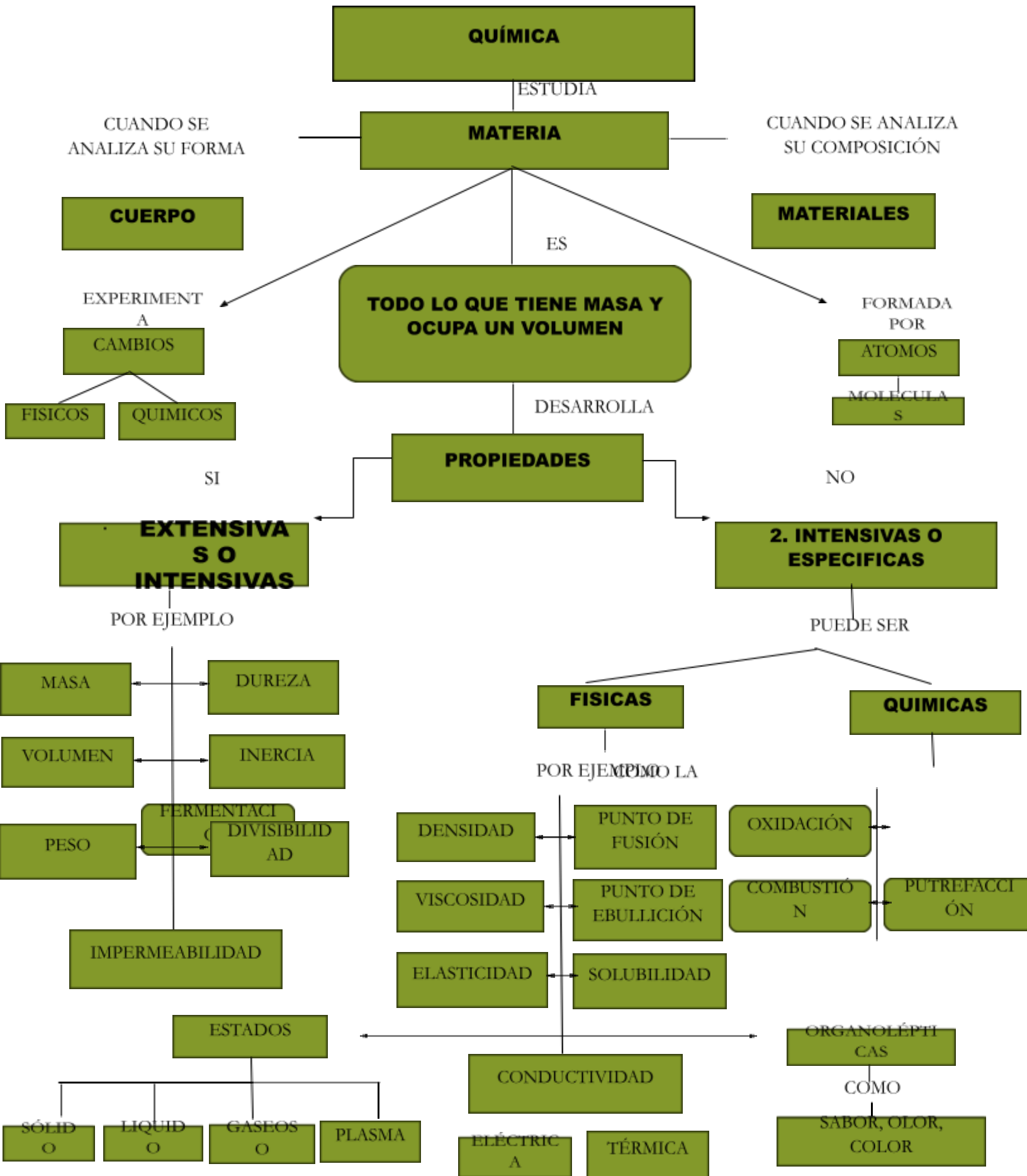


GUÍA DE ACTIVIDADES QUÍMICA 4^º A

Gladys Lopez

COLEGIO AGROTÉCNICO N°9 [Dirección de la compañía]



2.2- MATERIA – ENERGÍA. SUS PROPIEDADES Y TRANSFORMACIONES

- **Materia**

A toda porción limitada de materia se le denomina cuerpo. Todas las cosas que conocemos, ya sean seres vivos o inertes, están constituidos por materia.

En forma general se define la materia como:

"Todo aquello que tiene masa, energía, ocupa un lugar en el espacio, posee inercia y es susceptible a cambios; pero no puede ser destruida".

Clasificación de la materia

La materia puede clasificarse en sustancias puras y mezclas

1-Sustancias Puras: Se dividen en elementos y compuestos.

a- Elementos: Son sustancias simples, que no pueden descomponerse en sustancias más sencillas, tienen características propias diferenciables e identificables, están formados por átomos individuales. Los átomos son elementos químicos simples

b- Compuestos: Son sustancias formadas por dos o más elementos químicos, por lo tanto, pueden descomponerse en sustancias más sencillas. Los elementos que conforman estos compuestos se combinan siempre en proporciones o cantidades fijas.

Una fórmula química muestra los símbolos de los elementos que forman el compuesto, y la proporción que existe entre ellos, es decir, señalan su composición química.

**FORMULA MOLECULAR
DE UN COMPUESTO**

Indica los elementos químicos (átomos) que forman cada compuesto y la cantidad de cada uno (atomicidad)

<p>Agua H₂O</p> <p>Elementos Qcos. H= Hidrogeno O= Oxigeno Atomicidad el H=2 Atomicidad del O=1</p>	<p>Dióxido de carbono CO₂</p> <p>Elementos Qcos. H= Hidrogeno O= Oxigeno Atomicidad el H=2 Atomicidad del O=1</p>
--	--

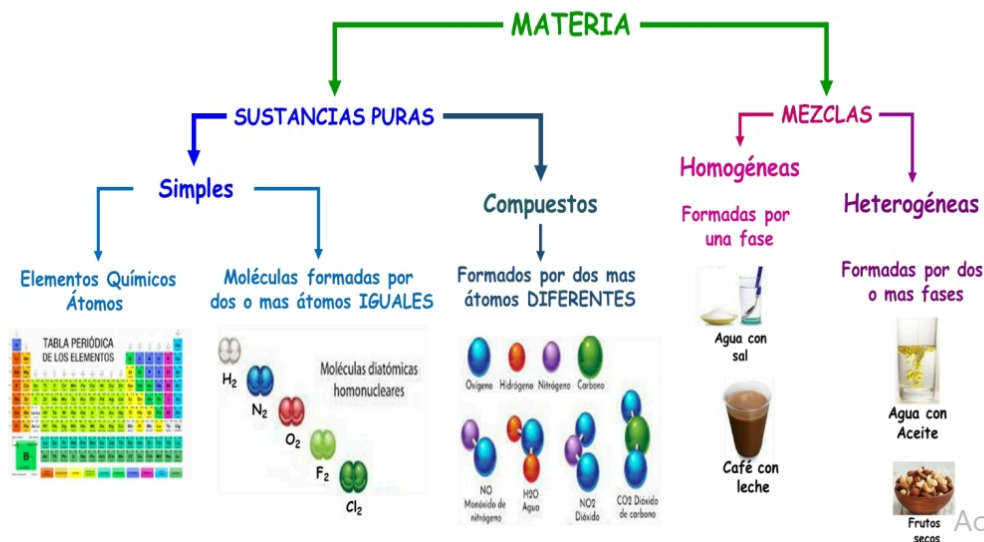
2-Mezclas: Son el resultado de combinar 2 o más sustancias puras (componentes). Las mezclas no tienen fórmula química y sus componentes se pueden separar por métodos físicos.

Las mezclas pueden ser:

Activar
Ve a Conf

Homogéneas: Cuando los componentes no se diferencian a simple vista, por lo que se dice que presentan una sola fase y forman una solución. Ej.: Agua con sal, perfume, café con leche.

Heterogéneas: cuando se pueden diferenciar a simple vista sus componentes, por lo que se dice que presentan dos o más fase. Ej.: ensalada, agua y aceite.



PROPIEDADES DE LA MATERIA.

Una sustancia se identifica y distingue de otras por medio de sus propiedades o cualidades físicas y químicas. Las propiedades son las diversas formas en que impresionan los cuerpos materiales a nuestros sentidos o a los instrumentos de medida. Así podemos diferenciar el agua del alcohol, el hierro del oro, azúcar de la sal, etc.

Las propiedades de la materia se clasifican en dos grandes grupos: generales y específicas.

Propiedades Generales:

Son las propiedades que presenta todo cuerpo material sin excepción y al margen de su estado físico, así tenemos:

- **Masa:** Se llama masa a la cantidad de materia que tiene un cuerpo. Su unidad de medida en el S.I. (Sistema Internacional) es el kilogramo (kg). Un cuerpo es la misma en cualquier parte de la Tierra o en otro planeta.
- **Peso:** Es la acción de la gravedad de la Tierra sobre los cuerpos. En los lugares donde la fuerza de gravedad es menor, por ejemplo, en una montaña o en la Luna, el peso de los cuerpos disminuye.
- **Volumen:** Volumen es la cantidad de espacio que ocupa un cuerpo. La unidad de medida volumen en el S.I. es el metro cúbico (m^3).

Al contrario que ocurre con la masa, el volumen de los cuerpos no permanece siempre constante sino que depende de la temperatura:

- **Divisibilidad:** Es la propiedad que tiene cualquier cuerpo de poder dividirse en pedazos más pequeños, hasta llegar a las moléculas y los átomos.
- **Porosidad:** Como los cuerpos están formados por partículas diminutas, éstas dejan entre sí espacios vacíos llamados poros.



UNSE
Universidad Nacional
de Santiago del Estero

- **Elasticidad:** Propiedad que tienen los cuerpos de cambiar su forma cuando se les aplica una fuerza adecuada y de recobrar la forma original cuando se suspende la acción de la fuerza. La elasticidad tiene un límite, si se sobrepasa el cuerpo sufre una deformación permanente o se rompe. Hay cuerpos especiales en los cuales se nota esta propiedad, como en una liga, en la hoja de un cuchillo; en otros, la elasticidad se manifiesta poco, como en el vidrio o en la porcelana.
- **Temperatura:** propiedad de la materia que está relacionada con la sensación de calor o frío que se siente en contacto con ella. Cuando tocamos un cuerpo que está a menos temperatura que el nuestro sentimos una sensación de frío, y al revés de calor. Sin embargo, aunque tengan una estrecha relación, no debemos confundir la temperatura con el calor. La temperatura es una magnitud que refleja el nivel térmico de un cuerpo (su capacidad para ceder energía calorífica) y el calor es la energía que pierde o gana en ciertos procesos (es un flujo de energía entre dos cuerpos que están a diferentes temperaturas). Nivel térmico es el nivel de agitación. La temperatura refleja el nivel térmico de un cuerpo e indica el sentido en que fluye el calor.

Activar
Ve a Conf

Cuando dos cuerpos, que se encuentran a distinta temperatura, se ponen en contacto, se produce una transferencia de energía, en forma de calor, desde el cuerpo caliente al frío, esto ocurre hasta que las temperaturas de ambos cuerpos se igualan.

El instrumento utilizado habitualmente para medir la temperatura es el termómetro.

Actualmente se utilizan tres escalas para medir la temperatura, la escala Celsius es la que todos estamos acostumbrados a usar, la Fahrenheit se usa en los países anglosajones y la escala Kelvin de uso científico.

NOMBRE	UNIDAD	EQUIVALENCIA
Escala Celsius	°C	0°C = 273K
Escala Fahrenheit	°F	°F = 1,8 °C + 32
Escala Kelvin	K	K = °C + 273

Propiedades Específicas o Características:

Son las propiedades peculiares que caracterizan a cada sustancia, permiten su diferenciación con otra y su identificación.

Entre estas propiedades tenemos: densidad, punto de ebullición, punto de fusión, índice de refracción de luz, dureza, tenacidad, ductibilidad, maleabilidad, solubilidad, reactividad, actividad óptica, energía de ionización, electronegatividad, acidez, basicidad, calor latente de fusión, calor latente de evaporización, etc.

Activar
Ve a Conf

- **Densidad:** Se define densidad (ρ) como la cantidad de masa presente en una sustancia


por unidad de volumen en esa misma sustancia.


$$\rho = \frac{m}{V}$$


En el S.I., la masa se mide en kg y el volumen en m^3 , por lo que la densidad se mide en kg/m^3

Sin embargo, la unidad de medida de la densidad en kg/m^3 ofrece resultados muy grandes, por lo que también se suele utilizar el g/cm^3



1 g/cm^3
1 $cm^3 \rightarrow$ 1 g 

11,3 g/cm^3
1 $cm^3 \rightarrow$ 11,3 g 

0,25 g/cm^3
1 $cm^3 \rightarrow$ 0,25 g 

Densidades de diferentes materiales:

- a) Agua (1 g/cm^3)
- b) Plomo (11,3 g/cm^3)
- c) Corcho (0,25 g/cm^3)

Activar
Ve a Confi

Las **propiedades específicas** pueden ser químicas o físicas dependiendo si se manifiestan con o sin alteración en su composición interna o molecular.

- **Propiedades Físicas:** Son aquellas propiedades que impresionan nuestros sentidos sin alterar su composición interna o molecular. Ejemplos: densidad, estado físico (sólido, líquido, gaseoso), propiedades organolépticas (color, olor, sabor), temperatura de ebullición, punto de fusión, solubilidad, dureza, conductividad eléctrica, conductividad calorífica, calor latente de fusión, etc.

A su vez las propiedades físicas pueden ser extensivas o intensivas.

Propiedades Extensivas: el valor medido de estas propiedades depende de la masa. Por ejemplo: inercia, peso, área, volumen, presión de gas, calor ganado y perdido, etc.

Propiedades Intensivas: el valor medido de estas propiedades no depende de la masa. Por ejemplo: densidad, temperatura de ebullición, color, olor, sabor, calor latente de fusión, reactividad, energía de ionización, electronegatividad, molécula gramo, átomo gramo, equivalente gramo, etc.

- **Propiedades Químicas:** son aquellas propiedades que se manifiestan al alterar su estructura interna o molecular, cuando interactúan con otras sustancias.

Ejemplos: El **Hierro** se oxida a temperatura ambiental y el Oro no se oxida; el CH_4 es combustible y el CCl_4 no es combustible; el Sodio reacciona violentamente con el agua fría para formar Hidróxido de Sodio y el Calcio reacciona muy lentamente con el agua para formar Hidróxido de Calcio; el alcohol es inflamable y el H_2O no lo es; el ácido sulfúrico quema la piel y el ácido nítrico no, etc.

ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

La materia puede encontrar en tres estados de agregación: *sólido*, *líquido* y *gaseoso*. El estado en que se encuentre una sustancia depende de la intensidad de las fuerzas de unión o cohesión entre las partículas que conforman dicha sustancia.



- **Estado Sólido.** Los sólidos se caracterizan por tener forma y volumen constantes. Esto se debe a que las partículas que los forman están muy próximas y en posiciones casi fijas, y a que están unidas por unas fuerzas de cohesión muy intensas.

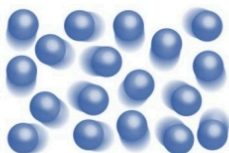


En el estado sólido la movilidad es escasa, las partículas solamente pueden vibrar u oscilar alrededor de posiciones fijas. Esta inmovilidad supone que los sólidos no se pueden comprimir ni pueden fluir.

Sin embargo, los sólidos se dilatan y contraen ligeramente por efecto de la temperatura.

Las partículas en el estado sólido se disponen de forma ordenada, con una regularidad espacial geométrica, dando lugar a redes cristalinas. Existen otros sólidos cuyas partículas carecen de estructura interna ordenada, y no forman redes cristalinas. Estos sólidos se denominan amorfos

- **Estado Líquido.** Los líquidos, al igual que los sólidos, tienen volumen constante. En los líquidos las partículas están unidas por unas fuerzas de cohesión menos intensas que en los sólidos, pero sus posiciones no son fijas, por lo que las partículas fluyen libremente y se trasladan con libertad.



El número de partículas por unidad de volumen es muy alto, por ello son muy frecuentes las colisiones y fricciones entre ellas. En los líquidos el movimiento es desordenado, pero existen asociaciones de varias partículas que, como si fueran una, se mueven al unísono.

Todo ello explica que los líquidos no tengan forma definida y adopten la forma del recipiente que los contiene. También explica ciertas propiedades de los líquidos, como la fluidez o la viscosidad. Los líquidos no se pueden comprimir y su volumen es constante, pero al aumentar la temperatura se incrementa la movilidad de las partículas (su energía cinética), aumenta la

Activar
Ve a Confi

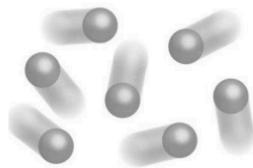
distancia que las separa, y se produce una cierta dilatación

NOTA: Definiciones.

Fluidez: capacidad de los líquidos y los gases para moverse progresivamente hacia un lugar o pasar a través de orificios pequeños, debida a la capacidad de las partículas para desplazarse.

Viscosidad: propiedad de los líquidos que indica la dificultad con la que éstos fluyen. Un líquido es más viscoso cuanto menor es su fluidez. La viscosidad es debida a fuerzas e interacciones entre las partículas (rozamiento de las partículas) que limitan su movilidad.

- **Estado Gaseoso.** Los gases, igual que los líquidos, no tienen forma fija, pero a diferencia de éstos, su volumen tampoco es fijo. En los gases, las fuerzas de cohesión que mantienen unidas las partículas son muy débiles. Las partículas se encuentran muy separadas (el número de partículas por unidad de volumen es muy pequeño) y sus posiciones no son fijas. La movilidad es muy grande: las partículas se mueven de forma desordenada, con frecuentes choques entre ellas y con las paredes del recipiente que los contiene. Esto explica las propiedades de expansibilidad y compresibilidad que presentan los gases: sus partículas se mueven libremente, de modo



que ocupan todo el espacio disponible, y se adaptan a la forma y al volumen del recipiente que los contiene (los gases son fluidos).

La compresibilidad tiene un límite, si se reduce mucho el volumen en que se encuentra confinado

un gas, éste pasará a estado líquido. Al aumentar la temperatura las partículas se mueven más deprisa y chocan con más energía contra las paredes del recipiente, por lo que aumenta la presión. El aumento de la temperatura también trae consigo un aumento de volumen (dilatación), mucho más acusado que en sólidos y líquidos.

Estado Plasma: Es un estado similar al gaseoso, que se presenta cuando la materia se somete a temperaturas muy elevadas. Por ejm, si el agua se somete a temperaturas superiores a los 2000°C, se vuelve plasma. Si bien el plasma es poco común en la tierra, constituye el 99 % de la materia en el resto del universo. Por ejemplo las estrellas

TRANSFORMACIONES DE LA MATERIA

Los cambios se manifiestan constantemente en la naturaleza, se pueden clasificar de varias formas, una de ellas es:

α-Transformación física de la materia: es una transformación en la que no varía la naturaleza de la sustancia, ósea, luego del cambio la composición es la misma. Por ejemplo: corte, pliegue, tinción, cambios de estado.

Cambio de estado.

Los cambios de estado de la materia son **procesos físicos** mediante los cuales las sustancias pasan de un estado de agregación a otro.

El estado de la materia depende de las fuerzas de cohesión que mantienen unidas a las partículas. La modificación de la temperatura o de la presión modificará dichas fuerzas de

Cambio de estado.

Los cambios de estado de la materia son **procesos físicos** mediante los cuales las sustancias pasan de un estado de agregación a otro.

El estado de la materia depende de las fuerzas de cohesión que mantienen unidas a las partículas. La modificación de la temperatura o de la presión modificará dichas fuerzas de cohesión pudiendo provocar un cambio de estado.

La materia cambia de estado según la temperatura y presión a la que se encuentra.



Fusión: paso de sólido a líquido. El punto de fusión es la temperatura que debe alcanzar una sustancia sólida para fundirse. Cada sustancia posee un punto de fusión característico (es una propiedad específica de la materia). Por ejemplo, el punto de fusión del agua pura es 0 °C a la presión atmosférica normal.

Activar
Ve a Confi

Vaporización o evaporación: Paso de líquido a gas. La vaporización se puede producir mediante dos procesos distintos: evaporación y ebullición.

Evaporación: es el proceso por el cual un líquido pasa lentamente al estado gaseoso sin que se haya alcanzado la temperatura de ebullición. Es un fenómeno que ocurre *en la superficie de cualquier líquido*, y algunos lo hacen lentamente, como el aceite, y otros muy rápido, como el alcohol.



Proceso superficial
A cualquier temperatura



Proceso superficial y en todo el
ceno del liquido
Solo a Temperaturas de Ebullición

Ebullición: si se incrementa la temperatura de un líquido, la velocidad con que se mueven las partículas es tan alta que el proceso de evaporación, además de darse en la superficie, se produce en todo el líquido, formándose grandes burbujas (llenas de vapor del líquido) que ascienden hasta la superficie. La temperatura de ebullición varía con la presión: a medida que ésta disminuye la temperatura de ebullición desciende. La temperatura del líquido en ebullición se mantiene constante al punto de ebullición mientras dura la transformación entre estados.

Sublimación: Paso directo de sólido a gas, sin pasar por el estado líquido. Como la vaporización ocurre a cualquier temperatura. Las partículas de la superficie de un sólido pueden adquirir suficiente energía cinética para vencer las fuerzas de cohesión que las mantienen

Activar
Ve a Confi

unidas y pasar directamente al estado gaseoso. La sublimación se produce en sustancias como el alcanfor, la naftalina, el yodo, el azufre, etc. Algunos ejemplos prácticos serían los ambientadores sólidos, los antipollas.

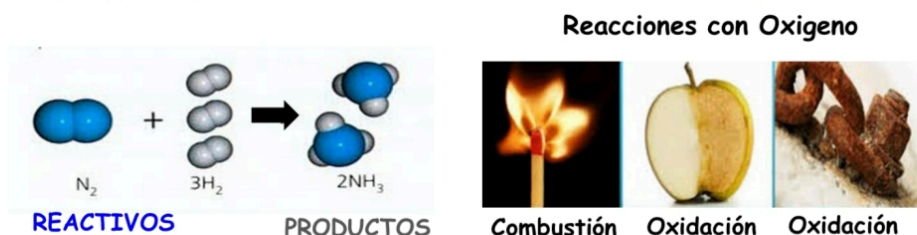
Solidificación: Paso de líquido a sólido. Se produce por una disminución de la temperatura hasta alcanzar la temperatura de fusión. Las partículas pierden movilidad (energía cinética), favoreciendo la aparición de fuerzas de cohesión entre ellas. Varía con la presión.

Condensación o licuación: Paso de gas a líquido. Siendo el primer cambio de estado, producido por el efecto de cambio de la temperatura y el segundo por un efecto de presión. Ejemplo: las gotas de agua que se forman en las botellas o superficies frías, están formadas por la condensación del vapor de agua presente en el ambiente. El gas utilizado para cocinar que se compran en garrafas está licuado (efecto de presión) dentro de ella.

b-Transformación Química de la materia: Es una transformación que afecta la composición de la materia. En los cambios químicos se forman nuevas sustancias.

Las transformaciones químicas se llaman **"reacciones químicas"**.

Una reacción química se da cuando dos o más sustancias reaccionan para formar otras sustancias diferentes. Las sustancias inicial de una reacción química se llaman reactivos, y las finales, productos



SISTEMAS MATERIALES

Se llama sistema material a una porción limitada de materia, dentro del universo, que se separa real o imaginariamente, para su estudio. Lo que rodea al sistema material se denomina entorno o medio ambiente.

Clasificación de los sistemas Materiales

Los sistemas materiales se pueden clasificar en función del pasaje de masa y energía entre el sistema y el medio, en abierto, cerrado y aislado.



Sistema Abierto: En los mismos se produce transferencia de masa y de energía entre el

sistema y el medio o viceversa.

Sistema Cerrado: En estos sistemas solo se produce el intercambio de energía entre el sistema y el medio o viceversa.

Sistema Aislado: En este caso, no hay pasaje ni de masa ni de energía del sistema al medio y viceversa.

Otra clasificación que se hace de los sistemas materiales, se basa en sus propiedades y su composición, surgiendo así, dos grandes grupos:

Sistemas Materiales Homogéneos: cuando las **propiedades intensivas** son iguales en todos los puntos de su masa, y no se observa en la misma, superficies de discontinuidad (presentan una sola fase), cuando se la examina al ultramicroscopio.

Sistema Materia Homogéneo



Jugo



Cerveza



Café con leche

Componente= 2-Café
y leche
Fase= 1

Activar

Sistema Material heterogéneo: Cuando las **propiedades intensivas** son diferentes al menos dos puntos de su masa y además, presentan superficies de discontinuidad (dos o más fases).

Sistema Materia Heterogéneo



Componente= 1-Agua
Fases= 2- Agua líquida
y sólida (hielo)



Componente= 2-Agua Y Aceite
Fases= 2 -Agua y Aceite

Un ejemplo común de mezcla heterogénea es la que se forma al combinar agua y aceite. Cada una de estas partes representa a sistemas homogéneos, con propiedades distintas, separadas entre sí, por límites bien definidos, conocidos con el nombre de interfase, mientras que cada una de estas porciones homogéneas se denominan fases.

Para aclarar estos conceptos, es posible decir que los sistemas homogéneos son monofásicos (formados por una sola fase), mientras que los heterogéneos son polifásicos (dos o más fases).

El clásico ejemplo lo representa el sistema formado por agua líquida y varios cubos de hielo. El mismo posee solamente dos fases, ya que si bien los trozos de hielo se encuentran todos separados por diferentes interfases, poseen idénticas propiedades físicas y/o químicas.

Activar
Ve a Confi

Otro término importante a considerar es el de componente, denominándose así a cada una de las sustancias que constituyen a una mezcla.

MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE FASES O COMPONENTES DE UNA MEZCLA

¿Qué son los métodos de separación de mezclas?

Cuando uno quiere determinar la cantidad de algún o de varios componentes de una muestra de alimentos, de suelo o de cualquier tipo, inicialmente se debe separar a los analitos del resto de los componentes, para lo cual principalmente se aplicaran diferentes métodos de separación y/o fraccionamiento.

Se conoce como métodos de separación y fraccionamientos a diversos **procedimientos físicos** que permiten separar fases o componentes de una mezcla, sin alterar la identidad y propiedades químicas de los mismos. .

Métodos de separación de Fases (Sistemas Heterogéneos)

Son métodos que permiten separar las fases de un sistema heterogéneo. Cada método está pensado para un tipo particular de sistema, y la utilización de un método determinado dependerá de los materiales, el estado de agregación en que se encuentran las fases o componentes y de sus propiedades esenciales Los métodos que vamos a estudiar son

- **Tamización:** es un método que se utiliza para separar sistemas heterogéneos, si este posee un sólido grande de un líquido, (como por ejemplo pedregullo y agua); o a dos sólidos de tamaños diferentes, (como por ejemplo: harina y arroz). El instrumento que se utiliza es un colador (TAMIZ).
- **Filtración:** se utiliza para separar sistemas formados por un sólido finamente dividido y un líquido, como por ejemplo: talco y agua.
- **Imantación:** es un método indicado para separar dos sólidos, si uno de ellos tiene la propiedad de ser atraído por un imán. Ejemplo: arena y limaduras de hierro.
- **Decantación:** es un método que puedes aplicar cuando las fases de un sistema están formadas por dos o más líquidos que no se mezclan, a los que los llamaremos inmiscibles, como ejemplo usaremos el agua y el aceite.
- **Centrifugación:** es un método que se utiliza para separar un líquido de un sólido, siempre que el sólido sea finamente dividido y quede disperso en el agua, como por ejemplo: agua con tiza.
- **Sublimación:** se utiliza para separar dos sólidos, siempre que uno de ellos sublime, es decir que pase del estado sólido al gaseoso, sin pasar por el líquido, al calentarlo; ejemplo de materiales que sublimen: yodo, naftalina.
- **Tría:** Consiste en tomar con pinzas o con la mano las fases sólidas dispersas en otro sólido o líquido. Por ej. Al sacar un lápiz de la cartuchera, al sacar trozos de hielo de un vaso de gaseosa.
- **Disolución - filtración - evaporación:** se usa para separar dos sólidos, uno capaz de disolverse en un solvente y el otro no, como por ejemplo: sal y arena. Al agregar agua al sistema, se disuelve la sal pero la arena no; luego filtramos el sistema y se evapora el agua.

Activar
Ve a Confi

Métodos de fraccionamiento (Sistemas Homogéneos).

Son procedimientos que permiten separar componentes de un sistema homogéneo. Si bien son muchos los métodos, en esta guía vamos a mencionar solo dos de ellos.

- **Destilación:** es la operación de separar, mediante vaporización y condensación, los diferentes componentes líquidos, sólido en líquido o gases licuados de una mezcla, aprovechando los diferentes **puntos de ebullición** (temperaturas de ebullición) de cada una de las sustancias ya que el punto de ebullición es una propiedad intensiva de cada sustancia, es decir, no varía en función de la masa o el volumen, aunque sí en función de la presión. La destilación simple permite obtener un líquido puro a partir de una solución formada por un sólido y un líquido. Ésta comprende una ebullición seguida de una condensación de vapores.

Punto de Ebullición: *El punto de ebullición de un líquido es la temperatura a la cual su presión de vapor es igual a la presión externa.*

ACTIVIDADES:

- 1-Explica con tus palabras el esquema de diagramas de la primera página.
- 2-Conceptualice los siguientes términos: materia, cuerpo, materiales, sustancia, átomos, moléculas.
- 3-Clasifique las siguientes propiedades en intensivas o extensivas indicando cual es el criterio que se utiliza para dicha clasificación.
 - a) Punto de ebullición
 - b) Masa
 - c) Olor
 - d) Densidad
 - e) Volumen

- f) Peso específico
- g) Punto de fusión

4-Discuta la validez de las siguientes afirmaciones:

- a) Todo cuerpo es materia.
- b) Cuerpos iguales están constituidos por igual clase de materia.
- c) Cuerpos diferentes están constituidos por diferente clase de materia.
- d) La misma clase de materia puede constituir cuerpos iguales o diferentes.

5-Lea atentamente el siguientes listado de características de los estados de la materia y coloque en el paréntesis la letra que le corresponde:

A: Estado sólido B: Estado líquido C: Estado gaseoso

- () Predominio de las fuerzas de cohesión
- () Volumen constante y forma variable.
- () Forma y volumen constante.
- () Volumen y forma variable.
- () Movimiento vibratorio de las moléculas en un sitio fijo.
- () Partículas (moléculas, átomos o iones) distribuidos ordenadamente.
- () Movimiento de traslación rectilíneo y desordenado de las moléculas.
- () Predominio de las fuerzas de repulsión intermoleculares.
- () Equilibrio entre las fuerzas de atracción y repulsión molecular.
- () Moléculas dotadas de gran cantidad de energía cinética.

6-Indique cuales de las siguientes transformaciones son químicas y cuales físicas:

- a) Azúcar + agua solución azucarada
- b) Agua líquida vapor de agua
- c) Óxido de mercurio mercurio + oxígeno
- d) Carbonato de calcio dióxido de carbono + óxido de calcio
- e) Salmuera agua + cloruro de sodio
- f) Combustión del carbón

7- Analicen los siguientes sistemas e indiquen cuales son heterogéneos y cuales homogéneos:

- a) Soda
- b) Agua con una cucharadita de arena
- c) Agua con una cucharadita de azúcar disuelta
- d) Bronce
- e) Un trozo de plástico
- f) Clara de huevo batida a punto de nieve
- g) Oro
- h) Un trozo de carne vacuna sin grasa
- i) Semillas de girasol, harina y granos de arroz

- j) Agua de mar
- k) Vinagre
- l) Tres trozos de hielo
- m) Azufre en polvo y barra de azufre

8-Un sistema material está formado por agua, arena, Partículas de corcho, y limaduras de hierro, indicar:

- a) Si el sistema es homogéneos o heterogéneos
- b) Cantidad de fases
- c) Cantidad de componentes
- d) Los métodos de separación que se pueden utilizar para separar las fases.

9- Elabora esquema gráfico de Cambios de estados de la materia

UNIONES QUÍMICAS

Prof. López Gladys

2. ESTRUCTURA MOLECULAR

En la actualidad se conocen más de tres millones de sustancias químicas distintas, tales como agua, oxígeno, sal, azúcar, sulfato de cobre, cal, arena, acetaldehído, dióxido de carbono, metano, butano (gas de las garrafas), arena, carbón, cobre, etcétera, las cuales están constituidas por partículas muy pequeñas, denominadas moléculas, formadas por uno, dos o más átomos, iguales o diferentes, provenientes de menos de un centenar de elementos químicos.

Las diferencias que se observan entre las propiedades de las sustancias se atribuyen a las acciones que ejercen entre sí sus moléculas. Pero, como esas interacciones moleculares son una consecuencia de la estructura molecular, para comprender a ésta es necesario conocer *por qué y cómo se unen los átomos entre sí para formar las moléculas*. Y, como es lógico deducir, esto depende de la propia estructura de los átomos.

Propiedades de las sustancias → Interacciones moleculares → Estructura molecular → Uniones entre átomos → Estructura atómica

2.1. ¿Por qué se unen los átomos entre sí?

Las ideas actuales para explicar las uniones entre los átomos para formar moléculas tienen su origen en la teoría del octeto electrónico, elaborada en 1916 por los científicos Gilbert Lewis (1875-1946) y Walter Kossel (1888-1956) y cuyas formulaciones pueden resumirse del siguiente modo:

- Los gases inertes son estables (no presentan actividad química) por tener su órbita externa completa con ocho electrones, a excepción del helio que satura su única órbita con dos. Sus átomos no se unen entre sí, se encuentran libres e independientes.
- Los metales y no metales, con menos de ocho electrones en su última órbita, tienen actividad química. Sus átomos se unen entre sí formando moléculas constituidas por dos o más átomos. La actividad química de los metales y de los no metales es debida a la necesidad de adquirir una configuración electrónica similar a la del gas inerte más cercano en la Tabla Periódica, para así alcanzar estabilidad. A estos efectos ganan, ceden o comparten electrones. Así, por ejemplo: los átomos de sodio ($Z = 11$), que tienen un solo electrón en su órbita externa, tratan de perderlo para asemejarse al neón ($Z = 10$), mientras los átomos de cloro ($Z = 17$) procuran ganar un electrón para parecerse al argón ($Z = 18$); los átomos de calcio ($Z = 20$) tienden a ceder dos electrones para adquirir la configuración electrónica del argón ($Z = 18$) y, por el contrario, los átomos de oxígeno ($Z = 8$) tratan de captar dos electrones para asemejarse al neón ($Z = 10$).

Gases inertes	1	2	3	4	5	6
He						
H		1				
Li		2				
B			1			
C			2			
N			3			
O			4			
F			5			
Ne			6			

En el caso de los elementos que están próximos al helio ($Z = 2$) procuran adquirir la configuración electrónica de este gas inerte. Así, el hidrógeno, con un solo electrón, procura ganar otro; en cambio, el litio ($Z = 3$) trata de ceder su electrón externo para lograr la misma estructura electrónica que el helio.

En suma, las proposiciones anteriores se pueden resumir así:

Los átomos ceden, ganan o comparten electrones para adquirir la configuración electrónica del gas inerte más próximo en la Tabla Periódica.

Las características químicas de los elementos dependen principalmente de sus electrones externos.

2.1.1. La notación de Lewis

Para simplificar la representación de los átomos y teniendo en cuenta que sus características químicas dependen generalmente de los electrones de la última órbita (electrones de valencia), Lewis propuso una forma sencilla de representación:

Cada átomo se representa con su símbolo, rodeado de puntos en igual cantidad a los electrones que tiene en su órbita externa.

A modo de ejemplo:

Elemento químico	Distribución electrónica en las órbitas	Configuración electrónica	Notación de Lewis
Litio	2-1	$1s^2 2s^1$	Li
Magnesio	2-8-2	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	Mg
Aluminio	2-8-3	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	Al
Carbono	2-4	$1s^2 2s^2 2p^2$	C
Nitrógeno	2-5	$1s^2 2s^2 2p^3$	N
Oxígeno	2-6	$1s^2 2s^2 2p^4$	O
Cloro	2-8-7	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	Cl
Argón	2-8-8	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	Ar

Como se observa, los electrones se representan de a pares cuando corresponden a orbitales completos y solos en el caso de orbitales incompletos.

2.2. Las uniones químicas

Las atracciones existentes entre los átomos que llevan a la formación de moléculas suelen denominarse **entonces o uniones químicas**.

En un átomo aislado cada electrón sólo experimenta la influencia del núcleo y de los restantes electrones. En cambio, cuando dos átomos se acercan, los electrones de cada uno también quedan sometidos al influjo del núcleo y de los electrones del otro. Esta interacción origina una atracción entre los átomos que se traduce en un **enlace o unión química**.

Los átomos se unen de diferentes formas, tales como la unión iónica, la unión covalente y la unión metálica.

2.2.1. El enlace o unión iónica

Este tipo de unión se presenta corrientemente entre los átomos de un metal y un no metal. Se observa en numerosas sustancias químicas compuestas que se encuentran en la naturaleza, tales como las sales (cloruro de sodio, fluoruro de calcio, bromuro de sodio, yoduro de potasio, sulfuro de hierro (II), cloruro de hierro (III), fluoruro de calcio, sulfuro de sodio, etcétera).

- 3) Arma un circuito eléctrico de acuerdo con el esquema adjunto.
- 4) Verifica el funcionamiento del circuito, haciendo que se toquen entre sí los extremos desnudos de los trozos de cable. (La lámpara debe encenderse porque ello demuestra que la corriente eléctrica circula.)
- 5) Introduce en la sal sólida los extremos desnudos de los cables de modo que queden separados.
- 6) Observa: ¿Se enciende la lámpara?..... ¿Por qué?.....
- 7) Coloca agua en el vaso de precipitado hasta aproximadamente los 2/3 de su altura. Agrega una cucharadita al ras de cloruro de sodio. Agita con la varilla. Observa: ¿Qué le ocurre a la sal?.....
- 8) Sumerge los extremos de los cables del circuito eléctrico antes armado en la solución que acabas de preparar. Observa y responde: ¿Se enciende la lámpara?..... ¿Por qué?..... ¿Se enciende la lámpara?..... ¿Qué observas en los electrodos?.....

Estos cambios se producen como consecuencia de la descomposición que experimenta el cloruro de sodio por el pasaje de la corriente.

TRABAJO PRÁCTICO

La sal de mesa

Expectativas de logro:

- Observar propiedades de la sal de mesa (cloruro de sodio).

Materiales:

- 1 lupa.
- 1 vidrio de reloj.
- 1 portapiques.
- 1 interruptor.
- 1 portalámparas.
- 1 lamparita de 6 V.
- 4 pilas de 1,5 V.
- 2 trozos de cable de cobre de unos 30 cm de longitud.
- 1 vaso de precipitado o sustituto.
- 1 cucharita.
- 1 varilla de vidrio o plástico.
- Agua destilada.
- Sal gruesa o parrillera (cloruro de sodio).

Procedimiento:

- 1) Coloca una pequeña porción de cloruro de sodio en el vidrio de reloj. Observa y anota sus características:
 Color:
 Estado físico: Aspecto:
 Indica: ¿Cuál es su forma? ¿Cómo es su consistencia?
- 2) Con ayuda de la lupa observa algunos cristales de esta sal.



ción que experimenta el cloruro de sodio por en pasaje de la corriente eléctrica continua y por lo cual pertenece al grupo de sustancias denominadas **electrolitos**.

Solución de sal en agua

Conclusiones:

Menciona todas las propiedades que has observado en el cloruro de sodio:

Un ejemplo de unión iónica: El cloruro de sodio

El cloruro de sodio está compuesto por un metal, el sodio (Na), y un no metal, el cloro (Cl).

El átomo de sodio (Z = 11) tiene la siguiente estructura:



Este átomo trata de perder el electrón de su órbita externa para parecerse al gas inerte más próximo que es el neón (Z = 10). En el caso de concretarse la pérdida, queda con 11 protones y 10 electrones, es decir, con una carga positiva de más. Entonces, se transforma en un **catión de sodio monovalente**:



Catión de sodio monovalente.

Activar Windows
 Ve a Configuración para activar Windows.

El átomo de cloro (Z = 17) presenta la siguiente estructura:



Cloro (no metal) elevada afinidad electrónica.

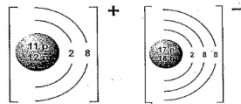
Como el gas inerte más próximo es el argón (Z = 18), el átomo de cloro trata de ganar un electrón, convirtiéndose en un **anión cloruro monovalente** (con una carga negativa).



Anión cloruro monovalente.

Cuando se produce el acercamiento entre un átomo de sodio y otro de cloro, ocurre la transferencia del electrón del primero al segundo, convirtiéndose en un catión sodio y anión cloruro, respectivamente. Como estos iones tienen cargas eléctricas de signo contrario, se atraen y queda formado el cloruro de sodio:

La unión entre iones se llama unión iónica.



De acuerdo con la notación de Lewis, esta unión puede representarse de la siguiente forma:



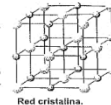
Como es lógico suponer, este proceso se produce simultáneamente entre muchos átomos de cloro y de sodio, resultando un cristal cuya estructura podemos representar del siguiente modo:



Las redes iónicas

El cloruro de sodio por presentar uniones iónicas adquiere, entre otras, las siguientes características:

Aledor de la **celda unidad** se agrupan, en las tres direcciones del espacio, los otros iones presentes, de acuerdo con su afinidad eléctrica. Así, se va formando la **red cristalina iónica** que caracteriza a la sal común de mesa.



Red cristalina.

En razón de que las fuerzas de atracción electrostática entre los iones son muy grandes, el cloruro de sodio tiene un punto de fusión alto (808 °C) y por ello es sólido a la temperatura ambiente.

En condiciones adecuadas forma cristales de forma cúbica y de gran dureza, que se denominan **cristales iónicos**, por estar constituidos por iones.

Los cationes y aniones se disponen alternadamente en forma ordenada, por lo cual no se pueden diferenciar grupos limitados de átomos formando una unidad. Por lo tanto, no presentan moléculas; el conjunto de todos los iones podrían considerarse como una gran molécula.

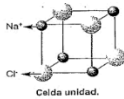
Cuando se encuentra en estado sólido, los iones no pueden moverse dentro de la red cristalina y por eso no conducen la corriente eléctrica. En cambio, si se calienta hasta la fusión o se disuelve en agua, la red cristalina se desarma, los iones pueden moverse y entonces, el cloruro de sodio conduce la electricidad pero descomponiéndose. Por eso forma parte de los compuestos denominados **electrolitos**.

Otro ejemplo:

En el caso del óxido de calcio, conocido en el comercio con el nombre de "cal viva", sucede lo siguiente:

Calcio (metal) bajo potencial de ionización. Oxígeno (no metal) elevada afinidad electrónica.

Los átomos de calcio, cuya estructura electrónica es 2 - 8 - 8 - 2, ceden los dos electrones externos para adquirir la estructura del argón (2 - 8 - 8), mientras que los átomos de oxígeno (estructura electrónica = 2 - 6) los ganan para asemejarse al neón (2 - 8). En consecuencia se forman **cationes de calcio (Ca²⁺)** y **aniones de oxígeno (O²⁻)**, lo cual puede representarse así:



Celda unidad.

Cada anión cloruro está rodeado por seis cationes de sodio (arriba, abajo, a la izquierda, a la derecha, adelante y atrás) y reciprocamente, cada catión Na⁺ es atraído por seis aniones Cl⁻, constituyendo una "**molécula gigante**" formada por numerosos iones interrelacionados por atracción electrostática. El examen con Rayos X ha demostrado que esta "**molécula gigante**" resulta de la repetición regular de una unidad básica, denominada **celda unidad**.

Un aspecto a tener en cuenta

En la formación de estos compuestos es necesario que haya igualdad entre los electrones ganados y los perdidos. En los casos anteriores esto se logra con un átomo de cada elemento, pero en otras ocasiones es algo más complicado. Así, en el cloruro de calcio, cada átomo de calcio pierde dos electrones formando el catión Ca²⁺ y son necesarios dos átomos de cloro para que cada uno de ellos gane uno de dichos electrones, originando dos aniones Cl⁻:

Aluminio (metal) bajo potencial de ionización. Oxígeno (no metal) elevada afinidad electrónica.

En la reacción del aluminio con el oxígeno, cada átomo de aluminio cede tres electrones, mientras que los de oxígeno aceptan dos; por lo tanto, deben unirse dos átomos de aluminio con tres de oxígeno, según se observa en la siguiente representación:



Este tipo de unión se produce entre elementos con baja energía de ionización (metales) y elementos con elevada afinidad electrónica (no metales), formando **compuestos iónicos**. En síntesis, se puede establecer que:

La unión iónica es aquella en que hay transferencia de electrones de un metal a un no metal formándose cationes y aniones, respectivamente, que se mantienen unidos entre sí por fuerzas electrostáticas.

que uno de los átomos de cloro no puede quitarle un electrón al otro porque son iguales; entonces, comparten un par de electrones (uno de cada átomo):

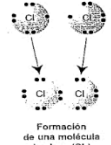


Ninguno de los átomos adquiere la posesión total de ambos electrones, por lo cual a veces un átomo y otras el otro, tiene completa su última órbita, asemejándose al gas inerte más próximo que es el argón.

Esta forma de unión interatómica se denomina **unión covalente**. Como los dos átomos que se unen son iguales tienen la misma carga nuclear positiva (17 protones), y por lo tanto, atraen con la misma fuerza al par de electrones que comparten. Entonces, en la molécula las cargas eléctricas están distribuidas uniformemente, no hay polos eléctricos positivo y negativo, respectivamente.

Al no existir atracción eléctrica entre las moléculas, éstas son independientes unas de otras y por eso, a la temperatura ambiente, se encuentran en estado gaseoso.

De modo similar se origina la molécula de hidrógeno (H₂). Cuando dos átomos de hidrógeno chocan, cada uno intenta arrancarle un electrón al otro, pero, como no puede lograrlo quedan compartiendo los dos electrones para parecerse el helio:



Formación de una molécula de cloro (Cl₂).

La unión covalente es una unión entre átomos.

Activar Windows
 Ve a Configuración para activar Windows.

¿Cuáles son las propiedades de los compuestos iónicos?

Las sustancias que se forman por unión iónica se caracterizan por presentar las siguientes propiedades comunes:

- No forman moléculas independientes.
- Presentan redes cristalinas iónicas.
- Tienen punto de fusión y de ebullición elevados (más de 700°C), por lo cual a la temperatura ambiente se encuentran en estado sólido.
- Son solubles en el agua.
- En estado sólido no conducen la corriente eléctrica.
- Fundidos o en solución conducen la corriente eléctrica continua descomponiéndose (se comportan como electrolitos).
- Son duros y frágiles.

2.2.2. La unión o enlace covalente

Este tipo de unión se observa en las moléculas constituidas por átomos de no metales, como es el caso de las moléculas biatómicas de los gases simples (cloro, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, flúor).

- En la molécula de cloro (Cl₂), los dos átomos que la forman tienen siete electrones externos y necesitan uno más para completar el octeto. Es lógico supo-

pareciendo al neon:



- En el caso del oxígeno (O₂), como los dos átomos tienen seis electrones externos deben compartir dos pares de electrones para adquirir la estructura electrónica del neon:



- Los átomos de nitrógeno, al tener cinco electrones en su última órbita, deben compartir tres pares electrónicos para formar una molécula de nitrógeno (N₂):



La unión covalente no sólo se observa en las moléculas simples, sino también en muchas otras que forman las sustancias compuestas, tales como el cloruro de hidrógeno, el agua, el monóxido de azufre, el dióxido de carbono, etcétera:



En todos los casos, los electrones se comparten de a pares, pudiendo los átomos compartir uno, dos o tres pares de electrones, dando uniones covalentes

Las moléculas de los gases simples (H₂, N₂, O₂, F₂ y Cl₂) presentan unión covalente.

simples, dobles o triples, respectivamente. Así, la unión del H con el Cl es covalente simple, la del S con el O es covalente doble y la de los dos átomos que forman una molécula de N₂ es covalente triple.

En suma:

En la unión o enlace covalente los átomos comparten uno o

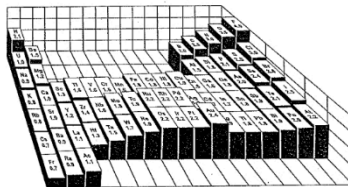
2.2.1. ¿Qué es la electronegatividad?

En relación a la mayor o menor capacidad que presentan los átomos para atraer los electrones que comparten en una unión electrovalente, se ha introducido el concepto de electronegatividad, que puede definirse así:

Electronegatividad es la capacidad que posee un átomo para atraer al par de electrones que comparte en una molécula covalente.

Los átomos que atraen con mayor intensidad al par de electrones compartidos son más electronegativos y corresponden a los no metales, como F, Cl, O, S, etcétera. El químico norteamericano Linus Pauling confeccionó una tabla de las electronegatividades de los elementos. El más electronegativo es el flúor, con un valor de 4,0, y el menos electronegativo es el francio con 0,7. Entre los no metales, el hidrógeno tiene el valor más bajo con 2,1. Los metales presentan una electronegatividad inferior a la del hidrógeno. Los gases inertes no se incluyen en la tabla porque generalmente no forman uniones químicas.

A continuación se transcribe la Tabla de electronegatividades de los elementos:



En la Tabla periódica la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha dentro de cada período y de abajo hacia arriba en cada grupo.

¿Cómo puede predecirse el tipo de unión?

Los valores de electronegatividad permiten predecir el tipo de unión química que se establece entre los elementos. Cuando la diferencia de electronegatividad es grande, cabe esperar que el enlace sea iónico; así el sodio (0,9) y el cloro (3,0) forman un compuesto iónico. Por el contrario, si la diferencia de electronegatividad es pequeña, el compuesto que se forma es covalente.

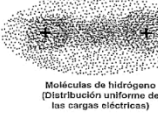
En la unión o enlace covalente los átomos comparten uno o más pares de electrones para completar el octeto externo. Esta unión se produce entre los átomos de no metales.

Moléculas no polares y polares

En el caso de los gases simples (hidrógeno, nitrógeno, oxígeno, flúor y cloro), como los átomos que forman las moléculas son iguales, sus núcleos atraen con igual intensidad al par de electrones que comparten y, en consecuencia, la distribución de las cargas eléctricas es uniforme. Las moléculas no presentan zonas con cargas eléctricas (polos) y por eso se llaman moléculas no polares.

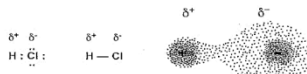
En cambio, cuando los átomos que constituyen la molécula son diferentes, suelen presentarse casos como el siguiente:

En el cloruro de hidrógeno (HCl), el cloro ejerce mayor atracción sobre el par de electrones compartidos que el hidrógeno, por lo cual dicho par permanece más tiempo en las proximidades del cloro que en las del hidrógeno. Entonces, la región correspondiente al cloro adquiere una cierta carga negativa (δ⁻) y, por el contrario, la zona del hidrógeno manifiesta una carga igual pero de signo positivo (δ⁺).



Moléculas de hidrógeno (Distribución uniforme de las cargas eléctricas)

δ⁺ = zona con electricidad positiva.
δ⁻ = zona con electricidad negativa.



Por lo tanto, la molécula tiene una distribución desigual de las cargas eléctricas, presentando un polo negativo y otro positivo. Es una molécula polar. Estas moléculas son parcialmente iónicas y también se las denomina dipolos, pudiendo representarse en forma simplificada del siguiente modo:



En consecuencia, según que el par de electrones sea compartido de modo igual o desigual por ambos átomos, la unión covalente es no polar o polar. Toda unión entre átomos diferentes es más o menos polar. La polaridad de las moléculas formadas depende de los elementos que las constituyen. Así, es mayor en la unión del cloro con el hidrógeno que en el caso del bromo con el hidrógeno. Estas diferencias se deben a una propiedad periódica que ya hemos mencionado: la electronegatividad.

Por lo tanto, la molécula tiene una distribución desigual de las cargas eléctricas, presentando un polo negativo y otro positivo. Es una molécula polar. Estas moléculas son parcialmente iónicas y también se las denomina dipolos, pudiendo representarse en forma simplificada del siguiente modo:



En consecuencia, según que el par de electrones sea compartido de modo igual o desigual por ambos átomos, la unión covalente es no polar o polar. Toda unión entre átomos diferentes es más o menos polar. La polaridad de las moléculas formadas depende de los elementos que las constituyen. Así, es mayor en la unión del cloro con el hidrógeno que en el caso del bromo con el hidrógeno. Estas diferencias se deben a una propiedad periódica que ya hemos mencionado: la electronegatividad.

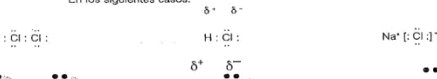
La unidad de medida de la electronegatividad fue establecida en forma arbitraria.

Electronegatividad Metales < 2,1 No metales > 2,1

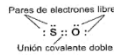
Diferencia de electronegatividad	Tipo de unión
0 a 0,4	Covalente no polar
0,4 a 1,7	Covalente polar
más de 1,7	Iónica

2.2.2.2. Transición de la unión covalente a la iónica

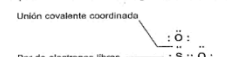
En los siguientes casos:



En el monóxido de azufre (SO), como el azufre y el oxígeno tienen seis electrones en su órbita externa, proceden a compartir dos pares de electrones para completar su octeto externo, formando un enlace covalente doble:

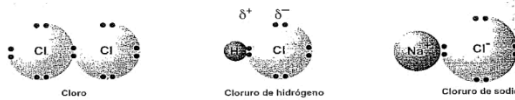


Como al azufre le quedan dos pares de electrones sin compartir, puedo utilizar uno de ellos para unirse a otro de oxígeno, formándose el dióxido de azufre (SO₂):



En este compuesto se observa una unión covalente doble y otra unión covalente coordinada.

Activar Windows
Vea la Configuración para activar Windows.



Se puede observar que:

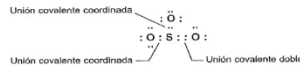
- Cuando los átomos que se unen tienen la misma electronegatividad –como en el caso de la molécula de cloro– presentan la misma capacidad para atraer el par de electrones que comparten y, en consecuencia, la unión que establecen es covalente no polar (forman moléculas no polares).
- A medida que la diferencia de electronegatividad entre los átomos se incrementa, también va aumentando la polaridad de la unión (enlace covalente polar). Entonces, la molécula es polar y parcialmente iónica, como se manifiesta en el cloruro de hidrógeno, en el cual la diferencia de electronegatividad entre el H y el Cl es de 0,9.
- Si la diferencia de electronegatividad es aún mayor –como entre el cloro y el sodio–, el par de electrones deja de estar compartido para ser captado exclusivamente por el elemento de mayor electronegatividad (en el ejemplo, el cloro), formándose un anión y un catión. Estos se atraen por tener fuerzas electrostáticas diferentes y el enlace que se establece es iónico.

En suma, no existe un límite definido entre la unión covalente y la unión iónica porque el tipo de enlace resultante depende de la diferencia de electronegatividad entre los elementos que se unen.

¿Cuál es el enlace o unión covalente coordinada?

En algunos compuestos se observa otra forma de unión covalente, en la cual el par de electrones que comparten es aportado por uno solo de los átomos. Para comprender este tipo de unión, procederemos a analizar el caso del azufre que tiene la propiedad de formar tres óxidos: monóxido de azufre (SO), dióxido de azufre (SO₂) y trióxido de azufre (SO₃).

En este compuesto se observa una **unión covalente doble** y otra **unión covalente coordinada**. Al azufre aún le queda un par de electrones libres que puede compartir con otro átomo de oxígeno, formando el **trioxido de azufre (SO₃)**:



En este caso hay una **unión covalente doble** y **dos uniones covalentes coordinadas**. Todas las uniones en que se comparten electrones reciben el nombre de **covalentes**, pero cuando el par de electrones compartidos es aportado por uno solo de los átomos, se las distingue con la denominación de **enlace o unión covalente coordinada**.

El átomo que aporta el par electrónico que se comparte se llama **dador** y el átomo que acepta compartirlo, **aceptor**.

Las propiedades de los compuestos covalentes

En las sustancias que presentan enlace o unión covalente se observan las siguientes propiedades:

- Los puntos de fusión y de ebullición son bajos (menos de 300 °C) porque las fuerzas que mantienen unidas entre sí a las moléculas generalmente son débiles.
- Son solubles en solventes orgánicos no polares, tales como éter, cloroformo, sulfuro de carbono, nafta, etcétera. Generalmente, son insolubles en agua, aunque la solubilidad en ésta depende de la polaridad de la molécula. Cuanto mayor es la polaridad, mayor es la solubilidad en agua.
- No conducen la corriente eléctrica pues carecen de iones.
- Presentan estructura cristalina atómica o molecular.
- Forman moléculas que sólo se mantienen unidas por fuerzas débiles, denominadas fuerzas de Van der Waals.

En la unión covalente coordinada los dos electrones que se comparten son proporcionados por uno solo de los átomos que forman el enlace.

Los compuestos covalentes están formados por moléculas propiamente dichas.

Activar Windows
Ve a Configuración para activar Windows.

TRABAJO PRÁCTICO

Los metales

Expectativas de logro:

- Identificar propiedades comunes de los metales.

Materiales:

- 1 portapilas.
- 4 pilas grandes.
- 1 portalámparas.
- 1 lámpara de 6 V.
- 1 interruptor.
- 1 mechero de alcohol.
- 1 caja de fósforos.
- 1 cuchara metálica.
- 1 cuchara de madera o de plástico.
- 1 vaso de precipitado o similar.
- 1 trípode.
- 1 tela de amianto.
- 1 imán.
- 1 trozo de alambre de cobre de unos 10 cm de longitud (puede usarse un trozo de cable).
- 1 clavo largo de hierro.
- 1 trozo de alambre de cinc.
- 1 trozo de plomo.
- Agua destilada.
- 1 varilla de aluminio.

Procedimiento:

1. Observa detenidamente los metales con los que cuentas y luego completa el siguiente cuadro:

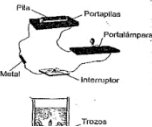
Metal	Estado de agregación	Color	Olor	Brillo	Ductilidad	Maleabilidad
Cobre						
Hierro						
Cinc						
Plomo						
Aluminio						

2. Arma un circuito eléctrico de acuerdo con el dibujo adjunto. Verifica si los metales en estudio conducen la corriente eléctrica o no.

Anota lo observado:

3. Coloca agua destilada en el vaso de precipitado hasta los 3/4 de su altura.

Introduce dentro del agua pequeños trozos de los metales. Observa y responde: ¿alguno de los metales se disuelve en el agua?..... En caso afirmativo, ¿cuáles?.....



2.3. El enlace o unión metálica

Esta forma de unión se produce entre los átomos de los metales. Como ya se ha señalado, los átomos de los metales tienen menos de cuatro electrones en su última órbita y pueden perderlos con relativa facilidad, en cuyo caso se convierten en iones positivos (cationes). Entonces, los electrones no pertenecen a ningún átomo en particular, pasan de un átomo neutro a un catión que se convierte en un átomo neutro, el que a su vez, puede ceder un electrón y convertirse nuevamente en un catión.

Por este motivo, se considera que una porción de metal está constituida por una red de cationes, entre los cuales se mueven con bastante libertad los electrones, formando una "nube" o "mar de electrones". La unión se establece entre los iones metálicos con carga positiva y la nube electrónica con carga negativa.

Así, por ejemplo, un trozo de sodio está constituido por millones de cationes de Na⁺ que se mantienen unidos por la nube electrónica formada por los electrones libres de la órbita externa.

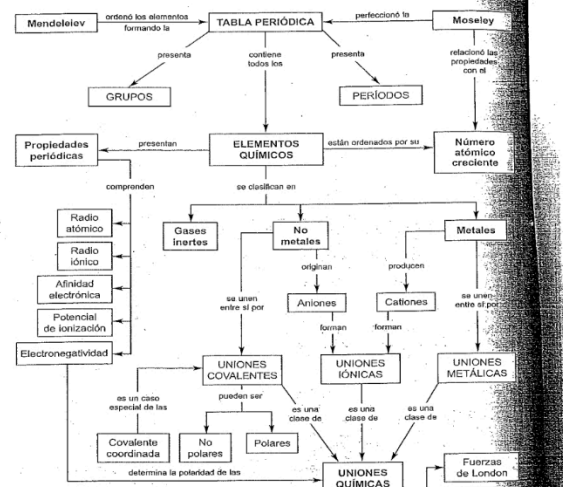


Entonces, los metales pueden considerarse como un enrejado o red de iones positivos sumergidos en un "mar de electrones".

Cuando los metales están en estado sólido, sus átomos forman redes cristalinas semejantes a las redes iónicas. Las redes cristalinas metálicas más frecuentes son la cúbica centrada en el cuerpo, la cúbica centrada en las caras y la hexagonal compacta:

Activar Windows
Ve a Configuración para activar Windows.

RED CONCEPTUAL



Activar Windows
Ve a Configuración para activar Windows.

ACTIVIDADES

1-Conceptualice las siguientes propiedades periódicas: radio atómico, radio iónico, afinidad electrónica, potencial de ionización, electronegatividad.

2-Responde: a) ¿Porqué se unen los átomos entre sí?

b) ¿En que consiste la teoría del Octeto de Lewis?

c) ¿Cómo se representa cada átomo según la notación de Lewis? Ejemplifica

3- ¿A qué suelen denominarse enlaces o uniones químicas?

4-Define unión iónica y determina entre que elementos de la tabla periódica se forman estos compuestos.

5-Indica la electronegatividad de los siguientes elementos:

Ca=

B=

Fe=

Rb=

Cu=

Tc=

Mo=

Sn=

W=

Hf=

Tl=

Br=

Te=

Po=

F=

6-Representa mediante formulas de Lewis y formulas químicas las uniones iónicas entre los siguientes pares de átomos:

a) K/=

b) Na/F

c) Ca/S

d) Sr/Cl

7-Representa mediante formulas de Lewis y formulas desarrolladas las siguientes moléculas:

a) Fluor (F₂)

b) Oxígeno (O₂)

c) Nitrógeno (N₂)

d) Amoníaco (NH₃)

8-Indica que tipo de enlace químico predominará en los siguientes compuestos:

NaF

Cl₂

HCl

O₂

PCl₃

LAS SUSTANCIAS COMPUESTAS

1. LAS SUSTANCIAS COMPUESTAS



Todas las sustancias orgánicas contienen el elemento carbono.

Los noventa y dos elementos químicos naturales se combinan entre sí formando millones de sustancias compuestas, denominadas genéricamente **compuestos químicos** o simplemente **compuestos**.

Estos compuestos fueron clasificados, a principios del siglo XIX, en **inorgánicos** y **orgánicos**. Esta clasificación se estableció suponiendo que los compuestos orgánicos sólo podían ser elaborados por los seres vivos. Con posterioridad, se comprobó que dicha suposición no era cierta, pues fueron sintetizados en el laboratorio sin la intervención de los seres vivos.

A pesar de ello, esta clasificación se mantuvo para facilitar el estudio del elevado número de compuestos existentes. Actualmente, se entiende por **sustancias orgánicas** a aquellas que contienen el elemento carbono, con unas pocas excepciones, como el dióxido de carbono y los carbonatos. Estos y todos los compuestos que no contienen carbono se consideran **sustancias inorgánicas**.



1.1. ¿Cómo se representan las sustancias?

La naturaleza y cantidad de átomos que componen las moléculas de las sustancias se representan por medio de **fórmulas químicas**, las cuales pueden ser de tres tipos diferentes: **moleculares**, **electrónicas** y **estructurales**. A modo de ejemplo:

Sustancia	Fórmula Molecular	Fórmula electrónica	Fórmula estructural
Cloruro de sodio	NaCl	[Na ⁺][Cl ⁻]	Na-Cl
Agua	H ₂ O	[H-O-H]	H-O-H
Oxido de Calcio	CaO	[Ca ²⁺][O ²⁻]	Ca-O
Dióxido de carbono	CO ₂	[O=C-O]	O=C-O

Dióxido de Carbono	CO ₂	O=C-O	O=C-O
Trióxido de dicloro	Cl ₂ O ₃	Cl-O-Cl-O-Cl	Cl-O-Cl-O-Cl



Las **fórmulas moleculares** indican cuáles son los elementos químicos y qué cantidad de átomos de cada uno de ellos constituyen una molécula.

En las **fórmulas electrónicas** o de Lewis se representan los electrones de valencia por medio de puntos (también pueden ser cruces o círculos) alrededor

del símbolo de cada elemento presente. Las **fórmulas estructurales** o desarrolladas muestran cómo se unen los átomos entre sí, empleando guiones para indicar las uniones iónicas y las covalentes, y flechas para señalar las uniones covalentes coordinadas.

1.2. El estado o número de oxidación

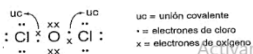
Al analizar la composición de los compuestos químicos se encuentran casos tales como: HCl, H₂O, NH₃, CH₄, que llevan a preguntarse: ¿por qué un átomo de Cl se une con uno de H, un átomo de O con dos de H, un átomo de N con tres de H y un átomo de C con cuatro de H?

Los científicos entienden que el número de átomos de cada uno de los elementos que intervienen en la formación de un compuesto depende de los electrones que necesitan ganar o perder para adquirir la configuración electrónica del gas inerte más próximo.

Los metales (Li, Na, K, Mg, Ca, etcétera) procuran ceder los electrones de su órbita externa, mientras que los **no metales** (F, Cl, O, S, etcétera) tratan de ganar electrones para completar el octeto. Así, el Na le cede el electrón de su órbita externa al Cl, estableciéndose una unión iónica: Na⁺Cl⁻; el Ca, por tener dos electrones externos, tiene que unirse a dos átomos de Cl: Ca²⁺Cl⁻Cl⁻. Por ello, el número de oxidación del sodio es +1, el del calcio +2 y el del cloro -1. Entonces, en las uniones iónicas el estado o número de oxidación de los elementos es igual por el número de electrones que cada uno gana al establecer la unión. En otras palabras, el número de oxidación coincide con la carga eléctrica del ión.

En las combinaciones entre no metales se pueden establecer diferentes uniones covalentes. Así, en el caso del Cl con el O, es posible observar:

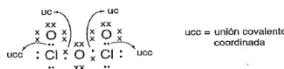
1) Monóxido de dicloro (Cl₂O):



En este caso cada átomo de cloro comparte por unión covalente uno de sus electrones con el átomo de oxígeno. Éste, a su vez comparte dos electrones

en este caso cada átomo de cloro comparte por unión covalente uno de sus electrones con el átomo de oxígeno. Éste, a su vez comparte dos electrones con los átomos de cloro. Entonces, se considera que el cloro tiene número de oxidación +1 y el oxígeno -2.

2) Trióxido de dicloro (Cl₂O₃):

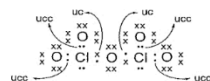


Activar Windows
Ve a Configuración para activar Windows.

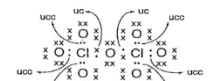
El cloro es un no metal que puede establecer una unión covalente coordinada con otros no metales.

En este compuesto, cada átomo de cloro comparte tres electrones con dos átomos de oxígeno (uno por unión covalente y dos por unión covalente coordinada). Por su parte, los átomos de oxígeno comparten dos electrones con cada átomo de cloro. Por lo tanto, el número de oxidación que se le asigna a cloro es +3 y al oxígeno -2.

3) Pentóxido de dicloro (Cl₂O₅):



En el Cl₂O₅, cada átomo de cloro comparte cinco electrones con tres átomos de oxígeno (uno por unión covalente y cuatro por unión covalente coordinada). En cuanto a los átomos de oxígeno, al igual que en los casos anteriores, comparten dos electrones con cada átomo de cloro. En este compuesto el cloro presenta número de oxidación +5 y el oxígeno -2.



En el Cl₂O₇, cada átomo de cloro comparte siete electrones con cuatro átomos de oxígeno (uno por unión covalente y seis por unión covalente coordinada). Los átomos de oxígeno, en forma semejante a los casos anteriores, comparten dos electrones con cada átomo de cloro. En este caso el cloro tiene número de oxidación +7 y el oxígeno -2.

Entonces, podemos concluir en que el cloro puede actuar con los números de oxidación +1, +3, +5 y +7 y el oxígeno con -2.

Los ejemplos anteriores también muestran que en las uniones covalentes el número de oxidación de los elementos depende del número de electrones que comparten.

Generalizando, se puede afirmar que

El número de oxidación está dado por el número de electrones que el átomo cede, gana o comparte en una unión química.

En la práctica, por razones fundamentalmente operativas, al número de oxidación se le asigna un valor positivo o negativo, de modo que en los compuestos iónicos el número de oxidación coincide con su carga eléctrica, mientras que en los compuestos covalentes es la carga que tendría el ión en el supuesto de que las uniones fuesen iónicas.

En suma, se puede establecer que, en la práctica, el estado o número de oxidación de un elemento corresponde a la carga que tendría un átomo en un compuesto, suponiendo que todas las uniones de ese átomo fuesen iónicas.

1.2.1. ¿Cuáles son las reglas para asignar los números de oxidación?

El número de oxidación que corresponde a cada elemento químico se establece teniendo en cuenta las siguientes reglas:

- El número de oxidación de cualquier sustancia simple es cero: H₂ = 0; O₂ = 0; N₂ = 0; S = 0; Na = 0; Al = 0; Fe = 0.
- El número de oxidación del hidrógeno en un compuesto químico es +1, excepto en los hidruros metálicos donde se le asigna el valor -1. H₂O (agua): H = +1; HNO₃ (ácido nítrico): H = +1; NaOH (hidróxido de sodio): H = +1; NaH (hidruro de sodio): H = -1.
- El número de oxidación del oxígeno en un compuesto es -2, excepto en los peróxidos donde es -1. H₂O (agua): O = -2; CO₂ (dióxido de carbono): O = -2; Na₂O (óxido de sodio): O = -2; O₂H₂ (peróxido de hidrógeno): O = -1.
- El número de oxidación de los iones monoatómicos (cationes o aniones) es igual a su carga: Na⁺ = +1; Ca²⁺ = +2; Al³⁺ = +3; Cl⁻ = -1; O²⁻ = -2; N³⁻ = -3.
- En los compuestos formados por no metales y que no contienen ni hidrógeno ni oxígeno, se le asigna número de oxidación negativo al elemento más electronegativo y todos los demás se consideran positivos: CCl₄: Cl = -1, C = +4 (el cloro es más electronegativo que el carbono); HNO₃: O = -2; H = +1, N = +5 (el oxígeno es el más electronegativo de los tres).
- La suma algebraica de los números de oxidación de los elementos que forman un compuesto, multiplicado por la cantidad de átomos de cada uno de ellos, debe ser igual a cero. CCl₄: (+4) + (-1) · 4 = 4 - 4 = 0; HNO₃: (+1) + (-2) + (-2) + (-2) = 1 + 5 - 6 = 0; CaO: (+2) + (-2) = 0.
- En los metales, cuando están combinados, el número de oxidación es positivo, mientras que los no metales puede ser negativo o positivo.
- Los elementos de los grupos 1, 2 y 3 de la Tabla Periódica tienen números de oxidación +1, +2 y +3, respectivamente.
- Los elementos de los grupos 15, 16 y 17 de la Tabla Periódica al combinarse con elementos menos electronegativos tienden a adquirir los números de oxidación -3, -2 y -1, respectivamente.

El número de oxidación es un número entero que representa el número de electrones que un átomo pone en juego cuando forma un compuesto determinado.

El número de oxidación sirve para deducir las fórmulas de las diferentes combinaciones posibles.

Números de oxidación en la Tabla Periódica

Los estados de oxidación más frecuentes de los principales elementos de la Tabla Periódica son los siguientes:

NÚMEROS DE OXIDACIÓN

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19
H 1																		He 2
Li 1	Be 2											B 3	C 4	N 3	O 2	F -1	Ne 0	
Na 1	Mg 2											Al 3	Si 4	P 3	S 2	Cl -1	Ar 0	
K 1	Ca 2	Sc 3	Ti 3,4	V 3,4,5	Cr 3,6	Mn 2,4,6,7	Fe 2,3	Co 2,3	Ni 2	Cu 1,2	Zn 2	Ga 3	Ge 4	As 3,5	Se -2,4,6	Br -1	Kr 0	
Rb 1	Sr 2	Y 3	Zr 3,4	Nb 3,5	Mo 4,7	Tc 3,4,6	Ru 3,4	Rh 3,4	Pd 2	Ag 1	Cd 2	In 1,3	Sn 2,4	Sb 3,5	Te -2,4,6	I -1	Xe 0	
Cs 1	Ba 2	La 3	Hf 4	Ta 5	W 4,6	Re 4,6,7	Os 4,6,8	Ir 3,4	Pt 2,4	Au 1,3	Hg 1,2	Tl 1,3	Pb 2,4	Bi 3,5	Po -2,4,6	At -1	Rn 0	

1.3. ¿Cómo se les da el nombre a las sustancias compuestas? Nomenclatura química

Los químicos denominaban a los compuestos químicos con nombres arbitrarios o triviales, tales como: amoníaco, cal viva, ácido muriático, ácido acético, sodio cáustico, potasa cáustica, leche de magnesia, etcétera. Sin embargo, la enorme cantidad de compuestos químicos existentes hacía muy difícil recordar tantos nombres y lograr que se utilizaran los mismos en todas partes, por lo que fue necesario adoptar un conjunto de reglas que permitan designar un mismo compuesto de igual manera en todo el mundo científico.

Esas reglas constituyen lo que se denomina **nomenclatura química** que son determinadas por una organización internacional denominada

Esas reglas constituyen lo que se denomina **nomenclatura química** que son determinadas por una organización internacional denominada IUPAC (abreviatura del inglés que significa Unión Internacional de Química Pura y Aplicada).

La tendencia actual es la de adoptar un sistema de nombres que permita reconocer la función química (óxido, hidruro, hidróxido, ácido, sal) a la cual pertenece cada sustancia y de esa modo poder caracterizar sus propiedades.

Para dar el nombre de los compuestos químicos, actualmente, se emplean tres sistemas de nomenclatura: la tradicional, por atomíctid y por numerales de Stock. La IUPAC recomienda utilizar una de las dos formas siguientes:



Las normas de nomenclatura pretenden lograr un lenguaje químico lo más sencillo y universal posible.

Atomíctid: tiene en cuenta el número de átomos de cada elemento que forman la molécula. Así, por ejemplo, el compuesto cuya fórmula molecular es N_2O_5 , se denomina **óxido de dinitrógeno** porque está formado por tres átomos de nitrógeno y dos de oxígeno.

Numerales de Stock (denominación dada en homenaje al químico alemán Alfred E. Stock): consiste en el nombre genérico de la función a la que pertenece (óxido, hidruro, hidróxido, etcétera), seguido del nombre del elemento y un número romano entre paréntesis que indica el número de oxidación. Entonces, el caso anterior (N_2O_5) se denomina **óxido de nitrógeno (III)**.

Conviene aclarar que los nombres tradicionales (en el ejemplo anterior: *anhídrido nítrico*) siguen siendo aceptados por la IUPAC como necesarios en el proceso de adaptación a los nuevos sistemas de nomenclatura.

1. LOS COMPUESTOS INORGÁNICOS

Los **compuestos inorgánicos** son todos aquellos que no contienen al elemento carbono, con excepción de los óxidos del carbono y los carbonatos. Estos compuestos pueden ser **binarios, ternarios, cuaternarios**, etcétera, según el número de elementos químicos que los componen.

1. ¿CUÁLES SON LOS COMPUESTOS BINARIOS?

Los **compuestos binarios** son aquellos que están formados por dos elementos químicos. Entre ellos se encuentran:

- a) Óxidos.
- b) Hidruros.
- c) Sales de hidrácidos.

1.1. Los óxidos

Los **óxidos** son compuestos binarios formados por **oxígeno** y otro elemento químico. Si este elemento es un **no metal** resulta ser un **óxido ácido**; por el contrario, si es un **metal** constituye un **óxido básico**.

Como el oxígeno es un elemento muy abundante y reactivo, en la naturaleza existe un elevado número de óxidos. Algunos son muy comunes, tales como el dióxido de carbono (CO_2), el óxido de hierro (II) (FeO), el dióxido de silicio (SiO_2), el óxido de calcio (CaO), etcétera.

El **número de oxidación** que se le asigna al oxígeno en los óxidos es -2, con excepción del compuesto que forma con el flúor en donde se considera +2, porque este elemento es más electronegativo.

En condiciones especiales se forman los **peróxidos**, como el peróxido de hidrógeno (H_2O_2), conocido con el nombre de "agua oxigenada", en los cuales el oxígeno presenta el número de oxidación -1.

El cemento Portland usado en la construcción de los edificios es una mezcla de óxidos.

1.1.1. Los óxidos ácidos

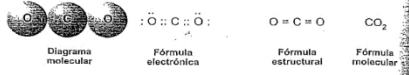
Son compuestos binarios que resultan de la combinación del **oxígeno** con un **no metal**.

Entre estos compuestos se encuentra el gas dióxido de carbono, muy conocido por liberarse durante la respiración de los seres vivos y por ser uno de los productos que se desprende en la mayoría de las combustiones. Otro óxido ácido es el dióxido de azufre que se forma durante la combustión del azufre. Es un gas blanquecino, de olor sofocante y desagradable.

Los automóviles eliminan diversos óxidos ácidos del carbono y del nitrógeno.

El dióxido de silicio es uno de los óxidos ácidos más comunes, siendo el principal componente de la arena. Puro, constituye el mineral cuarzo. Los óxidos del nitrógeno, que se eliminan durante la marcha de los automóviles, provocan "smog" y causan afecciones respiratorias, también son óxidos ácidos. Para comprender la estructura molecular de estos compuestos, analizaremos los siguientes casos:

En la combustión completa de la leña, su principal componente que es el **carbón** (número de oxidación +4), se combina con el oxígeno del aire (número de oxidación -2), formando el dióxido de carbono que se puede representar así:



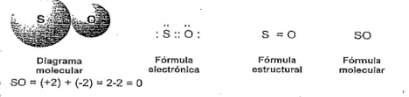
En las fórmulas moleculares debe escribirse primero el elemento menos electronegativo.

Como el carbono tiene número de oxidación +4 y el oxígeno -2, se deben usar dos átomos de oxígeno con uno de carbono para que la suma algebraica de los números de oxidación de los átomos que forman el compuesto sea igual a cero: $CO_2 = (+4) + (-2) = 4 - 4 = 0$

En este caso, los átomos de nitrógeno tienen número de oxidación +5 y los de oxígeno -2, por lo tanto se unen dos átomos de nitrógeno con cinco de oxígeno: $N_2O_5 = (+5 \cdot 2) + (-2 \cdot 5) = 10 - 10 = 0$.

El azufre, que puede presentar los estados de oxidación +2, +4 ó +6, está en condiciones de producir tres óxidos distintos:

• **Monóxido de azufre** (Número de oxidación del S = +2):



• **Dióxido de azufre** (Número de oxidación del S = +4):



Ve a Configuración para activar Windows.

En las fórmulas moleculares debe escribirse primero el elemento menos electronegativo.

Como el carbono tiene número de oxidación +4 y el oxígeno -2, se deben unir dos átomos de oxígeno con uno de carbono para que la suma algebraica de los números de oxidación de los átomos que forman el compuesto sea igual a cero: $\text{CO}_2 = (+4) + (-2 \cdot 2) = 4 - 4 = 0$

El **nitrógeno**, cuyos números de oxidación pueden ser +3 ó +5, tiene la posibilidad de formar dos óxidos diferentes:

- **Trióxido de dinitrógeno:**

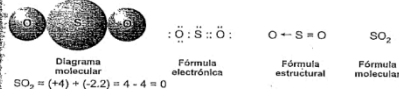


En este compuesto cada átomo de nitrógeno tiene número de oxidación +3 y los de oxígeno -2, por lo cual se unen dos átomos de nitrógeno con tres de oxígeno para que la suma algebraica sea igual a cero: $\text{N}_2\text{O}_3 = (+3 \cdot 2) + (-2 \cdot 3) = 6 - 6 = 0$

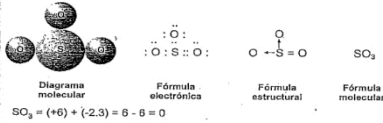
- **Pentóxido de dinitrógeno:**



- **Dióxido de azufre** (Número de oxidación del S = +4):

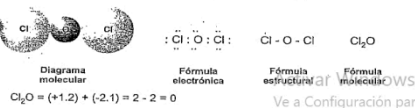


- **Trióxido de azufre** (Número de oxidación del S = +6):

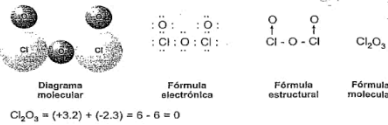


El **cloro**, que puede presentar cuatro estados de oxidación diferentes (+1, +3, +5 ó +7), origina cuatro óxidos distintos:

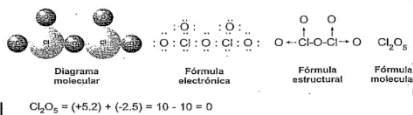
- **Monóxido de dicloro** (Número de oxidación del Cl = +1):



- **Trióxido de dicloro** (Número de oxidación del Cl = +3):

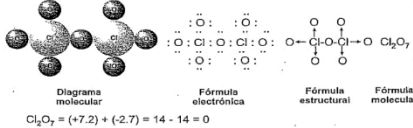


- **Pentóxido de dicloro** (Número de oxidación del Cl = +5):



Los óxidos ácidos son compuestos covalentes.

- **Heptóxido de dicloro** (Número de oxidación del cloro = +7):



Nomenclatura de los óxidos ácidos

Antiguamente los óxidos ácidos se denominaban anhídridos y para designar a

átomo de oxígeno y dos de cloro; el compuesto N_2O_5 se llama pentóxido de dinitrógeno por estar constituido por cinco átomos de oxígeno y dos de nitrógeno. En el siguiente cuadro se exponen algunos ejemplos que permiten comparar el nombre que recibe un mismo compuesto de acuerdo con el sistema de nomenclatura empleado:

Elemento	Número de oxidación	Fórmula molecular	Tradicional	Atomocidad	Stock
C	+2	CO_2	Anhídrido carbónico	Dióxido de carbono	Óxido de carbono
N	+3	N_2O_3	Anhídrido nítrico	Trióxido de nitrógeno	Óxido de nitrógeno (III)
N	+5	N_2O_5	Anhídrido nítrico	Pentóxido de nitrógeno	Óxido de nitrógeno (V)
S	+2	SO_2	Anhídrido sulfuroso	Dióxido de azufre	Óxido de azufre (II)
S	+4	SO_2	Anhídrido sulfuroso	Dióxido de azufre	Óxido de azufre (IV)
S	+6	SO_3	Anhídrido sulfúrico	Trióxido de azufre	Óxido de azufre (VI)
Cl	+1	Cl_2O	Anhídrido hipocloroso	Monóxido de cloro	Óxido de cloro (I)
Cl	+3	Cl_2O_3	Anhídrido cloroso	Trióxido de cloro	Óxido de cloro (III)
Cl	+5	Cl_2O_5	Anhídrido clórico	Pentóxido de cloro	Óxido de cloro (V)
Cl	+7	Cl_2O_7	Anhídrido perclórico	Heptóxido de cloro	Óxido de cloro (VII)

1.1.2. ¿Cuáles son los óxidos básicos?

Son compuestos binarios que resultan de la combinación del oxígeno con un metal. Estos compuestos se encuentran en abundancia. Así, el producto comercial denominado "cal viva", utilizado como material de construcción, es un óxido básico: el óxido de calcio. La herrumbre que se forma en el hierro y que es causa de grandes perjuicios económicos, también es un óxido básico: el óxido de hierro (III) hidratado. El principal ingrediente de las pinturas anticorrosivas, usadas para evitar la corrosión del hierro, es un óxido de plomo, conocido con el nombre de "minio". El pigmento blanco utilizado para fabricar pinturas y goma blanca es el óxido de zinc. El óxido de cobre, llamado "cuprita", es uno de los minerales empleados para obtener cobre. El óxido de aluminio, con impurezas que le comunican colores característicos, constituye las piedras preciosas llamadas rubí, zafiro, esmeralda cristal y turquesa.

Los perjuicios que provoca la corrosión hacen necesario el uso de pinturas anticorrosivas.

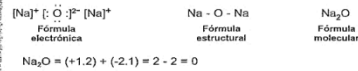
para activar Windows.

Arrugamiento los oxidos basicos se denominaban anhidridos y para designar a cada uno de ellos se empleaba la palabra *anhidrido* seguida por el nombre del no metal terminado en *oso* o *ico*, según correspondiera a la menor o mayor valencia. Así, los óxidos del nitrógeno que vimos anteriormente se llamaban *anhidrido nitroso* y *nitrico*, respectivamente.

Actualmente, uno de los sistemas de nomenclatura más utilizado es el que se basa en el número de átomos de los elementos que forman la molécula, es decir, por *atomicidad*. Dicho número de átomos se expresa por medio de los prefijos griegos mono, di, tri, tetra, penta, hexa, hepta, etcétera, que corresponden a uno, dos, tres, cuatro, cinco, seis, siete, etcétera. Así, el óxido ácido cuya fórmula es Cl_2O se denomina *monóxido de dicloro* porque la molécula está formada por un

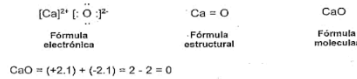
Para comprender cómo están constituidos los óxidos básicos, analizaremos los siguientes ejemplos:

• Óxido de sodio: está formado por sodio (número de oxidación = +1) y oxígeno (número de oxidación = -2):

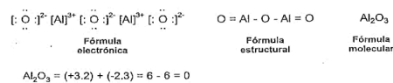


En las fórmulas moleculares debe escribirse primero el metal por ser menos electronegativo.

- Óxido de calcio: está constituido por calcio (número de oxidación = +2) y oxígeno (número de oxidación = -2):



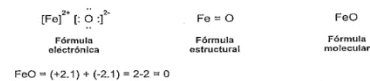
- Óxido de aluminio: está compuesto por aluminio (número de oxidación = +3) y oxígeno (número de oxidación = -2):



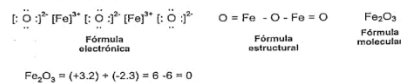
- Óxidos del hierro: como el hierro tiene dos números de oxidación diferen-

tes (+2 y +3), origina dos óxidos distintos:

• Óxido de hierro (II), también llamado *óxido ferroso*, de acuerdo con la nomenclatura tradicional. (Número de oxidación del hierro = +2):



• Óxido de hierro (III): cuyo nombre antiguo es *óxido férrico*. (Número de oxidación del hierro +3):



Nomenclatura de los óxidos básicos

La IUPAC recomienda para los óxidos básicos la nomenclatura por **numerales de Stock**. Consiste en denominar al óxido con el nombre del metal correspondiente, seguido por el número de oxidación entre paréntesis y en números romanos. Así, al Cu_2O se lo llama *óxido de cobre (I)*, porque en este compuesto el cobre tiene número de oxidación +1; en cambio, al CuO , donde el número de oxidación del cobre es +2, se lo denomina *óxido de cobre (II)*. De un

modo similar, teniendo en cuenta los números de oxidación, al FeO se le da el nombre de *óxido de hierro (II)* y al Fe_2O_3 , *óxido de hierro (III)*. A pesar de esta recomendación aún se usa la nomenclatura antigua que establecía:

- Si el metal que constituye al óxido tiene un solo número de oxidación, se antepone al nombre del metal la palabra *óxido*. Por ejemplo: *óxido de sodio*, *óxido de potasio*, *óxido de calcio*, etcétera.
- Cuando el metal que forma al óxido tiene números de oxidación diferentes, se añade al nombre del metal el sufijo *oso* para el número menor e *ico* para el mayor. Así, el Cu_2O se llama *óxido cuproso* y el CuO *óxido cúprico*.

Cuadro comparativo de nomenclaturas

Elemento	Número de oxidación	Fórmula molecular	Nomenclatura		
			Tradicional	Atomicidad	Numerales de Stock
Potasio	+1	K_2O	Óxido de Potasio	Monóxido de potasio	Óxido de potasio (I)
Magnesio	+2	MgO	Óxido de Magnesio	Monóxido de magnesio	Óxido de magnesio (II)

Elemento	Número de oxidación	Fórmula molecular	Nomenclatura		
			Tradicional	Atomicidad	Numerales de Stock
Aluminio	+3	Al_2O_3	Óxido de Aluminio	Tríoxido de aluminio	Óxido de aluminio (III)
Cobre	+1	Cu_2O	Óxido de Cobre	Monóxido de cobre	Óxido de cobre (I)
Cobre	+2	CuO	Óxido cuproso	Monóxido de cobre	Óxido de cobre (II)
Hierro	+2	FeO	Óxido ferroso	Monóxido de hierro	Óxido de hierro (II)
Hierro	+3	Fe_2O_3	Óxido férrico	Tríoxido de hierro	Óxido de hierro (III)

1.2. ¿Qué son los hidruros?

Son compuestos binarios que resultan de la combinación del hidrógeno con otro elemento químico.

El hidrógeno es el elemento químico que presenta los átomos más livianos y que se combina con casi todos los elementos de la Tabla Periódica.

1.2.1. Los hidruros no metálicos

Son compuestos formados por hidrógeno y un no metal. Generalmente se encuentran en estado gaseoso a la temperatura ambiente. Algunos manifiestan propiedades ácidas, tales como los hidruros de flúor, cloro, bromo, yodo y azufre. Otros no son ácidos, como el agua, amoníaco, metano, silanos, etcétera. A modo de ejemplo:



El agua: ¿óxido o hidruro?



1.3. Las sales de hidrácidos

ACTIVIDADES:

1-¿A qué se denominan sustancias compuestas? ¿Qué se entiende por sustancias orgánicas e inorgánicas?

2-¿Cómo se representan las sustancias? Ejemplifica

3-Explica que es el estados o número de oxidación en uniones iónicas y covalentes. Enumera reglas para asignar los números de oxidación.

4-Define nomenclaturas de sustancias compuestas (tradicional, atomicidad y por numerales de stock) Da ejemplos.

5-Ejercitación

- Se + O (n.o.=2, 4, 6)
- P + O (n.o.=3,4,5)
- Br + O (n.o.=1,3,5,7)

6-Ejercicios de Formulación de los óxidos ácidos (anhídridos)

- Óxido nitroso

- b) Pentóxido de dicloro
- c) Óxido de cloro (VII)
- d) Óxido sulfúrico
- e) Óxido hipofosforoso
- f) Óxido carbónico
- g) Monóxido de carbono
- h) Óxido nítrico
- i) Óxido de cloro (V)
- j) Monóxido de bromo
- k) Trióxido de azufre
- l) Dióxido de carbono
- m) Óxido sulfuroso
- n) Óxido periódico
- o) Óxido perbrómico
- p) Óxido de azufre (VI)
- q) Dioxido de silicio
- r) Óxido fosfórico
- s) Óxido de selenio (IV)
- t) Trióxido de telurio

7-Ejercicios de nomenclatura sobre los óxidos ácidos

FÓRMULA	SISTEMÁTICA	STOCK	TRADICIONAL
CO ₂			
I ₂ O ₅			
SiO ₂			
P ₂ O			
P ₂ O ₅			
SO ₂			
SO ₃			
N ₂ O			
N ₂ O ₃			
SeO ₂			
Br ₂ O ₇			
I ₂ O ₃			
Br ₂ O ₅			
I ₂ O			
Br ₂ O ₃			
Te ₂ O ₃			

8-Formule los siguientes óxidos básicos:

- a) Óxido de calcio
- b) Óxido férrico
- c) Óxido platínico
- d) Monóxido de hierro
- e) Trióxido de dihierro
- f) Óxido de cobre (II)
- g) Óxido de sodio

9-Indica si los siguientes compuestos son óxidos ácidos (A) u óxidos básicos (B) y realiza el nombre de la fórmula de cada uno utilizando los tres tipos de nomenclaturas.

- a) SO
- b) N₂O₃
- c) Na₂O
- d) Fe₂O₃
- e) CO₂
- f) MnO₃
- g) MgO
- h) SeO₂
- i) Cl₂O₇
- j) Br₂O₅

QUÍMICA ORGÁNICA

COMPUESTOS DEL CARBONO

COMPUESTOS ORGÁNICOS

Los compuestos orgánicos poseen **grupos funcionales**, representados por un grupo de átomos responsables del comportamiento químico de la molécula que lo contiene.

Funciones Carbonadas → Hidrocarburos

Funciones Oxigenadas →
Alcoholes
Aldehídos
Cetonas
Ácidos Carboxílicos
Éteres
Ésteres

Funciones Nitrogenadas →
Aminas
Amidas

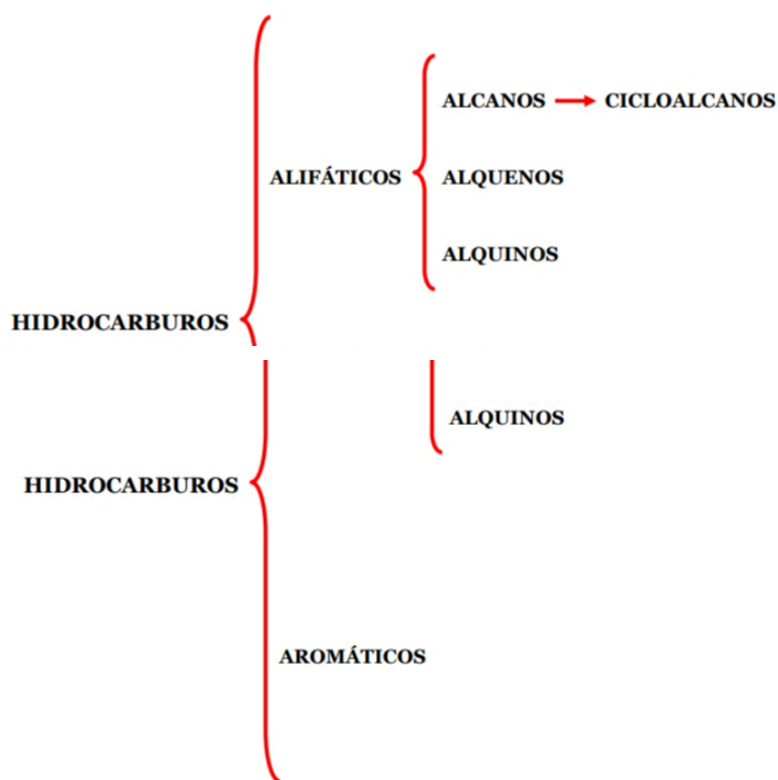
A continuación estudiaremos los grupos funcionales más importantes en medicina. Prácticamente todos los compuestos orgánicos se pueden considerar como derivados de un grupo de compuesto llamados hidrocarburos, a continuación los describiremos:

FUNCIONES CARBONADAS

HIDROCARBUROS

Como su nombre lo indica, los hidrocarburos están compuestos exclusivamente por átomos de **carbono** e **hidrógeno**.

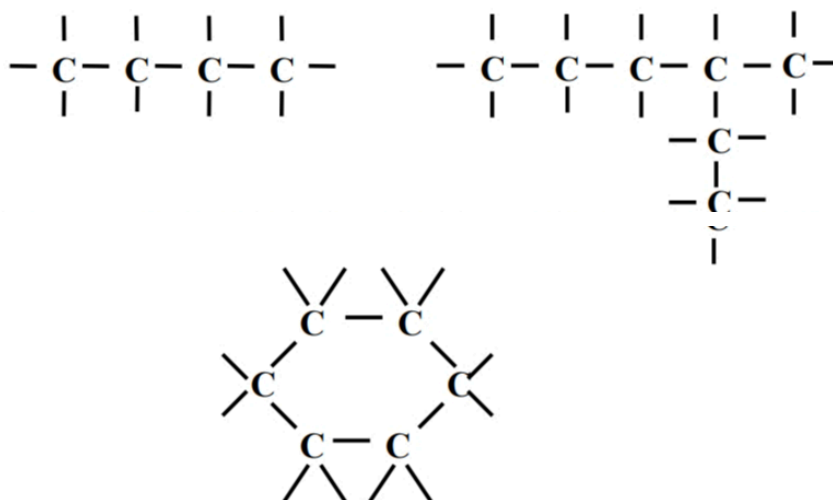
Clasificación de los Hidrocarburos



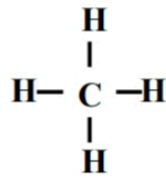
Cuando se nombran los hidrocarburos se antepone un prefijo que indica la cantidad de carbonos que posee la molécula. Su terminación indica que tipo de hidrocarburo específico es:

NÚMERO DE CARBONOS	PREFIJO	NÚMERO DE CARBONOS	PREFIJO
1	Met-	9	Non-
2	Et-	10	Dec-
3	Prop-	11	Undec-
4	But-	12	Dodec-
5	Pent-	13	Tridec-
6	Hex-	14	Tetradec-
7	Hept-	15	Pentadec-
8	Oct-		

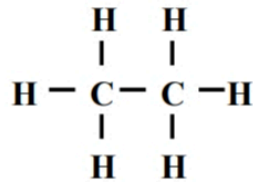
Los átomos de carbono pueden encontrarse formando cadenas lineales, ramificadas o bien formar ciclos:



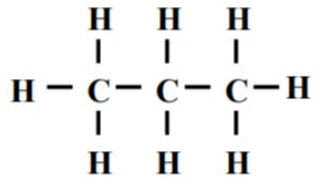
En las cadenas, a los carbonos externos o terminales que se encuentran unidos a otro átomo de carbono se lo llama carbono primario, cuando se encuentra unido a dos, secundario y a tres, carbono terciario.



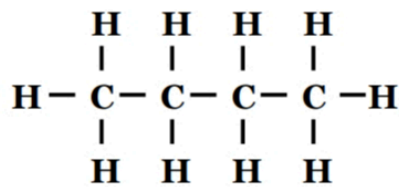
Metano



Etano



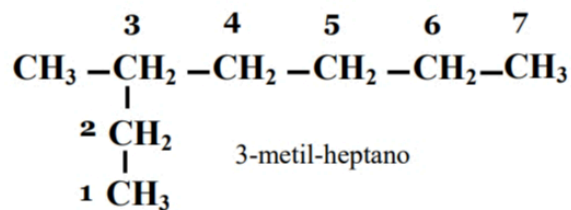
Propano



Butano

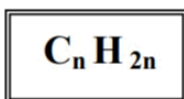
A partir del butano existe la posibilidad de la existencia de ramificaciones dando lugar a **isómeros**. Estos compuestos se caracterizan por poseer la misma fórmula molecular (en el caso de los alcanos ya la mencionamos $\text{C}_n \text{H}_{2n+2}$). Para nombrar a estos isómeros se deben seguir una serie de reglas :

- Se elige la cadena más larga, si hay dos o más cadenas con igual número de carbonos se escoge la que tenga mayor número de ramificaciones.
- Se elige la cadena más larga, si hay dos o más cadenas con igual número de carbonos se escoge la que tenga mayor número de ramificaciones.
- Se numeran los átomos de carbono de la cadena principal comenzando por el extremo que tenga más cerca alguna ramificación.
- Las cadenas laterales se nombran antes que la cadena principal, precedidas de su correspondiente número localizador y con la terminación "-il" para indicar que son radicales.



ALQUENOS

Fórmula general:

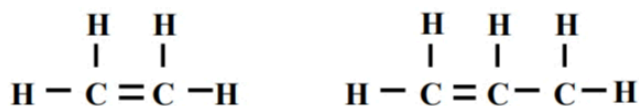


donde $n = 2, 3, 4 \dots$

Nomenclatura

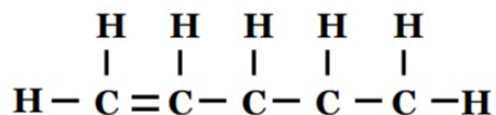
Hidrocarburos no saturados, tienen al menos un doble enlace carbono-carbono. Se los designa modificando la terminación o sufijo *ano* del nombre del alcano por *eno*:

- Se numeran los átomos de carbono de la cadena principal comenzando por el extremo que tenga el doble enlace más cercano.
- Se nombra el hidrocarburo especificando el primer carbono que contiene el doble enlace.

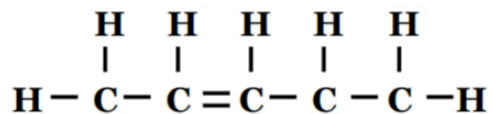


Eteno

Propeno



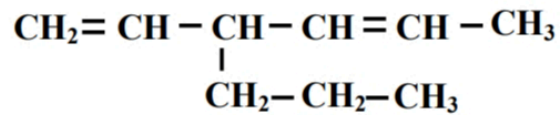
1 Penteno



2 Penteno

A partir de cadenas carbonadas de más de cuatro carbono existe la posibilidad de que el doble enlace se encuentre en diferentes posiciones.

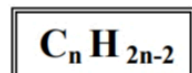
Si el alqueno es ramificado se toma como referencia la cadena más larga que contenga el doble enlace o bien la que tenga el mayor número de dobles enlaces, aunque no sea la más larga.



3-propil-1,4 hexadieno

ALQUINOS

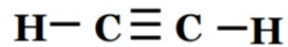
Fórmula general:



Donde $n = 2, 3, 4 \dots$

Nomenclatura

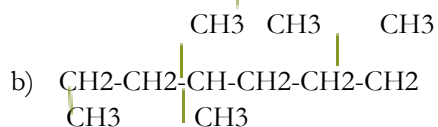
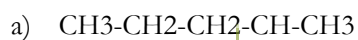
Hidrocarburos no saturados. Se los designa con la raíz de los alcanos, pero con terminación o sufijo *ino*.

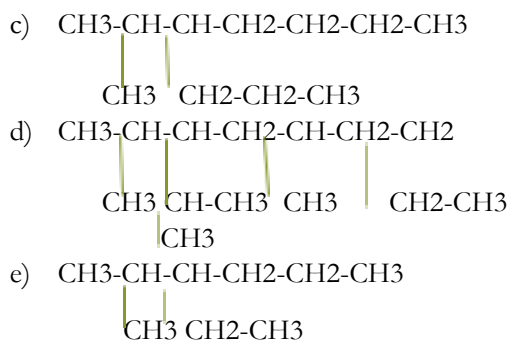


Etino

ACTIVIDADES

1-Nombra los siguientes alcanos





2-Formula los siguientes hidrocarburos:

- 2,2 dimetil-butano
- 2-etil-pentano
- 6-etil-4-metil-nonano
- 5-butil-2-metil-octano

3-Nombrar los alquenos:

- $\text{CH}_2=\text{CH-CH}_2\text{-CH}_3$
- $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH}_2\text{-CH}_3$
- $\begin{array}{ccccccc} & & & \text{CH}_3 & & & \\ & & & | & & & \\ \text{CH}_3\text{-CH=CH-CH-CH-CH}_3 & & & & & & \\ & & & | & & & \\ & & & \text{CH}_3 & & & \end{array}$

4-Realizar formula

- 4-etil-5,6,6-trimetil-2-hepteno
- 2,3-dimetil-2-penteno
- 3,4,6-trietil-2,4-dimetil-1 octeno
- 3-etil-2-metil-6-propil-8-tercbutil-2,4-decadieno

5-Nombrar los alquenos

- $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{C-CH}_2\text{-CH}_3$
- $\begin{array}{ccccccc} & | & | & & & & \\ & \text{CH}_3 & \text{CH}_3 & & \text{CH}_2\text{-CH}_3 & & \end{array}$
 $\text{CH}_3\text{-CH-CH-C}\equiv\text{C-CH}_2\text{-CH}_3$
- $\begin{array}{ccccccc} & & & & | & & \\ & & & & \text{CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3 & & \\ \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-C}\equiv\text{C-CH} & & & & & & \end{array}$

CONSTITUCIÓN DE LA MATERIA VIVA: LAS BIOMOLÉCULAS

ACTIVIDADES:

-Realiza lectura de páginas 66 hasta 71 del libro Ciencias Naturales 9 Ed. Santillana y complete las actividades.

1-Biomoléculas

- Define biomoléculas-Nombra polímeros y no polímeros.
- ¿Qué funciones cumple el agua en los organismos?

- c) Nombra minerales e indica sus funciones.
- d) Define proteínas y aminoácidos. Ejemplifica
- e) Indica los cuatro niveles de organización de la estructura de una proteína.
- f) Copia el cuadro en tu carpeta y completa

FUNCIÓN	PROTEÍNA	MECANISMO EN QUE INTERVIENE	ORGANISMO EN QUE SE PRESENTA
SOSTEN			
HORMONAL			
ENZIMÁTICA			
CONTRACTIL			
TRANSPORTE			
ALMACENAMIENTO			

2-Los ácidos nucleicos y los polisacáridos

- a) ¿Cómo están constituidos los ácidos nucleicos? Realiza esquema de un nucleótido. Define y representa bases nitrogenadas.
- b) Transcribe cuadro comparativo de ADN y ARN. Define ADN. Realiza estructura de la doble hélice del ADN.
- c) Define polisacáridos. ¿Cómo se unen los monosacáridos? Representa glucosa, fructosa.
- d) Indica la importancia de la celulosa, el almidón y el glucógeno.

3-Los lípidos y las vitaminas

- a) Conceptualiza lípidos y ácidos grasos. Representa.
- b) Representa la union del glicerol con un ácido graso. Indica clasificación de lípidos.
- c) Define vitaminas y clasificación: hidrosolubles y liposolubles.
- d) Nombra vitaminas y principales fuentes.
- e) Investiga a que se deben las siguientes enfermedades y qué síntomas presentan:

Escorbuto, beri-beri, raquitismo, pellagra, ceguera nocturna y anemia perniciosa.