

CRONOGRAMA Y CONTENIDO TEMÁTICO

Objetivos

- ❖ Reconocer la estructura del átomo, sus componentes y características.
- ❖ Ubicar los elementos en la Tabla Periódica e identificar sus principales símbolos.
- ❖ Representar diferentes moléculas según el modelo atómico de Böhr.
- ❖ Diferenciar dos tipos de enlaces intramoleculares
- ❖ Reconocer las fórmulas mínima, molecular y desarrollada de compuestos químicos inorgánicos y orgánicos.

Contenido Temático

Tema 1: Átomo. Tabla Periódica. Isótopos. Modelos atómicos. Símbolo de Lewis. Molécula.

Tema 2: Enlaces intramoleculares.

Tema 3: Nomenclatura de Química Inorgánica. Compuestos binarios, ternarios. Sales neutras y ácidas.

Tema 4: Nomenclatura de Química Orgánica. Hidrocarburos lineales. Funciones oxigenadas, nitrogenadas. Hidrocarburos cíclicos. Isomería. Moléculas polifuncionales.

Requisitos para su Aprobación

80% de asistencia a las clases

Aprobación del examen final o su recuperación

CRONOGRAMA

SEMANA DEL 6 DE FEBRERO

Clase N° 1: 6 de febrero

Átomo. Constitución. Modelo atómico de Böhr. Masa y carga eléctrica de las partículas subatómicas. Número atómico. Número másico. Tabla Periódica. Elementos químicos: metales, no metales, gases nobles. Símbolos. Isótopos. Símbolo de Lewis. Molécula

Clase N° 2: 7 de febrero

Ionización de los átomos. Regla del octeto. Electronegatividad. Electrones de valencia. Valencia. Enlace intramolecular iónico o electrovalente. Enlace intramolecular covalente.

Clase N° 3: 8 de febrero

Ejercitación y Trabajo Práctico Evaluativo

Clase N° 4: 9 de febrero

Nomenclatura de Química Inorgánica. Compuestos binarios: óxidos básicos, óxidos ácidos o anhídridos, peróxidos, hidruros o hidrácidos, sales binarias.



Clase N° 5: 10 de febrero

Compuestos ternarios: hidróxidos, ácidos ternarios u oxoácidos. Sales ternarias neutras.
Compuestos cuaternarios: Sales ácidas

Clase N° 6: 13 de febrero

Ejercitación y Trabajo Práctico Evaluativo

Clase N° 7: 14 de febrero

Nomenclatura de Química Orgánica. Hidrocarburos: alcanos, alquenos y alquinos. Funciones oxigenadas: alcoholes, aldehídos, cetonas, ácidos. Funciones nitrogenadas: aminas, amidas.

Clase N° 8: 16 de febrero

Isomería: de cadena, de posición, de función, óptica. Moléculas polifuncionales. Éteres, anhídridos, ésteres, sales. Hidrocarburos de cadena cerrada o cíclica: cicloalcanos, cicloalquenos. Hidrocarburos aromáticos. Derivados del benceno. Hidrocarburos heterocíclicos.

Clase N° 9: 15 de febrero

Ejercitación y Trabajo Práctico Evaluativo

EXAMEN QUÍMICA: 27 DE FEBRERO

RECUPERACIÓN QUÍMICA: 6 DE MARZO

ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

Elemento Químico

Los elementos químicos presentes en la Tabla Periódica de los Elementos pueden hallarse en la naturaleza misma o bien ser el producto de un proceso artificial. Se puede definir como el componente presente en todas las sustancias simples o en sus variedades alotrópicas. No puede ser dividido en más sustancias simples por ningún procedimiento químico. Es constituyente de las sustancias compuestas formadas por la combinación de las sustancias simples.

Los elementos se clasifican en metales, no metales y gases nobles.

Distribución de los Elementos en la Naturaleza

Elemento	Porcentaje	Elemento	Porcentaje
Oxígeno	49,2	Titanio	0,6
Silicio	25,7	Cloro	0,2
Aluminio	7,4	Fósforo	0,1
Hierro	4,7	Carbono	0,09
Calcio	3,4	Manganeso	0,08
Sodio	2,6	Azufre	0,048
Potasio	2,4	Magnesio	1,9
Hidrógeno	0,9		

Clasificación de los Elementos en la Tabla Periódica

En el siglo XIX, los químicos desarrollaron la Tabla Periódica ordenando los elementos de acuerdo con sus masas atómicas. Mendeleiev agrupó a los elementos de acuerdo a sus propiedades y predijo las propiedades de varios elementos que aún no se conocían.

En la Tabla Periódica los elementos están ubicados de acuerdo a su número atómico, en filas horizontales llamadas **períodos** y en columnas verticales, conocidas como **grupos**.

La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) recomendó la designación de los grupos del 1 al 18 pero no se utiliza con frecuencia.

Símbolos de los Elementos

Los elementos están caracterizados por un símbolo o signo convencional. Esos símbolos coinciden en algunos casos con la primera letra del nombre del elemento. Ejemplos: C (carbono), O (oxígeno).

En otros casos, cuando la primera letra coincide con un símbolo ya asignado se utilizan dos letras, la primera con mayúscula como en el caso anterior y la segunda en minúscula. Ejemplos: Ca (calcio), Ba (bario).

En otros elementos sus símbolos guardan relación con la raíz latina de sus nombres originales.

Ejemplos: Fe (hierro - ferrum), Au (oro - aurum), Ag (plata - argentum).

Metales

Son sólidos a excepción del mercurio que es líquido.

Tienen brillo.

Son buenos conductores del calor y la electricidad.

Tienen carácter electropositivo y se los denomina cationes.

Con el oxígeno forman óxidos básicos.

Son monoatómicos.

Son dúctiles y maleables.

Entre los metales encontramos a aquellos ubicados en el grupo I de la Tabla Periódica y se los denomina **metales alcalinos** (sodio, litio, potasio, rubidio, cesio).

Los metales alcalinos térreos están ubicados en el grupo II de la Tabla Periódica (berilio, magnesio, calcio, bario, radio).

No Metales

Pueden ser gaseosos como el cloro, líquidos como el bromo y sólidos como el azufre e iodo.

Son malos conductores del calor y la electricidad.

No tienen brillo metálico.

Pueden ser moléculas bi o poliatómicas.

Son electronegativos por eso se los denomina aniones.

Con el oxígeno forman óxidos ácidos o anhídridos.

Entre los no metales, por ejemplo, encontramos a los **halógenos**, ubicados en el grupo VII de la Tabla Periódica (flúor, cloro, bromo, iodo).

Gases Nobles, Raros o Inertes

Se presentan sólo en estado libre, o sea que no se combinan con otros, salvo en muy raras ocasiones.

Son gases nobles: Helio (He), Neón (Ne), Argón (Ar), Kriptón (Kr), Xenón (Xe), Radón (Rd).

Molécula

Se llama molécula de una sustancia a la menor porción de la misma que puede existir al estado libre. Así, el agua (H₂O) es un compuesto, es decir una sustancia cuya molécula contiene más de una clase de átomos.

Las moléculas pueden ser monoatómicas, diatómicas, poliatómicas, de acuerdo al número de átomos que la componen. Los metales tales como el sodio (Na), potasio (K) son

monoatómicos, es decir que están constituidos por un solo átomo. Los no metales como el hidrógeno (H_2), oxígeno (O_2), nitrógeno (N_2), halógenos (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2) son moléculas diatómicas, porque están constituidas por dos átomos iguales. El fósforo se encuentra como molécula tetraatómica (P_4) mientras que el azufre es una molécula octaatómica (S_8).

Átomo

Es la menor porción de un elemento capaz de entrar en una combinación química. Así, el hidrógeno y el oxígeno son átomos diferentes que se pueden combinar y forman una molécula que es el compuesto agua.

Existen alrededor de 100 elementos en la naturaleza y otros pocos que se han obtenido únicamente en el laboratorio. Los átomos de estos elementos pueden combinarse unos con otros formando un número ilimitado de compuestos: unos 500.000 compuestos inorgánicos y unos 5.000.000 compuestos orgánicos.

Constitución del Átomo

Según Rutherford, los átomos se hallan constituidos por un núcleo central, con carga eléctrica positiva, rodeado por los electrones con carga negativa.

El núcleo es muy pequeño comparado con el diámetro total del átomo, pero posee la mayor parte de la masa atómica.

Los electrones transitan órbitas a gran velocidad, sin chocar con el núcleo. La cantidad de electrones y la de protones es igual, de manera que el átomo resulta neutro. Los electrones tienen una masa despreciable con relación a la masa total del átomo.

Masa y Carga Eléctrica de las Partículas Subatómicas

El núcleo tiene un diámetro promedio de 10^{-14} m en contraste con los aproximadamente 10^{-10} m de diámetro total del átomo. Esto equivale a que el diámetro total del átomo es unas diez mil veces mayor que el diámetro del núcleo (10^4). A pesar de ello, en esa pequeñísima porción del núcleo es donde se encuentra concentrada la casi totalidad de su masa y toda la carga eléctrica positiva.

El protón y el neutrón son partículas cuyas masas son de aproximadamente una unidad de masa atómica (uma) y el protón posee además la unidad de carga eléctrica positiva. Los electrones que se encuentran en la zona extranuclear son partículas que poseen la unidad de carga eléctrica negativa y una masa que puede considerarse despreciable frente a la del protón o del neutrón, aproximadamente unas 2.000 veces menor.

Número Atómico

Es el número de protones que contiene cada átomo y se identifica con la letra **Z**. Los átomos de un mismo elemento tienen el mismo Z. Por ejemplo, para el cloro, el número atómico es 17.

Si dos átomos tienen distintos Z son átomos diferentes.

Número Másico

Es la suma de protones y neutrones que posee en su núcleo y se representa con la letra **A**. Por ejemplo, para el cloro el número de masa es 35.

Si identificamos a los neutrones con la letra n, nos queda la siguiente relación:

$$A = Z + n$$

Un elemento es representado por su símbolo químico con su correspondiente A y Z de la siguiente manera:

N° Másico	A	35
	Símbolo	Ejemplo: Cl
N° Atómico	Z	17

El número de protones en el núcleo (Z) es igual al número de electrones de la corteza.

Isótopos

Son dos átomos de un mismo elemento que poseen distintos números de neutrones, por lo tanto difieren en su número másico.

Ejemplos:	12	Z = 6	14	Z = 6
	C	e = 6	C	e = 6
	6	n = 6	6	n = 8

1	Z = 1	2	Z = 1	3	Z = 1
H	e = 1	H	e = 1	H	e = 1
1	n = 0	1	n = 1	1	n = 2
Hidrógeno		Deuterio		Tritio	

Modelo Atómico de Böhr

La distribución de los electrones en la zona extranuclear fue descrita por el científico Böhr, que expresa:

- Los electrones en los átomos están localizados en órbitas o niveles de energía circulares alrededor del núcleo.
- Los electrones en las órbitas más cercanas al núcleo tienen menos energía que los que están en órbitas más alejadas.
- Los electrones poseen ciertos valores de energía permitidos, los que le da la ubicación en la órbita que ocupa.

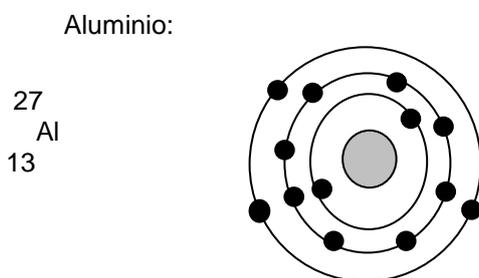
- Los electrones pueden saltar de una órbita a otra, ganado o perdiendo energía, lo que se conoce con el nombre de “cuanto”.

Cada nivel u órbita acepta un número determinado y máximo de electrones que está dada por la siguiente fórmula:

$$2 (n)^2 \text{ donde } n \text{ es el número de órbita o nivel.}$$

$$\text{Ejemplos: } 2 (1)^2 = 2 ; \quad 2 (2)^2 = 8 ; \quad 2 (3)^2 = 18$$

Se puede representar un átomo a través del modelo de Böhr. Así, el elemento aluminio es un metal que tiene 13 protones, 13 electrones y 3 electrones de valencia. Se encuentra ubicado en el período 3 y grupo 3 de la Tabla Periódica. Se lo representa de la siguiente manera:



Configuración Electrónica

En la actualidad se conoce que los electrones se encuentran alrededor del núcleo en orbitales atómicos en donde existe la mayor probabilidad de encontrarlos. Cada átomo posee un número definido de orbitales atómicos. Cada orbital atómico puede ser definido por un conjunto de números llamados números cuánticos. La posición y la energía que posee un electrón en un determinado momento pueden conocerse en términos de probabilidad. Para ello es preciso calcular los valores de sus números cuánticos. Existen 4 números cuánticos denominados **n** (principal), **l** (del momento angular), **m** (magnético) y **s** (spin). Los tres primeros describen orbitales atómicos e identifican los electrones ubicados en ellos. El número cuántico **s** mide el sentido en que gira cada electrón en torno a sí mismo.

El número cuántico **n** indica el **nivel** de energía en el cual se encuentra un electrón; puede adoptar números enteros y positivos desde 1 hasta 7, el máximo valor conocido.

Dentro de un nivel existen uno o más **subniveles** hasta un número de cuatro, designados con las letras **s**, **p**, **d** y **f** cuya energía aumenta en ese orden. El número de subniveles depende del nivel; así hay uno en el primer nivel (s), dos en el segundo (s y p), tres en el tercero (s, p, d) y cuatro en el cuarto y niveles restantes (s, p, d, f).

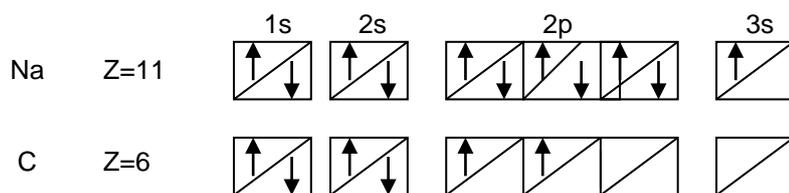
A su vez en cada subnivel existen espacios llamados **orbitales** donde es máxima la probabilidad de encontrar un electrón. En cada orbital pueden disponerse dos electrones con sentido de giro opuesto. El número de orbitales es limitado para cada subnivel, uno en el **s**, tres

en el **p**, cinco en el **d** y siete en el **f**. Por lo tanto, el subnivel **s** puede recibir dos electrones, el **p** seis, diez el **d** y catorce el **f**.

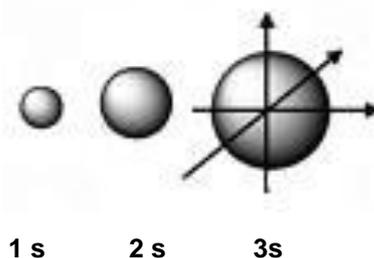
En la mayoría de los átomos, los subniveles de un mismo nivel no poseen igual contenido energético sino que siguen el orden: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d.

Los electrones tienden a ocupar los subniveles que poseen menor energía, o sea los próximos al núcleo; esto significa que los electrones ocupan primero el subnivel 1s (2 electrones); los restantes electrones ocupan luego el subnivel 2s, luego el 2p hasta completar los seis electrones y así sucesivamente.

La configuración electrónica de un elemento se representa de la siguiente manera:

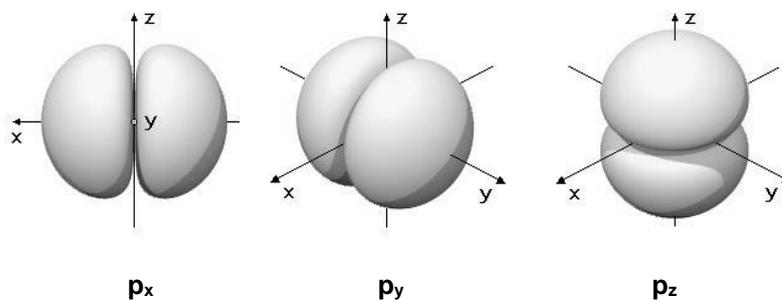


El número cuántico l indica la forma geométrica del orbital en el cual se localiza al electrón. Para el momento angular se utilizan números enteros que van desde cero hasta $n-1$. Cuando $l = 0$ (subnivel s) corresponde un orbital que tiene forma esférica.



Orbital Atómico s

Si $l = 1$, se tiene un orbital p y cada orbital p tiene forma de doble lóbulo que puede adoptar tres orientaciones en el espacio, como p_x , p_y , p_z :



Orbitales Atómicos p

El número cuántico m describe la orientación del orbital en el espacio. El valor de número magnético depende del valor de l dentro de un subnivel y van desde $l = -1$ hasta $l = 1$, pasando por cero:

$$-l, (-l + 1), \dots, 0, \dots, (l - 1), +l$$

De acuerdo con el tipo de subnivel que se está completando, los elementos se agrupan en:

- **Elementos representativos:** presentan incompletos los subniveles **s** o **p** del número cuántico principal. Estos elementos se encuentran ubicados en los grupos I, II, III, IV, V, VI y VII.
- **Elementos de transición:** tienen incompleto el subnivel **d**. Están ubicados en la tabla entre los grupos II y III.
- **Elementos de transición interna:** Constituyen las denominadas tierras raras (lantánidos y actínidos). Tienen incompleto el subnivel **f**.

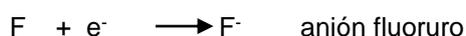
Relación entre los Números Cuánticos y los Orbitales Atómicos

n	l	m	Nº de Orbitales	Orbitales Atómicos
1	0	0	1	1s
2	0	0	1	2s
	1	-1,0,1	3	2p _x , 2p _y , 2p _z
3	0	0	1	3s
	1	-1,0,1	3	3p _x , 3p _y , 3p _z
	2	-2,-1,0,1,2	5	3d _{xy} , 3d _{yz} , 3d _{xz} , 3d _{x²-y²} , 3d _{z²}

Ionización de los Átomos

Los átomos de elementos diferentes tienden a perder o ganar electrones según su naturaleza, por lo que originan especies cargadas llamadas **iones**.

Si un átomo neutro capta o acepta uno o más electrones, posee un exceso de carga negativa, dado que el número de protones no varía. Este átomo se llama: ión negativo o **anión**. Los elementos no metales, mediante la ganancia de electrones, forman aniones y adquieren la estructura del gas noble que le sigue en la Tabla Periódica:



A la inversa, si pierde uno o más electrones se transforma en un ión positivo o **cation** debido al mayor número de protones que de electrones. Los elementos metálicos pierden fácilmente los pocos electrones que poseen en la última capa, formando cationes, cuya

estructura es semejante al gas noble que se encuentra anteriormente en la Tabla Periódica:



Propiedades de los Elementos de la Tabla Periódica

Entre las propiedades más sobresalientes de los elementos de la Tabla Periódica se destacan:

- **Radio Atómico**

El tamaño de un átomo está dado por su radio atómico. Este concepto se define como la mitad de la distancia entre los dos núcleos de dos átomos metálicos adyacentes, en tanto que, para los átomos que unidos entre sí forman una red tridimensional, el radio atómico es la mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos vecinos. Para el caso de elementos que forman moléculas diatómicas simples, el radio atómico es definido como la mitad de la distancia entre los núcleos de los dos átomos de una molécula determinada.

Cuando más fuerte es la carga nuclear efectiva, mayor es la fuerza con que los electrones son atraídos por el núcleo y menor es el radio atómico. Por lo tanto, en un mismo periodo de la Tabla Periódica, el radio atómico disminuye de izquierda a derecha, y en un mismo grupo, aumenta de arriba hacia abajo. Así, por ejemplo, el litio presenta mayor radio atómico que el flúor en tanto que el hidrógeno tiene menor radio atómico que el francio.

- **Radio Iónico**

Es el radio de un anión o un catión.

Si un átomo gana electrones se convierte en un anión y su radio aumenta debido a que la carga nuclear permanece constante, sin embargo, la repulsión incrementa el dominio de la nube electrónica.

Por el contrario, cuando se forma un catión, se pierden electrones, disminuye la repulsión, la nube electrónica se contrae y el catión presenta un radio iónico menor. Así, por ejemplo, el Na^+ tiene menor radio iónico que el F^- .

- **Energía de Ionización**

Es la energía mínima necesaria para quitar un electrón de la capa externa de un átomo. A medida que aumenta la energía de ionización, más difícil resulta quitar un electrón.

En un grupo de la Tabla Periódica, la energía de ionización disminuye de arriba hacia abajo mientras que en un periodo, en general, la energía aumenta de izquierda a derecha.

- **Afinidad Electrónica**

Es la energía que se libera cuando un átomo neutro acepta un electrón.

oxidación +2 y +3 forma compuestos catiónicos, mientras que con los estados de oxidación +4, +6 y +7, constituye la fracción aniónica al combinarse con el oxígeno.

Z	ELEMENTO	SÍMBOLO	VALENCIA	Z	ELEMENTO	SÍMBOLO	VALENCIA
1	Hidrógeno	H	1	27	Cobalto	Co	2-3
2	Helio	He	-	28	Níquel	Ni	2-3
3	Litio	Li	1	29	Cobre	Cu	1-2
4	Berilio	Be	2	30	Cinc	Zn	2
5	Boro	B	3	33	Arsénico	As	3-5
6	Carbono	C	2-4	34	Selenio	Se	2-4-6
7	Nitrógeno	N	3-5	35	Bromo	Br	1-3-5-7
8	Oxígeno	O	2	36	Kriptón	Kr	-
9	Flúor	F	1	38	Estroncio	Sr	2
10	Neón	Ne	-	46	Paladio	Pd	2-4
11	Sodio	Na	1	47	Plata	Ag	1
12	Magnesio	Mg	2	48	Cadmio	Cd	2
13	Aluminio	Al	3	50	Estaño	Sn	2-4
14	Silicio	Si	4	51	Antimonio	Sb	3-5
15	Fósforo	P	3-5	52	Telurio	Te	2-4-6
16	Azufre	S	2-4-6	53	Yodo	I	1-3-5-7
17	Cloro	Cl	1-3-5-7	54	Xenón	Xe	-
18	Argón	Ar	-	56	Bario	Ba	2
19	Potasio	K	1	78	Platino	Pt	2-4
20	Calcio	Ca	2	79	Oro	Au	1-3
24	Cromo	Cr	2-3-6	80	Mercurio	Hg	1-2
25	Manganeso	Mn	2-4-6-7	82	Plomo	Pb	2-4
26	Hierro	Fe	2-3	83	Bismuto	Bi	3-5

ENLACES QUÍMICOS

Unión o enlace químico son las fuerzas que mantienen unidos a los átomos dentro de la molécula. Así, cuando dos átomos de oxígeno se mantienen unidos, se establece entre ellos un enlace químico y se constituye la molécula de oxígeno, O₂, que, en este caso, es biatómica.

Regla del Octeto

El descubrimiento de los gases nobles y su extraordinaria estabilidad permitió conocer la fuerza que motiva la formación de enlaces.

La Regla del Octeto dice: *Los átomos interactúan modificando el número de electrones en sus niveles electrónicos externos de tal forma que tienden a adquirir la estructura electrónica de un gas noble.*

Con excepción del gas noble helio (He) que posee dos electrones, los restantes poseen ocho electrones en su nivel externo. De acuerdo a la regla del octeto, los átomos para formar enlaces químicos, modifican su estructura original, intercambiando o compartiendo electrones con átomos vecinos para alcanzar la configuración electrónica de un gas noble con ocho electrones, con excepción del H, Li y Be, que toman la configuración del He con dos electrones.

Las moléculas pueden adoptar formas espaciales y para ello se postula que los electrones de valencia se encuentran de a pares alrededor del átomo.

Enlaces Intramoleculares

Se denominan así a las fuerzas de atracción entre los átomos dentro de una molécula. Ellas estabilizan a las moléculas individuales, llevándolas a adoptar la estructura que posee la menor energía posible, lo cual se consigue gracias a que los átomos dentro de la molécula tienden a adquirir la configuración electrónica del gas noble más próximo, ya sea cediendo o ganando electrones.

Según los átomos intercambien o compartan electrones de valencia, los enlaces intramoleculares se clasifican como iónicos o electrovalentes, covalentes y metálicos.

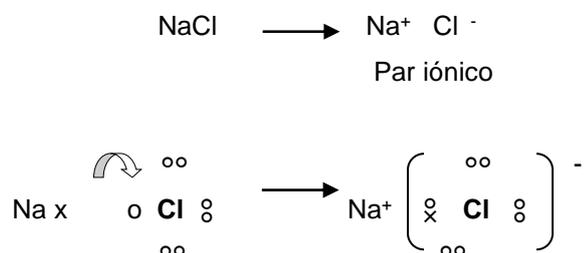
Conociendo el número de electrones que rodean al átomo central de una molécula o ión es posible predecir su estructura espacial. Así, la geometría molecular abarca la distribución tridimensional de los átomos de una molécula lo cual influye en sus propiedades físicas y químicas.

Enlace Iónico o Electrovalente

Se establece por atracción electrostática entre iones de cargas opuestas.

El metal cede electrones, cargándose positivamente (**catión**) y el no metal los recibe, cargándose negativamente (**anión**), ambos asemejándose a la estructura del gas noble más cercano en la Tabla Periódica.

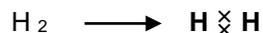
Así, en el cloruro de sodio, el sodio se transforma en catión y el cloro en anión. Las cargas opuestas con que quedan ambos iones permiten que se atraigan y se unan:



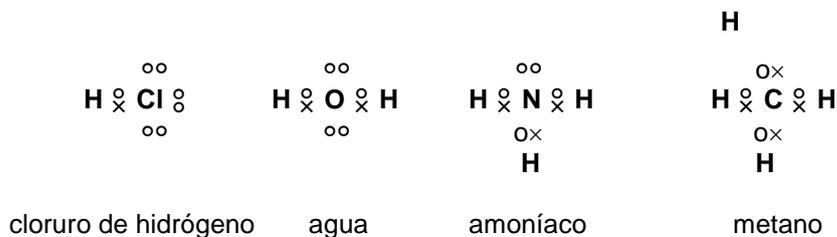
Enlace Covalente

En este tipo de enlace dos o más átomos se asocian compartiendo electrones, de modo que adquieren la estructura del gas noble más cercano en la Tabla Periódica. Los electrones compartidos mantienen unidos a los átomos y cada par de electrones constituye un enlace.

El enlace covalente es muy común entre los elementos no metálicos, los cuales difícilmente pierden electrones, y tienden a compartirlos. Ejemplo:



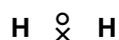
Otros ejemplos de moléculas con unión covalente representadas con símbolos de Lewis son:



- **Enlace Covalente No Polar**

Se establece cuando las cargas positivas correspondientes a los núcleos y las cargas negativas correspondientes a los electrones están distribuidas simétricamente en la molécula.

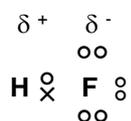
Ejemplos son las moléculas diatómicas de hidrógeno, nitrógeno o halógenos donde no hay diferencia de electronegatividad. Cada átomo ejerce la misma atracción sobre el o los pares de electrones ya que ellos están a la misma distancia de ambos núcleos.



- **Enlace Covalente Polar**

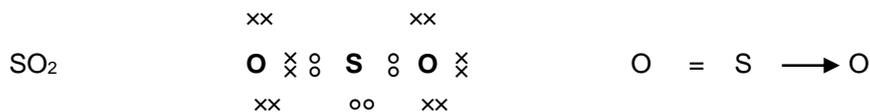
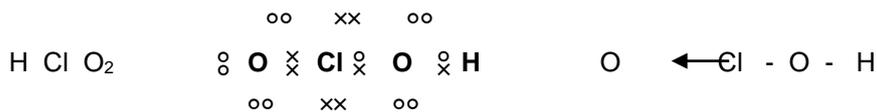
Se establece cuando dos átomos que se unen covalentemente tienen distintas electronegatividades.

Por ejemplo, en la molécula de fluoruro de hidrógeno (HF), el flúor es más electronegativo que el hidrógeno y atrae al par de electrones. De esta manera, existe una zona de mayor densidad de carga negativa (δ^-) sobre el flúor, y otra con menor densidad de carga positiva (δ^+) sobre el hidrógeno.



- **Enlace Covalente Coordinado o Dativo**

El par de electrones compartido es aportado por uno sólo de los átomos. De esta manera un átomo actúa como dador y el otro como aceptor.



Enlace Metálico

Es el tipo de enlace que mantiene unidos a los átomos de los metales. Los metales actúan como iones positivos unidos por electrones de conducción, los que son responsables de la alta conductividad eléctrica y térmica de los metales.

Fuerzas Intermoleculares

Fuerzas Intermoleculares

Las fuerzas de atracción entre moléculas, distintas de las fuerzas de formación de los enlaces químicos entre átomos se conocen como fuerzas intermoleculares. Incluye a las fuerzas entre moléculas monoatómicas o poliatómicas.

Estas fuerzas son responsables de las diferentes fases de la materia, sólida, líquida y gaseosa. Permiten determinar propiedades macroscópicas que caracterizan a las sustancias (punto de ebullición, estado de agregación, solubilidad, etc.) a cierta temperatura y presión.

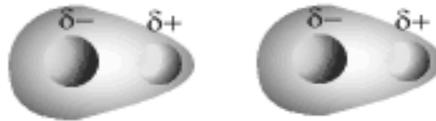
Las fuerzas intermoleculares son mucho más débiles que las fuerzas intramoleculares, para vencerlas es necesario entregar energía al sistema para que pase de un estado de agregación a otro.

Se incluyen las fuerzas debidas a la existencia de dipolos permanentes (fuerza dipolo-dipolo), y las debidas a fenómenos de polarización transitoria o fuerzas de dispersión (fuerzas de London o dipolos fluctuantes). El enlace de hidrógeno es un tipo de interacción dipolo-dipolo. Todas estas fuerzas constituyen las llamadas **fuerzas de van der Waals**. Además, existen las fuerzas ión-dipolo, que no son fuerzas de van der Waals.

Fuerzas Dipolo-Dipolo

Son fuerzas de atracción que se manifiestan en moléculas con enlace covalente polar, debido a la atracción de la zona de densidad positiva de una molécula y la zona de densidad negativa de otra.

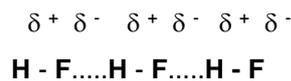
Estas fuerzas son efectivas sólo a distancias cortas. En los líquidos, las moléculas polares son libres de moverse en relación con las demás; en algunas ocasiones adoptan una orientación que es atractiva y en otras ocasiones, una orientación que es repulsiva. En promedio, resulta en una interacción atractiva entre las moléculas. Ejemplos: SO₂, H₂S, H₂O.



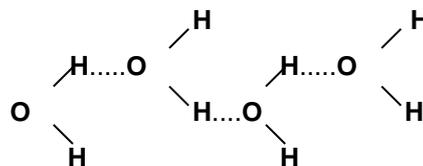
Interacción Puente de Hidrógeno

Es una atracción intermolecular en la cual un átomo de H se encuentra entre dos átomos pequeños fuertemente negativos con pares de electrones libres, específicamente N, O o F. Una de las moléculas debe poseer los grupos O-H, N-H o H-F para proveer el átomo de H y otra molécula debe tener un átomo de O, N o F con un par de electrones libres. Es el tipo más fuerte de interacción intermolecular.

Por ejemplo, las moléculas de HF son covalentes polares por haber una diferencia de electronegatividad entre el hidrógeno y el flúor. Esto provoca la atracción de la zona positiva (átomo de hidrógeno) de una molécula con la zona negativa (átomo de flúor) de la otra.



Las moléculas de agua, al ser dipolos, forman uniones puente de hidrógeno entre el hidrógeno y el oxígeno debido a la diferencia de electronegatividad entre el oxígeno y el hidrógeno. Los electrones de los hidrógenos son atraídos por el oxígeno que es más electronegativo, estableciéndose una densidad de carga positiva hacia los átomos del hidrógeno y una densidad de carga negativa hacia el átomo de oxígeno. Por lo tanto, varias moléculas de agua tienden a adosarse, de manera que la parte positiva del dipolo de una coincida con la parte negativa de otra y viceversa.



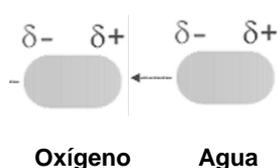
Cuando el agua se solidifica, aumenta el número de uniones puente de hidrógeno y se forman retículos quedando espacios vacíos en forma hexagonal. Debido a esto, el agua líquida tiene una densidad mayor que el hielo y esto permite que el hielo flote en el agua.

Además, el agua posee una masa molecular relativamente pequeña y por lo tanto debería tener un punto de ebullición bajo y ser un gas. Pero, al formarse los puentes de hidrógeno, alcanza un punto de ebullición de 100 °C y por lo tanto, es líquida a temperatura ambiente.

Fuerzas de Dispersión

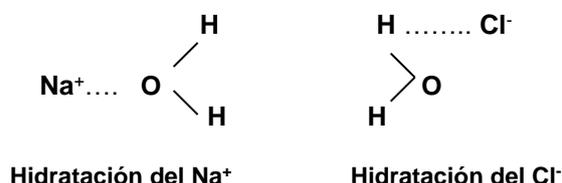
Son fuerzas débiles producidas por el acercamiento de una molécula polar o un ión a un átomo o molécula no polar. Como consecuencia, la ubicación de los electrones de la molécula no polar sufre fluctuaciones o distorsiones, originando un polo positivo y uno negativo, es decir, se produce un **dipolo transitorio** o **inducido**. Según sea la fuerza que produce el dipolo inducido, un ión o una molécula polar, la interacción será **ión-dipolo inducido** o **dipolo-dipolo inducido**.

Por ejemplo, el oxígeno (una molécula no polar) se puede disolver en el agua (molécula polar) debido a que esta última provoca una pequeña polarización en el oxígeno, transformándolo en un dipolo inducido.



Fuerzas Ión-Dipolo

Se establecen entre un ión y una molécula polar. Un ejemplo es la disolución del cloruro de sodio (NaCl) en agua: los iones de cloro (Cl^-) y los de sodio (Na^+) están rodeados de moléculas polares de agua, que los separan entre sí. Esto no ocurre al tratar de disolver la sal en solventes no polares.



EJERCITACIÓN

1- En el siguiente cuadro comparativo completa según corresponda, las características generales de metales y no metales e incluye 3 ejemplos de cada uno.

Características	Metales	No Metales
Carácter metálico		
Carácter electronegativo		
Conductividad eléctrica y térmica		
Tipo de molécula		
Formación de óxidos		
Brillo metálico		

2- ¿Cuáles de las siguientes propiedades corresponden a los metales?

- a) Son dúctiles y maleables.
- b) Son malos conductores del calor y la electricidad.
- c) Sus moléculas son diatómicas.
- d) Al combinarse con un no metal establecen un enlace covalente.
- e) No son electronegativos.
- f) Sus átomos poseen completo el nivel externo.
- g) Al reaccionar con el oxígeno forman óxidos básicos.

3- Dados los siguientes elementos de la Tabla Periódica:

Ca – Br – Li – He – Ar – F – Mg – K – Ne – I – Be - Na

Clasifícalos en:

- a) Metales alcalinos
- b) Gases nobles
- c) Halógenos
- d) Metales alcalinos - térreos

4- Según la Tabla Periódica expresa:

- a) ¿Dónde se ubican los elementos de transición?
- b) ¿Cómo se ubican los grupos y los períodos?
- c) ¿Cómo aumenta la electronegatividad?

5- a) ¿Cuándo un átomo es electronegativo? Escribe dos ejemplos.

b) ¿Cuándo un átomo no es electronegativo? Escribe dos ejemplos.

6- a) Con ayuda de la Tabla Periódica ordena por carácter metálico creciente los siguientes grupos de elementos:

Ca Mg Ba Be

b) Ordena los siguientes grupos de átomos por electronegatividad creciente:

O Al F N

7- Dados los elementos: litio, oxígeno y azufre, expresa si sus moléculas son monoatómicas, diatómicas o poliatómicas. Representa los átomos y las moléculas según corresponda.

8- Marca como verdadero o falso cada una de las siguientes proposiciones:

- a) Los átomos que tienen en su última órbita 1, 2 ó 3 electrones (metales) tienden a perderlos, transformándose en cationes.
- b) Los átomos que tienen en su órbita externa 5, 6 ó 7 electrones (no metales) tratan de ganar electrones hasta llegar al número de ocho, convirtiéndose en aniones.
- c) Los electrones giran sobre sí mismos.
- d) Las partículas que componen el núcleo son los protones y electrones.

- e) Todas las órbitas pueden albergar ocho electrones como máximo.
- f) Dentro de un nivel existen uno o más subniveles.
- g) El protón y el electrón tienen carga de igual magnitud pero de signo contrario.
- h) Todos los átomos de un mismo elemento poseen cantidad constante de protones, neutrones y electrones.
- 9- De acuerdo con la notación **Cl** expresa:
- Su nombre
 - Carga eléctrica nuclear
 - ¿Cuántos electrones posee?
 - ¿Cuántos neutrones tiene?
- 10- Señala la respuesta correcta:
El número atómico corresponde a:
- Suma de protones y electrones
 - Suma de protones y neutrones
 - Número de neutrones
 - Número total de protones
 - Ninguna de las opciones es correcta
- 11- En relación al oxígeno, expresa:
- Ubicación en la Tabla Periódica
 - Número atómico
 - Cantidad de protones, neutrones y electrones
 - Clasificación como metal o no metal
 - Carga y masa de:
 - Un átomo
 - Un núcleo
 - Una molécula
 - Un ión
- 12- ¿Cuántos protones hay en el núcleo de un átomo de los siguientes elementos?
- F
 - Ag
 - Li
 - Fe
 - I
- 13- El átomo de potasio tiene $Z=19$ y $A=39$
Expresa su número de:
- a) protones b) electrones..... c) neutrones.....

- 14- Un átomo tiene 14 neutrones y su número de masa es 27. Indica:
- ¿Cuál es su número atómico?
 - ¿Cómo se denomina?
 - ¿Cuál es su símbolo?
 - ¿Cuántos electrones tiene?
 - Representa su estructura según Böhr.
- 15- En la designación $3d^7$, describe el significado de 3, d y 7.
- 16- Escribe los símbolos de los elementos cuyos números atómicos son 8, 16 y 34. ¿Qué tienen en común esos elementos?
- 17- ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas? Redacta nuevamente las incorrectas para que sean válidas.
- La cantidad máxima de electrones p en el primer nivel de energía es 6.
 - La configuración electrónica de un átomo de carbono es $1s^2 2s^2 2p^2$.
 - El tercer nivel de energía puede tener 18 electrones como máximo.
 - La cantidad máxima de electrones d en el tercer nivel de energía es diez.
 - Un átomo de nitrógeno tiene dos electrones en un orbital 1s, dos en un orbital 2s y uno en cada uno de tres orbitales 2p.
- 18- ¿Cuáles átomos tienen las siguientes configuraciones electrónicas?
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
- 19- Empleando la Tabla Periódica, ¿a qué elementos corresponden las siguientes configuraciones electrónicas?
- $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$
 - $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$
 - $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$
- 20- ¿Cuál es el primer elemento de la Tabla Periódica que satisface cada una de las siguientes condiciones?
- Tiene un conjunto completo de orbitales p
 - Tiene dos electrones $4p$
 - Tiene siete electrones de valencia
- 21- Dados los elementos cuyos números atómicos son: 20, 12, 8, indica:

- a) Configuración electrónica
- b) Período y grupo al que pertenecen
- c) Si son representativos, de transición o de transición interna.

22- Si un átomo tiene 8 protones y 8 neutrones en su núcleo, ¿cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?:

- a) Es metálico
- b) Pertenece al segundo período
- c) Pertenece al grupo VI A

23- Completa los espacios vacíos de la siguiente tabla:

Elemento	Nº atómico	Protones	Electrones	Neutrones	Nº másico
Magnesio	12		12		
Nitrógeno		7		7	
Cloro			17	18	
Silicio		14			28

24- Realiza la configuración electrónica de los siguientes elementos e incluye para cada uno:

- a) Electrones de valencia
- b) Número atómico
- c) Número de protones y electrones
- d) Capacidad de recibir o ceder electrones

Sodio

Nitrógeno

Fósforo

Calcio

Argón

25- Dadas las siguientes configuraciones electrónicas, ¿a qué grupo y período pertenecen los elementos?:

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- b) $1s^2 2s^1$
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

26- Para los elementos: litio, oxígeno, nitrógeno, cloro, aluminio, flúor, magnesio, azufre:

- a) Representa según el modelo atómico de Böhr.
- b) Expresa número de protones y electrones de valencia.
- c) Escribe la ecuación de ionización de cada uno. Nombra los productos obtenidos.

Litio

Oxígeno
 Nitrógeno
 Cloro
 Aluminio
 Flúor
 Magnesio
 Azufre

27- En la siguiente tabla, ¿cuáles son las diferencias fundamentales que observas en la composición de los dos átomos de cloro y en los dos átomos de iodo?

Elemento	Nº atómico	Protones	Electrones	Neutrones	Nº másico
Cloro				18	35
Cloro	17				37
Iodo		53			127
Iodo		53			131

28- Tomando en consideración el elemento H, esquematiza la estructura según Böhr de los isótopos.

^1H

^2H

^3H

¿Cuántos protones y cuántos neutrones hay en cada uno de ellos?

29- Relaciona mediante una flecha el ítem de la izquierda con el que le corresponda de la derecha:

a) unión entre no metales

c) unión iónica

b) unión entre metales y no metales

d) unión covalente

30- Basándote en la información que te suministra la Tabla Periódica sobre el elemento Calcio, expresa:

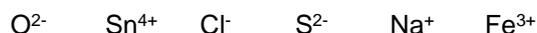
- ¿Cuántos electrones, protones y neutrones tiene?
- Representa su estructura de Böhr.
- Di si tiene tendencia a formar aniones o cationes. Justifica.
- ¿Es más o menos electronegativo que el F? Justifica.
- ¿Con qué tipo de unión se liga al F? Justifica.
- Representa según Lewis el compuesto del ítem anterior.

31- El átomo del elemento Y posee dos electrones en $n=1$; 8 electrones en $n=2$; 8 electrones en $n=3$ y un electrón en $n=4$. Señala para este elemento:

- Grupo

- b) Periodo
- c) Número de electrones y protones

32- ¿Cuáles de los siguientes iones son cationes y cuáles aniones?



33- Escribe la configuración electrónica de X^{2-} si X tiene un $A= 32$ y posee 16 neutrones en su núcleo. ¿De qué elemento se trata?

34- Un átomo de un elemento X genera un anión divalente negativo y posee igual cantidad de electrones que el segundo gas noble. ¿De qué átomo se trata? Justifica tu respuesta.

35- Si el elemento X tiene 45 neutrones y su configuración electrónica termina en $4p^5$, ¿cuál es el número másico de dicho elemento?

36- Deduce en qué grupo y en qué periodo se encuentran los átomos de los siguientes elementos si:

- a) tiene 18 protones en el núcleo.
- b) produce un anión monovalente que tiene 18 electrones.
- c) posee sus 3 últimos electrones en el nivel 5p.
- d) pierde dos electrones y la configuración electrónica del ión que se forma es $2s^2 2p^6$.

37- Dado los siguientes elementos:

$\begin{matrix} 24 \\ \text{Mg} \\ 12 \end{matrix}$,	$\begin{matrix} 12 \\ \text{C} \\ 6 \end{matrix}$,	$\begin{matrix} 32 \\ \text{S} \\ 16 \end{matrix}$
---	---	---	---	--

para el primero de ellos, que está ubicado en el grupo II período III de la Tabla Periódica, escribe:

- a) Su nombre, su A, su Z.
- b) Su clasificación como metal, no metal o gas noble.
- c) Su carácter metálico y electronegatividad respecto del Carbono.
- d) Su representación según el modelo de Böhr.
- e) La configuración electrónica según niveles y subniveles.
- f) El tipo de enlace que se produce para obtener el compuesto: MgS.
- g) La representación de la molécula MgS con símbolos de Lewis.

38- Muestra en un ejemplo la formación de un compuesto iónico a partir de sus átomos mediante símbolos de Lewis.

39- Explica por qué el potasio forma un ión K^+ .

40- ¿Por qué un ión aluminio tiene carga +3?

- 41- Expresa si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. Justifica.
- a) Si la fórmula del ioduro de calcio es CaI_2 , entonces la del ioduro de cesio es CsI_2 .
 - b) Los elementos metálicos tienden a ser electronegativos.
 - c) Un átomo de cloro tiene menos electrones que un ión cloruro.
 - d) Los gases nobles tienen tendencia a perder un electrón y transformarse en iones con carga positiva.
 - e) La molécula de agua es polar.
- 42- Encuentra el tipo de enlace que se forma entre los siguientes pares de átomos:
- a) Na y I
 - b) Cl y O
 - c) Br y Al
 - d) O y S
- 43- Escribe la configuración electrónica y el símbolo químico de los siguientes elementos:
- a) El tercer metal alcalino
 - b) El elemento que posee 31 electrones
 - c) El tercer gas noble
 - d) El fósforo
- 44- Analiza las siguientes representaciones y luego responde:
- $$\text{Mg}^{2+} \text{Cl}^- \text{Cl}^- ; \text{K}^+ \text{I}^-$$
- a) ¿A qué tipo de enlace corresponde? Justifica.
 - b) ¿Cómo se realiza este enlace?
- 45- Representa las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos químicos y expresa qué tipos de enlaces químicos presentan:
- a) Ba Br₂
 - b) Pb Cl₄
 - c) P H₃
 - d) H₂ O
 - e) Cl₂
 - f) C O₂
 - g) Au I₃
 - h) Na Cl
 - i) P₂ O₃
 - j) S O₃

46- De los siguientes compuestos, ¿cuáles presentan enlace dativo?. Justifica tu respuesta.

- a) H_2O
- b) NH_3
- c) CaS
- d) LiCl
- e) O_2
- f) SO_2
- g) HClO

47- Expresa si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. Justifica tu respuesta.

- a) Las fuerzas intramoleculares son más débiles que las fuerzas intermoleculares.
- b) El ácido fórmico (HCOOH) puede formar enlaces puente de hidrógeno con el agua.
- c) Las fuerzas dipolo-dipolo son fuerzas de atracción que se manifiestan en moléculas con enlace covalente no polar.
- d) La fuerza dipolo-dipolo inducido es aquella fuerza de atracción intermolecular que se produce entre una molécula polar y una no polar.
- e) La molécula de fluoruro de hidrógeno presenta enlace covalente no polar.

NOMENCLATURA DE QUÍMICA INORGÁNICA

Generalidades

Las **fórmulas** se usan para representar los compuestos. Se escriben los símbolos de los elementos uno al lado del otro y con un subíndice que indica el número de átomos con que cada elemento interviene.

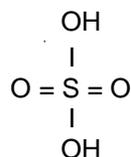
En la **fórmula mínima**, fórmula bruta o empírica sólo se tiene en cuenta la relación atómica de los elementos o sea la proporción con que intervienen los elementos en cuanto a la cantidad de átomos.

En la **fórmula molecular** se tiene en cuenta la cantidad total de átomos que forman la molécula.

La **fórmula desarrollada** indica cómo están unidos los átomos en la molécula.

Fórmula molecular

Fórmula desarrollada



Nomenclatura

Es la forma de nombrar los compuestos químicos.

La nomenclatura moderna se basa en un procedimiento sistemático de tal modo que cada nombre le corresponde a una determinada fórmula.

Para su estudio se los clasifica en compuestos binarios, terciarios y cuaternarios. A muchos de ellos se los conoce por su nombre vulgar.

Compuestos Binarios

Están formados sólo por dos elementos.

- **Óxidos Básicos**

Están constituidos por un metal y el oxígeno.

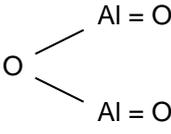
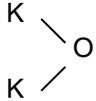
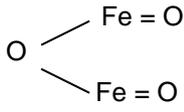
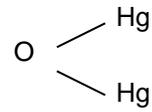
Si el metal tiene una sola valencia se lo denomina óxido de metal y si tiene dos valencias: cuando actúa con la menor, la denominación del metal termina en OSO y si actúa con la mayor en ICO. Esta forma de nombrar corresponde a la nomenclatura tradicional. En el sistema Stock se escribe el nombre del metal seguido de su valencia en números romanos.

Ejemplos:



Óxido de bario



Al_2O_3	Óxido de aluminio		
K_2O	Óxido de potasio		
FeO	Óxido ferroso	Óxido de hierro (II)	$\text{Fe} = \text{O}$
Fe_2O_3	Óxido férrico	Óxido de hierro (III)	
Hg_2O	Óxido mercurioso	Óxido de mercurio (I)	
HgO	Óxido mercúrico	Óxido de mercurio (II)	$\text{Hg} = \text{O}$

- **Óxidos Ácidos o Anhídridos**

Están formados por un no metal y el oxígeno.

Se los puede denominar óxidos o anhídridos. Para nombrarlos siguen las mismas reglas que los óxidos básicos.

Ejemplos:

CO_2	Anhídrido carbónico	Dióxido de carbono	
SO_2	Anhídrido sulfuroso	Dióxido de azufre	Óxido de azufre (IV)
SO_3	Anhídrido sulfúrico	Trióxido de azufre	Óxido de azufre (VI)
N_2O_3	Anhídrido nitroso	Trióxido de dinitrógeno	Óxido de nitrógeno (III)
N_2O_5	Anhídrido nítrico	Pentóxido de dinitrógeno	Óxido de nitrógeno (V)
P_2O_3	Anhídrido fosforoso	Trióxido de difósforo	Óxido de fósforo (III)
P_2O_5	Anhídrido fosfórico	Pentóxido de difósforo	Óxido de fósforo (V)
Cl_2O	Anhídrido hipocloroso	Monóxido de dicloro	Óxido de cloro (I)
Cl_2O_3	Anhídrido cloroso	Trióxido de dicloro	Óxido de cloro (III)
Cl_2O_5	Anhídrido clórico	Pentóxido de dicloro	Óxido de cloro (V)
Cl_2O_7	Anhídrido perclórico	Heptóxido de dicloro	Óxido de cloro (VII)

- **Peróxidos**

Se caracterizan por poseer un puente oxígeno que une los dos átomos de oxígeno del radical. Presentan carácter oxidante.

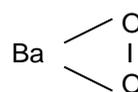
Ejemplos:



Peróxido de hidrógeno
Agua oxigenada



Peróxido de sodio



Peróxido de bario

- **Hidruros Metálicos**

Están constituidos por un metal y el hidrógeno.

Para nombrarlos, se dice HIDRURO acompañado del nombre del metal.

Ejemplos:

Ca H ₂	Hidruro de calcio	
Ni H ₃	Hidruro níquelico	Hidruro de níquel (III)

- **Hidruros no metálicos**

Están formados por un no metal y el hidrógeno.

El no metal actúa con su menor valencia. Para nombrarlos, el no metal termina en URO o en HIDRICO según el estado de agregación en que se encuentre.

Ejemplos:

H Cl	Cloruro de hidrógeno o Ácido clorhídrico
H Br	Bromuro de hidrógeno o Ácido bromhídrico
H I	Ioduro de hidrógeno o Ácido iodhídrico
H F	Fluoruro de hidrógeno o Ácido fluorhídrico
H ₂ S	Sulfuro de hidrógeno o Ácido sulfhídrico

Hay otros compuestos de este tipo que tienen nombres tradicionales y no son ácidos:

H ₂ O	Agua
N H ₃	Amoníaco
P H ₃	Fosfina o Fosfamina
As H ₃	Arsina o Arsenamina

- **Sales Binarias**

Están formadas por un metal y un no metal.

Para nombrarlas, el no metal actúa con su menor valencia y termina en URO.

Ejemplos:

Na Cl	Cloruro de sodio	
Pb I ₂	Ioduro plumboso	Ioduro de plomo (II)
Pb I ₄	Ioduro plúmbico	Ioduro de plomo (IV)

Compuestos Ternarios

Son aquellos que están constituidos por tres elementos.

• Hidróxidos

Resultan de la combinación de un óxido básico con el agua.

El grupo químico característico de los hidróxidos es el **oxhidrilo** (OH⁻). Presentan carácter básico o alcalino. Ejemplos:

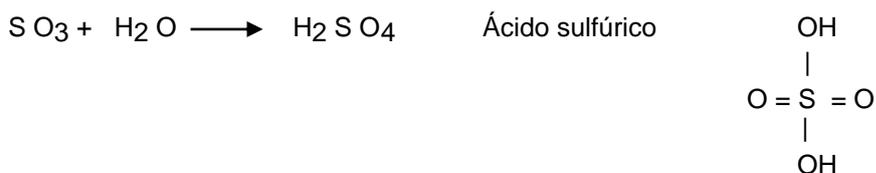
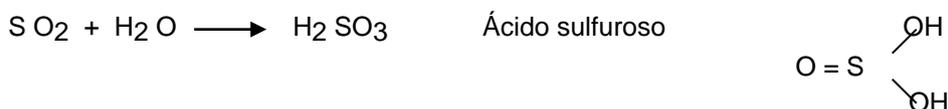
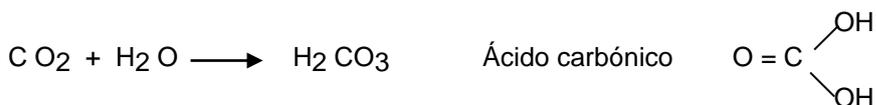
Na OH	Hidróxido de sodio	
Mg (OH) ₂	Hidróxido de magnesio	
Ni (OH) ₂	Hidróxido níqueloso	Hidróxido de níquel (II)
Ni (OH) ₃	Hidróxido níquelico	Hidróxido de níquel (III)

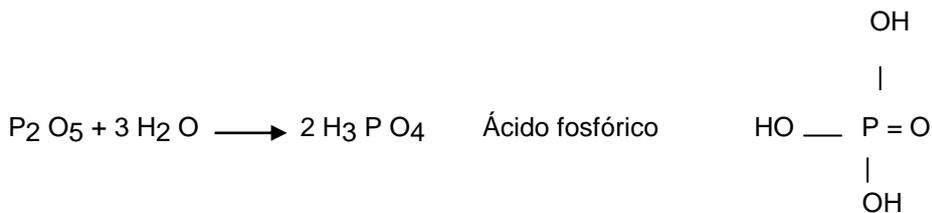
• Ácidos Ternarios u Oxoácidos

Resultan de la combinación de un óxido ácido o anhídrido con el agua.

Para nombrarlos, si el no metal actúa con la menor valencia, el ácido termina en OSO y si el no metal actúa con la mayor valencia, el ácido termina en ICO. Presentan carácter ácido.

Ejemplos:





Cuando los no metales tienen más estados de oxidación, se le antepone el prefijo HIPO si corresponde al menor estado de oxidación y PER al mayor.

- **Sales Ternarias Neutras**

Resultan de la combinación de un hidróxido con un ácido ternario u oxoácido.

Se reemplazan los hidrógenos del ácido por el metal del hidróxido. Para nombrarlas: si el ácido termina en OSO, la sal termina en ITO y si el ácido termina en ICO, la sal termina en ATO.

La valencia del anión está dada por el número de hidrógenos reemplazados:

Ácido	Anión	Valencia	Sal
H ₂ S O ₃ Ácido sulfuroso	S O ₃ ²⁻ Sulfito	2	Na ₂ S O ₃ Sulfito de sodio
H N O ₃ Ácido nítrico	N O ₃ ⁻ Nitrato	1	Ca (N O ₃) ₂ Nitrato de calcio
H ₃ P O ₄ Ácido fosfórico	P O ₄ ³⁻ Fosfato	3	K ₃ P O ₄ Fosfato de potasio

Compuestos Cuaternarios

Están formados por cuatro elementos.

- **Sales Ácidas**

Son sales en las que no todos los hidrógenos del ácido han sido reemplazados.

Los ácidos que darán origen a este tipo de sales tienen que tener por lo menos dos hidrógenos.

Ejemplos:

K H S O₄ Sulfato ácido de potasio Hidrógeno sulfato de potasio Bisulfato de potasio
 Ba (H S O₃)₂ Sulfito ácido de bario Hidrógeno sulfito de bario Bisulfito de bario
 Na H C O₃ Carbonato ácido de sodio Bicarbonato de potasio

En el caso del ácido fosfórico H₃PO₄ por ejemplo, al tener 3 hidrógenos, se pueden obtener dos tipos de sales ácidas:

$\text{Na H}_2\text{P O}_4$	Fosfato diácido de sodio	Fosfato monosódico
$\text{Na}_2\text{ H P O}_4$	Fosfato ácido de sodio	Fosfato disódico

Resumiendo:

- Óxido básico:** metal + oxígeno
- Óxido ácido o anhídrido:** no metal + oxígeno
- Hidruro metálico:** metal + hidrógeno
- Hidruro no metálico:** no metal + hidrógeno
- Hidróxido:** óxido básico + agua
- Oxoácido:** óxido ácido o anhídrido + agua
- Sal binaria:** hidruro no metálico + hidróxido
- Sal ternaria:** oxoácido + hidróxido

EJERCITACIÓN

- 1- Escribe las fórmulas de las sales neutras que se pueden obtener al reaccionar:
 - a) Hidróxido de calcio + Ácido sulfúrico
 - b) Hidróxido de potasio + Ácido fosfórico
 - c) Hidróxido de zinc + Ácido clorhídrico
 - d) Hidróxido cúprico + Ácido fluorhídrico
 - e) Hidróxido mercurioso + Ácido bromhídrico

- 2- Nombra y formula los productos que se obtienen al reaccionar:
 - a) hierro con su menor valencia y oxígeno
 - b) anhídrido cloroso y agua
 - c) óxido aúrico y agua
 - d) bromo con valencia cinco y oxígeno
 - e) azufre e hidrógeno

- 3- Dadas las siguientes sales, escribe su nombre y la fórmula del ácido del cual proviene:

Sal	Nombre	Ácido
a) $\text{Cu (Cl O}_3)_2$
b) Na H S O_4
c) $\text{Fe (N O}_3)_3$
d) Mg C O_3
e) $\text{K}_2\text{ S}$
f) Na Cl
g) $\text{Li H}_2\text{ P O}_4$
h) Co (Br O)_2

- i) $\text{Pt (NO}_2)_4$
 j) Pb I_2

4- Completa las siguientes reacciones y nombra reactantes y productos:

- a) $\text{Ag}_2\text{O} + \dots \longrightarrow 2\text{AgOH}$
 b) $\text{HCl} + \dots \longrightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
 c) $\dots + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{HNO}_3$
 d) $2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Ca(OH)}_2 \longrightarrow \dots + 6\text{H}_2\text{O}$
 e) $\text{Ba(OH)}_2 + \dots \longrightarrow \text{Ba(HSO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

5- Escribe la fórmula de todos los aniones posibles que se pueden obtener cuando se disocian los siguientes oxoácidos:

- a) H_2SO_4
 b) H_3PO_4
 c) H_2CO_3
 d) H_2S
 e) HNO_2

6- Escribe el nombre de los siguientes compuestos:

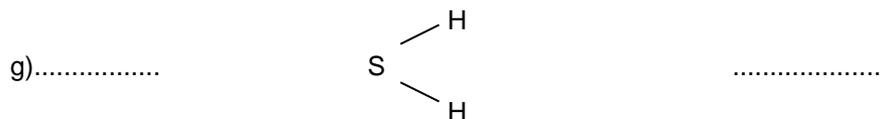
- a) BaO
 b) H_2O_2
 c) CO
 d) H_2S
 e) Cu(OH)_2
 f) $\text{Pb(HSO}_4)_2$
 g) NaNO_2
 h) H_3AsO_4
 i) SnI_4
 j) H_2SiO_3
 k) Al_2O_3
 l) KMnO_4
 m) Zn(OH)_2
 n) N_2O_5
 o) NiBr_3
 p) HgH_2PO_3
 q) HCl

7- Escribe las fórmulas de los siguientes compuestos:

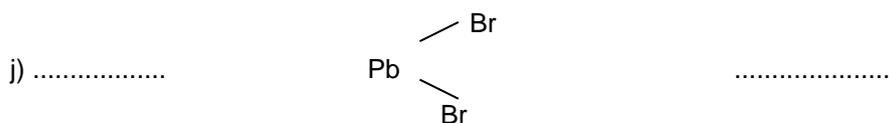
- a) peróxido de sodio
- b) sulfito ácido cuproso
- c) hidróxido de magnesio
- d) fluoruro de plata
- e) ácido perclórico
- f) anhídrido crómico
- g) óxido platinoso
- h) dióxido de azufre
- i) carbonato ácido de calcio
- j) cloruro auroso
- k) arsenito de estroncio
- l) óxido plumboso
- m) ácido bromhídrico
- n) hidróxido de aluminio
- o) fosfato férrico
- p) ácido dicrómico
- q) hipoclorito de sodio

8- Completa el siguiente cuadro:

Fórmula molecular	Fórmula desarrollada	Nombre
a)	$\begin{array}{c} \text{O} = \text{N} = \text{O} \\ \\ \text{OH} \end{array}$
b) Ca (O H) ₂	$\begin{array}{c} \text{OH} \\ / \quad \backslash \\ \text{Ca} \\ \backslash \quad / \\ \text{OH} \end{array}$
c)	$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ / \quad \backslash \\ \text{Mg} \\ \backslash \quad / \\ \text{Cl} \end{array}$	cloruro de magnesio
d) H F	H - F
e)	$\begin{array}{c} \text{OH} \\ / \quad \backslash \\ \text{P} \\ \backslash \quad / \\ \text{OH} \end{array}$
f)	$\begin{array}{c} \text{OH} \\ / \quad \backslash \\ \text{Fe} \\ \backslash \quad / \\ \text{OH} \end{array}$	hidróxido férrico



óxido de zinc



9- De los siguientes compuestos, indica cuál tiene carácter ácido, básico o neutro:

- | | |
|------------------------------------|-------------------------|
| a) Ag O H | e) N H ₄ O H |
| b) H ₂ C O ₃ | f) N H ₄ Cl |
| c) K ₂ C O ₃ | g) H ₂ S |
| d) Zn S O ₃ | h) H I O ₃ |

10- En cada línea ¿cuál de las siguientes fórmulas es la correcta?:

- | | | |
|---------------------------------------|------------------------------------|------------------------------------|
| 1- a) N O ₂ | b) N ₂ O ₃ | c) N O ₃ |
| 2- a) Zn S | b) Zn ₂ S | c) Zn S ₂ |
| 3- a) H ₂ C O ₄ | b) H ₂ C O ₂ | c) H ₂ C O ₃ |
| 4- a) Ag O | b) Ag ₂ O | c) Ag O ₂ |
| 5- a) H ₃ P O ₄ | b) H ₂ P O ₄ | c) H ₂ P O ₅ |

11- Representa mediante estructura de Lewis el compuesto que forman K con S y Mg con Cl, indicando la unión química que se establece entre ellos. Escribe además las fórmulas desarrolladas y moleculares de ambos compuestos y nómbralos.

12- Nombra las siguientes sustancias: C O₂, Ba O, Cu O, I₂ O₃, Cu O H, Al (O H)₃, Ba (O H)₂, H I O₂, H₂ S O₄. Agrúpalas en óxidos ácidos, óxidos básicos, hidróxidos y ácidos.

13- Nombra los siguientes ácidos, clasificándolos en oxoácidos e hidrácidos. Además, escribe las fórmulas desarrolladas de los mismos.

- H₂ C O₃
- H₂ S
- H Cl

- d) $\text{H}_3\text{P O}_4$
- e) H I
- f) H Br O_4

14- Escribe las fórmulas de los siguientes compuestos e indica si son sales binarias o ternarias:

- a) sulfato de calcio
- b) cloruro de amonio
- c) carbonato cúprico
- d) bromito de potasio
- e) fosfato de sodio
- f) ioduro auroso
- g) bromuro férrico
- h) hipoclorito de sodio
- i) sulfuro de magnesio
- j) arsenito de litio

15- ¿Qué tipo de sales son: fosfato diácido de sodio, sulfuro ácido de sodio y bicarbonato de sodio? Escribe las fórmulas correspondientes.

16- Escribe las fórmulas de los siguientes iones. ¿De qué ácidos provienen?

- a) carbonato
- b) fosfito
- c) sulfuro ácido
- d) permanganato
- e) sulfato

17- Representa las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos. Escribe las fórmulas desarrolladas e indica el tipo de enlace que presentan:

- a) K O H
- b) H Br O_3
- c) Ag I O_2
- d) Ca (O H)_2
- e) $\text{H}_2\text{Si O}_3$
- f) Cu_2SO_4
- g) Na H C O_3

NOMENCLATURA DE QUÍMICA ORGÁNICA

Generalidades

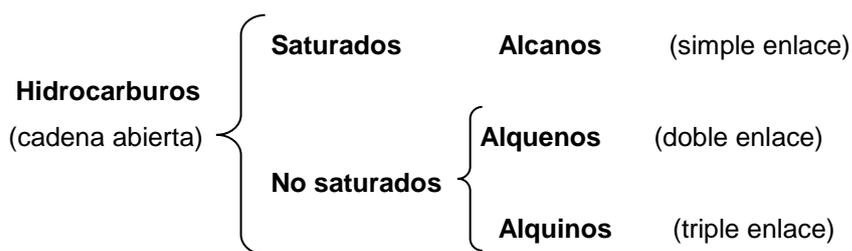
La Química Orgánica se denomina también Química del Carbono ya que este elemento se encuentra presente en todos los compuestos orgánicos. Allí los átomos de carbono están unidos entre sí formando cadenas o anillos o ambas combinaciones. También pueden contener otros átomos como oxígeno, nitrógeno, y por lo tanto, tener funciones específicas.

La nomenclatura de los compuestos contempla dicha función. Si la misma puede tener varias localizaciones, se agrega al nombre del compuesto un número, el cual corresponde al carbono donde se ubica la función. Algunos compuestos tienen nombre vulgar.

Hidrocarburos

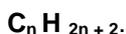
Los compuestos formados únicamente por carbonos e hidrógenos reciben el nombre de **hidrocarburos**. Según el tipo de enlaces que unen sus carbonos, se clasifican en saturados y no saturados o insaturados.

Según la disposición espacial de los hidrocarburos, se clasifican en alifáticos (cadenas abiertas o cerradas) y aromáticos o anillos derivados del benceno (cadenas cerradas).



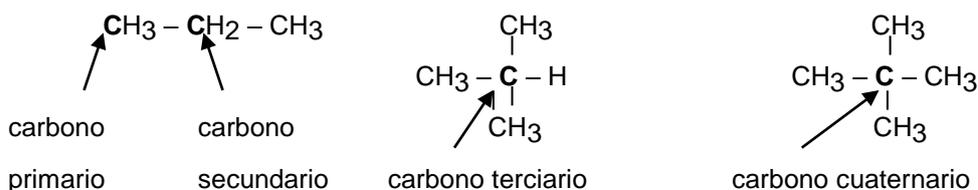
Alcanos

Son hidrocarburos de cadena abierta, saturados, con simple enlace. Pueden ser de cadena lineal o ramificada. Para nombrarlos se les agrega el sufijo ANO. La fórmula general es:

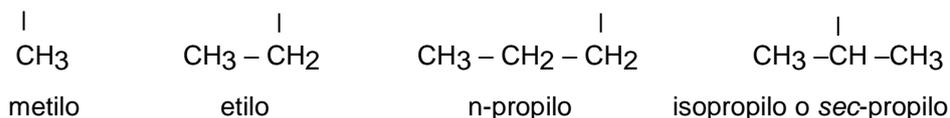


CH ₄	CH ₃ – CH ₃	CH ₃ – CH ₂ – CH ₃	CH ₃ – CH ₂ – CH ₂ – CH ₃
metano	etano	propano	butano
pentano (5 carbonos)	heptano (7 carbonos)	nonano (9 carbonos)	
hexano (6 carbonos)	octano (8 carbonos)	decano (10 carbonos)	

Existen carbonos primarios, secundarios, terciarios y cuaternarios. El carbono primario se encuentra en los extremos de la cadena; se une a un sólo átomo de carbono. El carbono secundario se encuentra unido a dos carbonos, el terciario a tres carbonos y el cuaternario a cuatro carbonos.

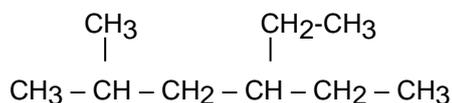


Si a un hidrocarburo se le quita un hidrógeno, se obtiene un **radical alquílico**, que se designa cambiando ANO por ILO.



Los alcanos se encuentran en gran número en el petróleo. El gas natural contiene gran cantidad de metano y pequeñas porciones de etano, propano, butano.

Ejemplos:

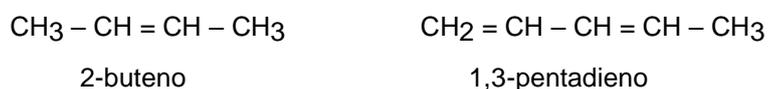
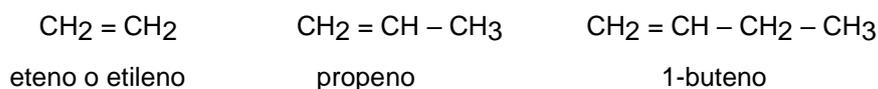


2-metil-4-etil hexano o 4-etil-2-metil hexano (IUPAC)



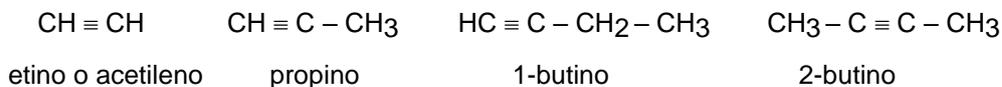
Alquenos

Son hidrocarburos de cadena abierta, no saturados, con doble enlace. Para nombrarlos se les agrega el sufijo ENO. La fórmula general es: C_nH_{2n} .



Alquinos

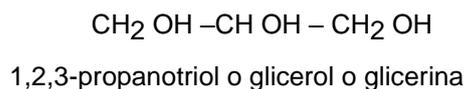
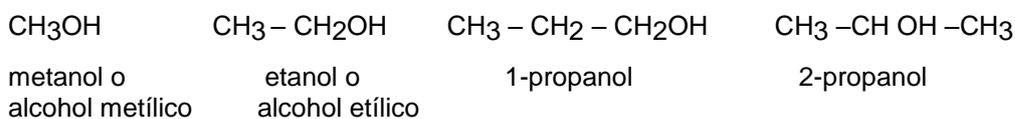
Son hidrocarburos de cadena abierta, no saturados, con triple enlace. Para nombrarlos se les agrega el sufijo INO. La fórmula general es: C_nH_{2n-2} .



Funciones Oxigenadas

Alcoholes

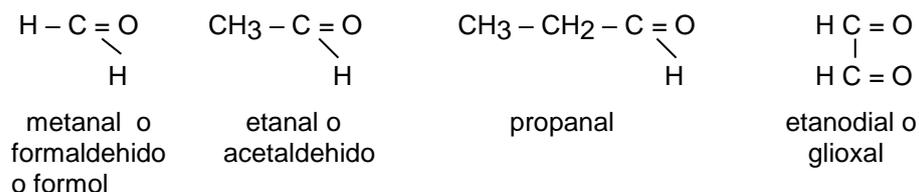
Los alcoholes se caracterizan por poseer el grupo funcional **oxhidrilo** o **hidroxilo (OH)**. Se los designa cambiando el sufijo ANO del hidrocarburo por el sufijo OL.



Los alcoholes pueden ser primarios, secundarios o terciarios según el carbono al cual se une el grupo oxhidrilo.

Aldehídos

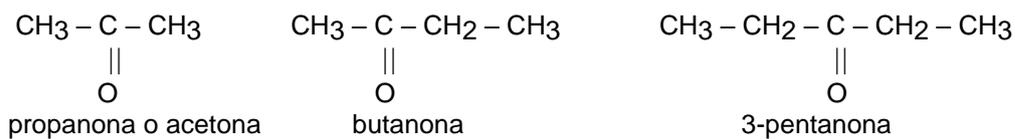
El grupo funcional característico es el grupo **carbonilo** $-C=O$. Para nombrarlos, se los designa con el sufijo AL. Siempre se escribe la función aldehído en carbono primario.



Los aldehídos se pueden obtener por la oxidación o la deshidrogenación de un alcohol primario, la hidratación de alquinos en presencia de un catalizador o la descarboxilación de sales de calcio, entre otros.

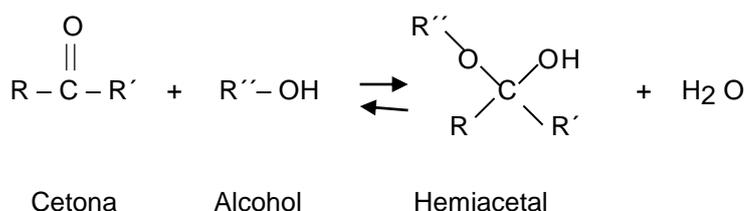
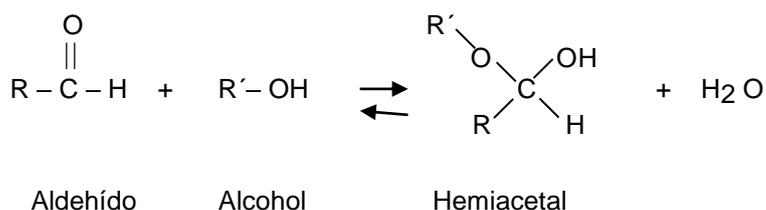
Cetonas

El grupo funcional característico también es el grupo **carbonilo** pero siempre en carbono secundario. Para nombrarlas, se las designa con el sufijo ONA.



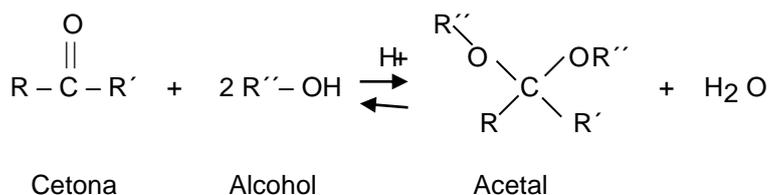
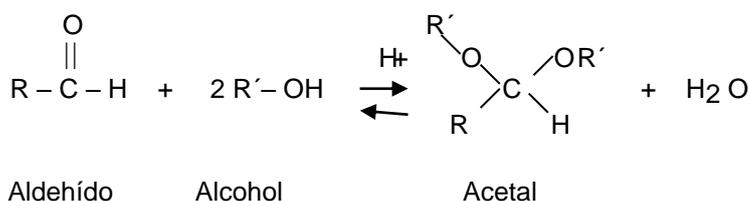
Las cetonas se pueden obtener a partir de la oxidación o deshidrogenación de alcoholes secundarios o por la hidratación de alquinos.

Entre el grupo carbonilo de un aldehído o de una cetona y el grupo oxhidrilo de un alcohol se puede formar un tipo de enlace denominado **hemiacetalico**. La mayoría de los hemiacetales se descomponen espontáneamente.



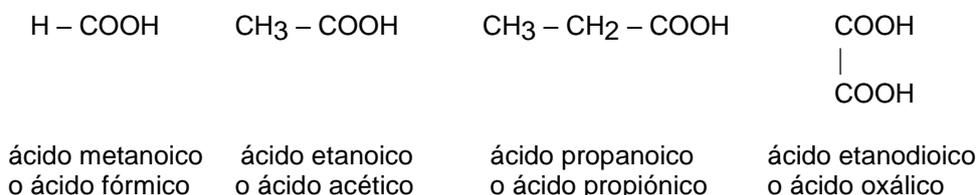
Si los grupos aldehído o cetona y el grupo oxhidrilo forman parte de la misma molécula se obtiene un hemiacetal **cíclico**. Aquéllos que contienen 5 y 6 átomos de carbonos suelen ser más estables que los hemiacetales de cadena abierta.

Si el hemiacetal reacciona con una segunda molécula del alcohol se forma un **acetal**. El acetal es más estable que el hemiacetal.



Ácidos

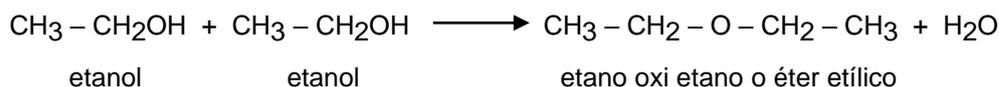
El grupo funcional característico es el grupo **carboxilo** **-COOH**. Esta función se escribe siempre en carbono primario. Para nombrarlos se los designa con el sufijo OICO. Los carbonos subsiguientes al que contiene el grupo carboxilo pueden expresarse consecutivamente como α , β , γ , δ , ϵ , etc.



Éteres

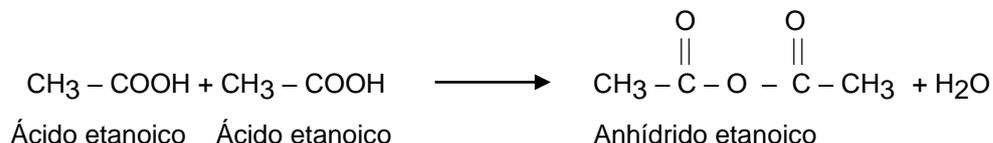
Se obtienen por la deshidratación de dos alcoholes, por calentamiento a unos 140 °C, con ácido sulfúrico concentrado.

Presentan el grupo funcional **R - O - R'**.



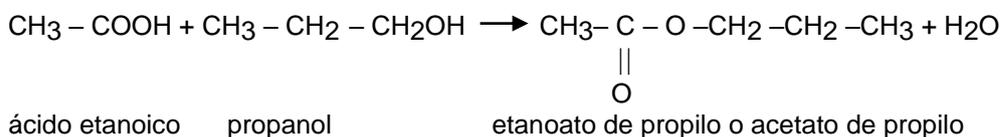
Anhídridos

Se obtienen por deshidratación de dos ácidos orgánicos.



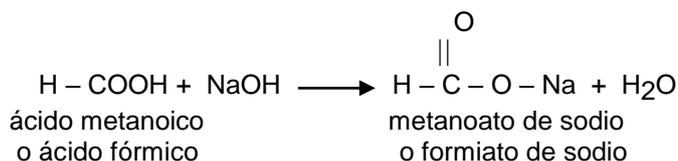
Ésteres

Se obtienen por la deshidratación de un ácido y un alcohol, en presencia de un ácido inorgánico. La molécula de agua se forma a partir del oxhidrilo del alcohol y del hidrógeno del oxhidrilo del ácido.



Sales Orgánicas

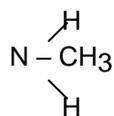
Se obtienen al reaccionar un ácido orgánico y un hidróxido fuerte. La molécula de agua se forma a partir del oxhidrilo del hidróxido y del hidrógeno del oxhidrilo del ácido.



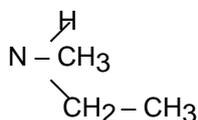
Funciones Nitrogenadas

Aminas

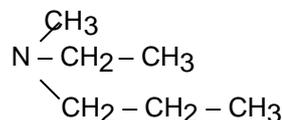
Se consideran derivados orgánicos del amoníaco. Se representan sustituyendo uno o más hidrógenos del amoníaco por radicales alquílicos. Las aminas pueden ser primarias, secundarias y terciarias según se reemplacen 1, 2 ó 3 hidrógenos del amoníaco por radicales.



metil amina
(amina primaria)



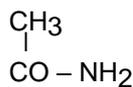
metil etil amina
(amina secundaria)



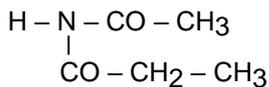
metil etil propil amina
(amina terciaria)

Amidas

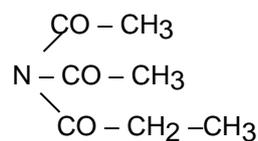
Son compuestos que se representan sustituyendo el oxhidrilo del ácido por un grupo amino.



etanamida o acetamida



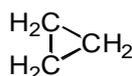
etan propanamida



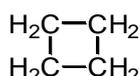
dietan propanamida

Hidrocarburos de Cadena Cerrada o Cíclicos

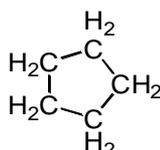
Cicloalcanos



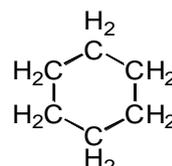
ciclopropano



ciclobutano

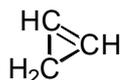


ciclopentano

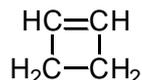


ciclohexano

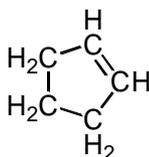
Cicloalquenos



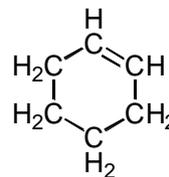
ciclopropeno



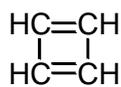
ciclobuteno



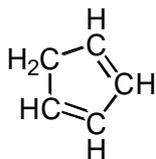
ciclopenteno



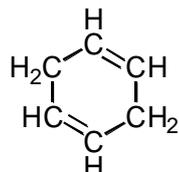
ciclohexeno



ciclobutadieno



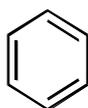
ciclopentadieno



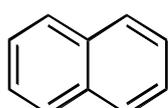
ciclohexadieno

Hidrocarburos Aromáticos

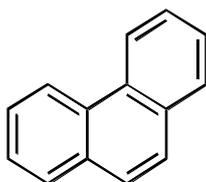
Son aquellos que se relacionan con el benceno.



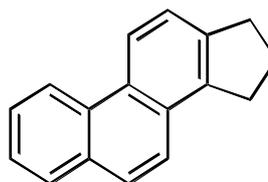
benceno



naftaleno



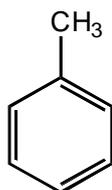
fenantreno



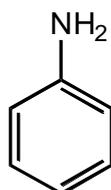
ciclopentanofenantreno

El radical del benceno se llama **fenilo** (C_6H_5).

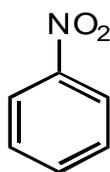
Derivados del Benceno



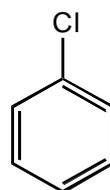
metil benceno
tolueno o toluol



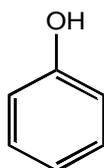
amino benceno
o anilina



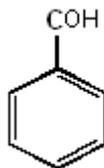
nitro benceno



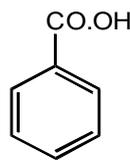
cloro benceno



hidroxi benceno o
fenol o ácido fénico



benzaldehido



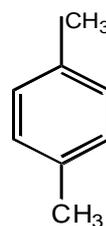
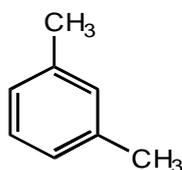
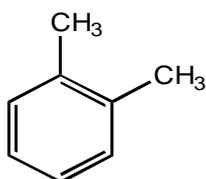
ácido benzoico

Cuando existen dos sustituyentes según la posición que ocupan, se los puede designar de la siguiente manera:

posición 1 - 2 : orto (o)

posición 1 - 3 : meta (m)

posición 1 - 4 : para (p)



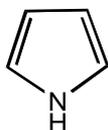
o - dimetil benceno

m - dimetil benceno

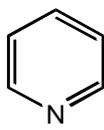
p - dimetil benceno

Hidrocarburos Heterocíclicos

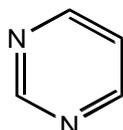
Estos compuestos presentan en el anillo átomos distintos al carbono como ser: oxígeno, nitrógeno o azufre.



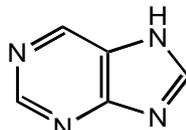
pirrol



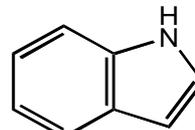
piridina



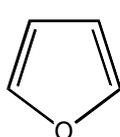
pirimidina



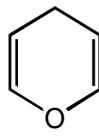
purina



indol



furano



pirano

Esquema General de las Funciones Orgánicas

Grupos Funcionales	Función	Nomenclatura	Ubicación
$R - OH$	alcohol	ol	carbono primario, secundario, terciario
$\begin{array}{c} R - C = O \\ \\ H \end{array}$	aldehído	al	carbono primario
$\begin{array}{c} R - C - R \\ \\ O \end{array}$	cetona	ona	carbono secundario
$\begin{array}{c} R - C = O \\ \\ OH \end{array}$	ácido	oico	carbono primario
$R - COO - R$	éster	...ato de ...ilo	
$R - O - R$	éter	... oxi....	
$R - NH_2$	amina	...il amina	R - amina
$R - CO - NH_2$	amidaan amida	R - amida

Moléculas Polifuncionales

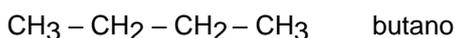
Muchos compuestos químicos presentan más de una función. Algunos de ellos, de importancia metabólica, se mencionan frecuentemente por su nombre vulgar, como son: ácido láctico o 2-propanol oico, ácido pirúvico o propanona oico, ácido málico o hidroxibutanodioico, ácido fumárico o butenodioico, ácido oxaloacético o α ceto butanodioico, glicerol o propanotriol, alanina o ácido α amino propanoico, ácido aspártico o α amino butanodioico, ácido glutámico o α amino pentanodioico, asparragina o ácido α amino γ amida butanóico, glutamina o ácido α amino δ amida pentanoico.

ISOMERÍA

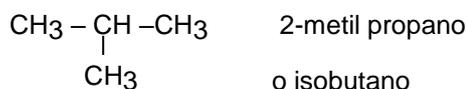
Se denominan isómeros a aquellos compuestos que presentan la misma fórmula empírica y diferente estructura molecular.

Isomería de Cadena

Consiste en la diferente posición de los átomos de carbono en la cadena.

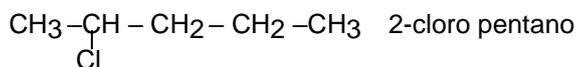


Fórmula empírica: $\text{C}_4 \text{H}_{10}$

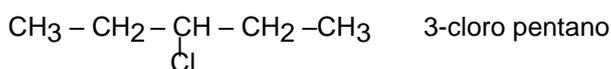


Isomería de Posición

Consiste en la diferente ubicación de los sustituyentes en la cadena.

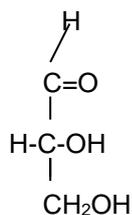


Fórmula empírica: $\text{C}_5 \text{H}_{11} \text{Cl}$

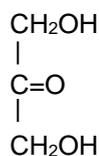


Isomería de Función

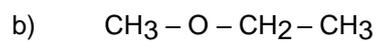
Tienen la misma fórmula empírica pero distintos grupos funcionales.



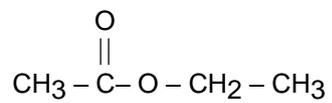
Gliceraldehído



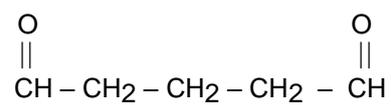
Dihidroxiacetona



c)



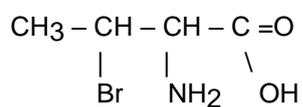
d)



e)



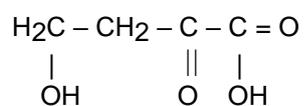
f)



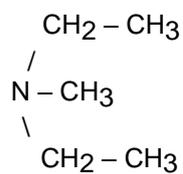
g)



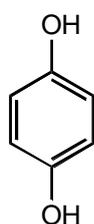
h)



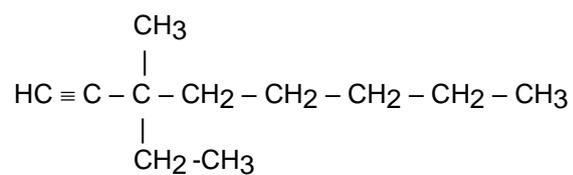
i)



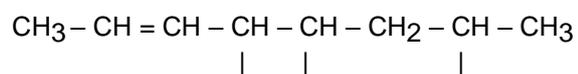
j)

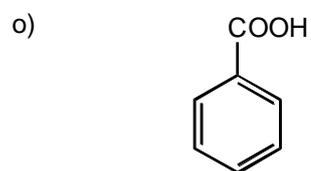
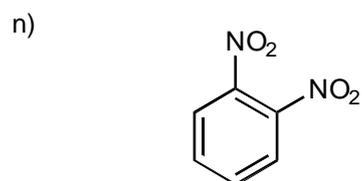
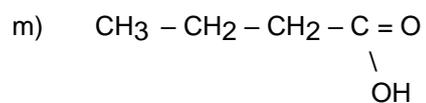


k)



l)





3- Teniendo en cuenta los compuestos:

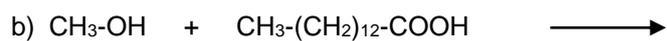
2,2-dimetil 1-butanol y 4-metil-2-pentanol

¿Cuáles son sus fórmulas moleculares? ¿Son isómeros entre sí? ¿Por qué? Si lo son, ¿de qué tipo?

4- Si se oxida el 1-propanol, ¿qué productos pueden obtenerse?

5- Si se reduce el ácido butanoico, ¿qué productos pueden obtenerse?

6- Representa y nombra el compuesto que se forma cuando reaccionan:



¿Qué tipo de enlace se establece?

- b) ácido propanoico (ácido pirúvico)
- c) propanotriol (glicerol)
- d) ácido α amino propanoico (alanina)
- e) Ácido α amino butanodioico (ácido aspártico)
- f) ácido α amino pentanodioico (ácido glutámico)
- g) ácido α amino γ amida butanoico (asparragina)
- h) ácido α amino δ amida pentanoico (glutamina)
- i) ácido hidroxibutanodioico (ácido málico)
- j) ácido butenodioico (ácido fumárico)
- k) ácido α ceto butanodioico (ácido oxaloacético)

10- Compuestos orgánicos del tipo $R - CO NH_2$, ¿se clasifican como aminas, amidas, cetonas o ácidos?

11- Los siguientes compuestos, ¿son isómeros: de cadena, de función o de posición? Escribe sus fórmulas desarrollada y mínima.

- a) butanona y butanal
- b) 1-propanol y 2-propanol
- c) 2-metil-1-butanol y 1-pentanol

12- Escribe la fórmula de una amida y de una amina. ¿Cuál es la diferencia?

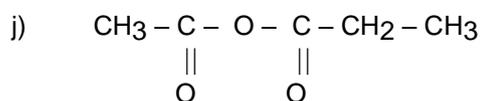
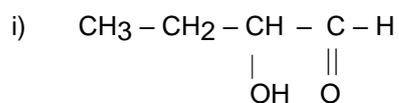
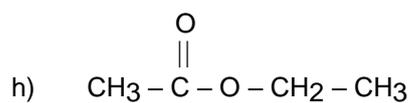
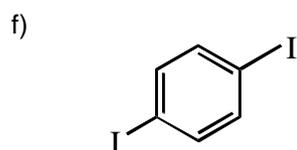
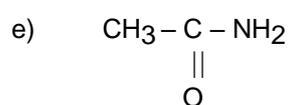
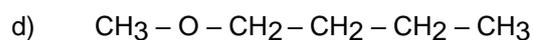
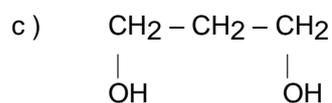
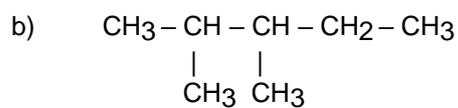
13- Escribe las fórmulas de:

- a) o-dicloro benceno
- b) hidroxibenceno
- c) 1-metil-2,4-dinitrobenceno
- d) p-amino clorobenceno
- e) 1,3,5-trimetil benceno
- f) naftaleno
- g) pirrol
- h) fenantreno
- i) ciclo pentanoperhidrofenantreno
- j) pirano

14- El compuesto $CH_3 - CH_2 - COO - CH_2 - CH_3$, ¿es un ejemplo de alcohol, ácido, éster, o cetona? Nómbralo.

15- Escribe el nombre de los siguientes compuestos:

- a) $CH_3 - CH - CH_2 - CH - CH_2 - CH_3$



16- Escribe las fórmulas de los siguientes compuestos:

- 4,4-dietil heptano
- o-diamino benceno
- ácido propanodioico
- metil etil amina
- tripropanamida

- f) metanoato de butilo
- g) nitro benceno
- h) anilina (amino benceno)
- i) etano oxi pentano
- j) ácido 2-propanoico (ácido láctico)

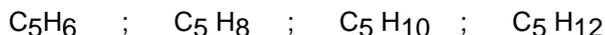
17- ¿Cuál de las siguientes fórmulas representa un compuesto orgánico no saturado?



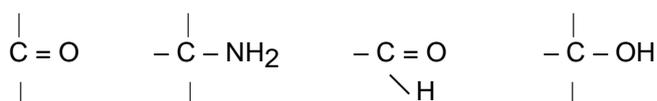
18- ¿Cuál de las siguientes sustancias es un éster?

ácido butanoico ; butanal ; metanoato de etilo ; butanoato de sodio

19- ¿Cuál es la fórmula molecular del 1-pentino?



20- ¿Cuál de los siguientes grupos funcionales corresponde a un alcohol?



21- ¿Cuántos isómeros del pentano pueden existir? Menciónalos.

22- Escribe los isómeros posibles de los siguientes compuestos, si corresponden. ¿Cuáles son alcoholes primarios, secundarios y terciarios?:

- a) pentanol
- b) butanol
- c) dibromo hexano
- d) diflúor ciclohexano

23- Representa las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos y señala el tipo de enlace que presentan:

- a) $CH_3 - CH_3$
- b) $CH_2 = CH_2$
- c) $CH_3 - CH_2OH$
- d) $H - C = O$
 $\quad \quad \quad \backslash$
 $\quad \quad \quad H$
- e) $CH_3 - COOH$

