



**UNIVERSIDAD NACIONAL DEL COMAHUE
ASENTAMIENTO UNIVERSITARIO S.M.
ANDES**

**CUADERNILLO DE TEORIA Y
EJERCICIOS PARA INGRESANTES**

**QUIMICA GENERAL
2026**

INDICE

CAPITULO 1: ESTRUCTURA DE LA MATERIA	4
CAPITULO 2: UNIONES QUIMICAS	9
CAPITULO 3: NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGANICOS	17
CAPITULO 4: NOMENCLATURA DE COMPUESTOS ORGANICOS	26

INTRODUCCION

El material que te estamos entregando es para que leas, estudies y revises los conocimientos del tema que obtuviste en la escuela secundaria... y esencialmente, que aprendas los temas básicos para comenzar el estudio de la química necesaria para la carrera universitaria que elegiste.

Los temas que se desarrollan en esta Introducción a la Química deben ser conocidos y manejados por los alumnos al iniciar las clases correspondientes a las unidades de química de la asignatura. Por este motivo es imprescindible que estudies la bibliografía y resuelvas los ejercicios para conocer los temas que se incluyen en este trabajo.

El conocimiento y manejo de los temas propuestos en esta Introducción a la Química proporcionará a cada alumno la base conceptual necesaria para tener éxito en los aprendizajes posteriores.

Bibliografía:

- Brown Lemay Bursten QUIMICA. La Ciencia central. Editorial Prentice Hall.
- Chang Raymond QUIMICA. Editorial Mc Graw-Hill
- Burns, R.. 1996. FUNDAMENTOS DE QUÍMICA. Editorial Prentice Hall.
- Martinese, P. ; Lupone, S.. INTRODUCCION A LA QUIMICA. AUSMA. UNC
- Petrucci y Harwood. 1999. QUÍMICA GENERAL. Editorial Prentice Hall.

CAPITULO 1: ESTRUCTURA DE LA MATERIA

Conceptos teóricos

Todas las cosas que constituyen el universo se componen de materia. MATERIA es todo aquello que ocupa un espacio. La composición se refiere a las identidades y cantidades de los componentes de la materia. La estructura se refiere a la distribución de los componentes de la materia. Según su temperatura, la materia puede presentarse en tres estados físicos o estados de la materia: sólido, líquido y gaseoso.

Una SUSTANCIA es cualquier material con una composición química definida, que se compone íntegramente de la misma clase de materia (con la misma clase de partículas). Puede ser un elemento o un compuesto. Los ELEMENTOS son las sustancias fundamentales con las que se construyen todas las cosas materiales. La partícula más pequeña que conserva las propiedades del elemento es el ÁTOMO (todos los átomos que forman un trozo de cobre son átomos de cobre). Los COMPUESTOS son sustancias que están formadas por uno o más elementos que se combinan entre sí en proporciones definidas (el agua es un compuesto formado por dos elementos, el hidrógeno y el oxígeno que se encuentran en una proporción de 2 hidrógenos y un oxígeno). Las propiedades de los compuestos son distintas de las de los elementos individuales que intervienen. La partícula más pequeña que conserva las propiedades del compuesto es la MOLÉCULA.

Los elementos que constituyen la materia están organizados y clasificados según sus propiedades y características en la TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS.

Cada elemento se representa con un símbolo formado por una o dos letras. Así el elemento fósforo se representa con la letra "P" y el elemento cobre se representa "Cu".

MOLÉCULAS Y ÁTOMOS

Toda molécula está constituida por un número entero de átomos.

Los átomos están formados por tres tipos de partículas fundamentales: PROTONES, NEUTRONES Y ELECTRONES. Los protones y los electrones poseen carga de igual valor pero de distinto signo (positivo y negativo respectivamente). Los neutrones no tienen carga.

Los protones y neutrones constituyen el NÚCLEO del átomo. Los electrones forman una nube alrededor del núcleo. La relación que existe entre el diámetro del átomo y el diámetro del núcleo es de aproximadamente 100.000, con lo cual el átomo está constituido por grandes espacios vacíos.

Partículas del núcleo:

Los átomos de un mismo elemento tienen igual número de protones (igual NUMERO ATOMICO) y poseen propiedades iguales o muy semejantes. Los átomos de distintos elementos tienen distinto número atómico y poseen propiedades diferentes (poseen distinto número de protones).

El número atómico es, además, el número de orden de los elementos en la Tabla periódica. Así, un átomo del elemento fósforo posee 15 protones en el núcleo y por eso es el elemento número 15 de la Tabla periódica. El número atómico se indica con la letra Z. Por lo tanto para el fósforo $Z=15$.

Los átomos de un mismo elemento tienen distinto número de neutrones en sus núcleos.

Se denomina NUMERO MASICO a la suma del número de protones y neutrones que posee un átomo. El número másico se indica con la letra A. Para el ejemplo del fósforo el número másico es 31 (se obtiene redondeando al entero el valor de masa atómica que figura en la Tabla Periódica). El átomo de fósforo que posee 31 partículas en el núcleo, 15 protones y 16 neutrones, es el más abundante en muestras de dicho elemento.

La masa de los átomos y las partículas fundamentales se suelen expresar en UNIDADES DE MASA ATÓMICA (u). La masa de una u es igual a 1.66×10^{-24} g, que es la masa de la doceava parte del átomo de carbono-12.

El siguiente cuadro sintetiza las características de las partículas fundamentales:

	PARTÍCULA	MASA
NUCLEO	PROTONES	1 u
	NEUTRONES	1 u
NUBE EXTRANUCLEAR	ELECTRONES	1840 veces menor a 1 u
		DESPRECIABLE

De acuerdo a estos conceptos en el núcleo se encuentra toda la masa del átomo.

Partículas de la zona extranuclear:

Como la materia es eléctricamente neutra, es decir el número de cargas positivas es igual al número de cargas negativas, el número de protones de un átomo debe ser igual al número de electrones. Siguiendo con el ejemplo del fósforo, un átomo de ese elemento tiene 15 protones en su núcleo y 15 electrones en la zona extranuclear.

En la nube extranuclear, los electrones giran alrededor del núcleo en zonas del espacio llamadas ORBITALES. Dichos orbitales se encuentran distribuidos en niveles de energía. Los niveles de energía se numeran desde el más cercano al núcleo al más lejano.

CLASIFICACION PERIODICA

Los elementos en la tabla periódica están ordenados en filas o PERIODOS en columnas o GRUPOS. Existen 18 grupos y 7 períodos.

Se llaman elementos REPRESENTATIVOS a los pertenecientes a los grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 y 18. Para los elementos de los grupos 1 y 2 el número de grupo al que pertenecen los elementos coincide con el número de electrones en el último nivel de energía que tienen sus átomos. Para los elementos de los grupos 13 al 18 el valor de la unidad (3, 4, 5, etc) del número de grupo al que pertenece el elemento en la clasificación periódica coincide con el número de electrones que tienen sus átomos en el último nivel de energía. Así el elemento fósforo pertenece al grupo 15, esto indica que en el último nivel de energía del átomo hay 5 electrones.

Se llaman elementos de TRANSICION a los pertenecientes a los grupos 3 al 12. Estos elementos poseen en la mayoría de los casos 2 electrones en su último nivel de energía.

En un apéndice inferior se encuentran los elementos de TRANSICION INTERNA, llamados los de la primera fila LANTANIDOS, por ser los elementos posteriores al elemento Lantano y los de la segunda fila ACTINIDOS, por ser los elementos posteriores al elemento Actinio.

El número de período al que pertenece cualquiera de los elementos de la Tabla periódica coincide con el número de niveles de energía en que se hallan distribuidos los electrones del átomo.

Así, el fósforo pertenece al período 3 porque tiene distribuidos sus 15 electrones en 3 niveles de energía, y como vimos anteriormente posee en el último nivel (nivel 3) 5 electrones.

EJERCICIOS – CAPITULO 1

1) Muchas sustancias están constituidas por pequeñas partículas llamadas _____. Cada una de ellas está formada por uno o más _____.

Las partículas fundamentales que constituyen a los átomos son _____, _____ y _____.

Los átomos de un mismo elemento contienen igual número de _____. Ese número, que es un número entero propio y característico del elemento, se llama _____.

En el núcleo del átomo se encuentran dos tipos de partículas fundamentales: _____ y _____. Rodeando al núcleo atómico existe una nube constituida por _____.

El número de masa o número másico de un átomo es la suma del número de _____ y de _____ de dicho átomo.

El símbolo del calcio es _____. Su número atómico es _____. Su número másico es _____. Sus átomos poseen _____ protones, _____ neutrones y _____ electrones.

2) Utilizando la Tabla Periódica contestar las siguientes preguntas:

a) ¿Cuál es el número atómico del boro (B)? _____

b) ¿Cuántos protones tiene un átomo de aluminio? _____

c) ¿Cuántos electrones tiene un átomo de sodio? _____

d) ¿Cuántas cargas positivas tiene el núcleo del átomo de Ne (neón)? _____

e) ¿Cuál es el número másico del fósforo? _____

3) Indicar el número de protones, electrones y neutrones de los siguientes elementos:

a) Yodo

b) Mg

c) Elemento de $Z = 28$ y $A = 61$

4) Completar

→ El potasio es un elemento que está en el grupo _____ y en el período _____ de la clasificación periódica.

→ En el 4º período, grupo 8 se encuentra el elemento _____.

→ Un átomo cuyo número de masa es 31 y que pertenece a un elemento que está en el grupo 15 y tercer período de la Clasificación Periódica tiene _____ protones, _____ neutrones y _____ electrones.

→ Los elementos del grupo 13 tienen en su último nivel de energía _____ electrones.

→ El potasio (K) es un elemento que está en el _____ período, tiene _____ niveles de energía con electrones.

5) Indicar cuáles de las de las siguientes afirmaciones son correctas y cuáles no. Justificar

a.- El número másico es igual a la suma de protones y electrones que posee un átomo.

b.- El número de grupo al que pertenece un elemento coincide con el número de niveles de energía en que se distribuyen los electrones de cada uno de sus átomos.

c.- El elemento del grupo 2 período 3 es el Magnesio.

6) Indicar el número de electrones que poseen los siguientes elementos en su último nivel de energía: calcio, plomo, argón, selenio.

7) Clasificar los siguientes elementos en representativos, de transición y de transición interna

a) Elemento con 25 protones en su núcleo

b) Elemento de $A = 40$ y 20 neutrones.

c) Uranio

d) Elemento del período 4 con 8 electrones en el último nivel..

RESPUESTAS

1) moléculas / átomos / protones, neutrones y electrones / protones / número atómico / protones / neutrones / protones / neutrones / Ca / 20 / 40 / 20 / 20 / 20

2) a) 5 b) 13 c) 11 d) 10 e) 31

3) a) Protones: 53 Electrones: 53 Neutrones: 74

 b) Protones: 12 Electrones: 12 Neutrones: 13

 c) Protones: 28 Electrones: 28 Neutrones: 33

4) 1 / 4 / Fe / 15 / 16 / 15 / 3 electrones / 4° / 4

5) a) Falso. El número másico es igual a la suma de protones y neutrones que posee un átomo

b) Falso. El número de período al que pertenece un elemento coincide con el número de niveles de energía en que se distribuyen los electrones de cada uno de sus átomos.

c) Verdadero

6) Ca: 2 e^- Pb: 4 e^- Ar: 8 e^- Se: 6 e^-

7) a) Transición b) Representativo c) Transición interna

 d) Representativo

CAPITULO 2: UNIONES QUIMICAS

CONCEPTOS TEORICOS

Se denomina ELECTRONEGATIVIDAD a la medida de la tendencia que tienen los átomos de un elemento de atraer electrones.

Es una propiedad que resulta de la estructura de los átomos. Permite explicar cómo y por qué se forman las distintas sustancias.

De acuerdo a la electronegatividad los elementos pueden clasificarse en:

1. Gases nobles o inertes
2. No metales
3. Metales

1. Gases Nobles: son los elementos del grupo 18 de la Tabla Periódica. Poseen una estructura electrónica estable, por esto no tienen tendencia a atraer electrones. Exceptuando al He (helio), los gases nobles tienen en su último nivel de energía 8 electrones. Los átomos de helio alcanzan la estructura estable con sólo dos electrones.

Debido a esa estructura estable los átomos de los elementos del grupo 18 no tienen tendencia a ganar ni perder electrones con facilidad, por lo tanto se los considera inertes, ya que no se combinan fácilmente.

2. Los No Metales son elementos muy electronegativos. Sus átomos tienden a captar electrones al combinarse con otros elementos.
3. Los Metales son elementos poco electronegativos. Sus átomos tienden a perder electrones al combinarse con otros elementos.

Se llama ENLACE QUIMICO O UNION QUIMICA a las fuerzas de atracción que mantienen unidos entre sí a los átomos que forman una molécula. Los tipos de enlaces presentes en una sustancia son responsables en gran medida de las propiedades físicas y químicas de la misma.

Existen tres tipos fundamentales de enlaces químicos. Ellos son:

1. UNION IONICA
2. UNION COVALENTE
3. UNION METALICA

Estos enlaces se establecen de manera tal que la configuración electrónica de cada átomo se hace igual a la del gas noble más cercano en la tabla periódica, es decir presentan entonces 8 electrones en el último nivel de energía (REGLA DEL OCTETO), con excepción de los elementos cercanos al helio, que presentan 2.

1. UNION IONICA

La unión iónica es la unión entre un Metal y un No Metal.

Consideraremos al compuesto formado por sodio y cloro, que constituye la sal de mesa o cloruro de sodio.

El sodio (Na) es un metal cuyo número atómico es 11, es decir posee 11 protones y 11 electrones. Perteneció al grupo 1, por lo que posee un electrón en el último nivel de energía. El gas noble más cercano es el Neón (Ne) cuyo número atómico es 10.

La combinación del sodio con un átomo de un elemento no metal se produce porque el sodio le transfiere ese electrón del último nivel, adquiriendo de esa manera la configuración electrónica del neón.

El átomo de sodio, al perder un electrón, ya no es más un átomo, que por definición es neutro, sino que se ha transformado en un ION (especie con carga) con carga positiva porque su núcleo sigue teniendo 11 protones pero en su nube extra nuclear existen ahora 10 electrones.

11 protones + + + + + + + + + $\boxed{+}$

10 electrones - - - - - - - - - -

Queda con una carga positiva no compensada transformándose en un ion Na^+ .

Los iones positivos son llamados CATIONES, entonces podemos decir que se ha formado un CATION SODIO (Na^+).

Este comportamiento es el mismo para todos los metales, es decir,

AL COMBINARSE LOS METALES PIERDEN LOS ELECTRONES DEL ULTIMO NIVEL DE ENERGIA FORMANDO CATIONES.

El cloro (Cl) es un no metal cuyo número atómico es 17, es decir posee 17 protones y 17 electrones. Perteneció al grupo 17, por lo que posee 7 electrones en su último nivel de energía. El gas noble más cercano es el Argón (Ar) cuyo número atómico es 18.

La combinación del cloro con un átomo de un elemento metal se produce porque el cloro atrae un electrón del último nivel de dicho átomo, adquiriendo de esa manera la configuración electrónica del argón.

El átomo de cloro, al ganar un electrón, ya no es más un átomo sino que se ha transformado en un ION con carga negativa. Su núcleo sigue teniendo 17 protones pero en su nube extranuclear existen ahora 18 electrones.

17 protones + + + + + + + + + + + + + + +

18 electrones - - - - - - - - - - - - - - - $\boxed{-}$

Queda con una carga negativa no compensada transformándose en un ion Cl^- .

Los iones negativos son llamados ANIONES, entonces podemos decir que se ha formado un ANION CLORURO (Cl^-).

Este comportamiento es el mismo para todos los no metales, es decir,

AL COMBINARSE LOS NO METALES GANAN EL NUMERO DE ELECTRONES QUE LES FALTA PARA COMPLETAR 8 EN SU ULTIMO NIVEL.

La sustancia resultante, cloruro de sodio, está formada por aniones cloruro y cationes sodio dispuestos alternadamente. La unión iónica se produce por atracción electrostática entre aniones y cationes.

Podemos representar la sustancia formada por su fórmula electrónica, llamada también **Fórmula de Lewis**. Para esto representamos cada átomo mediante su símbolo y los electrones del último nivel de energía del mismo con puntos o cruces. Así por ejemplo, el átomo de sodio quedará representado con el electrón que posee en su último nivel:

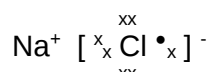


y el átomo de cloro con los siete electrones que posee en su último nivel



Los electrones se indican de distinta forma, cruces o puntos, convencionalmente y sólo para diferenciarlos, ya que en realidad no difieren en absoluto unos de otros. Al escribir la fórmula de Lewis agrupamos los electrones de a pares.

La representación de la unión iónica entre el sodio y el cloro es



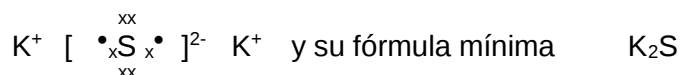
donde indicamos que el átomo de sodio ha perdido su electrón y se ha transformado en un catión sodio y el átomo de cloro ha recibido un electrón y ha adquirido la estructura electrónica estable transformándose en un anión cloruro.

La fórmula empírica, también llamada FORMULA MINIMA de la sustancia es **NaCl**.

En ella indicamos primero el elemento menos electronegativo (el Na), de acuerdo con las reglas actuales de nomenclatura. La fórmula mínima indica la composición del NaCl de acuerdo con la proporción de átomos de sodio y cloro existentes en ella, con los menores subíndices posibles.

Veamos otro ejemplo, el compuesto formado por potasio y azufre. El potasio (símbolo K) está en el grupo 1 de la clasificación periódica y, por lo tanto, tiene 1 electrón en el último nivel de energía. Como el potasio es un metal, pierde el electrón del último nivel transformándose en un catión (K^+). El potasio al perder un electrón queda cargado positivamente con carga +1. El azufre (símbolo S) está en el grupo 16 de la clasificación periódica y, por lo tanto, un átomo de azufre tiene 6 electrones en el último nivel de energía. Como el azufre es un no metal gana electrones, en este caso cada átomo gana 2 electrones y completa un total de 8 electrones en el nivel de energía externo transformándose en un anión (S^{2-}). Este anión tiene 2 electrones adicionales por lo que queda cargado negativamente con carga -2.

Como cada átomo de potasio pierde sólo un electrón y cada átomo de azufre gana 2 electrones, para que se forme el compuesto es necesario que dos átomos de potasio choquen con uno de azufre y se produzca la transferencia de esos electrones del último nivel de los átomos de potasio al átomo de azufre. Esto indica que la estructura del compuesto formado es



2. UNION COVALENTE

La unión covalente es la que se produce entre átomos de un mismo o de distintos No Metales

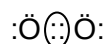
En este caso los átomos que forman estos compuestos son altamente electronegativos, es decir con tendencia a ganar electrones.

Veamos como ejemplo a la molécula de oxígeno molecular (O_2). El oxígeno en la naturaleza se encuentra como molécula biatómica, es decir que los átomos están unidos entre sí. Todos los

átomos de oxígeno atraen electrones en la misma medida, así que un átomo de oxígeno no puede tomar electrones de otro átomo de oxígeno.

Para que la molécula de oxígeno se forme, la unión entre los átomos de oxígeno se establece COMPARTIENDO EL NUMERO DE ELECTRONES que completan los 8 del último nivel de energía. En este ejemplo cada átomo de oxígeno compartirá 2 electrones (el átomo de oxígeno posee 6 electrones en el último nivel de energía). La formación de un enlace covalente se puede explicar mediante el entrelazamiento de las nubes electrónicas de dos átomos producida cuando estos chocan entre sí.

La fórmula de Lewis para el compuesto formado es:

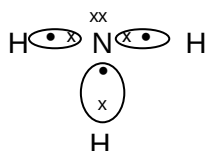


Para los compuestos constituidos por uniones covalentes es usual escribir FORMULAS DESARROLLADAS, en las cuales se representa cada unión de este tipo (cada par de electrones compartidos) con un segmento o guión.

Para la molécula de oxígeno: $\text{O}=\text{O}$

La fórmula mínima se indica como: O_2

Tratemos de representar la estructura electrónica que se establece cuando el nitrógeno se une con el hidrógeno. El nitrógeno pertenece al grupo 15 por lo tanto un átomo de nitrógeno posee 5 electrones en el último nivel de energía. Este átomo adquiere la configuración electrónica del gas noble más cercano al compartir con otros átomos, en este caso de hidrógeno, 3 electrones. A su vez, cada átomo de hidrógeno posee 1 electrón en el último nivel de energía y en este entrelazamiento adquiere la configuración electrónica del gas noble más cercano en la tabla periódica, que es el helio (con 2 electrones). Así el nitrógeno compartirá los 3 electrones necesarios con tres átomos de hidrógeno. El compuesto formado, llamado amoníaco, es:



Estructura de Lewis

Fórmula desarrollada: $\text{H} - \text{N} - \text{H}$
 $\quad \quad |$
 $\quad \quad \text{H}$

Fórmula mínima: NH_3

El compuesto que se forma entre el Carbono y el Oxígeno es:



(Recordar que el número de electrones que cada átomo comparte son los necesarios para completar 8 electrones en el último nivel de energía)

NUMERO DE OXIDACION

Las características de los elementos que forman una molécula determinan los tipos de enlaces que se establecen y el número de átomos presente.

Una herramienta útil al momento de escribir la fórmula de un compuesto o indicar su nombre es el concepto de NUMERO DE OXIDACION. **El número de oxidación es un número con un signo que está relacionado con el número de electrones que un átomo pierde, gana o comparte al**

formar un compuesto. Es decir indica el número de electrones que intervienen en la unión química.

Así, utilizando los ejemplos anteriores en el NaCl (cloruro de sodio) el sodio se combina perdiendo un electrón quedando con carga +1 y el cloro se combina ganando un electrón quedando con carga -1. Por lo que el número de oxidación del Na es +1 y el número de oxidación del Cl es -1.

Para el compuesto K_2S (sulfuro de potasio), el K pierde un electrón por lo tanto su número de oxidación es +1 y el S gana dos electrones por lo tanto su número de oxidación es -2, en coincidencia con las cargas de los iones formados.

Para el compuesto NH_3 (amoníaco) el nitrógeno comparte 3 electrones, por lo que su número de oxidación es -3, mientras que el hidrógeno comparte 1 electrón, por lo que su número de oxidación es +1. En los compuestos con enlaces covalentes se asigna el signo negativo al elemento más electronegativo, en este caso el nitrógeno, indicando de esta manera que este atrae los electrones del enlace con mayor intensidad que el otro elemento.

Para el compuesto CO_2 el carbono comparte 4 electrones por lo que su número de oxidación es +4, mientras que el oxígeno comparte 2 electrones, por lo que su número de oxidación es -2 (el oxígeno es más electronegativo que el carbono).

Para facilitar la escritura de las fórmulas respondiendo a las características de los enlaces, existen Reglas para asignar números de oxidación a un elemento dentro de una molécula o un ión:

- 1.- A cualquier elemento no combinado con un elemento distinto, se le asigna un número de oxidación de cero. Ejemplos: K, Fe, O_2 , H_2 .
- 2.- El número de oxidación del oxígeno es siempre -2
- 3.- El número de oxidación del hidrógeno es en compuestos covalentes +1 y en compuestos iónicos -1.
- 4.- A todos los iones monoatómicos se les asignan números de oxidación iguales a la carga que poseen sus iones.
- 5.- Para un ion poliatómico, la suma de los números de oxidación de todos los átomos es igual a la carga del ion.
- 6.- Para un compuesto, la suma de los números de oxidación de todos los átomos que lo forman es igual a cero.
- 7.- Los metales tienden a perder electrones por lo que su número de oxidación es siempre positivo.
- 8.- Cuando los No Metales forman enlaces iónicos ganan electrones por tanto el número de oxidación es el menor y negativo. Cuando forman enlaces covalentes con el oxígeno el número de oxidación del no metal es positivo.

Los metales de transición pueden formar enlaces iónicos perdiendo distintas cantidades de electrones. Los no metales pueden formar enlaces covalentes compartiendo distintas cantidades de electrones. Es por ello que para conocer los estados de oxidación de los distintos elementos debemos fijarnos este dato en la parte posterior de la Tabla Periódica, en la columna VALENCIA.

Así si buscamos el número de oxidación del cinc (Zn) en la columna de valencias, el dato es 2. Como el cinc es un metal, el número de oxidación del Zn es +2.

Veamos otro ejemplo, el hierro (Fe). En la columna de valencia nos indica que puede actuar con dos números de oxidación +2 y +3 (el signo positivo está dado porque el hierro es un metal).

Conociendo los números de oxidación de los elementos que forman un compuesto podemos escribir su fórmula y/o indicar su nombre. Veamos unos ejemplos:

- a) El compuesto formado por Zn y Cl. El Zn actúa con número de oxidación +2 (metal, pierde electrones) y el Cloro actúa con número de oxidación -1(no metal, gana electrones).

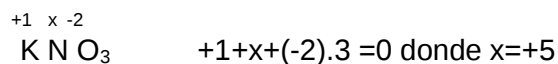


Aplicamos la regla N° 6 y hacemos la suma algebraica $+2 + (-1)$, su resultado no es 0. Para que el resultado sea cero debemos multiplicar por dos el número de oxidación negativo, es decir se necesitan dos átomos de cloro para formar el compuesto, indicando esto con un subíndice en el cloro. La fórmula del compuesto formado es ZnCl_2 .

- b) El compuesto formado por Ca y O. El Ca actúa con número de oxidación +2 y el oxígeno con número de oxidación -2. Aplicamos la regla N°6 y hacemos la suma algebraica: esta nos da cero, es decir que el compuesto está formado por un átomo de Ca y un átomo de O.



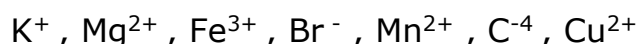
- c) Dado el compuesto KNO_3 , sabiendo que el número de oxidación del K es +1 y el del O es -2 podemos calcular cuál es el número de oxidación con el que está actuando el N. Aplicando la regla n°2,



es decir que el número de oxidación del N en este compuesto es +5

EJERCICIOS – CAPITULO 2

- 1) Indicar si los siguientes elementos son metales, no metales o gases nobles.
- Elemento de $Z=36$
 - Manganeso
 - Elemento que posee 53 electrones
 - Elemento que posee 4 protones y 5 neutrones en su núcleo.
- 2) Elementos poco electronegativos son los que tienen tendencia a:
- ganar electrones
 - perder electrones
 - formar iones negativos
 - compartir pares de electrones
- 3) La regla del octeto recalca la estabilidad de las estructuras con ocho electrones que forman cuatro pares. Esto surge de una analogía con la estructura electrónica de:
- el carbono
 - los gases nobles
 - el hidrógeno
 - los metales alcalinos
- 4) Indique el número de protones y electrones de cada uno de los siguientes iones:



- 5) En la siguiente tabla se indica el número de electrones, protones y neutrones de átomos o iones de algunos elementos:

	A	B	C	D	E	F	G
Nº electrones	5	10	18	28	36	5	9
Nº protones	5	7	19	30	35	5	9
Nº neutrones	5	7	20	36	46	6	10

- Contestar:
- ¿Cuáles de las especies son neutras?
 - ¿Cuáles están cargadas negativamente?
 - ¿Cuáles están cargadas positivamente?
 - ¿Cuáles son los símbolos de cada una de las especies?
- 6) Indicar para cada uno de los siguientes compuestos, si sus átomos están unidos por enlaces iónicos o covalentes:
- SO_2
 - PbO_2
 - tetracloruro de carbono
 - cloruro de potasio
 - Pentóxido de diarsénico.
- 7) escribir la estructura de Lewis y la formula mínima de los compuestos que se forman por unión de:
- aluminio y bromo
 - cloro y oxígeno
 - azufre y carbono
 - calcio y fósforo.

Respuestas:

- 1) A- gas noble b- metal c- no metal d- metal
- 2) B
- 3) B
- 4) K^+ 19 protones y 18 electrones
 Mg^{+2} 12 protones y 10 electrones
 Fe^{+3} 26 protones y 23 electrones
 Br^- 35 protones y 36 electrones
 C^{-4} 6 protones y 10 electrones
 Cu^{+2} 29 protones y 27 electrones
- 5) A) A, F y G
 b) B y E
 c) C y D
 d) B, N^{-3} , K^{+1} , Zn^{+1} , Cl^{-1} , B, F
- 6) a- covalente b- iónico c- covalente d- iónico e- iónico

CAPITULO 3: COMPUESTOS INORGANICOS

CONCEPTOS TEORICOS

La característica común de todos los compuestos es que están formados por dos o más elementos. Cada compuesto tiene un nombre y una estructura específicos. Los compuestos se representan con fórmulas químicas que se obtienen mediante los símbolos de los elementos constituyentes.

Los compuestos químicos se clasifican según sus propiedades y composición química en: ORGANICOS E INORGANICOS.

Los compuestos formados principalmente por carbono e hidrógeno junto con oxígeno, nitrógeno y otros pocos elementos, son los COMPUESTOS ORGANICOS. Los compuestos que no se ajustan a esta descripción son los COMPUESTOS INORGANICOS. Dentro de los compuestos inorgánicos se identifican los siguientes grupos:

1. OXIDOS
2. HIDROXIDOS
3. ACIDOS
4. SALES
5. SALES ACIDAS

La International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC, Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) ha adoptado un sistema de nombres y fórmulas para los distintos compuestos.

OXIDOS

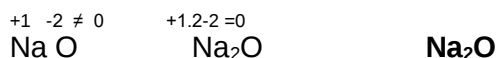
Se denomina OXIDO al compuesto binario formado por un elemento y el oxígeno.

Representaremos con X a los No Metales y con Me a los metales. Entonces podemos decir que los óxidos poseen esta estructura general:



Para escribir la fórmula de los compuestos usaremos el número de oxidación en lugar de efectuar la deducción a partir de la estructura electrónica.

Escribamos el óxido que forman el oxígeno y el sodio. El número de oxidación del oxígeno es -2 y el del sodio es +1.



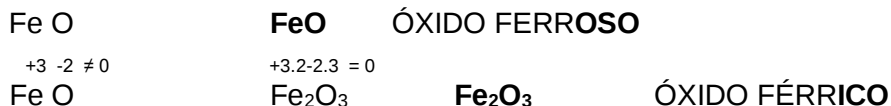
Los óxidos se nombran como “óxido de” el elemento que está unido al oxígeno, cuando ese elemento tiene un solo número de oxidación. Para el ejemplo el nombre del óxido formado es OXIDO DE SODIO.

Algunos elementos poseen más de un número de oxidación, en esos casos sólo nombrar el elemento no alcanza. Para diferenciar los compuestos que se forman con los distintos números de oxidación de un mismo elemento se utilizan prefijos y sufijos al nombre del elemento unido al oxígeno que indican con cuál número de oxidación está actuando.

Existen elementos que poseen 2, 3 y 4 números de oxidación. En el caso de tener 2 números de oxidación se agregará el sufijo OSO para el menor de los números de oxidación e ICO para el mayor al nombre del elemento.

Veamos un ejemplo, los óxidos formados por el hierro y el oxígeno. El hierro posee 2 números de oxidación +2 y +3. Los compuestos formados en cada caso son:

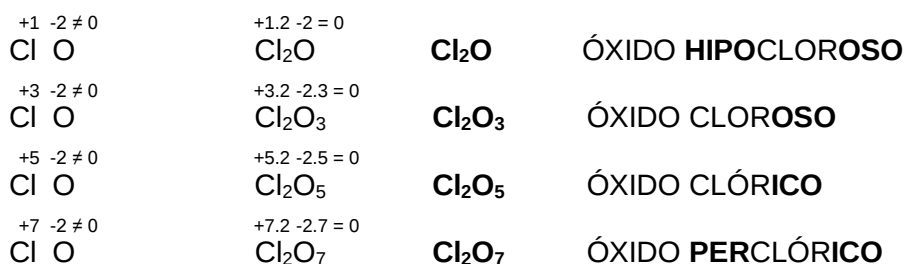




Para el caso de los elementos que poseen 3 y 4 números de oxidación debe utilizarse prefijos además de los sufijos mencionados, del menor al mayor número de oxidación se nombran según

<u>Prefijo</u>	HIPO		PER
<u>Sufijo</u>	OSO	OSO	ICO

Veamos los óxidos que forman el cloro y el oxígeno. El cloro posee 4 números de oxidación +1,+3,+5 y +7. Los óxidos formados para cada caso son:



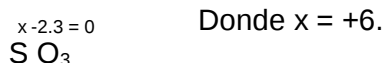
En el caso de tener un elemento 3 números de oxidación, se utilizarán de izquierda a derecha los tres primeros prefijos y sufijos mencionados en el recuadro.

Ahora plantearemos, la situación donde dado el nombre del compuesto escribiremos su fórmula química.

ÓXIDO NITROSO Este nombre indica que el elemento unido al oxígeno es el nitrógeno. Si nos fijamos en la Tabla Periódica, el nitrógeno posee 2 números de oxidación +3 y +5. El sufijo OSO indica que el nitrógeno está combinado con el oxígeno con el menor número de oxidación. El compuesto formado es



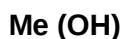
Nombremos el siguiente óxido: SO₃. Para ello debemos conocer el número de oxidación con el que está actuando el azufre en este compuesto. Aplicando la regla nº6 de los números de oxidación:



Si nos fijamos en la Tabla Periódica el azufre posee tres números de oxidación +2, +4 y +6. Observando el recuadro de prefijos y sufijos, debemos utilizar el sufijo ICO. Así, el nombre de este óxido es **ÓXIDO SULFÚRICO**.

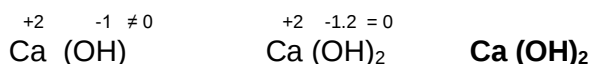
HIDRÓXIDOS

Se denomina **HIDRÓXIDO** al compuesto ternario formado por un metal y el ion oxhidrilo. El ion oxhidrilo o hidroxilo es un anión formado por un átomo de oxígeno y otro de hidrógeno unidos por un enlace covalente, cuya estructura es (OH)⁻¹. La fórmula general de los hidróxidos es



Los hidróxidos se nombran “hidróxido de” y el nombre del metal si tiene un solo número de oxidación o “hidróxido” y el nombre del metal seguido del sufijo correspondiente cuando tiene más de un número de oxidación.

Escribamos el hidróxido que forma el calcio. El calcio tiene un solo número de oxidación +2 entonces,



El nombre del compuesto es entonces HIDRÓXIDO DE CALCIO.

Nombremos ahora el siguiente hidróxido: Cu(OH)_2 . Cu es el símbolo químico del elemento cobre. Para poder nombrar el compuesto debemos conocer con qué número de oxidación actúa el cobre.



Buscando en la Tabla Periódica vemos que el cobre puede actuar con 2 números de oxidación +1 y +2. Como +2 es el mayor número de oxidación corresponde utilizar el sufijo ICO. El nombre del compuesto es HIDRÓXIDO CÚPRICO.

ACIDOS

Los ácidos son compuestos que forman sólo los No Metales. Existen dos tipos de ácidos: OXOÁCIDOS e HIDRÁCIDOS.

Los OXOÁCIDOS son compuestos ternarios formados por hidrógeno, un no metal y el oxígeno. La estructura general de los oxoácidos es:

HXO

Recordemos que el número de oxidación del hidrógeno es +1 (por ser compuesto covalente) y el del oxígeno es -2.

Como los No Metales poseen más de un número de oxidación positivo utilizaremos los prefijos y sufijos nombrados para los óxidos. Así los oxoácidos que forma el nitrógeno son (los números de oxidación del nitrógeno son +3 y +5):



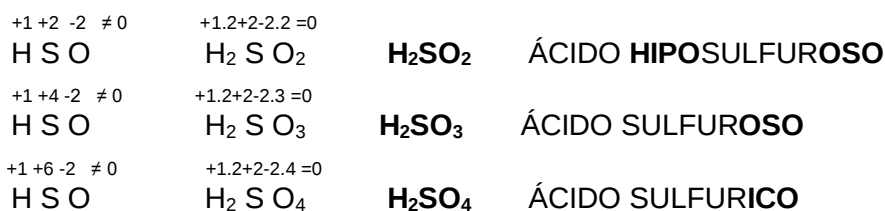
(la terminación se debe a que el nitrógeno actúa con el menor número de oxidación)



(la terminación se debe a que el nitrógeno actúa con el mayor número de oxidación)

Escribamos ahora los oxoácidos que forma el azufre. Buscando en la Tabla Periódica, los números de oxidación positivos del azufre son +2, +4 y +6.

Las fórmulas y los nombres de los tres ácidos son:



Nombremos ahora el siguiente oxoácido: HClO_3 . Cl es el símbolo químico del elemento cloro. Para poder nombrar el compuesto debemos conocer con qué número de oxidación actúa el cloro.

$$+1 \times -2.3 = 0$$

Donde $x = +5$



Buscando en la Tabla Periódica vemos que el cloro puede actuar con 4 números de oxidación +1, +3, +5 y +7. Como +5 es el tercer número de oxidación corresponde utilizar el sufijo ICO. El nombre del compuesto es ÁCIDO CLÓRICO.

Los HIDRÁCIDOS son compuestos binarios formados por el hidrógeno y un No Metal de los grupos 16 y 17.

La fórmula general de los hidrácidos es



Recordemos que el número de oxidación del hidrógeno es +1 y el del No Metal es negativo y el menor de todos los posibles estados de oxidación. Así los No Metales del grupo 16 actúan en los hidrácidos con el estado de oxidación -2, mientras que los del grupo 17 con -1.

Escribamos unos ejemplos, el hidrácido que forman el cloro y el hidrógeno y el que forma el azufre y el hidrógeno:

$$+1 -1 = 0$$



$$+1 -2 \neq 0$$



$$+1.2-2 = 0$$



Para nombrar los hidrácidos se agrega el sufijo –HÍDRICO al nombre del elemento unido al hidrógeno, así los nombres de los hidrácidos del cloro y el azufre son:

ÁCIDO CLORHÍDRICO y ÁCIDO SULFHÍDRICO respectivamente.

SALES

Las sales son compuestos iónicos. Pueden ser binarios, ternarios y cuaternarios y responden a la siguiente estructura:

Sal binaria **MeX** (Metal – No Metal)

Sal ternaria **Me(XO)** (Metal – No Metal – Oxígeno)

Estos compuestos están formados por un catión metálico **Me⁺ⁿ** (donde n es el número de oxidación del metal) y un anión del No Metal. Las sales se nombran indicando el nombre de los iones que la forman, nombrando primero el anión y luego el catión.

Los cationes metálicos se nombran según las pautas establecidas para nombrar a los metales en los compuestos anteriores, donde la carga del ion coincide con el número de oxidación del metal.

Así, el hierro se combina con dos números de oxidación +2 y +3. Es decir forma dos cationes Fe^{2+} y Fe^{3+} . El primero es el CATIÓN FERROSO y el segundo el CATIÓN FÉRRICO.

Nombremos el siguiente catión: **Pb⁴⁺**. Para ello debemos fijarnos en la Tabla Periódica si el plomo posee más de un número de oxidación. Así, el plomo posee dos números de oxidación +2 y +4. Como está actuando con el mayor número de oxidación, el nombre del ion es PLÚMBICO.

En las sales, utilizamos los sufijos OSO e ICO para nombrar los cationes metálicos o el nombre del elemento para aquellos que poseen un número de oxidación, como el ion Al^{3+} se llama ION ALUMINIO.

Como se observa en la estructura general de las sales, hay dos tipos de aniones no metálicos que forman las sales, cuya diferencia es la presencia de oxígeno. Los posibles aniones son:

a) X^{n-} , donde el único número de oxidación negativo de los No Metales es el más pequeño. Al momento de nombrar estos aniones se utiliza el sufijo **URO**.

Por ejemplo el anión que forma el cloro es Cl^- y su nombre es ion **CLORURO**.

El sufijo URO indica el número de oxidación del No Metal y que el anión no posee oxígeno en su estructura.

b) $(XO_m)^{n-}$, donde n es la carga del ion y m el número de oxígenos que forman el anión. Escribamos los aniones que forman el nitrógeno. Recordemos los números de oxidación del nitrógeno: +3 y +5. Escribamos entonces los dos aniones posibles, recordando que como estamos escribiendo un anión, la suma de los números de oxidación de los elementos que forman el ion debe ser igual a la carga del ion.

$$+3 - 2$$

N O Entonces debemos buscar la cantidad mínima de oxígenos que permitan que la suma algebraica $+3-2.m$ (m =número de oxígenos) sea un número negativo. Por lo que $m=2$ y la carga del anión es -1, entonces el anión formado tiene la expresión $(NO_2)^-$.

$$+5 - 2$$

N O Entonces debemos buscar la cantidad mínima de oxígenos que permitan que la suma algebraica $+5-2.m$ (m =número de oxígenos) sea un número negativo. Por lo que $m=3$ y la carga del anión es -1, entonces el anión formado tiene la expresión $(NO_3)^-$.

Al momento de nombrar estos iones debemos recordar que los No Metales poseen 2, 3 o 4 números de oxidación positivo. Para ello se utilizan los siguientes sufijos y prefijos.

Si el No Metal posee 2 números de oxidación los sufijos son ITO para el menor y ATO para el mayor. Entonces los nombres de los aniones que forma el nitrógeno son:

$(NO_2)^-$ ION NITRITO
 $(NO_3)^-$ ION NITRATO

Para los No Metales que poseen 3 o 4 números de oxidación los prefijos y sufijos son: (del menor al mayor)

<u>Prefijo</u>	HIPO			PER
<u>Sufijo</u>	ITO	ITO	ATO	ATO

Nombremos el siguiente anión: $(SO_4)^{2-}$

$$x-2.4 = -2$$

$(SO_4)^{2-}$ Donde $x = +6$. Los números de oxidación del azufre son +2, +4 y +6. Siendo +6 el mayor, de izquierda a derecha el tercer sufijo es ATO. Entonces el nombre del ion es **SULFATO**.

Los sufijos ITO y ATO indica el número de oxidación del No Metal y que el anión posee oxígeno en su estructura.

Escribamos y nombremos ahora las SALES.

- Por ejemplo la sal que forma el ion FERROSO y el ion SULFATO cuyas estructuras ya hemos escrito y son:

Ion FERROSO: Fe^{2+}

Ion SULFATO: $(SO_4)^{2-}$

Recordemos que en las fórmulas de los compuestos se escriben los metales primero, entonces

$$+2 \quad -2 = 0$$

$Fe(SO_4)$ **Fe(SO₄)**

Para nombrar el compuesto formado primero se indica el nombre del anión y luego del catión, el nombre del compuesto es **SULFATO FERROSO**.

- Por ejemplo la sal que forma el ion FÉRRICO y el ion CLORURO cuyas estructuras ya hemos escrito y son:

Ion FÉRRICO: Fe^{3+}

Ion CLORURO: Cl^-

El compuesto formado es $\text{Fe}^{+3} \text{Cl}^{-1} \neq 0$ FeCl_3 $+3-1.3=0$ y su nombre **CLORURO FÉRRICO**.

- Nombremos ahora la siguiente sal: **Al_2S_3** . Se trata de una sal binaria, por lo tanto el sufijo que acompaña al No Metal es URO y su número de oxidación es negativo y el menor. Buscando en la Tabla Periódica el número de oxidación del azufre es -2. El nombre del anión es SULFURO. Entonces podemos calcular el número de oxidación del aluminio en esta sal.

$$x.2 - 2.3 = 0$$

Al_2S_3 Donde $x=+3$. Buscando en la Tabla Periódica vemos que +3 es el único número de oxidación que posee el aluminio, entonces el nombre del anión es ALUMINIO.

El nombre de la sal es **SULFURO DE ALUMINIO**.

En resumen,

COMPUESTO	FÓRMULA	NOMBRE
ÓXIDOS	MeO , XO	OSO/ICO
HIDRÓXIDOS	Me(OH)	
ACIDOS:		
OXOACIDOS	HXO	-HÍDRICO
HIDRACIDOS	HX	
SALES	MeX Me(XO)	-URO (ANIÓN) ITO/ATO (ANIÓN)

EJERCICIOS – CAPITULO 3

- 1) Indicar el número de oxidación del Nitrógeno en los siguientes compuestos:
a) NO_2 b) HNO_2 c) Ca_3N_2 d) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ e) $(\text{NO}_2)^-$
- 2) Para los siguientes elementos unidos al oxígeno, indicar cuál de ellos tiene número de oxidación +1:
a) Bi_2O_3 b) Cl_2O_7 c) N_2O d) Fe_2O_3 e) SO_2
- 3) Escribir la fórmula mínima de cada uno de los siguientes compuestos, conociendo los números de oxidación de cada átomo:
a) $\overset{+1}{\text{H}} \overset{-2}{\text{S}}$ b) $\overset{+2}{\text{Fe}} \overset{-1}{\text{Cl}}$ c) $\overset{+1}{\text{H}} \overset{+5}{\text{P}} \overset{-2}{\text{O}}$ d) $\overset{+1}{\text{K}} \overset{+4}{\text{S}} \overset{-2}{\text{O}}$ e) $\overset{+1}{\text{H}} \overset{+6}{\text{Cr}} \overset{-2}{\text{O}}$ f) $\overset{+2}{\text{Sn}} \overset{-2}{\text{O}}$
- 4) Indicar cuál/es de los siguientes compuestos es un óxido?
a) HNO_3 b) PbO_2 c) KOH d) NaPO_2 e) Cl_2O_7 f) Al_2O_3
g) CuOHClO_3
- 5) Escribir la fórmula mínima de los siguientes compuestos:
a) óxido de plata b) óxido bromoso c) óxido cúprico d) óxido sulfúrico
e) óxido de bario f) óxido carbónico g) óxido hipiodoso h) óxido estánnico
i) óxido cobaltoso j) óxido arsenioso
- 6) Escribir el nombre de los siguientes compuestos:
a) Au_2O b) CaO c) FeO d) Br_2O_5 e) SiO_2 f) SO_2 g) PtO_2
h) Al_2O_3 i) I_2O_7 j) P_2O_3
- 7) Indicar cuál/es de los siguientes compuestos es un hidróxido?
a) HNO_3 b) PbO_2 c) AgOH d) NaPO_2 e) Cl_2O_7 f) Al_2O_3
g) CuOHClO_3 h) $\text{Al}(\text{OH})_3$
- 8) Escribir la fórmula mínima de los siguientes compuestos:
a) hidróxido cobaltoso b) hidróxido de berilio c) hidróxido antimonioso
d) hidróxido mercúrico e) hidróxido de cesio f) hidróxido férrico
g) hidróxido áurico
- 9) Nombrar los siguientes compuestos
a) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ b) $\text{Ni}(\text{OH})_3$ c) LiOH d) $\text{Pb}(\text{OH})_4$ e) $\text{Cr}(\text{OH})_2$ f) $\text{Al}(\text{OH})_3$ g) HgOH
- 10) Nombrar los siguientes compuestos:
a) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ b) BeO c) SiO_2 d) I_2O e) AgOH
- 11) Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos:
a) óxido selenico b) hidróxido níquelico c) hidróxido auroso d) óxido mangánico
e) óxido perclórico
- 12) Indicar cuál/es de los siguientes compuestos es un oxoácido?
a) KNO_3 b) HPO_2 c) TlOH d) H_2CO_3 e) HI
- 13) Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos:

a) ácido nítrico b) ácido clorhídrico c) ácido brómico d) ácido sulfúrico e) ácido perbrómico f) ácido selenhídrico.

14) Escribir los nombres de los siguientes compuestos:

a) HI b) H_2SO_3 c) H_3PO_4 d) HClO e) HBr f) HBO_2

15) Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos:

a) hidróxido plúmbico b) ácido carbónico c) óxido hipoyodoso d) ácido clorhídrico e) óxido paladioso

16) Escribir los nombres de los siguientes compuestos:

a) SeO_2 b) HNO_2 c) CuOH d) HgO e) H_2S

17) Indicar cuál/es de los siguientes compuestos son sales:

a) PbO_2 b) HBrO c) K_2S d) CuOH e) Cl_2O_7 f) NaPO_2 g) HI
h) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

18) Nombrar los siguientes compuestos

a) NaClO_3 b) CuS c) $\text{Zn}(\text{NO}_2)_2$ d) FeSO_4 e) $\text{Al}(\text{IO}_4)_3$ f) $\text{Pb}(\text{CO}_3)_2$ g) HgBr h) K_3PO_4 i) MgSiO_3 j) $\text{Ni}_2(\text{SO}_3)_3$ k) Co_2Se_3 l) $\text{Sn}(\text{BrO})_4$ m) AgBO_2 n) KF

19) Escribir la fórmula de los siguientes compuestos:

a) Cloruro de bario b) Nitrato cúprico c) Hipoclorito plumboso d) Sulfato de magnesio e) Carbonato aúrico f) Bromito ferroso g) Arseniuro platinoso h) Fosfato de potasio i) Seleniato níqueloso j) Ioduro de aluminio k) Carburo mercurio l) Borato estánnico m) Periodato de cadmio n) Sulfito cobáltico

20) Escribir el nombre de los siguientes compuestos

a) AgOH b) BeCl_2 c) PbO d) KNO_2 e) $\text{Sb}(\text{ClO}_4)_5$ f) HBO_2 g) SeO_3 h) HBr i) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ j) H_2SiO_3 k) Hg_2SO_4 l) CoI_3 m) Cl_2O_7

21) Escribir la fórmula de los siguientes compuestos

a) ácido selenhídrico b) óxido de litio c) carbonato férrico d) ácido hipobromoso e) hidróxido antimonioso f) fluoruro mercurio g) óxido cobaltoso h) silicato de aluminio i) perclorato de sodio j) ácido iodhídrico k) hidróxido de bario l) ácido carbónico m) nitrito de cinc

RESPUESTAS

- 1) a) +4 b) +3 c) -3 d) +5 e) +3
- 2) Rta. C) el nitrógeno
- 3) a) H_2S b) FeCl_2 c) HPO_3 d) K_2SO_4 e) H_2CrO_4 f) SnO
- 4) Rta b, e y f
- 5) a) Ag_2O b) Br_2O_3 c) CuO d) SO_3 e) BaO f) CO_2 g) I_2O h) SnO_2
i) CoO j) As_2O_3
- 6) a) óxido auroso b) óxido de calcio c) óxido ferroso d) óxido brómico
e) óxido silícico f) óxido sulfuroso g) óxido platínico h) óxido de aluminio
i) óxido peryódico j) óxido fosforoso
- 7) Rta c y h
- 8) a) $\text{Co}(\text{OH})_2$ b) $\text{Be}(\text{OH})_2$ c) $\text{Sb}(\text{OH})_3$ d) $\text{Hg}(\text{OH})_2$ e) $\text{Cs}(\text{OH})$ f) $\text{Fe}(\text{OH})_3$
g) $\text{Au}(\text{OH})_3$
- 9) a) hid. de cinc b) hid. níquelico c) hid. de litio d) hid. plúmbico e) hid. cromoso
f) hid. de aluminio g) hid. mercurioso
- 10) a) Hidróxido de magnesio b) óxido de berilio c) óxido silícico d) óxido hipoyodoso
e) hidróxido de plata
- 11) a) SeO_3 b) $\text{Ni}(\text{OH})_3$ c) $\text{Au}(\text{OH})$ d) Mn_2O_3 e) Cl_2O_7
- 12) Rta b y d
- 13) a) HNO_3 b) HCl c) HBrO_2 d) H_2SO_4 e) HBrO_4 f) H_2Se
- 14) a) ácido yodhídrico b) ácido sulfuroso c) ácido fosfórico d) ácido hipocloroso
e) ácido bromhídrico f) ácido bórico
- 15) a) $\text{Pb}(\text{OH})_4$ b) H_2CO_3 c) HIO d) HCl e) PdO
- 16) a) óxido selenioso b) ácido nitroso c) hidróxido cuproso d) óxido mercurioso
e) ácido sulfhídrico
- 17) Rta c, f y h
- 18) a) clorato de sodio b) sulfuro cúprico c) nitrito de cinc d) sulfato ferroso
e) peryodato de aluminio f) carbonato plúmbico g) bromuro mercurioso
h) fosfato de potasio i) silicato de magnesio j) sulfito níquelico
k) seleniuro cobáltico l) hipobromito estánnico m) borato de plata
n) fluoruro de potasio
- 19) a) BaCl_2 b) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ c) $\text{Pb}(\text{ClO})_2$ d) MgSO_4 e) $\text{Au}_2(\text{CO}_3)_3$
f) $\text{Fe}(\text{BrO}_2)_2$ g) Pt_3As_2 i) NiSeO_4 j) AlI_3 k) Hg_2C l) $\text{Sn}(\text{BO}_2)_4$
m) $\text{Cd}(\text{IO}_4)_2$ n) $\text{Co}(\text{SO}_3)_3$
- 20) a) hidróxido de plata b) cloruro de berilio c) óxido plumboso
d) nitrito de potasio e) perclorato antimónico f) ácido bórico g) óxido selénico
h) ácido bromhídrico i) hidróxido crómico j) ácido silícico
k) sulfato mercurioso l) ioduro cobáltico m) óxido perclórico
- 21) a) H_2Se b) Li_2O c) $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ d) HBrO e) $\text{Sb}(\text{OH})_3$ f) HgF_2
g) CoO h) $\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_3$ i) NaClO_4 j) HI k) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ l) H_2CO_3 m) $\text{Zn}(\text{NO}_2)_2$

CAPITULO 4: COMPUESTOS ORGANICOS

CONCEPTOS TEORICOS

Los compuestos formados principalmente por carbono e hidrógeno junto con oxígeno, nitrógeno y otros pocos elementos, son los COMPUESTOS ORGANICOS. Existen más de 9.000.000 de compuestos que cumplen con esta característica. La gran diversidad de compuestos orgánicos procede de la capacidad de los átomos de carbono para combinarse fácilmente con otros átomos de carbono. Los átomos de carbono se unen para formar un esqueleto de cadenas o anillos a los que se unen otros átomos. Los carbonos pueden unirse con enlaces covalentes simples, dobles o triples.

La nomenclatura de los compuestos orgánicos utiliza una serie de reglas diferentes a los compuestos inorgánicos.

HIDROCARBUROS

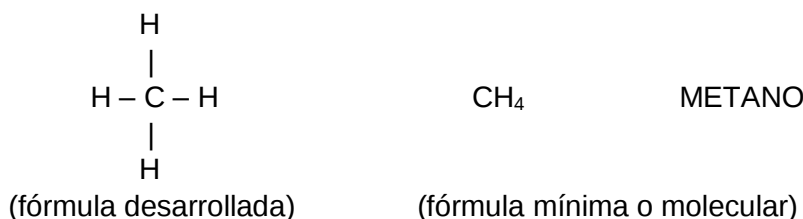
Los hidrocarburos son sustancias constituidas exclusivamente por carbono e hidrógeno. Los hidrocarburos se clasifican en:

- Hidrocarburos de cadena abierta
 1. ALCANOS
 2. ALQUENOS
 3. ALQUINOS
- Hidrocarburos de cadena cerrada
 1. CICLOALCANOS
 2. AROMATICOS

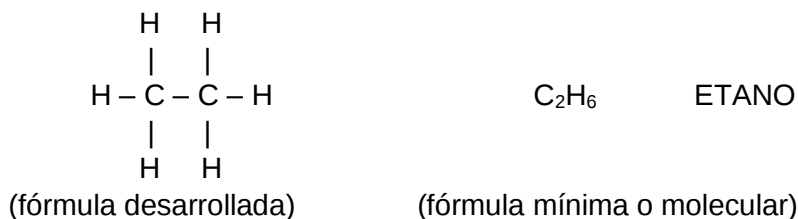
Hidrocarburos de cadena abierta

1. ALCANOS

Los alcanos son hidrocarburos donde cada átomo de carbono del compuesto está unido a otros cuatro átomos a través de enlaces simples. Así el miembro más chico de esta familia de compuestos es el que posee 1 átomo de carbono y su estructura es:

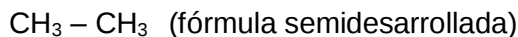


El alcano de dos carbonos:



A medida que aumenta el número de carbonos resulta poco práctico escribir las fórmulas desarrolladas y la fórmula mínima no muestra la estructura del compuesto. Por eso para escribir las fórmulas de los compuestos orgánicos utilizaremos las fórmulas semidesarrolladas,

ETANO



donde se deja expresado el enlace carbono-carbono y se agrupan los hidrógenos unidos a cada uno de los átomos de carbono.

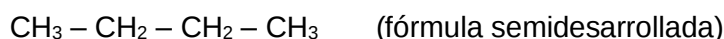
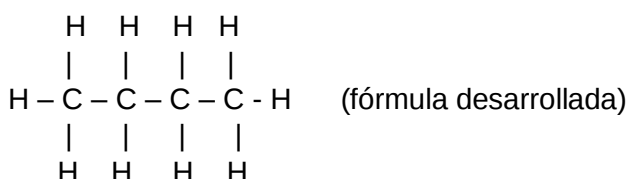
Los NOMBRES de los compuestos orgánicos responden a una sistemática donde se utilizará un PREFIJO que indica el número de carbonos en las moléculas orgánicas

<u>Número de carbonos</u>	<u>Prefijo</u>
1	Met-
2	Et-
3	Prop-
4	But-
5	Pent-
6	Hex-
7	Hept-
8	Oct-
9	Non-
10	Dec-

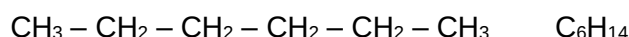
y un SUFIJO que indicará a qué familia de compuestos orgánicos pertenece la sustancia. Así para los alcanos el sufijo que se utiliza es – **ANO**.

Por eso el alcano de 1 carbono se llama MetANO, met- porque está formado por 1 carbono y como todos los enlaces son simples se trata de un alcano y se agrega el sufijo ANO.

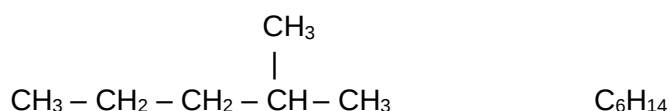
Escribamos ahora la fórmula del BUTANO



La fórmula semidesarrollada del hexano es

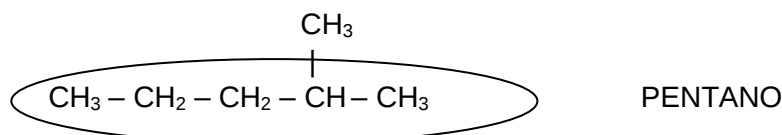


Las estructuras lineales pueden poseer ramificaciones o radicales. Como la siguiente molécula:

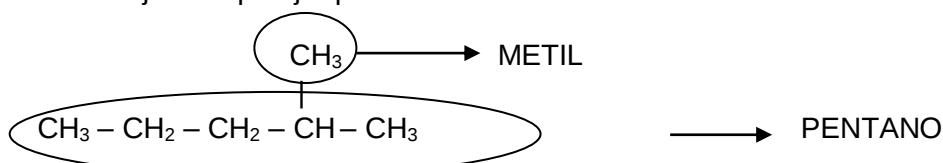


Para nombrar estas compuestos debemos seguir ciertas reglas:

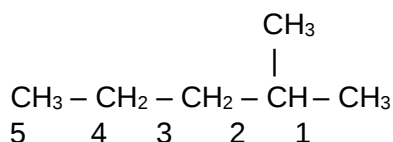
- Definir la cadena más larga. El número de carbonos de la cadena más larga (prefijo) irá acompañado del sufijo del grupo de compuestos al que pertenece, en este caso un alcano, entonces



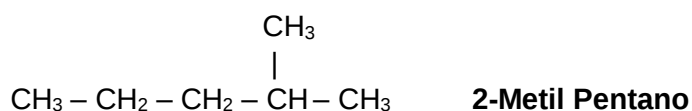
- Identificar las ramificaciones. Los radicales o ramificaciones se nombran agregando el sufijo IL al prefijo que indica el número de carbonos de cada ramificación. En el ejemplo



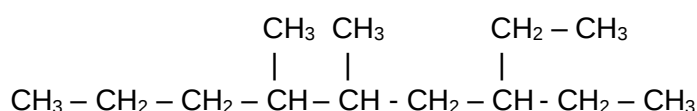
- Como las ramificaciones pueden estar en distintos carbonos de la cadena principal es necesario indicar en qué carbono se encuentra cada una de las ramificaciones. Para ello es necesario numerar los carbonos de la cadena principal comenzando del extremo más cercano a la ramificación. En el ejemplo



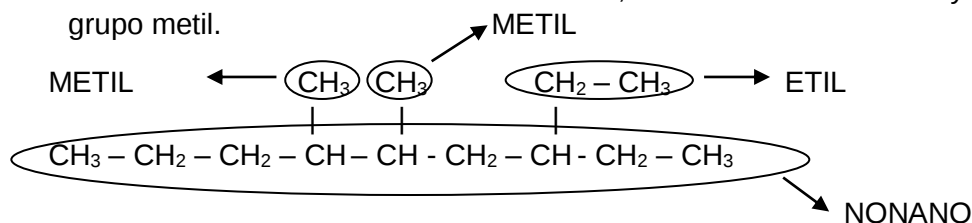
Así, el radical METIL se encuentra en el carbono 2 de la cadena principal. Antes de nombrar el radical se indica la posición separada por un guión del nombre del radical. Por lo tanto el nombre del compuesto es



- En aquellos compuestos que tienen más de una ramificación las mismas se nombran de menor a mayor en longitud de cadena. Cada ramificación debe ir acompañada de la posición en la que se encuentra cada una. Si hay más de una misma ramificación se la nombra una vez precedida de un prefijo que indique el número de veces que esa ramificación se encuentra (di, tri, tetra, penta, hexa, hepta, etc). Ejemplo:



La cadena más larga tiene 9 carbonos, por lo tanto es NONANO. Además posee 3 ramificaciones, 2 de 1 carbono (Metil) y 1 de 2 carbonos (Etil). Las posiciones de las tres ramificaciones son: en el carbono 2 el etil, en el carbono 5 el metil y en el carbono 6 el otro grupo metil.



El nombre del compuesto es: **5,6-di metil 2-etil nonano**

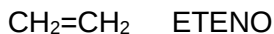
GRUPO FUNCIONAL

Los grupos funcionales son átomos individuales o grupos atómicos que se unen a las cadenas o anillos carbonados de las moléculas orgánicas y proporcionan a las moléculas sus propiedades características.

2. ALQUENOS

Los alquenos son hidrocarburos que poseen al menos dos carbonos unidos por un enlace doble (C=C). El sufijo que indica que el compuesto pertenece a este grupo es **-ENO**.

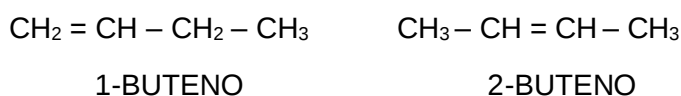
Así el miembro más chico de esta familia de compuestos es el que posee 2 átomos de carbono y su estructura es:



Veamos los siguientes alquenos:



Ambos compuestos poseen 4 carbonos y un doble enlace. Su nombre es BUTENO. Sin embargo se diferencia en la posición en que se encuentra el doble enlace. En el compuesto de la izquierda está en el carbono 1 y en el compuesto de la derecha en el carbono 2. Por ello debe anteponerse al nombre "BUTENO" la posición del doble enlace. Así,



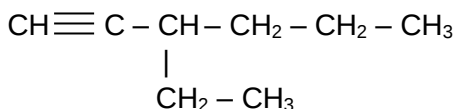
3. ALQUINOS

Los alquinos son hidrocarburos que poseen al menos dos carbonos unidos por un enlace triple (C≡C). El sufijo que indica que el compuesto pertenece a este grupo es **-INO**.

Así el miembro más chico de esta familia de compuestos es el que posee 2 átomos de carbono y su estructura es:



Nombremos el siguiente compuesto:



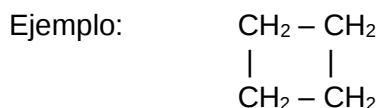
Como posee un triple enlace es un alquino, que tiene 6 carbonos en la cadena principal y una ramificación de 2 carbonos. Utilizando lo aprendido el nombre del compuesto es

4-ETIL 2-HEXINO

Hidrocarburos de cadena cerrada

4. CICLOALCANOS

Hemos considerado hasta aquí los hidrocarburos de cadena abierta, donde la cadena de átomos empieza y termina con distintos átomos. Pero existen también hidrocarburos con cadenas cerradas o cíclicos.



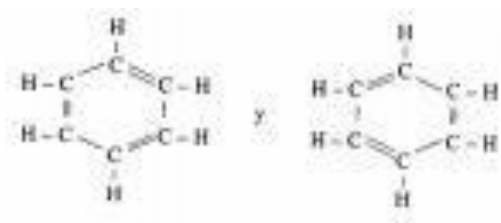
Este compuesto tiene 4 carbonos formando un ciclo. No tiene dobles enlaces por lo que es un hidrocarburo de 4 carbonos como el butano. Como se trata de una cadena cerrada se antepone "ciclo". El nombre de este compuesto es **CICLO BUTANO**.

Es usual escribir para los hidrocarburos cíclicos fórmulas esquemáticas donde el ciclo se esquematiza con la figura adecuada, es decir para el ciclo butano, lo representamos con un

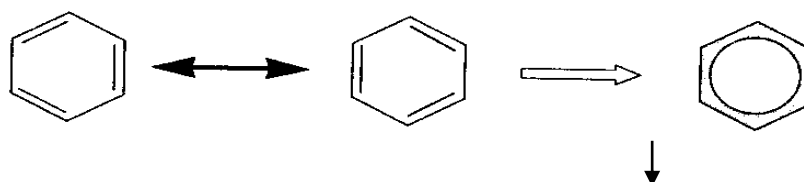
cuadrado. Donde cada vértice de la figura corresponde a un átomo de carbono unido a los átomos de hidrógeno correspondientes.

5. COMPUESTOS AROMÁTICOS

Los hidrocarburos aromáticos tienen estructuras cíclicas no saturadas (con enlaces dobles múltiples) en los enlaces carbono de los anillos. Los compuestos aromáticos se basan en la molécula de benceno, un ciclo de 6 carbonos con tres dobles enlaces, que se representa



No es posible determinar cuál de las dos estructuras corresponde al benceno por ello se lo representa



Representación del BENCENO

FUNCIONES ORGANICAS

En los compuestos orgánicos suele haber otros elementos además del carbono y el hidrógeno. Estos elementos aparecen en agrupaciones diferenciadas de uno o varios átomos que se denominan GRUPOS FUNCIONALES. El resto de la molécula se representa por el símbolo R. Las propiedades físicas y químicas de las moléculas orgánicas dependen generalmente de los grupos funcionales que tengan.

- **FUNCIONES OXIGENADAS**

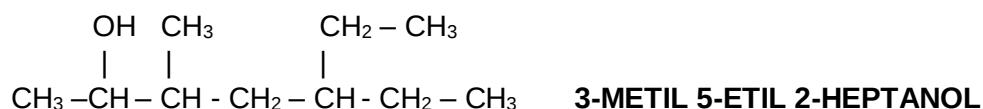
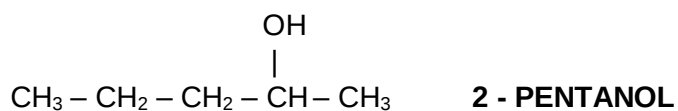
En los compuestos orgánicos oxigenados la molécula del compuesto posee, además de carbono e hidrógeno, oxígeno asociados a dichos átomos en distintas combinaciones, dando origen a:

1. ALCOHOLES
2. ALDEHIDOS y CETONAS
3. ÁCIDOS CARBOXILICOS
4. ÉTERES
5. ÉSTERES

1. ALCOHOLES

El grupo funcional de los alcoholes es el grupo HIDROXILO: - **OH** y se une a un átomo cualquiera de la cadena carbonada. Por lo tanto debe indicarse siempre la posición donde se encuentra el grupo hidroxilo. Para indicar que un compuesto es un alcohol se utiliza el sufijo - **OL**.

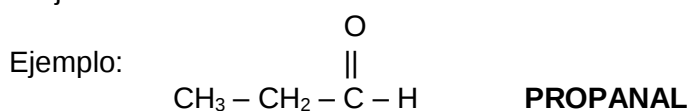
Ejemplos:



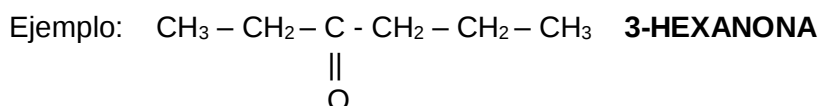
2. ALDEHIDOS Y CETONAS

Los aldehídos y cetonas tienen el grupo CARBONILO: $\text{R} - \overset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}} - \text{R}$

Si uno de los grupos R es un átomo de hidrógeno, el compuesto es un ALDEHIDO y se utiliza el sufijo **-AL**.

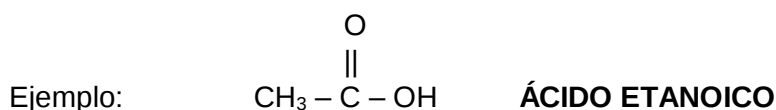
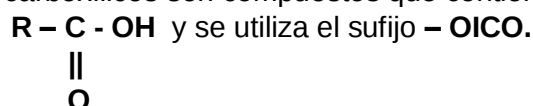


Si ambos grupos R son cadenas carbonadas, el compuesto es una CETONA y se utiliza el sufijo **-ONA**.



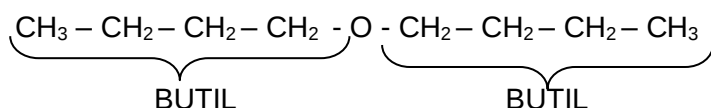
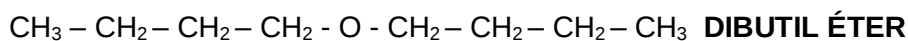
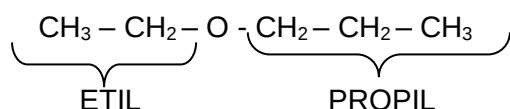
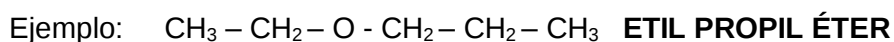
3. ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Los ácidos carboxílicos son compuestos que contiene el grupo CARBOXILO:



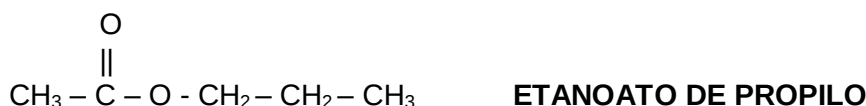
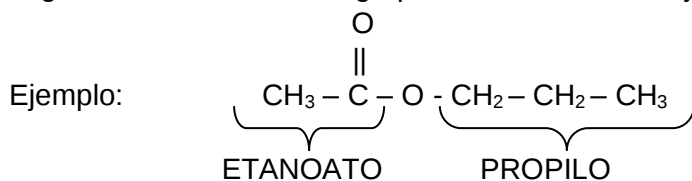
4. ETERES

Un éter es un compuesto con la fórmula general $\text{R} - \text{O} - \text{R}$. Son compuestos que tienen un átomo de oxígeno que divide la cadena carbonada en dos. Cada una de las cadenas unidas al oxígeno se la nombra como una ramificación, indicando al final la palabra ÉTER.



5. ÉSTERES

Un éster es un compuesto de fórmula $\text{R} - \overset{\text{O}}{\underset{\parallel}{\text{C}}} - \text{O} - \text{R}'$. Al igual que en los éteres hay un átomo de oxígeno que divide la cadena carbonada. Los nombres de los ésteres tienen dos partes. La primera es el nombre de la cadena carbonada que tiene el otro oxígeno, utilizando el sufijo **- OATO**, la segunda es el nombre del grupo R' utilizando el sufijo **- ILO**.



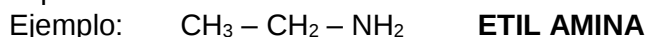
• FUNCIONES NITROGENADAS

En los compuestos orgánicos nitrogenados la molécula del compuesto posee, además de carbono e hidrógeno, nitrógeno y en algunos también oxígeno asociados a dichos átomos en distintas combinaciones, dando origen a:

1. AMINAS
2. AMIDAS

1. AMINAS

Las aminas se originan en el NH_3 (amoníaco) en que se reemplazan uno, dos o los tres átomos de hidrógeno por cadenas carbonadas (R), dando origen a aminas primarias (si sólo está reemplazado un hidrógeno del amoníaco), aminas secundarias (cuando se reemplazan dos hidrógenos del amoníaco) y aminas terciarias (cuando se reemplazan los tres hidrógenos del amoníaco). Cada una de las cadenas carbonadas unidas al nitrógeno se nombra como una ramificación seguido de la palabra AMINA.



En el caso de las aminas primarias el grupo AMINO: **- NH₂** se lo suele indicar como si fuese un radical.

Volviendo al ejemplo dado del compuesto:

$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{NH}_2$ ETIL AMINA También puede nombrarse 1 AMINO ETANO.

2. AMIDAS

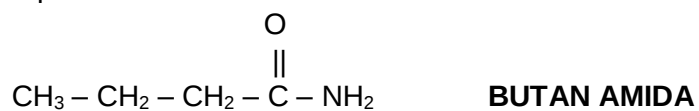
Las amidas derivan de los ácidos carboxílicos, en los cuales se sustituye el grupo hidroxilo del ácido por un grupo amino ($-\text{NH}_2$)

El grupo funcional es **$\text{R} - \text{C} - \text{NH}_2$** .



Se agrega el sufijo **–AN** seguido de la palabra **AMIDA**.

Ejemplo:

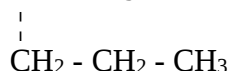
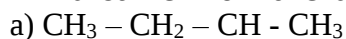


EJERCICIOS – CAPITULO 4

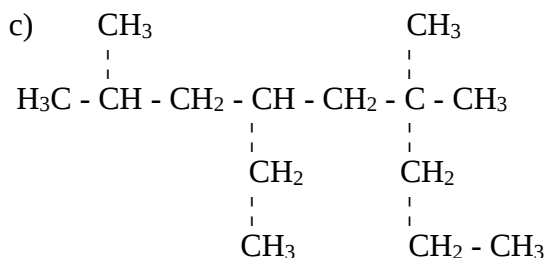
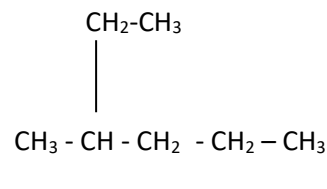
1.- Escribir Las siguientes fórmulas:

- 4-butil 3,3-dimetil dodecano
- 4,6,6 trimetil nonano
- 2,4,4 trimetil pentano
- 1,2 dimetil ciclo propano

2.- Indicar el nombre de los siguientes compuestos



b)



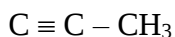
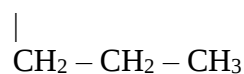
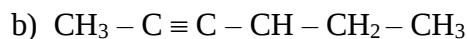
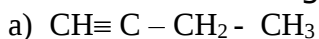
3.- Escribir las siguientes fórmulas:

- eteno
- 2 metil 3 etil 1 hexeno
- metil benceno

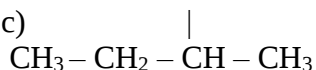
4.- Escribir las siguientes fórmulas:

- 1 pentino
- 4,6,6 trimetil 2 nonino

5.- Nombrar los siguientes compuestos:



c)

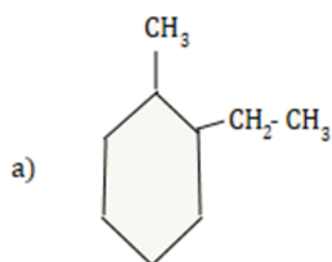


6.- Escribir las siguientes fórmulas:

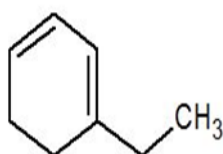
- 3 metil 3 hexanol
- etanal
- etanoato de propilo
- butil hexil éter
- 3 amino 2,2 dimetil pentano
- propanona

- 2 amino propano
- metanoato de hexilo
- 3 heptanol
- 2 metil 3 octanona

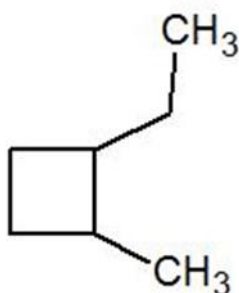
7.- Nombrar los siguientes compuestos:



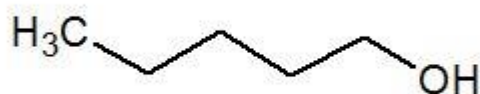
b)



c)



d)



RESPUESTAS

1. a)

b)

2. a) 3-metil hexeno; b) 2,4,4-trimetil hexano; c) 2,6,6-trimetil 4-etil nonano

3. a)

b) c)

4. a) 2- penteno; b) 3-etil 2-octano

5. a) 1-butino; b) 4-etil 2-heptino; c) 4-metil 2-hexino

6. a

7. a) 1 etil- 2 metil ciclo hexano

b) 1 etil 1-3 ciclo di hexeno

c) 1 etil 2 metil ciclo butano

d) 1-pentanol

