}} = 6.49 \text{ g de Na}$$

De forma que 10 g de cloro reaccionan con 6.49 g de sodio y se forman 16.49 g de cloruro de sodio y por lo tanto quedan sin reaccionar:

$$10 \text{ g} - 6.49 \text{ g} = 3.51 \text{ g de cloro sobrantes.}$$

Cómo cumplir con la ley de la conservación de la materia en una ecuación química.

La ley de la conservación de la materia afirma que ningún átomo puede crearse o destruirse en una reacción química, así que el número de átomos que están presentes en los reactivos tiene que ser igual al número de átomos presentes en los productos.

Ecuación química

Una **ecuación química** es la **representación abreviada y simbólica de una reacción química**, donde se especifica la parte cualitativa y cuantitativa de los reactantes y productos.



Donde:

→ : simboliza el sentido de la reacción. Indica que A y B se transforman en C y D. El símbolo (→) significa o interpreta como “**produce**”, y es lo que la le da a la expresión la categoría de **ecuación**.

a, b, c, d : Son coeficientes, generalmente son números enteros, nos indica el número de unidades fórmula de las sustancias.

Otros símbolos importantes que suelen utilizarse en una reacción química son:

(s): La sustancia está en fase sólida

(l): La sustancia está en fase líquida

(g): La sustancia está en fase gaseosa

(ac): La sustancia está disuelta en agua (solución acuosa)

(sol): La sustancia está formando una solución o disolución

↑: Significa que es una sustancia gaseosa y se desprende del reactor químico

↓: Significa que es una sustancia sólida insoluble en el disolvente donde ocurre la reacción y por lo tanto se precipita en forma de sedimento, por su mayor densidad.

▲ Simboliza la energía calorífica.

Conservación de la masa

Para balancear de manera eficaz por tanteo, es recomendable seguir el siguiente orden general de balanceo de los elementos y colocar los coeficientes en el lugar correspondiente. Recuerda que los subíndices no se pueden modificar.

Elemento	Metal	No metal	Hidrógeno	Oxígeno
Orden	1°	2°	3°	4°



Reactivos	elementos	Productos
1	Ca	1
2	Cl	2
1	C	1
2	H	2
3	O	3



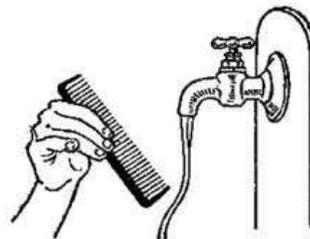
Para la descomposición del agua:



Reactivos	Elementos	Productos
4	H	4
2	O	2

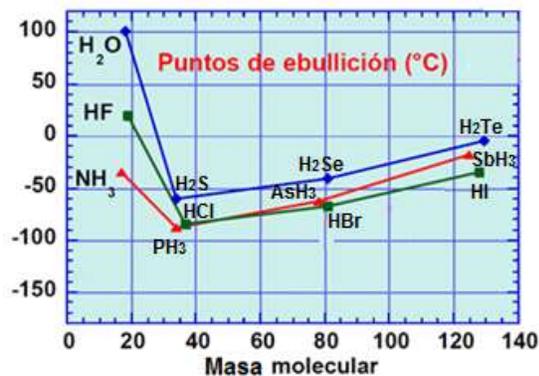
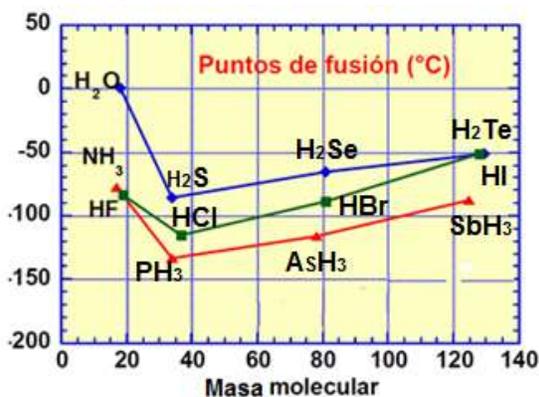
Influencia de las atracciones entre moléculas

Una característica importante del agua es su naturaleza polar. Puesto que el oxígeno tiene una mayor electronegatividad que el hidrógeno, el lado de la molécula con el átomo de oxígeno tiene una carga negativa parcial. Las diferencias de carga provocan que las moléculas de agua se atraigan entre sí y a otras moléculas polares. Esta atracción es conocida como enlaces de hidrógeno, y explica muchas de las propiedades del agua. Este fenómeno de agua se puede ver si se mantiene una fuente eléctrica cerca de un delgado chorro de agua que cae verticalmente, haciendo que el flujo se dobla hacia la fuente eléctrica.



Aunque el enlace de hidrógeno es una atracción relativamente débil en comparación con los enlaces covalentes dentro de la propia molécula de agua, que es responsable de un número de propiedades físicas del agua. Una de estas propiedades es su relativamente alta de fusión y punto de ebullición temperaturas; más calor se requiere energía para romper los enlaces de hidrógeno entre las moléculas. El sulfuro de hidrógeno compuesto similar (H_2S), que tiene mucho más débil enlace de hidrógeno, es un gas a temperatura ambiente a pesar de que tiene el doble de la masa molecular del agua. La unión adicional entre las moléculas de agua también da agua líquida en gran capacidad de calor específico. Esta alta capacidad de calor hace que el agua sea un medio de almacenamiento de calor.

La fuerte influencia de los puentes de hidrógeno en los puntos de fusión y ebullición anormalmente altos del agua, amoníaco y fluoruro de hidrógeno si se les compara con los compuestos binarios de hidrógeno de los respectivos grupos del sistema periódico.



Efecto del enlace de hidrógeno sobre los puntos de fusión y ebullición de H_2O , NH_3 y HF , comparados con los de compuestos similares.

Ejercita lo aprendido

¿Durante la electrólisis del agua ocurre un cambio físico o un cambio químico?

Explica por qué: _____

Escribe sobre la línea la(s) palabra(s) que completen correctamente a las siguientes expresiones (**productos, calor, cambio químico, reactivos, color, átomos, energía, reacción química**):

A) El proceso mediante el cual los _____ de una o más sustancias se reorganizan mediante la intervención de _____ para conformar diferentes sustancias se llama _____.

B) Una reacción química es otro nombre dado a un _____.

C) Una evidencia de que ha ocurrido una reacción química es el cambio de _____ y / o de _____.

D) A las sustancias iniciales en una reacción se les llama _____ y a las sustancias que se forman se les llama _____.

En todos los cambios químicos interviene la energía. Las reacciones químicas se clasifican por la energía que requieren o liberan, o bien por el proceso a que se someten las sustancias iniciadoras llamadas reactivos:

a) Si una reacción química libera energía se llama _____.

b) Si por el contrario, la reacción requiere energía para efectuarse, recibe el nombre de _____.

Escribe las letras **EXO** si se trata de una reacción exotérmica y las letras **ENDO** si se trata de una reacción endotérmica:

a) Síntesis del agua _____

b) Combustión de un papel _____

c) Electrolisis del agua _____

d) Encendido de un cerillo _____

e) Hornear un pastel _____

Para establecer la naturaleza química del agua, esto es, si es un compuesto o un elemento, se le aplica un proceso de análisis llamado electrólisis con el cual se obtienen por separado los gases hidrógeno y oxígeno. Cuando estos gases, el hidrógeno y el oxígeno, reaccionan entre sí se sintetiza el agua. Con base en esta información, responde lo siguiente:

A) ¿Qué permite demostrar el proceso de análisis respecto a la naturaleza química del agua? Justifica tu respuesta.

B) ¿Qué permite demostrar el proceso de síntesis del agua respecto a la naturaleza química de los gases hidrógeno y oxígeno? Justifica tu respuesta.

Con las siguientes palabras: **productos**, **reactivos**, **sustancias**, **enlaces**, **átomos**, completa el siguiente párrafo:

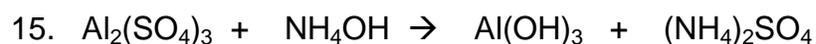
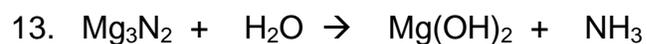
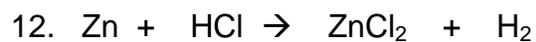
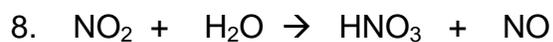
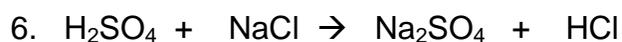
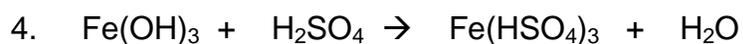
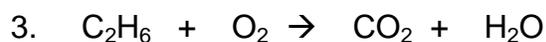
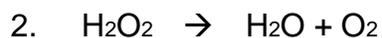
“Una reacción química se puede explicar como un proceso en el que unas _____ se transforman en otras por la reordenación de sus _____ mediante la ruptura de unos _____ en los _____ y la formación de otros nuevos en los _____.

Mediante el modelo atómico de Dalton representa moléculas de agua, de oxígeno y de hidrógeno para explicar las reacciones químicas de descomposición y de síntesis del agua.

A) La reacción de descomposición del agua.

B) La reacción de síntesis del agua.

Balanea por inspección las siguientes ecuaciones químicas indicando cuáles son de síntesis y cuáles de descomposición.





Ejercicios de auto evaluación

1. () Es una sustancia pura formada por diferentes elementos unidos en proporciones constantes o definidas:
 - a) Compuesto
 - b) Disolución
 - c) Mezcla homogénea
 - d) Mezcla heterogénea

2. () Un compuesto químico se diferencia de una mezcla porque sus componentes:
 - a) Se separan por métodos mecánicos
 - b) Se separan por métodos químicos
 - c) Conservan sus propiedades
 - d) Están en cualquier proporción

3. () El agua es un compuesto porque:
 - a) Se descompone por calentamiento para pasar del estado líquido al gaseoso
 - b) Está formada por una mezcla de sólido, líquido y gas
 - c) Está formada por hidrógeno y oxígeno en volúmenes iguales
 - d) El hidrógeno y el oxígeno que la forman se separan por un método químico llamado electrólisis.

4. () Según la ley de las proporciones constantes o definidas, para la reacción de síntesis del agua se hace reaccionar:
 - a) Cualquier cantidad de hidrógeno con un volumen de oxígeno
 - b) Cualquier cantidad de oxígeno con dos volúmenes de hidrógeno
 - c) Dos volúmenes de hidrógeno con uno de oxígeno
 - d) Un volumen de hidrógeno con dos de oxígeno

5. () La reacción para producir agua a partir de la combinación de 2 moléculas de hidrógeno más una molécula de oxígeno se clasifica como de:
 - a) Análisis
 - b) Sustitución
 - c) Síntesis
 - d) Pirolisis

6. () La reacción mediante la cual se separan los átomos de hidrogeno y oxigeno que forman la molécula de agua se clasifica como de:

- a) Sustitución
- b) Descomposición
- c) Síntesis
- d) Combinación

7. () A las fuerzas que unen a los átomos se les llama:

- a) Fuerzas atómicas
- b) Fuerzas nucleares
- c) Enlaces químicos
- d) Fuerzas químicas

8. () Elige el inciso que representa correctamente la reacción de descomposición del agua.

- a) $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{O}_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- b) $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \xrightarrow{\Delta} \text{O}_{2(g)} + 2\text{H}_{2(g)}$
- c) $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \xrightarrow{\Delta} 2\text{O}_{2(g)} + 2\text{H}_{2(g)}$
- d) $2\text{H}_2\text{O}_{2(l)} \xrightarrow{\Delta} \text{O}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)}$

9. () Elige el inciso que representa correctamente la reacción de síntesis del agua.

- a) $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \xrightarrow{\Delta} \text{O}_{2(g)} + 2\text{H}_{2(g)}$
- b) $2\text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- c) $2\text{H}_{2(g)} + 2\text{O}_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- d) $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \xrightarrow{\Delta} 2\text{O}_{2(g)} + 2\text{H}_{2(g)}$

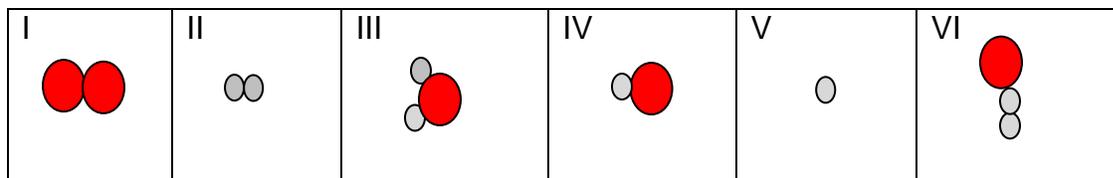
10 () Con las palabras que se encuentran a continuación, selecciona las que completen correctamente el siguiente párrafo.

Palabras: agua, pura, síntesis, compuesto, activación, exotérmica

“La obtención de agua se lleva a cabo a través de una reacción de _____ en la cual es necesario aplicar inicialmente una energía de _____ para que se lleve a cabo la reacción química que va acompañada de una explosión y flama, por lo que se clasifica como una reacción _____; el producto que se obtiene es _____, como un _____ y que es una sustancia _____”

- a) 1: activación, 2: síntesis, 3: pura, 4: exotérmica, 5: compuesto, 6: pura
- b) 1: síntesis, 2: activación, 3: exotérmica, 4: agua, 5: compuesto, 6: pura
- c) 1: agua, 2: pura, 3: síntesis, 4: compuesto, 5: activación, 6: exotérmica
- d) 1: compuesto, 2: exotérmica, 3: pura, 4: síntesis, 5: compuesto, 6: activación.

11. () Sí las representaciones de los átomos de hidrógeno y oxígeno son, respectivamente:  y  Elige el inciso que contenga los modelos moleculares que se solicitan.



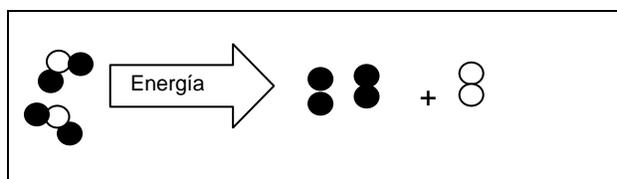
	Molécula de O ₂	Molécula de H ₂	Molécula de H ₂ O
a)	IV	V	VI
b)	I	II	III
c)	II	I	VI
d)	I	IV	III

12. () Elige el inciso que contenga la secuencia correcta para el llenado de los espacios del siguiente párrafo:

El enlace _____ es la _____ de atracción que mantiene unidos a los _____ en un compuesto.

- a) biológico, causa, enlaces
- b) químico, fuerza, átomos
- c) físico, fuerza, elementos
- d) atómico, forma, electrones

13. () Selecciona el inciso que corresponde a la representación de la descomposición del agua que se muestra en la siguiente figura.



- a) $AB_2 + C_3 \rightarrow 3AC + 2B + \text{Energía}$
- b) $AB + CD \rightarrow AD + CB + \text{Energía}$
- c) $3A + B + \text{Energía} \rightarrow A_3B$
- d) $2A_2B + \text{Energía} \rightarrow 2A_2 + B_2$

Respuestas: 1A, 2B, 3D, 4C, 5C, 6B, 7C, 8B, 9B, 10 B, 11B, 12B, 13D

La relación de la estructura del agua y sus funciones en la naturaleza.

APRENDIZAJES

19. Comprende la influencia de las atracciones entre moléculas en el comportamiento anómalo del agua, al comparar las propiedades del agua con la de otras sustancias similares. (N2)

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. (N3)

21. Demuestra una actitud crítica sobre la utilización del agua y la valora como un recurso indispensable para la vida de manera fundamentada. (N3)

TEMÁTICA

Compuesto:

- Propiedades características.
- Relación entre propiedades, estructura y composición.
- Interacciones intermoleculares (puentes de hidrógeno).

Estructura de la materia:

- Naturaleza eléctrica de la materia.

Educación ambiental y para la salud:

- Capacidad de disolución del agua y contaminación.
- Usos y funciones del agua (naturaleza y humanidad).
- Ciclo del agua.
- Implicaciones de la escasez de agua en el Valle de México.

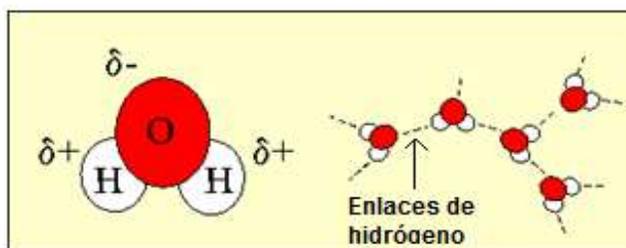
Formación científica:

- Búsqueda de regularidades.
- Búsqueda de información confiable para sostener posiciones (argumentación) con conocimientos químicos.

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

La molécula de agua formada por un átomo de Oxígeno unido a otros dos átomos de Hidrógeno es angular. El ángulo de los dos enlaces (H-O-H) es de 104.5° . El enlace en la molécula es covalente entre los átomos que la forman.

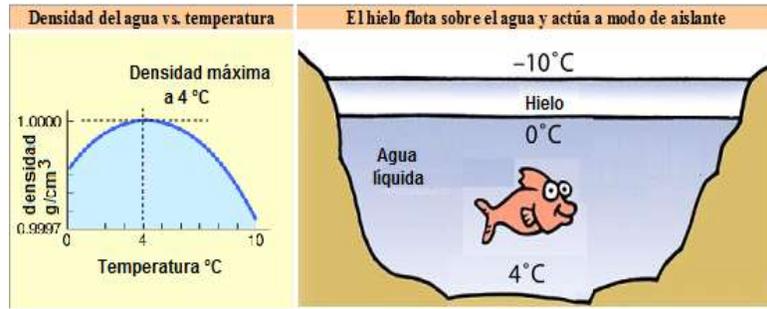
La atracción entre las moléculas de agua tiene la fuerza suficiente para producir un agrupamiento de moléculas. La fuerza de atracción entre el hidrógeno de una molécula con el oxígeno de otra es de tal magnitud que se puede incluir en



los denominados enlaces puente de hidrógeno. Estos enlaces son los que dan lugar al aumento de volumen del agua sólida y a las estructuras hexagonales de que se habló más arriba así como el elevado punto de fusión (0°C) y de ebullición (100°C) en condiciones normales de presión y temperatura.

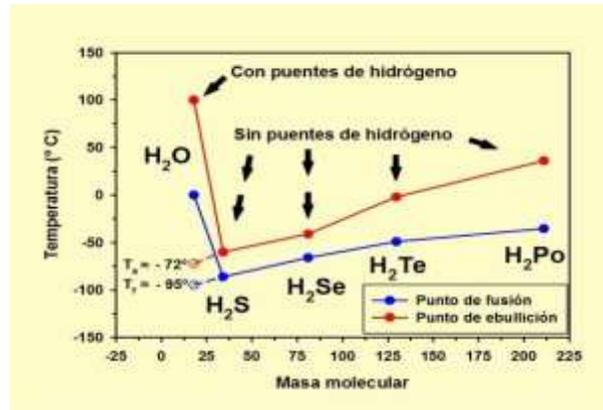
El hielo flota en el agua

La anómala variación de la densidad con la temperatura (densidad máxima a 4° C) determina que el hielo flote en el agua, actúe como aislante térmico y en



consecuencia, posibilite el mantenimiento de la gran masa de agua de los océanos (que albergan la mayor parte de la biosfera) en fase líquida, a 4° C.

El comportamiento del H₂O se aleja del de los demás hidruros formados con los elementos del grupo 16 de la Tabla Periódica, extrapolando los datos de la gráfica de la figura inferior (línea de puntos de color rojo) el agua herviría a -80 °C. Este comportamiento se debe al gran número de puentes de hidrógeno que forman sus moléculas. Por el mismo motivo, su punto de congelación (0°C) es mayor de lo esperado. El amplio margen de temperaturas en que permanece en fase líquida (entre 0°C y 100° C) proporciona variadas posibilidades de vida.



Principales funciones del agua en los organismos y en el clima.

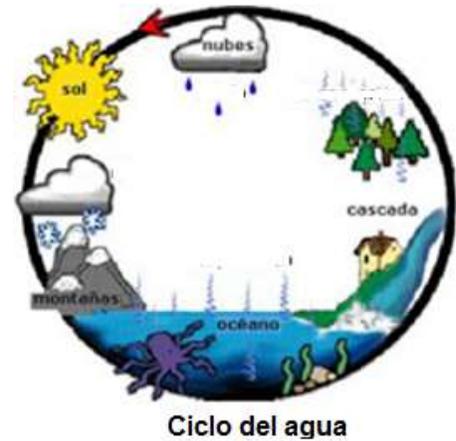
El agua líquida es vital para la vida, sin agua la vida no es posible, ya que es el componente mayoritario de los seres vivos.

En los organismos

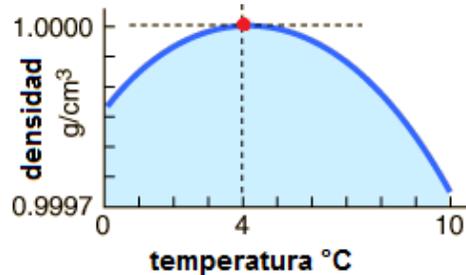
- Tiene función termorreguladora, ya que el agua absorbe el calor y al perderse mediante la respiración y el sudor, actúa regulando la temperatura de los organismos.
- Tienen una función química, ya que el agua es el sitio donde se producen las diferentes reacciones químicas de los procesos vitales como la respiración celular, la digestión, la fotosíntesis vegetal etc.
- Tiene función transportadora ya que el agua es el vehículo principal de transporte como nutrientes, sustancias de desecho, etc.
- Es un buen disolvente de numerosas moléculas, como azúcares, sales minerales gases etc. Por lo que el agua facilita los procesos digestivos en los animales y la absorción de nutrientes a partir del suelo por las raíces de los vegetales.

- (D) El agua transporta nutrientes y oxígeno a todas las células en el cuerpo
- (E) La sangre es 92% agua
- (F) El agua humedece el oxígeno para respirar
- (G) El agua protege y amortigua órganos vitales
- (H) El agua ayuda a convertir los alimentos en energía
- (I) El agua ayuda al cuerpo a absorber los nutrientes
- (J) El agua disuelve los desperdicios
- (K) Los huesos son 22% agua
- (L) Los músculos son 75% agua
- (M) El agua amortigua las articulaciones

Haciendo uso de la figura, completa el ciclo del agua:

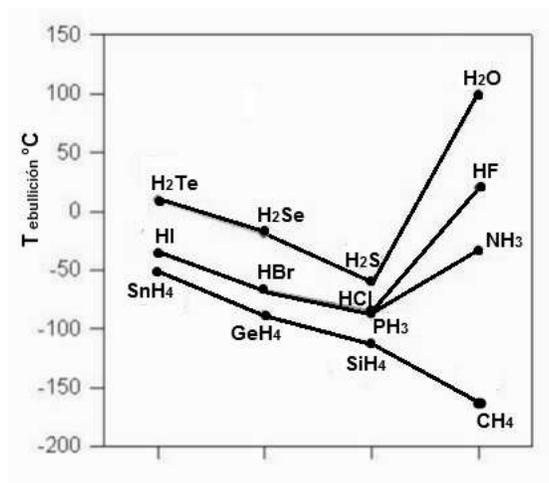


El punto en la siguiente grafica nos indica:



- a) Que el punto se encuentra en la parte más alta
- b) Que la temperatura máxima del agua a 4°C es de 1.0 g/cm³
- c) La densidad mínima del agua se encuentra entre 4 y 1.0 g/cm³
- d) Que la densidad máxima del agua a 4 °C es de 1.0 g/cm³

Explica razonadamente mediante la gráfica por qué los puntos de ebullición del HF, H₂O y NH₃ son más altos de lo esperado, según la tendencia observada en las combinaciones del hidrógeno con los elementos de los diversos grupos.



Explica razonadamente por qué los puntos de fusión y ebullición del agua son mucho mayores si su masa molecular es más pequeña que la de los demás compuestos de los anfígenos.

	T _{fusión}	T _{ebullición}
H ₂ O	0	100
H ₂ S	-63	-60
H ₂ Se	-54	-42
H ₂ Te	-64	-42

Temperaturas de fusión y ebullición en °C

UNIDAD 2. OXÍGENO, SUSTANCIA ACTIVA DEL AIRE



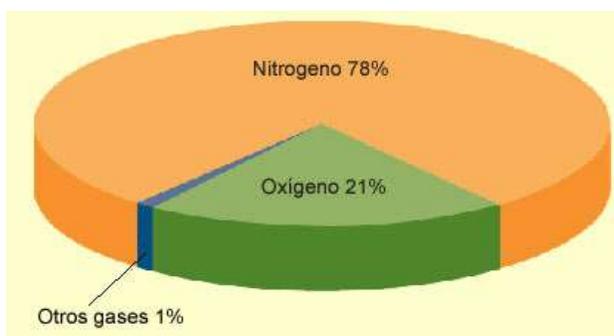
Componentes del aire y algunas de sus propiedades

APRENDIZAJES

A1. Caracteriza al aire como una mezcla al identificar Experimentalmente que contiene más de una sustancia, trabajando de manera ordenada y respetuosa. (N2)

A2. 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. (N3)

A3. 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 de invernadero y el cambio climático. (N2)



TEMÁTICA

Mezcla:

- Aplicación del concepto de mezcla.

Elemento:

- N₂ y O₂, propiedades características.
- O₂ y O₃ como ejemplos de alótropos.

Comparación de la reactividad del ozono con el oxígeno.

- C, ciclo del carbono.

Reacción química:

- Energía en las reacciones químicas: fotosíntesis y combustión.
- Representación de las reacciones químicas mediante ecuaciones químicas.
- Importancia de la combustión en la generación de energía.
- Representación de las energías de activación y de reacción.

Compuesto:

- Hidrocarburos (cadenas de hasta ocho carbonos) saturados e insaturados.
- Nomenclatura.
- Óxidos de carbono, propiedades e importancia.

Educación ambiental y para la salud:

- Efecto invernadero y cambio climático.
- Acidificación de los océanos.

Estructura de la materia:

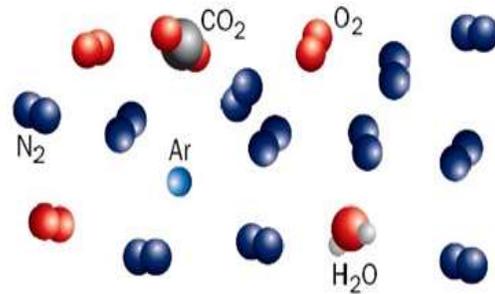
- Concepto de molécula.
- Moléculas en elementos y compuestos.

Formación científica:

- Observación: diferencia entre evidencia e inferencia.

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

El aire es una mezcla homogénea y su composición porcentual en la atmósfera terrestre está constituida principalmente por nitrógeno (78%) y oxígeno (21%). El 1% restante lo forman el argón (0,9%), el dióxido de carbono (0,03%), distintas proporciones de vapor de agua, y trazas de hidrógeno, ozono, metano, monóxido de carbono, helio, neón, kriptón y xenón.



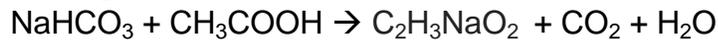
Contenido de oxígeno en el aire

Para realizar el experimento necesitamos un vaso (o probeta), un plato, lana de acero y agua. En primer lugar, introduciremos un trozo de lana de acero en el vaso. Luego llenamos con agua el plato y colocamos el vaso con la lana de acero boca abajo sobre el plato con agua. Si esperamos unas horas vemos que la lana de acero cambia de color (de gris a rojizo) y que el nivel de agua en el interior del vaso sube unos centímetros. Se debe a que la lana de acero en contacto con el agua y con el oxígeno del aire se oxida. Esta reacción química consume el oxígeno del aire atrapado en el interior del vaso, con lo que disminuye la presión interna. La presión atmosférica externa, superior, hace que entre agua en el vaso. Si medimos con una regla (o directamente en una probeta si se opta por este recipiente en vez de utilizar un vaso) podemos ver que al subir el nivel del agua el volumen de aire atrapado en el interior del vaso disminuyó, aproximadamente, en un 20 %, como se observa en la Figura. Este es el porcentaje aproximado de oxígeno en el aire.



CO₂ frente a una fuente de ignición

El bicarbonato de sodio (NaHCO₃) al agregarle vinagre se produce su descomposición y se desprende un gas, dióxido de carbono. Esto ocurre porque el vinagre es una sustancia que lleva disuelta ácido acético. La reacción química que tiene lugar es la siguiente:



Se obtiene una sal que queda disuelta en agua y dióxido de carbono, que burbujea a través del líquido.

Al acercar la vela encendida al vaso, se apaga, porque el dióxido de carbono que se desprende es más denso que el aire y por lo tanto, desplaza el oxígeno que mantiene la combustión.

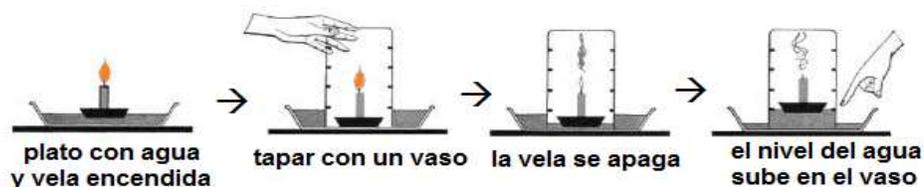


CO₂ frente a una fuente de ignición

Actividad experimental

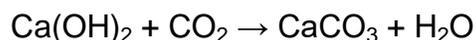
La combustión de la vela

- ¿Te has hecho preguntas sobre la combustión de una vela?
- Enciende una vela y obsérvala lentamente. ¿Qué se está quemando?, ¿la cera?, ¿el pabilo?, ¿el aire?
- Después de un rato, el tamaño de la vela disminuye. ¿Se está perdiendo masa?, ¿Hacia dónde?, ¿De dónde proviene el calor?
- Haz arder una vela colocada en un pequeño plato y cúbrela con un vaso grande. ¿Por qué se apaga si no deja de entrar aire? ¿Por qué se apaga, entonces, cuando le soplas con fuerza?
- Vuelve a repetir el experimento anterior pero con un plato lleno de agua. ¿Por qué al apagarse la vela sube el nivel del líquido dentro del vaso?



Inferencia con sustancias específicas

Relación del color blanco del carbonato de calcio con la reacción del CO_2 y el hidróxido de calcio Ca(OH)_2 es una reacción química en la que el hidróxido de calcio reacciona con el dióxido de carbono y forma carbonato cálcico insoluble:



Por el contrario, si el dióxido de carbono reacciona con agua, el producto de la reacción es:



El procedimiento usualmente envuelve el uso de dióxido de carbono bajo alta presión. Cuando la presión se reduce, el dióxido de carbono es liberado desde la disolución como pequeñas burbujas, que causa el efecto de efervescencia. Este efecto es visto por ejemplo en las gaseosas.

Propiedades del nitrógeno: Gas incoloro, inodoro e insípido, la molécula del N_2 es muy poco reactiva a causa del triple enlace entre los átomos de nitrógeno.

Importancia del nitrógeno: La vida depende del nitrógeno, ya que es el ingrediente base de los aminoácidos, que forman todas las proteínas. Con el hidrógeno forma el amoníaco (NH_3), los nitritos (NO_2), los nitratos (NO_3), el ácido nítrico (HNO_3).

Propiedades del oxígeno: Gas incoloro e inodoro, es ligeramente soluble en agua, el enlace de O_2 es muy fuerte, el oxígeno es un componente del aire y es indispensable para la combustión, desempeña un papel importante en la química de casi todos los demás elementos y se encuentra en combinación con otros elementos en una amplia variedad de compuestos.

El oxígeno tiene dos alótropos O_2 y O_3 ,

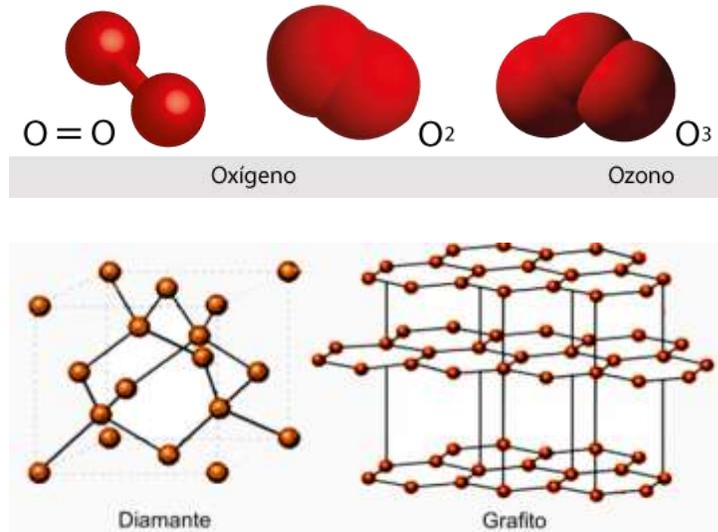
Alótropos

Alotropía

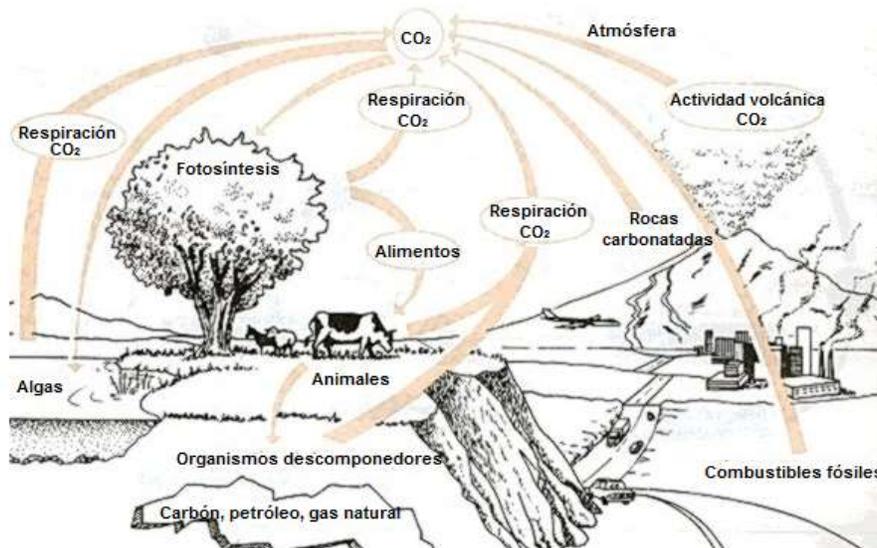
La existencia de un elemento en dos o más formas en el mismo estado físico de agregación se conoce como alotropía. Las formas diferentes de estos elementos se llaman alótropos. La alotropía se debe a alguna de las razones siguientes:

- El elemento tiene dos o más clases de moléculas, cada una de las cuales contiene distinto número de átomos que existen en la misma fase o estado físico de agregación.

- El elemento forma dos o más arreglos de átomos o moléculas en un cristal. Este fenómeno solo se presenta en los no metales. Ejemplo de alótopos: el oxígeno y el carbono (diamante y grafito)



Ciclo del carbono

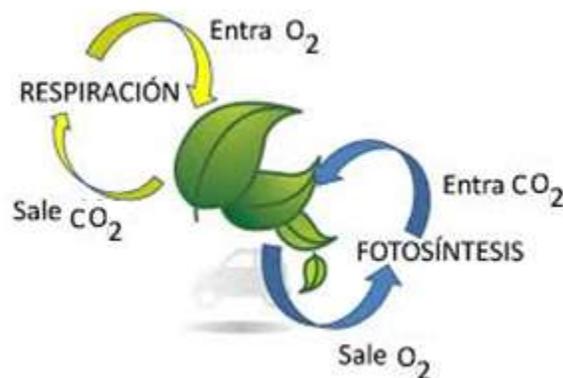
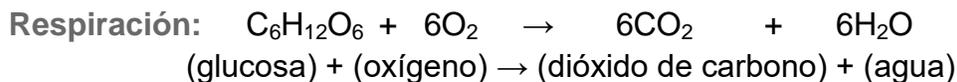
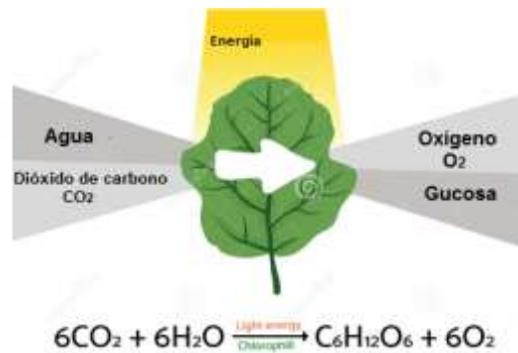
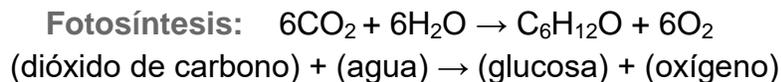


Ciclo el carbono

El carbono es uno de los elementos más abundantes en la Tierra y es esencial para la vida. Es la base de los carbohidratos, las proteínas y los ácidos nucleicos que necesitan los seres vivos para vivir, crecer y reproducirse. También se encuentra en el dióxido de carbono (CO_2), cal, diamantes y en el grafito.

Por medio del ciclo del carbono, los átomos de carbono se intercambian continuamente entre los seres vivos y el medio ambiente y son reusados una y otra vez.

El ciclo básico del carbono de los sistemas vivos (como se muestra en la figura anterior), involucra los procesos de fotosíntesis y respiración. Por medio de la fotosíntesis las plantas absorben el dióxido de carbono de la atmósfera y lo usan para fabricar carbohidratos (azúcares), esto con la ayuda de la energía del sol. Como parte del ciclo, los animales comen plantas (u otros animales), tomando los carbohidratos como alimento. Luego, por medio de la respiración, tanto las plantas como los animales descomponen los carbohidratos liberando el dióxido de carbono a la atmósfera. Este proceso puede ser descrito por medio de las siguientes fórmulas:



HIDROCARBUROS



Los hidrocarburos son los derivados del carbono más sencillos. Resultan de la unión únicamente de átomos de carbono con átomos de hidrógeno C-H y de átomos de carbono entre sí C-C (concatenación) formando cadenas que pueden ser abiertas o cerradas y cuyos «eslabones» pueden estar unidos por enlaces simples o por enlaces múltiples.

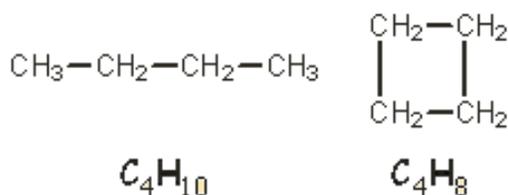
Aquellos hidrocarburos que presentan únicamente enlaces simples reciben el nombre de hidrocarburos saturados (alcanos) y los múltiples insaturados.



Los podemos clasificar según sea el tipo de enlace que se establece entre sus átomos de carbono:

- Alcanos: Enlaces simples:
- Alquenos: Enlace doble
- Alquinos: Enlaces triples:

Alcanos La fórmula molecular de los alcanos lineales es C_nH_{2n+2} , siendo n el número de carbonos. En el caso de los alcanos cíclicos la fórmula molecular es C_nH_{2n} .



Los cuatro primeros nombres de la serie homóloga de los alcanos usan prefijos poco comunes; **met-**, **et-**, **prop-**, y **but-**. El resto se nombran mediante los prefijos numerales latinos (**penta-**, **hexa-**, **hepta-**, ...) que indican el número de átomos de carbono.

Para denotar que se trata de alcanos se usa el sufijo **-ano**.

Compuesto	Nombre
CH_4	Metano
CH_3-CH_3	Etano
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Propano
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{CH}_3$	Butano
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_3-\text{CH}_3$	Pentano
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_4-\text{CH}_3$	Hexano
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_5-\text{CH}_3$	Heptano
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_6-\text{CH}_3$	Octano

Observa que se llama serie homóloga porque cada compuesto se diferencia del anterior en que tiene un grupo **-CH₂-** más.

Cuando uno de estos compuestos pierde un átomo de hidrógeno da lugar a un **radical**, especie reactiva que se une a otras cadenas carbonadas formando una ramificación.

Radical	Nombre
CH_3-	Metilo
CH_3-CH_2-	Etilo
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$	Propilo
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$	Butilo
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$	Pentilo

Lo nombramos sustituyendo la el sufijo **-ano** por el sufijo **-ilo** (o **-il**).

Otro nombre que reciben los alcanos es parafinas, lo cual significa poca afinidad. Este término describe el comportamiento de los alcanos ya que tienen poca afinidad química por otras sustancias. Son inertes ante la mayoría de los reactivos en un laboratorio.

Alquenos

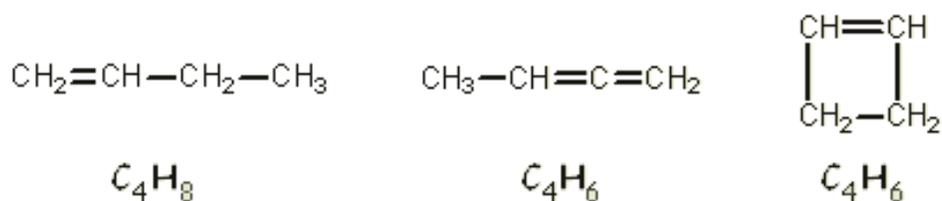
Los alquenos, también llamados olefinas, son hidrocarburos que contienen un enlace doble entre carbonos C=C. El doble enlace provoca que los alquenos sean más reactivos que los alcanos debido a que se necesita menor energía para romper un doble enlace que un enlace sencillo.

Los nombramos como hemos visto con los alcanos pero usando el sufijo **-eno**. Fíjate en los ejemplos siguientes:

Compuesto	Nombre
$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	Eteno
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$	Propeno
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	1-Buteno
$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$	2-Buteno
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	1-Penteno
$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	2-Penteno
	Ciclobuteno
	Ciclopenteno

El primer alqueno de la serie homóloga es el eteno porque el doble enlace ha de ser entre dos átomos de carbono. También es importante que repares en que puede ser necesario un localizador para el doble enlace cuando haya posibilidades de confundir un compuesto con otro.

La fórmula general de los alquenos lineales con un único doble enlace es C_nH_{2n} . Por cada doble enlace de más que tengan habría que restar 2 al número de hidrógenos. Lo mismo pasa con los alquenos cíclicos. Mira los ejemplos:



Alquinos

Los alquinos son hidrocarburos que poseen un enlace triple entre carbonos $C\equiv C$. El acetileno (etino) es el alquino más simple.

El triple enlace posee una alta energía lo cual hace que no sean muy estables. Esto los hace más reactivos que los alquenos y aún más reactivos que los alcanos.

Es importante señalar que tanto los dobles como los triples enlaces se denominan **insaturaciones** pero no tienen la misma preferencia. Los dobles enlaces siempre tienen preferencia sobre los triples y eso quiere decir que un alquino no puede contener dobles enlaces porque de lo contrario sería un alqueno. Los nombraremos del mismo modo que hemos visto para los hidrocarburos anteriores pero usando el sufijo **-ino**.

Compuesto	Nombre
$CH\equiv CH$	Etino
$CH\equiv C-CH_3$	Propino
$CH\equiv C-CH_2-CH_3$	1-Butino 2-Butino
$CH_3-C\equiv C-CH_3$	2-Butino
$CH\equiv C-CH_2-CH_2-CH_3$	1-Pentino 2-Pentino
$CH_3-C\equiv C-CH_2-CH_3$	2-Pentino
$\begin{array}{c} C\equiv C \\ \quad \\ CH_2-CH_2 \end{array}$	Ciclobutino

Generación de energía en las reacciones de combustión de hidrocarburos y el mantenimiento de la vida.

La gran mayoría de los procesos de generación de energía, implica la utilización de algunas fuentes de energía, las cuales al combustionarse producen reacciones químicas como es el caso de los hidrocarburos.

Todo proceso de combustión implica necesariamente un cambio en la composición de las sustancias que intervienen en estos procesos por cuanto se tratan de reacciones químicas. Por lo que debemos ampliar las aplicaciones de las leyes de la termodinámica a estos procesos con reacciones químicas.

La combustión es el proceso térmico de mayor interés práctico por su escala de utilización mundial, siendo a la vez muy fácil de realizar y muy difícil de estudiar.

COMBUSTIÓN: Es un proceso mediante el cual las sustancias (combustibles) capaces de reaccionar con el oxígeno (oxidante), interactúan con este generando calor. Entre las sustancias más comunes tenemos a los hidrocarburos, los cuales a través de la combustión son capaces de generar energía
La reacción de combustión se resume de la siguiente manera:

Combustible + Comburente = Productos de combustión

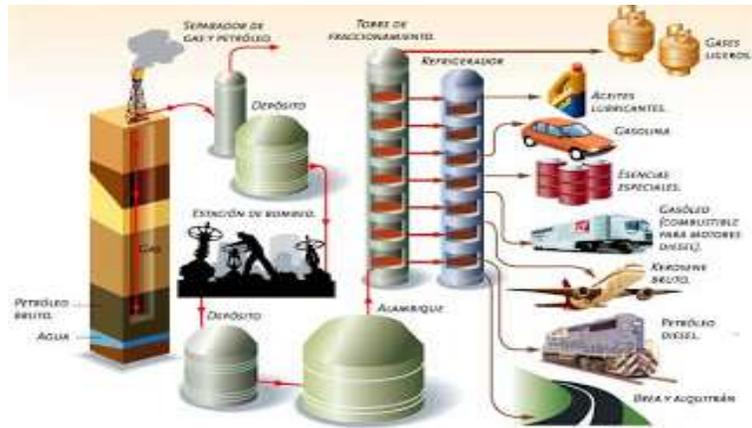
La mayoría de reacciones de combustión tienen lugar entre combustibles fósiles y oxígeno del aire.

COMBUSTIBLES

Son todas las sustancias conocidas como hidrocarburos y estas pueden ser: carbones minerales, hidrocarburos líquidos e hidrocarburos gaseosos.

Fundamentalmente todos aquellos que tiene en su composición carbono e

hidrogeno. Además, pueden tener cantidades variables de O, N, S, etc. Los combustibles más empleados son los combustibles fósiles: carbón, derivados del petróleo (gasolina, fuelóleo, gases licuados del petróleo (GLP) (C₃-C₅)) y gas natural (H₂, C₁, C₂).



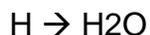
La mayoría de las reacciones son los que se derivan de los combustibles gaseosos y como oxidantes para estos combustibles son el oxígeno y el aire, siendo los principales productos el Dióxido de carbono (CO₂) y el agua (H₂O).

Las reacciones de combustión pueden ser:

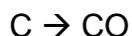
- a). Reacción de Combustión Completa. - Este tipo de combustión tiene lugar cuando todo el carbono se ha transformado u oxidado en dióxido de carbono y todo el hidrógeno en agua.
- b). Reacción de Combustión incompleta. Es cuando no se ha transformado u oxidado todo el carbono o el hidrogeno, formándose el monóxido de carbono (CO) como principal indicador.

PRODUCTOS DE COMBUSTIÓN

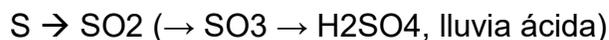
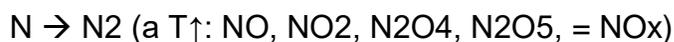
Los productos mayoritarios de combustión son:



Para procesos de combustión incompleta:



Otros elementos:



Ejemplos de Reacciones con Oxígeno:

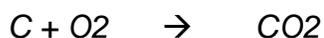
1) Hidrogeno con oxígeno



2) Metano con oxígeno



3) Carbono con oxígeno



CAMBIO CLIMÁTICO Y EFECTO INVERNADERO.

¿Qué es el cambio climático?

El calentamiento global responde a un aumento continuo de la temperatura media del sistema climático de la Tierra.

Clima

El clima es una medida de la variación de la temperatura, humedad, presión atmosférica, viento, precipitaciones, recuento de partículas en la atmósfera y otras variables meteorológicas en una región determinada durante períodos largos de tiempo. El clima es variable, como se muestra en la falta de regularidad en las estaciones de un año.

Causas del Cambio Climático

Las causas se dividen en:

Causas naturales: Incluyen actividad volcánica o cambios en la energía recibida desde el Sol, entre otros.

Causas antrópicas (generadas por actividades humanas): Incluye la quema de combustibles fósiles, tala de bosques, entre otros.

Y también están las causas climáticas internas, como son variaciones en las corrientes marinas o la circulación atmosférica que pueden influir por periodos más cortos.

La actividad humana desde la Revolución Industrial ha influido principalmente sobre la emisión de CO₂ y otros gases de invernadero que han ayudado a amplificar el efecto invernadero natural.

Consecuencia del cambio climático.



El cambio climático está modificando nuestra economía, salud y comunidades de formas diversas. Los científicos advierten de que si no ponemos el freno sustancialmente al cambio climático ahora, los resultados probablemente sean desastrosos. Si la Tierra se calienta, algunos de estos cambios ocurrirán:

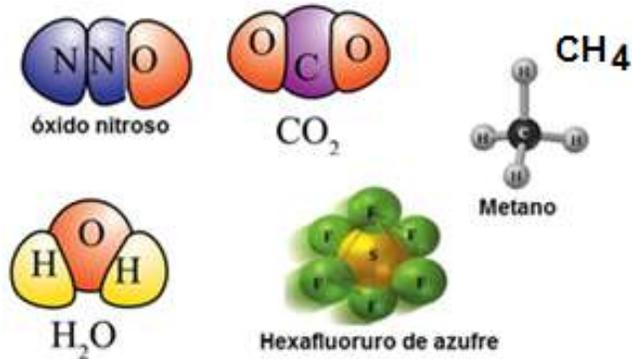
- El agua se expande cuando se calienta y los océanos absorben más calor que la tierra, el nivel del mar ascenderá.
- Las ciudades costeras sufrirán inundaciones.
- Regiones en donde normalmente llueve o nieva se volverán áridos.
- Lagos y ríos podrían secarse.
- Habría más sequías por lo que se haría más difícil la agricultura.
- Habría menos agua disponible para el consumo de los seres vivos. Muchas plantas y animales se extinguirían.
- Huracanes, tornados y tormentas producirán cambios de temperatura y la evaporación de agua se producirían con más regularidad.

El Efecto Invernadero

Los gases del efecto invernadero son: dióxido de carbono CO₂, metano CH₄, óxido nitroso N₂O, hexafluoruro de azufre SF₆; actúan como "frazada", cubriendo la Tierra. Sin esta capa la temperatura estaría 30°C más baja. La "frazada" es cada vez más gruesa debido a la quema de carbón, petróleo, gas natural, liberando grandes cantidades de CO₂. Tala de bosques, quema de madera, reducen la absorción de CO₂, por falta de árboles. Excrementos de animales, desechos alimenticios y putrefacción de plantas y frutas liberan metano, óxidos nitrosos y otros gases.

Uno de los resultados del Efecto Invernadero, es mantener una concentración de vapor de agua en la baja troposfera mucho más alta que la que sería posible en las bajas temperaturas que existirían sin este fenómeno.

Gases de invernadero



¿Qué se puede hacer y cómo ayudar?

El problema principal del calentamiento global y del consiguiente cambio climático es que se basa en gran medida en efectos secundarios de la sociedad de consumo, una sociedad que vive para consumir, que se educa para trabajar y comprar, que basa sus niveles de "felicidad" en lo que tienen y consumen, mientras más grande la casa, mejor, mientras más grande el automóvil, mejor, mientras más gordos... bueno, ahí no, pero sí nos ponemos gordos por los excesos de la sociedad de consumo.

La forma en la que se puede ayudar y para mitigar la huella de carbono, es disminuir desperdicios, los excesos y optimizando el uso de recursos, entre ellos la gasolina y la electricidad.



Manejar un auto contribuye de manera significativa a las emisiones de dióxido de carbono, que es el gas que es mayormente el causante de esta emergencia mundial, al utilizar luces en tu casa (la mayoría de la producción de electricidad ha sido generada a través del consumo de petróleo, carbón o gas y tiene como producto de desecho el CO_2), la basura que se genera también se relaciona con emisiones de gases de efecto invernadero.

Disminuir el uso y abuso del automóvil.

Caminar más.

Usar más la bicicleta.

Utilizar el transporte público.

Exigir a sus autoridades vías para bicicletas, peatones y el transporte público.

Comprar un auto que sea eficiente y emita pocos gases invernadero.

Utilicen combustibles renovables

Consideren la compra de autos eléctricos o híbridos.

Lo que puedes hacer en la casa.

No encender todo el día, el aire acondicionado, alumbrado, equipos de audio y video, computadoras.

Cambiar a bombillas ahorradoras. .

Las tres R's: reducir, reutilizar, reciclar.



Disminuir la producción de basura y desechos orgánicos.

Comprar lo que pueda comer, sírvase porciones que pueda terminar, coma lo que ha guardado en el refrigerador antes que se dañe.

Comprar productos orgánicos y productos que utilicen menos empaque.

Uso eficiente del agua en el hogar, en aseo personal y lavado de ropa y utensilios.

Reparar fugas y goteo de agua.

Regar en momentos fríos del día.



En el trabajo

Apagar el equipo y luces al final del día.

Utilizar equipo electrónico eficiente.

Aislar y utilizar equipo de enfriamiento y calefacción eficientes.

Las tres R's: reducir, reutilizar, reciclar.

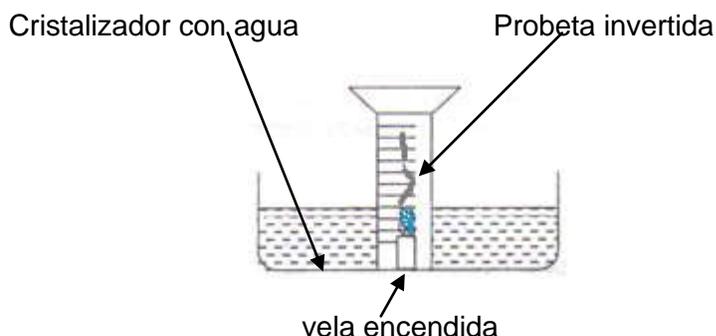
Imprima sólo si es necesario, imprima y copie en ambas caras del papel, compre papel y otros suministros de material reciclado.

Disminuya el uso de energía en su transporte a la oficina o negocio.

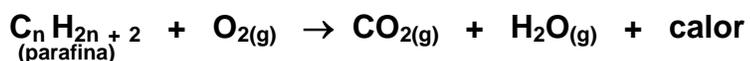
Utilice transporte público, bicicleta, etc.

Ejercita lo aprendido

Instrucción: En base al experimento de la vela encendida que realizaste en el laboratorio (lo puedes realizar en la casa si no lo hiciste en el laboratorio) contesta las siguientes preguntas:



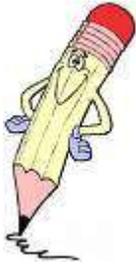
1. ¿Cuál es el gas que se consume en la combustión? _____
Escribe su símbolo _____ y su fórmula _____
2. ¿Cuál es el otro gas que forma parte del aire en mayor cantidad y que no se consume? _____
Escribe su símbolo _____ y su fórmula _____
3. La ecuación simplificada que representa el fenómeno que observaste en la experimentación es la siguiente:



El dióxido de carbono (CO₂)_(g) y el H₂O_(g) obtenidos durante la combustión ¿dónde quedaron? Explica tu respuesta. _____

4. ¿Es el aire una mezcla o una sustancia pura?
Explica tu respuesta _____

Ejercicios de Autoevaluación

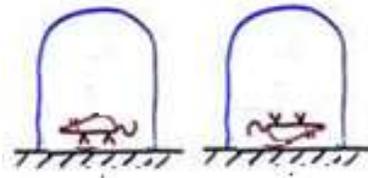


Escribe dentro del paréntesis la letra del inciso que corresponda a la respuesta correcta.

1. () El aire que respiramos se considera:
 - a) Una mezcla heterogénea.
 - b) Un compuesto.
 - c) Una mezcla homogénea.
 - d) Un elemento.
2. () Son las principales sustancias que constituyen el aire:
 - a) carbono, oxígeno, dióxido de carbono
 - b) nitrógeno, oxígeno, dióxido de carbono
 - c) cloro, flúor, dióxido de azufre
 - d) neón, potasio, dióxido de azufre
3. () De los siguientes gases, cuál de ellos consideras que es el causante de que la vela se mantenga encendida:
 - a) nitrógeno
 - b) dióxido de carbono
 - c) vapor de agua
 - d) oxígeno

4. Con base en tu elección, explica brevemente por qué consideras que dicho gas es el que mantiene encendida la vela:

5. () Si un insecto o ratón se coloca en un recipiente de vidrio y luego se cierra herméticamente, vivirá hasta que se termine el _____ del aire:

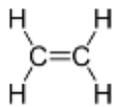


- a) nitrógeno
- b) oxígeno
- c) dióxido de carbono
- d) vapor de agua

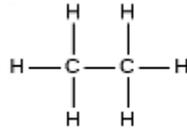
6. Los podemos clasificar según sea el tipo de enlace que se establece entre sus átomos de carbono:

- a) alcanos, alquenos, alquinos
- b) metano, etano, propano
- c) metilo, etilo propilo
- d) primarios, secundarios, terciarios

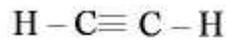
7. () Por su tipo de enlace, es un ejemplo de hidrocarburo saturado:



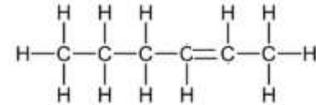
a



b



c



d

8. En general, en toda combustión completa se obtiene como producto de la reacción:

- a) ceniza, humo, energía
- b) dióxido de carbono, ceniza, energía
- c) agua, ceniza, energía
- d) dióxido de carbono, agua, energía

9. () Indica el inciso correcto. Los gases de invernadero son:

- a): etano C_2H_6 , metano CH_4 , óxido de calcio CaO , dióxido de carbono CO_2 .
- b): metano CH_4 , óxido de nitroso N_2O , hexafluoruro de azufre SF_6 , etano C_2H_6 .
- c): metano CH_4 , dióxido de carbono CO_2 , óxido nitroso N_2O , hexafluoruro de azufre SF_6 .
- d): óxido nitroso N_2O , metanol CHOH , hexafluoruro de azufre SF_6 , dióxido de carbono CO_2 .

Respuestas. 1C, 2B, 3D, 5B, 6A ,7B, 8D, 9C

Compuestos del oxígeno y clasificación de los elementos:

Los elementos químicos se encuentran dispersos en la naturaleza, algunos en forma estable por ejemplo, el oro en su nativa se conoce desde hace miles de años, sin embargo, algunos elementos radiactivos y por lo tanto inestables, se han descubierto a partir del s. XX. De acuerdo a los avances de la Química, el número de elementos a partir del siglo XIX, se duplicó de 31 en 1800 a 63 hacia 1865. La siguiente tabla contiene la época del descubrimiento de los elementos:

H																	He	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt										
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

 Tiempos antiguos	 1735–1843	 1894–1918
 Edad Media–1700	 1843–1886	 1923–1961
		 1965–

Brown. Química.

Cuando aumento el número de elementos conocidos, los científicos empezaron a clasificarlos de acuerdo a su utilidad. Desde el principio se supo de la existencia de familias de elementos que compartían propiedades y semejanzas entre sí, intuyéndose que debía de existir una ley natural que tendiese a agrupar y relacionar con lógica a los elementos. Entre las principales se encuentran las Triadas de Döbereiner, las octavas de Newlands, el tornillo telúrico de Charcourtois, basados generalmente en dos criterios fundamentales:

1. La similitud de las propiedades físicas y químicas de los elementos
2. La relación entre las propiedades y alguna característica atómica.

Sin embargo, también es importante recordar las aportaciones de Antoine Lavoisier, quien identificó 27 elementos químicos, redefinió el concepto de elemento como una sustancia simple y clasificó los elementos en metales, no metales, metales de transición y metaloides. Humphry Davy, por el descubrimiento de los metales alcalinos y alcalino-térreos por electrolisis, John Dalton que formuló el primer modelo atómico, que lleva su nombre, y publicó una tabla de masas atómicas.

Triadas de Döbereiner.



Uno de los primeros intentos de clasificación de los elementos químicos, según la similitud de las propiedades, relacionando sus masas atómicas, propuesta por Johann Wolfgang Döbereiner, un químico alemán, que entre otras cosas también estudió los fenómenos de catálisis.

En 1817, declaró la similitud entre las propiedades de algunos grupos de elementos, que variaban progresivamente desde el primero al último y en 1827, destacó la existencia de otras agrupaciones de tres elementos, que seguían una análoga relación entre sí:

Masas atómicas (1850)	Número atómico																																																
$\left. \begin{array}{l} \text{Li } 7 \\ \text{Na } 23 \\ \text{K } 39 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{7+39}{2} = 23$	$\left. \begin{array}{l} \text{Li } 3 \\ \text{Na } 11 \\ \text{K } 19 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{3+19}{2} = 11$	<table border="1" style="border-collapse: collapse; text-align: center; width: 100%;"> <tr> <td style="width: 10%;">H</td> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> <td style="width: 10%;">He</td> </tr> <tr> <td style="background-color: yellow;">Li</td> <td style="background-color: yellow;">Be</td> <td>B</td> <td>C</td> <td style="background-color: cyan;">N</td> <td>O</td> <td style="background-color: cyan;">F</td> <td>Ne</td> </tr> <tr> <td style="background-color: yellow;">Na</td> <td style="background-color: yellow;">Mg</td> <td>Al</td> <td>Si</td> <td style="background-color: cyan;">P</td> <td style="background-color: cyan;">S</td> <td style="background-color: yellow;">Cl</td> <td>Ar</td> </tr> <tr> <td style="background-color: yellow;">K</td> <td style="background-color: yellow;">Ca</td> <td>Ga</td> <td>Ge</td> <td style="background-color: cyan;">As</td> <td style="background-color: cyan;">Se</td> <td style="background-color: yellow;">Br</td> <td>Kr</td> </tr> <tr> <td style="background-color: yellow;">Rb</td> <td style="background-color: yellow;">Sr</td> <td>In</td> <td>Sn</td> <td style="background-color: cyan;">Sb</td> <td style="background-color: cyan;">Te</td> <td style="background-color: yellow;">I</td> <td>Xe</td> </tr> <tr> <td style="background-color: yellow;">Cs</td> <td style="background-color: yellow;">Ba</td> <td>Tl</td> <td>Pb</td> <td>Bi</td> <td>Po</td> <td>At</td> <td>Rn</td> </tr> </table> <p>Ejemplos para demostrar la Ley de las Triadas</p>	H						He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
H							He																																										
Li	Be		B	C	N	O	F	Ne																																									
Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar																																									
K	Ca		Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																																									
Rb	Sr		In	Sn	Sb	Te	I	Xe																																									
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																																										
$\left. \begin{array}{l} \text{Ca } 40 \\ \text{Sr } 87 \\ \text{Ba } 137 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{40+137}{2} = 88.5$	$\left. \begin{array}{l} \text{Ca } 20 \\ \text{Sr } 38 \\ \text{Ba } 56 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{20+56}{2} = 38$																																																
$\left. \begin{array}{l} \text{P } 31 \\ \text{As } 75 \\ \text{Sb } 122 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{31+122}{2} = 76.5$	$\left. \begin{array}{l} \text{P } 15 \\ \text{As } 33 \\ \text{Sb } 51 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{15+51}{2} = 33$																																																
$\left. \begin{array}{l} \text{S } 32 \\ \text{Sc } 78 \\ \text{Te } 128 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{32+128}{2} = 80$	$\left. \begin{array}{l} \text{S } 16 \\ \text{Sc } 34 \\ \text{Te } 52 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{16+52}{2} = 34$																																																
$\left. \begin{array}{l} \text{Cl } 35.5 \\ \text{Br } 80 \\ \text{I } 127 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{35.5+127}{2} = 81.27$	$\left. \begin{array}{l} \text{Cl } 17 \\ \text{Br } 35 \\ \text{I } 53 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{17+53}{2} = 35$																																																

A estos grupos de elementos, agrupados de tres en tres, se le conoció con el nombre de triadas y en 1850 ya se tenía conocimiento de 20 triadas. Döbereiner hizo un intento de relacionar las propiedades y semejanzas químicas de los elementos y de sus compuestos, con las características de masas atómicas, viéndose un gran parecido entre ellos, y una variación progresiva y gradual desde el primero hasta el tercero o último de la triada.

En la clasificación de las triadas, el químico alemán intentó explicar que la masa atómica media de los elementos que se encuentran en los extremos de las triadas, es similar a la masa atómica de los elementos que se encuentran en la mitad de la triada. Por ejemplo: la triada Cloro, bromo y Yodo, tiene respectivamente 36,80, y 127 respectivamente, en cuanto al peso atómico se refiere. Si realizamos la suma de los extremos, es decir $36+127$ y a su vez, la dividimos entre 2, el resultado es 81, o lo que es lo mismo, un número próximo a 80, que casualmente es el número atómico del elemento del medio, es decir, del bromo.

Ley de las octavas de Newlands

En 1864, el químico inglés John Alexander Reina Newlands, colocó los elementos más ligeros en orden creciente según sus masas atómicas de la siguiente manera:

<i>H</i> 1	<i>Li</i> 7	<i>Be</i> 9	<i>B</i> 11	<i>C</i> 12	<i>N</i> 14	<i>O</i> 16
<i>F</i> 19	<i>Na</i> 23	<i>Mg</i> 24	<i>Al</i> 27	<i>Si</i> 28	<i>P</i> 31	<i>S</i> 32
<i>Cl</i> 35	<i>K</i> 39	<i>Ca</i> 40	<i>Cr</i> 52	<i>Ti</i> 48	<i>Mn</i> 55	<i>Fe</i> 56

Se dio cuenta que el octavo elemento se asemejaba al primero, así como el noveno era similar al segundo, etc., se le ocurrió hacer la comparación entre sus octavas, con las octavas musicales, observando una periodicidad en las octavas químicas. Dicha comparación, carecía de validez alguna, pero fue por ella que a su clasificación le dio el nombre de Octavas de Newlands.

Posteriormente se descubrió una familia de gases nobles, formada por el helio, neón, argón, kriptón, y xenón. Este descubrimiento transformó a las octavas de Newlands, en novenas. Pueden destacarse tres grandes críticas a su esquema clasificatorio:

- No existía un lugar para los elementos recientemente descubiertos.
- No considero las masas atómicas, ni siquiera realizó una estimación aproximativa de los valores más probables.
- Algunos elementos no encajaban en el esquema, por ejemplo, el cromo, que quedaba bajo el aluminio, y el magnesio, que es un metal, venía colocado bajo el fósforo que es un no metal, así como el hierro que tratándose de un metal, se encontraba debajo del azufre, no metálico.

Esta clasificación, a partir del calcio en adelante, no se cumplía, sin embargo, las tres primeras filas de la tabla de Newlands, en cuanto a puntos de ebullición y fusión, se puede comparar a la tabla periódica actual.

Tornillo Telúrico de Charcourtois

En 1864, el mismo año que Newlands publicó su aportación a la Tabla Periódica, Charcourtois creó un sistema para organizar los elementos químicos basado en la determinación de masas atómicas obtenidos gracias a las ideas de Stanislaio Cannizzaro Construyó una hélice, un cilindro con su base dividida en 16 partes iguales, de papel donde se mostraba un gráfico de espirales, a lo que le llamó el Tornillo Telúrico porque el telurio se encontraba en el centro de la gráfica y colocó los elementos químicos conocidos hasta entonces dispuestos en orden creciente de sus masas atómicas. Los elementos similares se encontraban alineados verticalmente.

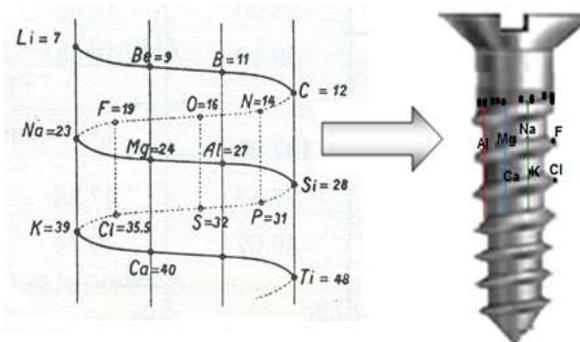


Tabla Periódica de Mendeleiev.

Mendeleiev



En 1869, Dmitri Mendeleiev, en Rusia y Lothar Meyer, en Alemania publicaron esquemas de clasificación basadas en el hecho de que las propiedades químicas y físicas similares ocurren periódicamente, si los elementos se acomodan en orden de masa atómica creciente. Aún no se tenía conocimiento sobre los números atómicos, sin embargo como las masas atómicas, por lo general aumentan al incrementarse el número atómico la secuencia era correcta. De hecho las tablas de los elementos propuestas por Mendeleiev y Meyer fueron las precursoras de la moderna tabla periódica y llegaron a la misma conclusión sobre

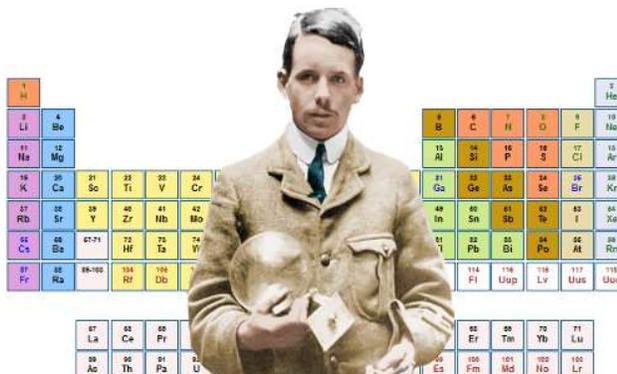
periodicidad de las propiedades de los elementos.

Mendeleiev insistió en colocar elementos con características similares y dejó espacios vacíos en su tabla, predijo la existencia del Galio, Ga y del Germanio, Ge y se refirió como a ellos como eka-aluminio y eka-silicio. Clasificó a los elementos **de izquierda a derecha** formando líneas horizontales, en orden creciente de masa atómica y los de propiedades similares (de la misma familia) se disponían **en columnas** (en vertical), formando grupos. Se encontraba compuesta por 8 columnas divididas en 2 grupos, añadió las fórmulas químicas que se formaban al reaccionar cada grupo con hidrógeno (formando hidruros) y oxígeno (formando óxidos), y el valor de las valencias de cada elemento.

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RH ₄ RO ₃	RH ₃ R ₂ O ₅	RH ₂ RO ₃	RH R ₂ O ₇	RO ₄
H							
Li	Be	B	C	N	O	F	
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
K	Ca		Ti	V	Cr	Mn	Fe Co Ni
Cu	Zn			As	Se	Br	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo		Ru Rh Pd
Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W		Os Ir
Au	Hg	Tl	Pb	Bi			Pt

Moseley

En 1913, un físico inglés llamado Henry Moseley (1887-1915) desarrolló el concepto de números atómicos, al determinar las frecuencias de los rayos X emitidos cuando son bombardeados con electrones de alta energía, y observó que cada elemento produce rayos X con una frecuencia característica y que la frecuencia generalmente crecía al aumentar la masa atómica. Moseley ordenó las frecuencias de rayos X asignándoles un número entero único, llamado **número atómico**, a cada elemento y lo identificó como el número de protones que hay en el núcleo del átomo.



El número atómico aclaró algunos problemas de la versión inicial de la tabla periódica, que se basaba en los pesos atómicos. Por ejemplo, el peso atómico del Ar (número atómico 18; $Z=18$) es mayor que el del K (número atómico 19; $Z=19$). Sin embargo, cuando los elementos se ordenan de menor a mayor número atómico, en lugar de peso atómico creciente, el Ar y el K aparecen en sus lugares correctos. Los estudios de Moseley también permitieron identificar “huecos” en la tabla periódica, que dieron pie al descubrimiento de nuevos elementos.

En la tabla periódica moderna, los elementos se distribuyen en filas horizontales, llamadas períodos, los cuales van aumentando al bajar en la tabla periódica. Por ejemplo en el primer período se encuentran dos elementos, el segundo y el tercero 8 elementos, el cuarto y el quinto tienen 18. En el sexto y séptimo se encuentran 32, sin embargo, tienen 14 elementos separados para no alargar la tabla.

El período que ocupa un elemento coincide con el número de orbitales que tiene el elemento, por ejemplo el hidrógeno tiene un electrón y pertenece al período 1, igual que el helio. En el caso del sodio, el período es el 3, es decir, tiene 3 orbitales. Un elemento con cinco capas electrónicas, estará en el quinto período.

En la organización de la tabla periódica en orden de número atómico creciente, los elementos con propiedades similares se colocan en columnas verticales y forman un grupo. Los elementos metálicos, que comprenden la mayor parte de los elementos, se encuentran del lado izquierdo y la parte media de la tabla; los elementos no metálicos se encuentran en la parte superior derecha. Varios de los elementos adyacentes a la línea que separa los metales de los no metales son los llamados metaloides.

De acuerdo a la organización se observa que varios elementos tienen características similares entre sí. Por ejemplo, el litio (Li), el sodio (Na) y el potasio (K) son metales blandos muy reactivos. Los elementos helio (He), neón (Ne) y argón (Ar) son gases muy poco reactivos. Así los elementos en orden de número atómico creciente, presentan propiedades químicas y físicas periódicas.

La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, por sus siglas en inglés) ha propuesto una convención que numera los grupos desde el 1 hasta el 18 sin designaciones A o B.

Si tomamos en cuenta las propiedades semejantes de los elementos químicos, podemos clasificarlos en metales y no metales, como se observa en la siguiente tabla:

Características físicas de los elementos	
Metales	No metales
Son sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio.	Pueden ser sólidos, líquidos o gases a temperatura ambiente.
Reflejan la luz de forma característica (brillo metálico)	No tienen brillo metálico.
Son dúctiles y maleables, es decir, se pueden hacer hilos o láminas fácilmente.	En general son frágiles.
Son buenos conductores de la electricidad	No conducen la electricidad.

Propiedades periódicas:

En la tabla periódica se observa una repetición en cuanto a las propiedades de los elementos la que se conoce como Ley Periódica: "Las propiedades de los elementos y sus compuestos son funciones periódicas del número atómico de los elementos". Esta repetición a intervalos regulares se le conoce como propiedad periódica.

¿En qué son diferentes los metales de los no metales por propiedades periódicas?

	1 IA	2 IIA	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA
2	3 Li ● 3+ 4± 2 1 K L	4 Be ● 4+ 5± 2 2 K L	5 B ● 5+ 6± 2 3 K L	6 C ● 6+ 6± 2 4 K L	7 N ● 7+ 7± 2 5 K L	8 O ● 8+ 8± 2 6 K L	9 F ● 9+ 10± 2 7 K L
3	11 Na ● 11+ 12± 2 8 1 K L M	12 Mg ● 12+ 12± 2 8 2 K L M	13 Al ● 13+ 14± 2 8 3 K L M	14 Si ● 14+ 14± 2 8 4 K L M	15 P ● 15+ 16± 2 8 5 K L M	16 S ● 16+ 16± 2 8 6 K L M	17 Cl ● 17+ 18± 2 8 7 K L M

La utilidad de la tabla periódica reside en que la ordenación de los elementos químicos permite poner de manifiesto muchas regularidades y semejanzas en sus propiedades y comportamientos.

Por ejemplo, todos los elementos de un mismo grupo poseen un comportamiento químico similar, debido a que poseen el mismo número de electrones en su capa más externa.

Existen por tanto, muchas propiedades de los elementos que varían de forma gradual al movernos en un determinado sentido en la tabla periódica, como son: electronegatividad, radio atómico, energía de ionización y carácter metálico.

Electronegatividad

La electronegatividad de los elementos en la tabla periódica la podemos definir de la siguiente manera: Es la medida relativa del poder de atracción de electrones que tiene un átomo cuando forma parte de un enlace químico. La podemos representar así:



	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub		Uuq		Uuh		Uuo
	Lantánidos		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
	Actínidos		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

La electronegatividad de los elementos en la tabla periódica aumenta de abajo hacia arriba en un grupo y de izquierda a derecha en un periodo, es decir, los no metales son más electronegativos que los metales.

Energía de ionización: Es la energía necesaria que hay que suministrarle a un átomo (neutro) en estado gaseoso para arrancar un electrón periférico o de valencia.



	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub		Uuq		Uuh		Uuo
	Lantánidos		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
	Actínidos		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

En un grupo: la energía de ionización disminuye al descender, pues el electrón que pierde está más alejado y menos atraído por el núcleo.

En un período: La energía de ionización aumenta hacia la derecha pues existen las mismas capas pero más protones para atraer a los electrones y se necesita más energía para separarlos.

Radio atómico: Es la mitad de la distancia entre los núcleos de los átomos en una molécula diatómica



Radio atómico

1	H																He	
2	Li	Be										B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg										Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub	Uuc	Uud	Uue	Uuf	Uug	Uuh
Lantánidos			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
Actinidos			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

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 más mismas capas pero menos protones para atraer a los electrones.

Carácter metálico: El carácter metálico de los elementos en la tabla periódica aumenta de arriba hacia abajo en un grupo y de derecha a izquierda en un periodo.



Carácter metálico

1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub	Uuc	Uud	Uue	Uuf	Uug	Uuh
Lantánidos			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
Actinidos			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

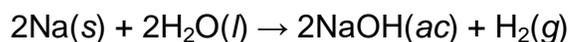
En un grupo: El carácter metálico aumenta al descender, pues el electrón que pierde está más alejado y menos atraído por el núcleo.

En un período: El carácter metálico aumenta hacia la izquierda pues existen las mismas capas pero menos protones para atraer a los electrones y se pueden perder con mayor facilidad.

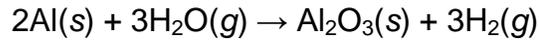
La reactividad o actividad química es la capacidad de un elemento para combinarse químicamente con otros.

La reactividad es distinta en los diversos elementos. Hay algunos elementos muy reactivos (tienen una gran tendencia a combinarse) y hay elementos poco reactivos (tienen poca tendencia a combinarse). La reactividad de los elementos se puede comparar usando la tabla periódica. En los metales la reactividad aumenta hacia arriba y hacia la derecha de la tabla periódica.

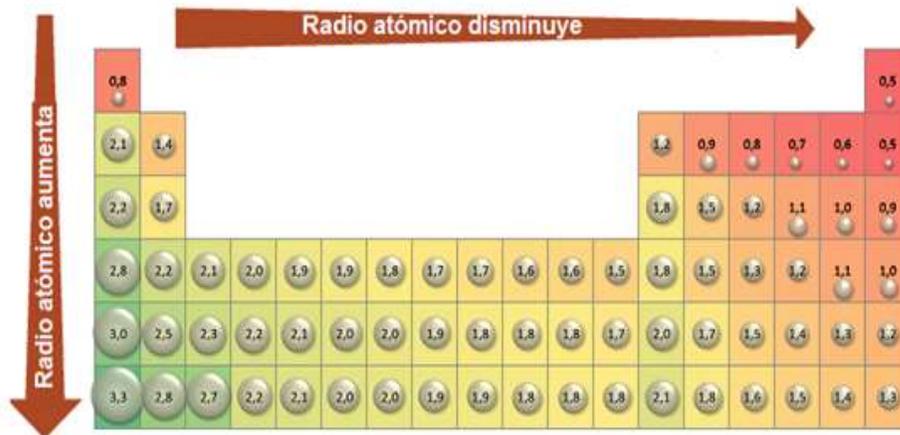
Todos los metales alcalinos y algunos metales alcalinotérreos (Ca, Sr y Ba), que son los más reactivos de los elementos metálicos, desplazarán al hidrógeno del agua fría:



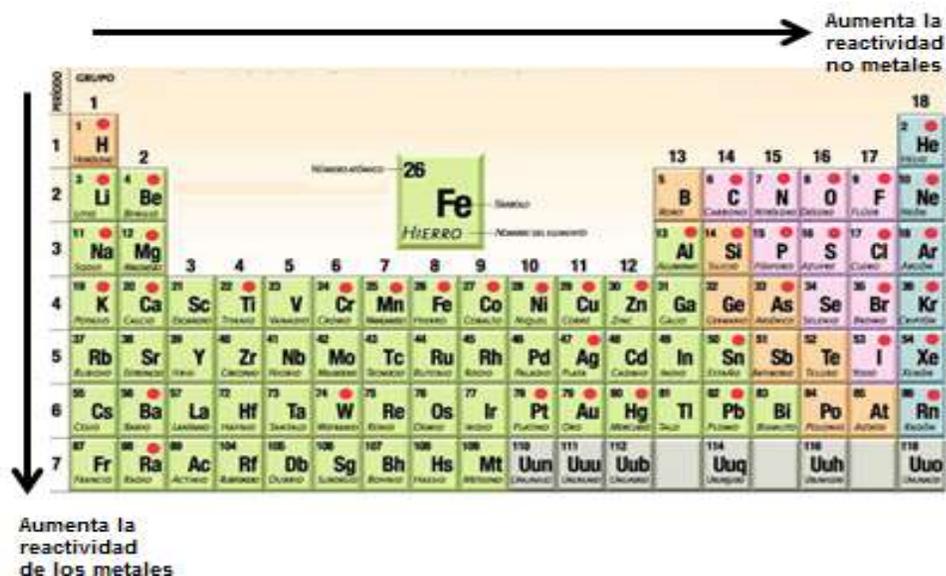
Los metales menos reactivos, como el aluminio y el hierro, reaccionan con vapor de agua para dar gas hidrógeno:



La actividad química de los metales se debe al volumen atómico. Cuando bajas en la tabla periódica, va aumentando el número atómico (directamente relacionado con el radio atómico) y por tanto el volumen. ¿Esto qué significa? Pues que el último electrón desapareado está más alejado del núcleo, por tanto, menos atraído por el núcleo y por consecuencia más fácil de arrancar y esto indica mayor reactividad.

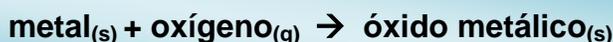


En función de los valores de la energía de ionización se puede prever la reactividad de los metales de la siguiente forma: si tiene una baja energía de ionización, se trata de un metal, cederá electrones, formará cationes y compuestos iónicos. Si tiene alta energía de ionización se tratará de un no metal, ganará electrones formando aniones, formará compuestos iónicos con los metales y compuestos covalentes con otros elementos de alta energía de ionización.



COMPUESTOS DEL OXÍGENO Y CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS EN BASE A SUS PROPIEDADES

Prácticamente todos los elementos conocidos, metales y no metales, reaccionan o son oxidados por el oxígeno formando los compuestos llamados óxidos. Así, cuando un metal reacciona con el oxígeno se forma su óxido:



Por consiguiente, al combinar metales como sodio (Na), magnesio (Mg) o calcio (Ca) con el oxígeno, lo que se produce es el óxido de cada uno de ellos:



Habrás observado que el hierro (Fe) se combina con el oxígeno y se oxida fácilmente en presencia del aire formando el óxido de hierro que es un sólido de color rojizo por medio de una **reacción de síntesis**. ¿Sabías que el aluminio (Al) reacciona con el oxígeno más rápidamente que el hierro?

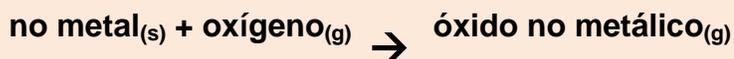


Por lo general, los óxidos metálicos son sólidos, algunos son de color blanco como el óxido de sodio, óxido de magnesio, óxido de calcio y óxido de aluminio, y otros son de color como el óxido de hierro.

El oxígeno reacciona con la mayor parte de los metales formando óxidos. Pero no todos reaccionan igual, metales como el oro, la plata o el platino (llamados metales nobles) no se oxidan al aire libre.

Las reacciones de oxidación de metales empiezan lentamente, e incluso puede ser necesario aplicar un calentamiento inicial, como en el caso de magnesio, pero una vez iniciada la reacción hay liberación de energía o hasta incandescencia.

Por otro lado, los no metales también tienen la propiedad de combinarse químicamente con el oxígeno por medio de una **reacción de síntesis**. Cuando se quema un trozo de carbón o una muestra de azufre, estos no metales reaccionan con el oxígeno formando sus óxidos como:



Por ejemplo, en el caso del carbono se forma el monóxido de carbono CO y el dióxido de carbono CO₂, que son gases incoloros e inodoros, pero de características distintas y en el caso del azufre se forman el dióxido de azufre SO₂ y el trióxido de azufre SO₃ que son gases de olor desagradable.



Por lo general, los óxidos no metálicos son gaseosos, excepto en el caso de la reacción entre el hidrógeno y el oxígeno para formar agua H₂O, que es un líquido a condiciones de presión y temperatura ambiente.

Por lo anterior, los metales y los no metales tienen un comportamiento químico diferente cuando los combinamos con oxígeno y a la reacción que se produce se le conoce con el nombre de oxidación.

Óxidos metálicos y no metálicos, y su reacción con agua.

Cuando un óxido metálico se combina con agua y se le agregan unas gotas de indicador universal adquiere una coloración entre verde y azul. Esta propiedad indica que el producto obtenido tiene un carácter básico y se dice que es una base o hidróxido, debido a este comportamiento, a los óxidos metálicos también se les llama óxidos básicos. La expresión general para representar esta reacción es la siguiente:



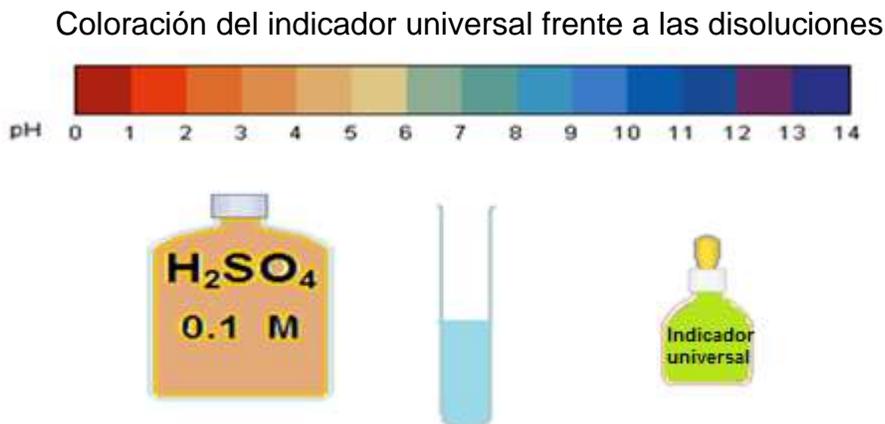
Por otro lado, cuando un óxido no metálico se combina con agua y se le agregan unas gotas de indicador universal adquiere una coloración entre naranja o roja, entonces se dice que el producto es un ácido y debido a este comportamiento a los óxidos no metálicos se les conoce como óxidos ácidos. La expresión general que representa este comportamiento es:



Como puede observarse, los productos obtenidos en ambas reacciones se encuentran en disolución acuosa (ac). Para determinar si esta disolución acuosa es ácida, básica o neutra se utiliza indicador universal o papel tornasol.

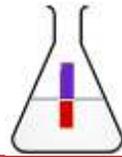
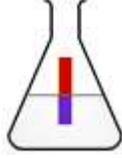
Color de los indicadores

El indicador universal es una mezcla de colorantes que, al estar en contacto con disoluciones acuosas ácidas, básicas o neutras, cambia de color de acuerdo con la siguiente cuadro.



En el caso del papel tornasol, cuando una tira de éste se introduce en una disolución, se observan los siguientes cambios:

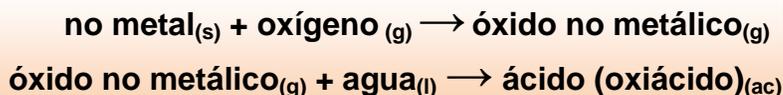
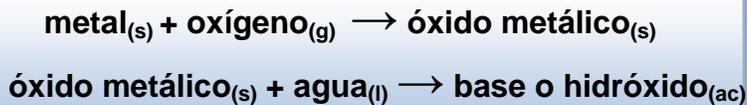
Cambios de color del papel tornasol

Disolución	Cambio de color del papel tornasol
Ácida	Azul a rojo 
Básica	Rojo a azul 

Indicadores comunes con su color en diferentes valores de pH.

Indicador	pH	El color en ácido	El color en álcali
Tornasol	7.0	Roja	Azul
Fenolftaleína	9.7	Incoloros	Rojo // color de rosa
Naranja de metilo	3.7	Roja	Amarillo
Azul de bromofenol	4.0	Amarillo	Azul

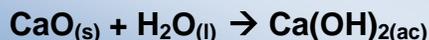
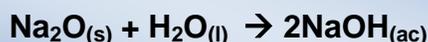
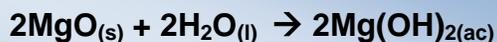
Con base en los comportamientos descritos se puede afirmar que, en general:



Se puede resumir que:

- Si la combinación de un óxido con agua da una coloración azul con el indicador universal o se vuelve azul el papel tornasol rojo, podemos afirmar que el elemento que forma el óxido es un metal.
- Si la combinación de un óxido con agua da una coloración roja con el indicador universal o se vuelve rojo el papel tornasol azul, podemos afirmar que el elemento que forma el óxido es un no metal.

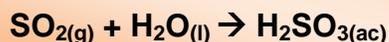
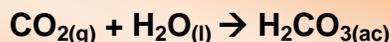
Al combinar un óxido metálico con agua produce bases o hidróxidos, a estos óxidos se les conoce también con el nombre de óxidos básicos, como en los siguientes casos:



En donde los productos $\text{Mg(OH)}_{2(ac)}$, $\text{NaOH}_{(ac)}$ $\text{Ca(OH)}_{2(ac)}$ son bases o hidróxidos y son los responsables de la coloración azul que adquiere el indicador universal o el cambio de color del papel tornasol de rojo a azul.

Los óxidos no metálicos cuando se combinan con agua producen ácidos por los que a estos óxidos se les conoce con el nombre de óxidos ácidos.

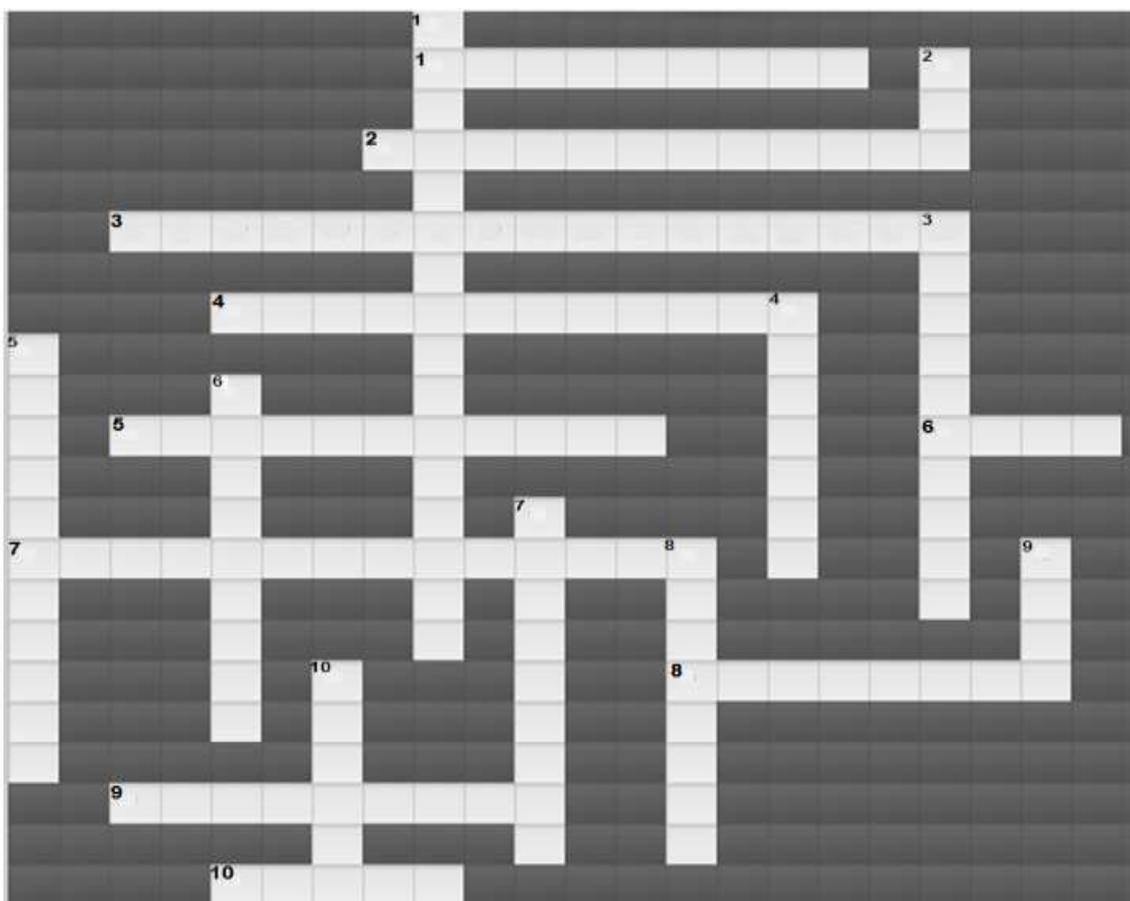
Veamos los siguientes ejemplos:



Los productos $\text{H}_2\text{CO}_{3(ac)}$ y $\text{H}_2\text{SO}_{3(ac)}$ son sustancias ácidas y provocan que el indicador universal adquiera una coloración roja o que el papel tornasol azul también cambie su color a rojo.

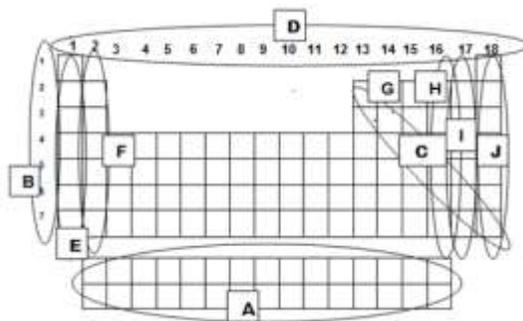
EJERCITA LOA APRENDIDO

Resuelve el siguiente crucigrama



HORIZONTALES	VERTICALES
<ol style="list-style-type: none"> 1. Son las sustancias que se encuentran antes de la flecha en una ecuación química. 2. Nombre de los números que se utilizan para balancear una ecuación química. 3. Nombre del compuesto $\text{Ca}(\text{OH})_2$. 4. Nombre del compuesto Na_2O. 5. Es el producto que se obtiene al hacer reaccionar O_2 con un metal. 6. Color que presenta el papel tornasol rojo, al introducirlo a una solución básica. 7. Nombre del compuesto H_2SO_4. 8. Nombre del elemento metálico ubicado en el periodo 3, grupo 13 en la tabla periódica. 9. Es el producto que se obtiene al hacer reaccionar un óxido básico con agua. 10. Nombre del elemento no metálico ubicado en el periodo 4, grupo 17 en la tabla periódica. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Nombre del compuesto SO_3. 2. El símbolo (g) en una ecuación química que se escribe después de una sustancia indica. 3. Es el producto que se obtiene al hacer reaccionar O_2 con un no metal. 4. Nombre del elemento más activo químicamente en la composición del aire. 5. Los gases contaminantes como los óxidos ácidos al reaccionar con la lluvia se producen el fenómeno llamado. 6. Elemento más abundante de la composición del aire. 7. Son las sustancias que se encuentran después de la flecha en una ecuación química. 8. Es el producto que se obtiene al hacer reaccionar un óxido ácido con agua. 9. Color que presenta el papel tornasol azul, al introducirlo a una solución ácida. 10. El símbolo (ac) en una ecuación química que se escribe después de una sustancia indica.

1. En el siguiente esquema de la tabla periódica identifica con la letra correspondiente:



- El grupo de los metales alcalino térreos tiene la letra.
 - Familia de los halógenos.
 - Indica los grupos.
 - Indica los períodos.
2. Selecciona el inciso que presente el orden que complete correctamente el siguiente párrafo.

Los _____ en la tabla periódica forman hileras verticales que se denominan _____, se ordenan horizontalmente en hileras que se denominan _____ y el número de la casilla que ocupa cada elemento corresponde a su _____ el cual se incrementa de _____ y de arriba hacia abajo

3. Completa las siguientes afirmaciones:
- Los períodos están formados por un conjunto de elementos que presentan _____ número de orbitales.
 - Los elementos que conforman un mismo grupo presentan propiedades físicas y químicas _____
 - Los elementos del mismo grupo tienen tienen _____ número de electrones en su último orbital.

Menciona 3 propiedades de los metales:

- _____
- _____:
- _____

4. Menciona 2 propiedades de los no metales:

- _____
- _____:

5. _____ Es el número de protones que posee un átomo y es lo que identifica a un elemento.

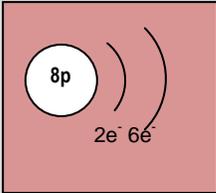
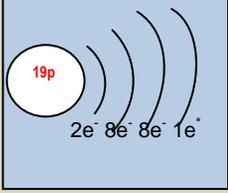
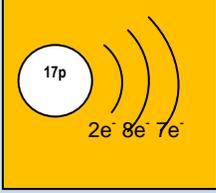
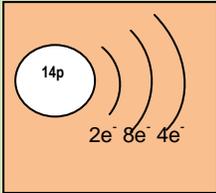
I. Completa las siguientes ecuaciones que representan la reacción química de un metal y de un no metal frente al oxígeno.

- 1) $\text{Mg}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \longrightarrow$
- 2) $\text{Na}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \longrightarrow$
- 3) $\text{Ca}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \longrightarrow$
- 4) $\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \longrightarrow$

II. Completa las siguientes ecuaciones que representan la reacción química de un óxido metálico y de un óxido no metálico con el agua.

- 5) $\text{MgO}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \longrightarrow$
- 6) $\text{Na}_2\text{O}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \longrightarrow$
- 7) $\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \longrightarrow$
- 8) $\text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \longrightarrow$
- 5) $\text{SO}_{3(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \longrightarrow$

6. De acuerdo a las siguientes ilustraciones, completa las tablas siguientes escribiendo el nombre del elemento, su número atómico, el grupo y período en que se encuentra ubicado en la tabla periódica.

			
Nombre del elemento: _____	Nombre del elemento: _____	Nombre del elemento: _____	Nombre del elemento: _____
Z: ____ Grupo: ____	Z: ____ Grupo: ____	Z: ____ Grupo: ____	Z: ____ Grupo: ____
Período: _____	Período: _____	Período: _____	Período: _____

Solución:

1.-

- (E) El grupo de los metales alcalino térreos tiene la letra.
- (I) Familia de los halógenos.
- (D) Indica los grupos.
- (B) Indica los períodos.

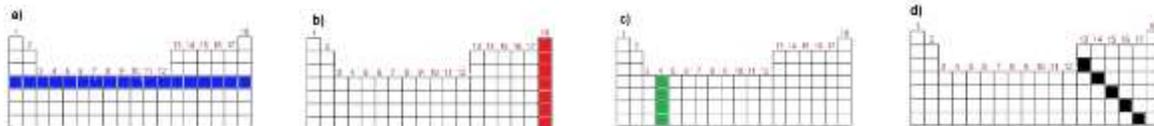
2.-

- elementos, grupos o familias, periodos, número atómico, izquierda a derecha
- elementos, períodos, grupos o familias, número atómico, derecha a izquierda
- grupos o familias, períodos, elementos, izquierda a derecha, número atómico
- periodos, grupos o familias, elementos, número atómico, derecha a izquierda.

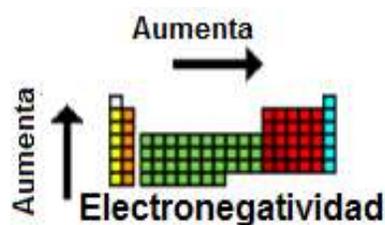
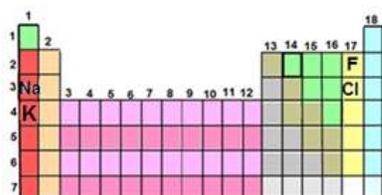


Ejercicios de Autoevaluación

1. () En los siguientes esquemas de la tabla periódica, selecciona cuál corresponde al período 4:

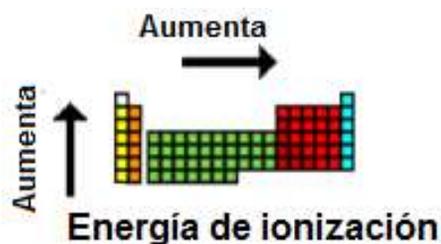
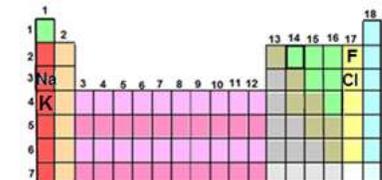


2. () Observa los siguientes esqueletos de la tabla periódica e indica qué elemento tiene mayor valor de electronegatividad.



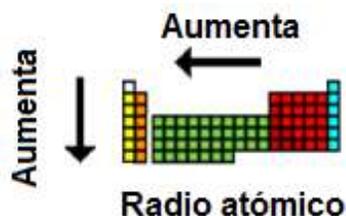
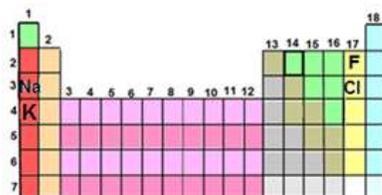
- a) Cl
- b) Na
- c) F
- d) K

3. () Observa los siguientes esqueletos de la tabla periódica e indica qué elemento tiene mayor energía de ionización.



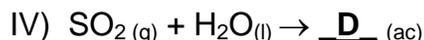
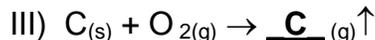
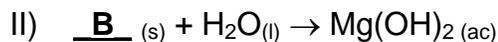
- a) Cl
- b) Na
- c) F
- d) K

4. () Observa los siguientes esqueletos de la tabla periódica e indica qué elemento tiene mayor radio atómico.



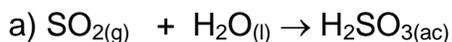
- a) Cl
- b) Na
- c) F
- d) K

9. () Elige el inciso que contenga a los elementos y compuestos que completan las siguientes ecuaciones químicas.

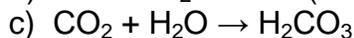


- a) A: O_2 , B: MgO , C: CO_2 , D: H_2SO_3
 b) A: C , B: S , C: H_2O , D: HNO_3
 c) A: H_2O , B: Ca , C: SO_2 , D: $\text{Ca}(\text{OH})_2$
 d) A: Mg , B: CO_2 , C: SO_3 , D: H_2CO_3

10. () Selecciona el inciso que contiene la simbología correcta para la siguiente reacción: “El dióxido de azufre gaseoso reacciona con agua y produce ácido sulfuroso”.



11 () Selecciona el inciso que contiene la simbología correcta para la siguiente reacción: “el óxido de calcio al combinarse con agua produce hidróxido de calcio”.



12. () La fenolftaleína es un indicador que con un hidróxido adquiere una coloración:

a) incolora

b) azul

c) verde

d) rosa

13. () Al introducir en una disolución acuosa una tira de papel tornasol azul ésta no cambia de color, por lo que se puede afirmar que la disolución es:

a) un ácido

b) una sal

c) un hidróxido

d) un elemento

14. () Un óxido no metálico con agua forma un ácido ¿qué color dará la disolución al agregarle indicador universal?

a) rojo

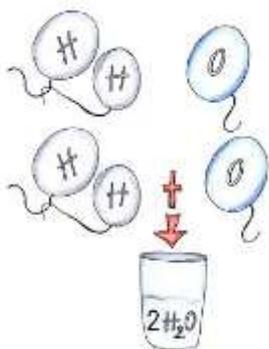
b) verde

c) azul

d) morado

Respuestas: 1A, 2C, 3C, 4D, 5D, 6C, 7C, 8A, 9A, 10A, 11B, 12D, 13C, 14A

NOMENCLATURA STOCK



Aprender a nombrar y formular los compuestos químicos inorgánicos es de suma importancia pues facilita grandemente el entendimiento de la química y de los temas involucrados.

Existen diversas maneras de nombrar a los compuestos inorgánicos (**nomenclatura**), sin embargo la nomenclatura que aquí se emplea es la *Stock para óxidos* y *tradicional para ácidos* por ser éstas las que se usan con mayor frecuencia junto con la nomenclatura sistemática, la cual no se revisa en esta guía.

Nomenclatura Stock: En este sistema el número de oxidación del catión se indica con número romano entre paréntesis inmediatamente después del nombre. Si el catión presenta solo un número de oxidación (como los de la familia 1 y 2) no es necesario usar el número romano.

La fórmula química es una representación simbólica de la molécula o unidad estructural de una sustancia en la que se indica la cantidad o proporción de átomos que intervienen en el compuesto.

Podemos encontrar dos o más nombres para una misma fórmula pero jamás dos fórmulas corresponden a un mismo nombre. Existe una fórmula química para un compuesto dado y es posible establecer su fórmula a partir del nombre dado (**formulación**).

Óxidos

¿Si me dan el nombre y me piden la fórmula química?



En todas las fórmulas se escribe primero el símbolo del catión y luego el del anión.

1.-La palabra óxido me indica que voy a utilizar al anión O^{2-} y la palabra Litio que el catión a utilizar es el Li^{+}

2.- Se intercambian los números de oxidación, sin el signo correspondiente y se escriben como subíndices (El número 1 no se coloca en la fórmula). **Li₂O**.

Si me dan la fórmula química y me piden el nombre



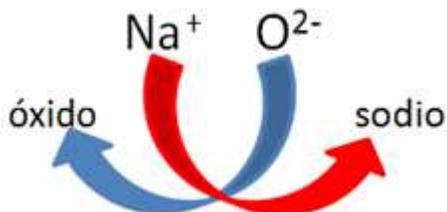
1.- Identificar el tipo de compuesto del que se trata, los óxidos metálicos son compuestos binarios (formados por **dos** elementos químicos, metal + oxígeno). Vemos que se trata de un óxido metálico.



2. Identificar el número de oxidación del metal en el compuesto, en este caso tenemos un número impar y un número par como subíndices, por lo que podemos predecir que no hubo simplificación y los subíndices provienen directamente de haber intercambiado los números de oxidación de los iones correspondientes.



Recordemos que en una fórmula química el primer símbolo corresponde al catión (carga positiva) y el segundo corresponde al anión (carga negativa).



4.- Una vez identificado el catión y el anión se establece el nombre del compuesto indicando primero el nombre del anión, seguido de la palabra "de" y al final el nombre del catión, queda: **óxido de sodio**.

Catión metálico con más de un número de oxidación

Son todos aquellos elementos que cuando se combinan y forman compuestos presentan diferentes números de oxidación.

Si me dan la fórmula química y me piden el nombre



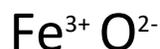
1.- Identificar el tipo de compuesto del que se trata, los óxidos metálicos son compuestos binarios (formados por **dos** elementos químicos, metal + oxígeno). Vemos en la fórmula que se trata de un óxido.



2.- Identificar el número de oxidación del metal en el compuesto, en este caso como tenemos un número par y un número impar como subíndices podremos predecir que no hubo simplificación y los subíndices provienen directamente de haber intercambiado los números de oxidación de los iones correspondientes.



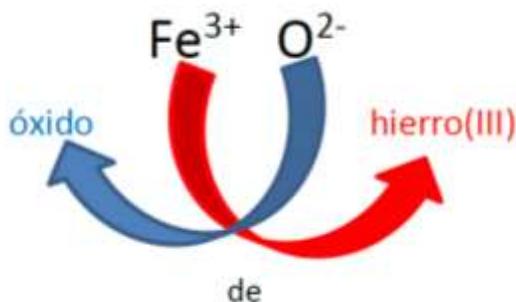
3.- Una vez identificados los iones, recordamos que el primero siempre corresponde al catión (carga positiva) y el segundo corresponde al anión (carga negativa)



4.- Una vez identificado el catión y el anión se puede establecer su nombre:

En el paso tres observamos que el catión es el Fe^{3+} , en la nomenclatura Stock el nombre del catión se indica con el nombre del elemento seguido del número de oxidación en número romano y entre paréntesis, es decir hierro(III)

El anión es **óxido**, para indicar el nombre del compuesto se indica primero el nombre del anión seguido de la palabra "de" y al final el nombre del catión.



Por lo tanto el nombre Stock del compuesto es: **óxido de hierro (III)**.

ÓXIDOS NO METÁLICOS.

Si me dan la fórmula química y me piden el nombre



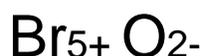
1.- Identificar el tipo de compuesto del que se trata, en este caso vemos que se trata de un óxido no metálico.



2.- Identificar el número de oxidación del no metal en el compuesto, en este caso como tenemos un número par y un número impar como subíndices podremos predecir que no hubo simplificación y los subíndices provienen directamente de haber intercambiado los números de oxidación de los iones correspondientes.



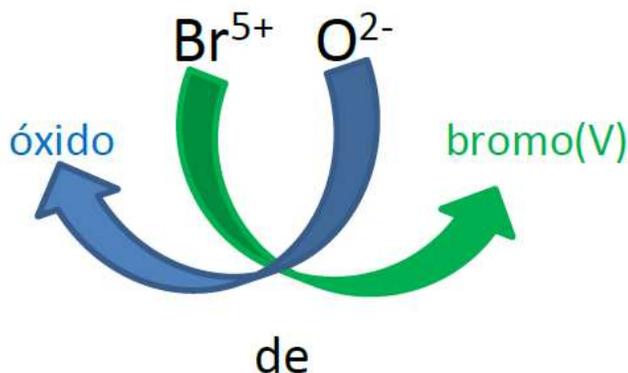
3.- Recordamos que en una fórmula química el primero siempre corresponde al catión (carga positiva) y el segundo corresponde al anión (carga negativa).



4.- Una vez identificado el catión establecer el nombre del compuesto:

Se indica el número de oxidación del no metal con número romano, por lo que el nombre Stock del catión Br^{5+} es bromo (V).

El anión es el **óxido** y de acuerdo a lo anterior el catión es llamado **catión bromo(V)**



Por lo tanto el nombre Stock del compuesto es: **óxido de bromo (V)**.

HIDRÓXIDOS.

Si me dan el nombre y me piden la fórmula química

hidróxido de litio



1.-La palabra hidróxido indica que voy a utilizar al anión OH^{-1} y la palabra litio que el catión a utilizar es el Li^{+} .



2.- Se intercambian los números de oxidación ya sin el signo correspondiente y se escriben como subíndices. (El número 1 no se coloca en la fórmula).



Si me dan el nombre y me piden la fórmula química

hidróxido de hierro(II)

1.-La palabra hidróxido me indica que voy a utilizar al anión:



2.-El número romano indica el número de oxidación del metal en este caso es "2+" entonces el catión a usar es Fe^{2+}



3.- Se intercambian los números de oxidación ya sin el signo correspondiente y se escriben como subíndices. (El número 1 no se coloca en la fórmula).



4.- Siempre que el número de oxidación del catión metálico sea mayor a 1 es necesario colocar paréntesis que encierren al anión hidróxido.



Si me dan la fórmula química y me piden el nombre

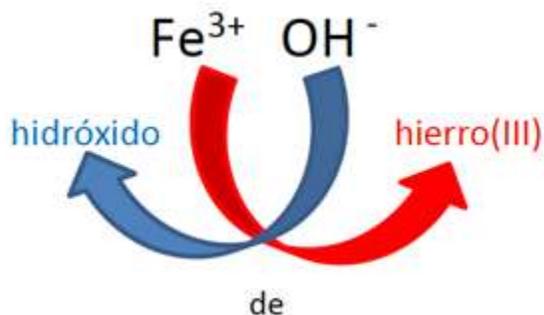


1.- Identificar el tipo de compuesto del que se trata, los hidróxidos son compuestos ternarios (formados por **tres** elementos químicos, metal + oxígeno + hidrógeno). En la fórmula química siempre identificaremos al anión hidróxido.



Al identificar el catión y el anión se puede establecer el nombre del compuesto.

Estos compuestos se nombran utilizando la palabra hidróxido y posteriormente el nombre del catión metálico, identificar el nombre del catión metálico es muy sencillo, porque el subíndice que se observa en la fórmula (Fe(OH)_3) siempre será el número de oxidación de metal, en este caso el catión es Fe^{3+} , se indica el número de oxidación del hierro con número romano y dentro de un paréntesis.



Para establecer el nombre se indica el nombre del anión (**hidróxido**), seguido de la palabra "de" y al final el nombre del catión (**hierro (III)**). Por lo tanto el nombre Stock del compuesto es: **hidróxido de hierro(III)**

ÁCIDOS.



Hidrácidos

- También conocidos como *ácidos binarios*.
- No tienen oxígeno en su composición.
- Son sustancias que en disolución acuosa se disocian y forman iones hidrógeno (H^+)
- La fórmula química de los hidrácidos incluye 2 elementos químicos diferentes, por lo tanto se dice que son binarios.
- Para escribir la fórmula química de un hidrácido unimos el catión hidrógeno con un anión no metálico, generalmente de la familia 16 o 17.
- El nombre de estos compuestos lleva la palabra **ácido** después la raíz del nombre del anión con la terminación **hídrico**

Catión hidrógeno + anión no metálico \rightarrow Hidrácido

Ejemplos: HCl, HBr, H_2S , H_2Se

Aniones de la familia 16	Aniones de la familia 17
S^{2-} sulfuro	F^- fluoruro
Se^{2-} selenuro	Cl^- cloruro
Te^{2-} telururo	Br^- bromuro
	I^- yoduro

Si me dan el nombre y me piden la fórmula química

ácido bromhídrico

1.- La palabra ácido me indica que el catión a utilizar es el catión hidrógeno



2.- Al construir una fórmula química siempre vamos a unir el catión con el anión correspondiente, en este caso nos falta identificar el anión que debemos usar. De la palabra bromhídrico cambiamos la terminación hídrico por uro, de tal manera nos queda bromuro, ese es el anión que necesitamos (ver tabla 5). Una vez que tenemos el catión y el anión correspondiente los unimos.



3.- Intercambiamos sus números de oxidación y se escriben como subíndices.



El número 1 no se coloca en la fórmula química

4.- La fórmula del **ácido bromhídrico** es: **HBr**

Si me dan la fórmula química y me piden el nombre



1.- Identificar el tipo de compuesto del que se trata, los hidrácidos son compuestos binarios (formados por **dos** elementos químicos, hidrógeno + no metal, generalmente de la familia 16 o 17). En este caso vemos que se trata de un hidrácido.

Hidrógeno → **H₂S** ← **no metal**

2.- Al saber que se trata de un ácido reconocemos que el catión que se está empleando es el catión H¹⁺, lo siguiente es Identificar el número de oxidación del no metal en el compuesto, en este caso los subíndices provienen directamente de haber intercambiado los números de oxidación de los iones correspondientes.



3.-Recordamos que el primero siempre corresponde al catión (carga positiva) y el segundo corresponde al anión (carga negativa). En el caso de los hidrácidos sí el no metal es de la familia 16 el número de oxidación de éste será "2-" y si el no metal es de la familia 16 será "1-"



4.- Una vez identificado el catión que en este caso es el H^+ , se coloca la palabra ácido, en este caso el anión es el S^{2-} , sulfuro. Como está formando un ácido se sustituye la terminación uro por la terminación hídrico y se establece el nombre.

ácido sulfhídrico

Oxiácidos

- La fórmula química de los oxiácidos consta de 3 elementos químicos diferentes, por lo tanto se dice que son ternarios.
- Para escribir la fórmula química de un oxiácido unimos el catión hidrógeno con un oxianión.



Ejemplos: HNO_3 , H_2CO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4

Para escribir las fórmulas de los oxiácidos es necesario usar los aniones que se presentan en la siguiente tabla.

Símbolo	Nombre	Símbolo	Nombre
ClO^-	hipoclorito	IO_3^-	yodato
ClO_2^-	clorito	IO_4^-	peryodato
ClO_3^-	clorato	NO_2^-	nitrito
ClO_4^-	perclorato	NO_3^-	nitrato
BrO^-	hipobromito	SO_3^{2-}	sulfito
BrO_2^-	bromito	SO_4^{2-}	sulfato
BrO_3^-	bromato	CO_3^{2-}	carbonato
BrO_4^-	perbromato	CrO_4^{2-}	cromato
IO^-	hipoyodito	PO_3^{3-}	fosfito
IO_2^-	yodito	PO_4^{3-}	fosfato

Ácido carbónico

1.- La palabra ácido me indica que el catión a utilizar es el catión hidrógeno



El nombre de los oxiácidos se caracteriza por tener la terminación oso o ico

2.- Para identificar el anión que debemos usar, de la palabra carbónico cambiamos la terminación **ico** por **ato** de tal manera nos queda carbonato, buscamos ese anión en la tabla, Una vez que tenemos el símbolo del catión y el anión correspondiente los unimos.



3.- Intercambiamos los números de oxidación y se escriben como subíndices.



El número 1 no se coloca en la fórmula química.

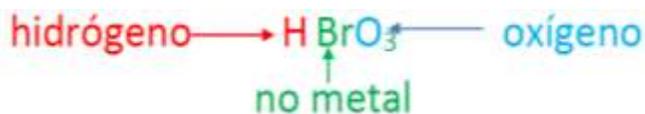
4.- La fórmula del **ácido carbónico** queda:



Si me dan la fórmula química y me piden el nombre



1.- Identificar el tipo de compuesto del que se trata, la fórmula química de los ácidos siempre inicia con H, los oxiácidos son compuestos ternarios (Hidrógeno + no metal+ oxígeno). En este caso vemos que se trata de un oxiácido.



2.- Al saber que se trata de un ácido reconocemos que el catión que se está empleando es el catión H^+ , por lo que la palabra inicial del nombre es "ácido". La segunda parte del nombre se puede hacer de dos maneras:

a) Identificar en la fórmula del oxiácido el símbolo de oxianión correspondiente y su nombre en la tabla.

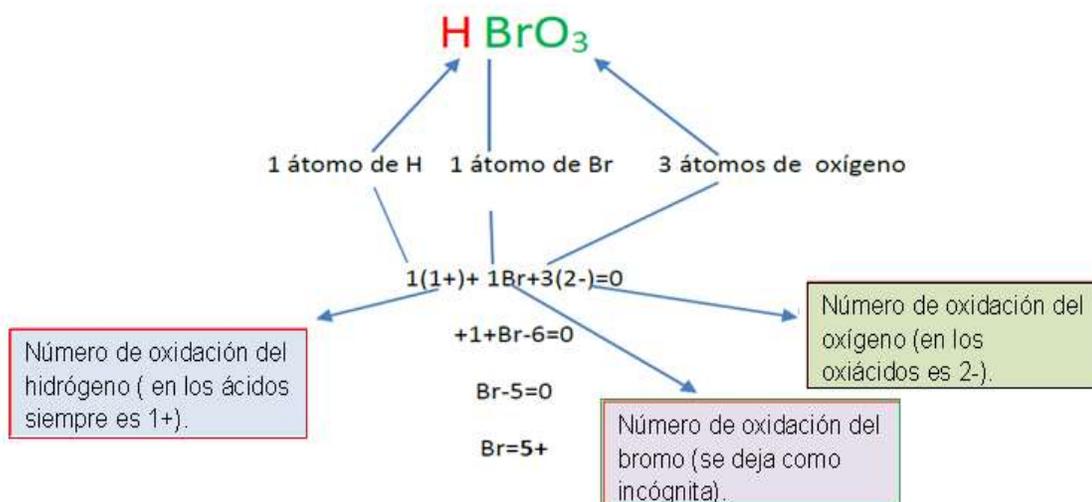


De acuerdo a la tabla el nombre del anión **BrO₃⁻**, es bromato, pero como en este caso estamos asignando el nombre a un oxiácido se cambia la terminación **ato** por **ico**, queda: **brómico**.

De acuerdo a lo anterior el nombre del oxiácido es: **ácido brómico**

b) La otra manera es: una vez identificado el catión H⁺ y establecido la palabra ácido identificar el número de oxidación del no metal en el compuesto (el que está en medio de la fórmula).

Para ello desarrollaremos una pequeña ecuación de una incógnita. Consideramos que la suma de número de átomos de cada tipo multiplicados por su número de oxidación en los compuestos neutros siempre es igual a cero.



En este compuesto encontramos que el número de oxidación del bromo es 5+ usamos la tabla 4 de Prefijos y terminaciones a emplear cuando el elemento tiene más de dos números de oxidación. A la palabra bromo le quitamos la letra “o” y añadimos “**ico**”. Queda brómico

3.- Recordamos que en el paso 2 debíamos poner la palabra ácido siempre que la fórmula inicia con H. El nombre del compuesto es:

ácido brómico.

Ejercita lo aprendido

1. Completa la siguiente tabla colocando la fórmula o el nombre (Stock) de los siguientes compuestos.

Fe_2O_3		Óxido de cloro (V)	
Óxido de cobre (I)		Hidróxido de bario	
MgO		AgOH	
Óxido de sodio		Hidróxido de plomo (IV)	
CO_2		$\text{Cu}(\text{OH})_2$	
Óxido de carbono (II)		H_2SO_4	
Ácido clorhídrico		Ácido fosfórico	
H_2S		HNO_3	

2. Relaciona las columnas con la fórmula y el nombre colocando el número en el paréntesis que le corresponda.

Fórmulas	Nombre
1. FeO	() Ácido sulfuroso
2. K_2O	() Óxido de oro (III)
3. H_2SO_3	() Hidróxido de calcio
4. HBr	() Ácido fosforoso
5. Au_2O_3	() Hidróxido de aluminio
6. $\text{Ca}(\text{OH})_2$	() Óxido de potasio
7. H_3PO_3	() Óxido de cloro (III)
8. $\text{Al}(\text{OH})_3$	() Óxido de hierro (II)
9. Cl_2O_3	() Ácido bromhídrico
10. SO_3	() Óxido de azufre (VI)

3. () Elige el inciso que contenga solamente contaminantes que contribuyen a la formación de la lluvia ácida, la cual trae como consecuencia el deterioro de la vida de plantas, animales y el resquebrajamiento de edificaciones.

- a) MgO , Na_2O , CO_2 , NO_2
- b) Na_2 , CaO , SO_2 , SO_3
- c) CO_2 , NO_2 , SO_2 , SO_3
- d) MgO , Na_2O , CaO , CO_2

4. () ¿Cuál de las siguientes expresiones corresponde a la formación de un óxido ácido que contribuye al fenómeno de la lluvia ácida?

- a) $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$
- b) $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$
- c) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$
- d) $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$

Respuestas: 3C, 4B

Patrones y tendencias de las propiedades de los elementos químicos en la organización de la tabla periódica.

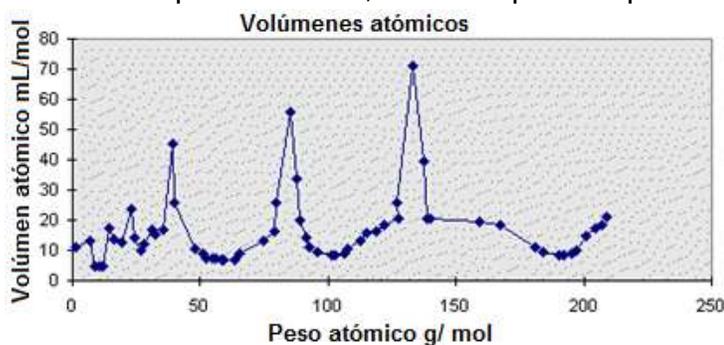
En 1869, los científicos Dimitri Ivanovich Mendeleiev y Julius Lothar Meyer, cada uno por su cuenta relacionaron las propiedades de los elementos con sus masas atómicas (Mendeleiev) o con sus volúmenes atómicos (Meyer).



Mendeleiev publicó su tabla periódica con 63 elementos.

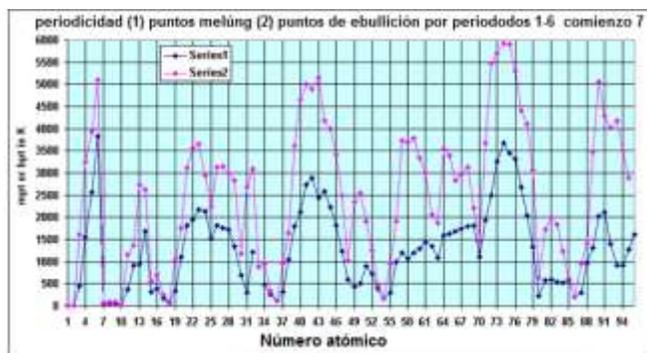
El trabajo de Mendeleiev tuvo gran importancia porque permitió establecer las propiedades de los elementos utilizando su situación en el sistema periódico, dejó espacios en blanco para elementos todavía por descubrir (Galio y Germanio) y corrigió los valores de algunas masas atómicas. Sin embargo, la ordenación de los elementos químicos según sus masas atómicas presentaba ciertas dificultades, que implicaban cambiar el orden creciente de las masas atómicas para que algunos elementos estuvieran en el grupo correspondiente.

Meyer observó que se presentaban ciertas regularidades en el volumen atómico cuando se graficaba contra el peso atómico, como se puede apreciar en la figura:



La figura está hecha con valores modernos, la curva original de Meyer presentaba algunas discontinuidades pues no se conocían todos los elementos.

Este tipo de gráficas se llaman periódicas ya que la forma de la curva se repite, y se pueden obtener para otras propiedades de los elementos como la dureza (propiedad que tienen las sustancias de rayar a otras. Las sustancias más duras rayan a las menos duras), el punto de fusión (temperatura a la que un sólido pasa a estado líquido) y la compresibilidad (capacidad que tiene una sustancia para cambiar su volumen por efecto de la presión); etc.



Curvas de Meyer para los puntos de fusión y ebullición



Mendeleiev hace notar que la secuencia de los elementos en la tabla está en concordancia con la *valencia* (del latín valens: valer, tomar algún valor). La valencia es una característica de los elementos que se relaciona con su capacidad de combinación. Por ejemplo, el elemento Sodio (Na) tiene una valencia de uno pues solo puede combinarse con un átomo a la vez, es decir, no puede combinarse con dos átomos de Oxígeno para formar por ejemplo el compuesto NaO_2 . Sin embargo, el Oxígeno tiene valencia dos y por lo tanto si puede combinarse con dos átomos de valencia uno como sucede en el agua (H_2O). El Oxígeno se combina en una proporción 1:1 con otros elementos de valencia dos como el Calcio (Ca) para dar el compuesto CaO . El Nitrógeno (N) presenta valencia tres ya que se combina con tres átomos de valencia uno como en el amoníaco (NH_3).

En la siguiente tabla se presentan las valencias de algunos elementos y su relación con la tabla de Mendeleiev.

Elemento	Símbolo	Valencia	Lugar en la Tabla de Mendeleiev
Hidrógeno	H	1	Primero
Litio	Li	1	Segundo
Berilio	Be	2	Tercero
Boro	B	3	Cuarto
Carbono	C	4	Quinto
Nitrógeno	N	3	Sexto
Oxígeno	O	2	Séptimo
Flúor	F	1	Octavo
Sodio	Na	1	Noveno
Magnesio	Mg	2	Décimo
Aluminio	Al	3	Décimo primero
Silicio	Si	4	Décimo segundo
Fósforo	P	3	Décimo tercero
Azufre	S	2	Décimo cuarto
Cloro	Cl	1	Décimo quinto
Potasio	K	1	Décimo sexto
Calcio	Ca	2	Décimo séptimo

Tabla. Valencia de algunos átomos.

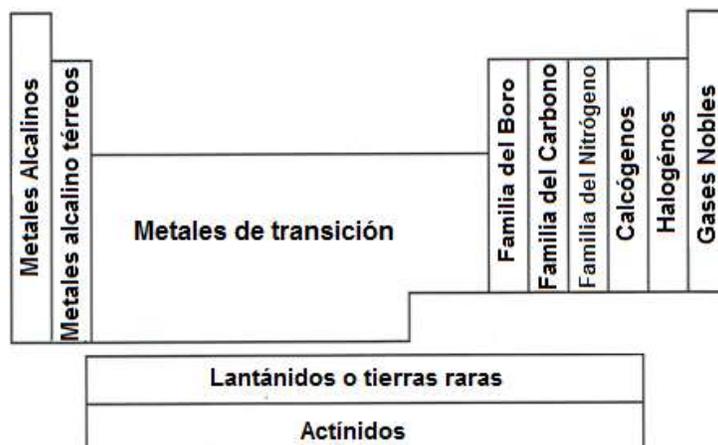
Como puede observarse en la tabla, existe una secuencia regular para la valencia (1,1,2,3,4,3,2,1,1,2...etc.) que está relacionada con la posición relativa que guardan los elementos en la tabla de Mendeleiev.

Mendeleiev establece también lo que se conoce como Ley Periódica: Las propiedades de los elementos son una función periódica de sus pesos atómicos.

La existencia de la ley periódica es la razón por la cual llamamos Tabla Periódica a la tabla de Mendeleiev. Es necesario aclarar que esta ley periódica tiene excepciones, es decir, existen elementos para los que si se sigue el orden estricto de peso atómico, no caen en un grupo de elementos con propiedades similares. En estos casos, Mendeleiev optó por conservarlos en el grupo idóneo aún sin respetar el orden creciente de peso atómico.

Características generales de la actual tabla periódica de los elementos

Los elementos de la tabla periódica se pueden dividir en tres grandes conjuntos, a saber: elementos representativos que conforman las primeras dos columnas y las últimas seis de la tabla; metales de transición que constituyen diez columnas al centro de la tabla y metales de transición interna que comprenden las catorce columnas de la parte inferior de la tabla.



IUPAC Periodic Table of the Elements

1 H Hydrogen 1.008	2 He Helium 4.003	Key: atomic number Symbol name standard atomic weight										13 B Boron 10.81	14 C Carbon 12.01	15 N Nitrogen 14.01	16 O Oxygen 16.00	17 F Fluorine 19.00	18 Ne Neon 20.18
3 Li Lithium 6.94	4 Be Beryllium 9.01	5 B Boron 10.81	6 C Carbon 12.01	7 N Nitrogen 14.01	8 O Oxygen 16.00	9 F Fluorine 19.00	10 Ne Neon 20.18	11 Na Sodium 22.99	12 Mg Magnesium 24.31	13 Al Aluminum 26.98	14 Si Silicon 28.09	15 P Phosphorus 30.97	16 S Sulfur 32.06	17 Cl Chlorine 35.45	18 Ar Argon 39.95		
19 K Potassium 39.10	20 Ca Calcium 40.08	21 Sc Scandium 44.96	22 Ti Titanium 47.87	23 V Vanadium 50.94	24 Cr Chromium 52.00	25 Mn Manganese 54.94	26 Fe Iron 55.85	27 Co Cobalt 58.93	28 Ni Nickel 58.69	29 Cu Copper 63.55	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Gallium 69.72	32 Ge Germanium 72.64	33 As Arsenic 74.92	34 Se Selenium 78.96	35 Br Bromine 79.90	36 Kr Krypton 83.80
37 Rb Rubidium 85.47	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.91	40 Zr Zirconium 91.22	41 Nb Niobium 92.91	42 Mo Molybdenum 95.94	43 Tc Technetium 98.91	44 Ru Ruthenium 101.1	45 Rh Rhodium 101.07	46 Pd Palladium 106.36	47 Ag Silver 107.87	48 Cd Cadmium 112.41	49 In Indium 114.82	50 Sn Tin 118.71	51 Sb Antimony 121.76	52 Te Tellurium 127.6	53 I Iodine 126.91	54 Xe Xenon 131.3
55 Cs Cesium 132.91	56 Ba Barium 137.33	57-71 Lanthanoids	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.95	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.21	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.22	78 Pt Platinum 195.08	79 Au Gold 196.97	80 Hg Mercury 200.59	81 Tl Thallium 204.38	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.98	84 Po Polonium [209]	85 At Astatine [210]	86 Rn Radon [222]
87 Fr Francium [223]	88 Ra Radium [226]	89-103 Actinoids	104 Rf Rutherfordium [261]	105 Db Dubnium [262]	106 Sg Seaborgium [263]	107 Bh Bohrium [264]	108 Hs Hassium [265]	109 Mt Meitnerium [266]	110 Ds Darmstadtium [267]	111 Rg Roentgenium [268]	112 Cn Copernicium [269]	113 Uut Ununtrium [270]	114 Fl Flerovium [271]	115 Uup Ununpentium [272]	116 Lv Livermorium [273]	117 Uus Ununseptium [274]	118 Uuo Ununoctium [276]



57 La Lanthanum 138.9	58 Ce Cerium 140.1	59 Pr Praseodymium 140.9	60 Nd Neodymium 144.2	61 Pm Promethium [145]	62 Sm Samarium 150.4	63 Eu Europium 151.96	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.93	66 Dy Dysprosium 162.5	67 Ho Holmium 164.93	68 Er Erbium 167.26	69 Tm Thulium 168.93	70 Yb Ytterbium 173.05	71 Lu Lutetium 174.967
89 Ac Actinium [227]	90 Th Thorium 232.04	91 Pa Protactinium 231.04	92 U Uranium 238.03	93 Np Neptunium [237]	94 Pu Plutonium [244]	95 Am Americium [243]	96 Cm Curium [247]	97 Bk Berkelium [247]	98 Cf Californium [251]	99 Es Einsteinium [252]	100 Fm Fermium [257]	101 Md Mendelevium [258]	102 No Nobelium [259]	103 Lr Lawrencium [260]

PERIODOS

Los renglones de la tabla periódica se llaman *períodos*, pues de su longitud depende la periodicidad con que se repiten las propiedades similares según la ley periódica. Debe notarse que los períodos tienen diferente longitud, así el primer período sólo contiene dos elementos (Hidrógeno y Helio), en tanto que el segundo período contiene 8 elementos y el cuarto 18. Adviértase además, que esta longitud está en relación directa con el número de electrones que caben en los diferentes niveles del modelo de Bohr.

Los períodos sexto y séptimo están "recortados" y los elementos cortados de ahí aparecen separados de la tabla en la parte inferior; esto se hace para no tener una tabla demasiado larga, aunque recientemente es común ver tablas que reincorporan a su período a estos elementos, algunos denominan a este tipo de tablas extralargas.

FAMILIAS

Las columnas de la tabla se conocen como *grupos* o *familias* y contienen como ya lo hemos dicho, a los elementos que tienen propiedades similares.

De los dieciocho grupos de elementos a los de la familia 1,2 y del 13 al 18 se les conoce como representativos tradicionalmente se habían denotado con números romanos del I al VIII y con el subíndice *a*, la razón de esto es histórica. Actualmente la IUPAC (Unión Internacional de la Química Pura y Aplicada) los denota con números del 1 al 18.

En la tabla periódica de los elementos se distribuyen en filas horizontales, o períodos, y en columnas verticales en familias o grupos.

A lo largo de un período en número de capas orbitales es constante y el número atómico va creciendo. Pero el tamaño del átomo decrece a medida que crece el número de electrones. Esto se debe a que el número de protones crece y aumenta la fuerza de atracción del núcleo sobre los electrones.

Cada grupo contiene elementos con igual número de electrones en la capa externa, por lo que tiene igual valencia y similar comportamiento químico. Sin embargo al recorrer de arriba abajo los elementos de un grupo el número de capas va creciendo de uno en uno.

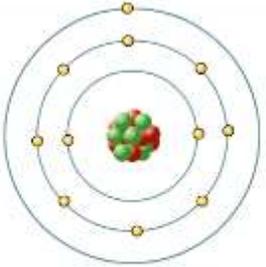
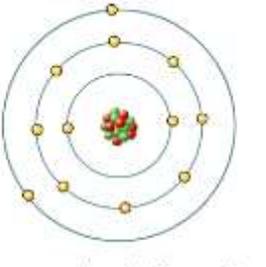
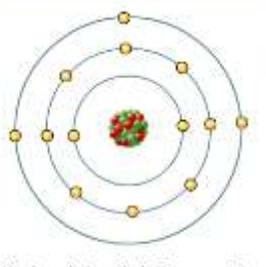
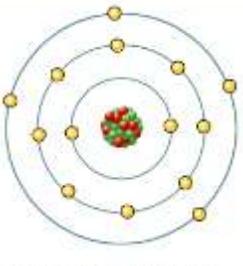
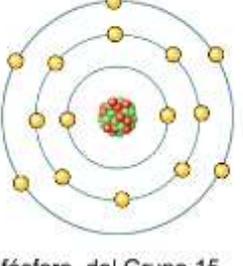
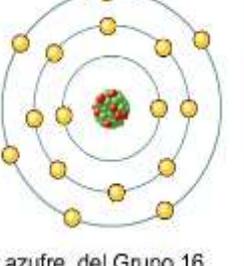
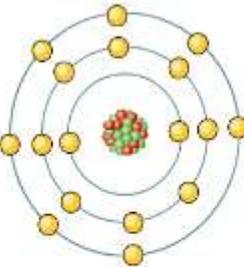
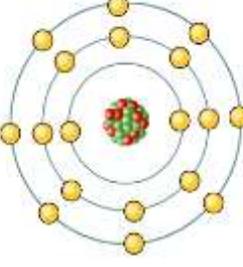


El diagrama muestra una versión simplificada de la tabla periódica con los primeros 18 elementos etiquetados. Los grupos están numerados del 1 al 18 en la parte superior. Los elementos etiquetados son: Na (grupo 1), Mg (grupo 2), Al (grupo 13), Si (grupo 14), P (grupo 15), S (grupo 16), Cl (grupo 17) y Ar (grupo 18). Debajo de estos se muestran las primeras filas de la tabla para Ge, Sn y Pb, que pertenecen a los grupos 14, 14 y 14 respectivamente, pero están desplazadas hacia abajo para no interrumpir la longitud de los períodos superiores.

PERIODOS

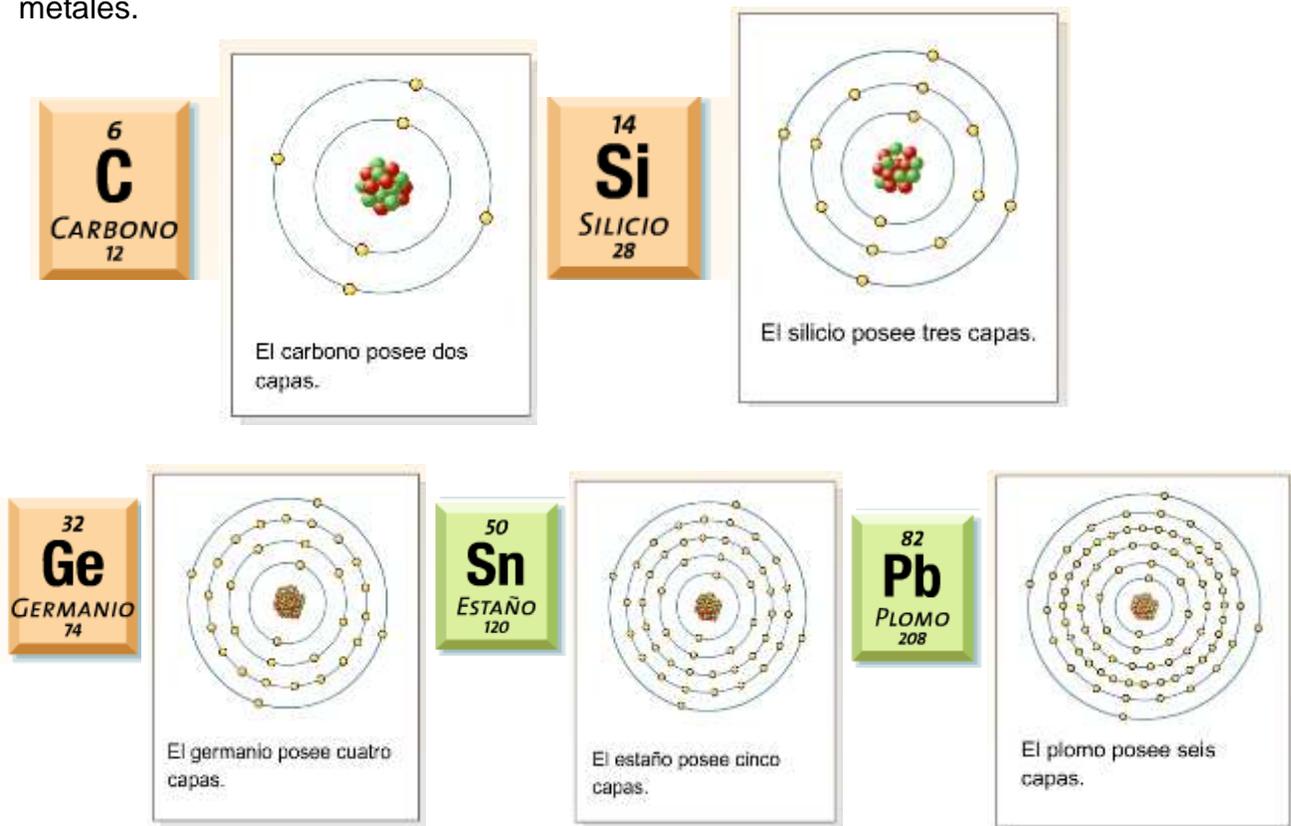
Cada periodo se inicia con un metal alcalino y concluye con un gas noble.
 En el caso del periodo 3, los elementos van desde un metal, el sodio (Na). Hasta uno no metal, el argón (Ar), pasando por un metaloide, el silicio (Si).



<p>11 Na SODIO 23</p>  <p>El sodio, del Grupo 1, posee 11 electrones, con uno en la capa externa.</p>	<p>12 Mg MAGNESIO 24</p>  <p>El magnesio, del Grupo 2, posee 12 electrones, con 2 en la capa externa.</p>	<p>13 Al ALUMINIO 27</p>  <p>El aluminio, del Grupo 13, posee 13 electrones, con 3 de capa externa.</p>
<p>14 Si SILICIO 28</p>  <p>El silicio, del Grupo 14, posee 14 electrones, con 4 de capa externa.</p>	<p>15 P FÓSFORO 31</p>  <p>El fósforo, del Grupo 15, posee 15 electrones, con 5 de capa externa.</p>	<p>16 S AZUFRE 32</p>  <p>El azufre, del Grupo 16, posee 16 electrones, con 6 de capa externa.</p>
<p>17 Cl CLORO 35</p>  <p>El cloro, del Grupo 17, posee 17 electrones, con 7 de capa externa.</p>	<p>18 Ar ARGÓN 40</p>  <p>El argón, del Grupo 18, posee 18 electrones, con 8 de capa externa.</p>	

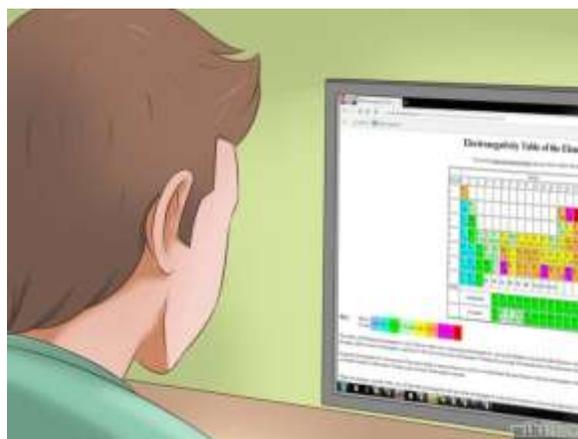
GRUPOS O FAMILIAS

En los grupos o familias, por ejemplo en el 14, las propiedades químicas se conservan similares, pero los elementos varían desde un no metal, en la parte superior, hasta un metal, en la inferior. El carbono (C) es un no metal típico, el silicio (Si) y el germanio (Ge) son metaloides; y el estaño (Sn) y el plomo (Pb) son metales.



Propiedades de los óxidos a lo largo de un periodo

Una manera de comparar las propiedades de los elementos representativos a lo largo de un periodo es examinando las propiedades de una serie de compuestos semejantes. Debido a que el oxígeno se combina con casi todos los elementos, se comparan las propiedades de los óxidos de los elementos del tercer periodo para ver cómo difieren los metales de los metaloides y de los no metales. Algunos elementos del tercer periodo (P, S y Cl) forman varios tipos de óxidos, pero para simplificar sólo se toman en cuenta aquellos óxidos en los que los elementos tengan el mayor estado de oxidación.



El oxígeno tiende a formar el ion óxido. Esta tendencia se favorece cuando el oxígeno se combina con metales que poseen bajos valores de energía de ionización, como los del grupo o familia I, del grupo 2 y el aluminio. De este modo, Na_2O , MgO y Al_2O_3 son compuestos iónicos, como lo indican sus puntos de fusión y ebullición.

Tienen estructuras tridimensionales extensas en las que cada catión está rodeado por un número específico de aniones y viceversa. Como la energía de ionización de los elementos aumenta de izquierda a derecha, ocurre lo mismo con la naturaleza molecular de los óxidos que se forman. El silicio es un metaloide, su óxido (SiO_2) también forma una gran red tridimensional, a pesar de que no hay iones presentes. Los óxidos del fósforo, azufre y cloro son compuestos moleculares. Las débiles atracciones entre estas moléculas tienen como resultado bajos puntos de fusión y de ebullición.

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*. Los óxidos de los dos primeros elementos del tercer periodo, Na_2O y MgO , son óxidos básicos.

Enlace químico. Clasificación y propiedades relacionadas

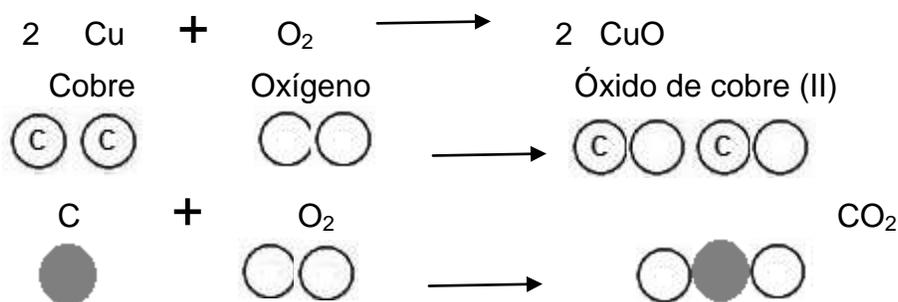
Representación de reacciones de síntesis de óxidos por medio del modelo de Dalton y estructuras de Lewis.

Modelo de Dalton:

Los símbolos empleados por Dalton para representar los átomos de cada elemento fueron los siguientes:

	Hidrógeno		Azufre		Plomo
	Nitrógeno		Magnesio		Plata
	Carbono		Hierro		Oro
	Oxígeno		Cinc		Mercurio
	Fósforo		Cobre		Calcio

Entonces usando estos símbolos algunas representaciones de reacciones de obtención de óxidos son:



Estructuras de Lewis

El modelo de Dalton sirve para representar que átomos se unen con otros átomos, pero no describe la forma en que se unen dichos átomos por medio de enlaces.

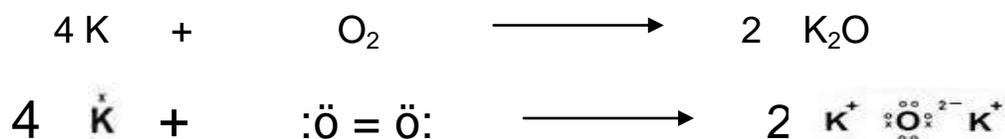
Las estructuras de Lewis hacen uso de los electrones de la capa exterior de los átomos (electrones de valencia) para describir la formación de las uniones entre átomos. El símbolo de Lewis para un elemento consiste en el símbolo químico del elemento más un punto por cada electrón de valencia. Por ejemplo, el azufre tiene seis electrones de valencia. Su símbolo de Lewis es:



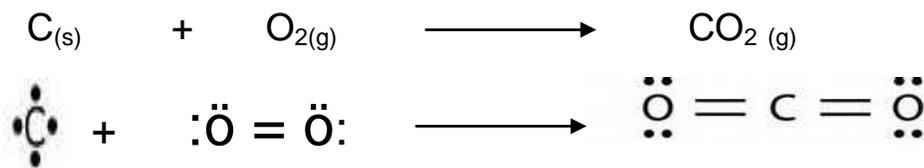
Los puntos se colocan en los cuatro lados del símbolo (arriba, abajo, izquierda y derecha) y cada lado puede acomodar hasta dos electrones. Los cuatro lados son equivalentes; esto significa que se elige de manera arbitraria en que lado se colocan dos electrones en lugar de uno. En general, los puntos se dispersan tanto como sea posible. Por ejemplo, en el símbolo de Lewis para el S se prefiere el arreglo de puntos ya mostrado, en lugar del arreglo de dos electrones en tres de los lados y ninguno en el cuarto.

Ahora se emplearán estas estructuras para representar las reacciones de obtención de óxidos. Se pueden presentar enlaces iónicos y enlaces covalentes. En los enlaces covalentes un guión representa un par de electrones de enlace y los puntos representan electrones que no participan en los enlaces.

En el siguiente ejemplo de formación de enlaces iónicos, los electrones de los átomos de potasio se representan por cruces, el oxígeno quita un electrón a cada átomo de potasio y se forman los enlaces iónicos.



En este otro ejemplo se forman enlaces covalentes.



Estructuras de Lewis, la distribución de los electrones en los átomos y su relación con el grupo al que pertenecen.

Las fórmulas de pares de electrones son de importancia vital para representar la estructura de las moléculas. Lewis desarrollo por primera vez estas fórmulas para comprender la formación de los compuestos y la forma en que se escriben estas fórmulas llamadas estructuras de Lewis. El proceso es relativamente sencillo y sigue las pautas que a continuación se enumeran:

1. Escribir las fórmulas de pares de electrones de los elementos que están en la molécula.
2. Acomodar los átomos de tal forma que obedezcan la regla de los ocho (regla del octeto) y el hidrógeno, la regla de los dos.
3. En las moléculas que contienen tres o más átomos, el "átomo central" actúa como el punto de partida para acomodar los otros átomos a su alrededor. Por lo general, el átomo central es el menos electronegativo (excluyendo al hidrógeno). El átomo menos electronegativo es el que tiene mayor inclinación a compartir electrones con otros átomos.

1 1A																	18 8A	
2 2A																		
·H	·Be·														·He·			
·Li	·Mg·	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B		9	10	11 1B	12 2B	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	·Ne·
·Na	·Ca·																·Ar·	
·K	·Sr·																·Kr·	
·Rb	·Ba·																·Xe·	
·Cs	·Ra·																·Rn·	
·Fr	·Ra·																	

Símbolos de puntos de Lewis para los elementos representativos y los gases nobles. El número de puntos no apareados corresponde al número de enlaces que un átomo del elemento puede formar en un compuesto.

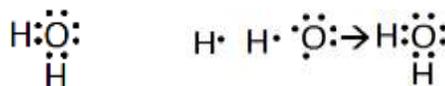
Ejemplo: Escribir la estructura de Lewis para la molécula de H₂O.

1. Escribir las fórmulas de pares de electrones para los elementos presentes (véase la tabla periódica, regla 1).

Hay 1 electrón de valencia para el H y 6 para el O. H· H· ·Ö·

Cada hidrógeno debe ganar 1 electrón, y el oxígeno debe ganar 2 electrones para completar sus niveles de energía de valencia.

2. Acomodar los átomos de manera que obedezcan la regla de los ocho o de los dos (regla 2) sin que el hidrógeno ocupe la posición central (regla 3). Ahora cada átomo de hidrógeno comparte su electrón de valencia con el átomo de oxígeno para dar un total de 8 electrones alrededor del oxígeno y dos para cada hidrógeno.

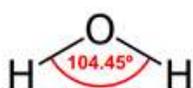


Fórmulas estructurales y ángulos de enlace

Una vez que se ha dibujado la estructura de Lewis, es conveniente convertirla en una fórmula estructural. Una fórmula estructural es una fórmula que muestra cómo están acomodados los átomos en una molécula y se utiliza una línea (—) para representar cada par de electrones que comparten dos átomos. Los pares de electrones sin compartir por lo general no se muestran. Las fórmulas estructurales nos muestran el acomodo de los átomos y los enlaces que existen entre ellos sin representar demasiados puntos.

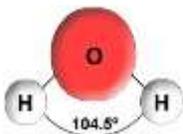
El ángulo definido por los dos enlaces O—H es el ángulo de enlace. Se ha encontrado que en el agua este ángulo es de 104.45°. Un ángulo de enlace es el ángulo definido por tres átomos y los dos enlaces covalentes que los unen.

Observese que no puede existir un ángulo de enlace definido sólo por dos átomos, para definir un ángulo debe de haber dos enlaces y tres átomos. El modelo de esferas y barras muestra el ángulo de enlace para la molécula del agua como lo muestra las siguientes figuras:



Modelos moleculares del agua (H₂O)

Fórmula estructural del agua en la que se muestra el ángulo de enlace.



Modelo de la molécula del agua formada por barras y esferas en donde las esferas blancas representan los átomos de hidrógeno y la esfera roja representa un átomo de oxígeno.

Enlaces múltiples

En ciertas ocasiones, es posible encontrar que no existen suficientes electrones para abastecer a cada átomo con ocho electrones. En estos casos, a menudo podemos compartir más de dos electrones entre dos átomos y solucionar el problema. A estos enlaces se les llama enlaces múltiples. Si se comparten cuatro electrones, tenemos un **doble enlace**. Si se comparten seis electrones, estamos hablando de un **triple enlace** como lo muestran los siguientes ejemplos:

Ejemplo: Escribir la fórmula estructural para el dióxido de carbono, CO₂

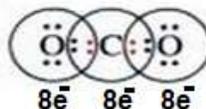
Paso 1. Escribir las fórmulas de pares de electrones para los elementos presentes (vease la tabla periódica, regla 1). Hay 4 y 6 electrones de valencia para el C y el O, respectivamente.



Paso 2. Acomodar los átomos de tal forma que todos obedezcan la regla de los ocho o de los dos (regla 2). El carbono es el átomo central (regla 3) de acuerdo con su valor de electronegatividad, 2.5 menor que el valor de 3.5 del átomo de oxígeno.



Al compartir cuatro electrones entre el átomo de carbono y cada átomo de oxígeno, podemos formar dos enlaces dobles. Estos electrones compartidos completan el nivel de energía de valencia de ocho para todos los átomos como se representa en los círculos siguientes.

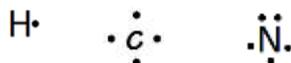


Paso 3. Sustituir cada par de electrones compartidos con una línea. Los enlaces dobles se representan con dos líneas.



Ejemplo. Escribir la fórmula estructural para el HCN.

Paso 1: Escribir las fórmulas de pares de electrones para los elementos presentes (véase la tabla periódica, regla 1). Hay 1, 4 y 5 electrones de valencia para el H, el C y el N, respectivamente.



Paso 2: Acomodar los átomos de tal forma que todos obedezcan la regla de los ocho o de los dos (regla 2). Colocar el átomo de carbono en el centro (regla 3) porque es el menos electronegativo (2.5 en comparación con 3.0 para el nitrógeno):

Al unir el hidrógeno con el carbono por medio de un enlace sencillo obtenemos dos electrones para el hidrógeno. Cuando se comparten 3 electrones del átomo de carbono y 3 electrones del átomo de nitrógeno se crea un triple enlace entre ambos.



Paso 3: Sustituir cada par de electrones compartidos con una línea. El triple enlace se representa con tres líneas.

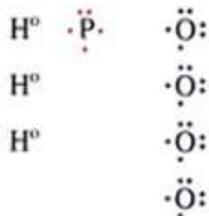


Enlaces coordinados

En algunas ocasiones, cuando dibujamos las estructuras de Lewis, tenemos más átomos que lugares para colocarlos. En estos casos un átomo abastece ambos electrones, y el otro, por desplazamientos de sus electrones, proporciona una orbital vacía. Esto da origen a la formación de un enlace covalente coordinado (situación en la que un átomo aporta ambos electrones para compartirlos — el otro “solo los aprovecha”).

Ejemplo: Escribir la estructura de Lewis y la fórmula estructural para el ácido fosfórico, H_3PO_4 .

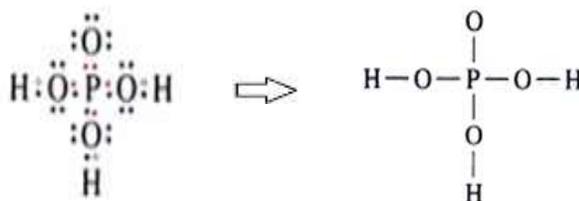
Paso 1: escribir las fórmulas de pares de electrones para los elementos presentes (véase la tabla periódica, regla 1). Hay 1, 5 y 6 electrones de valencia para el H, el P y el O, respectivamente.



Paso 2: Acomodar los átomos de manera que todos obedezcan la regla de los ocho o de los dos (regla 2). Colocar el átomo de fósforo en el centro (regla 3) porque es el menos electronegativo 2.1 en comparación con 3.5 para el oxígeno. Enlace los 3 átomos de oxígeno al átomo de fósforo con enlaces covalentes y luego ligue los tres átomos de hidrógeno a estos 3 átomos de oxígeno mediante enlaces covalentes. Se obtiene 8 electrones alrededor de los átomos de fósforo y de oxígeno y 2 electrones para cada átomo de hidrógeno.

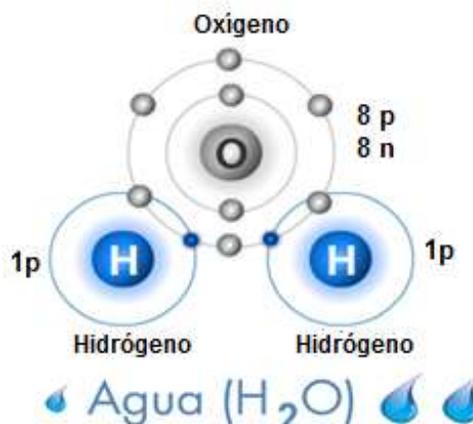
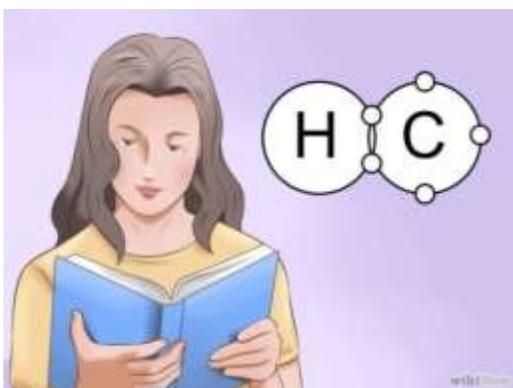


Todavía debemos tomar en cuenta un átomo de oxígeno más. Podemos colocar este átomo de oxígeno al lado del átomo de fósforo después de mover uno de los electrones individuales restantes del oxígeno para formar un orbital vacío. Esto forma un enlace covalente coordinado y obedece a la regla de los ocho (regla del octeto) tanto para el oxígeno como para el fósforo y determina la estructura de Lewis.



Enlace covalente

El enlace covalente es la unión de átomos por compartición de electrones, se forma en moléculas, este tipo de enlace se presenta principalmente cuando se unen dos o más no metales entre sí. como por ejemplo en la formación de la molécula de agua:



En el enlace covalente también se pueden presentar enlaces covalentes múltiples que se forman por compartición de dos o más pares de electrones entre dos átomos.



El par electrónico compartido se acostumbra representar mediante una línea de la siguiente forma: $\text{H}-\text{H}$, $\text{O}=\text{O}$, $\text{N}\equiv\text{N}$

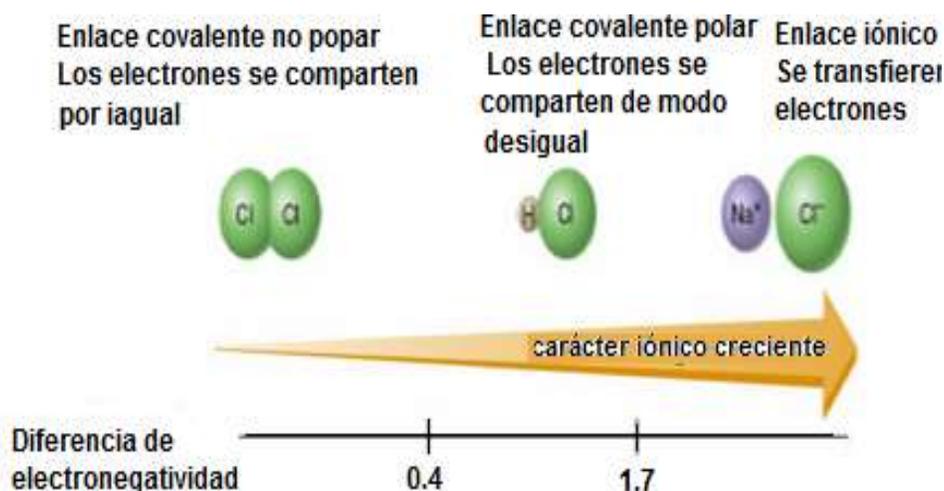
Otros ejemplos de moléculas de compuestos con enlace covalente son el amoníaco NH_3 y metano CH_4

Hemos estudiado que la electronegatividad es la tendencia que tiene un átomo enlazado a atraer hacia él los electrones del enlace. En un enlace A-B si los dos átomos tienen las mismas electronegatividades, A y B atraerán a los dos electrones del enlace con igual intensidad siendo este caso un enlace covalente puro, lo cual da lugar a moléculas con una distribución homogénea de carga por lo que se denominan no polares (sin polos). Este sería el caso de las moléculas de cloro Cl_2 , hidrógeno H_2 , nitrógeno N_2 y oxígeno O_2 .

Tabla de electronegatividades de Pauling

H																	Elemento más electronegativo			
2.1																				
Li	Be															B	C	N	O	F
1.0	1.5															2.0	2.5	3.0	3.5	4.0
Na	Mg															Al	Si	P	S	Cl
0.9	1.2															1.5	1.8	2.1	2.5	3.0
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br				
0.8	1.0	1.3	1.5	1.6	1.6	1.5	1.8	1.8	1.8	1.9	1.6	1.6	1.8	2.0	2.4	2.8				
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I				
0.8	1.0	1.2	1.4	1.6	1.8	1.9	2.2	2.2	1.2	1.9	1.7	1.7	1.8	1.9	2.1	2.5				
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At				
0.7	0.9	1.1	1.3	1.5	1.7	1.9	2.2	2.2	2.2	2.4	1.9	1.8	1.8	1.9	2.0	2.2				
Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np-Lw														
0.7	0.9	1.1	1.3	1.5	1.7	1.3														
Elemento menos electronegativo																				

La escala de electronegatividades de Pauling permite predecir si un compuesto formado entre átomos A y B presentará un enlace covalente no polar o polar, pues el grado de polarización es proporcional a la diferencia entre sus electronegatividades. Si la diferencia es elevada (mayor a 1.7) se favorece la formación de iones y la obtención así de un compuesto iónico. Por el contrario, si la diferencia de electronegatividades es inferior a 1.7, hay que esperar la formación de un compuesto básicamente covalente.



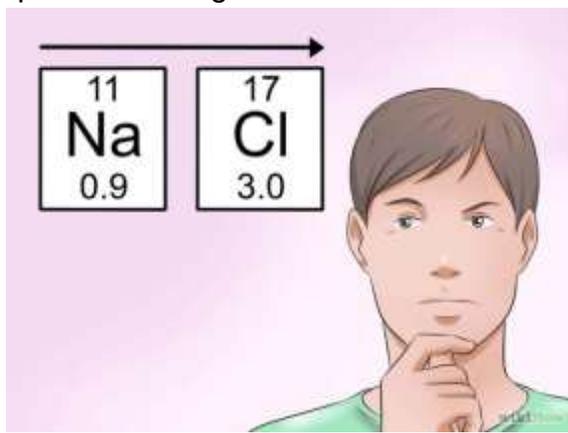
Las moléculas que contienen cloro: Cl₂, HCl y NaCl, son un ejemplo de la degradación de la polaridad entre un enlace covalente no polar y otro iónico. Lo anterior se representa en la figura

Enlace químico: se define como la fuerza que mantiene unidos a los átomos.

Tipo de enlace en función de la electronegatividad de los elementos:

Enlace iónico

Naturaleza del enlace. Este tipo de enlace se efectúa entre metales y no metales por transferencia de electrones del átomo metálico al no metálico. En esta transferencia se forman iones que después se atraen fuertemente por diferencia de cargas eléctricas. Dado que las electronegatividades de los átomos participantes son muy diferentes, que en promedio es mayor que 1.7 Pauling.



Enlace covalente

Este tipo de enlace se efectúa entre elementos de alta electronegatividad, es decir, entre no metales y siempre por compartición de electrones.

Enlace covalente no polar

Naturaleza del enlace. Se tiene cuando dos átomos de un mismo elemento se unen formando una molécula sin carga eléctrica, simétrica y cuya diferencia de electronegatividad es cero.

Enlace covalente polar

Naturaleza del enlace. Cuando dos átomos no metálicos de diferentes electronegatividades se unen, comparten electrones, la nube electrónica se desplaza hacia el átomo de mayor electronegatividad, originando polos en la molécula con cargas parciales positiva y negativa, su diferencia de electronegatividad será mayor de cero y menor de 1.7 Pauling

Para predecir el tipo de enlace que forman los compuestos químicos, se puede utilizar

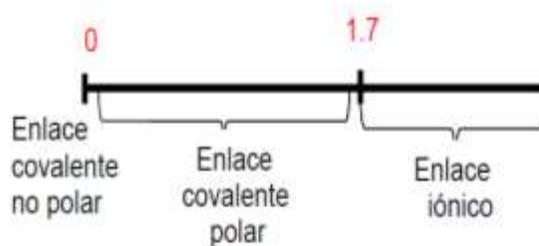
- La tabla de electronegatividades de Pauling.
- La ubicación en la tabla periódica de los átomos que participan en el enlace.

A. Diferencia de electronegatividad

Tabla N° 1 de electronegatividad (EN)

H						
2.1						
Li	Be	B	C	N	O	F
1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0.9	1.2	1.5	1.8	2.1	2.5	3.0
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
0.8	1.0	1.6	1.8	2.0	2.4	2.8
Rb	Sr					I
0.8	1.0					2.4

Tabla N°2 de diferencia de electronegatividad



Para determinar el tipo de enlace que forman los átomos se utilizan las dos tablas N° 1 y N°2, se puede desarrollar de la siguiente manera: EN = electronegatividad.

Enlace iónico

<p>Ejemplo n° 1: determinar el tipo de enlace que forman Na - Cl</p> <p>un guion representa un par de electrones</p> 	<p>se busca la EN del cloro (Cl)</p> <p>y la del Na de la tabla N°1</p> 	<p>Los valores de EN se restan</p> <p>EN: Cl = 3.0 y la EN: Na = 0.9 Entonces, $3.0 - 0.9 = 2.1$ Buscando en la tabla N° 2 el valor de 2.1 se observa que corresponde a un enlace iónico.</p> 
--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

Enlace covalente polar

<p>Ejemplo n°2: determinar el tipo de enlace que forman H - Cl</p> <p>Entonces buscando los valores en la tabla N° 1</p> 	<p>EN del H y la EN del Cl</p> 	<p>EN: Cl = 3.0 y la EN: H = 2.1 restando los valores de EN $3.0 - 2.1 = 0.9$ Por tanto, de la tabla N°2 el 0.9 corresponde a un enlace: covalente polar.</p>
------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

Enlace covalente no polar

<p>Ejemplo n° 3: determinar el tipo de enlace que forman H - H</p> <p>¡Más fácil!</p> 	<p>se buscan las EN del H</p> 	<p>EN: H = 2.1 y la EN: H = 2.1 entonces, restando los valores: $2.1 - 2.1 = 0$ este valor corresponde en la tabla N° 2 a un enlace covalente no polar</p>
---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

Otra forma de predecir un enlace, es utilizando la ubicación en la tabla periódica de los elementos involucrados en el enlace:

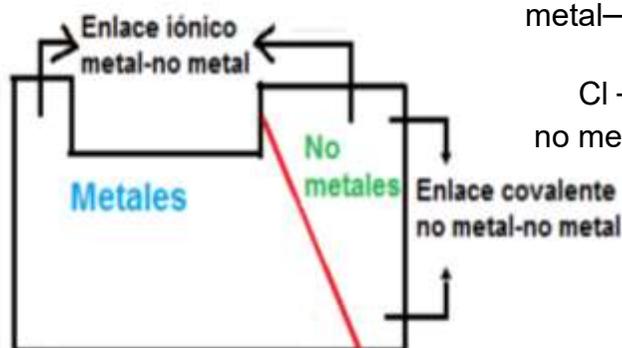
Ejemplos:

Mg - F → Enlace iónico
metal - no metal

Cl - O → Enlace covalente
no metal - no metal



B. Ubicación en la tabla periódica



Geometría molecular

Si pudiéramos observar las moléculas por dentro de un potente ente, veríamos que los átomos que las conforman se ubican en el espacio en posiciones bien definidas. El ordenamiento tridimensional de los átomos en una molécula se llama **geometría molecular**.

¿Cómo se puede saber la geometría de una molécula?

En la actualidad se emplean diversos métodos experimentales para conocer en forma precisa la estructura de una molécula. Pero en ocasiones basta con aplicar algunos métodos sencillos para obtener una geometría molecular aproximada bastante aceptable.

Uno de los métodos para predecir la geometría molecular aproximada está basada en la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia (RPECV), es decir, los pares de electrones se colocan alrededor del átomo central los cuales se separan a la mayor distancia posible para minimizar las fuerzas de repulsión. Estas repulsiones determinan el arreglo electrónico, y estos, a su vez, determinan la geometría molecular, que puede ser lineal, trigonal, tetraédrica, angular y piramidal trigonal.

Geometría lineal. Dos pares de electrones alrededor de un átomo central, deslocalizados en lados opuestos y separados por un ángulo de 180° .

Geometría planar trigonal. Tres pares de electrones en torno a un átomo central, separados por un ángulo de 120° .

Geometría tetraédrica. Cuatro pares de electrones alrededor de un átomo central, ubicados con una separación máxima equivalente a un ángulo de 109.5° .

Geometría trigonal piramidal. Cuatro pares de electrones en torno a un átomo central, uno de ellos no compartido, que se encuentran separados por un ángulo de 107.8° .

Geometría angular. Cuatro pares de electrones alrededor de un átomo central, con dos de ellos no compartidos, que se distancian en un ángulo de 104.5° .

La forma de las moléculas es el resultado de las direcciones en que se ubican los electrones enlazantes. Parece increíble pensar que la geometría que tiene una molécula es determinante en la manera cómo actúa estableciendo sus propiedades.

GEOMETRÍA MOLECULAR SIN PARES DE ELECTRONES SOLITARIOS

Tipo de Molécula	Nubes electrónicas	Ejemplos	Geometría Molecular	Ángulo de enlace
Lineal AB ₂ no polar	2 enlazantes	CO ₂ BeH ₂		180°
Plana trigonal 120° AB ₃ no polar	3 enlazantes	BF ₃ SO ₃ BCl ₃		120°
Tetraédrica AB ₄ no polar	4 enlazantes	CH ₄ SiCl ₄		109,5°

GEOMETRÍA MOLECULAR CON PARES DE ELECTRONES SOLITARIOS

Angular AB ₂ E Polar	2 enlazantes 1 no enlazante	SO ₂		120°
Pirámide trigonal AB ₃ E Polar	3 enlazantes 1 no enlazante	NH ₃		107,8°
Angular AB ₂ E ₂ Polar	2 enlazantes 2 no enlazante	H ₂ O		104,5°

Polaridad

La **polaridad de un enlace** viene determinado por la diferencia de electronegatividad existente entre los elementos que lo forman, de manera que si los átomos que se unen tienen electronegatividades similares el enlace es **no polar**; pero si existe una apreciable diferencia de electronegatividad, se dice que el enlace es **polar**. Esto se debe a que los electrones no se comparten de forma equilibrada y se crean excesos y defectos de carga negativa, es decir dipolos eléctricos. El átomo más electronegativo, atrae más a los electrones compartidos del enlace y queda con un exceso de carga negativa (δ^-) y el menos electronegativo con un defecto de carga negativa (δ^+).

A medida que aumenta la diferencia de electronegatividad, el enlace covalente va adquiriendo un carácter iónico creciente. La polaridad del enlace se mide por medio de una magnitud física llamada momento dipolar (μ).

Polaridad de Moléculas

Una molécula diatómica es polar siempre que su enlace covalente lo sea. Así Las moléculas diatómicas (O_2 , Cl_2 , $N_2...$) son siempre no polares mientras que otras diatómicas como el HCl son polares porque existe diferencia de electronegatividad entre sus átomos.

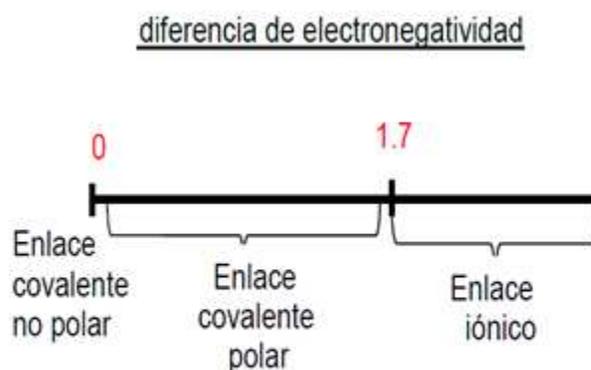
En el caso de moléculas triatómicas y superiores la presencia de enlaces polares no garantiza que la molécula en conjunto lo sea. Esto es debido a que al tratarse de una magnitud vectorial, los momentos dipolares de varios enlaces pueden anularse mutuamente.

Por lo tanto para estudiar la polaridad de las moléculas debemos:

- 1) Dibujar la geometría de la molécula. **¡Importante!** Si no dibujamos su geometría sino solo la estructura de Lewis podemos equivocarnos fácilmente.
- 2) Dibujar los momentos dipolares individuales de los enlaces (dirigido desde el elemento menos electronegativo hacia el más electronegativo) y sumarlos vectorialmente para obtener el momento dipolar total. **Si la suma es 0, la molécula es no polar, de lo contrario es polar.**
- 3) Como factor secundario, la presencia de pares de electrones no enlazantes en el átomo central (acumulación de carga negativa) acrecienta o debilita el efecto polar.

Tabla de electronegatividades de Pauling

H						
2.1						
Li	Be	B	C	N	O	F
1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
0.9	1.2	1.5	1.8	2.1	2.5	3.0
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
0.8	1.0	1.6	1.8	2.0	2.4	2.8
Rb	Sr					I
0.8	1.0					2.4



Fuerzas intermoleculares

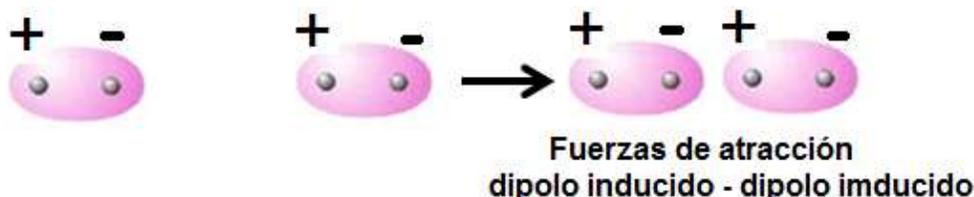
Se llaman **compuestos covalentes moleculares** (*HCl, NH₃, CH₃OH, CO₂, CH₄, N₂, Cl₂, etc.*) a aquellos formados por átomos unidos por enlaces covalentes que forman moléculas y éstas a su vez unidas por un tipo de interacción llamadas fuerzas intermoleculares, que se caracterizan por ser débiles, a diferencia del enlace covalente que requiere bastante más energía para romperlo.

Fuerzas de Dispersión o London

¿Cómo es posible que interaccionen dos moléculas que son no polares? La mecánica cuántica lo explica al contemplar la existencia de fluctuaciones muy rápidas que provocan asimetría en la distribución de la carga eléctrica de la molécula. Esto ocasiona la aparición de un momento dipolar (Dipolo instantáneo) que provoca la formación de dipolos inducidos en las moléculas vecinas. Este tipo de interacción intermolecular son las fuerzas de dispersión o de London.

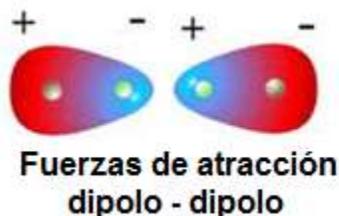
Se encuentran presentes en todas las moléculas y son las únicas que pueden existir en las moléculas apolares. Estas fuerzas crecen cuanto mayor es el tamaño de la molécula.

(Si miras la tabla periódica podrás ver que la masa molecular es mayor cuanto mayor es el número atómico, de esta manera podemos saber fácilmente el compuesto que tiene las fuerzas de dispersión más intensas).



Fuerzas dipolo-dipolo (dipolos permanentes)

Se dan en moléculas polares, por lo que a las fuerzas de dispersión (siempre presentes) se les añade este nuevo tipo de fuerza debido a la propia polaridad de las moléculas (Dipolos permanentes). Estas fuerzas crecen cuanto más polar sea la molécula (es decir, cuanta más diferencia de electronegatividad exista entre los átomos que formen la molécula).



Fuerzas entre dipolos permanentes y dipolos inducidos

Se forman entre moléculas polares y apolares. La presencia de moléculas polares provoca la aparición de dipolos inducidos en las moléculas inicialmente apolares. Ej. Entre HCl (dipolo permanente) y N₂ (dipolo inducido).

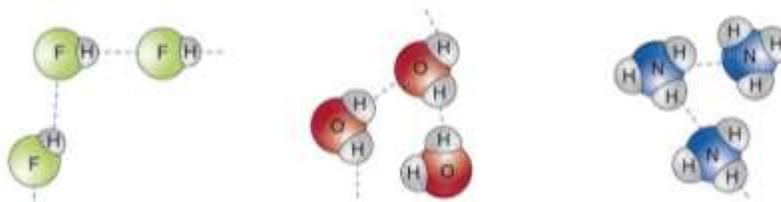


Enlaces o puentes de hidrógeno

Es un caso extremo de interacción dipolar (este enlace tiene una fuerza intermedia entre el enlace de Van der Waals y el enlace covalente).

Requisitos para formarlo: Átomos pequeños y electronegativos con pares de electrones solitarios (F, O y N) unidos a átomos de hidrógeno

De esta manera el enlace se produce por la fuerte atracción eléctrica entre el H y los electrones solitarios pertenecientes al átomo pequeño, electronegativo de la molécula vecina.



Ahora que ya hemos hablado del tipo de interacción que existe entre las moléculas podemos justificar adecuadamente las propiedades de los compuestos covalentes moleculares:

Punto de fusión y ebullición

Al alcanzar las temperaturas de fusión y ebullición se produce en el compuesto un cambio de estado físico, que requiere la rotura de las fuerzas intermoleculares. Como ya hemos dicho que éstas suelen ser débiles, es lógico pensar que presentan puntos de fusión y ebullición bajos. Es decir cambian de estado a bajas temperaturas y en consecuencia la mayor parte de estas sustancias son gases o líquidos a temperatura ambiente, aunque si las fuerzas intermoleculares que las mantienen unidas son intensas, pueden permanecer en estado sólido en algunos casos. Por ejemplo, el I₂, en el que el mayor tamaño de la molécula con respecto los de su grupo hace que tenga unas intensas fuerzas de London, que le permite estar en estado sólido a temperatura ambiente, mientras que el Br₂ (con menor tamaño y fuerzas de London más débiles) se encuentra en estado líquido.

También debemos tener en cuenta la presencia de enlaces de H, por ejemplo en el H₂O, que le confieren unos puntos de fusión y ebullición más elevados de los esperados y le permiten estar en estado líquido a temperatura ambiente mientras que compuestos similares, como el H₂Te, son gaseosos (aun teniendo mayor masa molecular).

Propiedades de los compuestos covalentes

Solubilidad

Compuestos no polares son prácticamente insolubles en disolventes polares (como el agua) pero se disuelven bien en disolventes no polares como los disolventes orgánicos (éter, benceno, Tetracloruro de carbono...) mientras que las sustancias polares son más solubles en agua, sobre todo si pueden formar puentes de hidrógeno.

Conductividad eléctrica y térmica

No conducen ni la electricidad ni el calor ya que los electrones permanecen vinculados a los átomos que participan en los enlaces.

Nota: Ciertas sustancias moleculares gaseosas como el HCl pueden producir disoluciones electrolíticas. En este caso, la presencia de las moléculas polares del agua origina que, al disolverse esta sustancia, experimente la rotura asimétrica del enlace H-Cl, con la consiguiente formación de los iones hidratados H⁺ y Cl⁻ que pueden permitir el paso de la corriente eléctrica por la disolución.

Al grupo de sustancias covalentes llamados **cristales covalentes** pertenecen las dos formas cristalinas del carbono puro (grafito y diamante), el cuarzo (SiO₂) y el corindón (Al₂O₃). En este caso no podemos hablar de moléculas.

Imagínalo como una sola y gigantesca molécula en la que todos los átomos que la constituyen están unidos entre sí por fuertes enlaces covalentes, lo que les va a conferir sus propiedades características.

Punto de fusión y ebullición

Muy altos (algunos de ellos los más altos que se conocen). Ello hace que sean sólidos a temperatura ambiente. Se debe a que para separar los átomos de la red, es necesario romper los fuertes enlaces covalentes, lo que requiere mucha energía.

Propiedades de los compuestos covalentes atómicos

Solubilidad

Insolubles en todo tipo de disolventes, tanto polares como apolares. La disolución requiere romper enlaces covalentes y eso solo puede conseguirse mediante reacción química.

Conductividad eléctrica y térmica

No conducen la electricidad ni el calor ya que no hay electrones libres. Los electrones de valencia están fijos y localizados en los fuertes enlaces covalentes, con excepción del grafito, que al tener electrones deslocalizados, lo convierte en un aceptable conductor eléctrico.

Propiedades de los compuestos iónicos.

Punto de fusión y ebullición:

En este tipo de compuestos, un enorme número de cationes y aniones se atraen mutuamente, dando lugar a una estructura tridimensional ordenada de iones llamada cristal iónico.

Esta perfecta ordenación justifica que los encontramos en estado sólido, con puntos de fusión y ebullición medios y altos (aunque no tanto como los cristales covalentes) dependiendo de su energía reticular. Es decir, la energía reticular es la magnitud fundamental que indica la fortaleza del cristal iónico. Cuanto mayor es la energía reticular, mayores serán los puntos de fusión y ebullición.

Solubilidad

Solubles en líquidos muy polares, como el agua. El agua, al ser una molécula polar puede “introducirse” en la estructura reticular del cristal, “desmoronarla” y solvatar los iones.

Aquí debemos tener cuidado porque el compuesto será más soluble cuanto menor sea la energía reticular, ya que de esta manera al agua le costará menos trabajo separar las cargas.

Conductividad eléctrica y térmica

En estado sólido los compuestos iónicos no son conductores ya que sus iones están ordenados y fijos fuertemente en la estructura iónica.

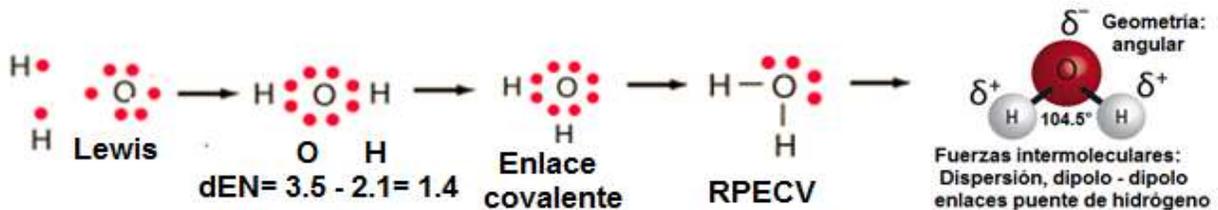
Sin embargo fundidos o en disolución sí son conductores de la electricidad porque las cargas ahora sí que pueden moverse libremente permitiendo el paso de la corriente eléctrica.

Tabla de solubilidad en agua de compuestos

IONES NEGATIVOS (aniones)	IONES POSITIVOS (cationes)	FORMAN	COMPUESTOS CON SOLUBILIDAD
todos	iones alcalinos $\text{Li}^+, \text{Na}^+, \text{K}^+, \text{Rb}^+, \text{Cs}^+$		solubles
todos	ion hidrógeno H^+ (acuoso)		solubles
todos	ion amonio NH_4^+		solubles
nitratos NO_3^-	todos		solubles
acetato CH_3COO^-	todos		solubles
cloruro, Cl^-	$\text{Ag}^+, \text{Pb}^{2+}, \text{Hg}^{2+}, \text{Cu}^+$		baja solubilidad
bromuro, Br^-			
ioduro, I^-			
sulfato, SO_4^{2-}	$\text{Ba}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Pb}^{2+}$		baja solubilidad
	los demás		solubles
sulfuros, S^{2-}	iones alcalinos H^+ (ac), NH_4^+, $\text{Be}^{2+}, \text{Mg}^{2+}, \text{Ca}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Ba}^{2+}$		solubles
	los demás		baja solubilidad
hidroxilo, OH^-	iones alcalinos, H^+ (ac), NH_4^+, $\text{Ba}^{2+}, \text{Sr}^{2+}$		solubles
	todos los otros		baja solubilidad
fosfato, PO_4^{2-}	iones alcalinos H^+ (ac), NH_4^+		solubles
carbonato, CO_3^{2-}			
sulfito, SO_3^{2-}			
	los demás		baja solubilidad

Predicción de propiedades de sustancias

H₂O				
Elementos	Electronegatividad	Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace	Geometría
H	2.1	1.4	Covalente polar	Angular Molécula polar
O	3.5			



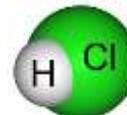
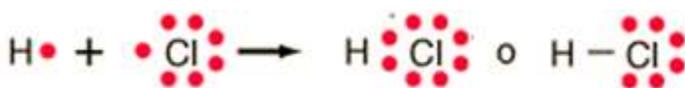
Propiedades: Por ser una molécula muy polar contendrá fuerzas intermoleculares de dispersión, dipolo – dipolo y puentes de hidrógeno. Presentando puntos de ebullición y de fusión altos, poder de disolución muy alto, única sustancia inorgánica que existe en la naturaleza en los tres estados de agregación (sólido, líquido y gas).

H₂				
Elemento	Electronegatividad	Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace	Geometría
H	2.1	0	Covalente no polar	Lineal Molécula no polar
H	2.1			



Propiedades: Por ser una molécula no polar solamente actuarán fuerzas de dispersión, tendrá puntos de fusión y ebullición bajos, estado gaseoso, no conduce la corriente eléctrica no será soluble en agua.

HCl				
Elementos	Electronegatividad	Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace	Geometría
H	2.1	0.9	Covalente polar	Lineal Molécula polar
Cl	3.0			



Propiedades: Por su polaridad contiene fuerzas de dispersión y dipolo-dipolo, por lo tanto presentará puntos de fusión y ebullición altos, y será soluble en agua y por lo tanto, al disolverse en agua conducirá la corriente eléctrica.

Cl ₂				
Elemento	Electronegatividad	Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace	Geometría
Cl	3.0	0	Covalente no polar	Lineal Molécula no polar
Cl	3.0			



Propiedades: Contiene solamente fuerzas de dispersión por ser molécula no polar, por tanto, sus puntos de fusión y ebullición son bajos y no es soluble en agua.

CO ₂				
Elementos	Electronegatividad	Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace	Geometría
O	3.5	1.0	Covalente polar	Lineal Molécula no polar
C	2.5			



Propiedades: Presenta enlaces covalentes pero por su geometría lineal es una molécula no polar, por tanto, presenta solamente fuerzas de dispersión con lo cual tendrá puntos de fusión y ebullición bajos no será soluble en agua a temperatura ambiente.

N₂				
Elemento	Electronegatividad	Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace	Geometría
N	3.0	0	Covalente no polar	Lineal Molécula no polar
N	3.0			



Propiedades: Presenta fuerzas de dispersión, bajos puntos de fusión y ebullición no presenta solubilidad en agua, no conduce la corriente eléctrica.

NH₃				
Elementos	Electronegatividad	Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace	Geometría
N	3.0	0.9	Covalente polar	Trigonal piramidal molécula polar
H	2.1			



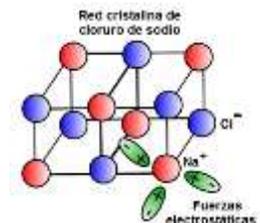
Propiedades: Por ser molécula polar actuarán sobre ella las fuerzas de dispersión, dipolo – dipolo y puentes de hidrógeno, por lo tanto, presenta puntos de fusión y ebullición altos, debido a la formación de puentes de hidrógeno y será soluble en agua.

CH₄				
Elementos	Electronegatividad	Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace	Geometría
C	2.5	0.4	Covalente no polar	Tetraédrica Molécula no polar
H	2.1			



Propiedades: Por ser molécula no polar actuarán fuerzas de dispersión, puntos de fusión y ebullición bajos, soluble en sustancias no polares como el benceno.

NaCl				
Elementos	Electronegatividad	Diferencia de electronegatividad	Tipo de enlace	Geometría
Cl	3.0	2.1	Iónico	Red cristalina Cúbica
Na	0.9			



Propiedades: Fuerzas electrostáticas ion – ion.

Propiedades: Duros, altos puntos de fusión y ebullición, forma redes cristalinas, no conducen la electricidad en estado sólido pero disueltos o fundidos si la conducen.

Predicción de algunas propiedades de las sustancias mediante el trabajo experimental aplicando los modelos de enlace.

Propiedades de las sustancias puras

Objetivo

Predecir las propiedades características de 4 sustancias (A, B, C y D) puras problema si su comportamiento corresponde a una sustancia iónica, metálica o covalente.

Fundamento

Propiedades como las temperaturas de fusión, la capacidad para disolverse o no en un determinado disolvente y la conducción del calor o de la electricidad propiedades características que permiten clasificar las sustancias puras según el tipo de enlace químico que presenten en iónicas, metálicas o covalentes.

Materiales

- Sólidos de 4 sustancias problema: A, B, C y D
- Agua destilada y gasolina
- Vaso de precipitados
- Agitador de vidrio
- Mechero Bunsen
- Termómetro
- Circuito eléctrico
- Martillo



Desarrollo de la actividad experimental

Datos previos conocidos:

Las temperaturas de fusión de las cuatro sustancias sólidas A, B, C y D son aportadas previamente dada la dificultad que existe para determinarlas.

Determinar la solubilidad de las 4 sustancias.

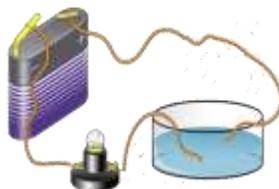
Se prepara la disolución de cada sustancia, pesando un gramo de cada muestra problema, en el caso de que sean sólidas o se mide un mL en el caso de que sean líquidos y se depositan en un tubo de ensayo, posteriormente se le agrega el disolvente hasta la mitad de la capacidad del tubo de ensayo y se agita, primero con uno de los disolventes y se hace lo mismo con los otros disolventes. Los tubos de ensayo deben taparse antes de agitar para evitar salpicaduras. Se observa lo que sucede y se registran resultados en una tabla de resultados.

Observación de la conductividad térmica. Se calienta con un mechero Bunsen una muestra de cada sustancia sólida en un extremo y se observa si hay elevación de la temperatura a lo largo de la ésta.



Observación la conductividad eléctrica en estado sólido y en disolución. Se monta un circuito eléctrico como el que se muestra en la siguiente figura, para determinar la conductividad eléctrica de la sustancia en disolución y se coloca ésta en el recipiente de vidrio del circuito eléctrico y los dos extremos de los cables deben sumergirse en la sustancia líquida, mientras que en estado sólido los cables deben de colocarse y tocar dos puntos distintos del sólido. Si se enciende la el foco porque existe conductividad eléctrica.

NOTA: Al realizar la actividad experimental para mostrar la conductividad eléctrica los cables utilizados deben estar limpios y libres de óxido.



Circuito eléctrico para comprobar si conduce la corriente eléctrica

Observación de la deformación. Con el martillo se golpea un trozo de cada sustancia y se observa lo que ocurre.

Resultados

SUSTANCIA	A	B	C	D
Temperatura de fusión en °C	660	114	1700	730
Solubilidad en agua	No	Sí	No	Sí
Solubilidad en gasolina	No	No	No	No
Conductividad térmica en estado sólido	Sí	No	No	No
Conductividad eléctrica en estado sólido	Sí	No	No	No
Conductividad eléctrica en disolución	Sí	No	No	No
Deformación del sólido	Sí	Frágil	Frágil	Frágil

ANÁLISIS DE RESULTADOS

La conductividad eléctrica es una propiedad característica que discrimina y sirve para averiguar si una sustancia es un compuesto químico iónico, un metal o una sustancia covalente, pues los metales conducen la electricidad en estado sólido, los compuestos iónicos solo lo hacen fundidos o disueltos y las sustancias covalentes no conducen la electricidad. Así resulta que A es un metal B y C son dos sustancias covalentes y D es un compuesto químico iónico.

Las demás propiedades características apoyan la afirmación anterior. Así:

Sustancia A: Tiene una temperatura alta de fusión (660°C), no es soluble en agua ni en gasolina y se deforma fácilmente sin romperse, las cuales son propiedades de los metales. La movilidad de los electrones dentro de la red metálica permite explicar las propiedades conductoras de los metales (calor y electricidad). El brillo metálico y la alta densidad son propiedades directamente relacionadas con las estructuras muy compactas de las redes cristalinas metálicas.

Sustancia B.- Su baja temperatura de fusión y el que no conduzca la electricidad ni en el estado sólido ni disuelta indica que B puede ser una sustancia covalente. Esta hipótesis queda confirmada al observar el resto de propiedades características, pues es una sustancia que no es soluble en agua y sí en un disolvente orgánico como la gasolina. Asimismo, ante un golpe se rompe fácilmente. Por tanto, B es una sustancia covalente de carácter molecular.

La interacción entre las moléculas es débil y justifica la baja temperatura de fusión de los sólidos covalentes moleculares, lo que garantiza que, a menudo, estas sustancias se encuentren en estado gaseoso a temperatura y presión ordinarias.

Las sustancias covalentes moleculares no conducen la electricidad, pues para ello debe existir cierta libertad de los electrones, y esta no existe en dichas sustancias.

Sustancia C: Su elevada temperatura de fusión indica que presenta una estructura compacta difícil de romper pero el que no sea conductora de la electricidad en cualquier estado, sólido, líquido o gaseoso, indica que no es un metal ni un compuesto iónico. Luego debe ser un sólido covalente reticular. Su insolubilidad muestra que su estructura es tan compacta que ni el agua ni la gasolina la pueden desmoronar y su fragilidad indica que dicha estructura sólida es muy quebradiza.

Por su valor de su alta temperatura de fusión y el resto de propiedades, dicha sustancia es un sólido covalente reticular, como el cuarzo.

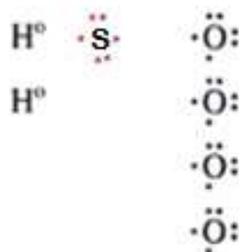
Sustancia D: Tiene una temperatura alta de fusión (730°C), es soluble en el agua y no en gasolina, y es frágil ante la deformación producida por un golpe, las cuales son propiedades de los compuestos químicos iónicos. Hay que tener en cuenta que en el enlace iónico las estructuras sólidas son el resultado del empaquetamiento de iones positivos y negativos, por lo que la elevada temperatura de fusión del sólido iónico se explica por la enorme energía térmica que se requiere para romper su estructura cristalina. En estado sólido, los compuestos químicos iónicos no conducen la electricidad, ya que los iones tienen posiciones fijas y no pueden moverse en la red iónica, pero al fundirse o al disolverse se rompe la estructura cristalina y los iones quedan libres y pueden conducir electricidad.

Ejercita lo aprendido

Escribir la estructura de Lewis y la fórmula estructural para el ácido sulfúrico, H_2SO_4 .

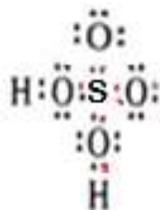
Solución

Paso 1: escribir las fórmulas de pares de electrones para los elementos presentes (véase la tabla periódica, regla 1). Hay 1, 6 y 6 electrones de valencia para el H, el S y el O, respectivamente.

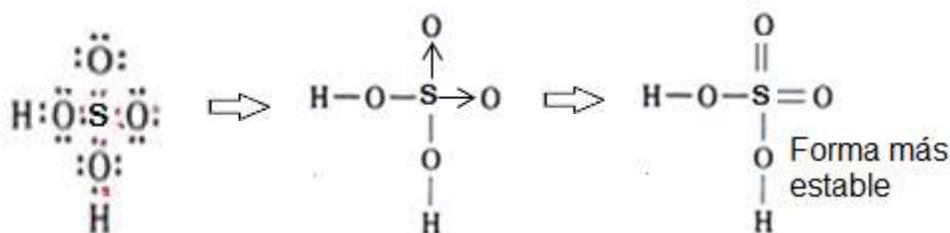


Paso 2: Acomodar los átomos de manera que todos obedezcan la regla de los ocho o de los dos (regla 2). Colocar el átomo de azufre en el centro (regla 3) porque es el menos electronegativo 2.5 en comparación con 3.5 para el oxígeno.

Enlazar los 3 átomos de oxígeno al átomo de azufre con enlaces covalentes y luego ligue los dos átomos de hidrógeno a estos 2 átomos de oxígeno mediante enlaces covalentes. Se obtiene 8 electrones alrededor de los átomos de azufre y de oxígeno y 2 electrones para cada átomo de hidrógeno.



Esto forma 2 enlaces covalentes coordinados y obedece a la regla de los ocho (regla del octeto) tanto para el oxígeno como para el azufre y determina la estructura de Lewis



Contesta las siguientes preguntas

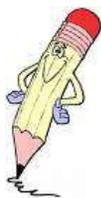
1. ¿Cuál es la diferencia esencial entre un enlace iónico y uno covalente? Da un ejemplo de cada uno.
2. ¿Qué distingue a un compuesto con enlace covalente polar?
3. ¿Cuál es la diferencia esencial entre un enlace covalente polar un no polar? Da un ejemplo de cada uno.
6. ¿Por qué la molécula del nitrógeno posee un triple enlace covalente y la del oxígeno es doble?
7. ¿Por qué se dice que el oxígeno es más reactivo que el nitrógeno? Explica tu respuesta

8. Qué tipo de enlace químico presenta cada uno de los siguientes incisos:

- a) el oxígeno del aire
- b) una molécula de nitrógeno
- c) el compuesto amoniac

9. El cloruro de un elemento X tiene una temperatura de fusión de 750°C . Es soluble en agua y la disolución acuosa, así como el cloruro fundido, son buenos conductores de la corriente eléctrica. Con base en esta información indica el tipo de enlace que posee este compuesto.

Ejercicios de Autoevaluación

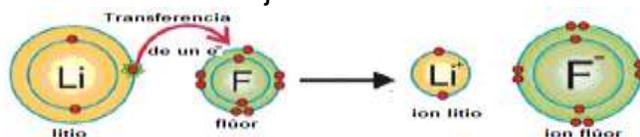


1. () Al combinarse dos elementos no metálicos con la tendencia de adquirir la distribución electrónica de un gas noble (regla del octeto) lo hacen:

- a) ganando electrones
- b) cediendo electrones
- c) compartiendo electrones
- d) ganando protones

2. () En la siguiente figura se observa que un átomo de litio cede su electrón externo a un átomo de flúor. La distribución de los electrones que adquiere el flúor en su nivel externo es semejante a la de los:

:

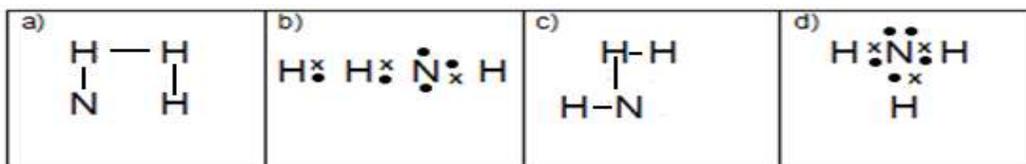


- a) metales alcalinos.
- b) gases nobles.
- c) halógenos.
- d) metaloides

3. () Es la unión entre átomos de un elemento de alta electronegatividad y otro de baja electronegatividad de tal forma que éste último cede electrones al primero para formar un enlace:

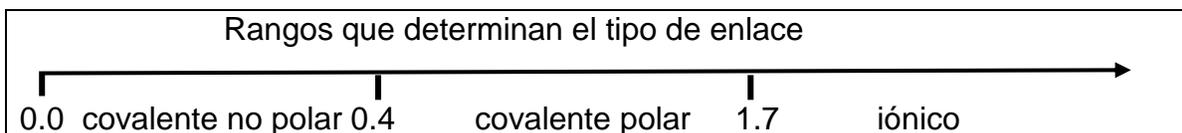
- a) iónico
- b) covalente
- c) metálico
- d) no polar

5. () La representación de Lewis para la molécula del amoniac (NH_3) es:



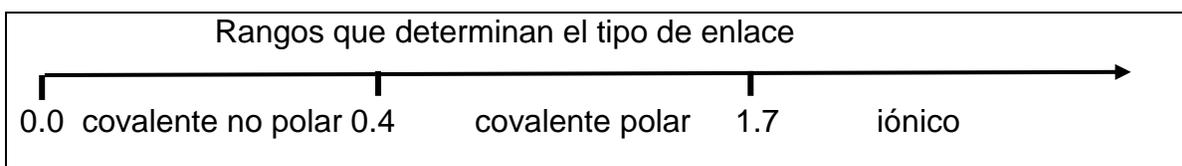
<p>6. ¿Cuál modelo de enlace explicaría al compuesto LiF?</p> <p>a) covalente no polar b) covalente polar c) iónico d) metálico</p>	<p>7. ¿Por qué tú elección en el compuesto LiF?</p> <p>a) poseen una gran diferencia de electronegatividad b) el litio pierde con facilidad un electrón c) el flúor es muy electronegativo d) el flúor gana fácilmente un electrón</p>															
<p>8.- ¿Qué tipo de enlace formaría al unirse el carbono con el hidrógeno?</p> <p>a) enlace covalente polar b) enlace iónico c) enlace metálico d)) enlace covalente no polar</p>	<p>9. El enlace de los átomos de cloro y de potasio es fuertemente iónico ¿Cuál es la razón?</p> <p>a) ambos poseen la misma electronegatividad b) la electronegatividad del cloro es mucho mayor que la del potasio c) el potasio tiene mayor electronegatividad que el cloro. d) el cloro y el potasio tienen alta electroafinidad</p>															
<p>10. ¿En cuál de los siguientes casos se espera que el enlace sea fundamentalmente covalente?</p> <p>a) un elemento metálico y otro no metálico b) el hidrogeno con un elemento metálico c) el carbono con átomos no metálicos d) entre metales alcalinos</p>	<p>11. En cada una de las sustancias: KF, CCl₄, H₂ y MgO. Predomina un tipo de enlace a temperatura ambiente. Señale cuál de las opciones es correcta:</p> <table border="1" data-bbox="748 961 1414 1150"> <thead> <tr> <th></th> <th>iónico</th> <th>covalente</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>a)</td> <td>MgO, H₂</td> <td>CCl₄, KF</td> </tr> <tr> <td>b)</td> <td>CCl₄, KF</td> <td>Mg, H₂</td> </tr> <tr> <td>c)</td> <td>H₂, CCl₄</td> <td>KF, MgO</td> </tr> <tr> <td>d)</td> <td>KF, MgO</td> <td>CCl₄, H₂</td> </tr> </tbody> </table>		iónico	covalente	a)	MgO, H ₂	CCl ₄ , KF	b)	CCl ₄ , KF	Mg, H ₂	c)	H ₂ , CCl ₄	KF, MgO	d)	KF, MgO	CCl ₄ , H ₂
	iónico	covalente														
a)	MgO, H ₂	CCl ₄ , KF														
b)	CCl ₄ , KF	Mg, H ₂														
c)	H ₂ , CCl ₄	KF, MgO														
d)	KF, MgO	CCl ₄ , H ₂														
<p>12. La unión iónica se favorece de la diferencia de electronegatividad y por el mayor tamaño del ion positivo (para cargas iguales) ¿Cuál será la unión más iónica entre los átomos de K, F, Na y Cl?</p> <p>a) KF b) NaF c) KCl d) NaCl</p>	<p>13. Observa la ubicación de cada elemento en la tabla periódica y contesta ¿en cuál de las siguientes especies puede existir una unión iónica?</p> <p>a) F – F b) Li – F c) Cl – F d) N – F</p>															
<p>14. Observando la ubicación de los elementos en la tabla periódica ¿qué molécula representa un enlace covalente?</p> <p>a) CaO b) KF c)NaCl d) H₂O</p>	<p>15. Consulta la electronegatividad del azufre y la del oxígeno, predice el tipo de enlace que forma el siguiente par S – O</p> <p>a) enlace covalente no polar b) enlace covalente polar c) enlace iónico d) enlace metálico</p>															

16. () Con base en la diferencia de electronegatividad, clasifica los enlaces de las sustancias KCl, NO₂ y H₂ en iónico, covalente no polar o covalente polar. (Valores de electronegatividad: K = 0.8, Cl = 3.0, N = 3.0, O = 3.5, H = 2.1)



- a) iónico: KCl, covalente no polar: NO₂, covalente polar: H₂
 b) iónico: NO₂, covalente no polar: H₂, covalente polar: KCl
 c) iónico: H₂, covalente no polar: KCl, covalente polar: NO₂
 d) iónico: KCl, covalente no polar: H₂, covalente polar: NO₂

17. () Qué tipo de enlace se forma entre los átomos de hidrógeno y cloro en el ácido clorhídrico (HCl). Valores de electronegatividad: H=2.1, Cl=3.0

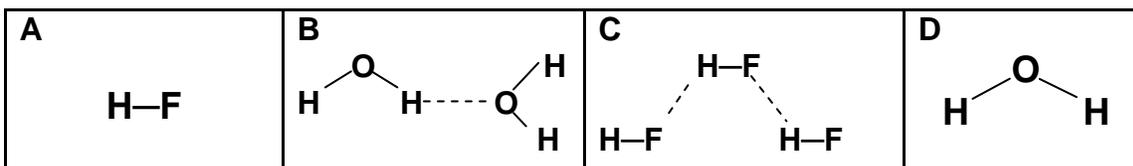


- a) covalente no polar
 b) covalente polar
 c) iónico
 d) enlace de hidrógeno

18. () ¿Qué tipo de enlace se forma entre los átomos de bromo al formar la molécula: Br₂? (Valor de electronegatividad Br=2.8)

- a) iónico
 b) covalente polar
 c) covalente no polar
 d) enlace de hidrógeno

19. () Representaciones en las que se muestran moléculas que se atraen por puente o enlace de hidrógeno.



- a) A y B
 b) B y C
 c) C y D
 d) A y D

Solución: 1C,2B,3A,4C,5D,6C,7A,8A,9B,10C,11D,12A,13B,14D, 15B,16D,17B,18C,19B

Para las siguientes sustancias: H_2O , CO_2 , BCl_3 , CH_2 , HN_3 predice sus propiedades físicas (punto de fusión, punto de ebullición conductividad eléctrica), tipo de enlace covalente polar o no polar y su geometría a partir de la siguiente secuencia:

Estructuras de Lewis \rightarrow diferencia de electronegatividad \rightarrow tipo de enlace \downarrow
 propiedades \leftarrow Fuerzas intermoleculares que actúan \leftarrow geometría

Acciones cotidianas que repercuten en la modificación del ambiente.

El conocimiento de la química nos proporciona herramientas para entender los daños que causamos al medio ambiente. Por ejemplo al estudiar las reacciones de combustión, comprendemos que al quemar combustibles para generar energía, se generan gases como el CO_2 , SO_2 , NO_2 , los cuáles causan daño al sistema respiratorio y que además al reaccionar con el agua de lluvia, generan la llamada lluvia ácida, la cual causa daños en los ecosistemas y en los edificios y monumentos entre otros daños.

Esto obliga a buscar fuentes de energía alterna como energía eólica, eléctrica etc. para disminuir los daños al medio ambiente.

Actúa. Cada una de tus acciones impacta negativa o positivamente nuestros ecosistemas. No creas que tirar una basura no importa porque sólo es una... no creas que levantar una basura no sirve porque sólo es una. Toda cuenta, así que cada cosa que hagas que sea en favor del planeta. El papel de la acción ciudadana es hacer valer nuestros derechos y actuar como testigos de la sociedad ante aquellos actos y hechos que lesionan tales derechos. En muchos casos ha sido la sociedad civil la que, con sus demandas, ha impulsado la creación de normas y programas ambientales, al exigir acciones concretas ante problemas determinados.

La quema de combustibles fósiles ocasiona más cambio climático, por ello para evitar el calentamiento global disminuye tu consumo de petróleo



- Usa bicicleta, transporte público

BIBLIOGRAFÍA , RECURSOS Y DIRECCIONES ELECTRÓNICAS RECOMENDADAS.

1. Antonio R., Pérez Orta, (2010) Agua y Oxígeno, Colegio de Ciencias y Humanidades: UNAM.
2. María García., et al. (2009) Paquete de evaluación: Instrumentos de Evaluación Formativa y Continua para Química I, Colegio de Ciencias y Humanidades: UNAM.
3. John S., Phillips, (2000) Química Conceptos y Aplicaciones, México: Mc Graww Hill.
4. Ralph A., Burns, (2003) Fundamentos de Química, México: Pearson educación
5. Theodore L., Brown, (1990) Química la Ciencia central, México: Prentice – Hall Hispanoamericana, S.A.
6. Chang, R. (2007). Química. China: MacGraw- Hill.
7. Ralph H., Petrucci, (2001) Química general. Addison – Wesley Iberoamericana,
8. Laurel Dingrando., et al. Química materia y Cambio, México: Mc graw Hill.
9. Karen C., Timberlake, (1999) Química. Introducción a la Química General, a la Orgánica y a la Bioquímica, Oxford University Press-Harla México.
10. Andoni G., Chamizo, (1998) Química, Addison wesley Logman de México, S.A
11. William S. Daub (1996) Química, Pearson Educación México.

Recursos

1. Guía del profesor de Química I (2010) Seminario de química Naucalpan .
2. Banco de Reactivos de Química I (2011), Seminario de Química Naucalpan.
3. Paquete de evaluación de Química I, Seminario de Química Naucalpan 2007.

Direcciones electrónicas consultadas el lunes 26 de marzo de 2016

<http://depa.fquim.unam.mx/amyd/docs.php?curso=522>

http://tuxchi.iztacala.unam.mx/cuaed/fisicoquimica/unidad_1.swf

http://www.objetos.unam.mx/quimica/electrolisis/laboratorio_quimica.swf

<http://almez.pntic.mec.es/~jrem0000/dpbg/1eso/tema5/atmosfera.swf>

<https://roskienza.wordpress.com/2013/02/28/cinco-grandes-huellas-en-la-historia-de-la-tabla-periodica/>



TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

GRUPO	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
PERIODO	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
1	1 1.0079 H HIDRÓGENO	2 4.0026 He HELIO																		
2	3 6.941 Li LITIO	4 9.0122 Be BERILIO	13 10.811 B BORO	14 12.011 C CARBONO	15 14.007 N NITRÓGENO	16 15.999 O OXÍGENO	17 18.998 F FLÚOR	18 20.180 Ne NEÓN												
3	11 22.990 Na SODIO	12 24.305 Mg MAGNESIO	13 26.982 Al ALUMINIO	14 28.086 Si SILICIO	15 30.974 P FÓSFORO	16 32.065 S AZUFRE	17 35.453 Cl CLORO	18 39.948 Ar ARGÓN												
4	19 39.098 K POTASIO	20 40.078 Ca CALCIO	21 44.956 Sc ESCAMDIO	22 47.867 Ti TITANIO	23 50.942 V VANADIO	24 51.996 Cr CROMO	25 54.938 Mn MANGANESO	26 55.845 Fe HIERRO	27 58.933 Co COBALTO	28 58.693 Ni NIQUEL	29 63.546 Cu COBRE	30 65.38 Zn ZINC	31 69.723 Ga GERMANIO	32 72.64 Ge GALIO	33 74.922 As ARSENICO	34 78.96 Se SELENIO	35 79.904 Br BROMO	36 83.798 Kr KRIPCIÓN		
5	37 85.468 Rb RUBIDIO	38 87.62 Sr ESTRONCIO	39 88.906 Y YTRIO	40 91.224 Zr CIRCONIO	41 92.906 Nb NIÓBIO	42 95.96 Mo MOLIBDENO	43 98 Tc TECNICO	44 101.07 Ru RUTENIO	45 102.91 Rh RODIO	46 106.42 Pd PALADIO	47 107.87 Ag PLATA	48 112.41 Cd CADMIO	49 114.82 In INDIO	50 118.71 Sn ESTANO	51 121.76 Sb ANTIMONIO	52 127.60 Te TELURO	53 126.90 I YODO	54 131.29 Xe XENÓN		
6	55 132.91 Cs CESIO	56 137.33 Ba BARIO	57-71 La-Lu Lantánidos	72 178.49 Hf HAFNIO	73 180.95 Ta TÁNTALO	74 183.84 W WOLFRAMIO	75 186.21 Re RENIÓ	76 190.23 Os OSMIO	77 192.22 Ir IRIDIO	78 195.08 Pt PLATINO	79 196.97 Au ORO	80 200.59 Hg MERCURIO	81 204.38 Tl TALIO	82 207.2 Pb PLOMO	83 208.98 Bi BISMUTO	84 209 Po POLONIO	85 210 At ASTATO	86 222 Rn RADÓN		
7	87 223 Fr FRANCIO	88 226 Ra RADIO	89-103 Ac-Lr Actínidos	104 267 Rf RUTHERFORDIO	105 268 Db DUBNIO	106 271 Sg SEABORGIO	107 272 Bh BOHRIO	108 277 Hs HASSIO	109 276 Mt MEITNERIO	110 281 Ds DARMSTADTIO	111 280 Rg ROENTGENIO	112 285 Cn COPERNICIO	113 287 Uut UNUNTRO	114 287 Fl FLEROVIO	115 288 Uup UNUNPENTIO	116 289 Lv LIVERMORIO	117 289 Uus UNUNSEPTIO	118 289 Uuo UNUNOCTIO		

ESTADO DE AGREGACIÓN (25 °C)

- Ne - gaseoso
- Hg - líquido
- Fe - sólido
- Tg - sintético

LEGENDA DE CLASES:

- Mezclas: Metales, Semimetales, No metales
- Metales alcalinos
- Metales alcalinoteros
- Elementos de transición
- Lantánidos
- Actínidos
- Antígenos
- Halógenos
- Gases nobles

MASA ATÓMICA RELATIVA (1)

GRUPO IUPAC → IIIA

GRUPO CAS

NÚMERO ATÓMICO → 5

SÍMBOLO → B

NOMBRE DEL ELEMENTO → BORO

Copyright © 2012 Eni Generalis

LANTANÍDOS	
57 138.91 La LANTANO	58 140.12 Ce CERIO
59 140.91 Pr PRASEODIMIO	60 144.24 Nd NEODIMIO
61 (145) Pm PROMETIO	62 150.36 Sm SAMARIO
63 151.96 Eu EUROPIO	64 157.25 Gd GADOLINIO
65 158.93 Tb TERBIO	66 162.50 Dy DISPROSIO
67 164.93 Ho HOLMIO	68 167.26 Er ERBIO
69 168.93 Tm TULIO	70 173.05 Yb YTERBIO
71 174.97 Lu LUTECIO	
ACTÍNIDOS	
89 (227) Ac ACTINIO	90 232.04 Th TORIO
91 231.04 Pa PROTACTINIO	92 238.03 U URANIO
93 (237) Np NEPTUNIO	94 (244) Pu PLUTONIO
95 (243) Am AMERICIO	96 (247) Cm CURIO
97 (247) Bk BERKELIO	98 (251) Cf CALIFORNIO
99 (252) Es EINSTEINIO	100 (257) Fm FERMIO
101 (258) Md MENDELEVIO	102 (259) No NOBELIO
103 (262) Lr LAWRENCIO	