



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
COLEGIO DE CIENCIAS Y HUMANIDADES
PLANTEL (1) AZCAPOTZALCO
ÁREA DE CIENCIAS EXPERIMENTALES



QUÍMICA I

U1. Agua, sustancia indispensable para la vida

U2. Oxígeno, sustancia activa del aire

Profesoras:

Evelia Morales Domínguez
y Silvia Hernández Ángeles



Agosto de 2022

CONTENIDO	Pag.
Unidad I. Agua, sustancia indispensable para la vida	
¿Qué estudia la Química y cuales procedimientos utiliza?. Pensamiento químico y pensamiento científico	3
El proceder científico. Pensamiento científico.	5
¿Cómo están constituidos los materiales que observamos?. Sustancias puras, Mezclas, compuestos, elementos. Ejemplo de pensamiento científico y químico.	7
¿Por qué la existencia de tantas mezclas acuosas? Mezclas homogéneas (disoluciones) y mezclas heterogéneas	8
Actividad Experimental. "Separación de los componentes de una mezcla acuosa"	9
Pensamiento químico. Niveles de representación de la materia.	10
Actividad Experimental. Capacidad Disolvente.	12
El agua (de uso cotidiano) como ejemplo de materia: una sustancia anómala.	13
Propiedades específicas del agua: Temperaturas de fusión y ebullición	15
Actividad Experimental. Determinación de las temperaturas de fusión y de ebullición del agua.	17
Análisis de la variación de temperatura al calentar hielo hasta ebullición.	17
Modelo teórico que explica los cambios de estado del agua.	18
Estudio de los cambios de estado del agua. Formación y rompimiento de enlaces intermoleculares.	19
La energía y los cambios de estado	22
Los estados de agregación. Su modelo y la teoría cinética corpuscular	22
Anomalías del agua. Punto de fusión y ebullición	23
Capacidad calorífica. Propiedad específica.	25
Densidad. Otra propiedad específica.	26
Mezclas: Nivel Nanoscópico	28
La importancia de las disoluciones acuosas en la vida. Concentración de las disoluciones	30
¿Matemáticas en Química? ¿cómo?	31
Utilidad de la división en la resolución de problemas. Método del factor en problemas de solubilidad	31
¿Herramientas matemáticas, en qué? Concentración de las disoluciones.	35
Concentración porcentual	36
Cambio Químico: Electrólisis del agua.	41
Actividad Experimental: Electrólisis del agua.	41
Significado de la ecuación de descomposición del agua	42
Contrastación simbólica de la evaporación y de la electrolisis del agua	44
Reacción de síntesis del agua	45
La energía en la formación y descomposición del agua.	47
Los cambios y la energía	47
La reacción de síntesis o formación del agua como ejemplo de reacción exotérmica.	48
La reacción de descomposición o análisis del agua como ejemplo de reacción endotérmica.	51
Representación de la materia. El lenguaje de la Química. Nivel simbólico-nanoscópico	53
Teoría atómica: modelo de Dalton. Las explicaciones: nivel nanoscópico de la materia.	59
Ley de las proporciones constantes (nivel nanoscópico).	61
Modelo de Bohr	63
Unidad 2. Oxígeno, sustancia activa del aire	69
¿Qué es el aire?. Componentes	70
Separación del aire	73
Aire contaminado.	75
Consecuencias de los contaminantes en el aire.	76

¿De dónde viene el oxígeno?	79
La respiración celular ¡Una reacción de oxidación vital !	80
La respiración celular. 2 observaciones	80
Propiedades químicas del Oxígeno: reacciones de Oxidación.	81
Representación de las combustiones mediante diagramas de energía.	84
Teorías para explicar los cambios químicos.	85
Primera clasificación de los elementos a partir de su comportamiento, físico y químico. Nivel Macroscópico.	87
¿Cómo explicar las fórmulas de los compuestos? Modelo atómico de Bohr.	88
Relación entre el modelo de Bohr y la tabla periódica	91
Clasificación de los elementos: Metales y No Metales	94
Reactividad de Metales y No Metales con Oxígeno.	95
Periodicidad de las propiedades de los elementos: la Tabla Periódica.	98
Carácter metálico	98
Tamaño atómico. Capacidad de formación de iones	100
Otras propiedades periódicas: Energía de ionización y electronegatividad.	101
Cómo se unen los átomos para formar las moléculas y iones: Enlaces Químicos.	106
Concepto de orbital y regla del octeto	107
Representación de Lewis	108
Enlaces Químicos	110
Compuestos iónicos	113
Propiedades de los compuestos iónicos	115
Compuestos covalentes (Moleculares)	116
El Carbono (C), elemento formador de gran número de compuestos covalentes	117
Propiedades de los compuestos moleculares (Covalentes)	118
Alcanos	119
Alquenos	120
Alquinos	120
Enlaces intermoleculares	122
Anexos. Actividades experimentales	124
Referencias	129

¿Qué estudia la Química y cuáles procedimientos utiliza? Pensamiento químico y pensamiento científico

La química al ser una ciencia estudia a la **materia**.

Los **objetos** que nos rodean y con los que interactuamos cotidianamente están formados de materia. La **materia** utilizada para elaborar dichos objetos presenta ciertas características, de esta forma nos referimos a los **materiales**. A la materia se le reconoce por sus propiedades generales: masa, peso y volumen. Por otro lado, la **no materia** como la energía (luminosa, térmica, eléctrica, cinética, etc.) no presenta masa, peso ni volumen.

Indica que se refieren las siguientes palabras, escribe si se trata de **material, materia, no materia u objeto**.

Zapato _____

Piel _____

Presión _____

Tiene masa _____

Carece de masa y volumen _____

Madera _____

Aire _____

Calor _____

¿Que estudia la química _____

¿Cuáles son las propiedades generales de la materia? _____

¿Cuáles son las propiedades características o específicas de una sustancia? _____

Elabora un mapa conceptual que relacione los siguientes términos: **material, objeto, materia, lápiz, no materia, sonido, hielo, química, luz**.

Aspectos de la materia que estudia la Química. Pensamiento químico.

Los aspectos de la materia que la Química estudia son: su **COMPOSICIÓN**, su **ESTRUCTURA** y como consecuencia de estos, sus **PROPIEDADES** y sus **CAMBIOS**.

Para entender estos conceptos, consideremos la siguiente analogía: “Como sabemos los componentes necesarios para hacer una edificación son: cemento, ladrillos, grava, arena y varillas (**COMPOSICIÓN**), podemos pensar que estos materiales pueden adquirir diferente organización (**ESTRUCTURA**) de acuerdo con lo que se quiera construir, por ejemplo, una casa, una escalera, una cúpula de iglesia, un horno o un edificio. Así, la **ESTRUCTURA** de la materia se refiere a la disposición o arreglo de los materiales. La composición y

estructura son muy importantes ya que determinan las características (PROPIEDADES); es decir, determinan los usos que se le den a dicha construcción. Así, las PROPIEDADES se refieren a las características, cualidades o atributos de una cosa, objeto, edificación, etc. De esta forma, las propiedades de una cosa son diferentes a los de otra de acuerdo con sus componentes y estructuras. Para que los componentes de una cosa, objeto o sustancia formen una estructura diferente (CAMBIO), se requiere suministrar ENERGÍA.

Ejercicio

Anota sobre las líneas: **composición, estructura, propiedades o cambios**, según corresponda a cada uno de los siguientes ejemplos.

1. El punto de fusión del agua al nivel del mar es de 0°C _____.
2. El ángulo entre el átomo de oxígeno y los dos de hidrógeno en una molécula de agua es de 104.5° . _____.
3. El agua pura está constituida únicamente por moléculas de agua. _____.
4. En la electrólisis del cloruro de sodio se producen sodio metálico y cloro gaseoso. _____.
5. Una molécula de glucosa está formada por 6 átomos de carbono, 12 átomos de hidrógeno y 6 átomos de oxígeno _____.
6. En el hielo, las moléculas de agua se acomodan formando hexágonos los cuales se repiten formando redes de mayor tamaño _____.
7. Durante la evaporación del agua líquida sus moléculas se separan para formar el estado gaseoso o el vapor de agua. _____.
8. El diamante es el material con mayor dureza. _____.
9. Una ensalada preparada con pepinos, lechuga y aguacate. _____.
10. El sabor dulce de la fructuosa es característico en las frutas. _____.

Actividad en tu cuaderno, traza recuadros y dentro de ellos escribe y/o representa lo que se solicita a continuación: ¿cuál es la composición del agua?, ¿cuál es su estructura?, anota tres de sus propiedades y menciona tres cambios (físicos y/o químicos) que le pueden ocurrir indicando qué energía está involucrada en dichos cambios.

El proceder científico. Pensamiento científico.

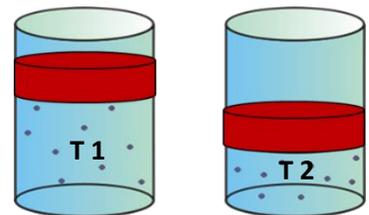
Los seres humanos, por naturaleza, somos curiosos y nos hacemos preguntas sobre lo que nos rodea; por ejemplo, si observamos y analizamos los materiales que forman las cosas tratamos de encontrar algo en común (**regularidades**) para clasificarlos (madera, vidrio, metal, etc.). Otro ejemplo de clasificación a partir de regularidades observadas son los cambios, en físicos y químicos.



Esta **actitud** que **el hombre tiene de tratar de encontrar regularidades** en lo que **observa** lo lleva a **relacionar con sus experiencias y conocimientos, a organizar fenómenos, a clasificar, a hacer predicciones, etc.**

El propósito de la ciencia puede resumirse de la siguiente forma: **“observar, describir, predecir, explicar el mundo natural, confirmar los nuevos conocimientos”**.

Generalmente la primera etapa del conocimiento es la **OBSERVACIÓN** de los hechos; por medio de nuestros sentidos o de la extensión de ellos (instrumentos), otra forma de generar nuevos conocimientos es a partir de nuestras *reflexiones*. La siguiente etapa es la **DESCRIPCIÓN** de las observaciones; por ejemplo, describir que las llantas disminuyen su volumen al bajar la temperatura, las observaciones que se repiten nos llevan a establecer **PATRONES** y **REGULARIDADES** que permiten establecer **GENERALIZACIONES** que si se comprueban pueden llegar a constituir **LEYES**, como por ejemplo “los gases disminuyen su volumen a menor temperatura”. A partir de los patrones, regularidades, generalizaciones o leyes pueden elaborarse **PREDICCIONES** por ejemplo se puede plantear la siguiente hipótesis “en un lugar frío el volumen de las llantas disminuye”



Gas a diferentes temperaturas
 $T_1 > T_2$

En la búsqueda del conocimiento el ser humano trata de buscar **EXPLICACIONES** a los fenómenos naturales y las leyes que los rigen. Para esto la ciencia se vale de teorías, principios y modelos, en el ejemplo anterior, la teoría cinética molecular nos ayuda a explicar las leyes de los gases.

Los científicos tienen la misma actitud de los niños al tratar de comprender y explicar el mundo construyendo conceptos. Al igual que las personas, los científicos describen objetos, hechos o fenómenos y, tratan de explicarlos y de predecir lo que ocurrirá en ciertas condiciones; no obstante, estos procesos los realizan con intención, mayor cuidado y precisión, prueban mediante la experimentación, corroboran o descartan sus hipótesis y emprenden nuevas investigaciones. Como A. Einstein dijo: “La ciencia no es más que el refinamiento del pensamiento cotidiano”.

Ejemplo del proceder científico

Un ejemplo donde nosotros actuamos semejante a un científico es cuando dejamos caer unas gotas de agua sobre un sartén caliente, éstas producen un sonido crepitante, se genera vapor de agua y se forman pequeñas esferas que evaporan rápidamente.

1. La observación sería: Las gotas de agua se evaporan rápidamente sobre el sartén caliente.
2. El patrón de comportamiento sería : Cada vez que se adicionan gotas de agua sobre una superficie con una temperatura suficientemente alta (sartén caliente) ésta se evapora rápidamente produciendo ruido y vapor de agua.
3. La generalización de ésta observación es: El agua siempre se evapora si choca con una superficie con temperatura suficientemente alta.
4. La descripción de este hecho es : Cuando calentamos el sartén y adicionamos de agua se producen vapor y un ruido característico, las gotas se mueven formando esferas que se van haciendo cada vez más pequeñas hasta desaparecer de nuestra vista.
5. A partir de lo anterior es posible establecer una predicción o hipótesis : Si adicionamos agua a una superficie con una temperatura suficientemente alta entonces ésta se evaporará rápidamente.

Ejercicio

Piensa sobre el comportamiento del agua cuando se enfría hasta convertirse en hielo y, a partir de ello, reflexiona y escribe sobre las líneas:

1. ¿Cuál sería una observación? _____

2. ¿Habrá un patrón de comportamiento? Indica cuál: _____

3. Plantea una generalización _____



4. ¿Cuál es su descripción? _____

5. Propón una predicción _____

¿Cómo están constituidos los materiales que observamos? Sustancias puras, Mezclas, compuestos, elementos.

Ejemplo de pensamiento científico y pensamiento químico.

Los alimentos que comemos, las edificaciones que habitamos, nuestro propio cuerpo, el aire que respiramos, las montañas que nos rodean, están formados de MATERIA. De acuerdo con sus usos y características clasificamos a la materia en MATERIALES.

Pocas veces los materiales que nos rodean resultan ser SUSTANCIAS PURAS; generalmente los materiales que observamos son MEZCLAS, las que pueden ser separadas en SUSTANCIAS PURAS. Las sustancias puras son COMPUESTOS Y ELEMENTOS. Las sustancias puras tienen propiedades específicas y se representan con fórmulas y símbolos químicos, respectivamente.

Ejercicios. Completa los espacios en el siguiente texto y contesta las preguntas.

1. En general, los materiales que observamos en nuestra vida cotidiana (nivel macroscópico) son _____, las cuales, mediante procesos físicos, pueden separarse en _____; estas últimas incluyen a _____ y Compuestos, cuya representación es a través de _____ y _____ químicos, respectivamente.
2. Contesta el siguiente planteamiento con argumentos que justifiquen tu respuesta: El agua que observamos cotidianamente (de río, de la llave, de la lluvia, etc.) ¿es una sustancia pura o es una mezcla? _____

Actividad en tu cuaderno, realiza un mapa conceptual donde relaciones los siguientes términos: mezcla, materia, material, elemento, compuesto, sustancia pura; incluye ejemplos (agua, oro, agua salada)

¿Por qué la existencia de tantas mezclas acuosas?

Mezclas homogéneas (disoluciones) y mezclas heterogéneas

Las **sustancias puras: compuestos y elementos**, tienen propiedades específicas definidas por las cuales se les reconoce, **tienen una composición fija** y se representan con fórmulas o símbolos. Las mezclas están formadas de sustancias puras y/o por otras mezclas; **las mezclas son materiales formados por dos o más componentes unidos, pero no químicamente**; al reunir dichos componentes no ocurren reacciones químicas y cada uno mantiene su identidad, **las mezclas no tienen composición definida**.

Las **mezclas homogéneas o disoluciones** tienen aspecto uniforme, sus componentes están dispersos en forma regular y todas sus partes son iguales. Existen disoluciones en estado sólido (aleación), líquido (agua salada) o gaseoso (aire). En una mezcla la **sustancia que se encuentra en mayor proporción** se le llama **disolvente** y las de **menor proporción** se les conoce como **solutos**. Además del agua existen otros disolventes como: alcohol, acetona, éter, gasolina, hexano, benceno, etc., siendo el **el agua** el de **mayor capacidad disolvente**. En general, los disolventes se pueden clasificar en **polares**, como el agua, y **no polares**, como el aceite. Una sustancia se puede disolver en otra si ambas son de naturaleza semejantes, de aquí una regla de solubilidad es: **“Semejante disuelve a semejante”**.

Ejercicios.

1. ¿Qué características presentan las mezclas que las diferencian de las sustancias puras?

2. ¿Qué es una disolución y cuáles son sus componentes? _____

3. ¿Cómo se clasifican los disolventes? _____
4. Además del agua, enlista otros disolventes: _____
5. ¿El alcohol se disuelve en agua? ¿por qué? _____
6. ¿Cuáles disolventes disolverán grasas y aceites? _____
7. ¿y cuáles no? _____

Actividad en tu cuaderno. Indaga y escribe en tu cuaderno un resumen ilustrado de los métodos físicos utilizados para separar mezclas.

Actividad Experimental. "Separación de los componentes de una mezcla acuosa"

Con tus propias palabras contesta las siguientes preguntas-problema (no necesitas buscar las respuestas en internet). Para probar las hipótesis, en equipo, deberán proponer una actividad experimental.

1. De manera general ¿cuáles componentes piensas que contiene un refresco de cola? _____

2. ¿Cómo separarías el agua de los otros componentes del refresco? _____

Las respuestas a estas **preguntas-problema** constituyen tus propias **hipótesis**.

Actividad.

Realiza en tu cuaderno el desarrollo de tu diseño y desarrollo experimental. Debe tener los siguientes aspectos:

- | | |
|---|--|
| a) Título | g) Análisis de resultados a través de una T de Observación/explicación |
| b) Objetivo | h) Conclusiones. |
| c) Hipótesis | i) Referencias consultadas. |
| d) Material y sustancias | |
| e) Procedimiento | |
| f) Observaciones y/o resultados (datos) | |

Investigación

Experimental. Un experimento se lleva a cabo con la intención de probar una hipótesis.

Ejercicio grupal. Reflexión sobre el proceso de separación de la disolución acuosa (mezcla homogénea o disolución)

1. ¿Cuáles fueron los cambios observados? _____

2. ¿En qué propiedad(es) se basa la separación de agua del refresco? _____

3. ¿Hay alguna relación de la energía con los cambios observados? _____

4. Si la materia está formada por partículas sub-microscópicas que poseen movimiento (energía cinética). **Describe** ¿en cuál etapa del experimento puedes localizar evidencia de estas partículas y su movimiento (**energía cinética corpuscular**)? _____

5. Desde tu experiencia con fenómenos cotidianos, identifica una evidencia de la naturaleza particulada de la materia y del movimiento que tienen las partículas: _____

6. Realiza un experimento donde adiciones una pizca de colorante sólido en dos recipientes con agua, uno a temperatura ambiente y otro a mayor temperatura, observa y contesta:
- a) ¿Qué ocurre con el colorante en ambos casos? _____

- b) ¿Qué puedes inferir sobre la existencia de partículas en movimiento en ambos sistemas? _____

7. Escribe, ¿en qué consiste el fenómeno de Difusión? _____

Pensamiento químico. Niveles de representación de la materia.

Para comunicarse los científicos han desarrollado sistemas de comunicación (lenguaje científico) propios de la ciencia. Cada disciplina científica tiene sus términos; por ejemplo, en el lenguaje de la química existen los símbolos, las fórmulas, las ecuaciones, etc. Lo mismo sucede en otros ámbitos como la física, la biología, etc.

En los cursos de química, para lograr una comunicación adecuada, es de suma importancia establecer ciertos parámetros de lenguaje entre profesores de química y estudiantes, por lo que resulta relevante establecer, de manera general, las distintas formas en las que se representa la materia (materiales) y los cambios.

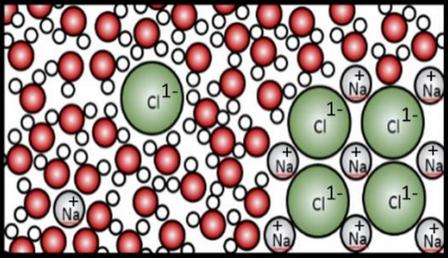
Existen tres formas de representar a la materia; dos de éstas corresponden a escalas de tamaño:

Nivel macroscópico se refiere a todo aquello que podemos ver a simple vista, percibir directamente con los sentidos, o bien, a través de instrumentos como la lupa. Las cosas o fenómenos con los que interactuamos cotidianamente son ejemplos de este nivel: el agua, el aire, las personas, tus lápices y cuadernos, quemar un papel, la combustión del gas, disolver sal, etc.

Nivel nanoscópico se refiere al mundo de la química, a todo aquello que para nosotros es invisible y ni siquiera a través de un microscopio se puede observar porque es aún más diminuto; esto es, el mundo de las partículas químicas: átomos, moléculas, iones, electrones, etc. Para representar este nivel se recurre a los **modelos químicos**. Ejemplos de este nivel son: las representaciones de moléculas del agua, iones sodio y cloruro rodeados de moléculas de agua, los átomos de oro, etc. La forma más sencilla de representar a los átomos es a través de modelos en forma de esferas de tamaños y colores diferentes.

El **nivel simbólico**, en química, se refiere a la representación de las sustancias y a sus transformaciones utilizando símbolos, fórmulas y ecuaciones químicas. A través del nivel simbólico también se pueden representar otros aspectos relacionados con el lenguaje químico, como son: los estados de agregación, indicar si las reacciones son reversibles o irreversibles, las condiciones de reacción, etc.

En la siguiente tabla muestra el ejemplo de los tres niveles de representación de la disolución de sal en agua.

Nivel macroscópico	Nivel nanoscópico	Nivel simbólico
 <p data-bbox="185 1430 526 1455">2 cristales de sal disolviéndose</p>	 <p data-bbox="565 1413 1019 1472">Iones en cristal y otros iones rodeados de agua</p>	$\text{NaCl(s)} \rightarrow \text{Na}^{1+}(\text{ac}) + \text{Cl}^{1-}(\text{ac})$ <p data-bbox="1057 1392 1321 1451">Ecuación del proceso de solvatación</p>

En el inicio de este curso primero haremos referencia al nivel macroscópico de la materia y su nivel simbólico; y más adelante, para explicar fenómenos, se hará uso del nivel nanoscópico.

Para mejorar la comprensión de los conceptos químicos se deben relacionar los 3 niveles de representación de la materia durante la explicación de algún hecho o fenómeno; por lo que es necesario tener conocimientos básicos de nomenclatura química y mucha imaginación para representar el mundo nanoscópico.

Ejercicio. Investiga y representa la reacción de combustión del gas butano (¿a qué nos referimos? ¡¡ a quemar gas en la estufa!!).

Nivel macroscópico	Nivel nanoscópico	Nivel simbólico

Actividad Experimental. Capacidad Disolvente.

Realiza la siguiente actividad:

Consigue 16 taparrosas de plástico y una jeringa, también reúne las siguientes sustancias que utilizarás como disolventes: aceite, acetona, alcohol, agua de garrafón; por otro lado, consigue pequeñas porciones de sal, azúcar, bicarbonato y un poco de grasa sólida (margarina o manteca) . Prueba la capacidad disolvente de las sustancias líquidas utilizando los cuatro solutos. Toma 4 tapas y adiciónale 5 mL de agua a cada una; en otras 4 adiciona 5 mL de otro de los disolventes, repite lo mismo con los dos restantes. Ahora, adiciona una pizca de diferente soluto en cada una de las tapas, repite lo mismo para los otros dos disolventes (Guíate con el cuadro de abajo). Utiliza algunos palillos para revolver y, no olvides registrar tus observaciones.

Disolvente \ soluto	5 mL de agua	5 mL de alcohol	5 mL de aceite	5 mL de acetona
pizca de sal				
pizca de azúcar				
Pizca de bicarbonato				
Pedacito de grasa sólida				

Utiliza la siguiente escala y de acuerdo con la solubilidad de los solutos asígnale, según tus observaciones, un valor a cada mezcla (estos valores sólo representan una propuesta cualitativa).

0	1	2	3
No soluble	Poco soluble	Soluble	Muy soluble

1. Ordena los disolventes de mayor a menor **capacidad disolvente**.

_____ > _____ > _____ > _____

2. Identifica en tu entorno cinco mezclas acuosas: _____

3. ¿Por qué la existencia de tantas mezclas acuosas? _____

4. ¿Por qué se le conoce al agua como *Disolvente Universal*? _____

El agua (de uso cotidiano) como ejemplo de materia: una sustancia anómala.

Para continuar el estudio de la materia y sus transformaciones utilizaremos el contexto del AGUA, una sustancia muy cercana y vital para nosotros. El agua resulta tan familiar que consideramos que tiene un comportamiento NORMAL; sin embargo, los científicos no piensan lo mismo, ya que comparada con otras sustancias similares en composición se comporta de manera ANORMAL o IRREGULAR como vamos a ir estudiando a lo largo de esta unidad.

Generalmente, los científicos buscan en sus investigaciones: SIMILITUDES, PATRONES, REGULARIDADES y/o ESQUEMAS; por lo que surge una pregunta, entonces nosotros ¿cómo estudiaremos el AGUA guiados por sus ANOMALÍAS?.

Precisamente, son sus ANOMALÍAS las que resultan interesantes para iniciar el estudio de la química alrededor del AGUA; vamos a contrastar sus PROPIEDADES y comportamiento con los de otras sustancias REGULARES, y a partir de esto, vamos a buscar la EXPLICACION de los "extraños" comportamientos del AGUA a través del estudio de su COMPOSICIÓN Y ESTRUCTURA, a nivel nanoscópico (o sub-microscópico).

Aprenderemos que las regularidades nos ayudan a proponer MODELOS Y TEORÍAS que las explican, pero cuando se encuentran excepciones a estas regularidades o esquemas de comportamiento (ANOMALÍAS), éstas NOS CONDUCEN A REFORMULAR MODELOS Y

TEORIAS, para encontrar nuevas explicaciones, avanzando, de este modo, en el conocimiento de la naturaleza.

Ejercicios. A partir de la información anterior contesta las siguientes preguntas:

1. ¿Por qué consideramos que el comportamiento del agua es normal?

2. ¿Con qué tipo de sustancias vamos a comparar las propiedades y comportamiento del agua?

3.- ¿Por qué los científicos consideran que el agua tiene un comportamiento **irregular (anómalo)**?

4. ¿En qué aspectos del agua vamos a buscar la explicación a su comportamiento?

5.- ¿En qué casos se deben revisar las teorías y los modelos existentes?

Actividad en tu cuaderno. Realiza un mapa mental en tu cuaderno sobre las propiedades del agua (capacidad disolvente, densidad, punto de fusión, punto de ebullición, capacidad calorífica y tensión superficial). Leer la lectura: *El agua una sustancia extraordinaria*, http://recursostic.educacion.es/newton/web/materiales_didacticos/el_agua/agua3.pdf, consultada el 20 de julio de 2022.

Después de realizar la lectura *El agua una sustancia extraordinaria* resuelve el siguiente cuestionario:

1. Enlista 5 usos del agua y explica cuál es su relevancia.

2. Completa el cuadro

3 ejemplos de contaminación del agua en tu vida cotidiana.	Impacto ambiental y en la salud	Comenten en equipo y realicen propuestas de solución.

3. Explica ¿Por qué el hielo flota sobre el agua líquida? ¿Qué relevancia tiene este comportamiento del agua para la vida acuática?

4. Explica ¿por qué el agua se considerada como termorreguladora?

5. ¿Cuál propiedad del agua permite que algunos insectos caminen sobre ella? Explica en qué consiste.

6. ¿Por qué el agua se contamina tan fácilmente? ¿qué propiedad del agua permite explicar su fácil contaminación?

Propiedades específicas del agua: Temperaturas de fusión y ebullición.

¿Una sustancia cambia de estado a cualquier temperatura?

Una de las propiedades de la materia, es el estado físico (o fase) que tiene una sustancia a una temperatura determinada. Un cambio de estado o fase sucede sin que cambie la naturaleza de las sustancias, no se forman otras sustancias diferentes, es decir, no hay cambios químicos.

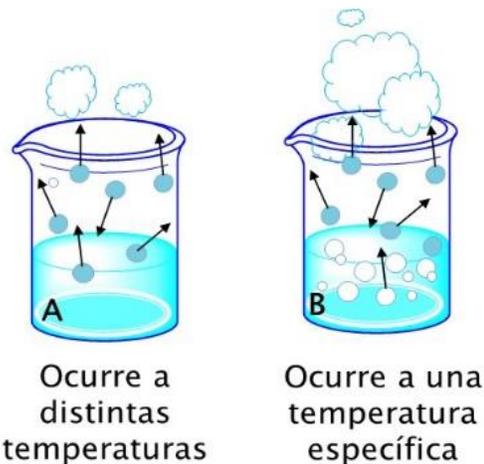


Cada cambio de estado tiene un nombre característico; así, el cambio de sólido a líquido es conocido como **fusión**, el cambio de líquido a sólido es la **solidificación**, y de líquido a gas se llama **ebullición**. (Observa la imagen para conocer los otros cambios de estado).

Temperatura de ebullición.- corresponde a aquella en la cual una sustancia cambia del estado líquido al gaseoso, si la **sustancia es pura** la temperatura a la que sucede el cambio siempre es la misma, por lo que es común el término **Punto de ebullición**. La temperatura de ebullición es una **propiedad específica** y no depende de la cantidad de sustancia que se tenga. El punto de ebullición del agua es 100°C a nivel del mar (presión de 1 atmósfera). El punto de ebullición de un líquido depende de la presión.

Temperatura de fusión y de solidificación.- La temperatura a la que una sustancia pura cambia de líquido a sólido es su **temperatura de solidificación**, cuando el cambio es inverso: la sustancia cambia de sólido a líquido se conoce como **temperatura de fusión**, para el agua estos cambios corresponden a la misma temperatura, 0°C .

Cuando un líquido hierve o se evapora, sus moléculas se separan y forman el estado gaseoso. En la **evaporación** sólo participan las moléculas de la superficie del líquido, mientras que en la **ebullición** intervienen todas las moléculas, por efecto de la energía calorífica.



Ejercicio. De acuerdo con la información anterior contesta lo siguiente:

1. ¿Se forman sustancias nuevas en un cambio de estado? _____
2. El cambio que sucede cuando un sólido pasa a líquido se llama: _____
3. La temperatura a la que una sustancia cambia de líquido a gas se conoce como: _____
4. El cambio de líquido a sólido se conoce como: _____

5. La _____ implica el movimiento de las moléculas superficiales de un líquido llevándolo a convertirse en gas y sucede a cualquier temperatura.
6. ¿Por qué las temperaturas de ebullición y fusión de una sustancia pura son propiedades específicas? _____

Actividad Experimental. Determinación de las temperaturas de fusión y de ebullición del agua

¿Cómo se miden las Temperaturas de fusión y de ebullición del agua?.

Realiza una propuesta de experimento para el siguiente caso: si queremos conocer experimentalmente la temperatura a la que el agua cambia de un estado de agregación a otro (Sólido a líquido o de líquido a gas).

¿Qué propones hacer? _____

Elabora la hipótesis para la siguiente pregunta:

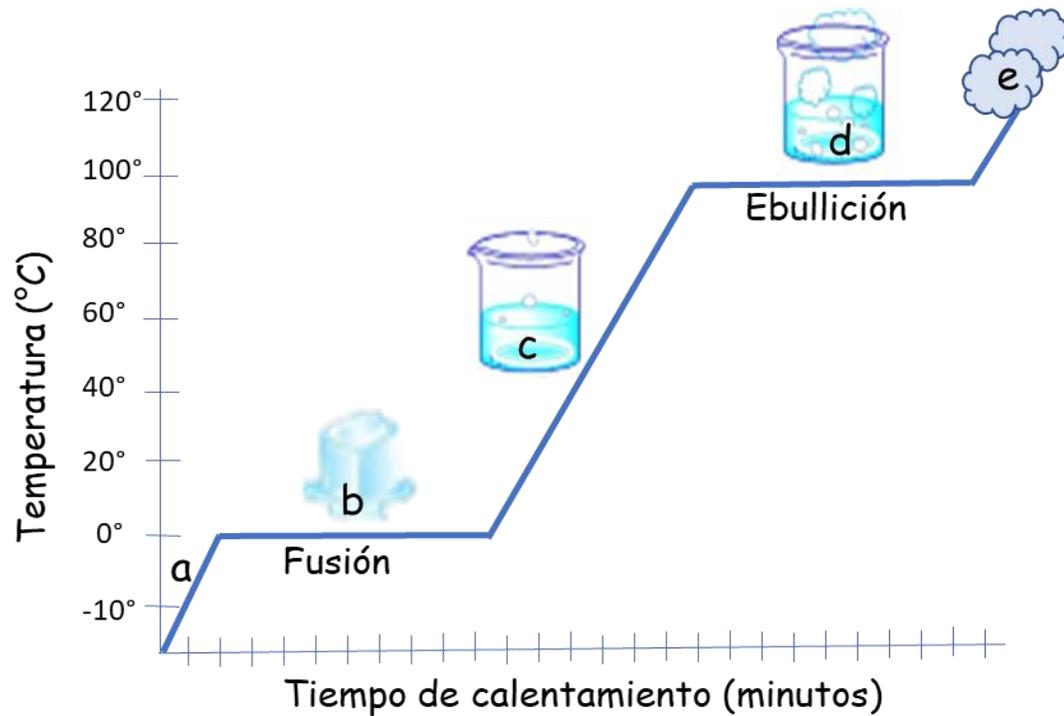
¿Qué crees que ocurra con la temperatura al calentar hielo hasta que alcance el estado gaseoso del agua? Explica _____

Realiza la actividad experimental de calentamiento de agua en el simulador: <https://bit.ly/3n08pDf> , (consultado el 20 de julio del 2022) considera como condiciones iniciales 200 g de hielo y una temperatura inicial de -10°C ; posteriormente registra los datos en tu cuaderno y elabora una gráfica en papel milimétrico de temperatura contra tiempo.

Análisis de la variación de temperatura al calentar hielo hasta ebullición.

Cambios de estado. Relación de variables representada de manera gráfica.

Al calentar una sustancia sólida, ésta pasa a través de sus diferentes estados de agregación, primero pasa a líquido (fusión) y, posteriormente, el líquido pasará a la fase gaseosa (ebullición). Si se registran las temperaturas en diferentes tiempos de calentamiento, desde el sólido hasta la formación del gas, se obtiene la siguiente gráfica:



Modelo teórico que explica los cambios de estado del agua.

Cuando se calienta un sólido, se registra un aumento de temperatura (la energía cinética de sus partículas aumenta) como en **a**, cuando el sólido está cambiando a líquido se registra temperatura constante (no hay, en promedio, aumento de movimiento) aunque se siga calentado **b**, cuando todo el sólido es líquido este aumenta su temperatura, (sube la energía cinética) **c**, cuando el líquido está cambiando a gas la temperatura permanece constante, (no hay incremento, en promedio, de energía cinética) **d**, si el gas se sigue calentando éste aumenta de temperatura (aumenta su energía cinética), **e**.

Estudio de los cambios de estado del agua. Formación y rompimiento de enlaces intermoleculares.

Reflexionemos ahora sobre los cambios de estado del agua en el experimento del calentamiento de hielo hasta vapor de agua. Obtuvimos una gráfica de temperatura (T) contra tiempo (t) en la que se observa que **durante los cambios de estado la temperatura permanece constante**.

¿Por qué crees que durante un cambio de estado la temperatura no se incrementa aun cuando continuamos con el calentamiento?

Las partículas (átomos, moléculas o iones) que forman un sólido tienen una estructura rígida, lo que les impide movimiento (sólo tienen movimientos vibratorios). Al calentar el sólido la energía de cada partícula aumenta y, con ello también aumentan su movimiento y temperatura, sólo se observa la sustancia sólida. Si este movimiento es lo suficientemente grande **las partículas pueden obtener la energía necesaria para romper la estructura del sólido y formar una estructura menos rígida en el estado líquido**, lo cual corresponde a **la fusión**. Durante la fusión todas las partículas coexisten entre el sólido y el líquido **con una energía cinética promedio que no cambia y se observa una T constante**; de esta manera, la energía que se sigue suministrando a través del calentamiento se utiliza para romper enlaces intermoleculares y no para incrementar el movimiento de las partículas.

De igual manera, al continuar el calentamiento del líquido, las partículas que lo forman pueden adquirir mayor energía **cinética** (mayor movimiento) y la temperatura aumenta; cuando las partículas adquieren suficiente energía inician la ruptura de los enlaces que las mantienen unidas en la estructura líquida, en este momento tienen la posibilidad de liberarse y separarse lo suficiente formando el estado gaseoso, ocurre **la ebullición**; mientras coexistan los dos estados de agregación, líquido y gas, la energía cinética promedio se mantiene constante y, por lo tanto la temperatura no cambia.

Cuestionario. A partir de la información anterior contesta lo que se solicita a continuación.

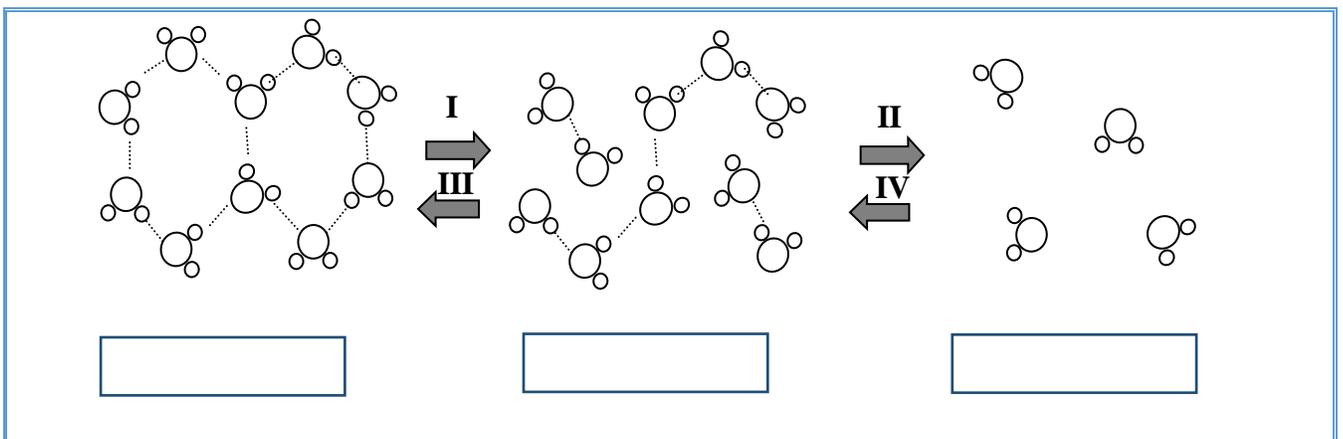
1. Explica ¿en qué se utiliza la energía que se suministra a un sólido que aumenta su temperatura? _____
2. ¿Qué sucede a las partículas que forman el sólido al cambiar a líquido? _____

3. ¿A qué se llama energía cinética? _____

4. ¿En cuál estado de agregación las partículas tienen menor energía cinética? _____
5. ¿Cómo es la temperatura durante un cambio de estado? _____
6. ¿En qué se utiliza la energía que se suministra durante un cambio de estado? _____

Ejercicio.

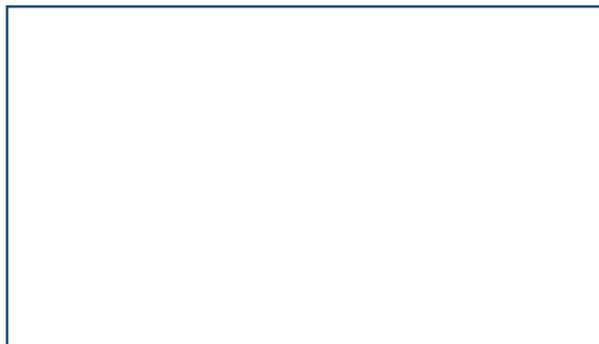
1. Escribe a qué estado de agregación corresponden los modelos mostrados en el siguiente esquema, ilumina de color rojo los átomos de oxígeno en las moléculas de agua y señala con verde los enlaces que existen entre las moléculas del agua (enlaces intermoleculares).



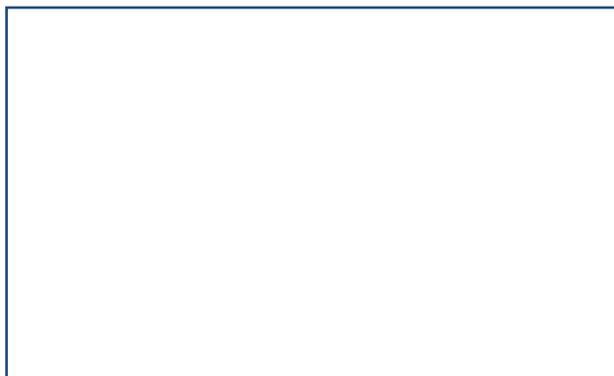
MODELO NANOSCOPICO de las moléculas de agua en diferentes estados de agregación, los cambios de estado se muestran con las flechas y los números romanos.

2. ¿ A qué cambio de estado se refiere la transformación I? ¿cuál es la evidencia empírica que apoya la representación de los modelos para esta transformación ? _____

3. Dibuja 6 moléculas de agua que representen el estado líquido, no olvides representar las uniones intermoleculares (con líneas discontinuas), utiliza los colores indicados anteriormente.



4. Dibuja 6 moléculas de agua que representen el estado sólido, no olvides las uniones intermoleculares (con líneas discontinuas), utiliza los colores indicados anteriormente.



Resumen. La temperatura permanece constante durante un cambio de estado. Durante esta etapa no hay cambio en la energía cinética de las moléculas por lo que no aumenta la temperatura.

En el caso de la fusión y ebullición, la energía se usa en vencer las fuerzas que mantienen a las partículas juntas, en el caso del agua, el calor proporcionado se gasta en separar las moléculas que forman el hielo o el líquido. Una vez que las partículas están libres de la estructura anterior adquieren energía cinética para incrementar su movimiento; lo que implica un incremento en la temperatura.

Durante los cambios de estado opuestos: la condensación y la solidificación, la energía adquirida por las partículas se desprende en forma de calor.

Ejercicio. A partir de la información del recuadro contesta las siguientes preguntas:

1. ¿Qué sucede con la temperatura durante un cambio de estado? _____.
2. ¿En qué se utiliza la energía suministrada durante un cambio de estado? _____
3. ¿En qué estado hay mayor energía cinética, en el hielo o en el agua líquida? Explica.

4. ¿Qué trabajo realiza la energía calorífica durante la ebullición? _____

5. ¿Qué trabajo realiza el calor suministrado durante el calentamiento del agua líquida? ____

6. ¿Cuál es la evidencia empírica que apoya esta afirmación: *durante un cambio de estado no hay cambio en la energía cinética de las moléculas?* _____

La energía y los cambios de estado

Los enlaces que se forman o se rompen cuando una sustancia cambia de estado (**cambio físico**) son muy débiles comparados con los enlaces que se forman o rompen cuando una sustancia se forma o se descompone (**cambio químico**). En una reacción química los enlaces involucrados son más fuertes por lo que las energías requeridas son mayores que en los cambios físicos.

La energía involucrada en los **cambios químicos** puede ser diez o cien veces mayores que las energías requeridas en los **cambios físicos**.

Ejercicio

1. ¿En qué tipo de cambios se requiere energía de mayor magnitud? _____
2. ¿Cómo se clasifican los cambios de estado? _____
3. ¿En cuáles cambios se forman o rompen los enlaces más débiles? _____
4. ¿Señala una evidencia que sustenta el siguiente planteamiento: “*Los enlaces que se forman o se rompen cuando una sustancia cambia de estado son más débiles comparados con los enlaces que se forman o rompen cuando una sustancia se forma o se descompone*”

Los estados de agregación. Su modelo y la teoría cinética corpuscular

Los SÓLIDOS están constituidos por partículas unidas en estructuras rígidas, los enlaces entre sus partículas solo tienen movimiento vibratorio, su energía cinética es nula o muy baja porque sus partículas prácticamente no tienen movimiento. Existe un mayor orden que en los otros estados. En el estado LÍQUIDO las partículas se agrupan (existen enlaces al formarse las agrupaciones). Hay mayor energía cinética, éstos grupos se "deslizan" unos sobre otros, por lo que su forma es adaptable al recipiente que lo contenga en tanto que su volumen no se verá afectado. Se forman y se deshacen agregados, es decir, hay menos orden. En los GASES las partículas están muy alejadas unas de otras, no hay enlaces entre ellas. Se mueven en desorden y libremente, por lo tanto hay mayor energía cinética.

Ejercicio. Responde sólido, líquido o gas según corresponda en los siguientes planteamientos.

- a) Sus partículas tienen solo movimiento vibratorio: _____

- b) En este estado de agregación las partículas tienen la mayor libertad: _____
- c) Estado en el que las partículas se agrupan rodando unas sobre otras: _____
- d) Contiene la menor energía cinética: _____
- e) No existe ningún tipo de enlace entre las partículas: _____
- f) Su estructura es rígida: _____

Anomalías del agua. Punto de fusión y ebullición: propiedades específicas.

Las temperaturas de fusión y de ebullición del agua (0°C y 100 °C, a nivel del mar) constituyen otra rareza o anomalía de este compuesto, pues los valores reportados para el agua serían muy diferentes si ésta siguiera al pie de la letra las regularidades en de la química.

El oxígeno de la molécula de agua (H₂O) pertenece al grupo 16 de la tabla periódica. Este grupo incluye el azufre (S), el selenio (Se), el telurio (Te) y el polonio (Po). Cuando estos elementos se combinan con el hidrógeno, forman compuestos cuya estructura química es similar a la del agua (H₂O): H₂S, H₂Se, H₂Te y H₂Po; al tener estructuras parecidas se espera que las sustancias se comporten de manera similares. Sin embargo los puntos de fusión y ebullición del agua son muy altos, indicando que la fuerza de atracción entre las moléculas de agua es muy alta.

La mayor atracción entre las moléculas de agua se debe a que los dipolos de cada molécula de agua tienen una diferencia de electronegatividad alta. La ΔE del H-O 1.4, la ΔE de H-S es de 0.5, la ΔE de H-Se es de 0.3, la ΔE de H-Te de 0.0. Los dipolos de las moléculas de agua ejercen mayor atracción hacia otras moléculas de agua pero las moléculas del H-Te sin dipolos eléctricos no ejercen atracción entre sí.

Ejercicios.

1. Analiza los datos de la tabla, INFIERE y anota **las temperaturas de ebullición y de fusión que debería tener el agua** (considera las tendencias, patrones o regularidades que se observan)

Compuesto	No. Atómico, de los elementos del grupo 16	Masa molecular del compuesto	Temperatura de fusión.	Temperatura de ebullición
H ₂ Te	52	129	-51	-4
H ₂ Se	34	80	-66	-41
H ₂ S	16	34	-86	-61
H ₂ O	8	18		

Valores predichos para el punto de fusión y de ebullición del agua de acuerdo al patrón de comportamiento de sustancias similares: -90° y -70°, respectivamente.

- Los valores inferidos para el punto de ebullición y punto de fusión del agua se indican en la tabla. Cómo son estos valores con los puntos de ebullición y fusión verdaderos. _____

- Enlista los elementos del grupo 16 de la Tabla Periódica: _____

- ¿Cómo varía la temperatura de fusión y ebullición en relación con la masa molecular de los compuestos en la tabla anterior? _____
- Si el agua se comportara de acuerdo con el patrón de las demás sustancias ¿cuáles **serían** sus valores de temperatura de fusión y ebullición? _____
- ¿Qué estado de agregación tendría el agua si se comportará como los compuestos de la tabla anterior? _____
- ¿Cómo son los valores predichos para el agua con respecto a sus valores reales? _____

- ¿Cuál de los compuestos, diferentes al agua, necesita más calor para romper los enlaces entre sus partículas? _____
- ¿Cuál es la evidencia empírica de que las moléculas de agua (H_2O) se atraen entre sí con mayor fuerza que las moléculas del H_2S ? _____

REGULARIDAD \Rightarrow

En general, a mayor masa molecular, las temperaturas de fusión y ebullición de sustancias similares al agua son también mayores.

El agua NO OBEDECE el reglamento periódico, por suerte para la vida en la Tierra. De no ser así, toda el agua del planeta se encontraría en forma de vapor en condiciones atmosféricas.

- ¿Cómo te imaginas un mundo donde el agua cumpliera estrictamente las reglas de la química? _____

Al comparar el agua con otras sustancias similares en estructura, el pronóstico de los químicos es que debería hervir a $-70\text{ }^\circ\text{C}$ y congelarse a $-90\text{ }^\circ\text{C}$, esto significa que a temperatura ambiente el agua debería encontrarse en estado GASEOSO y, gracias a su ALTA TEMPERATURA DE EBULLICIÓN del agua la encontramos principalmente en ESTADO LÍQUIDO en el planeta.



ANOMALÍA \Rightarrow

El punto de fusión y el punto de ebullición del agua son _____ que los de sustancias similares.
(menores / mayores)

10. ¿Qué ocurre en la ESTRUCTURA MOLECULAR del agua para que sus moléculas se atraigan con mayor fuerza que las de sustancias similares? _____

Capacidad calorífica. Otra propiedad específica.

¿Puede la misma cantidad de sustancias DIFERENTES, almacenar la misma cantidad de energía? _____.

Analiza las capacidades caloríficas de las sustancias que se mencionan en la siguiente tabla.

SUSTANCIA	CALOR ESPECÍFICO cal / °C
Agua (líquida)	1.0
Agua (sólida)	0.92
Alcohol etílico	0.54
Madera	0.42
Vidrio	0.12
Fierro	0.11
Aluminio	0.21
Cobre	0.09
Plata	0.06
Oro	0.03

Una **caloría** es la energía necesaria para aumentar en un grado centígrado la temperatura de un gramo de agua, que prácticamente corresponde a la masa de un mililitro de agua.

- Si se mide un gramo de agua cuya temperatura es de 19 °C, ¿qué cantidad de calor se requiere para llevarlo a una temperatura de 22°C? _____.
- ¿Cuál de las sustancias requiere mayor cantidad de calor para que su temperatura suba en un grado centígrado? _____
- ¿Cuál sustancia conserva mejor el calor, el vidrio o la madera? _____

REGULARIDAD →

La mayoría de las sustancias tienen capacidades caloríficas bajas.

El agua tiene una capacidad calorífica muy elevada.

← **ANOMALÍA**

Al tener una capacidad calorífica muy elevada, el agua puede absorber gran cantidad de calor durante el día y liberarlo lentamente durante la noche actuando así como una sustancia TERMORREGULADORA, esto explica porque en lugares cercanos a grandes

masas de agua, como la playa, el clima se mantiene más cálido que en los desiertos, donde las temperaturas cambian bruscamente entre el día y la noche.

Densidad. Otra propiedad específica.

Si sabemos que la densidad es la cantidad de materia que hay en cada uno de los centímetros cúbicos de un material, entonces podemos expresar a la densidad como la relación matemática entre la masa del objeto y su volumen, es decir la densidad es una división, lo cual se representa de la siguiente manera:

$$DENSIDAD = \frac{MASA}{VOLUMEN}$$

1. ¿Qué mediciones y cálculos deben hacerse en el laboratorio para determinar la densidad de agua y de alcohol? _____
2. ¿Qué unidades tiene la densidad de acuerdo con las mediciones que sugieres? _____
3. Después de hacer las determinaciones en el laboratorio indica ¿cómo deben ser las densidades de *diferentes* cantidades de un *misma* sustancia? ¿iguales o diferentes? Explica. _____

La siguiente tabla muestra las densidades de sustancias puras, los datos se usan comúnmente en laboratorios e industrias para identificar sustancias y para conocer el grado de pureza que tienen.

SUSTANCIA	DENSIDAD (g / cm ³)
Acero	7.8
Agua líquida	1.00
Alcohol	0.7
Aluminio	2.7
aceite de oliva	0.92
Benceno	0.90
Bronce	8.6
Cobre	8.9
Diamante	3.52
Glicerina	1.26
Hielo	0.92
Fierro	7.8
Mercurio	13.6
Nitrógeno	1.2 x 10 ⁻³ (0.0012)
Oro	19.3
Oxígeno	1.3 x 10 ⁻³ (0.0013)
Platino	21.4
Sacarosa	1.58

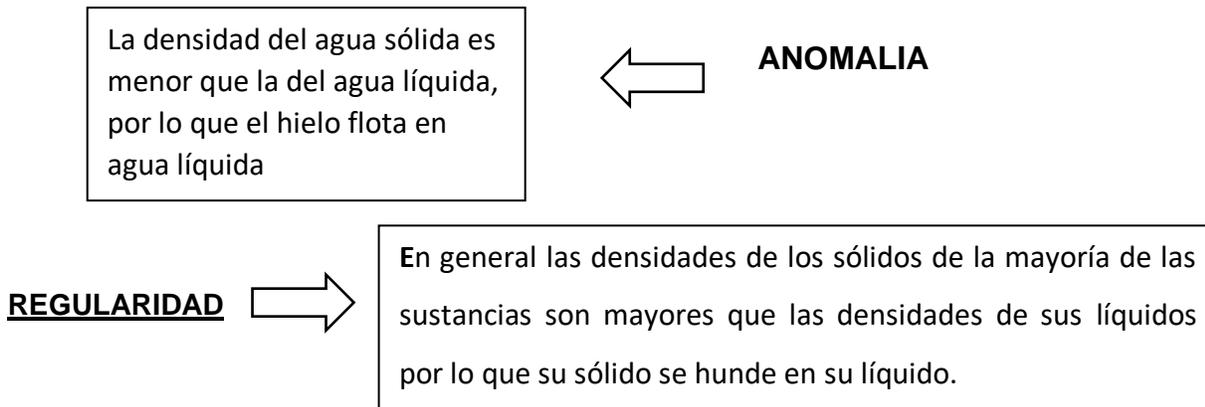
Fuente: Física para estudiantes de ciencia e ingeniería. Parte 1. Resnick-Holiday.

1. Analiza la tabla de densidades e indica cómo son los valores de los sólidos respecto a los de los líquidos y los gases. _____
2. Si se tienen 2 cubos de 1 cm³ cada uno, uno de aluminio y otro de cobre ¿cuál tendrá mayor masa ¿por qué? _____
3. Se tienen 2 muestras de masas iguales, una de alcohol y otra de agua ¿cuál de las muestras tendrá mayor volumen? _____
Explica. _____
4. ¿Qué estado de agregación crees que tenga un material cuya densidad es de 0.00004 g/ cm³? _____
5. ¿Cuál propiedad del agua cambia, la masa o el volumen, cuando ésta se congela? _____
6. Explica ¿por qué el hielo flota en agua líquida? _____
7. Si se tiene un centímetro cúbico de cada una de las sustancias de la tabla, ¿cuál de ellos tendrá mayor masa? _____
8. Si 10 gramos de aluminio tienen una densidad de 2.7 g/ cm³ ¿cuál será la densidad de 100 gramos de aluminio? _____

Discusión sobre la densidad

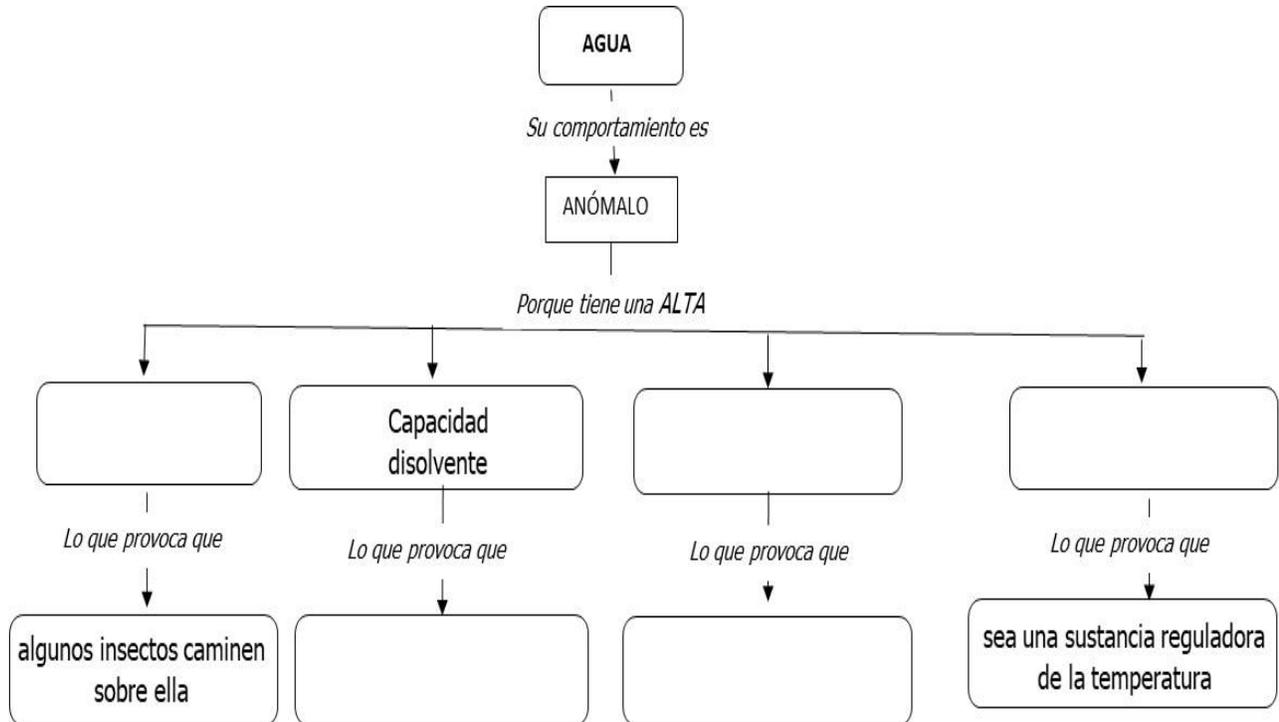
Consideremos ahora la densidad del agua que tiene un valor de 1 g/cm^3 , esto significa que cada **un cm^3** (1 ml) de volumen, de agua pura, **tiene** una masa de **un gramo**, sin importar que cantidad de agua estemos considerando. Por otro lado, si el hielo puede flotar en agua líquida es porque su densidad es menor; seguramente has observado los cubos de hielo que se forman en el congelador; cuando el agua se solidifica ¿qué cambia su masa o su volumen? ¿porqué cambia su densidad? Explica._____

Cuando cierta cantidad de agua se congela en un recipiente cerrado, no hay forma de perder masa (ley de la conservación de la materia), por lo que la única forma de explicar por qué el hielo tiene menor densidad del agua líquida es pensar que **el volumen del agua se incrementa al congelarse** y, al dividir la misma masa entre un volumen mayor la densidad resultante será menor.



Cuestionario

1. ¿Qué pasará en la estructura molecular del agua para que el volumen del hielo sea mayor que el volumen de la misma masa de agua líquida? _____.
2. ¿Cómo cambia el volumen de la mayoría de las sustancias al pasar del estado líquido al sólido? _____.
3. ¿Cómo cambia la densidad de las sustancias que tienen un comportamiento regular al cambiar del estado líquido a sólido? _____.

Completa el mapa con algunas propiedades del agua y sus consecuencias.**Mezclas: Nivel Nanoscópico**

Recurriendo al nivel nanoscópico, es posible imaginar las partículas que forman al agua, son agrupaciones de átomos (moléculas), cada una está formada de 2 átomos de hidrógeno y 1 átomo de oxígeno; son moléculas polares, tienen dos polos: positivo y negativo pero no tienen carga neta. Puede imaginarse también a los iones, partículas que forman un cristal de sal de cocina (cloruro de sodio), se trata de partículas cargadas eléctricamente, los iones cloruro, Cl^{-} , y los iones sodio, Na^{+} . Por otro lado, también habrá de imaginar a las moléculas sin ningún tipo de carga, no polares. En las MEZCLAS las partículas interactúan a niveles nanoscópicos pero no forman nuevas sustancias, no ocurre reacción química entre ellas por lo que mantienen su identidad.

Agua: compuesto POLAR

Las MOLÉCULAS POLARES tienen polos con cargas parciales (δ) positivas o negativas. La molécula no tiene una carga neta total, es neutra.

Cloruro de sodio: compuesto IÓNICO.

Los compuestos iónicos están constituidos por iones (**No hay moléculas**). Un ION es un átomo o grupo de átomos con carga eléctrica (positiva o negativa).

Propano: compuesto NO POLAR

Las MOLÉCULAS NO POLARES no tienen cargas netas ni forman dipolos permanentes.

Ejercicio. Con esta información y tus experiencias infiere las respuestas del siguiente cuestionario:

1. ¿Se atraen o se rechazan las partículas (moléculas) del agua y las de la sal (iones)? _____
2. ¿Atraen las moléculas de agua a las moléculas de hexano (disolvente orgánico)? _____
3. ¿Son atraídas las moléculas de alcohol por las moléculas de agua? _____
4. ¿Se atraen entre sí las moléculas del aceite mineral y el agua? _____
5. ¿Se atraen las moléculas de agua y las moléculas de azúcar? _____
6. ¿Qué ocurre entre las moléculas de gasolina y las moléculas de grasa? _____

La importancia de las disoluciones acuosas en la vida.

Los procesos biológicos suceden en medio acuosos, una célula sin agua no puede vivir, una semilla germina si se le proporciona agua. Si se quiere conservar un alimento se le mantiene seco.

¿Qué sucede cuando un soluto se pone en contacto con el agua para que se inicien procesos químicos? La explicación se encuentra en la **teoría de las colisiones**, la que establece que para que se forme una sustancia nueva (reacción química) se requiere que los **reactivos** choquen con la energía y orientaciones necesarias para formarla. Si la reacción sucede entre 2 gases basta con ponerlos en contacto y, tal vez, proporcionarles un poco de energía (energía de activación), sus partículas tienen suficiente movimiento para que muy probablemente choquen y se combinen químicamente. Pero si los reactivos se encuentran en estado **sólido**, las partículas que deben encontrarse para formar la nueva sustancia no tienen ni la libertad ni la energía cinética para chocar entre ellas.

Muchos de los compuestos iónicos son sólidos solubles, éstos al disolverse en agua se disocian liberando sus iones que son atraídos por moléculas de agua, estos iones adquieren gran cantidad de movimiento aumentando la posibilidad de colisionar entre sí, lo que facilita las reacciones químicas. Las disoluciones iónicas son conductoras de electricidad y, las que no tienen iones no conducen.

Ejercicios

1. Anota ejemplos de disoluciones acuosas que usamos cotidianamente: _____

2. Escribe un ejemplo que ilustre que la presencia del agua es esencial para provocar cambios químicos o biológicos: _____
3. ¿Cuál crees que sea la causa de su conservación de momias milenarias?

4. ¿Por qué crees que se preparan disoluciones acuosas de diferentes compuestos en laboratorios, empresas, industrias, etc.? _____

- 5.- ¿Cuál es la evidencia empírica que demuestra que “*muchos compuestos sólidos que se disuelven en agua se disocian liberando iones*”? _____

¿Matemáticas en Química? ¿cómo?

Utilidad de la división en la resolución de problemas. Método del factor en problemas de concentración.

Análisis de la división. Uso y significado: una razón se representa como fracción e implica la realización de una división.

$$\frac{\text{numerador}}{\text{denominador}} \quad \text{ó} \quad \begin{array}{l} \text{denominador} \\ \text{(divisor)} \end{array} \left| \begin{array}{l} \text{numerador} \\ \text{(dividendo)} \end{array} \right.$$

Si se quiere repartir algo (trabajo, dinero, pastel, cosas, etc.) entre individuos recurrimos a la división, la cual puede representarse como una fracción. El resultado de la división siempre se refiere a la cantidad de partes del numerador que le corresponden a **cada unidad** del denominador. Así, cuando dividimos una cantidad entre otra cantidad, el resultado siempre tiene una unidad en el denominador.

Ejemplo 1. Si se cuenta con 30 manzanas para repartirse entre 15 niños, dividimos 30 entre 15; esto se puede representar como fracción y el resultado de la división se refiere a la cantidad de manzanas que le corresponden a **cada 1 niño** (unidad del denominador); esto corresponde a una razón **2:1**.

$$\frac{30 \text{ manzanas}}{15 \text{ niños}} = \frac{2 \text{ manzanas}}{1 \text{ niño}} = \frac{\text{🍎 🍎}}{\text{👦 ?}}$$

Al dividir podemos representar el resultado como fracción, escribiendo el 1 en el denominador, aunque no se acostumbra representar en la división nos ayudará a comprender mejor la relación matemática entre dos cantidades. A esta fracción le llamaremos Factor.

El resultado significa que le tocan **2** manzanas (cantidad de numerador) a cada unidad de denominador (**un** niño).

Ejemplo 2. Si dividimos 40.5 gramos (masa) de una barra de aluminio entre su volumen que es 15 cm³, el resultado es 2.7 g/cm³, las unidades en el numerador son gramos, y en el denominador son centímetros cúbicos. El resultado significa que cada 1 cm³ de aluminio pesa 2.7 gramos.

$$\frac{40.5 \text{ g}}{15 \text{ cm}^3} = \frac{2.7 \text{ g}}{1 \text{ cm}^3} = 2.7 \text{ g/cm}^3$$

En este resultado también adicionamos un 1 en el denominador, y como ya se mencionó éste no se acostumbra a escribir pero nos ayudará a comprender. Esta fracción también es un Factor.

Si ahora se quiere saber cuántos gramos pesan 7.6 cm³ de aluminio, solo se multiplica esta cantidad por el factor anterior y se analizan las unidades resultantes:

$$\frac{2.7 \text{ g}}{1 \text{ cm}^3} \times 7.6 \text{ cm}^3 = 20.5 \text{ g}$$

Nótese que los cm³ son eliminados al estar en el numerador y en el denominador.

El resultado debe tener unidades de masa, porque la pregunta es *cuántos gramos*.

Ejemplo 3. Si un automóvil viaja a una velocidad constante y recorre 90 kilómetros en 2 horas, para saber **qué distancia** recorre en una hora (una unidad de tiempo) se realiza la división:

$$\frac{90 \text{ Km}}{2 \text{ hrs}} = \frac{45 \text{ Km}}{1 \text{ hr}}$$

significa que el automóvil recorre 45 kilómetros en cada unidad de tiempo (en cada hora). Con este factor es posible conocer la cantidad de kilómetros recorridos a cualquier tiempo, simplemente multiplicando el factor por el tiempo en horas.

$$\frac{45 \text{ Km}}{1 \text{ hr}} \times 5 \text{ hr} = 225 \text{ Km}$$

Por otro lado, si se quiere saber **cuánto tiempo** requiere el automóvil para recorrer 0.8 Km, ahora se dividen las horas entre los kilómetros, para obtener el factor inverso y que quede 1 Km en el denominador, es decir, se necesita conocer el tiempo para recorrer la unidad de distancia (1 Km)

$$\frac{1 \text{ hr}}{45 \text{ Km}} = \frac{0.02222 \text{ hr}}{1 \text{ Km}}$$

Con este factor es posible **conocer el tiempo** que tarda el automóvil en recorrer ciertos kilómetros, simplemente multiplicando el factor por la distancia en kilómetros.

Esta fracción también es un factor, aunque se consideren de forma inversa las cantidades para velocidad.

$$\frac{0.02222 \text{ hr}}{1 \text{ Km}} \times 225 \text{ Km} = 5 \text{ hr}$$

La unidad Km se cancela, por encontrarse dividiendo y multiplicando en el mismo lado de la ecuación, y la unidad que queda es de tiempo en horas.

Ejemplo 4. Si están disueltos 75 mL de alcohol en 800 ml de disolución, ¿cuántos mL de alcohol estarán disueltos en 1 mL de disolución?

Sólo se dividen los mililitros de alcohol entre los mililitros de la disolución, y el resultado será la cantidad de alcohol disuelta en 1 mL de la disolución.

$$\frac{75 \text{ mL}_{\text{alcohol}}}{800 \text{ mL}_{\text{disolución}}} = \frac{0.09375 \text{ mL}_{\text{alcohol}}}{1 \text{ mL}_{\text{disolución}}}$$

Este resultado significa que en cada 1 mililitro de esta disolución hay 0.09375 ml de alcohol. En este caso, EL FACTOR RESULTA SER LA **CONCENTRACIÓN**.

Otra pregunta relacionada con este ejemplo sería conocer ¿cuántos **ml de alcohol** estarán disueltos **en 100 mL de disolución**?

¡Si en 1 mL de disolución están disueltos 0.0937 mL de alcohol, en 100mL habrá 100 veces más!

Entonces, para conocer la respuesta solo multiplicamos el factor por 100.

$$\frac{0.09375 \text{ mL}_{\text{alcohol}}}{1 \text{ mL}_{\text{disolución}}} \times 100 \text{ mL}_{\text{disolución}} = 9.37 \text{ mL}$$

De acuerdo con esta operación, hay 9.37 mL de alcohol en 100 mL de disolución; esto corresponde a la CONCENTRACIÓN PORCENTUAL, y como se verá más adelante, se expresa como :

$$\% \text{ Concentración} = 9.37 \% \text{ } v/v$$

Ejercicios.

1. En el ejemplo 2 se hizo la siguiente operación:

$$\frac{40.5 \text{ g}}{15 \text{ cm}^3} = 2.7 \text{ g/cm}^3$$

¿Qué significa el resultado?

2. Tomando en cuenta el mismo ejemplo 2, ¿cuál es la masa de 6.4 cm³ de aluminio?

3. ¿Cuál es la masa de 1 cm³ de cobre si una barra de 5 cm³ tienen una masa de 44.5 gramos?

4. ¿Cuántos centímetros cúbicos (¿qué volumen?) tendrá 1 gramo de oro, si 3 cm³ de oro tienen una masa de 57.9 gramos ?

5. De acuerdo con los datos anteriores, ¿cuántos gramos (¿cuánta masa?) tendrá 1 cm³ de oro?

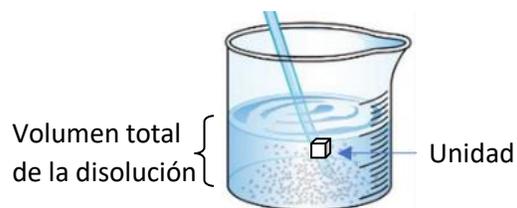
¿Herramientas matemáticas, en qué? Concentración de las disoluciones.



La **relación** que existe de la cantidad de **soluto** disuelta **entre** la cantidad de **disolución** (soluto + disolvente) se llama **CONCENTRACIÓN**.

$$\text{CONCENTRACIÓN} = \frac{\text{Cantidad de soluto}}{\text{Cantidad de disolución (mezcla)}}$$

Para una **disolución (mezcla homogénea)** esta relación es **constante** ya que el soluto se distribuye uniformemente por toda la mezcla, esto quiere decir que **cada mL** de una **disolución** tendrá la **misma cantidad de soluto disuelto**. LA CONCENTRACIÓN INDICA LA CANTIDAD DE SOLUTO QUE CONTIENE CADA UNIDAD DE VOLUMEN DE LA DISOLUCIÓN.



Ejercicio.

1. ¿Qué es *concentración de soluto* en una disolución? _____

_____ 2.

¿Cómo se calcula la fracción de concentración (soluto en una unidad disolución)?

RECUERDA QUE LA DISOLUCIÓN ESTA FORMADA POR EL SOLUTO + EL DISOLVENTE

Retomando el ejemplo 4 de la sección anterior y considerando la definición de la concentración; la pregunta a resolver se puede plantear de diferentes formas a partir de la base del enunciado: *existen 75 mL de alcohol disueltos en 800 ml de disolución*; así, las siguientes preguntas se contestan con la misma operación matemática:

- ¿Cuántos mL de alcohol están disueltos en cada mL de la disolución?
- ¿Cuál es la concentración de esta disolución?
- ¿Qué concentración tiene el alcohol en esta disolución?

$$\frac{75 \text{ mL}_{\text{alcohol}}}{800 \text{ mL}_{\text{disolución}}} = \frac{0.09375 \text{ mL}_{\text{alcohol}}}{1 \text{ mL}_{\text{disolución}}}$$

Esta fracción es la **CONCENTRACIÓN.**

El uso de las concentraciones es frecuente en la vida cotidiana; algunos ejemplos de esta relación son:

- Una cucharada de azúcar disuelta en 250 mL de agua.
- Un sobre de medicamento disuelto en 1 litro de agua.
- Una pizca de sal en un plato de sopa

En productos de uso doméstico es común encontrar concentraciones de las sustancias, generalmente reportadas en **concentraciones porcentuales (%)**.

Debemos comprender el significado de **porcentaje** como:

Cantidad (**partes**) de un **componente** que hay en **100 partes del total** de componentes.

Concentración porcentual

La **CONCENTRACIÓN PORCENTUAL** indica **la cantidad de soluto que hay en cada 100 unidades de disolución.**

$$\text{Concentración porcentual} = \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de disolución}} \times 100$$

De acuerdo a las mediciones (en masa o volumen) de los componentes (solutos) y de la disolución se distinguen las siguientes formas de expresar las concentraciones porcentuales:

Concentración porcentual masa / masa (% m/m)	Concentración porcentual masa / volumen (% m/v)	Concentración porcentual volumen / volumen (% v/v)
Si los componentes y la disolución se miden en gramos .	Si el soluto se mide en gramos y la disolución en mililitros .	Si los componentes y la disolución se miden en mililitros .
$\%m/m = \frac{\text{g de soluto}}{\text{g de disolución}} \times 100$	$\%m/V = \frac{\text{g de soluto}}{\text{mL de disolución}} \times 100$	$\%V/V = \frac{\text{mL de soluto}}{\text{mL de disolución}} \times 100$
Ejemplo: $\%m/m = \frac{3 \text{ g de NaCl}}{50 \text{ g de disoln.}} \times 100$ = 6 % m/m de NaCl.	Ejemplo: $\%m/V = \frac{15 \text{ g de azúcar}}{90 \text{ mL de disoln.}} \times 100$ = 16.7 % m/V de azúcar.	Ejemplo: $\%V/V = \frac{3 \text{ mL de alcohol}}{150 \text{ mL de disoln.}} \times 100$ = 2 % V/V de alcohol.

Ejemplo 1. Concentración Porcentual volumen/volumen (% m/m)

¿Qué concentración porcentual en masa de sal tendrá una disolución concentrada de sal (salmuera), si se prepara con **40 g de sal** y **160 g de agua**?

¿Qué se busca? El porcentaje de sal en una disolución de sal, o bien ¿cuántos gramos de sal hay en 100 gramos de disolución? (Observar que ambas cantidades están en la misma unidad, gramos).

Para empezar, ¿cuántos gramos tiene la disolución en el problema?, la respuesta es la suma de soluto y disolvente (40 de sal + 160g de agua) que es igual a 200g de disolución. Entonces hay **20 g de soluto en 100g de disolución** y la respuesta es: la concentración porcentual de soluto en esta disolución es: 20% m/m .

ESTE EJEMPLO ES MUY SIMPLE Y PUEDE RESOLVERSE SIN EMPLEAR LA FRACCIÓN (EI FACTOR) PERO SIRVE PARA ILUSTRAR QUE SU APLICACIÓN LLEVA A LA MISMA SOLUCIÓN

Si se aplica el concepto de división estudiado, se dividen 40 g de sal entre 200g de disolución, para encontrar los gramos de sal disueltos en 1g de disolución

$$\frac{40 \text{ g}_{\text{sal}}}{200 \text{ g}_{\text{disolución}}} = \frac{0.2 \text{ g}_{\text{sal}}}{1 \text{ g}_{\text{disolución}}}$$

Si hay 0.2 g en 1 g de disolución en 100 g de disolución habrá 100 veces más.

$$\frac{0.2 \text{ g}_{\text{sal}}}{1 \text{ g}_{\text{disolución}}} \times 100 = 20 \text{ g}_{\text{sal}}$$

Y expresado como porcentaje o concentración porcentual:

$$20 \text{ g de sal están disueltos en } 100 \text{ g de disolución} = 20\% \text{ m/m}$$

Ejemplo 2. Porcentaje volumen/volumen (% v/v)

¿Cuál es el porcentaje de alcohol en una disolución alcohólica preparada con 180 mL de alcohol y 300 mL de agua?

¿Qué se busca? La cantidad de alcohol en 100 mL de disolución.

¿Qué se sabe? Que hay 180 mL en 480 mL de disolución (180 mL de alcohol más 300 mL de agua)

¿Se puede determinar la cantidad de alcohol que hay en 1 mL de disolución? Sí, dividiendo los 180 mL de alcohol entre 480 mL de disolución y el resultado será la cantidad de alcohol por 1 mL de disolución.

$$\frac{180 \text{ mL}_{\text{alcohol}}}{480 \text{ mL}_{\text{disolución}}} = \frac{0.375 \text{ mL}_{\text{alcohol}}}{1 \text{ mL}_{\text{disolución}}}$$

Si 0.375 mL de alcohol se encuentran en 1 mL de disolución alcohólica, en 100 mL habrá 100 veces más.

$$\frac{0.375 \text{ mL}_{\text{alcohol}}}{1 \text{ mL}_{\text{disolución}}} \times 100 = 37.5 \text{ mL}_{\text{alcohol}}$$

Y expresado como porcentaje o concentración porcentual:

$$37.5 \text{ mL de alcohol están disueltos en } 100 \text{ mL de disolución} = 37.5 \% \text{ v/v}$$

Ejemplo 3. Porcentaje volumen/volumen (% v/v)

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

¿Qué se busca? la cantidad de alcohol en 946 ml de disolución

¿Qué se sabe? Que 38% $\frac{v}{v}$ indica que 38 ml de alcohol se encuentran en 100 ml de disolución (brandy).

¿Se puede conocer la cantidad de alcohol en un ml de disolución? Sí, dividiendo los 38 mL de alcohol que se encuentran en 100 mL de brandy.

$$\frac{38 \text{ mL}_{\text{alcohol}}}{100 \text{ mL}_{\text{disolución}}} = \frac{0.38 \text{ mL}_{\text{alcohol}}}{1 \text{ mL}_{\text{disolución}}}$$

Ahora, si en 1 mL de brandy están disueltos 0.38 mL de alcohol, ¿cuántos hay en 946 mL de brandy?

$$\frac{0.38 \text{ mL}_{\text{alcohol}}}{1 \text{ mL}_{\text{brandy}}} \times 946 \text{ mL}_{\text{brandy}} = 359.48 \text{ mL}_{\text{alcohol}}$$

En este ejemplo la respuesta es 359.48 mL de alcohol, y NO el porcentaje!, porque la pregunta es diferente y la concentración porcentual ya está establecida en la pregunta.

Ejemplo 4. Porcentaje masa/ volumen (% m/v)

¿Qué cantidad de yodo existe en una botella de que contiene 270 mL de disolución antiséptica de yodo al 0.8% $\frac{m}{v}$.

No se busca calcular la concentración porcentual, porque ésta ya es un dato, entonces ¿Qué se busca? Conocer los gramos de yodo presentes en 270 mL de disolución.

¿Se puede conocer cuántos gramos de yodo están disueltos en 1 mL de disolución? Sí, dividiendo los 0.8 gramos de yodo que se encuentran en 100 mL de disolución antiséptica.

$$\frac{0.8 \text{ g}_{\text{yodo}}}{100 \text{ mL}_{\text{disolución}}} = \frac{0.008 \text{ g}_{\text{yodo}}}{1 \text{ mL}_{\text{disolución}}}$$

Ahora, si en 1 mL de disolución antiséptica están disueltos 0.008 g de yodo, ¿cuántos hay en 270 mL de disolución?

$$\frac{0.008 \text{ g}_{\text{yodo}}}{1 \text{ mL}_{\text{disolución}}} \times 270 \text{ mL}_{\text{disolución}} = 2.16 \text{ g}_{\text{yodo}}$$

Igual que en el ejemplo anterior, la respuesta es 2.16 gramos de yodo, y NO el porcentaje!, porque la pregunta es diferente y la concentración porcentual ya está establecida en la pregunta.

Ejercicios

1. Escribe tu idea del significado de porcentaje _____

2. Que significa 20% de una disolución de sal? _____

3. ¿Si se disuelven 60g de azúcar en 375 g de agua, cual es el porcentaje m/m, de la disolución?
4. ¿Cuál es el porcentaje de alcohol en una disolución alcohólica preparada con 300 mL de alcohol y 650 mL de agua?
5. ¿Qué porcentaje en masa de sal tendrá una disolución concentrada de sal (salmuera), si se prepara con 35 g de sal y 125 g de agua?
6. Si se usan 5 gramos de **disolución** de yodo al 1.2 % para curar una herida ¿cuantos gramos de yodo se están poniendo en la piel?

Cambio Químico: Electrólisis del agua.

Los químicos para investigar si un material es una mezcla, un compuesto o un elemento se basan en técnicas de separación, tanto físicas como químicas; de esta manera:

- Si un material se separa mediante diversos métodos físicos en otros materiales o sustancias, se clasificará como MEZCLA.
- Una vez aisladas las sustancias más simples provenientes de la separación anterior, se aplican métodos químicos o de mayor energía y, si la sustancia pura se separa en otros componentes muy diferentes a ella misma entonces se clasifica como COMPUESTO.
- Por otro lado, si la sustancia ya no se separa, de ninguna manera, en sustancias más simples entonces se podría tratarse de un ELEMENTO químico.

De esta manera, ya que se logró separar agua de otros componentes a partir de agua contaminada; ahora se busca investigar si ésta, a su vez, puede separarse en otros componentes, y así, tener información para clasificarla adecuadamente. Para conseguir la descomposición del agua, es decir, para destruirla es necesario aplicar energía eléctrica.

Electrólisis es la aplicación de la energía eléctrica para descomponer una sustancia, la electrólisis es un cambio químico endotérmico ya que requiere energía para llevarse a cabo.

Actividad Experimental: Electrólisis del agua.

Ver los videos:

1) *Electrólisis del agua*. Descomposición del agua mediante electricidad, en:

<https://www.youtube.com/watch?v=i-0aEPtEzwY>

2) *Descomposición del Agua en Hidrógeno y Oxígeno mediante Electrólisis*, en

<https://www.youtube.com/watch?v=wIAU0zReIRY>

Análisis de los resultados de la electrólisis del agua

Al hacer pasar la corriente directa en el aparato de Hoffman se detectó la formación de burbujas, las que desplazaron a la parte superior, el nivel del agua bajó en los 2 brazos del aparato. El desprendimiento de burbujas fue más rápida en uno de los brazos. Finalmente,

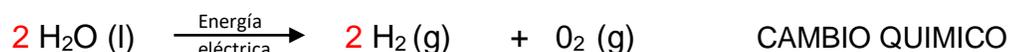
el volumen del gas aquí fue el doble del volumen del gas que se desprendió en el brazo izquierdo.

En actividad grupal llenar la columna de la explicación.

OBSERVACIÓN	EXPLICACIÓN
1. Al someter el agua a electricidad se observó cambio	
2. Se generaron burbujas que se desplazaron a la parte superior y el nivel del agua bajó	
3. El desprendimiento de gases fue más rápido en el lado derecho	
4. El volumen del gas que se obtuvo en el lado derecho fue el doble del obtenido en el lado izquierdo.	
5. Al acercar un cerillo al gas de mayor volumen se generó una explosión	
6. Al acercar la fama al gas de menor volumen se avivó la flama	

Significado de la ecuación de descomposición del agua

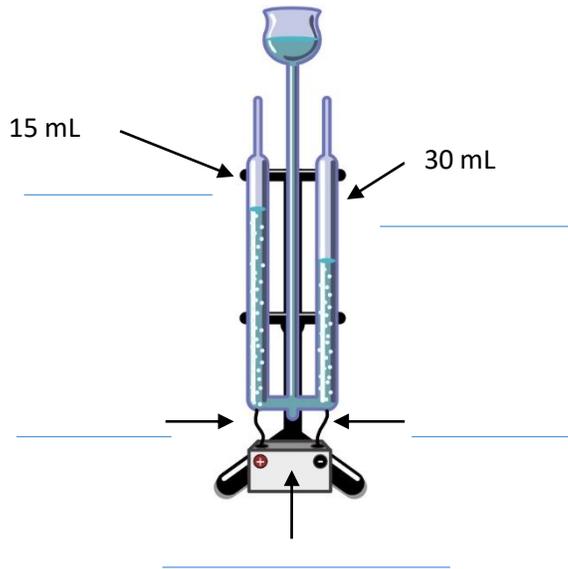
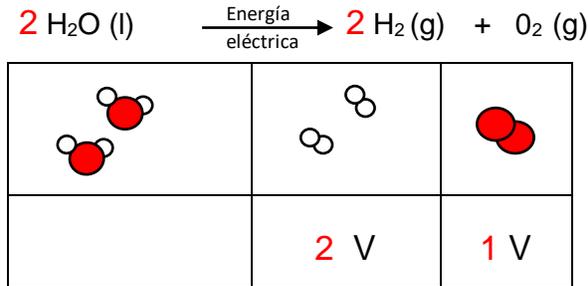
La siguiente ecuación representa la descomposición electrolítica del agua



En condiciones normales de temperatura y presión un litro de gas tiene la misma cantidad de partículas que otro en las mismas condiciones (Hipótesis de Avogadro); así, en iguales condiciones de P y T, un litro de gas hidrógeno tendrá la misma cantidad de moléculas que un litro de oxígeno. En la **descomposición del agua se genera el doble de moléculas de hidrógeno que de oxígeno**; de esta manera por cada volumen de oxígeno se obtiene el doble volumen de hidrógeno.

Ejercicios.

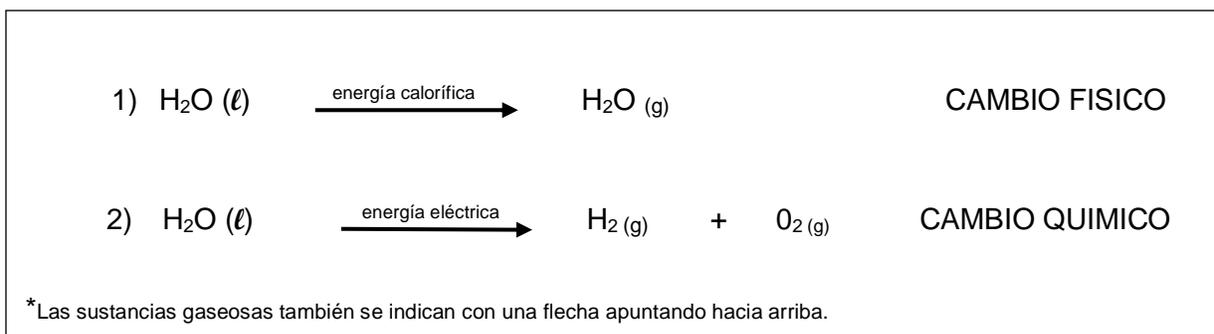
1. En la siguiente imagen del aparato de Hoffman, escribe sobre las líneas la información correspondiente: nombre de los gases que se forman (oxígeno o hidrógeno), nombre de los electrodos (cátodo o ánodo) y fuente de energía eléctrica.



En el aparato de Hoffman se lleva a cabo la **electrólisis** o **descomposición** del agua, separación del agua en hidrógeno y oxígeno aplicando energía eléctrica.

2. ¿En qué consiste la reacción de electrólisis del agua? _____
3. ¿En qué proporción está el hidrógeno con respecto al oxígeno en el agua? _____
4. Si durante la descomposición del agua se obtienen 6 ml de hidrógeno ¿cuántos mL de oxígeno se habrán obtenido? _____
5. Si durante la descomposición del agua se obtienen 6 ml de oxígeno ¿cuántos mL de hidrógeno se habrán obtenido? _____
6. Si en la electrólisis del agua se obtienen 100 moléculas de oxígeno ¿cuántas moléculas de hidrógeno se producirán? _____.
7. Si en la electrólisis del agua se obtienen 100 moléculas de hidrógeno ¿cuántas moléculas de oxígeno se producirán? _____.
8. ¿Si el número de moléculas de oxígeno que se producen durante la electrólisis es de 6.02×10^{23} ? ¿cuántas moléculas de hidrógeno se producirán? _____
9. ¿Cuál es la evidencia empírica de que el agua se descompone en oxígeno e hidrógeno al paso de la corriente eléctrica? _____

Contrastación simbólica de la evaporación y de la electrolisis del agua. Cambios físico y químico.



Ejercicios.

1. Analiza los símbolos y las fórmulas del recuadro anterior, ¿las ecuaciones representan lo mismo? Explica tu respuesta: _____

Las **sustancias puras** se clasifican en **compuestos y elementos químicos**, se representan por medio de fórmulas y símbolos químicos, respectivamente. El agua es un compuesto, cuya fórmula es H_2O , la cual a nivel nanoscópico significa que cada una de sus moléculas está constituida por 2 átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno. El agua, al descomponerse se separa en los elementos que la componen: **hidrógeno y oxígeno** en estado gaseosos; ambos gases constituidos por **moléculas diatómicas** de H_2 y O_2 , respectivamente.

2. Con base en esta información contesta las siguientes preguntas:

- ¿Qué representa la simbología O_2 a nivel nanoscópico? _____
- ¿Cómo se representa a nivel simbólico 2 átomos de hidrógeno? _____
- ¿Qué representa 3H_2 a nivel nanoscópico? _____
- ¿Cómo se clasifica a cada sustancia: H_2O , H_2 y O_2 , (mezcla, compuesto o elemento)? _____

En la ecuación que representa al **CAMBIO FISICO** (evaporación del agua) vemos la misma fórmula en ambos lados de la ecuación, lo que implica que **NO HAY FORMACIÓN DE NUEVAS SUSTANCIAS**, sólo se trata de un cambio de estado.

En el caso de la ecuación que representa al **CAMBIO QUÍMICO** (electrólisis de agua), las fórmulas en ambos lados de la ecuación son diferentes; lo que indica que **HAY**

FORMACIÓN DE NUEVAS SUSTANCIAS. Las sustancias que anteceden al cambio químico se llaman **REACTIVOS**, las sustancias que son resultado del cambio se llaman **PRODUCTOS**. En la electrólisis del agua el único reactivo es el agua y los productos son el hidrógeno y el oxígeno.

Los cambios se indican con una flecha cuya punta señala hacia los productos. En ambos casos se **requiere energía**; por lo tanto, ambos cambios se clasifican como **ENDOTÉRMICOS**.

Ejercicio.

Escribe sobre la línea si el planteamiento se refiere a la **evaporación** o a la **electrólisis** del agua.

1. El producto es $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$: _____
2. Requiere energía eléctrica: _____
3. El hidrógeno y oxígeno son los productos: _____
4. Se rompen enlaces interatómicos: _____
5. Se rompen enlaces intermoleculares: _____
6. Se refiere a una reacción química: _____
7. Requiere energía calorífica: _____
8. Es un cambio físico: _____

Reacción de síntesis del agua

La reacción inversa a la electrólisis del agua es de la **síntesis** o **reacción de formación** de agua. La siguiente ecuación representa la reacción de síntesis:



La reacción de síntesis también es una **oxidación**, ya que hay una reacción con un agente oxidante: el oxígeno; además, hay cambios en los números de oxidación de las sustancias: Por otro lado, la reacción entre hidrógeno y oxígeno **produce gran cantidad de energía**, por lo cual, también se considera como una **combustión**, donde el hidrógeno actúa como combustible y el oxígeno como comburente. Al acercar un cerillo a la mezcla de hidrógeno y oxígeno, el resultado visible es una explosión, con la formación de agua como único producto por lo que a esta reacción de síntesis también se le conoce como **combustión limpia**.

Ejercicio. Observa la ecuación de síntesis del agua y contesta los siguientes cuestionamientos:

1. ¿Qué es la reacción de síntesis del agua? _____

2. Indica cuáles son los reactivos de la ecuación: _____
3. Indica cuáles son los productos de la ecuación: _____
4. La reacción de síntesis de agua se conoce como *combustión limpia*. Explica ¿a qué crees que se deba? _____
5. Explica ¿por qué la reacción de síntesis se clasifica como una reacción exotérmica?

6. Las reacciones de síntesis y electrólisis del agua son reacciones opuestas. En el siguiente recuadro, completa los espacios vacíos, escribe si se trata de una reacción de síntesis o de descomposición, e identifica los reactivos y productos:

a) $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$. La reacción es de _____, los reactivos son: _____ y los productos son: _____.

b) $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$. La reacción es de _____, los reactivos son: _____ y los productos son: _____.

La energía en la formación y descomposición del agua.

¿Qué sistema es más estable, el que hay que meter gran cantidad de energía para transformarlo o el que con solo una chispa nos devuelve una gran cantidad de energía? El sistema más estable en este caso es el agua, para descomponerla hay que proporcionarle energía (**reacción endotérmica**); mientras que la mezcla de gases hidrógeno y oxígeno es un sistema inestable y, cuando éstos reaccionan se libera mucha energía, (**reacción exotérmica**). Si se tiene un recipiente cerrado con los gases hidrógeno y oxígeno pueden permanecer sin reaccionar por siempre, pero si el recipiente es golpeado o recibe algún tipo de energía de activación (un cerillo encendido) explotará produciéndose agua. Generalmente, la reacción de sustancias inestables origina sustancias estables; y viceversa, al hacer reaccionar sustancias estables se originan sustancias inestables.

Ejercicio:

1. Indica **estable o inestable** según la condición de cada sistema:

- a) mezcla de hidrógeno y oxígeno _____
- b) agua líquida _____
- c) mezcla de gasolina y oxígeno _____
- d) bióxido de carbono gaseoso _____
- e) gas butano y oxígeno _____

2. Completa con los espacios vacíos con los siguientes términos: exotérmica, endotérmica, requiere energía, desprende energía

- a) La combustión de hidrógeno es _____ y _____
- b) La electrólisis es _____ y _____

Los cambios y la energía

Todos los cambios que suceden a nuestro alrededor involucran intercambio de energía, algunas veces esta energía no es evidente, como en la formación de las montañas; pero otras veces la manifestación de energía es espectacular; como la energía que los fuegos pirotécnicos o los incendios.

Algunos cambios parecen no necesitar ni proporcionar energía, por ejemplo, en la formación de celulosa, flores o frutos por las plantas parece no haber intercambio de energía; sin embargo, hay requerimiento energético, no hay detección porque la reacción es lenta. Algunos cambios consumen energía, como en algunas disoluciones o en expansiones de gases, circunstancia que se aprovecha en refrigeración.

Para comprender mejor como la energía se relaciona con los cambios y para hacer uso de este conocimiento se establecen los conceptos de: sistema y vecindades del sistema

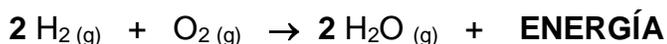
Sistema: es una porción del universo que aislamos mental o físicamente para su estudio; por ejemplo: la disolución que se encuentra en un recipiente, o bien, una parte de la atmósfera.

Vecindades: son las zonas que se encuentran alrededor o cercanas al sistema, más comúnmente son las zonas cercanas a una reacción.

Los cambios que **liberan energía** al ambiente son **EXOTÉRMICOS**; por ejemplo, la síntesis del agua.

La reacción de síntesis o formación del agua como ejemplo de reacción exotérmica.

Una mezcla de hidrógeno y oxígeno pueden permanecer en un matraz por tiempo indefinido, pero basta acercarle una chispa para que inicie la reacción química entre los gases y se forme agua junto a una gran liberación de energía. La reacción de **síntesis o formación** del agua es **exotérmica**, el sistema libera energía que es absorbida por las vecindades; lo anterior se representa mediante la siguiente ecuación:

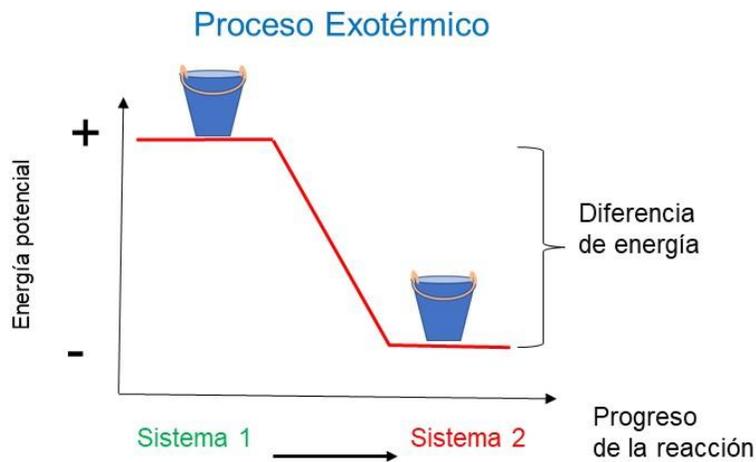


Esta ecuación comprende dos momentos, el primero, *antes de la reacción*, implica la mezcla de gases reactivos: hidrógeno y oxígeno; mientras que el segundo momento, *después de la reacción*, implica el producto formado, el agua que se produce.



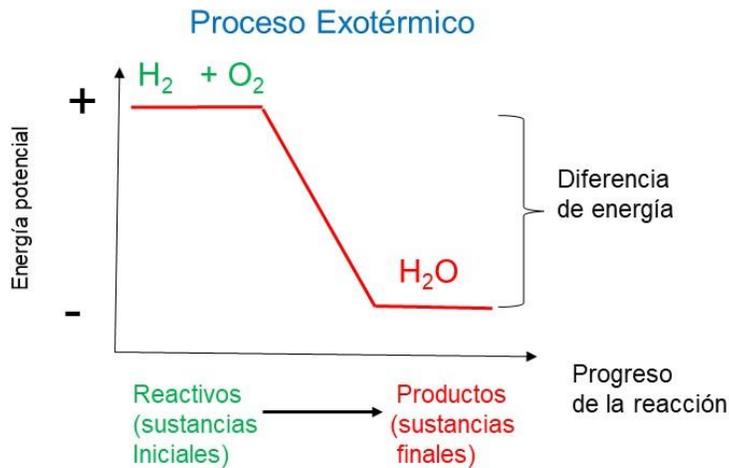
En este caso los reactivos “guardan” una gran cantidad de energía potencial (química) que se libera al formar un producto con menor energía y más estable: el agua; esta energía que se desprende la percibimos como calor y/o luz.

El sistema anterior, se puede comparar con una cubeta colocada en un tercer piso, posición en la cual la cubeta tiene mayor energía potencial (sistema 1) y está en una situación más inestable, que si esta misma cubeta es colocada en la planta baja donde tendrá una posición de menor energía, energía potencial cero (sistema 2). Cuando la cubeta del tercer piso cae al piso más bajo libera o pierde energía, este sistema al tener una menor energía es un sistema más estable.



De la misma manera que en el ejemplo anterior, los cambios de energía en una reacción se pueden representar en una gráfica de energía potencial contra tiempo de reacción (perfil energético de la reacción). En una reacción exotérmica los reactivos tienen mayor energía

que los productos; por lo que al transformarse liberan esa energía, tal es el caso de la reacción de síntesis o formación del agua:



Para que ocurra la **formación** del agua se libera energía del sistema; en este caso ocurre un gran desprendimiento de energía calorífica al formarse el agua (**síntesis**).

Ejercicios:

1. De acuerdo con la reacción de síntesis de agua, anota a cuál sistema, **mezcla de gases** (hidrógeno y oxígeno) o **agua**, corresponde cada uno de los siguientes planteamientos:

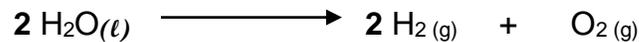
- a. sistema de mayor energía potencial _____
- b. sistema más estable _____
- c. reactivos o sustancias iniciales _____
- d. sistema del que se puede obtener energía _____
- e. productos o sustancias finales _____
- f. sistema con menor contenido de energía _____
- g. sistema que al reaccionar libera energía _____

2.- ¿Cuál es la evidencia de la producción de energía en una reacción exotérmica?

Los cambios que **absorben o requieren energía** para llevarse a cabo son **ENDOTÉRMICOS**; por ejemplo, la reacción de descomposición o análisis del agua.

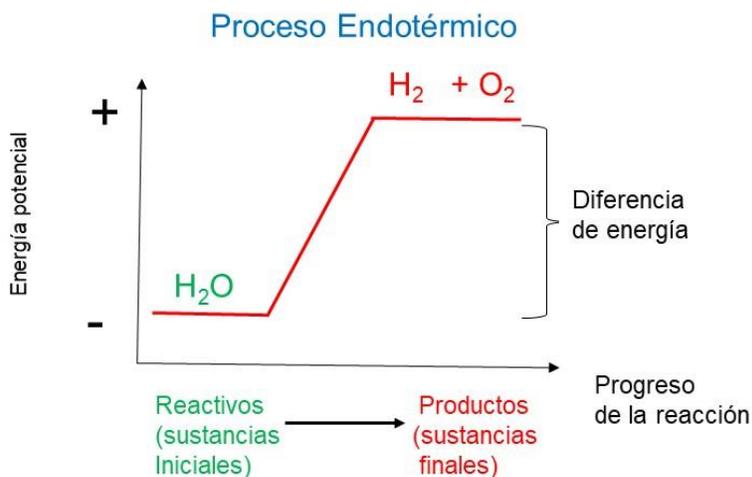
La reacción de descomposición o análisis del agua como ejemplo de reacción endotérmica.

El agua es una de las sustancias más estables en la naturaleza por lo que se requiere gran cantidad de energía para descomponerla en sus elementos hidrógeno y oxígeno. La descomposición del agua se lleva a cabo aplicando **energía eléctrica** y en presencia de un compuesto iónico (electrolito), por lo que también se le conoce como **electrólisis** y se representa por la siguiente ecuación:



En este caso, la ecuación indica sobre la flecha que la reacción requiere energía por lo que resulta ser una reacción Endotérmica.

La electrólisis del agua requiere energía para transformar el reactivo (H_2O) a productos, esto es, transformar agua a sus elementos, hidrógeno y oxígeno, por lo que es un ejemplo de REACCIONES ENDOTÉRMICAS.



Para que ocurra la **descomposición** del agua debe aplicarse energía al sistema; en este caso particular se requiere energía eléctrica (**electrólisis**) para descomponer al agua.

Ejercicios:

1. De acuerdo con lo descrito anteriormente, anota a cuál sistema, **mezcla de gases** (de hidrógeno y oxígeno) o **agua**, corresponde cada uno de los siguientes planteamientos:
 - a. sistema de mayor energía potencial _____
 - b. sistema más estable _____
 - c. reactivos o sustancias iniciales _____
 - d. sistema que requiere energía para transformarse _____
 - e. productos o sustancias finales _____
 - f. sistema con menor contenido de energía _____
 - g. sistema menos estable _____
2. ¿Cuál es la evidencia del requerimiento de energía en una reacción endotérmica?

3. Indica si los cambios o transformaciones son EXOTÉRMICOS o ENDOTÉRMICOS.
 - a. combustión de la gasolina _____
 - b. fotosíntesis _____
 - c. quemar alcohol _____
 - d. la respiración _____
 - e. congelar agua _____
 - f. evaporar agua _____
 - g. electrólisis del agua _____
 - h. condensar agua _____
 - i. síntesis del agua _____

4. Desarrolla los diagramas de energía para:

a) la fotosíntesis	b) la solidificación del agua
--------------------	-------------------------------

Resumen de las características de sustancias y mezclas

Material	Nivel macroscópico	Nivel nanoscópico	Nivel simbólico
Mezcla	Pueden separarse en sustancias más simples, por métodos simples (físicos)	Sus componentes son diversas sustancias (compuestos o elementos u otras mezclas) formadas por moléculas, átomos y iones de diversos tipos, su interacción es física	1.- NaCl en H ₂ O. 2.- aire formado de N ₂ , O ₂ , CO ₂
Compuesto	Puede separarse en sustancias más simples por métodos más drásticos.	Formado por 2 o más tipos de átomos unidos químicamente.	NaCl, CuSO ₄ , C ₆ H ₁₂ O ₆
Elemento	No puede separarse en sustancias más simples	Formado de un solo tipo de átomos	H ₂ , S ₈ , Ag, O ₂

Representación de la materia. El lenguaje de la Química. Nivel simbólico-nanoscópico

Para comunicarnos respecto a la estructura de la materia y sus cambios, la comunidad química ha construido un lenguaje que ha evolucionado junto con el desarrollo de la ciencia. Así, los elementos químicos se representan mediante los símbolos químicos, los compuestos mediante fórmulas, etc.

Los elementos químicos se representan por los símbolos que se encuentran en la Tabla Periódica y, aunque son más de 100 sólo pocos de éstos forman la mayoría de los materiales.

Tanto el nivel macroscópico como el nanoscópico de los **elementos** se representan a través de su símbolo químico. Si se requiere representar **un átomo** del elemento sólo se escribe su **símbolo**, pero si se representan **más de un átomo** se usan números enteros que anteceden al símbolo y se conocen como **coeficientes**. Por ejemplo:

- 1 **átomo** de plata se representa como **Ag**
- 3 **átomos** de plata se representan como **3 Ag**
- 2 **átomos** de fierro se representan como **2 Fe**

Algunos elementos se encuentran como **átomos** (sin formar moléculas), tal es el caso de los metales y los gases nobles.

Otros elementos no metálicos se encuentran formando **moléculas diatómicas** como: los halógenos, el oxígeno, el nitrógeno, el hidrógeno, por ejemplo:

- 1 **molécula** de flúor se representa como **F₂**
- 2 **moléculas** de oxígeno se representa como **2 O₂**
- 5 **moléculas** de hidrógeno se representan como **5 H₂**

Por otro lado, tanto los **compuestos moleculares** como **los iónicos**, sustancias formadas por varios elementos, se representan por medio de fórmulas químicas. A nivel nanoscópico, si se requiere representar más de una molécula o más de una unidad fórmula (unidad mínima de un compuesto iónico) se usan números enteros que anteceden a la fórmula, por ejemplo:

- 1 **molécula** de agua se representa como : **H₂O**
- 3 **moléculas** de agua se representan como: **3 H₂O**
- 2 **unidades fórmula** de sal de mesa se representan como: **2 NaCl**

Ejercicio.

Representa el nivel simbólico de la siguiente lista:

- a) un átomo de cobre _____
- b) un átomo de neón _____
- c) tres átomos de sodio _____
- d) nitrógeno diatómico (gaseoso) _____
- e) dos moléculas de oxígeno _____
- f) cuatro moléculas de cloro _____
- g) tres moléculas de nitrógeno _____
- h) cinco moléculas de agua _____

En las moléculas, como las de O_3 y H_2O , los subíndices indican el número de átomos enlazados; el 1 no se representa ni como subíndice ni como coeficiente. En los compuestos no-moleculares los subíndices representan la proporción de los átomos que forman las redes cristalinas. Así, en **H_2O** , el número 2 del subíndice significa que cada molécula tiene 2 átomos de hidrógeno y 1 de oxígeno. Y en el cloruro de sodio, **$NaCl$** , los subíndices 1 (no se representan) indican que la proporción de átomos de sodio a los átomos de cloro es 1:1, si en un cristal hay 8 átomos de sodio, entonces también hay 8 átomos de cloro.

Ejercicios.

Para representar con mayor facilidad a los átomos de los elementos, sus masas relativas y simular sus cambios físicos y químicos, utilizaremos **modelos de platilina** de diferentes tamaños y colores. Se utilizará la representación más sencilla del átomo, como partícula indivisible del modelo atómico de Dalton.

1. En la siguiente tabla colorea los modelos de acuerdo al código de colores

Símbolo químico	Masa	Código de colores	Modelo
H	1 g	Blanco	○
C	12 g	Negro	○
N	14 g	Azul	○
O	16 g	Rojo	○
F	19 g	Verde claro	○
P	31 g	Anaranjado	○
S	32 g	Amarillo	○
Cl	35 g	Amarillo verdoso	○

2. Usando el código de colores de la tabla anterior, representa los modelos, símbolos y/o fórmulas correspondientes de la siguiente lista.

Representación de:	Modelo	Simbología
3 moléculas de nitrógeno		
2 moléculas de ozono, O ₃		
4 moléculas de hidrógeno		
2 moléculas de dióxido de carbono.		
5 moléculas de ácido clorhídrico, HCl.		
6 moléculas de agua.		

3. Construye los modelos de plastilina y representa las sustancias que se enlistan:

- a) H₂ b) O₂ c) N₂ d) H₂O e) CO₂ f) HCl

Toma una foto de tus modelos y pega aquí tu evidencia:



4. De acuerdo con la ecuación, representa con modelos la descomposición de 2 moléculas de agua.

Ecuación:	$2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$
Modelo:	$\rightarrow \quad +$

Observa en este caso como el número y tipo de átomos que forman a los reactivos es el mismo de los que aparecen como productos (**Ley de la conservación de la masa**). Recuerda que la reacción de descomposición del agua es inversa a la reacción de síntesis (formación) del agua.

5. Representa 4 moléculas de agua: _____
6. ¿Cuántas moléculas de H₂ y cuántas de O₂ se forman al descomponer 4 moléculas de agua? _____
7. Representa 3 moléculas de hidrógeno: _____
8. ¿Cuántas moléculas de agua pueden formarse en la combustión de 3 moléculas de hidrógeno? _____

9. Encierra con algún color las especies químicas se producen en la electrólisis del agua:

- a) H^{1+} b) O^{2-} c) O_2 d) H_2O e) H_2

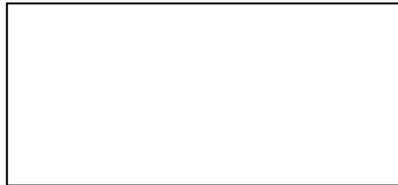
10. Señala con color las especies químicas que se producen durante la evaporación del agua.

- a) H^{1+} b) O^{2-} c) O_2 d) H_2O e) H_2

11. Encierra con color las especies químicas se producen en la electrólisis del cloruro de sodio, NaCl:

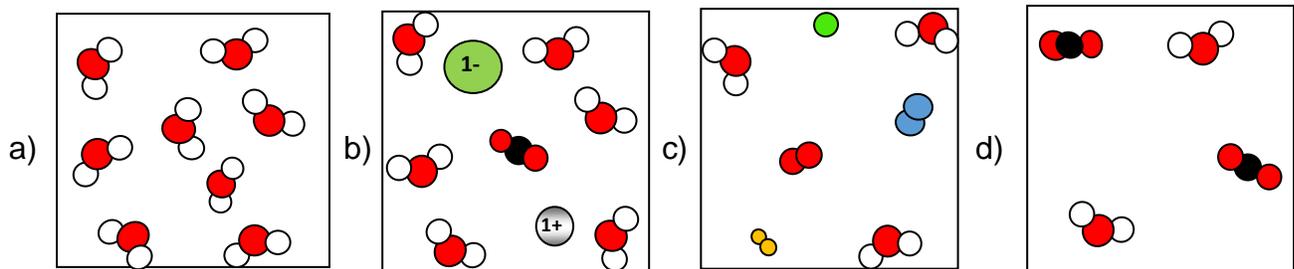
- a) Na^{1+} b) Cl_2 c) Na_2 d) Cl^{1-} e) Na°

12. Representa a nivel nanoscópico una mezcla gaseosa formada por hidrógeno y oxígeno..



13. Representa la reacción con la que identificamos al oxígeno (astilla encendida) (nivel macroscópico y simbólico)

14. ¿Cuál de los siguientes esquemas representa mejor el agua de uso común?



Teoría atómica: modelo de Dalton

Las explicaciones: nivel nanoscópico de la materia.

Para explicar el comportamiento macroscópico de la materia se han propuesto diversos modelos atómicos, uno de los más antiguos y simples es el de Dalton. La intención de utilizar el modelo de Dalton aquí es para explicar las leyes de:

- ❖ la conservación de la materia
- ❖ las proporciones constantes.

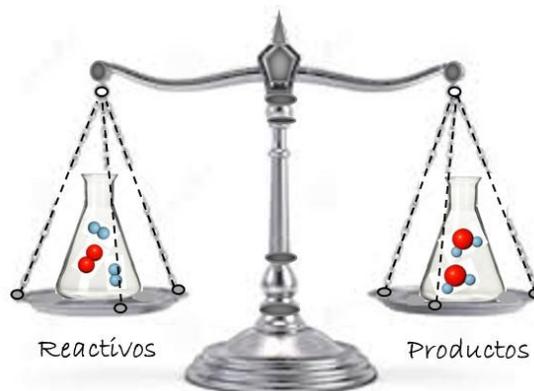
Modelo atómico de Dalton

A principios del siglo XIX después de varias décadas de experimentación cuantitativa en laboratorio y, después de haber descubierto regularidades y leyes en el comportamiento de las sustancias, el científico inglés John Dalton relacionó las fórmulas conocidas para algunos compuestos que seguían **patrones de comportamiento que de tanto verificarse pasaron a ser Leyes**; como son los casos de la **Ley de la Conservación de la materia** y la **Ley de las proporciones constantes**. Para explicarlas, Dalton sugiere un modelo de partículas, las más pequeñas que participan en la formación de compuestos y propone los siguientes postulados:



John Dalton. Químico inglés. 1766-1844
Tomado de <https://bit.ly/36h3JRU>

- Toda la materia se compone de partículas extremadamente pequeñas indivisibles llamadas átomos.
- Los átomos de un elemento tienen propiedades idénticas, son iguales en masa.
- Los átomos de dos o más elementos pueden combinarse en **PROPORCIÓN CONSTANTE** para formar compuestos.

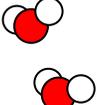
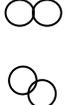


Ejercicio. Completa el siguiente párrafo.

De acuerdo con _____, la materia se compone de partículas extremadamente _____ e _____ llamadas átomos; según él, los átomos de un mismo elemento son _____ entre sí, sobre todo son iguales en _____. Para formar compuestos los átomos de dos o más elementos siempre se combinan en _____.

Según Dalton, como consecuencia de su indivisibilidad un átomo es indestructible, por lo que puede participar en cambios físicos y químicos sin ser destruido. Esta característica de los átomos permite explicar que antes de un cambio químico existen los mismos átomos que después; y estos átomos iniciales solo se reorganizan formando nuevas estructuras o arreglos. Así, la masa de los reactivos al inicio de la transformación química es la misma que se obtiene al final en los productos de dicha reacción, explicando de esta forma la **Ley de la Conservación de la Materia**.

Explicación de la ley de conservación de la masa mediante el modelo de Dalton en el caso de la reacción de descomposición del agua:

$2 \text{H}_2\text{O}$	→	2H_2	+	O_2	NIVEL SIMBÓLICO
	→		+		NIVEL NANOSCÓPICO

Ejercicios.

1. Completa la información comparando la **composición** del antes y el después en la ecuación de la descomposición del agua.

Antes de que ocurra la reacción	Después de que la reacción ha ocurrido
Existen 4 átomos de H, dos en cada una de las moléculas de agua. La masa de H es de 4 uma.	
Están presentes 2 átomos de oxígeno, uno en cada una de las moléculas del agua. La masa de oxígeno es de 32 uma.	
La masa total de las dos moléculas de agua es de 36 uma.	

2. Con el uso de modelos de Dalton, balancea la ecuación y explica la Ley de la conservación de la materia en la reacción de síntesis del cloruro de sodio:

Na° + Cl ₂ → NaCl	NIVEL SIMBÓLICO
+ →	NIVEL NANOSCÓPICO

3. Describe la respuesta anterior: _____
- _____
- _____

Ley de las proporciones constantes (nivel nanoscópico).

Para explicar la Ley de las proporciones constantes propuesta por Dalton tomaremos como ejemplo un compuesto: el dióxido de carbono; donde, el carbono se combina con oxígeno para formar:



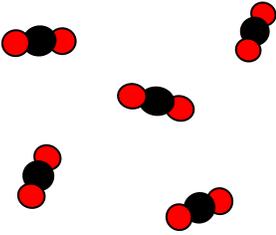
Como se observa en las representaciones (simbólica y nanoscópica), la proporción de átomos de carbono y oxígeno que forman una molécula de bióxido de carbono siempre es:

1:2

Un átomo de carbono y **dos** átomos de oxígeno

Sea cual sea el número de moléculas de bióxido de carbono que se formen o se tengan, la proporción C:O siempre es 1:2.

Así, para formar el doble o triple de moléculas de CO₂ también será necesario contar con más cantidades de átomos de C y O, pero la proporción será la misma (**Ley de la proporciones constantes o definidas**); como se puede apreciar en la siguiente tabla.

No. Moléculas CO ₂	Átomos que se requieren		Proporción: C:O
	de C	de O	
	1	2	1:2
	2	4	1:2
	5	10	1:2

Si en un compuesto formado por carbono y oxígeno la proporción C:O cambia, entonces ya no se tratará del mismo compuesto CO₂.

Ejercicios.

1. Explica la Ley de las proporciones constantes para el agua oxigenada, H₂O₂.
2. ¿En qué hechos se basa el modelo de Dalton? _____

3. Utiliza las ideas de Dalton para explicar la ley de la conservación de la materia.

4. Utiliza las ideas de Dalton para explicar la ley de las proporciones constantes.

5. Según Dalton, si un átomo tiene el doble de masa que un segundo átomo, ¿estos átomos pertenecen al mismo elemento? Argumenta tu respuesta. _____

6. Reflexiona y explica. En un laboratorio, se adicionan en un recipiente pequeñas cantidades de dos elementos, A y B, se calientan para que éstos reaccionen y en el

análisis del resultado se detectan sustancias de dos proporciones diferentes de los elementos A:B. **Explica**

a) ¿Se trata de un compuesto? _____ ¿por qué? _____

b) ¿Se trata de una mezcla? _____ ¿por qué? _____

Modelo de Bohr.

Las teorías y modelos atómicos han evolucionado a través de la historia; éstos cambian a la luz de nuevos conocimientos e instrumentos tecnológicos; surgiendo así nuevas teorías y modelos que explican más adecuadamente los fenómenos de la naturaleza. Así, el modelo de Dalton no explicó la naturaleza eléctrica de la materia, los enlaces que se forman entre los átomos, la existencia de un núcleo, el gran espacio vacío entre el núcleo y las órbitas donde se encuentran los electrones o las propiedades periódicas de los elementos; de esta manera surgieron nuevas propuestas científicas y modelos que argumentaron hechos que el modelo de Dalton no pudo; por ejemplo Rutherford determinó experimentalmente que el átomo tenía un núcleo muy pequeño donde existían protones y que entre éste y los electrones prácticamente existía vacío. Bohr fue uno de los científicos cuyo modelo logró concentrar y explicar los planteamientos anteriores.

El modelo de Bohr considera que el átomo está constituido por partículas subatómicas: protones y neutrones formando parte de un núcleo, mientras que los electrones se encuentran en orbitas alrededor del mismo.

Ejercicio

1. ¿Cuáles fenómenos no son explicados por el modelo de Dalton? _____
2. Menciona qué partículas forman parte del núcleo atómico. _____
3. ¿Cuáles partículas rodean el núcleo atómico? _____

Postulados del Modelo atómico de Bohr

- Los niveles energéticos (orbitas) son espacios definidos en los que pueden estar los electrones y van del 1 al 7. Los electrones no pueden estar en un lugar intermedio (como tampoco se puede estar en el escalón 1.5).
- En cada nivel cabe un número máximo de electrones, como se observa en la siguiente tabla.

Nivel energético	1	2	3	4	5	6	7
Número de electrones	2 e ¹⁻	8 e ¹⁻	18 e ¹⁻	32 e ¹⁻	32 e ¹⁻	18 e ¹⁻	8 e ¹⁻

- Cuando un átomo tiene el número máximo de electrones en su nivel energético más externo es más estable.

Bohr centra la atención en la posición y energía de los electrones alrededor del átomo; sin embargo, en esta sección también se considerarán el núcleo y sus partículas (nucleones). En la siguiente tabla se resume la información de las partículas subatómicas de importancia química.

Partícula	Masa	Carga	Posición en el átomo
Protón	1 uma* (1.67 x 10 ⁻²⁴ g)	+1	Núcleo
Neutrón	1 uma* (1.67 x 10 ⁻²⁴ g)	0	Núcleo
Electrón	≈ 0 uma* (9.11 x 10 ⁻²⁸ g)	-1	Órbitas

*uma es la unidad de masa atómica

Siguiendo el arreglo electrónico según los postulados de Bohr, en este curso solo se van a elaborar los modelos de los átomos de los primeros 20 elementos. Y para esto en este cuadernillo se hará la siguiente consideración: en el **tercer nivel energético** caben como máximo 18 electrones, pero primero **se consideran sólo 8 electrones como máximo** lo

cual se tomará en cuenta para el trazo de los modelos de Bohr para los átomos de números atómicos 19 y 20 (la explicación rebasa el contenido temático de este cuadernillo).

La representación del modelo de Bohr para el átomo de Calcio se muestra en la figura 1, aunque suele utilizarse un modelo resumido como el que se muestra en la figura 2.

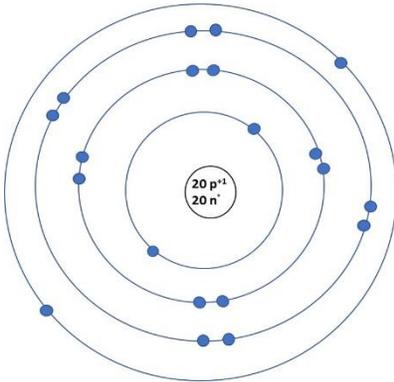


Figura 1. Modelo de Bohr para el átomo de Calcio.

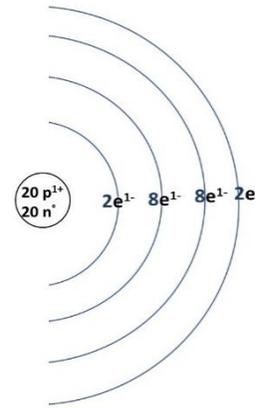


Figura 2. Modelo de Bohr abreviado para el átomo de Calcio.

Para saber el número de electrones, protones y neutrones que se deben representar en los modelos de Bohr se debe consultar la tabla Periódica para conocer el número atómico (Z) y la masa atómica (A)

Z = Número de protones, p^{1+} . Este número define al elemento y se considera su huella dactilar ya que no existen dos elementos con el mismo número de protones.

$$Z = \# \text{ de } p^{1+}$$

A = masa atómica = número de protones + número de neutrones. La unidad de medida es la **uma** (unidad de masas atómica).

$$A = \# \text{ de } p^{1+} + \# \text{ de } n^{\circ}$$

- ✚ Por convenio cada uno de los nucleones se le asigna la masa de 1 uma.
- ✚ Un átomo neutro implica la misma cantidad de electrones (e^{1-}) y protones (p^{1+}).

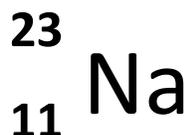
Generalmente se representa el símbolo del elemento indicando los valores de A y Z, como se muestra en los siguiente ejemplos:

Ejemplo 1.



De esta manera, esta simbología nos indica que calcio, de acuerdo con su valor **Z**, tiene **20 protones** y, según su valor de **A** la **suma de sus protones y neutrones es 40**; por lo que es posible conocer el número de neutrones a partir de la resta: **A – Z (=20)**.

Ejemplo 2.



De acuerdo con sus valores, número y masa atómicos, los átomos de sodio

- tienen **11 protones (Z)**
- la suma de sus protones y neutrones = **A** = es 23
- su número de **neutrones** es $(23 - 11) = \mathbf{A - Z} = 12$

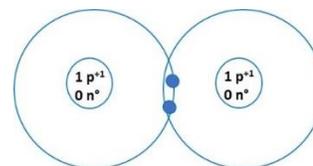
Ejercicios. Analiza los ejemplos en la tabla y llena los espacios:

Elemento	No. Protones	No. Neutrones	No. electrones del átomo neutro	Modelo Bohr
${}^1_1\text{H}$				
${}^4_2\text{He}$				
${}^7_3\text{Li}$				
${}^{12}_6\text{C}$				
${}^{14}_7\text{N}$				
${}^{16}_8\text{O}$				

Se han representado átomos y moléculas de hidrógeno, de oxígeno y de agua con el modelo de Dalton pero ¿cómo se representan las moléculas con el modelo de Bohr? Utilicemos la molécula de Hidrógeno (H_2) para aplicar el modelo de Bohr.

Ejemplo 1.

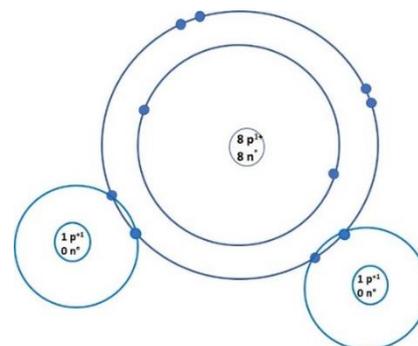
Representación de la molécula de H_2 con modelos de Bohr



Se puede observar que la interacción de los átomos sucede entre los electrones de la última órbita, donde estas partículas juegan el papel protagónico; de este modo, puede inferirse el concepto de **enlace** entre los dos átomos para formar la molécula; enlace covalente en el cual se comparte un par de electrones.

Ejemplo 2.

Representación de la molécula de agua con el modelo de Bohr:



En este modelo se observa que la interacción entre los átomos de hidrógeno y el átomo de oxígeno se da entre sus últimas orbitas, específicamente entre los electrones del último nivel de cada átomo. Aunque el modelo de Dalton (modelo de esferas) es muy útil para explicar fenómenos relacionados con el agua y otros muy relevantes como la organización de los átomos de carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y fósforo en una molécula de ADN; el modelo de Bohr también nos será de gran utilidad para explicar la formación de enlaces químicos.

Ejercicios. Representa mediante el modelo de Bohr

- una molécula de oxígeno (O_2)
- una molécula de cloro (Cl_2)

Química I

Unidad 2. Oxígeno, sustancia activa del aire

¿Qué es el aire?. Componentes

El oxígeno que respiramos se encuentra formando parte del aire, de esta forma cuando respiramos también inhalamos los otros componentes que lo acompañan. Los principales componentes del aire y que constituyen la mayor proporción de éste son: nitrógeno y oxígeno; otras sustancias que existen en el aire y se encuentran en proporciones menores son: argón, dióxido de carbono y agua; los demás componentes son considerados trazas, debido a que existen en proporciones extremadamente bajas.

Los componentes de las mezclas se encuentran en proporción variable; en el caso del aire los componentes que más cambian su porcentaje: son el agua (humedad del aire dependiendo del lugar geográfico) y el bióxido de carbono (considerado contaminante en altas concentraciones); la proporción de oxígeno y nitrógeno en el aire no cambian significativamente.

Ejercicio. Investiga y completa la siguiente tabla con los datos de los componentes del aire y contesta el cuestionario.

Componente	Símbolo/ Fórmula	Porcentaje % ^V / _V	P. F (°C)	P. E (°C)	Compuesto/ Elemento	Modelos nanoscópicos
Nitrógeno		78.1	-210	-196		
Oxígeno		21	-223	-183		
Argón		0.93				
Dióxido de carbono		0.03	PUNTO DE SUBLIMACI ON -78° C			
Neón		0.0018				
Helio		0.00053				
Kriptón		0.0001				
Agua		0 – 4				

Cuestionario.

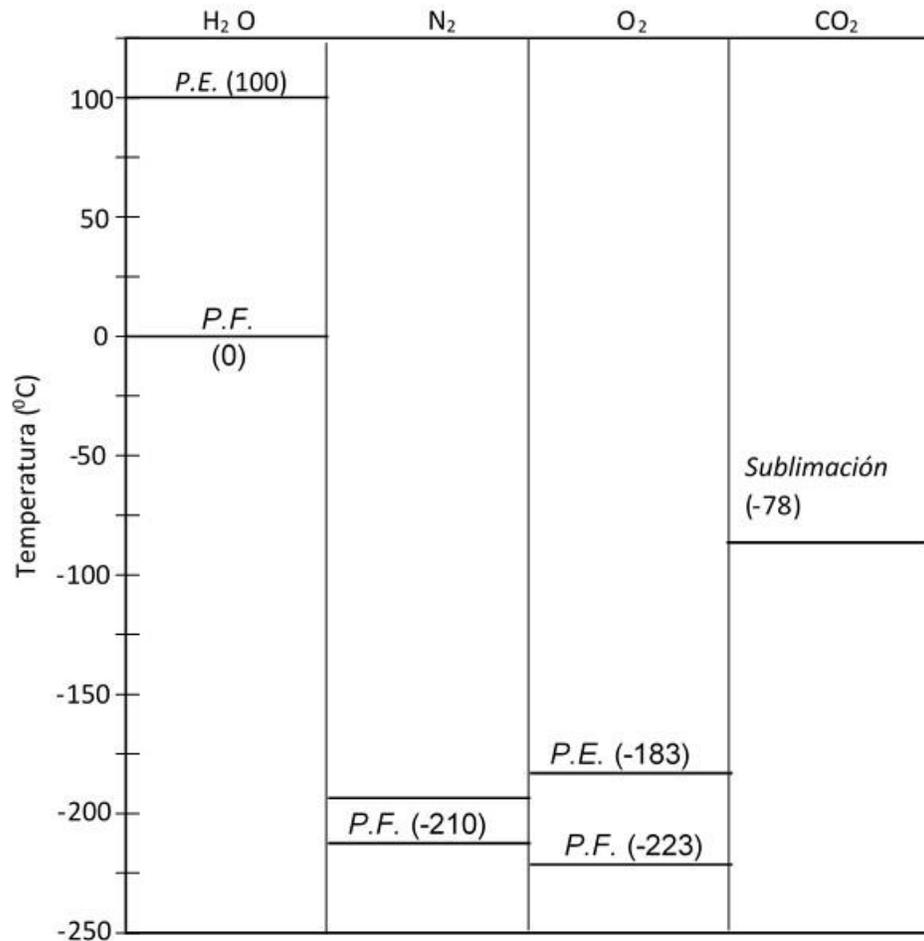
1. ¿Cuál componente del aire se encuentra en mayor proporción (indica el porcentaje)?

2. ¿Qué es el aire (mezcla, compuesto o elemento)? Explica tu respuesta. _____

3. Señala los componentes traza en el aire y entre paréntesis los mL (o cm³) que hay en 100 mL de aire (%^{V/V}) _____, _____, _____,

Ejercicios:

- A.** Analiza la siguiente escala de temperatura en grados centígrados para los 4 principales componentes del aire y responde las preguntas
1. A la derecha de la tabla, dibuja una flecha que apunte hacia el incremento de temperatura.



2. Colorea de azul la franja en la que cada sustancia es sólida
3. Colorea de amarillo la franja en la que cada sustancia es líquida
4. Colorea de rojo la franja en la que cada sustancia es gaseosa
5. El nitrógeno líquido se usa en la conservación de muestras biológicas como refrigerante, ¿a qué temperatura se encontrarán dichas muestras? _____
6. El CO₂ sólido se usa para conservar vacunas, ¿qué temperatura se utiliza para conservar vacunas? _____

B. A partir de la escala de temperatura que se muestra en la figura anterior, contesta los siguientes planteamientos.

1. Indica el estado de agregación de las siguientes sustancias de acuerdo con la temperatura indicada.

- a) N₂ a -200⁰ C _____ d) O₂ a -200⁰ C _____
b) N₂ a - 100⁰ C _____ e) CO₂ a - 100⁰ C _____

2. ¿Qué estado de agregación tienen N₂, O₂ y CO₂ a 20⁰ C? _____

3. Al **enfriar** el aire de 20 °C a - 200⁰ C ¿a qué temperatura habrá un cambio de estado de los siguientes componentes y cuál será ese cambio de estado?

- a) N₂ _____, _____
b) O₂ _____, _____
c) H₂O _____⁰ C, _____ Cambia de líquido a sólido (solidificación)
d) CO₂ _____, _____

4. Al **calentar** aire de -200⁰ C hasta 20 °C ¿a qué temperatura habrá un cambio de estado de los siguientes componentes y cuál será ese cambio?

- a) N₂ _____, _____
b) O₂ _____, _____
c) H₂O _____, _____

d) CO₂ _____, _____**ACTIVIDAD EXPERIMENTAL** ¿Cómo separar los componentes del aire?

- Observa y resuelve en tu cuaderno las actividades descritas en el siguiente vídeo: Aire en <https://bit.ly/38LbkLv> consultado en Julio de 2022.
- Resolver **Anexo 1**.

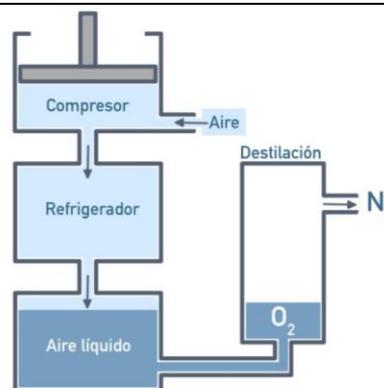
Separación del aire.**Licuefacción y destilación del aire.****Observación (hechos y fenómenos a nivel macroscópico):**

Si se baja la temperatura del aire hasta cantidades inferiores a -196°C (temperatura de ebullición del nitrógeno, N_2) éste se licua, y si se permite que se vuelva a calentar (que vuelva a la temperatura ambiente) los componentes se vuelven a gasificar, hirviendo a sus correspondientes temperaturas de ebullición. La diferencia de temperaturas de ebullición se aprovecha para separar el nitrógeno (N_2) y el oxígeno (O_2) del aire utilizando la destilación como método de separación. Una vez separados estos elementos, tienen diversos usos.

Explicación (modelos y teorías)

Cuando las moléculas de oxígeno (o nitrógeno) gaseoso, que están separadas, se someten a enfriamiento, reducen sus movimientos (su energía cinética), a tal grado que se atraen entre sí, y cuando las fuerzas de atracción son suficientes se forma un líquido con enlaces entre moléculas (enlaces intermoleculares), éstas fuerzas de atracción son más débiles que las que mantienen unidas a las moléculas de agua líquida. De forma contraria, al aumentar la temperatura del aire líquido, la energía cinética de las moléculas vuelve a elevarse, hasta **romper** los enlaces intermoleculares (durante la ebullición) formándose otra vez el estado gaseoso. El nitrógeno alcanza la ebullición antes que el oxígeno, situación que se aprovecha para separarlos por destilación.

Esquema del proceso de separación del aire.



Cuestionario

1. ¿Qué le sucede al aire en el compresor? _____
2. ¿Cuál cambio sufre el aire en el refrigerador? _____
3. ¿Qué estado físico tiene el oxígeno en el destilador? _____
4. ¿A qué se debe que el nitrógeno salga en la parte superior de destilador? _____
5. ¿Qué temperatura crees que tenga el oxígeno en el destilador? _____
6. ¿Qué propiedad de los componentes del aire se aprovecha para su separación?

7. Menciona una evidencia empírica que confirme esta afirmación “*al enfriar el aire, lo suficiente, las fuerzas de atracción entre sus partículas se incrementa para crear enlaces intermoleculares y formar el aire líquido; sin embargo, éstas fuerzas de atracción son más débiles que las que mantienen unidas a las moléculas del agua líquida*”. _____

8. A temperatura ambiente ¿cuáles atracciones son más fuertes, las que mantienen unidas a las moléculas de H₂O o las que están presentes entre los componentes del aire? Explica. _____
9. ¿Cuáles atracciones necesitan mayor energía para ser vencidas, las que existen entre moléculas de H₂O líquida o las que existen entre las moléculas de N₂ líquido? Explica.

10. ¿Cuáles atracciones necesitan mayor energía para ser vencidas, las que existen **entre las moléculas** de O₂ líquido las que existen entre las moléculas de N₂ líquido? Explica. _____
11. En qué situación, consideras que el O₂ consume energía ¿en la formación o en el rompimiento de enlaces entre sus moléculas (enlaces intermoleculares)? Explica. _____
12. Una vez que el aire se encuentra en estado líquido, éste se destila para separar sus diferentes componente, explica ¿por qué es posible separar los componentes del aire? _____

Aire contaminado.

Las sustancias consideradas como contaminantes se encuentran mezclados con los componentes naturales del aire. Los contaminantes destacan de entre los componentes naturales del aire principalmente por sus efectos adversos y, en ocasiones, por su elevada proporción en el aire. Se distinguen los contaminantes primarios de los secundarios, ya que los primeros son emitidos directamente por una fuente, mientras que los segundos son productos de reacciones entre sí o con sustancias presentes en la atmósfera; por ejemplo, los óxidos de azufre y nitrógeno reaccionan con el vapor de agua originando nuevos contaminantes.

El tiempo de residencia de un contaminante depende del tipo de éste, si está en forma de gas o de partículas (polvos muy finos suspendidos). Para las sustancias gaseosas, el tiempo de residencia depende de su reactividad, los gases más reactivos permanecen menos tiempo en el aire. En el caso de las partículas su tiempo de residencia depende de su tamaño. La concentración de las partículas se mide en microgramos de contaminante por metro cúbico de aire ($\mu\text{g}/\text{m}^3$), mientras que la concentración de gases se mide en partes por millón (ppm).

Las fuentes de contaminantes del aire son diversas; los contaminantes pueden proceder de fuentes naturales o pueden ser originadas a partir de actividades humanas, Algunos ejemplos de fuentes de contaminación son: las emisiones de volcanes, descomposición y putrefacción de materia orgánica, las provenientes de centrales térmicas, procesos industriales, automóviles, uso de calefactores, aerosoles, etc.

Ejercicio. Contesta lo que se solicita en cada cuestionamiento:

1. Identifica actividades cotidianas que realizas y que están emitiendo contaminantes al aire:

2. ¿Cómo afecta la contaminación del aire a tu salud y a tus actividades cotidianas? _____

3. ¿Cómo se originan los contaminantes secundarios? _____

4. ¿Cuándo se considera que una sustancia es un contaminante del aire? _____

5. Completa los datos que faltan en la siguiente tabla.

Algunas sustancias consideradas contaminantes del aire

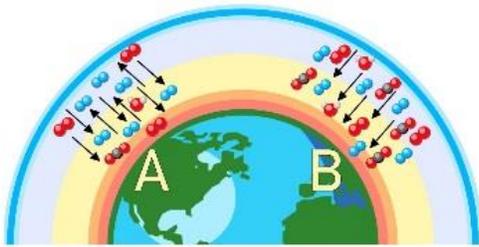
Sustancia	Símbolo/ fórmula	Compuesto / elemento	Modelos nanoscópicos
Monóxido de carbono			
Dióxido de carbono			
Ozono			
Sulfuro de hidrógeno			
Dióxido de azufre			
Trióxido de azufre			
Monóxido de nitrógeno			
Dióxido de nitrógeno			
Metano			
Plomo (polvos)			

Consecuencias de los contaminantes en el aire.**Efecto Invernadero**

El CO_2 y el H_2O absorben radiación proveniente del sol; si estos componentes del aire no tuvieran esta capacidad la Tierra tendría temperaturas cercanas a $-40\text{ }^\circ\text{C}$; así, en porcentajes adecuados (concentración de CO_2 y H_2O en aire limpio), el dióxido de carbono y el agua son sustancias de gran importancia para la vida en el planeta. Sin embargo, si la concentración del CO_2 se eleva demasiado en la atmósfera, como es el caso de aire contaminado, la temperatura del ambiente sube excesivamente propiciando el llamado efecto invernadero.

Capacidad calorífica del agua y del dióxido de carbono:

CO_2	839 J/ Kg $^\circ\text{K}$	0.20 Kcal / g $^\circ\text{K}$
H_2O	4,186 J/ Kg $^\circ\text{K}$	0.99 Kcal / g $^\circ\text{K}$



Aire limpio **(A)** y aire contaminado **(B)**.

En A, la concentración de agua y bióxido de carbono es baja pero suficiente para mantener una temperatura adecuada para la vida. En B las concentraciones de agua y bióxido de carbono son altas y retienen más energía que entra a la tierra elevando su temperatura

Ejercicio: Explica

1. ¿En cuál zona se devuelve más energía al espacio? _____

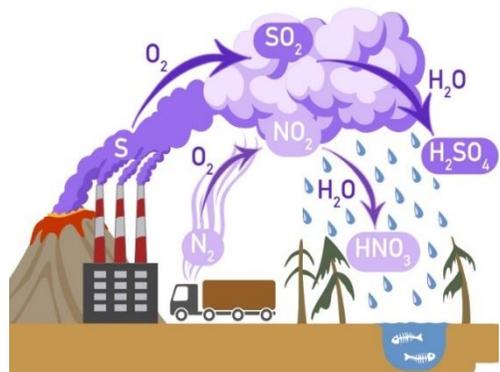
2. ¿En cuál zona se absorbe más energía? _____

3. ¿En cuál zona se presenta el efecto invernadero? _____

La lluvia ácida

La lluvia ácida está conformada por ácidos fuertes como son el ácido nítrico y el ácido sulfúrico. Estos ácidos se producen cuando el agua de la lluvia interacciona con los óxidos de azufre y de nitrógeno. Algunos óxidos como el SO₂ y NO₂ se generan en las chimeneas de las fábricas y en los motores de los automóviles cuando hace calor.

Cuando la lluvia ácida llega al suelo reacciona con algunos minerales formando sales solubles (de aluminio, potasio, sodio, etc.), éstas son arrastradas hacia el subsuelo dejando a las plantas sin nutrientes causando problemas en la agricultura; éstas sales también pueden incorporarse a los mantos freáticos ocasionando su contaminación.



Ejercicio:

1. ¿Cuáles elementos intervienen en la formación de los ácidos?

2. Escribe la ecuación de formación del ácido sulfúrico:
3. Escribe la ecuación de la formación del ácido nítrico:

Ozono.

El ozono está formado por 3 átomos de oxígeno, O_3 , el ozono es una forma alotrópica del oxígeno, O_2 . Cuando un elemento se presenta en diferentes formas (agrupaciones de átomos del mismo elemento pero con diferentes estructuras), éstas se conocen como alótropos; el alótropo O_3 es más reactivo que el O_2 . El O_3 como contaminante se produce a temperaturas altas y radiación solar elevada. La existencia de ozono en la tropósfera, zona atmosférica cercana a nosotros, nos provoca irritación en ojos y mucosas; sin embargo, la presencia del ozono en la estratósfera es importante para la vida, ya que tiene un efecto benéfico protegiendo al planeta de las radiaciones.

El monóxido de carbono, CO.

La mayor parte de este contaminante se produce en el interior de los motores de los vehículos, es el producto principal de la combustión incompleta, esto es, cuando no hay suficiente oxígeno durante la combustión no se alcanza a formar el CO_2 y la combustión sólo genera CO. Al inhalar el monóxido de carbono, CO, éste se combina con la hemoglobina de la sangre, lo que impide el transporte de oxígeno a los tejidos, y por tanto, dificulta la respiración.

Cuestionario

1. Si los componentes del aire se presentan en una composición diferente ¿cuáles serían los efectos?
 - a) Contenido alto de oxígeno: _____
 - b) Contenido en exceso de nitrógeno: _____
 - c) Exceso de CO_2 _____
 - d) Baja concentración de nitrógeno _____
2. ¿Cuáles contaminantes contribuyen al efecto invernadero? _____
3. Explica en qué consiste el efecto invernadero: _____

4. ¿Cuáles son los efectos de la presencia del ozono en la troposfera y en estratósfera?

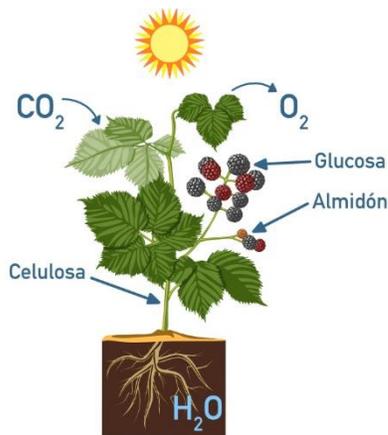
5. ¿Qué relación tienen el ozono y el oxígeno? Explica. _____

6. ¿Cómo se forma la lluvia ácida? _____

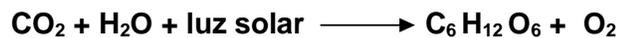
7. ¿Cómo afecta la lluvia ácida al medio ambiente? _____

8. ¿El CO₂ es un contaminante del aire? Explica: _____

¿De dónde viene el oxígeno?



El oxígeno es un gas formado por moléculas diatómicas (O₂). Se cree que apareció en la Tierra cuando los primeros vegetales, seguramente microscópicos, lo formaron por medio de la fotosíntesis. La reacción general que representa este proceso es:



El oxígeno es la sustancia más **REACTIVA** del aire, reacciona con gran cantidad de sustancias, entre éstas se encuentran la mayoría de los elementos químicos; al unirse químicamente el oxígeno con otros elementos se forman los **ÓXIDOS**. Las reacciones de los elementos químicos con oxígeno se les conoce como Reacciones de Oxidación.

Si el oxígeno existiera en el aire en una mayor proporción de la que actualmente tiene (21%) las reacciones de oxidación se llevarían a cabo de manera más rápida; así, los incendios se propagarían más fácil y rápidamente, y las estructuras metálicas tendrían mayor desgaste por oxidación.

La respiración celular ¡Una reacción de oxidación vital!

La reacción contraria a la fotosíntesis es la respiración celular, otro proceso complejo que resulta ser, en general, una reacción de oxidación. La respiración es una de las reacciones más importantes para la vida, ésta se lleva a cabo en las células animales. Durante la respiración se libera la energía almacenada en la glucosa; esta energía química se transforma para que realicemos diversas funciones como el trabajo mecánico; además, en el proceso de respiración se forman CO₂ y H₂O como productos; lo anterior se resume en la siguiente ecuación:

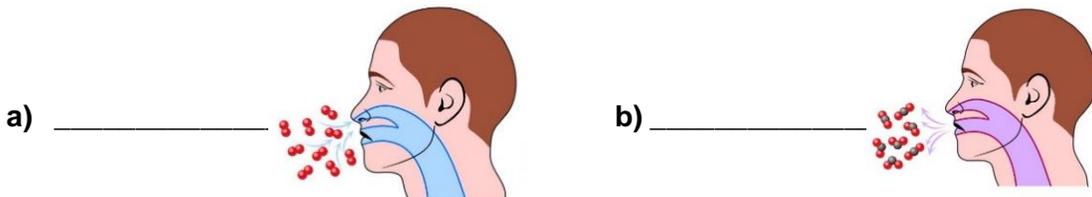


La respiración celular. 2 observaciones

Esta importante oxidación que continuamente realizamos es muy compleja y solo podemos observar nuestra respiración, **inhalación** a) la necesidad de aire (oxígeno) y b) la **exhalación** de bióxido de carbono (solo percibimos la salida de una gas por nuestra nariz y boca). Es decir uno de los reactivos y uno de los productos en la ecuación de combustión de la glucosa.

Ejercicios.

1. Escribe sobre las líneas las sustancias que inhalamos y exhalamos en la respiración.



2. Escribe en los espacios el nombre y ecuación correspondiente a los procesos de **fotosíntesis y respiración celular.**

Nombre del proceso	Ecuación

3. ¿Cómo se llama el proceso que produce oxígeno? _____
4. ¿Qué tipo de proceso es la fotosíntesis, exotérmico o endotérmico? Explica. _____

5. ¿Qué tipo de proceso es la respiración, exotérmico o endotérmico? Explica. _____

Tanto la fotosíntesis como la respiración son parte de los ciclos de oxígeno y carbono.

Tarea. Investiga en qué consisten los ciclos del oxígeno y del carbono, y realiza un resumen ilustrado en tu cuaderno.

Propiedades químicas del Oxígeno: reacciones de Oxidación.

La combinación química de sustancias (elementos o compuestos) con el oxígeno se llama **oxidación**. Si las oxidaciones producen gran cantidad de **energía** se les conoce como **combustiones**, en las que el oxígeno es llamado **comburente** y los materiales que se combinan con el oxígeno son los **combustibles**.

Oxidaciones de metales	Combustiones: generalmente se refiere a oxidaciones de compuestos orgánicos.
$\text{Fe} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$ <p>Oxidación de hierro (III)</p>	$\text{CH}_4 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Energía}$ <p>Combustión del metano (gas combustible)</p>
$\text{Cu} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CuO}$ <p>Oxidación de cobre (II)</p>	$\text{C}_8\text{H}_{18} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Energía}$ <p>Combustión de gasolina (combustible orgánico: octano)</p>

Las reacciones de combustión son **exotérmicas**, es decir, durante las combustiones se desprenden grandes cantidades de energía calorífica, esta energía se aprovecha en diversas actividades cotidianas e industriales. Existen muchas sustancias combustibles entre éstas destacan los hidrocarburos (HC), compuestos provenientes, principalmente del petróleo. La composición química de los hidrocarburos consiste en dos elementos,

únicamente, carbono e hidrógeno. La siguiente tabla muestra algunos ejemplos de HC que comúnmente se utilizan como combustibles.

Hidrocarburos, HC	Usos	# de átomos de C	Formula semidesarrollada	Formula condensada	Productos de la combustión
Metano	Gas natural: combustible.	1	CH ₄	CH ₄	CO ₂ + H ₂ O + E
Etano	Combustible y reacciones de síntesis.	2	CH ₃ —CH ₃	C ₂ H ₆	
Propano	Gas LP	3	CH ₃ —CH ₂ —CH ₃	C ₃ H ₈	
Butano	Gas LP	4	CH ₃ —CH ₂ —CH ₂ —CH ₃	C ₄ H ₁₀	
Acetileno	Combustible en soldaduras industriales	2	CH ≡ CH	C ₂ H ₂	

Ejercicios.

A. Analiza la información de la tabla anterior y resuelve las siguientes actividades.

- Utiliza las fórmulas condensadas de los hidrocarburos de la tabla anterior para escribir las ecuaciones de combustión de: butano, propano y acetileno
 -
 -
 -
- Observa las fórmulas semidesarrolladas y contesta qué enlaces existen entre los átomos de C, **simples o múltiples**:
 - Etano: _____
 - Acetileno: _____
 - Butano: _____
 - Propano: _____
- Los HC mostrados en la tabla solo tienen enlaces simples, excepto : _____
- Memoriza los nombres de los hidrocarburos de enlaces simples (**alcanos**) que contienen entre uno y cuatro carbonos. Sin consultar la tabla, escribe el nombre que corresponde al alcano según el número de átomos de C que se indica.
 - 2 átomos de C: _____
 - 3 átomos de C: _____
 - 4 átomos de C: _____
 - 1 átomo de C: _____

B. Contesta lo que se te pide a partir de los datos de la siguiente tabla.

Además de los hidrocarburos existen otros combustibles como los que se muestran a continuación:

Material combustible	Procedencia	Representación Simbólica	Productos de la combustión
Hidrógeno	Electrólisis del agua	H ₂	H ₂ O + E
Carbón	De vegetales o mineral	C	CO ₂ + E
Alcohol etílico	Fermentación caña de azúcar	C ₂ H ₆ O	CO ₂ + H ₂ O + E
Celulosa	Leña (madera)	(C ₆ H ₁₂ O ₆) _n Polímero de glucosa	CO ₂ + H ₂ O + E

* n = muchas veces la fórmula del paréntesis

1. Escribe la ecuación de combustión para los 3 primeros combustibles

-
-
-

2. Infiere cuál sustancia de la tabla es clasificado como *combustible fósil*: _____

3. ¿Cuál combustible no produce contaminación? _____

4. ¿Cuál sustancia combustible también es un antiséptico? _____

C. A partir de las siguientes ecuaciones contesta lo que solicita.

1. Balancea por tanteo las ecuaciones anteriores y utiliza algún color para escribir los coeficientes. (¡Recuerda que la energía no es materia!)

A.	H ₂	+	O ₂	→	H ₂ O	+	E
B.	C	+	O ₂	→	CO ₂	+	H ₂ O + E
C.	CH ₄	+	O ₂	→	CO ₂	+	H ₂ O + E
D.	CH ₃ CH ₂ OH	+	O ₂	→	CO ₂	+	H ₂ O + E
E.	C ₆ H ₁₂ O ₆	+	O ₂	→	CO ₂	+	H ₂ O + E
F.	C ₈ H ₁₈	+	O ₂	→	CO ₂	+	H ₂ O + E

2. ¿Qué regularidad tienen las reacciones de combustión representadas en la tabla anterior? _____

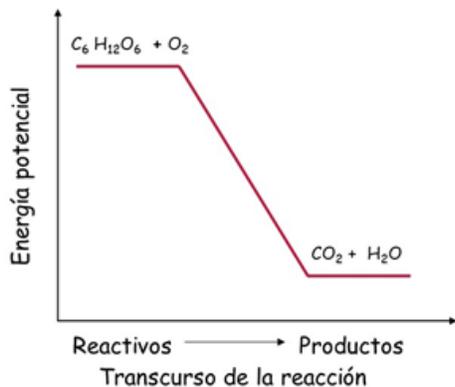
3. Observa las ecuaciones anteriores y **escribe la letra** que corresponde a los siguientes planteamientos.

Es la ecuación que representa a la reacción de combustión que:

- a) no contamina el ambiente. _____
- b) corresponde a la respiración celular. _____
- c) ocurre en las estufas que usan gas metano. _____
- d) ocurre en los anafres cuando prendemos carbón. _____
- e) se lleva a cabo en los motores de los autos. _____
- f) corresponde a la combustión del alcohol. _____

Representación de las combustiones mediante diagramas de energía.

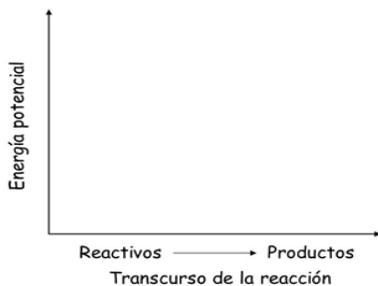
Como ya se mencionó en la Unidad 1 de este curso. Los procesos endotérmicos y exotérmicos se pueden representar a través de gráficos o diagramas de energía. Analiza la siguiente gráfica y contesta las preguntas



Ejercicios

- 1. ¿Qué información te proporciona la gráfica? _____
- 2. Escribe la ecuación que representa a la respiración: _____
- 3. La reacción que representa es endotérmica o exotérmica: _____

4. Elabora los diagramas de energía para la combustión de gas natural (metano, CH₄) y de butano, C₄H₁₀, combustibles que se utilizan en las estufas.

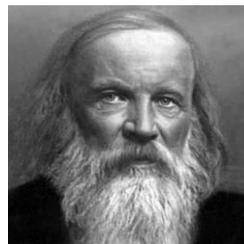


Teorías para explicar los cambios químicos.

Para explicar hechos y fenómenos que observamos macroscópicamente se recurre a conocimientos científicos establecidos como: leyes, teorías, principios, modelos, etc.

Desarrollo de la tabla periódica

Una de las más sorprendentes aportaciones al desarrollo de la clasificación periódica fue la que hizo el célebre químico ruso **Dimitri Mendeleiev** (1834-1907). Mendeleiev observó que **las propiedades de los elementos se repetían periódicamente**; es por ello que la tabla periódica se conoce como “tabla periódica de los elementos” y **enunció la siguiente Ley Periódica:**



“Las propiedades de los elementos son función periódica a sus masas atómicas”

Mendeleiev organizó los elementos en forma similar a la de **Newlands** (ley de las octavas, 1873-1898), pero además colocó a los elementos con propiedades similares en **columnas**, dejando espacios o huecos que corresponderían a elementos que se descubrieron posteriormente. Mendeleiev predijo que estos espacios deberían ser llenados con elementos que en aquella época aún no se conocían, pero de acuerdo con su posición en la tabla era posible predecir sus propiedades físicas y químicas.

La tabla periódica actual, además de tomar en cuenta la masa atómica de los elementos, considera su número atómico y la distribución de los electrones. **La nueva ley periódica fue enunciada por Moseley y dice “las propiedades de los elementos son funciones periódicas de los números atómicos”**

- ◆ Los elementos se representan por símbolos.
- ◆ Los **números enteros** que acompañan a los símbolos, es el **número atómico**.
- ◆ Los **números fraccionarios** corresponden a la **masa atómica**, son fraccionarios porque corresponde al valor promedio de las masas de los *isótopos* de los elementos.
- ◆ Los estados de agregación de los elementos que se reportan en la tabla periódica son los que presentan en condiciones de presión y temperatura normales

(establecida por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada, IUPAC), estas condiciones son 1 atmósfera de presión y 25 ° C de temperatura.

Ejercicio.

1. Describe cómo Mendeleiev organizó a los elementos químicos en una Tabla periódica:

2. Explica ¿en qué consiste la ley periódica actual de los elementos y en qué se basa?

3. Consulta y localiza en la Tabla Periódica los datos para completar lo que se solicita a continuación:

Elemento	Símbolo	Número atómico (Z)	Masa atómica (A)	¿Metal, No metal, gas noble?	Estado de agregación	Grupo o familia
Hidrógeno						
Sodio						
Oro						
Cloro						
Argón						
Oxígeno						
Calcio						
Nitrógeno						
Aluminio						

Primera clasificación de los elementos a partir de su comportamiento, físico y químico. Nivel Macroscópico.

Para hacer predicciones a partir de patrones de comportamiento, los primeros químicos, como Mendeleiev, organizaron las observaciones sobre el comportamiento físico y químico de los elementos que conocían.

Elemento (E)	Edo. de agregación elemento	Maleabilidad	Brillo	Conductividad (electricidad y calor)	Fórmula del óxido (E+ O ₂)	Edo. de agregación del óxido	Producto de reacción del óxido con agua
Galio, Ga	Sólido	Maleable	Brillante	Conductor	Ga ₂ O ₃	Sólido	Ga(OH) ₃
Sodio, Na	Sólido	Maleable	Brillante	Conductor	Na ₂ O	Sólido	NaOH
Magnesio, Mg	Sólido	Maleable,	brillante	Conductor	MgO	Sólido	Mg(OH) ₂
Carbono, C	Sólido	Quebradizo	Opaco (amorfo)	No conductor (aislante)	CO ₂	Gas	H ₂ CO ₃
Litio, Li	Sólido	Maleable,	Brillante	Conductor	Li ₂ O	Sólido	LiOH
Azufre, S	Sólido	Quebradizo	Opaco (amorfo)	No conductor (aislante)	SO ₃	Gas	H ₂ SO ₄
Fosforo, P	Sólido	Quebradizo	Opaco (amorfo)	No conductor (aislante)	P ₂ O ₃	Gas	H ₃ PO ₄
Aluminio, Al	Sólido	Maleable,	Brillante	Conductor	Al ₂ O ₃	Sólido	Al(OH) ₃
Nitrógeno, N ₂	Gas	No aplica	No aplica	No conductor (aislante)	N ₂ O ₃	Gas	HNO ₃
Calcio, Ca	Sólido	Maleable,	Brillante	Conductor	CaO	Sólido	Ca(OH) ₂

Ejercicios. Analiza la tabla, elabora tus propios patrones de comportamiento para realizar predicciones y contesta las siguientes preguntas.

1. Identifica y señala con colores en la tabla a los elementos metálicos, elige un color para cada una de las familias: IA, IIA y IIIA.
2. ¿Cuáles propiedades **físicas** se analizaron? _____

3. ¿y cuáles propiedades **químicas**? _____
4. Enlista los símbolos de los elementos **metálicos**: _____
5. Enlista los símbolos de los elementos **No metálicos**: _____
6. A partir del análisis de la información en la tabla se puede afirmar que los **Metales** son: _____, _____, _____ y _____.
7. Mientras que los **No metales** son: _____
8. Generalmente, el estado de agregación de los metales es _____
9. El estado de agregación de los **óxidos de los metales** es _____
10. Mientras que los **óxidos no metálicos** se encuentran en estado: _____
11. Los óxidos de metales reaccionan con agua y forman: _____
12. Y los óxidos de no metales reaccionan con agua para formar: _____
13. Subraya la fórmula general de los óxidos de los metales de la familia IA.
a) MO b) MO₂ c) M₂O₃ d) M₂O
14. Subraya la fórmula general de los óxidos de los metales de la familia IIA.
b) MO b) MO₂ c) M₂O₃ d) M₂O
15. Subraya la fórmula general de los óxidos de los metales de la familia III A.
c) MO b) MO₂ c) M₂O₃ d) M₂O

¿Cómo explicar las fórmulas de los compuestos? Modelo atómico de Bohr.

Con aportaciones científicas anteriores como la teoría cuántica de Plank, los espectros de luz de los elementos, y la teoría nuclear de Rutherford; Bohr, en 1913, logró establecer un nuevo modelo atómico, el cual consiste en **un pequeño núcleo positivo rodeado por electrones que se encuentran en capas circulares alrededor de éste**, donde a cada una de estas capas le corresponde un nivel específico de energía.

El modelo de Bohr trató de explicar los **espectros de luz** emitidos por los elementos y las regularidades de la tabla periódica. El modelo de Bohr marcó el inicio de la era cuántica.

Según Bohr:

- ❖ Los electrones tienen movimiento circular alrededor de los núcleos.

- ❖ Las trayectorias de los electrones alrededor del núcleo tienen radios de rotación específicos, con una energía definida y, son conocidas como capas o niveles de energía.
- ❖ Los electrones no pueden existir entre dos capas solo en niveles definidos ($n= 1, 2,3,4, \text{etc.}$).
- ❖ Los electrones se mueven en sus orbitas sin liberar energía, se encuentran en un estado original estable conocido como estado basal o estacionario.
- ❖ Cuando se les aplica energía exterior los electrones toman solo la energía (en paquetes o quantums) necesaria para saltar a un nivel de energía superior (estado excitado) menos estable.
- ❖ Al regresar a su estado estacionario los electrones emiten esos quantums de energía en forma de luz; de esta manera, todos los elementos cuando se calientan absorben cierta energía y emiten, la complementaria, una luz de color característico, de frecuencias específicas, **conocidas como espectro electromagnético el cual se considera la “huella dactilar” del elemento..**

El modelo de Bohr presenta limitaciones para explicar el comportamiento de la mayoría de los elementos; sin embargo, para trazar los átomos de algunos elementos, de acuerdo con este modelo, se tomarán en cuenta las siguientes consideraciones:

Como ya se mencionó en la unidad 1 de este curso, hay un número máximo de electrones que caben en cada nivel; para los niveles energéticos 1 al 4 se utilizarán como máximo: 2, 8, 8,18 electrones (¡como el número de elementos que hay en los periodos 1 al 4 de la tabla periódica!). Con estos datos solo es posible elaborar los modelos de Bohr para los elementos representativos de números atómicos (Z) 1 al 20.

De acuerdo con Bohr, el número y arreglo de los electrones en un átomo tienen relación con el comportamiento de los elementos y, por lo tanto, es posible explicar algunas propiedades que cumplen con la **Ley Periódica**. Un ejemplo de lo anterior es que los gases nobles tienen el número máximo de electrones en su último nivel de energía lo cual se relaciona con su gran estabilidad y casi nula reactividad.

Para elaborar un modelo de Bohr se toman en cuenta el número atómico (**Z**) y la masa atómica (**A**), de dicho elemento, reportados en la Tabla Periódica.

Como se sabe de modelos atómicos anteriores, en el núcleo se localizan las **partículas subatómicas**: neutrones (sin carga, **0**) y protones (con carga **+1**), y alrededor del núcleo se localizan los electrones (con carga **-1**)

Ejercicio. Completa la siguiente tabla:

Participar sub-atómica	Carga	Ubicación en el átomo

Los **números atómicos (Z)** de los elementos equivalen al **número de protones** en sus átomos y constituyen su **huella dactilar**, no existen dos elementos con el mismo número atómico.

La **masa atómica (A)** de los elementos representa el número total de partículas en el núcleo: **protones y neutrones**. Generalmente es fraccionaria porque representa un promedio de masas de átomos del mismo elemento pero con diferente cantidad de neutrones; a estos átomos se les conoce como **isótopos**.

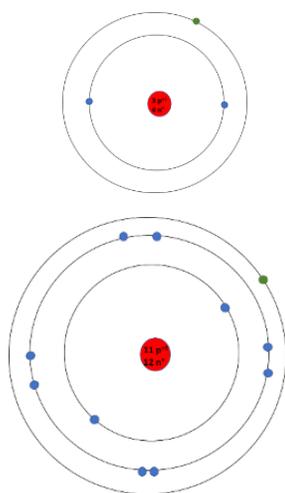
Si los **átomos** de un elemento no han reaccionado con otros átomos se consideran **neutros**, por lo que, tendrán **igual número de protones (+1) que de electrones (-1)**.

Ejercicio. Con el fin de analizar algunas tendencias y patrones en la Tabla Periódica, en tu cuaderno, traza la siguiente tabla en una cuartilla y desarrolla los modelos de Bohr para los elementos representativos, familias A, de números atómicos 1 al 20.

IA							VIII A
	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	

Relación entre el modelo de Bohr y la tabla periódica.

- El número de electrones en el último nivel de los átomos, *correspondiente a las familias de los **elementos representativos*** (familias A). Así los elementos de la familia IA tienen 1 electrón en su último nivel energético; los de la familia IIA, tendrán 2 electrones, etc. Esta regla se cumple para todos los elementos representativos excepto para el helio, He, elemento que pertenece a la familia **VIII A** pero tiene **dos electrones** en su única capa.



A=7

Li

Z= 3

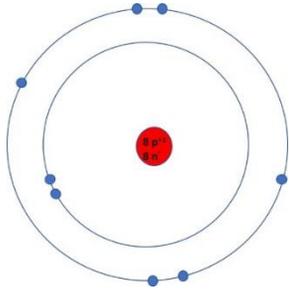
A=23

Na

Z= 11

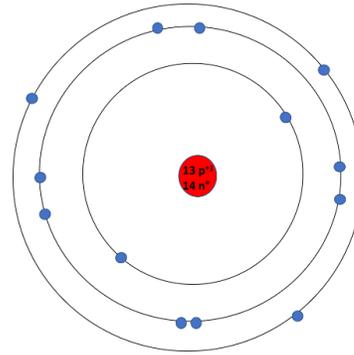
Litio y sodio pertenecen a la familia **I A** y tienen **1** electrón en su último nivel de energía.

Ejercicio. ¿A qué familia pertenecen los elementos correspondientes a los siguientes modelos?



Familia: _____

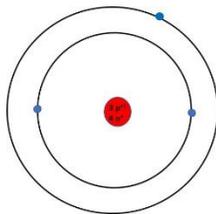
Elemento: _____



Familia: _____

Elemento: _____

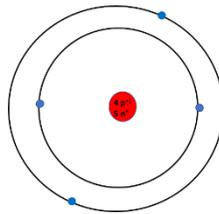
- El número de capas o niveles energéticos en un átomo corresponde al número de período en la tabla periódica (líneas horizontales). Por ejemplo, hidrógeno y helio (H y He) se encuentran en el primer periodo; por lo que, sus electrones se encuentran solo en el primer nivel energético; los elementos del periodo 2 tendrán 2 niveles donde se repartirán sus electrones, y así respectivamente, con los otros periodos.



A=7

Li

Z=3



A=9

Be

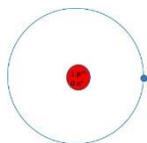
Z=4

Litio y berilio pertenecen al **periodo 2** y tienen **2 niveles de energía**.

Ejercicios.

1. Anota a qué familia y periodo pertenecen los elementos correspondientes a los siguientes modelos.

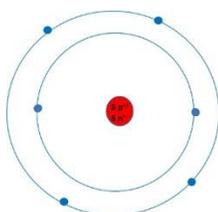
a)



Familia: _____

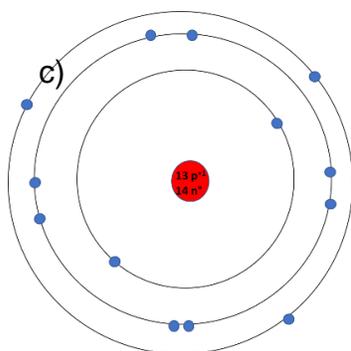
Periodo: _____

b)



Familia: _____

Periodo: _____



Familia: _____

Periodo: _____

Los elementos con números atómicos más grandes (número atómico mayor de 18) no pueden ser explicados por el modelo de Bohr, y se debe recurrir a otros modelos más actuales, como el modelo cuántico.

2. Observa la tabla periódica y determina, a partir de su ubicación, el número de electrones en la última capa y el número de niveles que tienen los siguientes elementos.

Elemento	Símbolo químico	Familia	Electrones en el último nivel	Periodo	Niveles energéticos
Hidrógeno					
Litio					
Berilio					
Calcio					
Helio					
Neón					

3. Observa la Tabla Periódica y contesta lo siguiente:

a) ¿Qué semejanzas y diferencias encuentras entre Silicio (Si) y Carbono (C), respecto a su posición en la tabla periódica y respecto a sus modelos de Bohr?

b) ¿Qué semejanzas y diferencias encuentras entre el Litio, Berilio y Boro respecto a su posición en la tabla y a sus modelos de Bohr?

c) De acuerdo con su posición en la tabla periódica, indica cuántos niveles de energía y cuántos electrones de valencia tienen los siguientes elementos:

a) Yodo tiene: _____ niveles energéticos y _____ e¹⁻ de valencia

b) Fósforo tiene: _____ niveles energéticos y _____ e¹⁻ de valencia

c) Bromo tiene: _____ niveles energéticos y _____ e¹⁻ de valencia

d) Estroncio tiene: _____ niveles energéticos y _____ e¹⁻ de valencia

d) Identifica los elementos que tienen las siguientes características:

a. Tiene 2 e¹⁻ de valencia y 2 niveles de energía: _____

b. Tiene 6 e¹⁻ de valencia y 3 niveles de energía: _____

c. Tiene 1 e¹⁻ de valencia y 5 niveles de energía: _____

d. Tiene 4 e¹⁻ de valencia y 2 niveles de energía: _____

e. Tiene 3 e¹⁻ de valencia y 2 niveles de energía: _____

Clasificación de los elementos: Metales y No Metales

Ejercicio. En la siguiente tabla:

1. Escribe los números de los períodos y familias, en los lugares correspondientes.
2. Señala con flechas como se ordenan los elementos de acuerdo con sus números atómicos.
3. Escribe los primeros 36 números atómicos en las casillas correspondientes.

4. Clasifica en metales (M) y no metales (NM) a los siguientes elementos:

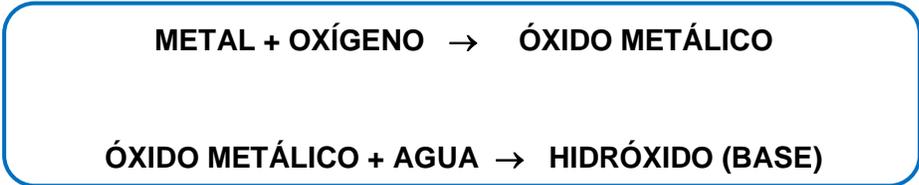
Elemento	¿Metal, no metal o gas noble?
Ti	
N ₂	
Ne	
O	

Elemento	¿Metal, no metal o gas noble?
Fe	
K	
S	
N	

Elemento	¿Metal, no metal o gas noble?
He	
Cl	
Na	
As	

Reactividad de Metales y No Metales con Oxígeno.

Una característica química de los **METALES** es su reacción con **OXÍGENO** para formar **óxidos metálicos** también llamados **óxidos básicos** y la formación de **BASES o HIDRÓXIDOS**, a partir de la reacción de estos óxidos con agua. *Una base es un compuesto químico que se reconoce porque hace cambiar el indicador universal de color verde a color azul.*



Ejemplo:



Cuando el **Metal es muy reactivo** reacciona inmediatamente con el agua, sin pasar por la formación del correspondiente óxido, para originar el **hidróxido metálico**:



Por su parte, los **NO METALES** reaccionan con **OXÍGENO** para formar **óxidos NO metálicos** también llamados **óxidos ácidos (o ANHÍDRIDOS)**. Los **ÓXIDOS NO METÁLICOS o ANHÍDRIDOS** al reaccionar con AGUA forman **ÁCIDOS**. Los **ÁCIDOS** son *sustancias que se reconocen porque cambian el indicador universal de verde a amarillo, anaranjado o rojo*.

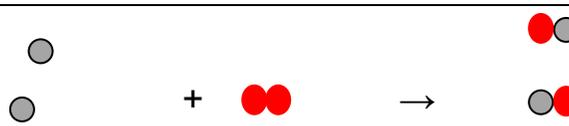
NO METAL + OXÍGENO → ANÍDRIDO (ÓXIDO NO METÁLICO)

ÓXIDO NO METÁLICO + AGUA → ÁCIDO

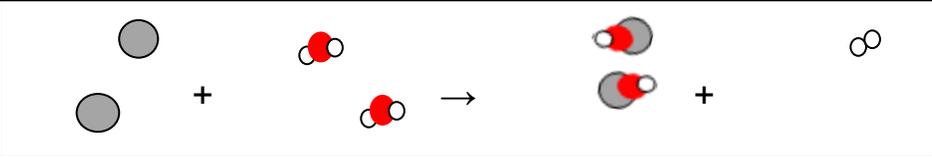
Ejemplo:



La representación de la **reacción de formación (reacción de síntesis) de un óxido metálico** a distintos niveles queda como sigue:

Nivel Simbólico	$2 \text{Mg} + 1 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$
Nivel Nanoscópico	
Nivel Macroscópico	$2 \text{ mol de magnesio} + 1 \text{ mol de oxígeno} \rightarrow 2 \text{ mol de óxido de magnesio}$

Un caso relacionado, se refiere a la reacción para obtener **una base** a partir de un metal muy reactivo y agua corresponde a una **reacción de desplazamiento simple** y su ecuación se representa como se muestra en la siguiente tabla. Los metales alcalinos (familia I A) son elementos altamente reactivos en agua.

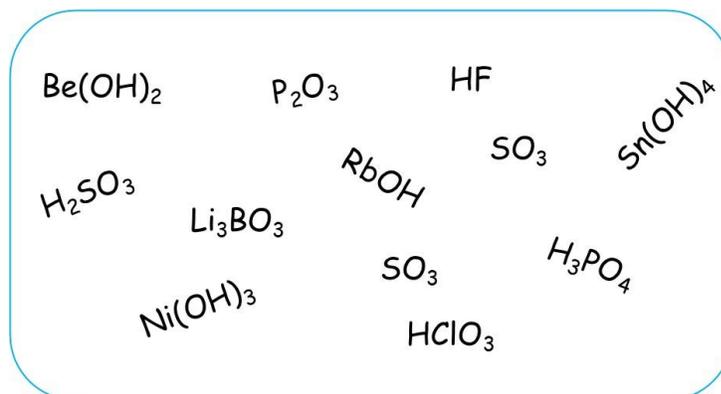
Nivel Simbólico	$2 \text{ K} + 2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ KOH} + 1 \text{ H}_2$
Nivel Nanoscópico	
Nivel Macroscópico	$2 \text{ mol de K} + 2 \text{ mol de H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ mol de KOH} + 1 \text{ mol de H}_2$

Ejercicio

- Analiza las fórmulas de los siguientes ácidos: HCl, H₂SO₄, HNO₃, H₂S, HBr, H₃PO₄, ¿qué elemento tienen en común los ácidos y en qué posición se encuentra?

- ¿Enlista qué tipo de elementos los forman a los ácidos? _____

- Observa las fórmulas de las siguientes bases: NaOH, KOH, Ca(OH)₂, Al(OH)₃, ¿qué tipo de elementos forman las bases? _____
- ¿Qué especie química tienen en común las bases? _____
- Señala con diferentes colores las fórmulas que representan a los ácidos y a las bases.



6. Completa y balancea las siguientes reacciones:

	Reactivos	→	Productos	Tipo de compuesto
a)	S + O ₂	→	_____	_____
b)	Ca + O ₂	→	_____	_____
c)	Al + O ₂	→	_____	_____
d)	NO ₃ + H ₂ O	→	_____	_____
e)	Li + H ₂ O	→	_____	_____
f)	Al ₂ O ₃ + H ₂ O	→	_____	_____
g)	SO ₃ + H ₂ O	→	_____	_____
h)	CO ₂ + H ₂ O	→	_____	_____
i)	Na + H ₂ O	→	_____	_____

Periodicidad de las propiedades de los elementos: la Tabla Periódica.

Carácter metálico

La mayoría de los elementos químicos son **metales**, tienen color gris plateado a excepción del oro y el cobre que son dorado y rojizo, respectivamente; todos son sólidos con excepción



del Hg que es líquido, tienen brillo, reflejan la luz, son maleables, son buenos conductores de la electricidad y calor; además, sus temperaturas de fusión son elevadas (arriba de 800 °C). Aunque estas características varían de un metal a otro, todos las poseen; algunos son mejores conductores, de electricidad y calor, que otros; algunos se moldean más fácilmente o tienen más brillo. Al comportamiento de los metales anteriormente descrito se le conoce como **carácter metálico**.

Si observas la tabla periódica te darás cuenta que los **no metales**, como el nitrógeno, generalmente son gases y no tienen ninguna propiedad de los metales. Algunos elementos se encuentran entre los límites de metales y no metales por lo que se conocen como **Metaloides**; tal es el caso de Boro, Silicio, Germanio, Arsénico, Antimonio, Telurio, Polonio, y Astat, este tipo de elementos tienen características intermedias entre metales y no metales: conducen mejor el calor y la electricidad que los no metales; sin embargo, también se utilizan como aislantes o semiconductores.

En general el carácter metálico aumenta hacia abajo y a la izquierda de la tabla y decrece hacia la derecha y hacia arriba de la tabla.

Ejercicio

1. Deduce algunas características de los No metales. _____

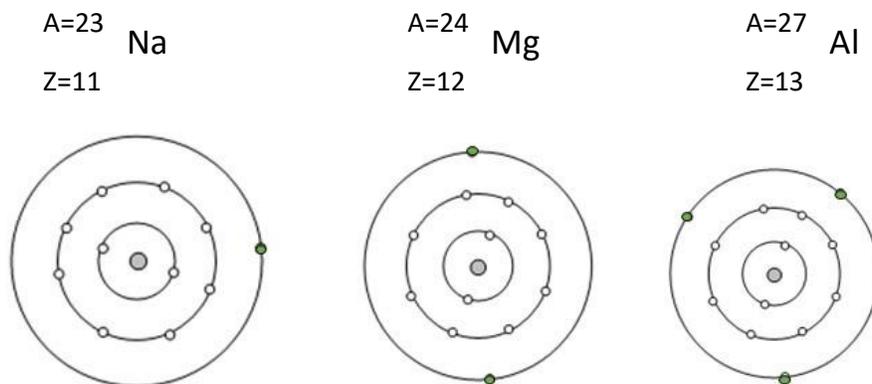
2. Contrasta en la tabla periódica a los siguientes elementos e indica cuál de ellos tiene mayor carácter metálico.
 - a) **Br** o **Te** _____
 - b) **Sr** o **Rb** _____
 - c) **Si** o **C** _____
 - d) **P** o **S** _____
 - e) **Na** o **F** _____
 - f) **Fr** o **K** _____
 - g) **S** o **Si** _____
 - h) **Ga** o **K** _____
3. En la siguiente tabla, ilumina los bloques de elementos (metales, no metales, metaloides y gases nobles) con diferentes colores.
4. En la misma tabla, señala con flechas de color la variación del **carácter metálico** de los elementos.

1 H 1,008																	2 He 4,003
3 Li 6,94	4 Be 9,01											5 B 10,81	6 C 12,01	7 N 14,01	8 O 16,00	9 F 19,00	10 Ne 20,18
11 Na 22,99	12 Mg 24,31											13 Al 26,98	14 Si 28,09	15 P 30,97	16 S 32,07	17 Cl 35,45	18 Ar 39,95
19 K 39,10	20 Ca 40,08	21 Sr 44,96	22 Ti 47,87	23 V 50,94	24 Cr 52,00	25 Mn 54,94	26 Fe 55,85	27 Co 58,93	28 Ni 58,69	29 Cu 63,55	30 Zn 65,39	31 Ga 69,72	32 Ge 72,61	33 As 74,92	34 Se 78,96	35 Br 79,90	36 Kr 83,80
37 Rb 85,47	38 Sr 87,62	39 Y 88,91	40 Zr 91,22	41 Nb 92,91	42 Mo 95,94	43 Tc (98,91)	44 Ru 101,07	45 Rh 102,91	46 Pd 106,42	47 Ag 107,87	48 Cd 112,41	49 In 114,82	50 Sn 118,71	51 Sb 121,76	52 Te 127,60	53 I 126,90	54 Xe 131,29
55 Cs 132,91	56 Ba 137,33	57 La 138,91	72 Hf 178,49	73 Ta 180,95	74 W 183,84	75 Re 186,21	76 Os 190,23	77 Ir 192,22	78 Pt 195,08	79 Au 196,97	80 Hg 200,59	81 Tl 204,38	82 Pb 207,20	83 Bi 208,98	84 Po (208,98)	85 At (209,99)	86 Rn (222,02)
87 Fr (223,02)	88 Ra (226,03)	89 Ac (227,03)	104 Rf (261,11)	105 Db (262,11)	106 Sg (263,12)	107 Bh (264,12)	108 Hs (265,13)	109 Mt (268)	110 Ds (269)	111 Rg (272)	112 Uub (277)	114 Uuq (285)	116 Uuh (289)				

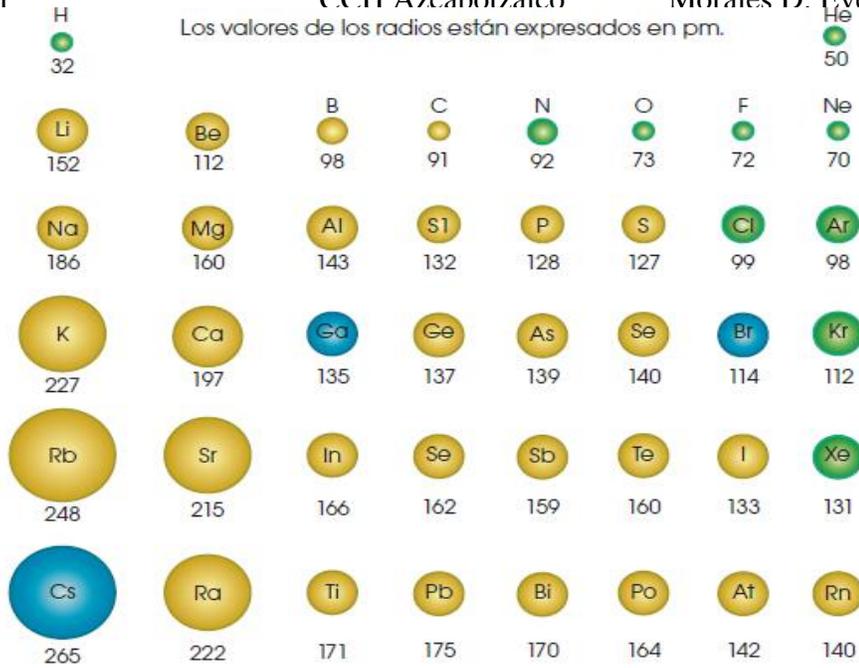
Tomado de <http://www.quimitube.com/tablas-periodicas-pdf> en octubre de 2019

Tamaño atómico. Capacidad de formación de iones

A medida que se avanza entre los elementos a través de una familia, de menor a mayor número atómico, el tamaño de los átomos se incrementa; esto es de esperarse, dado que el número de niveles se incrementa. Por otro lado, si se recorre a lo largo de un periodo, a medida que se incrementan los números atómicos (de izquierda a derecha) el tamaño de los átomos disminuye ligeramente ¿a qué se debe esto? para contestar esta pregunta comparemos los átomos del periodo 3.



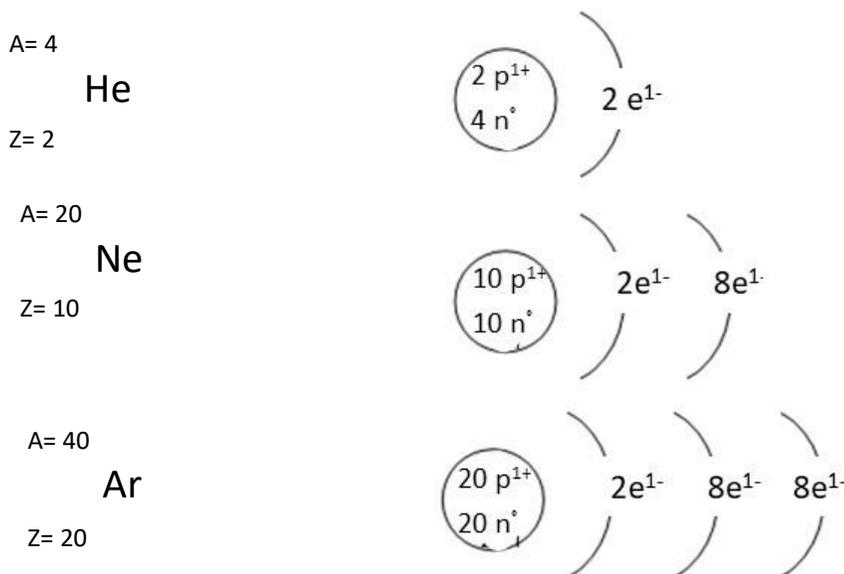
La disminución del tamaño de los átomos a lo largo de un periodo se debe a que el aumento en el número atómico implica, a su vez, que la carga positiva en el núcleo también se vaya incrementando y, dado que, los elementos del mismo periodo tienen el mismo número de niveles, origina como resultado una mayor fuerza de atracción electrostática entre los electrones del último nivel y el núcleo, lo que hace al átomo más pequeño.



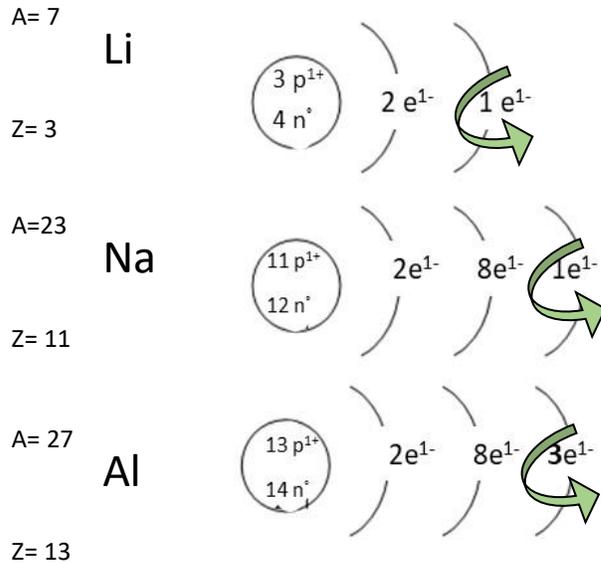
Tomado de <https://www.traohh.com/2017/01/propiedades-periodicas.html>, octubre de 2020

Otras propiedades periódicas: Energía de ionización y electronegatividad.

Según Bohr los elementos deben sus propiedades químicas (su reactividad) a su estructura interna y específicamente a los electrones de la última capa (llamados electrones de valencia); así por ejemplo, los gases nobles son reconocidos como elementos de gran estabilidad y casi nula reactividad, esta propiedad se atribuye a que estos elementos tienen completa su última capa (capa de valencia). De acuerdo con esto, todos los demás elementos al reaccionar tienden a adquirir una configuración electrónica similar a la de un gas noble para, también, lograr cierta estabilidad.



En este sentido, los **METALES al reaccionar** pierden electrones fácilmente (**se oxidan**), ocasionando una desigualdad de cargas en los átomos, y formando átomos cargados positivamente, conocidos como **iones positivos o cationes**.



Quando los metales reaccionan tienden a perder fácilmente electrones (se oxidan) y en balance se quedan con carga positiva formando **cationes**.

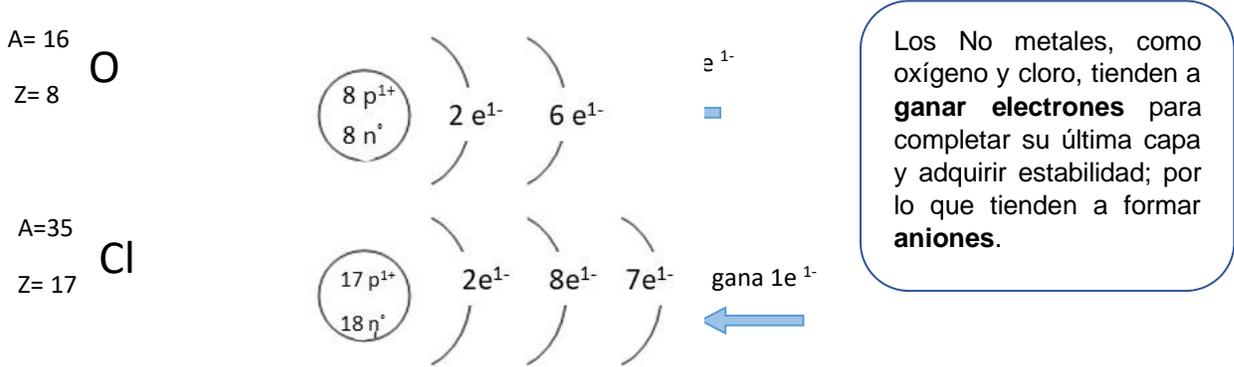
Al perder electrones los elementos metálicos quedan con el número máximo de electrones en una última capa.

Los átomos de un elemento que no han reaccionado son neutros, es decir, éstos tienen igual número de protones (1+) que de electrones (1-); una vez que los elementos reaccionan sus átomos pueden adquirir carga convirtiéndose en iones (cationes o aniones, dependiendo de cuales elementos reaccionen entre sí).

Ejercicio. Analiza la información anterior y completa la siguiente tabla.

Partícula	# protones	# electrones	Carga	Nivel simbólico
	(carga +1)	(carga -1)		
Átomo de litio	3	3	0	Li
Catión litio	3	2	1+	Li ¹⁺
Átomo de sodio				
Catión sodio				
Átomo de aluminio				
Catión aluminio				

Por otro lado, los **NO METALES** cuando reaccionan tienden a atraer y ganar electrones (**se reducen**) formando átomos cargados negativamente, **iones negativos o aniones**.



Ejercicio. Analiza la información anterior y completa la siguiente tabla.

Partícula	# protones	# electrones	Carga	Nivel simbólico
	(carga +1)	(carga -1)		
Átomo de oxígeno				
Anión oxígeno				
Átomo de cloro				
Anión cloro				

Las propiedades periódicas que se relacionan con la formación de iones son:

Energía de ionización que se refiere a la energía requerida para quitar un electrón a un átomo y formar un ion positivo; una **mayor energía de ionización implica mayor dificultad para quitar un electrón y menor facilidad para formar iones positivos**.

¡Para reflexionar!

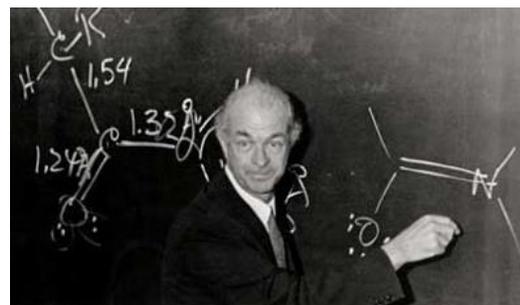
Los metales tienden a perder electrones fácilmente por lo que requieren **baja energía de ionización**; por otro lado, **los No metales** tienden a ganar electrones, por lo que resulta más difícil quitar electrones de la última capa, por lo tanto, requieren **mayor energía de ionización**.

La variación de la energía de ionización a través de un grupo o familia se analiza a partir de los modelos de Bohr, en los cuales se deduce que es más fácil quitar un electrón a átomos con mayor número de niveles ya que su último electrón está más alejado del núcleo; de tal modo, que entre más alejado del núcleo se encuentre un electrón requerirá menor energía de ionización y viceversa.

Otra propiedad periódica es la **ELECTRONEGATIVIDAD**, ésta se refiere a **la capacidad que tiene un átomo para atraer electrones y formar iones negativos**.

Los no metales son los elementos que presentan mayor atracción por electrones y tendrán mayor **electronegatividad**.

Linus Pauling, un químico norteamericano, ideó una escala de electronegatividades que van de **0.7, para el Francio**, a **4.0, para el Flúor**; este último es el elemento más electronegativo y es el **no metal con mayor reactividad y facilidad para formar iones negativos**.



Linus Pauling, Químico estadounidense,

1901-1994

En la siguiente tabla se muestran las electronegatividades de Pauling para los elementos químicos.

1																	13	14	15	16	17		
H 2,1																	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0		
2	Li 1,0	Be 1,5																	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
3	Na 0,9	Mg 1,2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8						
4	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,8	Ni 1,8	Cu 1,9	Zn 1,6	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5						
5	Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2					
6	Cs 0,8	Ba 0,9	La* 1,1	Hf 1,3	Ta 1,5	W 2,4	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2						
7	Fr 0,7	Ra 0,9	Ac [†] 1,1																				

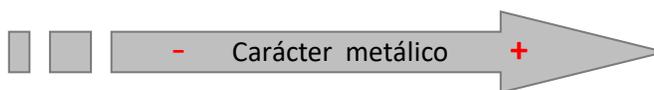
Tomado de <http://www.quimicafisica.com/electronegatividad.html>, consultado en Julio de 2022.

Ejercicio.

1. Escribe los periodos y grupos de la tabla periódica en la siguiente figura.
2. Escribe en la Tabla los símbolos de los primeros 20 elementos e incluye su electronegatividad.
3. Escribe con algún color el símbolo del elemento más electronegativo y con otro color el menos electronegativo.
4. Señala con flechas de diferentes colores las tendencias que presentan la energía de ionización y la electronegatividad a lo largo de un período y a través de un grupo (de menor a mayor).

5. Ordena de menor a mayor carácter metálico los siguientes elementos: Sodio (Na), aluminio (Al), potasio (K), oxígeno (O), berilio (Be), carbono (C), magnesio (Mg). Utiliza los símbolos químicos de los elementos.

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



6. Con ayuda de los valores de electronegatividad, señala la respuesta correcta ¿Cuál elemento formará, más fácilmente un ion negativo?
 - a) Cloro Bromo _____
 - b) Azufre Fósforo _____
 - c) Oxígeno Azufre _____
 - d) Galio Cloro _____
 - e) Flúor Boro _____
 - f) Selenio oxígeno _____

La siguiente tabla muestra algunos tamaños de átomos y de sus correspondientes iones (medidas en picómetros, pm (10^{-12} m)).

Átomo pm(10^{-12} m)		ion pm(10^{-12} m)		Átomo pm(10^{-12} m)		Ión pm(10^{-12} m)	
Li	152	Li ⁺¹	60	F	64	F ⁻¹	136
Na	186	Na ⁺¹	95	Cl	99	Cl ⁻¹	181
Be	111	Be ⁺²	31				
Mg	160	Mg ⁺²	65				

Cuestionario. Con base en la tabla anterior contesta los siguientes cuestionamientos.

1. ¿Qué tendencia muestran los elementos, cómo se comportan sus tamaños en una misma familia? _____

2. Explica, apoyándote en los modelos de Bohr, a qué se deben las tendencias en la formación de iones: _____

3. ¿Cómo es el tamaño de los átomos metálicos, mayor o menor, con respecto a sus iones positivos (cationes) que forman? Explica. _____

4. ¿Qué pasa con el tamaño de los átomos cuando éstos se transforman en iones negativos (aniones)? Explica _____

Cómo se unen los átomos para formar las moléculas y iones: Enlaces Químicos.

A través de los modelos de **Enlace Químico** es posible formular respuestas a preguntas como las siguientes:

- ❖ ¿Por qué hidrógeno, oxígeno y nitrógeno tienen diferente reactividad?
- ❖ ¿A qué se debe que las moléculas tengan formas tan específicas?
- ❖ ¿Por qué hay tanta diversidad en las propiedades de los compuestos?
- ❖ ¿Por qué unos compuestos se disuelven fácilmente en el agua y otros no se disuelven?
- ❖ ¿A qué se debe que algunas sustancias conduzcan la electricidad con facilidad y otras no?

Para lograr el objetivo planteado es necesario conocer los siguientes temas:

- El modelo atómico de Bohr.
- El concepto de orbital de la mecánica cuántica.
- La regla del octeto y el diagrama de puntos propuesto por Lewis
- La escala de electronegatividades de Pauling.

Concepto de orbital y regla del octeto

La mecánica cuántica propone que los electrones se mueven en **zonas espaciales** llamadas **ORBITALES**, en estos espacios hay mayor probabilidad de localizar a los electrones en un momento dado (análogamente a como se localizan las partículas de agua en una nube y como éstas tienen formas diversas).

Como ya se estudió, los electrones del último nivel energético se conocen como electrones de valencia y su importancia se basa en que son los que participan en la formación de enlaces químicos entre los átomos. Esta teoría propone que los átomos tienen disponibles 4 orbitales en su nivel de valencia. En cada orbital pueden ser colocados 2 electrones, por lo tanto en estos 4 orbitales cabe un total de 8 electrones y cuando el átomo de un elemento tiene los 4 orbitales ocupados, se comporta como los gases nobles: **REGLA DEL OCTETO**.

Un orbital puede encontrarse en las siguientes posibilidades:

Orbital	Características
Vacío	Orbital disponible, no hay posibilidad de enlace.
Semilleno	Orbital con un solo electrón y es enlazante.
Lleno	Orbital con dos electrones no hay posibilidad de enlace.

Cuestionario.

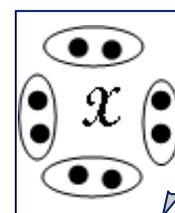
1. ¿Qué es un orbital? _____
2. ¿Cuántos electrones caben en cada orbital? _____
3. ¿Cuántos orbitales hay en el último nivel de energía? _____
4. ¿Qué tipo de orbitales pueden formar enlaces? _____

5. ¿Por qué se dice “Teoría de los orbitales” y no “Ley de los orbitales”? _____

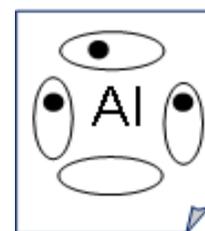
Representación de Lewis

Lewis propone colocar a los electrones de valencia, representados como puntos, alrededor del símbolo químico, ocupando los 4 orbitales alrededor de éste: arriba, abajo, izquierda y derecha; en cada orbital caben dos electrones como máximo. El símbolo representa al núcleo y los niveles internos. Para el llenado de los orbitales primero se representa un electrón en cada orbital antes de completarlo con sus dos electrones.

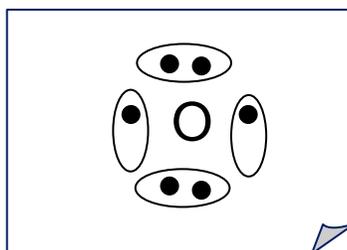
Así, en la imagen; el elemento “X” tiene ocho electrones de valencia, éstos ocupan los cuatro orbitales; los orbitales, al quedar saturados ninguno resulta ser enlazante, por lo que no hay posibilidad de unión (enlace) con el orbital de otro átomo. El elemento “X” corresponde a un gas noble.



Otro ejemplo, es la representación de aluminio el cual se encuentra en la familia III A y tiene tres electrones de valencia que ocupan 3 orbitales, resultando entonces 3 orbitales enlazantes; de esta manera los átomos de aluminio forman tres enlaces al reaccionar con otros átomos.



Un ejemplo más, es el caso del oxígeno, que pertenece a la familia VIA y tiene seis electrones de valencia; dos orbitales están completos con dos electrones cada uno y dos incompletos con un electrón cada uno, quedando con 2 posibilidades de enlace; esto es, el oxígeno forma dos enlaces cuando reacciona con otros átomos.



Ejercicio. Realiza lo que se indica a continuación:

1. Las ideas propuestas por Lewis corresponden a:

- a) Ley b) Modelo c) Teoría d) Hipótesis

2. Completa la siguiente tabla con las representaciones de Lewis correspondientes:

Familias de elementos representativos							
I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
Li*	*Be*						
Na*							

3. Basados en las ideas de Lewis qué regularidades encuentras en cada grupo de elementos:

4. ¿Qué tienen en común los elementos de un mismo grupo? _____

5. ¿Cómo explica Lewis la estabilidad de los gases nobles? _____

6. ¿En qué grupo se encuentran irregularidades en el modelo de Lewis? _____

7. ¿Cuántos enlaces pueden formar el Hidrógeno y el oxígeno? _____

8. ¿Cuántos enlaces pueden formar el Carbono?_____

Enlaces Químicos

Cuando dos átomos, con orbitales semillenos, chocan puede suceder que un orbital enlazante de cada uno se traslapen estableciendo un **enlace químico de tipo covalente** (cuando existe compartición de electrones de valencia).



En ambos dibujos se representa el enlace químico; uno mediante los puntos (electrones) completando un orbital de enlace; y otro, donde se representa al enlace mediante una línea.

Cuando dos átomos se enlazan ¿cuál atrae con mayor fuerza a los electrones?

Esto depende de la electronegatividad de cada átomo que se enlaza y en general se pueden presentar 3 posibilidades de enlace. El tipo de enlace entre dos átomos se puede predecir a partir de

Diferencia de electronegatividad (ΔE)	Tipo de enlace	Carácter iónico	Carácter Covalente
$\Delta E = 0$	COVALENTE PURO	BAJO	ALTO (en valores cercanos a cero)
$0 < \Delta E < 1.7$	COVALENTE POLAR	Bajo (a alto en valores cercanos a 1.7)	Alto (a bajo en valores cercanos a 1.7)
$1.7 \leq \Delta E$	IÓNICO	ALTO	BAJO

la diferencia de electronegatividades y de los siguientes criterios:

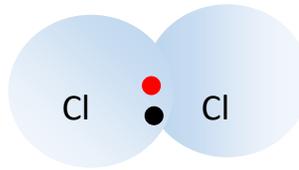
En los valores límite de ΔE no existe un carácter claramente definido; por ejemplo, en valores cercanos a 1.7 el carácter del enlace puede estar entre el iónico y el covalente polar; en general, se puede considerar el carácter como un continuo que va desde un carácter covalente puro hasta un carácter muy iónico.

A partir de la información anterior se plantean 3 ejemplos que ilustran como se determina el tipo de enlace.

Ejemplo 1. Molécula diatómica de cloro gaseoso, Cl₂.



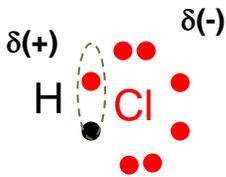
$$\Delta E = 3.0 (\text{cloro}) - 3.0 (\text{cloro}) = 0$$



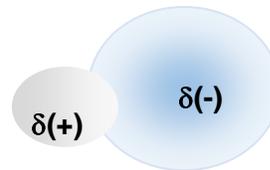
La diferencia de electronegatividades, ΔE , corresponde a la resta de los valores de cada uno de los elementos que intervienen en el enlace.

En este caso la diferencia de electronegatividades, $\Delta E = 0$, determina el tipo de enlace; así, el enlace entre átomos iguales es **covalente puro**; donde los átomos comparten equitativamente a los electrones en un orbital común llamado **orbital molecular**.

Ejemplo 2. Molécula de ácido clorhídrico, HCl.



$$\Delta E = 3.0 (\text{cloro}) - 2.1 (\text{hidrógeno}) = 0.9$$



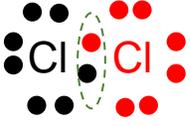
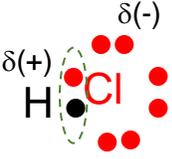
De acuerdo con el resultado de $\Delta E = 0.9$, el enlace entre estos átomos diferentes es **covalente polar**.

Ejemplo 3.



$\Delta E = 3.0 (\text{cloro}) - 0.9 (\text{sodio}) = 2.1$. Por lo que la $\Delta E \geq 1.7$ y el enlace, entre sodio y cloro, es principalmente **iónico**.

De manera general, las características de los diferentes tipos de enlace se resumen en el siguiente cuadro.

Posibilidad:	Tipo de enlace	Representación de Lewis
A. El átomo con alta electronegatividad quita uno o varios electrones al otro átomo adquiriendo carga total negativa ; mientras que el otro átomo se queda deficiente de electrones con carga total positiva .	En este caso hay formación de iones: cationes y aniones, que se atraen con fuerzas de naturaleza eléctrica estableciendo un enlace iónico .	
B. Los átomos que se enlazan tienen la misma electronegatividad y/o la diferencia es muy baja. Por ejemplo, átomos del mismo elemento.	Los átomos comparten electrones equitativamente, formándose un orbital molecular común y el enlace es llamado covalente puro (no polar) .	
C. Los electrones de enlace se comparten pero éstos se concentran alrededor del átomo de mayor electronegatividad, creando una zona de mayor densidad electrónica y originando una carga parcial negativa, $\delta(-)$, (polo negativo); mientras que el átomo de menor electronegatividad adquiere carga parcial positiva, $\delta(+)$, (polo positivo).	Los electrones de los átomos que se unen quedan en un orbital común, pero se ocasiona polaridad (cargas parciales). Los enlaces de este tipo son conocidos como covalentes polares .	

Ejercicio

1. Representa con el modelo de Lewis el enlace entre Na y Br, calcula la Δe (diferencia de electronegatividades) y determina si es un compuesto iónico o covalente.

2. Ordena del más iónico al menos iónico los enlaces formados en los siguientes compuestos: CaO, KI, LiCl, NaF, MgS.

_____ > _____ > _____ > _____ > _____

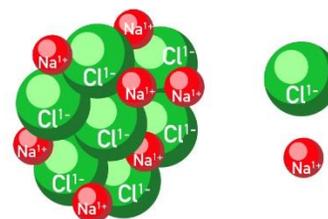
3. Representa la molécula de Hidrógeno (H_2), y el compuesto que se forma entre H y S, utilizando los modelos de Lewis, determina la diferencia de electronegatividades entre los átomos e indica el tipo de enlace que tienen.

--	--

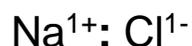
Compuestos iónicos

Los compuestos iónicos están constituidos por iones: cationes y aniones, éstos se encuentran ordenados y organizados en estructuras geométricas definidas, donde, los iones positivos y negativos se encuentran alternados formando redes cristalinas. Los iones quedan unidos por fuerzas de tipo electrostático, **enlaces iónicos**, estos enlaces son fuertes, debido a esto los puntos de fusión y ebullición de estas sustancias son muy altos.

Cloruro de sodio: Compuesto IÓNICO



La fórmula para la sal de mesa, NaCl, nos indica la proporción de iones, sodio y cloruro, que existe en este compuesto:



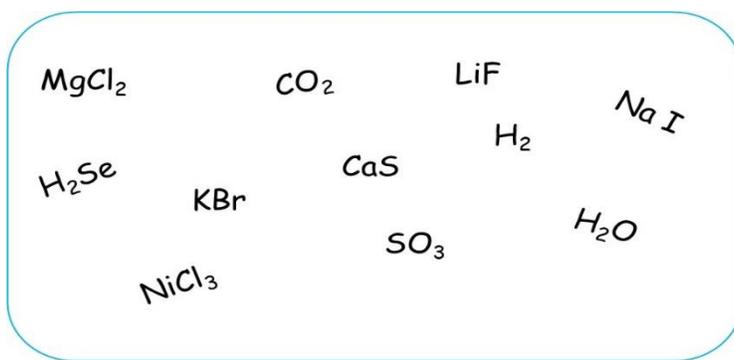
1 : 1

A esta reunión mínima de iones cuya suma de cargas es cero o neutra se le conoce como UNIDAD FÓRMULA, no existen moléculas de NaCl. Por lo tanto, al referirse a la proporción mínima (nivel nanoscópico) de un **compuesto iónico** lo llamamos **unidad fórmula**, generalmente, su representación corresponde a la fórmula del compuesto.

Cuestionario

1. ¿Cómo se determina si en un compuesto es iónico? _____

2. Encierra con un color los compuestos que son iónicos



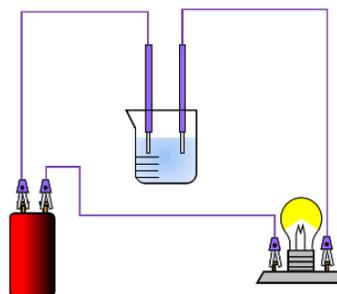
3. Observa la Tabla Periódica que muestra los valores de electronegatividades y selecciona 5 parejas de elementos que podrían formar enlaces iónicos:

- a) _____ y _____
- b) _____ y _____
- c) _____ y _____
- d) _____ y _____
- e) _____ y _____

4. Menciona qué familias de elementos podrían reaccionar más fácilmente para formar compuestos iónicos. _____

Propiedades de los compuestos iónicos

Este modelo explica algunas propiedades de los compuestos, por ejemplo los compuestos iónicos tienen puntos de fusión y de ebullición altos, lo que indica la alta fortaleza de sus enlaces. Los compuestos iónicos conducen la corriente eléctrica en disolución o fundidos.



Los compuestos iónicos poco solubles o insolubles forman las rocas, la parte sólida del planeta; ejemplos de estos son los silicatos, formados por enlaces entre Si-O_2 . Por otro lado, los compuestos iónicos solubles se encuentran disueltos en el agua del planeta.

Seguramente, en nuestras casas tenemos compuestos iónicos de uso cotidiano; algunos ejemplos son: la cal (CaO), el bicarbonato de sodio NaHCO_3 , el yoduro de potasio KI , además de la sal de mesa, NaCl , entre otros.

Cuestionario.

1. ¿Cómo podrías distinguir experimentalmente a un compuesto iónico de otro que no lo es? _____
2. ¿Por qué crees que existen compuestos iónicos que si son solubles en agua y otros que no lo son? _____

3. Trata de explicar el hecho de que el agua disuelve bien la sal de mesa usando el modelo de compuestos iónicos. _____

Encierra en un círculo de color las características del NaI .

Bajo punto de fusión	Soluble en agua	Alto punto de fusión
Insoluble en agua	Sólido cristalino	Líquido translúcido
Líquido	Conduce electricidad en disolución	Sólido metálico

Compuestos covalentes (Moleculares)

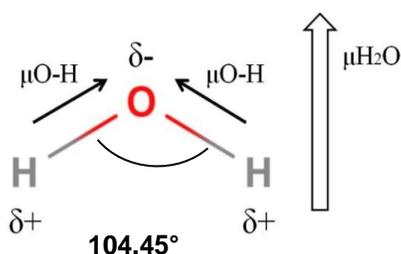
El modelo que explica cómo están unidos los átomos en un compuesto covalente, establece que el enlace se produce al traslaparse los orbitales semillenos de cada uno de los átomos que se unen, sin que uno de estos átomos tenga tanta electronegatividad como para formar especies iónicas, por lo que se dice que **hay formación de moléculas**. Una sustancia constituida por moléculas tiene propiedades muy distintas a aquella formada por iones; por tal razón, estos compuestos son conocidos como **COMPUESTOS MOLECULARES**.

Compuestos Moleculares, el caso del agua.

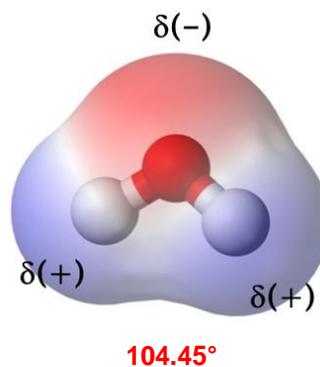
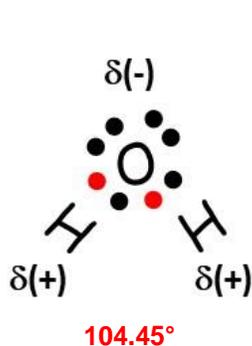
La fórmula del agua H_2O sugiere la existencia de tres átomos en cada molécula que la constituye, a partir de esto surgen preguntas como ¿cuál será su estructura nanoscópica? o ¿qué forma espacial tendrán las moléculas del agua?

De acuerdo con lo estudiado en la unidad anterior, el agua es una sustancia polar, por tal motivo sus moléculas no pueden ser lineales pues sus momentos dipolares se cancelarían; en otras palabras, no existirían sus zonas polarizadas.

Según las teorías sobre polaridad y geometría molecular, el arreglo espacial más probable en las moléculas del agua, es angular donde se forma un ángulo de 104.45° entre los átomos que forman sus moléculas, originando la formación de polos con cargas parciales positiva y negativa ($\delta+$ y $\delta-$)



μ_{H_2O} se refiere al momento dipolar del agua, en términos sencillos, se entiende como la suma de vectores que tienen dirección y sentido hacia el elemento más electronegativo (HO), hacia donde, preferentemente, se desplazan los electrones.



Las figuras anteriores se refieren a diversas representaciones de la molécula del agua, donde se muestran las cargas parciales (polos) y el ángulo de enlace entre sus átomos.

Ejercicio. Con ayuda de los valores de electronegatividad, determina si los siguientes compuestos tienen enlace con mayor carácter covalente polar o mayor covalente no polar.

- | | |
|---------------------------|----------------------------|
| a) CH ₄ _____ | f) H ₂ O_____ |
| b) CO ₂ _____ | g) SiH ₄ _____ |
| c) H ₂ S_____ | h) NO ₂ _____ |
| d) CCl ₄ _____ | i) AlCl ₃ _____ |
| e) NH ₃ _____ | j) HI_____ |

Como se mencionó anteriormente, en valores límite de ΔE no existe un carácter claramente definido; así, en valores muy cercanos a 0 el carácter del enlace puede estar entre covalente no polar y polar, predominando el covalente no polar; y a medida que esta diferencia, ΔE , se incrementa, también se incrementa el predominio del enlace covalente polar.

El Carbono (C), elemento formador de gran número de compuestos covalentes

Los átomos de carbono tienen 4 electrones de valencia, según Lewis éstos ocupan los cuatro orbitales disponibles, generando la posibilidad de 4 enlaces; además, el carbono tiene una electronegatividad media (1.5) que lo convierte en un elemento que, preferentemente, compartirá sus electrones al enlazarse con otros átomos. Estas cualidades de los átomos de C explican su capacidad para formar enlaces covalentes (simples, dobles o triples) entre átomos de este mismo elemento; de este modo, el C forma desde moléculas sencillas hasta largas cadenas de átomos de carbono (concatenación), permitiendo la existencia de millones de compuestos, muchos de éstos son aquellos clasificados como compuestos orgánicos.



Ejercicio. Realiza una búsqueda de información para completar la siguiente tabla de hidrocarburos (compuestos covalentes).

Fórmula semidesarrollada	Nombre	Número de carbonos
		1
$\text{CH}_3\text{-CH}_3$	Etano	2
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$	Propano	
	Butano	
		5
		6
		7
		8
$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	Eteno (etileno)	
$\text{CH}\equiv\text{CH}$	Etino (acetileno)	

Propiedades de los compuestos moleculares (Covalentes)

Si se piensa en la facilidad con la que se funden algunos compuestos orgánicos como cera, manteca o azúcar y, se compara con la cantidad de calor que se requiere para que se funda la sal de mesa (NaCl) o una piedra, se puede hacer una conclusión general: *los compuestos moleculares tienen bajos puntos de fusión y bajos puntos de ebullición.*

Otro aspecto que distingue a los compuestos moleculares de los iónicos, es que los moleculares (covalentes) no conducen la electricidad cuando están fundidos o disueltos en agua.

Entre los compuestos moleculares se distinguen aquellos cuyas moléculas tienen enlaces covalentes polares y aquellas que sus moléculas son no polares. Los aceites, las grasas y la gasolina son compuestos covalentes puros (no polares) y aunque están constituidos por moléculas al igual que el agua, éstos no se disuelven en el *disolvente universal*, estos

Alquenos.

Los compuestos que contienen al menos un doble enlace entre carbono y carbono se llaman **alquenos**. También son conocidos como **olefinas**, como el doble enlace sólo existe entre dos átomos de carbono, el alqueno más simple es el que contiene dos átomos de carbono (C_2), eteno, llamado comúnmente etileno. Los primeros de la serie se muestran en la tabla.

Nombre	Formula semidesarrollada	Formula de esqueleto
Eteno (etileno)	$CH_2 = CH_2$	
Propeno	$CH_2 = CH - CH_3$	
1-Buteno	$CH_2 = CH - CH_2 - CH_3$	
1-Penteno	$CH_2 = CH - CH_2 - CH_2 - CH_3$	

Alquinos.

Los compuestos que tienen un triple enlace en por lo menos dos de sus átomos de carbono se llaman **alquinos**.

Nombre	Fórmula semidesarrollada	Fórmula de esqueleto
Etino (acetileno)	$CH \equiv CH$	
Propino	$CH \equiv C - CH_3$	
1-Butino	$CH \equiv C - CH_2 - CH_3$	
1-pentino	$CH \equiv C - CH_2 - CH_2 - CH_3$	
1-hexino	$CH \equiv C - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$	
1- heptino		

Cuestionario.

- ¿Qué son los hidrocarburos? _____

- ¿Cuál es la diferencia entre los alcanos, alqueno y alquinos? _____

- Según el tipo de enlaces que tienen entre sus átomos ¿qué tipo de compuestos son los HC? _____
- ¿Por qué los HC no son solubles en agua? _____

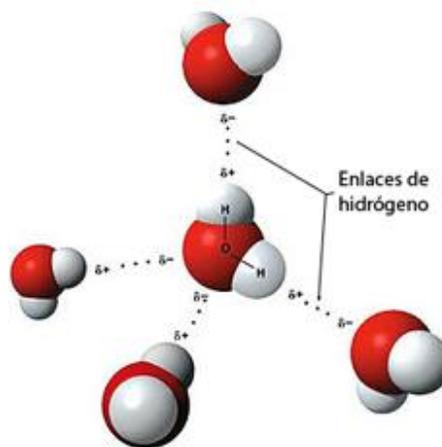
- Dependiendo del número de átomos de C, los HC existen en diferentes estados de agregación (de 1 a 4 C son gases, de 5 a 20 son líquidos y mayores de 20 son sólidos). Señala cuál grupo de HC son únicamente gases.
 - Hexano, octano y decano
 - Etileno, noneno y dodeceno
 - Metano, etano y butano
 - Butano, hexano y octano
- Completa la siguiente tabla

Fórmula	Nombre	Clasificación	Tipo de enlace (sencillo, doble...)	F. Esqueleto
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$				
$\text{CH}\equiv\text{C-CH}_2\text{-CH}_3$				
$\text{CH}_2=\text{CH-CH}_3$				
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$				
$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$				

Enlaces intermoleculares

Una vez que se identifican las cualidades individuales de las moléculas polares del agua es posible imaginar, de forma análoga, a sus moléculas como diminutos imanes (nivel nanoscópico) en los cuales sus cargas no se separan sino que se encuentran en una sola entidad, la molécula.

Las moléculas interactúan unas con otras siempre atrayéndose por polos opuestos; las fuerzas de atracción que se establecen entre las moléculas de agua (enlaces intermoleculares) se conocen como enlaces **punto de hidrógeno**, y son parte de la explicación de muchas de las propiedades del agua. Los enlaces puente de H entre moléculas de agua son más débiles que los enlaces entre los átomos al interior de una molécula (enlace covalente); estos enlaces son los que se rompen o forman en los cambios de estado de agregación, es decir, en los cambios físicos.



Como su nombre lo indica para que existan los enlaces puentes de H, es necesario que exista hidrógeno y un elemento más electronegativo en la estructura de las moléculas, para así generar la polaridad en éstas y la capacidad de atraerse mediante enlaces puente de H. La explicación de porque ciertas sustancias polares, como alcohol y azúcar, se disuelven en agua se basa en la formación de enlaces puente de H.

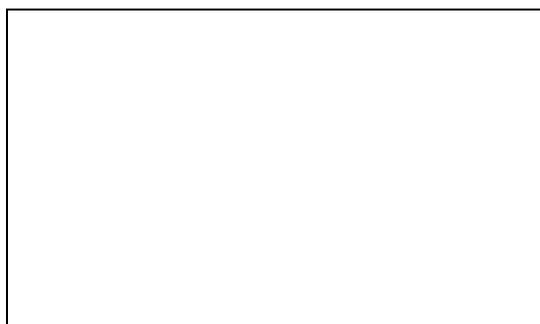
Ejercicio.

1. Indaga el modelo de esferas para alcohol etílico y elabora los esquemas que representen a esta sustancia en : (no olvides representar los enlaces intermoleculares)

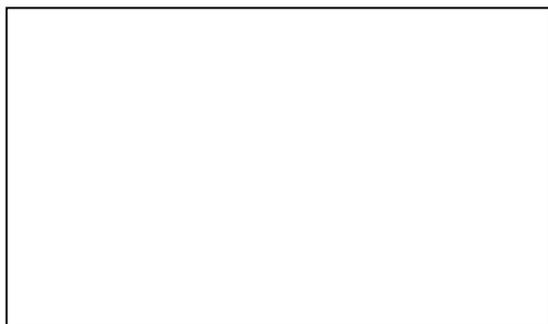
a) estado líquido



b) estado gaseoso



2. Explica mediante modelos de enlaces intermoleculares por qué los compuestos iónicos y los compuestos covalentes polares se disuelven en agua



3. Enlista los elementos no metálicos que se encuentran libres y forman moléculas diatómicas:

Flúor (F₂), cloro (Cl₂), _____, _____, _____, _____.

4. Explica ¿por qué los gases nobles no forman moléculas? _____

5. Tomando en cuenta que fósforo puede formar 3 enlaces y azufre 2, representa las formas alotrópicas moleculares P₄ y S₈. Representa los enlaces como líneas y considera estructuras cíclicas.

6. Utiliza estructuras de Lewis y representa las moléculas para H₂, N₂ y O₂.

7. Observa los modelos anteriores ¿cuál sustancia consideras que sea la más estable (menos reactiva)? ¿por qué?

8. ¿Qué significado tienen las siguientes representaciones?

H-H _____

O=O _____

N≡N _____

ANEXOS. ACTIVIDADES EXPERIMENTALES

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL 1. ¿Cómo separar los componentes del aire?

Descubriendo las propiedades del aire con nitrógeno líquido.

A continuación vamos a hacer una serie de experimentos usando nitrógeno líquido. De acuerdo con su T de ebullición ¿qué temperatura debe tener N_2 para encontrarse en estado líquido? _____

Escribe los objetivos de la actividad:

Plantea tu hipótesis:

¿Qué cambios esperas observar si el aire se somete a temperaturas muy bajas ($-183^\circ C$) y, posteriormente se calienta a $20^\circ C$? ¿qué pasará con cada uno de los componentes del aire?

Para cubrir el siguiente procedimiento observa el vídeo: Aire consultado en <https://bit.ly/38LbkLv> el 13 de Noviembre de 2020.

Material: 2 globos, bomba de aire, 1 tortillero. **Sustancias:** nitrógeno líquido

Procedimiento:

1. Infla los 2 globos, uno con la bomba de air y el otro con la boca, amárralos bien.
2. Con ayuda del profesor, adicionar nitrógeno líquido en un recipiente de unicel.
3. Mete los globos al recipiente con nitrógeno líquido, déjalos 1 o 2 minutos, y posteriormente retíralos con pinzas y/o guantes de protección. Observa el interior de éstos, a través de las paredes del globo, y describe tus resultados.
4. Repite el procedimiento del punto anterior, pero ahora corta los globos y observa directamente el contenido de los globos, describe tus resultados.

5. Introduce alguna fruta, una flor o un frutsi dentro del nitrógeno, déjalos unos minutos y registra tus observaciones.

Resultados y análisis de resultados:

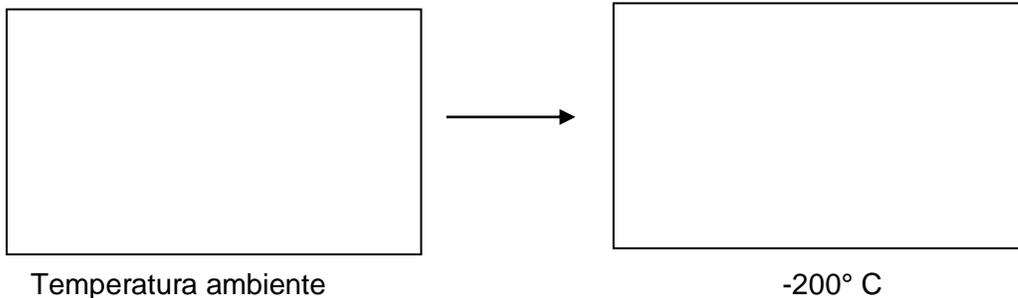
Completa la siguiente tabla

Observaciones (nivel macroscópico: hechos y fenómenos)	Explicaciones (teorías y modelos)

Contesta el cuestionario.

1. ¿Qué indica el burbujeo del nitrógeno líquido? _____
2. ¿A qué se debe la niebla en los alrededores del recipiente de unicel? _____
3. ¿Qué relación hay entre la temperatura y el volumen de la mezcla gaseosa? _____
4. ¿Qué relación hay entre la temperatura y el estado de agregación? _____
5. ¿Cómo se obtiene el nitrógeno líquido que se utiliza en esta actividad? _____
6. ¿Qué ocurre con el sólido blanco que se observa en el interior del globo? ¿qué sustancia puede ser? _____
7. **Representación a nivel nanoscópico.** Con el uso de modelos ilustra el cambio que le ocurre a nitrógeno y al aire cuando se someten a temperaturas muy bajas (-200 °C).

Nitrógeno



Aire

Temperatura ambiente



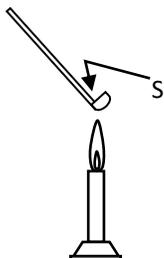
-200° C

8. ¿Qué diferencias encuentras entre el aire y el nitrógeno? _____
9. Representa el aire en nivel simbólico: _____
10. ¿Se forman nuevas sustancias en estos cambios? _____
11. ¿Qué tipo de cambios ocurren durante esta actividad (físicos o químicos)? _____
12. ¿En qué estado de agregación las moléculas se crean enlaces intermoleculares entre las partículas del aire? _____
13. ¿Cuándo se forman enlaces intermoleculares, al calentar o al enfriar el aire? _____
14. ¿Las uniones que se forman al licuar aire son entre átomos o entre moléculas? _____

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL 2. ¿Cómo se forma un ácido a partir de no metal?

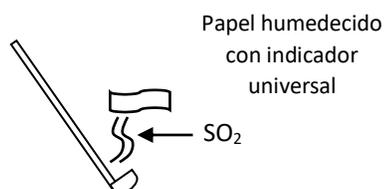
1. Analiza la descripción del experimento y contesta las preguntas siguientes.

Durante un experimento, los alumnos de un grupo de Química I, quemaron azufre en una cucharilla de combustión, como se muestra en la figura.



Los alumnos colocaron un poco de azufre en la cucharilla de combustión y la sometieron a calentamiento. Se observaron vapores de color blanco (tóxicos) saliendo de la cucharilla

Se colocó una tira de papel filtro (impregnada de agua unas gotas de indicador universal), unos centímetros arriba del azufre encendido. Se observó el cambio de color del indicador a rojo. Siguieron el mismo procedimiento pero con carbón en polvo, el indicador cambio también a rojo.



2.1. ¿Cuál es el objetivo del experimento? _____

2.2. El colocar un papel impregnado de agua y de indicador universal por encima de los vapores que se producen en la cucharilla de combustión se debe a que los alumnos tienen la siguiente hipótesis _____

2.3. ¿Cuál es la evidencia de que el óxido de azufre es un gas? _____

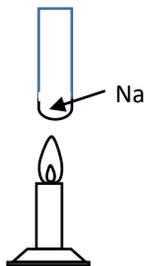
2.4. ¿Cuál es la evidencia de que el oxígeno es el componente activo del aire? _____

2.5. ¿Cuál es la evidencia de que el óxido de no metal y agua producen un ácido? _____

ACTIVIDAD EXPERIMENTAL 3. ¿Cómo se forma una base a partir de un metal?

2. Analiza la descripción del experimento y contesta las preguntas siguientes.

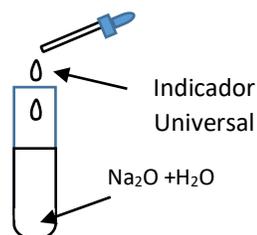
Los alumnos de un equipo de Química I, reportaron el experimento que hicieron con la siguiente información.



Se colocó una diminuta muestra de sodio en un tubo de ensayo.

Se colocó el tubo en la llama de un mechero hasta que el sodio se puso al rojo y al desaparecer el rojo se retiró del calentamiento.

Cuando se enfrió el tubo, se agregaron aproximadamente 5 ml de agua destilada y unas gotas de indicador universal. Hubo Cambio de coloración a azul, indicando formación de una base.



3.1. ¿Cuál es el objetivo del experimento? _____

3.2. ¿A qué se debe que los alumnos coloquen unas gotas de indicador dentro del tubo?

3.3. ¿Cuál es la evidencia de que el óxido de sodio con agua forme una base?

3.4. Escribe la ecuación balanceada para la formación del óxido de sodio _____

3.5. ¿Cuál es la evidencia de que el óxido de sodio es un sólido y no un gas? _____

REFERENCIAS

Burns, R. A. (2012). Fundamentos de química. México: Pearson, Prentice Hall.

Dickson, T. R. Química. Enfoque ecológico (1989) México: Limusa.

Dingrando, L. Gregg, K. y Hainen, N. (2002). Química. Materia y Cambio, España: McGraw Hill. Ebbing, D. D. (2010). Química General. McGraw Hill. México.

Garritz, A. y Gasque, A. Martínez, L. A. (2005). Química Universitaria. México: Pearson Prentice Hall. Hill, J. W.; Kolb, D. K., (1999). Química para el nuevo milenio. México: Prentice Hall.

Moore, J. Kotz, J. Joeste, M. (2000). El mundo de la química: conceptos y aplicaciones. México: Addison Wesley Longman.

Mosqueira, S. (2006). Introducción a la química y el ambiente. México: Publicaciones Cultural