

Introducción al estudio de la QUÍMICA

DEFINICIÓN Y CLASIFICACIÓN DE LA QUÍMICA

La **química** es la **ciencia** que trata de la composición, **estructura**, propiedades **y** transformaciones de la **materia**, así **como** de las **leyes** que rigen esos cambios y transformaciones.

LA QUÍMICA: SU IMPORTANCIA EN LA VIDA COTIDIANA Y RELACIÓN CON OTRAS CIENCIAS

La química es una **ciencia** que ha permitido **conocer**, interpretar y transformar nuestro **ambiente**; la química está presente en nuestro entorno **diario**, proporcionándonos beneficios invaluable, pero la falta de **control** y **ética** en su uso también puede causarnos **problemas**.

A la pregunta química ¿para qué?, algunas respuestas son: "para elaborar **materiales** semejantes a los naturales, más económicos y sin dañar el entorno ecológico y para conocer la composición de la estructura de los materiales". La química participa en los campos de **acción** de otras **ciencias**, de tal manera que se derivan, la **bioquímica**, la fisicoquímica, etc.

DIFERENCIA ENTRE CAMBIOS FÍSICOS Y QUÍMICOS

- **Cambio físico.**- Cuando las modificaciones no alteran la composición íntima de las sustancias, dichos cambios desaparecen cuando cesa la causa que los originó. En este tipo de cambios se modifica la forma, el tamaño, **el estado** de **movimiento** o el **estado** de agregación; la **energía** implicada es pequeña. Ejemplos: formación del arcoíris, **fusión** de la cera, disolución del **azúcar**, dilación de un metal, transmisión del **calor**, cambios de estado, la **elasticidad**, el **magnetismo**, la propagación de la **luz**.
- **Cambio químico.**- Cuando el **cambio** experimentado modifica la **naturaleza** íntima de las sustancias y no es reversible. Antes y después del cambio se tienen sustancias diferentes con propiedades diferentes. La energía desprendida o absorbida es mayor que el cambio físico. Ejemplos: **corrosión** de **metales**, explosión de una bomba, uso de un acumulador, revelado de una **fotografía**, **combustión** de un cerillo, **fotosíntesis**, electrolisis del **agua**, el **proceso** de digestión, la **fermentación**, etc.

Estructura de la materia

- **ÁTOMO.**- Partícula más pequeña característica de un elemento.
- **MOLÉCULA.**- Partícula más pequeña de una sustancia dada (neutra) capaz de existir independientemente y que conserva sus propiedades Químicas, se componen de átomos **unidos** químicamente de acuerdo con su valencia, pueden ser diatómicas (O₃) o poliatómicas (Na₂SO₄), se representa con formulas químicas.
- **ELEMENTO.**- Sustancia básica que no se descompone en sustancias más simples por **métodos** químicos ordinarios. Son 115 elementos, 92 naturales y el resto artificiales. La mayoría son sólidos, cinco son líquidos en condiciones ambientales y doce son gaseosos. Son abundantes otros no, algunos son raros, radiactivos y algunos se sintetizan en el **laboratorio**.
- **ION.**- Átomo con carga eléctrica que se forma **por** la ganancia ó pérdida de electrones. Se clasifica en dos tipos: **cation** y **anion**.

- **CATION.**- ion con carga positiva. Se forma por la pérdida de electrones en átomos metálicos.
- **ANION.**- ion con carga negativa. Se forma por la ganancia de electrones en átomos no metálicos.
- **COMPUESTO.**-Es una sustancia formada por átomos de dos o más elementos unidos químicamente en proporciones definidas. Los compuestos sólo se pueden separar en sus componentes puros (elementos) por medios químicos.
- **ISÓTOPO.**-Son átomos que tienen el mismo número de protones pero difieren en su número de neutrones, por lo tanto estos elementos difieren en su número de masa. Los diferentes elementos de los isótopos no son estables y se presentan en la naturaleza en la misma proporción. Ejemplo:

${}^1_1\text{H}$ Hidrogeno ligero o normal	${}^2_1\text{H}$ Hidrogeno pesado o deuterio	${}^3_1\text{H}$ Hidrogeno radiactivo o tritio
${}^{16}_8\text{O}$	${}^{17}_8\text{O}$	${}^{18}_8\text{O}$

- **SOLUCIÓN.**- Mezcla homogénea formada por un disolvente y un soluto.
- **MATERIA.**- Materia es cualquier cosa que ocupa un espacio y que tiene masa.

LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA.- El contenido de materia en el universo siempre permanece constante.

ENERGÍA.-Capacidad de realizar trabajo

TIPOS DE ENERGÍA.-Algunas manifestaciones energéticas comunes son: energía mecánica, energía Solar, energía química, energía eléctrica, energía hidráulica, energía calorífica, energía luminosa, energía nuclear, energía eólica, energía geotérmica.

LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA ENERGÍA.- La energía puede ser convertida de una forma a otra, pero no se puede crear o destruir. En otras palabras, la energía total del universo es constante.

ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA.- La materia de acuerdo a su propiedades físicas se clasifica en tres estados de agregación; fase sólida, líquida y gaseosa; los nuevos estados son el plasma y condensado de Bose-Einstein.

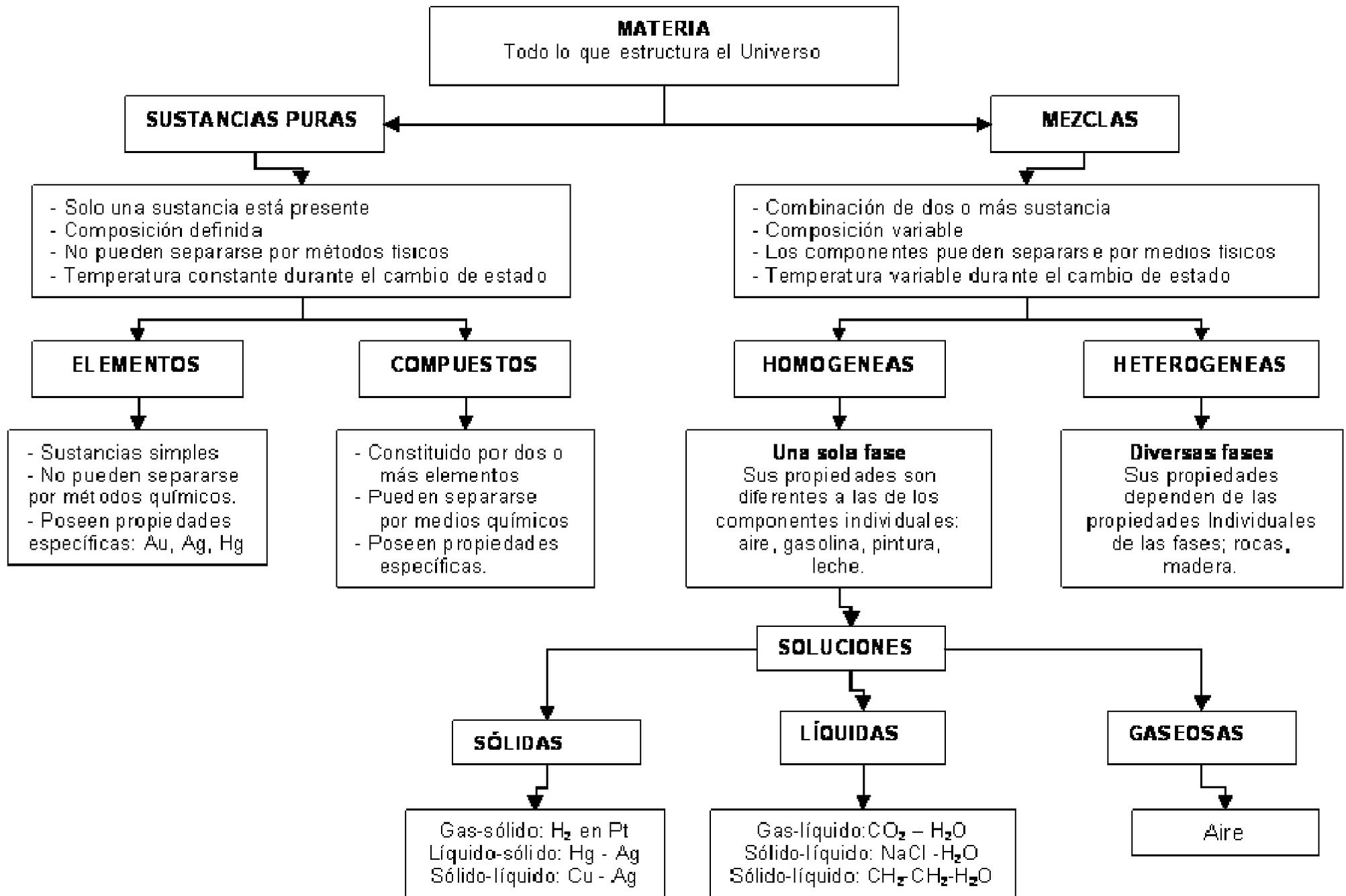
- **Fase sólida.**Fase que ocupa un volumen fijo y tiene una forma definida, la movilidad de las partículas es nula y la fuerza de cohesión entre ellas es muy alta.
- **Fase líquida.** Esta fase ocupa un volumen dado por la forma del recipiente, la movilidad y su cohesión de las partículas es intermedia.
- **Fase gaseosa.**Fase que no tiene, ni forma, ni volumen definido, tiende a ocupar el volumen del recipiente en el que se encuentra confinado y sus partículas tienen una gran energía cinética, presentan movimientos desordenados y la fuerza de cohesión es muy baja.

Plasma.Cuando un gas se calienta a temperaturas cercanas a los 10000 grados, la energía cinética de las moléculas aumenta lo suficiente para que al vibrar y chocar, las moléculas se rompan en átomos. A temperaturas más altas, los electrones se ionizan de los átomos y la

sustancia se convierte en una mezcla de electrones e iones positivos: un plasma altamente ionizado. Podemos considerar al plasma como un gas que se ha calentado a temperatura elevada que sus átomos y moléculas se convierten en iones. La concentración de partículas negativas y positivas es casi idéntica, por lo que es eléctricamente neutro y buen conductor de la corriente eléctrica.

Condensado de Bose -Einstein. Gas que se ha enfriado a una temperatura próxima al cero absoluto. Los átomos pierden energía, se frenan y se unen para dar origen a un superátomo insólito.

CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA



Métodos de separación de mezclas

- **DECANTACIÓN.** Es utilizado para separar un sólido de grano grueso de un líquido, consiste en vaciar el líquido después de que se ha sedimentado el sólido. Este método también se aplica en la separación de dos líquidos no miscibles y de diferentes densidades.
- **FILTRACIÓN.** Permite separar un sólido de grano relativamente fino de un líquido empleando un medio poroso de filtración o membrana que deja pasar el líquido pero retiene el sólido, los filtros más comunes son el papel, fibras de asbesto, fibras vegetales, redes metálicas y tierras raras.
- **CENTRIFUGACIÓN.** Método que permite separar un sólido insoluble de grano muy fino y de difícil sedimentación de un líquido. Se incrementa la temperatura del líquido en la centrífuga; por medio de translación acelerado se incrementa la fuerza gravitacional provocando la sedimentación del sólido o de las partículas de mayor densidad.
- **DESTILACIÓN.** Método que permite separar mezclas de líquidos miscibles aprovechando sus diferentes puntos de ebullición, también permite separar componentes volátiles o solubles en agua u otros disolventes, incluye una serie de evaporación y condensación sucesivas.
- **CRISTALIZACIÓN.** Consiste en provocar la separación de un sólido que se encuentra en solución, finalmente el sólido queda como cristal, el proceso involucra cambio de temperatura, agitación, eliminación del solvente, etc.
- **EVAPORACIÓN.** Por este método se puede separar rápidamente un sólido disuelto en un líquido, se incrementa la temperatura del líquido hasta el punto de ebullición, con lo cual se evapora y el sólido queda en forma de polvo seco.
- **SUBLIMACIÓN.** Es el paso de un sólido al gaseoso sin pasar por el estado líquido, por una alta temperatura.
- **SOLIDIFICACIÓN.** Este cambio requiere y se presenta cuando un líquido pasa al estado sólido.
- **CONDENSACIÓN.** Es el paso del estado gaseoso al estado líquido, supone la disminución de la temperatura.
- **LICUEFACCIÓN.** Es el paso del estado gaseoso al estado líquido se logra disminuyendo la temperatura. y aumentando la presión.

Su = Sublimación

Sur = Sublimación regresiva

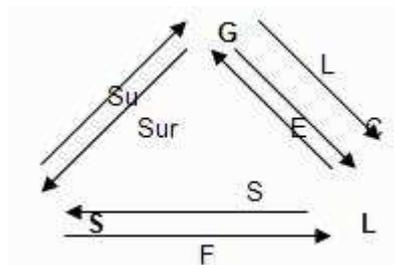
S = Solidificación

F= Fusión

E= Evaporación

C= Condensación

L= Licuefacción



Estructura atómica de la materia y teoría cuántica

El átomo está conformado por tres partículas. Neutrones, protones y electrones, el protón deriva de la palabra griega protos que significa primera que, el protón es la primera aparecida ó electrón positivo.

El protón pesa aproximadamente una una (unidad de masa atómica) 1836 veces más pesada que el electrón. Sufre pequeños desplazamientos con relación al centro del átomo y puede ser expulsado del sistema al que pertenece en forma violenta para ya libre convertirse en partícula alfa. El protón tiene una energía potencial alta; cuando el núcleo es grande y es poco estable se da lugar las fisiones espontáneas, pero puede ser separada del átomo al bombardear el núcleo con neutrones.

El neutrón pesa poco menos que el neutrón, carece de carga. La desintegración depende del número de protones y número de neutrones que hay a en el núcleo. La relación de protones y neutrones en los elementos oxígeno, helio, nitrógeno, hasta el calcio es igual a 1.

El electrón. Es una partícula ligera a comparación del protón, tiene una carga negativa y gira alrededor del núcleo presentando un movimiento de rotación llamado spin.

Cuando un fotón choca con un electrón, le cede su energía, la absorbe alejándolo del núcleo o fuera del sistema, si queda dentro del sistema se deshace de su sobrecarga en forma de fotón irradiando energía, volviéndose a un nivel anterior. A este fenómeno se llama activación del átomo.

Partícula	Carga eléctrica		g	u.m.a.	Localización del átomo	símbolo
	Coulomb					
Electrón	1.6x10-19	-1	9.1x10-28	0.00055	Gira alrededor del núcleo	e-
Protón	1.6x10-19	+1	1.67x10-24	1.00727	En el núcleo	p+
Neutrón	0	0	1.68x10-24	1.00866	En el núcleo	N0

CARACTERÍSTICAS DE LAS PARTÍCULAS SUBATÓMICAS

NÚMERO ATÓMICO (Z).- Es el número de protones que hay en el núcleo atómico. Determina la identidad del átomo.

$Z = p$ Donde: **Z** = número atómico **p** = número de protones

NÚMERO DE MASA (A).-Es el número de protones y neutrones que hay en el núcleo atómico. Se calcula a partir del peso atómico del elemento.

$A = p + n$ Donde: **A** = número de masa **p** = número de protones **n** = número de neutrones

MASA ATÓMICA.-Es la suma porcentual de la masa de los isótopos de una muestra de átomos del mismo elemento, su unidad es la u.m.a. (unidad de masa atómica) La masa del isótopo de carbono 12 es de 12 u.m.a y las masas se expresan con relación a ésta y se miden en u.m.a.

MODELOS ATÓMICOS

Para elaborar esta teoría atómica, Dalton considero la propiedad general de la materia: la masa. Es decir, el átomo está caracterizado por su masa. La teoría de Dalton ha pasado por varias modificaciones y algunos postulados han sido descartados. Sin embargo aún representa la piedra angular de la química moderna.

Postulados de la teoría atómica de Dalton:

§ Toda la materia se compone de partículas diminutas, llamadas átomos que son indestructibles e indivisibles.

§ Todos los átomos del mismo elemento son iguales en tamaño y masa, y los átomos de diferentes elementos presentan tamaño y masa distintos.

§ Los compuestos químicos se forman por la unión de dos o más átomos de diferentes elementos.

§ Los átomos se combinan en relaciones numéricas simples bien definidas (ley de las proporciones definidas).

Los átomos de dos elementos pueden combinarse en diferentes relaciones.

Modelo atómico de Thomson.- J.J. Thomson sometió a la acción de un campo magnético rayos catódicos, logrando establecer la relación entre la carga y la masa del electrón. Por lo que este científico es considerado como el descubridor del electrón como partícula. Propuso un modelo en el que determina que el átomo está constituido de electrones y protones; en el cual la carga positiva semejava un "Budín de pasas", la cual contenía distribuidas sus respectivas cargas negativas. Además, de que todos los átomos son neutros ya que tienen la misma cantidad de electrones y protones.

Modelo atómico de Rutherford.-En 1899 Rutherford demostró que las sustancias radiactivas producen tres tipos de emanaciones a las que llamó rayos alfa (α), beta (β) y gamma (γ). Con base en sus observaciones, Rutherford propuso un modelo en el que el átomo tenía una parte central ó núcleo con carga eléctrica positiva y en el que se concentraba toda la masa atómica; estableció además que, los electrones giraban alrededor de ese núcleo a distancias variables, y que describían órbitas concéntricas, semejando a un pequeño sistema solar.

Modelo atómico de Niels Bohr.- Bohr estableció que los electrones giraban alrededor del núcleo describiendo órbitas circulares (niveles de energía) que se encontraban a diferentes distancias del mismo. Designó al nivel más próximo al núcleo como "K" ó 1; al segundo "L" ó 2 y así sucesivamente hasta llegar al nivel "Q" ó 7.

Postuló además, que cuando un electrón se desplaza en su órbita no emite radiaciones, por lo que su energía no disminuye, y no es atraído por el núcleo. Pero que si en un proceso cualquiera, se le suministra energía en forma de luz y electricidad, el electrón la absorbe en cantidad suficiente y brinca a otra órbita de mayor energía. En tales condiciones se dice que el electrón está excitado. Cuando el electrón regresa a su nivel energético, emite en forma de energía luminosa (fotón), la energía que recibió.

Modelo atómico actual.-El modelo actual de los átomos fue desarrollado por E. Schrödinger, en el que se describe el comportamiento del electrón en función de sus características ondulatorias. La teoría moderna supone que el núcleo del átomo está rodeado por una nube tenue

de electrones que retiene el concepto de niveles estacionarios de energía, pero a diferencia del modelo de Bohr, no le atribuye al electrón trayectorias definidas, sino que describe su localización en términos de probabilidad. De acuerdo con Schrödinger, la posición probable de un electrón está determinada por cuatro parámetros llamados cuánticos, los cuales tienen valores dependientes entre sí.

Números cuánticos

Los números cuánticos son el resultado de la ecuación de Schrödinger, y la tabulación indica la zona probable donde el electrón puede localizarse.

Número cuántico	Símbolo
Número cuántico principal	n
Número cuántico secundario, azimutal o de forma	l
Número cuántico magnético o de orientación	m
Número cuántico espín (de giro)	s

SIGNIFICADO Y VALORES DE NÚMEROS CUÁNTICOS

Número cuántico principal.-Indica el nivel energético donde está el electrón, es un valor entero y positivo del 1 al 7. Es la distancia que existe entre el electrón y el núcleo e indica el tamaño del orbital (nube electrónica).

Número cuántico secundario, azimutal o de forma.-Describe la zona de probabilidad donde se puede encontrar el electrón (orbital), adquiere valores desde cero hasta n-1. En cada nivel hay un número de subniveles de energía igual al nivel correspondiente. El número cuántico secundario determina la energía asociada con el movimiento del electrón alrededor del núcleo; por lo tanto el valor de l indica el tipo de subnivel en el cual se localiza un electrón y se relaciona con la forma de la nube electrónica.

Número cuántico magnético.-Representa la orientación espacial de los orbitales contenidos en los subniveles energéticos, cuando están sometidos a un campo magnético. Los subniveles energéticos están formado por orbitales o REEMPE, que es la región del espacio energético donde hay mayor probabilidad de encontrar el electrón. El número cuántico magnético adquiere valores desde -1, pasando por el cero hasta +1.

Número Cuántico espín.-Expresa el campo eléctrico generado por el electrón al girar sobre su propio eje, que solo puede tener dos direcciones, una en dirección de las manecillas del reloj y la otra en sentido contrario; los valores numéricamente permitidos son de +1/2 y -1/2.

TABULACIONES DE LAS POSIBLES COMBINACIONES DE LOS NÚMEROS CUÁNTICOS

n	l (0 a n-1)	m (-l a +l)
1	0	0
2	0, 1	1, 0, -1
3	0, 1, 2	2, 1, 0, -1, -2, -3
4	0, 1, 2, 3	3, 2, 1, 0, -1, -2, -3

RELACIÓN ENTRE EL NIVEL, SUBNIVEL, ORBITAL Y NUMERO DE ELECTRONES

Nomenclatura de subniveles energéticos según número cuántico (l)

Numero cuántico secundario (l)	Nombre del subnivel (orbital)	n	l	Nombre del subnivel
0	s	1	0	s
1	p	2	0, 1	p
2	d	3	0, 1, 2	d
3	f	4	0, 1, 2, 3	f

Número máximo de electrones por subnivel.

Numero cuántico secundario l	Número máximo de electrones $2(2l + 1)$	
0	$2(2 \cdot 0 + 1)$	2
1	$2(2 \cdot 1 + 1)$	6
2	$2(2 \cdot 2 + 1)$	10
3	$2(2 \cdot 3 + 1)$	14

Número de electrones por nivel.- Usando la ley de Rydberg, la expresión es: $2n^2$

$$2(1)^2=2$$

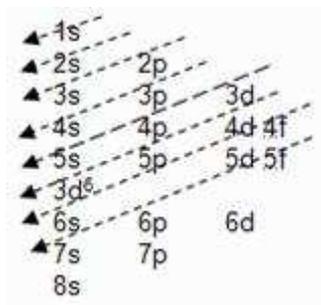
$$2(2)^2=8$$

$$2(3)^2=18$$

$$2(4)^2=32$$

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Se denomina configuración electrónica a la especificación de los subniveles ocupados y su número de ocupación para cada elemento. Consiste en la distribución de los electrones en los orbitales del átomo y se desarrolla con la regla de Moeller.



Ejemplo: $^{12}\text{C}_6$ $1s^2 2s^2 2p^2$

$^{56}\text{Fe}_{26}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

Periodicidad química y enlaces químicos

Construcción de la tabla periódica con base en la configuración electrónica.

CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS.

A mediados del siglo XIX se conocían 55 elementos diferentes, los cuales diferían en sus propiedades y aparentemente no existía ninguna relación entre ellos. Los científicos trataron de ordenarlos.

Johann W. Döbereiner, quien en 1817, descubrió que al reunir los elementos con propiedades semejantes en grupos de tres, la masa atómica del elemento central era aproximadamente igual al promedio de las masas atómicas relativas de los otros elementos, observó que el Bromo tenía propiedades intermedias con el cloro y las del yodo; encontró otros dos grupos de tres elementos que mostraban un cambio gradual en sus propiedades llamándola ley de las tríadas.

Peso atómico de los elementos correspondientes a las tríadas de Döbereiner		
Nombre	Peso atómico	Promedio
Calcio	40.1	88.7
Estroncio	87.6	
Bario	137.3	
Azufre	32.1	
Selenio	79.0	79.8
Telurio	127.6	
Cloro	35.5	81.2
Yodo	126.9	
Bromo	79.9	

En 1863 **Newlands** descubrió que si ordenaba los elementos de acuerdo con su masa atómica relativa, las propiedades del octavo elemento eran una repetición de las propiedades del primer elemento. Llamó a este agrupamiento ley de las octavas, de esta manera quedaron en el mismo grupo el sodio, y el potasio, el azufre y el selenio el calcio y el magnesio que tienen propiedades similares; las tríadas de Döbereiner quedaron en el mismo grupo. El problema fue que no todos presentaban propiedades similares.

1	2	3	4	5	6	7
H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe

En 1867, por **el químico ruso Dimitri Ivanovich Mendeleiev**, clasificó los setenta y tres elementos en una tabla periódica puesto que los elementos variaban de forma regular. Colocó los elementos en orden creciente de acuerdo a sus pesos atómicos (Newlands) y tomó en cuenta: La valencia de los elementos.

Espacios vacíos. De acuerdo con su peso atómico, las propiedades de un elemento no correspondían con las de sus vecinos, por lo cual Mendeleiev dejó espacios porque faltaban elementos por descubrir. Todos los elementos de una columna en la tabla de Mendeleiev tiene la misma valencia. No obstante, Mendeleiev observó que el ordenamiento por pesos atómicos no coincidía con la valencia.

En 1913, **Henry G. J. Moseley** sugirió que los elementos se ordenarán de acuerdo al número atómico creciente. La tabla periódica actual sigue el criterio de Moseley, y es conocida como la tabla periódica larga de los elementos se encuentra en filas y columnas.

Las columnas representan los grupos o familias que están formados por elementos que tienen el mismo número de electrones en su capa de valencia, por lo que se representan propiedades químicas similares. Existen 18 columnas las cuales se subdividen en 16 familias, 8 a y 8b, designadas por los números romanos del I al VIII por cada subtipo un grupo externo llamado tierras raras que no se numera.

Las filas de la tabla periódica son los periodos, los cuales indican el nivel energético de la capa de valencia. Se designan por un número arábigo y los elementos están ordenados por su número atómico creciente.

Ley periódica

Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus masas atómicas, enunciado dicho por Mendeleiev. El enunciado actual es "Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos", postulado conocido como la **Ley periódica de Moseley**.

PROPIEDADES PERIÓDICAS

Son aquellas que siguen una tendencia definida por la estructura de la tabla periódica.

Radio atómico. Es la mitad de distancia entre los núcleos de átomos de una molécula biatómica, varían de acuerdo al tamaño y las fuerzas externas que actúan sobre de él. El radio aumenta de arriba hacia abajo en una familia y de derecha a izquierda en un periodo. El Cs es el de mayor radio atómico.

Electronegatividad. Es la capacidad de un átomo para atraer los electrones de valencia de otro más cercano con el fin de formar un enlace covalente. En la tabla periódica aumenta de izquierda a derecha en periodo y de abajo hacia arriba en una familia. De acuerdo a Pauli es la propiedad de una molécula y no de un átomo aislado.

Afinidad electrónica. Se define como la energía que se libera cuando un átomo gaseoso captura un electrón, entre mayor sea su energía libre, mayor será la afinidad electrónica, los átomos pequeños captan fácilmente el electrón, mientras que los grandes les resulta difícil. La afinidad electrónica aumenta de izquierda a derecha a lo largo de un periodo y de abajo hacia arriba en una familia.

Energía de ionización. Se define como la energía necesaria que hay que suministrarle a un átomo neutro en estado gaseoso para arrancarle el electrón. La energía de ionización aumenta de izquierda a derecha a lo largo de un periodo y de abajo hacia arriba en una familia.

Electronegatividad y actividad química.

Electronegatividad. Capacidad de un átomo para atraer electrones hacia él en un enlace químico.

Conforme a la tabla periódica la **actividad química** en metales va de arriba hacia abajo y de derecha a izquierda y en no metales de abajo hacia arriba y de izquierda a derecha.

Diferencias entre metales y no metales

METALES.- Los metales son los elementos de las familias I y IIA, así como todos los de las familias I a VIII B.

Propiedades físicas:

- **Estados de agregación.** Sólidos a temperatura ambiente excepto Hg, que es un líquido; el cesio, galio y francio tienen puntos de fusión muy bajos: 28.7°, 29.8° y 30°C.
- **Conductividad.** Son buenos conductores del calor y de la electricidad.
- **Apariencia.** Presentan un brillo característico llamado brillo metálico.
- **Ductibilidad.** Se pueden transformar en hilos.
- **Maleabilidad.** Se pueden convertir en láminas (láminas de acero para recubrir cocinas).
- **Color.** -La mayor parte de ellos son grises, de un tono parecido al de la plata, por lo que son llamados argentíferos, excepto el cobre que es rojo y el oro es amarillo. Los átomos de los metales se ordenan de manera regular en forma de redes cristalinas llamadas redes metálicas.

Propiedades químicas:

- **Propiedades periódicas.** Poseen baja energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad, por lo que pierden fácilmente sus electrones de capa de valencia.
- **Reactividad.** La mayoría de los metales reaccionan con los no metales, principalmente con el oxígeno para formar óxidos y con los halógenos para formar halogenuros.

NO METALES. - Pueden encontrarse en la naturaleza unidos a los metales o a otros no metales para dar una amplia gama de compuestos y también se les encuentran libres, todas estas sustancias son vitales para la existencia de la vida en nuestro planeta, los elementos más importantes que forman a los seres vivos son los metales como C, H, N y O.

Propiedades Físicas:

- **Estado de agregación.** A temperatura ambiente se presentan como sólidos, líquidos o gases, por ejemplo el carbono, silicio y yodo, que son sólidos; el bromo es líquido y la mayoría son gases como el oxígeno, nitrógeno, cloro, neón, argón.
- **Apariencia.** Algunas de los no metales son coloridos, por ejemplo, el bromo es rojizo, el azufre es amarillo, pero no presentan brillo metálico.
- **Ductibilidad y maleabilidad.** A diferencia de los metales, no son dúctiles ni maleables.
- **Densidad.** Por lo general su densidad es menor que la que presentan los electos metálicos.
- **Conductividad térmica y eléctrica.** Son malos conductores del calor y la electricidad, los no metales se emplean como aislantes, por ejemplo, la cubierta de los cables eléctricos está elaborado con los metales.
- **Alotropía.** Los alótropos son formas diferentes del mismo elemento en el mismo estado. Esta propiedad se presenta únicamente en los no metales. Por ejemplo:

Elemento	Símbolo	Alótropos
Carbono	C	Diamante y grafito (cristal duro y sólido amorfo respectivamente)
Oxigeno	O	Diatómico (O ₂) y triatómico (O ₃ , ozono). Ambos gases
Silicio	Si	Sílice, cuarzo, pedernal, ópalo (sólidos)

- Los sólidos no metálicos también pueden presentar el fenómeno de alotropía, ya que los átomos del sólido se encuentran arreglados en diferentes formas geométricas, por ejemplo el azufre, que se encuentre en dos formas alotrópicas, una llamada monocíclica y otra rómbica.

Propiedades químicas:

- Tienen energías de ionización y afinidades electrónicas mucho más altas que los metales, a su mismo, son mucho más electronegativos.

- **Electrones de la capa de valencia.** Los no metales tienen una capa de valencia de 4 o más electrones (4-IVA, 5-VA, VIA, 7VIIA y 8-VIIIA). El hidrógeno a pesar de que está en la familia IA es un no metal y se comporta químicamente como los halógenos (VIIA), se encuentra libre en la naturaleza, arde con mucha facilidad y reacciona con muchos de los metales y de los no metales.

METALOIDES.- Los metaloides o semimetales tienen propiedades de los metales y de los no metales.

Propiedades químicas:

- Se comportan químicamente como los no metales, tienen 3 o más electrones en su capa de valencia, reaccionan con algunos metales y con los no metales.

Propiedades físicas:

- Tienen brillo metálico, son semiconductores de la electricidad y son malos conductores del calor.

PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS DE TRANSICIÓN

Se les llama así porque sus electrones de valencia se encuentran distribuidos en orbitales diferentes a los grupos del grupo A. Estos elementos no son tan activos como los representativos, todos son metales y por lo tanto son dúctiles, maleables, tenaces, con altos puntos de fusión y ebullición, conductores del calor y la electricidad.

Nomenclatura y formulas químicas

NOMENCLATURA Y ESCRITURA DE LAS FORMULAS (IUPAC)

La nomenclatura química es un conjunto de reglas y regulaciones que rigen la designación de nombres a las sustancias químicas. Se representan mediante fórmulas, la cual es la representación algebraica de la manera en que está constituido el compuesto, por ejemplo: El H₂O, tiene dos átomos de H y uno de O.

Al escribir la fórmula de un compuesto se pone primero el símbolo del componente que posee el número de oxidación positivo y para nombrarlo, se empieza por el nombre del radical negativo. Se intercambian los números de oxidación de los elementos o radicales colocándolos en forma de subíndices deben ser enteros y el 1 no se escribe.

Para elementos con más de un estado de oxidación, se indica éste con números romanos:

FeCl₂ Cloruro de hierro II

FeCl₃ Cloruro de hierro III

Otra alternativa, es designar las terminaciones oso e ico, indicando el menor y mayor número de oxidación, respectivamente.

FeCl₂ Cloruro ferroso

FeCl₃ Cloruro férrico

La **IUPAC**(Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) recomienda el uso de la nomenclatura sistemática y la de stock o funcional, utilizada sobre todo para nombrar óxidos, hidruros e hidróxidos.

CLASIFICACIÓN DE LOS COMPUESTOS INORGÁNICOS SEGÚN SU FUNCIÓN Y COMPORTAMIENTO

Recibe el nombre de función química inorgánica, la propiedad que presentan determinadas sustancias de comportarse en forma semejante. Las principales funciones son:

ÓXIDOS	Metálicos - No metálicos (Anhídridos)
HIDRUROS	Metal
HIDRÁCIDOS	No metal
BASES O HIDRÓXIDOS	Metálicos (Básicos)
ÁCIDOS	Hidrácidos
Oxiácidos	
SALES	Binarias
	Óxisales

NOMENCLATURA DE ÓXIDOS METÁLICOS U ÓXIDOS BÁSICOS.

Resultan de la unión de un metal con el oxígeno. El Nox. del O es de -2, Para nombrarlos se antepone la palabra óxido, seguida del nombre del metal correspondiente:

Al ⁺³	+	O ⁻²	Al ₂ O ₃	Na ⁺¹	+	O ⁺²	Na ₂ O
Ni ⁺³				Li ⁺¹			
Ni ⁺³				Ca ⁺²			
Hg ⁺¹				Cu ⁺²			
Hg ⁺²				Fe ⁺³			

NOMENCLATURA DE ÓXIDOS NO METÁLICOS U ANHIDRÍDOS

Resultan de la **combinación de un no metal con el oxígeno**. El no metal tiene Nox. positivo y es menos electronegativo que el oxígeno, el O tiene Nox. de -2. Para nombrarlos se utilizan los prefijos griegos mono, di, tri, tetra, penta (1, 2, 3, 4, 5, respectivamente) para indicar el número respectivo de átomos en el compuesto.

CO	Monóxido de carbono	N ₂ O ₅	Pentóxido de dinitrógeno
CO ₂	Dióxido de Carbono	SO ₃	Trióxido de azufre
NO ₂	Dióxido de Nitrógeno	Cl ₂ O ₇	Heptaóxido de dicloro

También es posible nombrarlos anteponiendo la palabra anhídrido seguido del no metal.

CO ₂	anhídrido carbónico	P ₂ O ₃	anhídrido fosforoso
SO ₂	anhídrido sulfuroso	P ₂ O ₅	anhídrido fosfórico
SO ₃	anhídrido sulfúrico		

Na+1	y	OH-1	NaOH hidróxido de sodio
Fe+2			Fe(OH) ₂ hidróxido de hierro II o h. ferroso
Fe+3			FE(OH) ₃ hidróxido de hierro III o H. férrico.

ELEMENTOS MÁS COMUNES Y NÚMEROS DE OXIDACIÓN

TABLA DE CATIONES

MONOVALENTES		DIVALENTES		TRIVALENTES		TETRAVALENTES	
Na	Hg (oso)	Ca	Fe (oso)	Al	Es		
K	Ag	Sr	Mn (oso)	Fe (ico)	Pb (ico)		
Rb	Au (oso)	Ba	CO(oso)	Cr (ico)	Sn (ico)		
Cs	NH ₄	Mg	Ni (oso)	Au (ico)			
Li	H (ácido)	Ra	Be	Mn (ico)			
		Zn	Sn (oso)	Ni (ico)			
		Cd	Pb (oso)	Co (ico)			
		Hg (ico)		B			
		Cr (oso)		Bi			

LISTA DE ANIONES COMUNES E IMPORTANTES

GRUPO	ANIÓN	NOMBRE
IV	BO ₂ -1	Borato
	Al ₂ -1	Aluminato
	CO ₃ -1	Carbonato
	HCO ₃ -1	Bicarbonato ó Carbonato ácido
	SiO ₃	Silicato
	C-4	Carburo
	CN-1	Cianuro
	CON-1	Cianato
V	N-3	Nitruro
	NO ₂ -1	Nitrito
	NO ₃ -1	Nitrato
	P-3	Fosfuro
	PO ₃ -3	Fosfito
	PO ₄ -3	Fosfato
	HPO ₄ -2	Fosfato monohidrogenado
	H ₂ PO ₄ -2	Fosfato dihidrogenado
	AsO ₃ -3	Arsenito
AsO ₄ -3	Arseniato	
VI	O-2	Óxido
	O ₂ -1	Peróxido
	OH-1	Hidróxido
	S-2	Sulfuro
	HS-1	Sulfuro ácido o bisulfuro
	SO ₃ -2	Sulfito
	SO ₄ -2	Sulfato
	HSO ₃ -1	Sulfito ácido
	HSO ₄ -1	Sulfato ácido
	S ₂ O ₃ -2	tiosulfato

VII	SCN-1	Sulfocianuro o tiocianato
	F-1	Fluoruro
	Cl-1	Cloruro
	Br-1	Bromuro
	I-1	Yoduro
	ClO-1	Hipoclorito
	ClO ₂ -1	Clorito
	ClO ₃ -1	Clorato
	ClO ₄ -1	perclorato

El bromo y el yodo dan radicales similares a los del cloro con el oxígeno con metales de transición:

ANIÓN	NOMBRE
CrO ₄ -2	Cromato
Cr ₂ O ₇	Dicromato
MnO ₄ -2	Manganato
MnO ₄ -1	Permanganato
Fe(CN) ₆ -3	Ferricianuro
Fe(CN) ₆ -4	Ferrocianuro
ZnO ₂	Zincato
MoO ₄ -2	Molibdato
TiO ₄ -2	Titanato

Enlaces químicos TIPOS DE ENLACES

El enlace químico es una fuerza que une a los átomos para formar una molécula, puede ser:

- **Iónico:** consiste en que unos átomos ganan y otros pierden electrones.
- **Covalente:** consiste en que los átomos comparten pares de electrones. Se tienen tres variantes: covalente polar, covalente no polar, y covalente coordinado.
- **Metálico:** Formado por elementos metálicos.

En forma general se puede predecir el tipo de enlace que hay en una molécula viendo únicamente los átomos de que está constituida.

Átomos	Enlace	Ejemplo
Metal + No metal	Iónico	NaCl, Al ₂ O ₃
Metal + Metal	Metálico	Al, Cu, Au, Acero, latón
No metal + No metal	Covalente Covalente polar Covalente no polar	NH ₃ , H ₂ O N ₂ , O ₂ , Br ₂

Otra manera de predecir el tipo de enlace en una molécula es a partir de las diferencias de electronegatividades. Si ésta diferencia se encuentra entre los siguientes intervalos, el tipo de enlace será:

Intervalo	Enlace
Igual a 0	Covalente no polar
Mayor a 0 y menor a 1.7	Covalente polar
Igual o mayor a 1.7	Iónico

El 1.7 indica el carácter iónico y 50% de carácter covalente, en la medida que éste valor crece, el carácter iónico aumenta y viceversa; lo que indica que los compuestos iónicos tienen algo de carácter covalente.

Para que dos átomos se unan, es necesario que exista una diferencia de electronegatividades. Esta diferencia se calcula considerando:

$$D.E = V_{ma} - V_{me}$$

Donde: D.E = Diferencia de electronegatividades

V_{ma} = Valor Mayor

V_{me} = valor Menor

Ejemplo: **NH₃**

$$N = 3.0$$

$$H = 2.1$$

$$D.E. = 3.0 - 2.1 = 0.9 = \text{Enlace Covalente Polar}$$

ENLACE IÓNICO

El modelo iónico para que se unan los átomos debe cumplir dos requisitos:

1. La energía de ionización para formar el catión debe ser baja
2. La afinidad electrónica para formar el anión deberá estar favorecida (el átomo debe liberar energía).



Propiedades de los compuestos Iónicos.

- Son sólidos
- Puntos de Fusión y ebullición altos
- Son sales iónicas polares y se disuelven en agua
- Conducen la electricidad en soluciones acuosas
- Forman cristales
- Su densidad es mayor que la del agua.

Enlace covalente.- compartición de pares electrónicos entre átomos muy electronegativos. Quedando el par de enlace entre ambos, es decir, a la misma distancia entre cada átomo que comparte los electrones. La distancia que quede entre éste par y el átomo determinará si es no polar (estructura de Lewis).



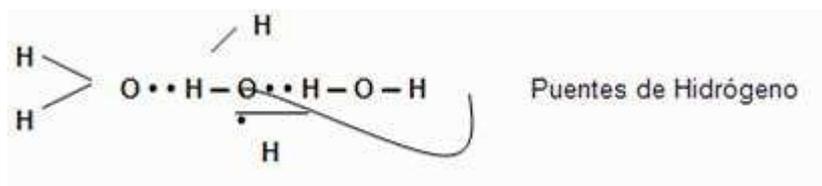
Enlace covalente no polar.- forma entre dos átomos que comparten uno ó más pares electrónicos, dichos átomos son de igual electronegatividad. Sus compuestos no son solubles en agua, forman moléculas verdaderas y diatómicas, no son conductores del calor y la electricidad, tampoco forman estructuras cristalinas. Ejemplo: O₂, N₂, F₂

Enlace covalente Polar.- genera entre dos átomos que comparten uno o varios pares electrónicos, están más cerca del elemento más electronegativo y se forma un dipolo-O O-H. Sus

compuestos son solubles en agua y en solventes polares, presentan gran actividad química, conducen la electricidad. HCl, SO₂.

Enlace covalente coordinado..-ndo dos átomos comparten un par electrónico, pero uno aporta dicho par y el otro lo acepta, no modifica las propiedades del compuesto. En general, son líquidos, gases, o sólidos que subliman con facilidad, con puntos de ebullición y fusión bajos. Ejemplo, H₂SO₄, NH₃.

Enlace por puente de hidrogeno.-En muchas moléculas donde hay H unido a un elemento muy electronegativo se establece una unión intermolecular entre hidrógeno de una molécula (carga parcial positiva) y el elemento electronegativo de otra molécula. No es un verdadero enlace ya que se trata de una atracción electrostática débil pero origina de un comportamiento especial de las sustancias que lo presentan, por ejemplo el agua, que por su peso molecular debía ser gas a temperatura ambiente, sin embargo es líquida, al solidificarse, se presenta una estructura tetraédrica en la que cada átomo de oxígeno está rodeado por otros cuatro y entre dos oxígenos está el hidrógeno, cada molécula es individual y como resultado de la estructura abierta el volumen aumenta cuando el agua se congela.



El puente de H puede afectar las siguientes propiedades: punto de ebullición y de fusión, viscosidad, densidad, calor de vaporización, presión de vapor, acidez, estas sustancias, generalmente tienen puntos de fusión y ebullición elevados, de alto poder de disociación de cristales iónicos.

Enlace metálico.-El enlace entre los metales no es entre sus átomos sino entre los cationes metálicos y lo que fueron sus electrones, de tal manera, que el sodio en su forma metálica es un conjunto ordenado de iones y un mar de electrones distribuidos entre ellos, donde el comportamiento de los electrones ocurre entre todos los núcleos metálicos, que poseen iguales valores de electronegatividad.

Aleaciones.Una aleación es una disolución sólida y se prepara disolviendo un metal en otro, cuando ambos están en estado líquido, la aleación tiene propiedades fisicoquímicas diferentes de los metales originales, Au con Ag y Cu, en proporción al 25% oro de 18 kilates. EJEMPLO:

Peltre 85% Sn, 7.3% Cu, 6% Bi, 1.7% Sb.

Latón: 67% Cu, 33% Zn.

Cuando los átomos de los metales que forman una aleación son prácticamente del mismo tamaño, (hasta 15% de diferencia) pueden reemplazarse fácilmente sin romper inalterada la estructura cristalina del metal, se tienen entonces aleaciones por sustitución como es el caso del oro con la plata, si la diferencia de tamaños es mayor, se tienen los átomos más pequeños ocupan huecos de los átomos mayores, teniendo entonces una aleación intersticial: acero.

Reacciones químicas TIPOS DE REACCIÓN

Existen varios procedimientos mediante los cuales se forman los compuestos, entre los diferentes tipos de reacción se tienen:

- Síntesis o unión directa
- Sustitución o desplazamientos
- Doble sustitución metátesis
- Análisis o descomposición o separación

SÍNTESIS O UNIÓN DIRECTA.- Cuando los átomos o compuestos simples se unen entre sí para formar compuestos más complejos se origina una reacción por síntesis o unión directa:



ANÁLISIS O DESCOMPOSICIÓN.- Las reacciones en las que los compuestos se descomponen por la acción del calor en sus elementos o compuestos más sencillos, reciben el nombre de reacciones por análisis, descomposición o separación.



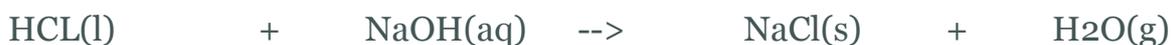
SUSTITUCIÓN SIMPLE O DESPLAZAMIENTO.- Cuando un elemento por afinidad química reemplaza en el compuesto a aquel que tenga el mismo tipo de valencia, se origina una reacción por sustitución simple o desplazamiento.



DOBLE SUSTITUCIÓN.- Existe un tipo de reacción que generalmente se lleva a cabo en solución acuosa, donde hay iones presentes, y se produce un intercambio entre ellos. A este tipo de reacción se le llama doble sustitución y se representa mediante el siguiente modelo matemático:



Ejemplos:





Reacción de Neutralización:

En este tipo de reacciones actúan un ácido y una base para tener como resultado una sal, cuyo pH es neutro, y agua. Ejemplo:



De acuerdo a la energía calorífica involucrada, las reacciones químicas se clasifican en:

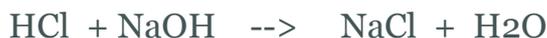
- **Endotérmicas:** Reacción química en la que se absorbe o requiere calor. Ejemplo:



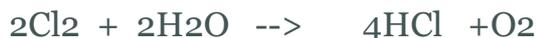
- **Exotérmicas:** Reacción química en la que se libera o pierde calor. Ejemplo:



- **Irreversible:** Reacción química que se genera en una sola dirección, es una reacción directa. Ejemplo:



- **Reversible:** Reacción química que se genera en dos direcciones. Ejemplo:



Número de oxidación

Se define como el número que indica la valencia de un elemento, al cual se le agrega el signo + ó - .

Criterios para asignar el número de oxidación

1. El número de oxidación para un elemento sin combinar, de las moléculas simples o biatómicas, es igual a cero. Ejemplo: Al, H₂, O₂, Br, etc.
2. La suma algebraica de los números de oxidación es igual a cero. Ejemplo: Na⁺¹Cl⁻¹ = 0
3. El hidrógeno tiene número de oxidación igual a +1, excepto **en hidruros** en el que **tiene número de oxidación -1**. Ejemplo: H⁺¹ClO, KOH⁺¹, Hidruros: MgH₂⁻¹, LiH⁻¹.
4. El oxígeno tiene número de oxidación igual a -2, excepto **en peróxidos** en el que **tiene número de oxidación -1**. Ejemplo: CO₂⁻², Al₂O₃⁻², H₂O⁻². Peróxidos: K₂O⁻¹, H₂O₂⁻¹
5. El número de oxidación de los metales es siempre positivo e igual a la carga del ión: KBr, MgSO₄ Al(OH)₃ .
6. El número de oxidación de los no metales en compuestos binarios son negativos y en ternarios son positivos. Binarios: KCl⁻¹, ternarios: K₂CO₃⁻²
7. El número de oxidación de los halógenos en los hidrácidos y sus respectivas sales es -1. HF⁻¹, HCl⁻¹, NaCl⁻¹, CaF₂⁻¹
8. El número de oxidación del azufre en sus hidrácidos y sus sales es -2. Ejemplo: H₂S⁻², Na₂S⁻², FeS⁻²

La **oxidación** se define **por** lo tanto como el **aumento** de valencia por la pérdida de electrones, y por el contrario, la **reducción** es la disminución de valencia por la ganancia de electrones. En una

reacción de oxido-reducción (redox), debe identificarse los componentes que cambian su número de oxidación, es decir, quien se oxida (agente reductor) o se reduce (agente oxidante).

Balaneo de ecuaciones

El balanceo de una ecuación química, consiste, en realizar las **operaciones** necesarias para encontrar los coeficientes que permitan **obtener** la misma cantidad de reactivos que de **productos** en una reacción química. Para ajustar o balancear una reacción química pueden seguirse los métodos del tanteo o redox.

Balaneo por el método del tanteo.-Considera una estimación de coeficientes por conteo directo de los átomos de los reactivos y de los productos, para posteriormente igualarlos mediante el **empleo** sucesivo de diferentes coeficientes, hasta obtener la ecuación balanceada.

Ejemplo: $\text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}$

1. Contar el número de átomos de cada lado de la reacción, observar que en el **producto** se carece de un **oxígeno**, colocar el coeficiente que iguale **los valores** correspondientes.



2. Observar que en el producto, ahora existen 4 átomos de sodio, por lo que se balancea con un coeficiente 4 en el reactivo.



3. La ecuación está balanceada

Balaneo por el método de óxido-reducción (redox).- Es aquel en el cual dentro de una reacción química, algunos átomos cambian su número de oxidación, al pasar de reactivos a productos, es decir, que se oxidan o que se reducen. Para realizar este **procedimiento**, se requiere cumplir con los siguientes criterios:

1. Determinar los números de oxidación de todos y cada uno de los elementos involucrados en de la ecuación química.
2. Identificar los elementos que cambian su número de oxidación y determinar la variación de los elementos que se oxidaron y redujeron respectivamente.
3. Los **valores** de oxidación y reducción de esa variación, corresponderán a los coeficientes de los compuestos que contengan los elementos en forma inversa, ejemplo:



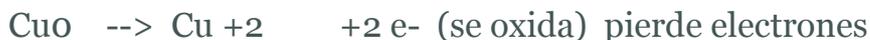
4. Por último, se balancea por tanteo



1) Determinar número de oxidación



2) Indicar a los elementos que cambiaron su número de oxidación



3) Se multiplica por 3 a los reactivos y productos que tengan **cobre** (Cu) y por 2 los que contengan nitrógeno (N)



4) Observar que existen más nitrógenos en los productos que en los reactivos, por lo que se balancea la ecuación química "por tanteo"



5) Por último, se balancean los hidrógenos y oxígenos por tanteo



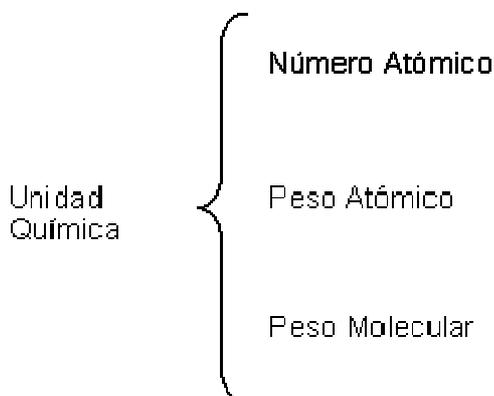
Estequiometría

La estequiometría (del griego *stoicheion* "elemento" y *metron* "medida") se basa en el entendimiento de las masas atómicas y en un principio fundamental la **ley de la conservación de la masa**: *La masa total de todas las masas presentes después de una reacción química es la misma que la masa total antes de la reacción.* [Lavoasier; Antoine.]

Bases de la Estequiometría

Las unidades utilizadas en química para expresar la masa, el **volumen**, la **temperatura** y la relación que guardan entre ellas en una reacción química son conocidas como **unidades químicas**

El siguiente esquema presenta 3 unidades químicas que a continuación se definen



- **Número Atómico:** Es el número de protones y se indica con un subíndice al lado del símbolo atómico
- **Peso atómico:** Es el número total de protones y neutrones en el núcleo y se indica con un superíndice al lado del símbolo atómico.
- **Isótopo:** Son átomos de un elemento dado que difieren en el número de neutrones y por lo tanto en su masa.
- **Peso Molecular:** También conocido como peso fórmula. Es la suma de los pesos atómicos de los átomos de su fórmula química.

Peso molecular (peso fórmula) del ácido sulfúrico (H₂SO₄)

2 átomos de H	Peso de H: 1 uma	2(1 uma)=	2 uma
1 átomo de S	Peso de S: 32 uma	1(32 uma)=	32 uma
4 átomos de O	Peso de O: 16 uma	4(16 uma)=	64 uma
			98 uma

El concepto de mol

En química, la unidad para manejar el número de átomos, iones y moléculas en una **muestra** de tamaño ordinario es el **mol**; cuya abreviatura es también el mol. Un **mol** es la cantidad de **materia** que contiene tantos objetos (sean átomos, moléculas o cualquier otro tipo de objetos que estemos considerando) como átomos hay exactamente en 12 g de ¹²C. Mediante **experimentos**, los científicos han determinado que este número es 6.0221421×10^{23} . Este número se conoce como **número de Avogadro**, en honor a Amadeo Avogadro. En realidad se utiliza una aproximación del número que suele ser 6.02×10^{23}

Tabla 1: Mol y Número de Avogadro

1 mol de átomos de ¹² C	=	6.02×10^{23} átomos de ¹² C
1 mol de moléculas de H ₂ O	=	6.02×10^{23} moléculas de H ₂ O
1 mol de iones de NO ₃ ⁻	=	6.02×10^{23} iones de NO ₃

Un mol de átomos, un mol de moléculas o un mol de cualquier objeto

Masa molar

Una docena siempre es el número 12, sea que se hable de una docena de huevos o de una docena de elefantes. No obstante, es obvio que una docena de huevos no tiene la misma masa que una de elefantes. De manera análoga, un mol siempre es el mismo número (6.02×10^{23}), pero un mol de una sustancia y un mol de otra sustancia distinta tienen diferente masa. Ahora bien, puede usarse las masas atómicas de los elementos para encontrar la masa de un mol de cualquier sustancia, a este **valor** se le conoce como **masa molar**. Supóngase que se desea encontrar las masas molares del **carbono**(C) y del cobre (Cu). Dicho de otra manera, se desea conocer la masa de un mol de átomos de C y un mol de átomos de Cu (6.02×10^{23} átomos en los dos casos). Se busca las masas atómicas de estos elementos en la tabla periódica: La masa atómica del carbono es 12.01; la del cobre es 63.55. Se agrega, simplemente, unidades "gramos" (g) a estos valores.

$$1 \text{ mol de C} = 12.01 \text{ g} \quad 1 \text{ mol de Cu} = 63.55 \text{ g}$$

En resumen, *la masa (en gramos) de un mol de átomos de un elemento es igual al valor numérico de la masa atómica del elemento* . En caso de tener un compuesto se aplica una regla similar, *la masa (en gramos) de cualquier sustancia o compuesto siempre es numéricamente igual a su peso fórmula (en uma)*

Concentración de las disoluciones

Tomando en cuenta la cantidad de soluto que se disuelve o que toma parte en la disolución, puede clasificarse en:

- Disoluciones diluidas: Aquellas que tienen muy poca cantidad de soluto.
- Disoluciones concentradas: Aquellas que tienen una gran cantidad de soluto.
- Disoluciones saturadas: Aquellas en las que está disuelta la mayor cantidad posible de soluto a cierta temperatura.
- Disoluciones sobresaturadas: Las que tienen una proporción de soluto mayor de las que corresponde al **equilibrio** de saturación a la misma temperatura.

Es importante señalar que una solución saturada no es necesariamente concentrada. Por ejemplo, cuando el CaCO_3 permanece en contacto con cierta cantidad de **agua** hasta que se alcanza un equilibrio entre el carbonato disuelto y el que está sin disolver, la solución saturada es extremadamente diluida, pues el carbonato de calcio es muy poco soluble.

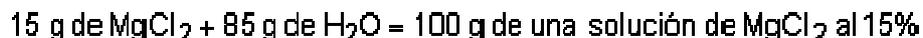
Porcentaje por masa

El porcentaje por masa de un soluto en una solución, significa las partes en masa del soluto en 100 partes de solución:

$$\% \text{ por masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 100$$

Ejemplos:

Una solución al 15% de cloruro de magnesio en agua, contiene, 15g de soluto y 85g de disolvente para formar 100g de solución.



¿Cuál es el tanto por ciento en masa de una solución que contiene 15g de cloruro de sodio en la suficiente agua, para obtener 165g de solución?

$$\frac{15 \text{ g de NaCl}}{165 \text{ g de solución}} \times 100 = 9.09\% \text{ de NaCl}$$

¿Cuántos gramos de nitrato de plata se requieren para preparar 400g de una solución al 5%?

$$\frac{5\% \text{ de AgNO}_3 \times 400 \text{ g de solución}}{100} = 20 \text{ g de AgNO}_3$$

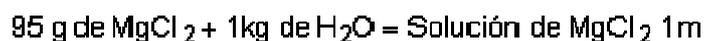
Molalidad

La molalidad (m) se define como el número de moles de soluto sobre kilogramo de disolvente. Este método para expresar la concentración está basado en la masa de soluto (en moles) por unidad de masa (en Kg.) de disolvente.

$$m = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Kilogramo de solvente}}$$

Ejemplos:

Una solución de 1m de cloruro de magnesio se prepara al disolver 95g de cloruro de magnesio en un kilogramo de agua.



Calcular la molalidad de una solución de ácido fosfórico, que contiene 32.7g en 100g de agua

$$\frac{32.7 \text{ g de H}_3\text{PO}_4}{100 \text{ g de H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol de H}_3\text{PO}_4}{98 \text{ g de H}_3\text{PO}_4} \times \frac{1000 \text{ g de H}_2\text{O}}{1 \text{ kg de H}_2\text{O}} = \frac{3.34 \text{ moles de H}_3\text{PO}_4}{1 \text{ kg de H}_2\text{O}} = 3.34\text{m}$$

Molaridad

La molaridad (M) se define como el número de moles de soluto sobre un litro de solución

$$M = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litro de solución}}$$

Este método de expresar la concentración, es útil cuando se emplean equipos volumétricos (probetas, buretas, etc.) con el fin de medir una cantidad de solución. A partir del volumen medido, un cálculo simple permite determinar la masa del soluto empleado.

Ejemplos:

Calcular la molaridad de una solución de NaOH, que contiene 20g en .51 de solución.

$$\frac{20 \text{ g de NaOH}}{0.51 \text{ de solución}} \times \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{40 \text{ g de NaOH}} \times \frac{1 \text{ mol de NaOH}}{1 \text{ L de solución}} = 1\text{m}$$

Calcular la cantidad de litros de solución 6M de ácido sulfúrico que se requieren para contener 300g de este ácido

$$300 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \times \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1 \text{ L de solución}}{6 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4} = 0.51 \text{ L de solución}$$

Normalidad

La normalidad (N) se define como el número de equivalentes de soluto sobre un litro de solución

$$N = \frac{\text{Equivalentes de soluto}}{\text{Litro de solución}}$$

La masa equivalente en gramos (1 equivalente) de un ácido, se determina dividiendo la masa fórmula gramo del ácido, entre el número de iones H+ sustituibles que contenga la fórmula.

$$1 \text{ equivalente de HCl} = \frac{\text{masa fórmula gramo}}{1} = \frac{40 \text{ g}}{1} = 40 \text{ g}$$

$$1 \text{ equivalente de H}_2\text{SO}_4 = \frac{\text{masa fórmula gramo}}{2} = \frac{98 \text{ g}}{2} = 49 \text{ g}$$

La masa equivalente en gramos (1 equivalente) de una base, se determina dividiendo la masa fórmula gramo de la base, entre el número de oxhidrilos sustituibles que contenga la fórmula.

$$1 \text{ equivalente de NaOH} = \frac{\text{masa fórmula gramo}}{1} = \frac{40 \text{ g}}{1} = 40 \text{ g}$$

$$1 \text{ equivalent e } \text{Al}(\text{OH})_3 = \frac{\text{masa fórmula gramo}}{3} = \frac{78 \text{ g}}{3} = 26 \text{ g}$$

La masa equivalente en gramos (1 equivalente) de una sal, se determina dividiendo la masa fórmula gramo de la sal, entre la valencia total de los cationes (número de moles de cargas positivas) que contenga la fórmula.

$$1 \text{ equivalent e } \text{Na}_2\text{SO}_4 = \frac{\text{masa fórmula gramo}}{2} = \frac{142 \text{ g}}{2} = 71 \text{ g}$$

$$1 \text{ equivalent e } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = \frac{\text{masa fórmula gramo}}{6} = \frac{400 \text{ g}}{6} = 66.6 \text{ g}$$

Ejemplos:

Calcular la normalidad de una solución de ácido fosfórico que contiene 28.4g de soluto en un litro de solución

$$\frac{284 \text{ g de } \text{H}_3\text{PO}_4}{1 \text{ L de solución}} \times \frac{1 \text{ equivalent e de } \text{H}_3\text{PO}_4}{32.7 \text{ g de } \text{H}_3\text{PO}_4} = \frac{8.68 \text{ equivalent es de } \text{H}_3\text{PO}_4}{1 \text{ L de solución}} = 8.68 \text{ N}$$

Calcular los gramos de H_2SO_4 que se necesitan para preparar 500ml de una solución .1N

$$500 \text{ ml} \times \frac{1 \text{ de solución}}{1000 \text{ ml}} \times \frac{0.1 \text{ equivalent e de } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ de solución}} \times \frac{49 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ equivalent e de } \text{H}_2\text{SO}_4} = 2.45 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Ácidos y bases

Teoría de Arrhenius.- Ácido es toda sustancia que al estar en solución acuosa produce iones hidrógeno (H^+), o bien, iones hidronio (H_3O^+) y una base como toda sustancia que al estar en solución acuosa produce iones oxhidrilo (OH^-)

Ácido



Base



Teoría de Browsted- Lowry.-Explica que en las reacciones ácido-base existe una transferencia de protones, cuando el ácido dona un protón, el ión negativo producido en la reacción se convierte en una base, o viceversa, la base, aceptando un protón, llega a ser un ácido. Así mismo, al hacer reaccionar una base con un ácido en la misma cantidad se neutralizan.

Teoría de Lewis.-Los compuestos moleculares no iónicos se originan por la compartición de electrones entre átomos. El enlace formado al producirse un compuesto molecular, implica la existencia de un par de electrones compartidos entre dos átomos.

Características de los ácidos y bases en soluciones acuosas

Ácidos: ceden protones, tienen sabor agrio, tiñen de rojo el papel tornasol, tienen un pH de 1-6, reaccionan con los metales formando sales y desprendiendo hidrógeno y con los hidróxidos forman sales neutras.



ácido metal sal



Base ácido sal agua

Características de las bases

Ganan protones de los ácidos, tienen sabor amargo, tiñen de azul el papel tornasol rojo, su pH es de 8-14, tienen consistencia jabonosa, neutraliza los ácidos.

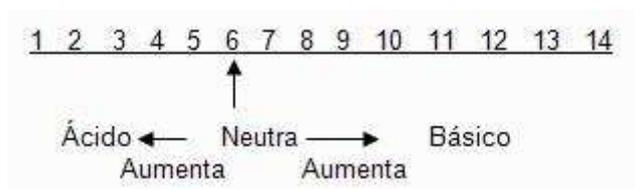
Potencial de Hidrógeno o pH

Es la concentración de iones de H^+ del agua pura. Se expresa de la siguiente manera:

$$\text{pH} = -\log(\text{H}_3\text{O}^+) \text{ o } -\log(\text{H}^+)$$

El agua tiene un $\text{pH} = 7$ (neutra)

Escala del pH: Explica los valores del pH de distintas sustancias.



Ácido fuerte: pH bajo

Base fuerte: pH alto

Ácido débil: pH alto

Base débil: pH bajo

Solución neutra H^+ y OH^- equilibrados.

Solución ácida H^+ predomina

Solución básica OH^- predomina

Química del Carbono

Estructura molecular de los compuestos del carbono

Introducción a la química orgánica

Los compuestos orgánicos como los inorgánicos, son de excepcional importancia para los organismos vivos, como integradores del **medio ambiente** en que viven, o como formadores del medio interno que les proporciona turgencia y su misma **arquitectura**, constituyendo ese complejo que en algún **tiempo** se atribuyó a la "**fuerza vital**".

Desde el siglo XVII se dividió el estudio de la química en inorgánica o anorgánica y orgánica, con el objeto de distinguirlas y facilitar su estudio dentro del medio natural.

La química orgánica es el estudio de los compuestos del carbono en cuanto a su composición, propiedades, obtención, transformaciones y usos. Comprende un amplio campo de estudio en la tecnología de productos como colorantes, **drogas**, azúcares, proteínas, **grasas**, insecticidas,

fungicidas, combustibles, licores, cosméticos, **hormonas**, medicamentos, aromatizantes, fibras textiles, etc. Anteriormente, dichos productos se aislaban de **fuentes animales**o vegetales y por eso se les dio el nombre de orgánicos, es decir sintetizados por los seres vivos, en la actualidad se producen en el **laboratorio**y se conocen más de 7 millones de compuestos orgánicos diferentes, mientras que inorgánicos sólo hay 300,000 compuestos (Ocampo, et al., 1999). La química orgánica o química del carbono -como también se le denomina- por ser el carbono el elemento esencial de estos compuestos- estudia al conjunto de sustancias cuyos elementos fundamentales e irremplazables son el carbono, el hidrógeno y el oxígeno, e indispensables, el nitrógeno, el fósforo y el azufre. Con menor frecuencia entran en su composición los halógenos y otros elementos como el magnesio, el sodio, el potasio, el fierro, etcétera (Llera, 1984).

Diferencia entre compuestos orgánicos e inorgánicos.

En 1828, Federico Wóehler, preparo en su laboratorio una cantidad del compuesto inestable conocido con el nombre de Cianato de Amonio; esta sustancia fue calentada y con gran sorpresa notó que se había transformado en unos cristales blancos y sedosos. Rápidamente hizo unas **pruebas**: eran cristales de Urea, la sustancia que se obtiene cuando se evapora la orina. Para Wóehler éste fue un **cambio**de lo más sorprendente y enigmático, porque el Cianato de Amonio era un compuesto inorgánico que podía prepararse en el laboratorio; mientras que la Urea era un compuesto orgánico, producto de la actividad de un organismo vivo, la cual, de acuerdo con las teorías de la época, sólo podía prepararse por medio de los **procesos**de los organismos vivos. Sin embargo Wóehler la había preparado en un tubo de **ensayo**. Estos compuestos son idénticos a los inorgánicos o **minerales** y en su formación se cumplen las mismas **leyes**. La barrera que separaba al mundo inorgánico del mundo orgánico fue eliminada con estos descubrimientos. Es de preguntarse por qué en la actualidad se conserva la Química en dos secciones: Inorgánica y Orgánica, siendo que han desaparecido las diferencias de origen que entre ellas se hicieron. Algunas de las razones que se tienen para conservar la anterior división son las siguientes:

Diferencias entre compuestos orgánicos e inorgánicos

	Orgánicos	Inorgánicos
Tipo de enlace	Predomina el enlace covalente	Predomina el enlace iónico
Solubilidad	Son solubles en solventes no polares	Por lo general son solubles en agua
Puntos de fusión y ebullición	Bajos puntos de fusión y ebullición	Presentan altos puntos de fusión y ebullición
Velocidad de reacción	Por lo general, las reacciones son lentas	Las reacciones son casi instantáneas
Estructuras	Forman estructuras complejas, de elevado peso molecular	No forman estructuras complejas y sus pesos moleculares son bajos
Isomería	Fenómeno frecuente	Fenómeno poco frecuente.

Tipos de fórmulas en química orgánica (condensada, semidesarrollada y desarrollada)

De acuerdo a la tetravalencia del carbono, los compuestos orgánicos se pueden representar mediante tres tipos de fórmulas:

- Condensada o molecular.- La fórmula **condensada** es la que expresa en forma sintetizada los átomos que intervienen en el compuesto.
- Semidesarrollada o de **estructura**.- La fórmula **semidesarrollada** como su nombre lo indica en parte es condensada y en parte es desarrollada, utiliza una raya para representar el enlace covalente que se forma entre los átomos de carbono.
- Desarrollada o gráfica. La fórmula **desarrollada** es la que nos indica el enlace entre todos los átomos que forman la molécula del compuesto usando una raya para representarlos.

De estas fórmulas la más conveniente para representar las moléculas de los compuestos es la semidesarrollada, por que la condensada se presta a isomerías, es decir a moléculas que teniendo el mismo número y tipo de átomos varían en su estructura y por consiguiente en sus propiedades; la desarrollada es muy laboriosa

Ejemplos de tipos de fórmulas

Condensada	Semidesarrollada	Desarrollada
C ₂ H ₆	CH ₃ - CH ₃	
C ₃ H ₈	CH ₃ - CH ₂ - CH ₃	

Tipos de cadenas

El carbono con sus cuatro valencias, carece de tendencia para ganar o perder electrones y le es difícil adquirir cargas positiva o negativa. Está considerado dentro del **grupo** de los elementos más combinables, pudiéndolo hacer entre sí y formar largas cadenas, utilizando entre carbono y carbono una, dos o tres valencias, o bien cerrar las cadenas para estructurar cadenas cíclicas.

Por todas estas características, al combinarse entre sí, forma cadenas lineales o abiertas con ramificaciones llamadas arborescencias o sin ellas, con una, dos o tres ligaduras entre carbono y carbono. Estas cadenas son las que constituyen lo que se llama el "esqueleto" de los compuestos orgánicos "acíclicos", para diferenciarlos de los "cíclicos" o de cadena cerrada, cuyos eslabones forman ciclos que pueden estar cerrados por un carbono u otro elemento diferente.

Hidrocarburos

Son compuestos constituidos exclusivamente por carbono e hidrógeno.

Pueden ser:

a) **Acíclicos:** Son **hidrocarburos** de cadenas carbonadas abiertas. Existen dos tipos de cadenas abiertas:

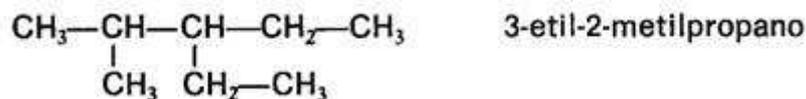
- **Cadenas lineales:** los átomos de carbono pueden escribirse en línea recta.

Ejemplo:



- **Cadenas ramificadas:** están constituidas por dos o más cadenas lineales enlazadas. La cadena lineal más importante se denomina *cadena principal*; las cadenas que se enlazan con ella se llaman *radicales*.

Ejemplo:



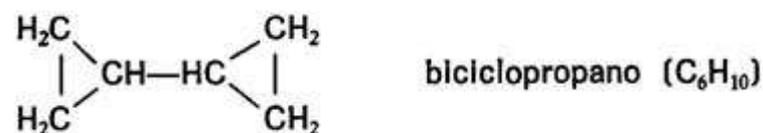
b) **Cíclicos:** Son hidrocarburos de cadenas carbonadas cerradas, formadas al unirse dos átomos terminales de una cadena lineal. Las cadenas carbonadas cerradas reciben el nombre de *ciclos*.

Ejemplo:



Existen hidrocarburos policíclicos, constituidos por varios ciclos unidos entre sí.

Ejemplo:



En el cuadro de la página anterior se encuentran clasificados los hidrocarburos en función del tipo de enlace que tienen: **simple**, **doble** o **triple**. Los hidrocarburos correspondientes se llaman, respectivamente, **alcanos**, **alquenos** y **alquinos**.

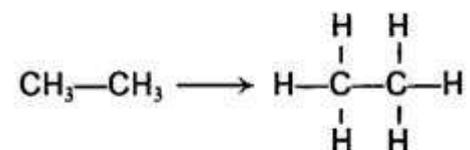
HIDROCARBUROS SATURADOS, PARAFINAS O ALCANOS

Se llaman hidrocarburos saturados o **alcanos** los compuestos constituidos por carbono e hidrógeno, que son de cadena abierta y tienen enlaces simples.

Alcanos de cadena lineal

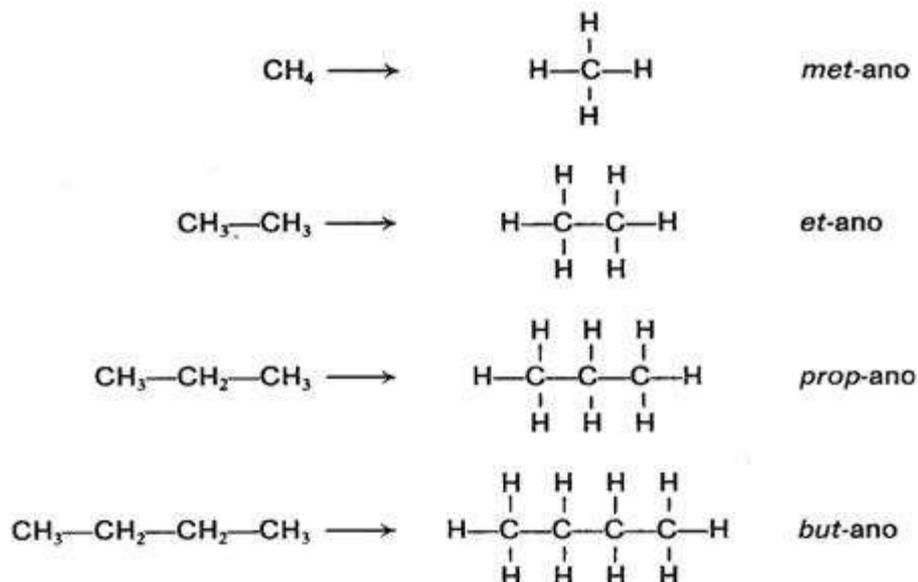
Su fórmula empírica es **C_nH_{2n+2}**, siendo n el número de átomos de carbono. Forman **series homólogas**, **conjuntos** de compuestos con propiedades químicas similares y que difieren en el número de átomos de carbono de la cadena.

Ejemplo:



Según las **normas IUPAC**, para nombrar los **alcanos** lineales se consideran dos casos:

1. Los cuatro primeros compuestos reciben los nombres siguientes:



2. Los compuestos siguientes se nombran utilizando como prefijos los numerales griegos que indican el número de átomos de carbono de la cadena, añadiéndoles la terminación **ano**, que es genérica y aplicada a todos los hidrocarburos saturados (de ahí el nombre de alcanos).

Ejemplos:

Fórmula	Fórmula semidesarrollada	Nombre
C_5H_{12}	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	<i>pent-ano</i> (penta=5)
C_6H_{14}	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_4-\text{CH}_3$	<i>hex-ano</i> (hexa=6)
C_7H_{16}	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_5-\text{CH}_3$	<i>hept-ano</i> (hepta=7)
C_8H_{18}	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_6-\text{CH}_3$	<i>oct-ano</i>
C_9H_{20}	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_7-\text{CH}_3$	<i>non-ano</i>
$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_8-\text{CH}_3$	<i>dec-ano</i>
$\text{C}_{11}\text{H}_{24}$	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_9-\text{CH}_3$	<i>undec-ano</i>
$\text{C}_{12}\text{H}_{26}$	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{10}-\text{CH}_3$	<i>dodec-ano</i>
$\text{C}_{13}\text{H}_{28}$	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{11}-\text{CH}_3$	<i>tridec-ano</i>

Los compuestos siguientes de la serie se llaman tetradecano (14), pentadecano (15), hexadecano (16), heptadecano (17), octadecano (18), nonadecano (19), eicosano (20), eneicosano (21), docosano (22), tricosano (23), tetracosano (24)..., triacontano (30)..., tetracontano (40), etc.

Isomería

Se presenta cuando dos compuestos tienen el mismo número de átomos de **C_nH_n**, pero presenta estructuras internas o configuración del esqueleto diferentes. Ejemplo: C₄H₁₀

Butano CH₃ - CH₂ - CH₂ - CH₃

Isobutano o 2, metil propano CH₃ - CH₂ - CH₃

CH₃

Isomería de lugar:

Se da en el enlace doble y triple. Ejemplo: C₅H₁₀

CH₃ - CH₂ - CH₂ - CH = CH₂

CH₃ - CH₂ - CH = CH - CH₃

HIDROCARBUROS CON DOBLES ENLACES, OLEFINAS O ALQUENOS

Son hidrocarburos que presentan uno o más **dobles enlaces** entre los átomos de carbono. La fórmula general, para compuestos con un solo doble enlace, es **C_nH_{2n}**.

Ejemplo:

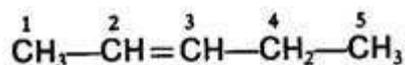


Alquenos con un solo doble enlace

Se nombran según las siguientes normas:

- Se elige la cadena más larga que contiene al doble enlace y se sustituye la terminación **ano** por **eno**.
- Se numera la cadena a partir del extremo más próximo al doble enlace. El localizador de éste es el menor de los dos números que corresponden a los dos átomos de carbono unidos por el doble enlace.
- La posición del doble enlace o instauración se indica mediante el **localizador** correspondiente que se coloca delante del nombre.

Ejemplo:



2-penteno

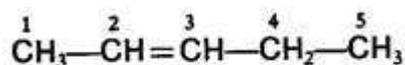
- Si hay radicales, se toma como cadena principal la **cadena más larga** de las **que contienen el doble enlace**. La numeración se realiza de tal modo que al átomo de carbono con doble enlace le corresponda el localizador más bajo posible. Los radicales se nombran como en los alcanos.

Alquenos con un solo doble enlace

Se nombran según las siguientes normas:

- Se elige la cadena más larga que contiene al doble enlace y se sustituye la terminación **ano** por **eno**.
- Se numera la cadena a partir del extremo más próximo al doble enlace. El localizador de éste es el menor de los dos números que corresponden a los dos átomos de carbono unidos por el doble enlace.
- La posición del doble enlace o instauración se indica mediante el **localizador** correspondiente que se coloca delante del nombre.

Ejemplo:



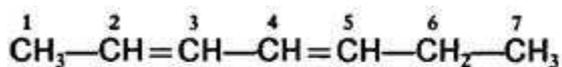
2-penteno

- Si hay radicales, se toma como cadena principal la **cadena más larga** de las **que contienen el doble enlace**. La numeración se realiza de tal modo que al átomo de carbono con doble enlace le corresponda el localizador más bajo posible. Los radicales se nombran como en los alcanos.

Alquenos con varios dobles enlaces

- Cuando un hidrocarburo contiene más de un doble enlace, se utilizan para nombrarlo las terminaciones: **-adieno**, **-atrieno**, etc., en lugar de la terminación **eno***. Se numera la cadena asignando a los carbonos con doble enlace los localizadores más bajos que se pueda.

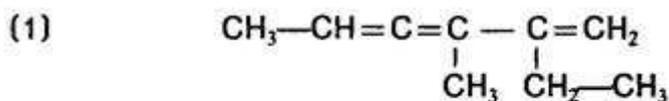
Ejemplo:



2,4-heptadieno

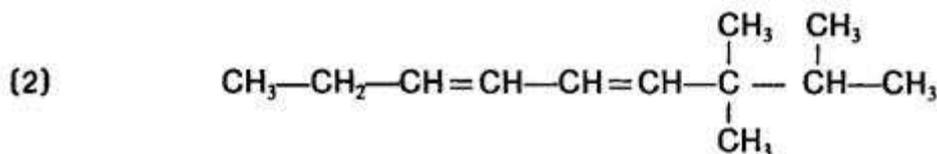
- Si el compuesto contiene radicales, estos se nombran como en los alcanos, eligiendo como cadena principal del hidrocarburo la que contenga el mayor número de **dobles enlaces**, aunque no sea la más larga.

Ejemplos:

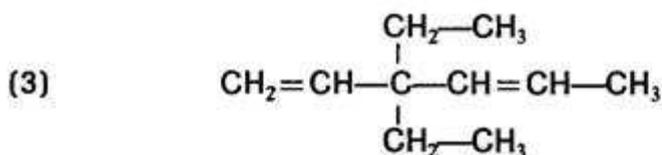


2-etil-3-metil-1,3,4-hexatrieno

Las verdaderas terminaciones son -diene, -triene, etc. Se incluye en ellas la letra "a" para evitar nombres de fonética desagradable.



7,7,8-trimetil-3,5-nonadieno

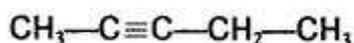


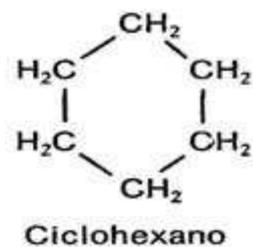
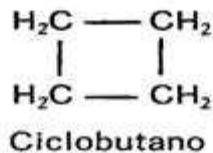
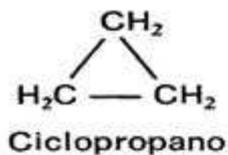
3,3-dietil-1,4-hexadieno

HIDROCARBUROS CON TRIPLES ENLACES, ACETILENOS O ALQUINOS

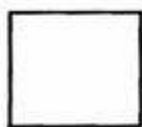
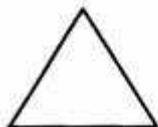
Son hidrocarburos que presentan uno o más **triples** enlaces entre los átomos de carbono. La fórmula general, para compuestos con un sólo triple enlace, es **C_nH_{2n-2}**.

Ejemplo:



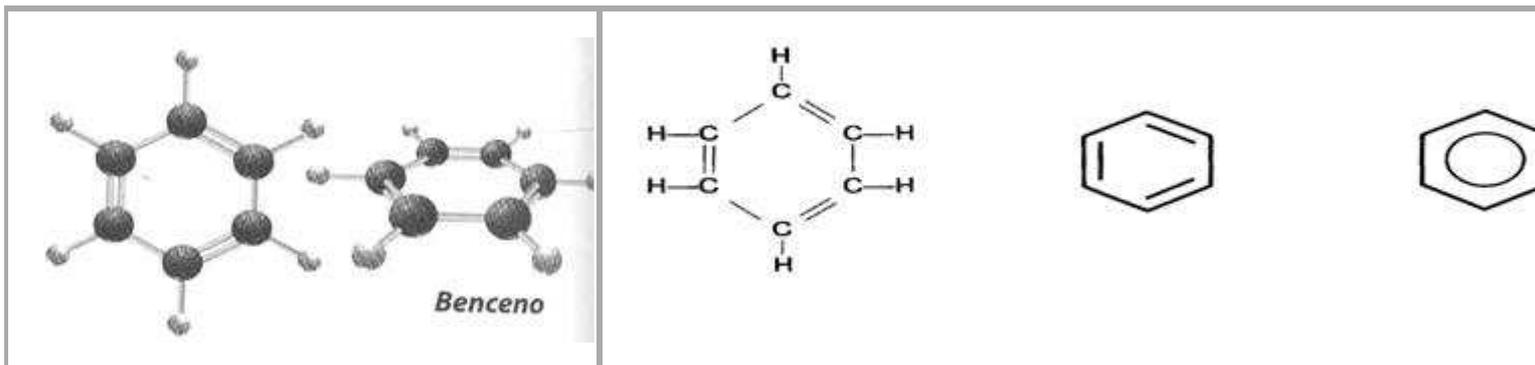


También se representan así:

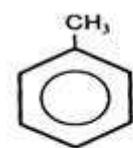


HIDROCARBUROS AROMÁTICOS

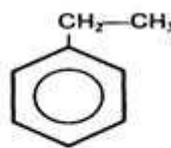
Son compuestos cíclicos que guardan estrecha relación con el benceno (**C₆H₆**). Recibieron este nombre porque la gran mayoría de ellos poseen olores fuertes y penetrantes. En la actualidad, el término **aromático** expresa que el compuesto es más estable de lo esperado, es decir, menos reactivo. El nombre genérico de los hidrocarburos aromáticos es **areno** y los radicales derivados de ellos se llaman **arilo**. El benceno es la base de estos compuestos; su fórmula se expresa de uno de estos tres modos:



• Los compuestos aromáticos que tienen sustituyentes se nombran anteponiendo los nombres de los radicales a la palabra **benceno**. *Ejemplos:*

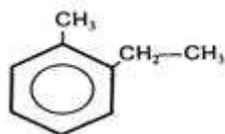


Metilbenceno

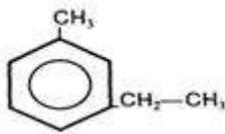


Etilbenceno

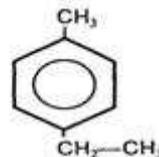
• Cuando hay dos sustituyentes, su posición relativa se indica mediante los números 1,2 , 1,3 y 1,4 , o mediante los prefijos **orto** (o), **meta** (m) y **para** (p), respectivamente. *Ejemplos:*



1-etil-2-metilbenceno
orto-etilmetilbenceno
o-etilmetilbenceno



1-etil-3-metilbenceno
meta-etilmetilbenceno
m-etilmetilbenceno



1-etil-4-metilbenceno
para-etilmetilbenceno
p-etilmetilbenceno

Alcoholes y fenoles

Los **alcoholes** pueden considerarse derivados de los hidrocarburos al sustituir un átomo de hidrógeno por el grupo -OH (hidroxilo).

- Si el hidrocarburo es alifático, da lugar a los **alcoholes**. *Ejemplo:*

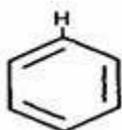


Propano

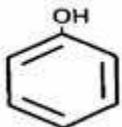


Propanol

- Si el hidrocarburo es aromático, se obtienen los **fenoles**. En sentido estricto, el **fenol** debería llamarse **bencenol**. *Ejemplo:*



Benceno



Fenol

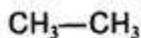
ALCOHOLES

El grupo funcional es el -OH (hidroxilo). La fórmula general es R-OH. El radical R procede de un hidrocarburo alifático. Puede ser radical alquilo, alqueno o alquino. La fórmula general para un **alcohol** saturado con un solo grupo hidroxilo es $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$. Pueden existir alcoholes con varios **grupos** hidroxilo: son los **polialcoholes**.

Alcoholes con un solo grupo funcional

Estos alcoholes pueden ser **primarios**, **secundarios** o **terciarios**, según esté unido el grupo funcional (-OH) a un carbono primario, secundario o terciario[1]. Para nombrar los alcoholes se considera que se ha sustituido un átomo de hidrógeno de un hidrocarburo por un radical -OH, el alcohol así obtenido se nombra añadiendo la terminación **ol** al hidrocarburo de que procede.

Ejemplo:



Etano

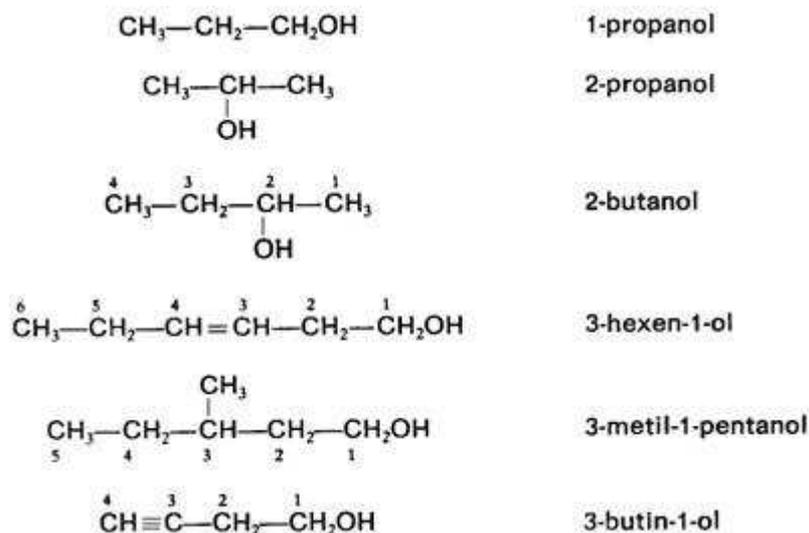


Etanol

Si el alcohol es secundario o terciario, se numera la cadena principal de tal modo que corresponda al carbono unido al radical -OH el localizador más bajo posible.

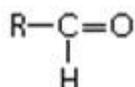
La **función alcohol** tiene preferencia al numerar sobre las **instauraciones** y sobre los **radicales**.

Ejemplos:



Los aldehídos

Los aldehídos son cada uno de los compuestos orgánicos que contienen el grupo carbonilo (CO) y que responden a la fórmula general



Donde R es un átomo de hidrógeno (es el caso del metanal) o un radical hidrocarbonado alifático o aromático.

Los aldehídos son aquellos compuestos caracterizados por la presencia de uno o más [grupos carbonilo](#) en posición terminal. La cadena principal debe contener al carbono del grupo carbonilo. Si hay dos grupos carbonilos, la cadena principal deberá contener a ambos. Se le dará el número uno al carbono del grupo carbonilo. El sufijo a utilizar es **al**, o **dial** si hubiera dos grupos carbonilo, uno al principio y otro al final de la cadena carbonada.

Nomenclatura de los aldehídos.

Para nombrar a los aldehídos se cambia la terminación o de los alcanos por al para denotar la presencia de un aldehído. El grupo carbonilo de los alcanales o aldehídos siempre está al final de la cadena. Este hecho lo hace química y físicamente diferente a las cetonas, por eso se considera como un grupo funcional aparte. El hidrógeno vecino al oxígeno es fácilmente oxidable y esta es una de las principales diferencias entre estas dos familias de compuestos. Como este grupo funcional siempre está al final de la cadena no se usan números localizadores.

Propiedades físicas.

No es de sorprender que los aldehídos y las cetonas se asemejen en la mayoría de sus propiedades como consecuencia de poseer el grupo carbonilo. Sin embargo, en los aldehídos el grupo carbonilo está unido a un átomo de hidrógeno, mientras que en las cetonas se une a dos grupos orgánicos. Esta diferencia estructural afecta a sus propiedades de dos formas fundamentales: Los aldehídos se oxidan con facilidad mientras que las cetonas lo hacen con dificultad. Los aldehídos suelen ser más reactivos que las cetonas en adiciones nucleofílicas, que es la reacción más característica de este tipo de compuestos.

Los aldehídos son compuestos de fórmula general R-CHO. Este compuesto tiene una amplia aplicación tanto como reactivos y disolventes así como su empleo en la fabricación de telas, perfumes, plásticos y medicinas. En la **naturaleza** se encuentran ampliamente distribuidos como proteínas, **carbohidratos** y ácidos nucleicos tanto en el reino animal como vegetal, controlando el **proceso** para evitar que el aldehído pase a ácido.

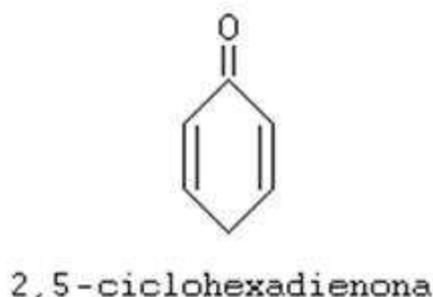
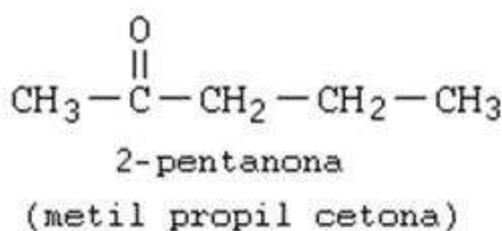
Cetonas

Son cada uno de los compuestos orgánicos que contienen el grupo carbonilo (CO) y que responden a la fórmula general R"CO"Ró, en la que R y Ró representan radicales orgánicos y donde los grupos R y R' pueden ser alifáticos o aromáticos.

Nomenclatura de las cetonas

Para nombrar las cetonas tenemos dos alternativas:

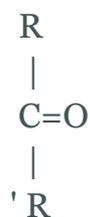
- El nombre del hidrocarburo del que procede terminado en -ona. Como sustituyente debe emplearse el prefijo oxo-.
- Citar los dos radicales que están unidos al grupo carbonilo por orden alfabético y a continuación la palabra cetona.



Propiedades físicas

Los compuestos carbonílicos presentan puntos de ebullición más bajos que los alcoholes de su mismo peso molecular. No hay grandes diferencias entre los puntos de ebullición de aldehídos y cetonas de igual peso molecular. Los compuestos carbonílicos de cadena corta son solubles en agua y a medida que aumenta la longitud de la cadena disminuye la solubilidad.

El grupo funcional de las cetonas es:



Al grupo carbonilo se debe la disolución de las cetonas en agua. Son compuestos relativamente reactivos, y por eso resultan muy útiles para sintetizar otros compuestos; también son productos intermedios importantes en el **metabolismo** de las células. Se obtienen a partir de los alcoholes secundarios.

La cetona más simple, la propanona o acetona, CH_3COCH_3 , es un producto del metabolismo de las grasas, pero en condiciones normales se oxida rápidamente a agua y dióxido de carbono. Sin embargo, en la **diabetes mellitus** la propanona se acumula en el cuerpo y puede ser detectada en la orina. Otras cetonas son el alcanfor, muchos de los esteroides, y algunas fragancias y azúcares.

éteres.

Los éteres poseen un átomo de oxígeno unido a dos cadenas alquílicas que pueden ser iguales o diferentes. El más conocido es el éter dietílico que se empleaba como agente anestésico en operaciones quirúrgicas.



Dimetil éter

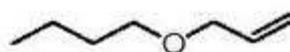


Etilmetil éter

Los éteres se nombran colocando el nombre de las dos cadenas alquílicas que se encuentran unidas al átomo de oxígeno, una a continuación de la otra, y, finalmente, se añade la palabra éter.



2,2-dimetilpropilpropil éter

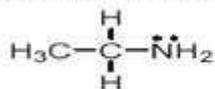


butil-2-propenil éter

Aminas

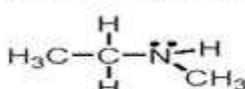
Son compuestos que poseen el grupo amino en su estructura. Se consideran compuestos derivados del amoníaco, por tanto, presentan propiedades básicas. También pueden clasificarse como primarias, secundarias o terciarias, según el grado de sustitución del átomo de nitrógeno.

Amina primaria



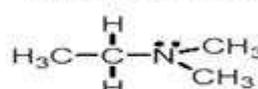
Etilamina

Amina secundaria



N-metiletilamina

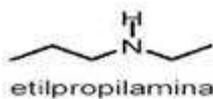
Amina terciaria



N,N-dimetiletilamina

<http://es.geocities.com/quimicorganica>

Tradicionalmente las aminas se nombran colocando los nombres de los radicales en orden alfabético seguido de la terminación AMINA.



etilpropilamina

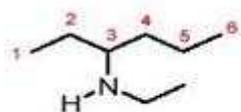


butildimetilamina

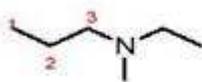
En la actualidad se emplea otro **sistema** para nombrar a las aminas. Este sistema consiste en:

1. Identificar la cadena principal como aquella que contiene mayor número de átomos de carbono y además contiene el grupo amino.
2. Colocar la terminación AMINA al final del nombre del hidrocarburo que constituye el esqueleto de la cadena principal.
3. Para localizar el grupo amino dentro de la cadena principal se utiliza el número del carbono que está unido directamente al nitrógeno y este número o localizador se coloca delante del nombre de la terminación AMINA.

4. Si la amina es secundaria o terciaria, se dan los nombres de los radicales alquilo que están unidos al nitrógeno precedidos de la letra N en cursiva para indicar que dichos grupos están unidos al nitrógeno y no a un carbono



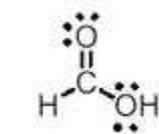
N-etil-3-hexanamina
o *N*-etilhexan-3-amina



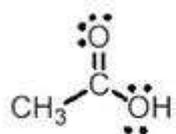
N-etil-*N*-metil-1-propanamida

Ácidos carboxílicos

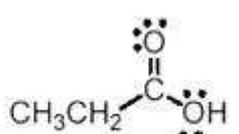
Estos compuestos se caracterizan por poseer en su estructura al grupo funcional carboxilo (-COOH). Muchos ácidos carboxílicos simples reciben nombres no sistemáticos que hacen referencia a las fuentes naturales de las cuales proceden. Por ejemplo, el ácido fórmico se llama así porque se aisló por primera vez de las hormigas (formica en latín). El ácido acético, que se encuentra en el vinagre, toma su nombre de la palabra acetum, "ácido". El ácido propiónico da el aroma penetrante a algunos quesos y el ácido butírico es el responsable del olor repulsivo de la mantequilla rancia.



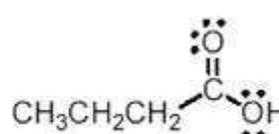
Ácido fórmico



Ácido acético

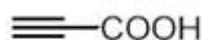


Ácido propiónico



Ácido butírico

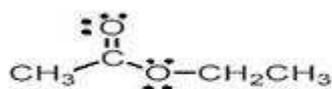
Al igual que los aldehídos y cetonas, los ácidos carboxílicos de bajo peso molecular son muy polares y, por tanto, muy solubles en agua. El grupo ácido (-COOH) se halla siempre en uno o ambos extremos de la cadena y se nombran con la terminación -OICO.



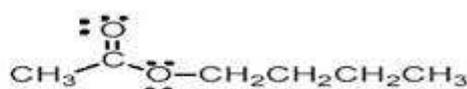
ácido propinoico

ésteres.

Los ésteres se consideran como el resultado de la condensación entre un ácido carboxílico y un alcohol. Los ésteres de bajo peso molecular, como el acetato de butilo (CH_3COOBu) y el acetato etilo (CH_3COOEt) se emplean como disolventes industriales, especialmente en la preparación de barnices.

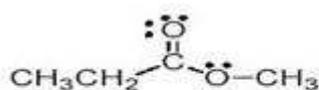


Acetato de etilo

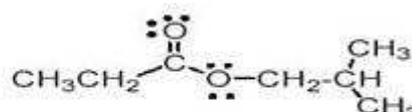


Acetato de butilo

El olor y sabor de muchas frutas se debe a la presencia de **mezclas** de ésteres. Por ejemplo, el olor del acetato de isoamilo recuerda al de los plátanos, el propionato de isobutilo al del ron, etc.

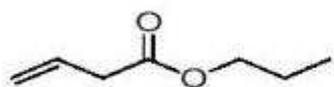


Propionato de metilo



Propionato de isobutilo

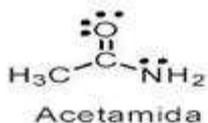
Se nombran de la siguiente manera: nombre del ácido del que deriva con la terminación -ato de + nombre del radical que sustituye al H del ácido correspondiente con la terminación -ilo



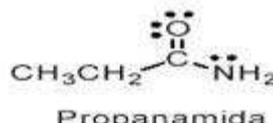
3-butenato de propilo

Amidas.

Las amidas se pueden obtener por reacción entre un ácido carboxílico y una amina, que puede ser primaria o secundaria. La estructura de algunas amidas simples, como la acetamida y la propanamida, se indica a continuación



Acetamida



Propanamida

Se nombran cambiando la terminación -o del hidrocarburo correspondiente por la terminación -AMIDA

Macromoléculas

Las **macromoléculas** son moléculas que tienen una masa molecular elevada, formada por un gran número de átomos. Generalmente podemos describirlas como la repetición de una o unas pocas unidades mínimas (*monómeros*), formando los polímeros. A menudo el término macromolécula se refiere a las moléculas que contienen más de 100 átomos. Pueden ser tanto orgánicas como inorgánicas, y se encuentran algunas de gran relevancia en el campo de la bioquímica, al estudiar las biomoléculas. Dentro de las moléculas orgánicas sintéticas encontramos a los plásticos.

Carbohidratos

Son una **clase** básica de compuestos químicos en bioquímica. Son la forma biológica primaria de almacén o **consumo** de energía; otras formas son las grasas y las proteínas. Están compuestas en su mayor parte por átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno. Los carbohidratos se descomponen en los intestinos para dar **glucosa** C₆H₁₂O₆, que es soluble en la **sangre** y en el **cuerpo humano** se conoce como azúcar de la sangre. La glucosa es transportada por la sangre a las células, donde reacciona con O₂ en una serie de pasos para producir finalmente CO₂(g), H₂O(l) y energía.

Tipos de carbohidratos.

- **Monosacáridos.** No pueden hidrolizarse.
- **Disacáridos.** Al hidrolizarse producen dos monosacáridos.
- **Oligosacáridos.** Al hidrolizarse producen de tres a diez moléculas de monosacáridos.
- **Polisacáridos.** Al hidrolizarse producen más de diez moléculas de monosacáridos.

Función de los carbohidratos

Los carbohidratos desempeñan diversas **funciones**, siendo las de reserva energética y formación de estructuras las dos más importantes; pero, ¿cuál es su verdadera función? la función de estos

"hidratos de carbono" es mantener la actividad muscular, la temperatura corporal, la tensión arterial, el correcto funcionamiento del intestino y la actividad neuronal.

Metabolismo de carbohidratos

Los carbohidratos representan las principales moléculas almacenadas como reserva en los seres vivos junto con los lípidos. Los glúcidos son las principales sustancias elaboradas en la **fotosíntesis** y son almacenados en forma de almidón en cantidades elevadas en las **plantas**. El producto equivalente en los animales es el glucógeno, almacenado también en cantidades importantes en el músculo y en el hígado. En el músculo proporciona una reserva que puede ser inmediatamente utilizada como fuente de energía para la contracción muscular y en el hígado sirve como reservorio para mantener la concentración de glucosa en sangre. Al contrario que los carbohidratos, los lípidos sirven para almacenar y obtener energía a más largo plazo. Aunque muchos **tejidos** y órganos animales pueden usar indistintamente los carbohidratos y los lípidos como fuente de energía, otros, principalmente los eritrocitos y el tejido nervioso (**cerebro**), no pueden catalizar los lípidos y deben ser continuamente abastecidos con glucosa. Los monosacáridos son los productos digestivos finales de los glúcidos que ingresan a través de la circulación portal al hígado donde, alrededor del 60%, son metabolizados. En el hígado, la glucosa también se puede transformar en lípidos que se transportan posteriormente al tejido adiposo.

Lípidos

Los lípidos son biomoléculas orgánicas formadas básicamente por carbono e hidrógeno y generalmente también oxígeno; pero en porcentajes mucho más bajos. Además pueden contener también fósforo, nitrógeno y azufre.

Es un grupo de sustancias muy heterogéneas que sólo tienen en común estas dos características:

- Son insolubles en agua
- Son solubles en disolventes orgánicos, como éter, cloroformo, benceno, etc.

Clasificación de los lípidos

Los lípidos se clasifican en dos grupos, atendiendo a que posean en su composición ácidos grasos (lípidos saponificables) o no lo posean (lípidos insaponificables)

- I. Lípidos saponificables
 - A. Simples
 1. Acilglicéridos.
 2. Céridos
 - B. Complejos
 1. Fosolípidos
 2. Glucolípidos
- II. Lípidos insaponificables
 - A. Terpenos.

B. Esteroides.

C. Prostaglandinas.

Proteínas Las proteínas son compuestos químicos muy complejos que se encuentran en todas las células vivas: en la sangre, en la **leche**, en los huevos y en toda clase de semillas y pólenes. Hay ciertos elementos químicos que todas ellas poseen, pero los diversos tipos de proteínas los contienen en diferentes cantidades. En todas se encuentran un alto porcentaje de nitrógeno, así como de oxígeno, hidrógeno y carbono. En la mayor parte de ellas existe azufre, y en algunas fósforo y **hierro**.

Las proteínas son sustancias complejas, formadas por la unión de ciertas sustancias más simples llamadas aminoácidos, que los vegetales sintetizan a partir de los nitratos y las sales amoniacales del **suelo**. Los animales herbívoros reciben sus proteínas de las plantas; **el hombre** puede obtenerlas de las plantas o de los animales, pero las proteínas de origen animal son de mayor valor nutritivo que las vegetales. Esto se debe a que, de los aminoácidos que se conocen, que son veinticuatro, hay nueve que son imprescindibles para la vida, y es en las proteínas animales donde éstas se encuentran en mayor cantidad.

El valor químico (o "puntuación química") de una proteína se define como el cociente entre los miligramos del aminoácido limitante existentes por gramo de la proteína en cuestión y los miligramos del mismo aminoácido por gramo de una proteína de referencia. El aminoácido limitante es aquel en el que el déficit es mayor comparado con la proteína de referencia, es decir, aquel que, una vez realizado el cálculo, da un valor químico más bajo. La "proteína de referencia" es una proteína teórica definida por la FAO con la composición adecuada para satisfacer correctamente las necesidades proteicas. Se han fijado distintas proteínas de referencia dependiendo de la edad, ya que las necesidades de aminoácidos esenciales son distintas. Las proteínas de los cereales son en general severamente deficientes en lisina, mientras que las de las leguminosas lo son en aminoácidos azufrados (metionina y cisteína). Las proteínas animales tienen en general composiciones más próximas a la considerada ideal.

El valor químico de una proteína no tiene en cuenta otros factores, como la digestibilidad de la proteína o el hecho de que algunos aminoácidos pueden estar en formas químicas no utilizables. Sin embargo, es el único fácilmente medible. Los otros parámetros utilizados para evaluar la **calidad** de una proteína (coeficiente de digestibilidad, valor biológico o utilización neta de proteína) se obtienen a partir de experimentos dietéticos con animales o con voluntarios humanos.

Estructura La organización de una proteína viene definida por cuatro niveles estructurales denominados: estructura primaria, estructura secundaria, estructura terciaria y estructura cuaternaria. Cada una de estas estructuras informa de la disposición de la anterior en el espacio. El orden, o secuencia de los aminoácidos a lo largo de una cadena proteínica constituye su estructura primaria. Esta confiere a la proteína su identidad individual. Un cambio de incluso un aminoácido puede alterar las características bioquímicas de la proteína.

Las cadenas de los seres vivos no son simplemente cadenas flexibles con formas al azar. Por el contrario, las cadenas se enrollan o se alargan de modos específicos. La *estructura secundaria* de una proteína se refiere a la orientación de los segmentos de la cadena proteínica de acuerdo con el patrón regular. Existen dos tipos de estructura secundaria:

• **Hélice α (alfa).**- Esta estructura se forma al enrollarse helicoidalmente sobre sí misma la estructura primaria. Se debe a la formación de enlaces de hidrógeno entre el **-C=O** de un aminoácido y el **-NH-** del cuarto aminoácido que le sigue

• **La conformación β (beta).**- En esta disposición los aminoácidos. No forman una hélice sino una cadena en forma de zigzag, denominada disposición en lámina plegada.

La *estructura terciaria* informa sobre la disposición de la estructura secundaria de un polipéptido al plegarse sobre sí misma originando una conformación globular.

Preguntas de química

1.- La Química estudia:

a) Los cambios internos de la materia.	b) Los movimientos de los cuerpos.
c) Los fluidos y la energía.	d) Los seres vivos y sus relaciones.

e) Los metales y los no metales.

2.- ¿Qué es la materia?

a) Cualquier sustancia que contenga energía	b) Cualquier sustancia sólida
c) Todo lo que nos rodea y ocupa un lugar en el espacio	d) Cualquier sustancia fluida y plástica

e) Cualquier sustancia que transmita energía

3.- Si observamos un diamante, sus propiedades físicas son, por ejemplo

a) Su porosidad y homogeneidad	b) Su estructura molecular y estado atómico
c) Su estado de agregación, dureza y tenacidad	d) Sus reacciones típicas y su maleabilidad

e) Su peso y número atómico

4.- Si observamos un frasco conteniendo cloro gaseoso, estamos determinando sus propiedades químicas si:

a) Pesamos y olemos el gas confinado.	b) Anotamos el color del gas y verificamos su punto de condensación.
c) Comprobamos su pureza y lo hacemos reaccionar con hidrógeno para formar un hidrácido.	d) Medimos su volumen, su temperatura y la presión que ejerce sobre el frasco.

e) Cambiamos su estado de agregación líquido.

5.- **El agua** puede cambiar de estado de agregación: de sólido (hielo) a líquido (agua) de líquido a gas (vapor). ¿De que dependen estos cambios?

a) Del volumen y la temperatura	b) Del peso y la densidad	c) De la viscosidad y la presión	d) De la temperatura y la presión	e) De masa y el volumen
---------------------------------	---------------------------	---	-----------------------------------	-------------------------

6.-Existen dos tipos de sustancias según su composición:

a) Sólidas y fluidos	b) Puras y mezclas	c) Elementos y Compuestos	d) Homogéneas y heterogéneas	e) Metales y no metales
----------------------	--------------------	---------------------------	------------------------------	-------------------------

7.-Una mezcla es:

a) La dilución de una sustancia en otra	b) La unión de dos sustancias sin combinarse químicamente
c) La combinación química de dos o más sustancias	d) La unión de solventes y solutos

a) **Aceite** en agua

8.- El **aire** es una mezcla homogénea por que:

a) Los gases que lo componen están iguales proporción	b) Unos gases están dispersos en otros
c) No podemos distinguir un gas componente de otro por separado	d) Podemos separa a los gases componentes filtrando la mezcla

e) Lo único que lo compone es el oxígeno



9.- Una solución es una mezcla homogénea formada por soluto y solvente, por ejemplo:

a) Cal y arena a partes iguales	b) Agua y aceite en un recipiente
c) Arena y agua en una playa	d) Sal y agua en vaso de cristal

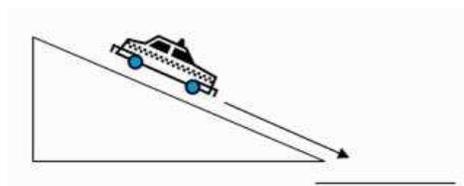
e) Papel y pegamento

10.- ¿Qué es un elemento?

a) La menor cantidad de materia sólida	b) Una sustancia que puede dividirse entre otras sustancias
c) Una forma de materia pura que no puede descomponerse más y corresponde con un átomo en particular	d) La unión de dos o más sustancias

e) Dos sustancias con el mismo número atómico, pero distinto peso atómico.

11.- Dejar que un carrito de **madera** ruede en un plano inclinado es un fenómeno físico por que:



a) Cambia el estado de agregación del carrito.	b) El carrito de madera se transforma en otra cosa.
c) La energía del carrito modifica el plano inclinado.	d) El carrito de madera sólo cambia su posición, velocidad , estado energético, etc., pero sigue siendo siempre un carrito de madera.

e) El plano inclinado modifica la energía del carrito.

12.- Quemar el carrito de madera anterior es un fenómeno químico por que;

a) La madera se transforma en dióxido de carbono y vapor de agua liberando energía luminosa y calorífica	b) La madera pasa del estado sólido al estado gaseoso al oxidarse
c) La energía del carrito se combina químicamente con el oxígeno	d) La madera no cambia, sólo libera su energía

e) La energía utilizada es igual a la cantidad de materia del carrito

13.- Cuando un trozo de **oro** es calentado y se transforma en oro líquido ocurre una:

a) Licuefacción	b) Fusión	c) Evaporación	d) Condensación	e) Sublimación
-----------------	-----------	----------------	-----------------	----------------

14.- Bajo ciertas condiciones de temperatura y presión, el vapor de agua se solidifica bruscamente formando escarcha, este cambio de estado se llama:

a) Licuefacción	b) Condensación	c) Deposición	d) Sublimación	e) Solidificación
-----------------	-----------------	---------------	----------------	-------------------

15.- La energía es:

a) La fuerza motriz de un cuerpo	b) La capacidad de moverse propia de la materia
c) La capacidad de la materia para efectuar transformaciones (trabajo)	d) El trabajo realizado por unidad de tiempo

e) El tiempo en que un cuerpo realiza un trabajo

16.- La combustión es una reacción de oxidación violenta que libera energía en forma de calor y **luz**, por esto, la combustión es:

a) Una reacción adiabática	b) Una reacción de doble desplazamiento
c) Una reacción de síntesis	d) Una reacción exotérmica

e) Una reacción nuclear

17.- Poco antes de la Revolución Francesa, Antoine L. Lavoisier anunció la **Ley** de la Conservación de la masa, que dice:

a) La masa cambia en una reacción pero la energía es la misma.	b) Las sustancias se transforman en otras más simples.
c) En todo cambio químico se pierde algo de masa en forma de calor.	d) La materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma.

e) El peso es la medida cualitativa de la masa.

18.- El inglés John Dalton enunció la Teoría Atómica que dice:

a) La energía no se crea ni se destruye, sólo se transforma	b) Cada elemento tiene su propio átomo con características específicas. Al combinarse los átomos en cantidades determinadas, se transforman las moléculas de compuestos.
c) Las moléculas de los gases no interactúan se mueven constantemente y sus choques son elásticos.	d) A temperatura constante, la presión de un gas es inversamente proporcional al volumen ocupado por dicho gas.

e) El átomo es la menor cantidad de materia.

19.- A sus partes se les llaman componentes:

a) Compuesto	b) Solución	c) Mezcla	d) Coloide	e) Soluto
--------------	-------------	-----------	------------	-----------

20.- Filósofo griego que propuso que el átomo era la mínima cantidad de materia y que ya no se podía dividir más:

a) Aristóteles	b) Arquímedes	c) Demócrito	d) Pitágoras	e) Tales
----------------	---------------	--------------	--------------	----------

21.- Propuso un **modelo** atómico que representaba al átomo como una esfera con carga positiva y dentro de ella están los de carga negativa como pasas de un pastel.

a) Einstein	b) Thomsom	c) Bohr	d) Rhuterford	e) Lewis
-------------	------------	---------	---------------	----------

22.- Propuso un modelo atómico formado por un núcleo de carga positiva alrededor del cual giran los electrones con carga negativa en niveles de energía u órbitas circulares, a semejanzas del sistema planetario:

a) Planck	b) Einstein	c) Bohr	d) Rydberg	e) Thomsom
-----------	-------------	---------	------------	------------

23.- Configuración electrónica del Nitrógeno (número atómico = 7):

a) 1s ²	b) 1s ² 2s ² 2p ³	c) 1s ² 3p ⁴	d) 1s ² 3s ² 2s ²	e) 1s ² 2s 2p ⁴
--------------------	--	------------------------------------	--	---------------------------------------

24.- El K⁺ es un átomo de potasio al que se ha "arrebataado" un electrón, quedando cargado positivamente, por lo tanto, se trata de un:

a) Cation	b) Isótopo	c) Anión	d) Protón	e) Neutrón
-----------	------------	----------	-----------	------------

25.- Las filas o renglones de la **tabla periódica** representan el **número** de orbitas en un **átomo**. Estas filas o renglones se llaman:

a) Familias	b) Clases	c) Periodos	d) Grupos	e) Valencias
-------------	-----------	-------------	-----------	--------------

26.- Las columnas en la **tabla** periódica se caracterizan con números romanos y letras mayúsculas (A o B). Estas columnas se llaman:

a) Clases	b) Familias o grupos	c) Periodos o valencias	d) Subclases	e) Índices
-----------	-----------------------------	-------------------------	--------------	------------

27.- Los llamados **gases** nobles o inertes presentan **valencia** 0 y no reaccionan espontáneamente con otros elementos. Se encuentran en la columna:

a) Primera	b) Cuarta	c) Última	d) Antepenúltima	e) Penúltima
------------	-----------	-----------	------------------	--------------

28.- En la tabla periódica se distinguen 2 **clases** de elementos, estas 2 clases son:

a) Metales y no metales	b) Ligeros y pesados
c) Ligeros y transición	d) De transición y no metales

e) Pesados de transición

29.- Símbolo químico del **Carbono**:

a) Ca	b) C	c) Co	d) Cr	e) Cb
-------	------	-------	-------	-------

30. - Símbolo químico del **oxígeno**:

a) Od	b) Os	c) Or	d) O	e) Oxi
-------	-------	-------	------	--------

31.- El cloruro de sodio es una molécula que presenta enlace químico iónico debido a:

a) Los átomos comparten un electrón.	b) Se da transferencia de electrones de un átomo a otro.
c) Los átomos comparten un par de electrones de manera coordinada.	d) Se establece una red de átomos alternados.

e) Los átomos se transfieren de una red a otra Fe₂O₃

32.- Los compuestos que resultan de combinar un anhídrido con **agua** son:

a) Hidróxidos	b) Oxiácidos	c) Hidrácidos	d) Oxisales	e) Oxidrácidos
---------------	--------------	---------------	-------------	----------------

33.- Al combinarse se produce una sal haloidea y agua: **por** neutralización:

a) Óxidos y anhídridos	b) Hidruros y óxidos
c) Óxidos y sales	d) Oxiácidos y anhídridos

$\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

e) Hidrácidos e Hidróxidos

34.- También se conocen con el nombre de bases

a) Anhídridos	b) Sales Aloideas	c) Bases	d) Hidruros	e) Hidróxidos
---------------	-------------------	----------	-------------	---------------

35.- El compuesto HCl se llama:

a) Ácido clórico	b) Ácido hipocloroso	c) Ácido clorhídrico	d) Ácido perclórico	e) Ácido nítrico
------------------	----------------------	----------------------	---------------------	------------------

36.- El compuesto NaNO₃ se llama:

a) Nitrito de sodio	b) Nitrato de sodio	c) Nitruro de sodio	d) Politrato de sodio	e) Hiponitrato de sodio
---------------------	---------------------	---------------------	-----------------------	-------------------------

37.- La fórmula **química** del dióxido de carbono es:

a) Co	b) Co ₃	c) Co ₂ Co ₃	d) Co ₂	e) C ₂ O ₃
-------	--------------------	------------------------------------	--------------------	----------------------------------

38.- La fórmula del ácido nítrico es:

a) HNO ₃	b) HNO ₂	c) HNO	d) H ₂ NO ₄	e) H ₃ NO
---------------------	---------------------	--------	-----------------------------------	----------------------

39.- La fórmula del sulfuro de calcio:

a) CS	b) Ca ₂ S	c) Ca S	d) Ca S ₂	e) CO ₄ S
-------	----------------------	---------	----------------------	----------------------

40.- De acuerdo a las reglas de nomenclaturas, todos los hidrácidos se nombran con terminación:

a) Uro	b) Ico	c) Oico	d) Hídrico	e) Hidruro
--------	--------	---------	------------	------------

41.- El peso molecular del agua es:

a) 5	b) 8	c) 18	d) 1	e) 0
------	------	-------	------	------

42.- Un mol de un gas que volumen ocupa

a) 100l	b) 22.4l	c) 0.5l	d) 10l	e) 1120.4l
---------	----------	---------	--------	------------

43.- La masa atómica de un átomo es:

a) El promedio de las masas de átomos de un elemento.	b) La suma de los protones y neutrones del núcleo.
c) El número de neutrones.	d) El número de protones.

e) La suma de neutrinos.

44.- Los isótopos son:

a) Átomos radiactivos.	b) Átomos de un mismo elemento con distinta masa atómica.
c) Átomos con igual peso atómico.	d) Átomos de distintos elementos con igual peso atómico.

e) Átomos de iguales elemento con distinto peso atómico.

45.- El peso molecular de una sustancia es:

a) La suma de las moléculas de una sustancia.	b) La suma de los pesos atómicos de los elementos de una molécula.
c) El peso de los oxígenos.	d) El peso atómico de los protones y neutrones.

e) Peso de los electrones.

46.- Un mol de una sustancia es:

a) El peso de una sustancia ejemplo 100g. De dicha sustancia.	b) El número de átomos que hay en un gramo de sustancia.
c) El peso de una molécula.	d) El peso molecular de una sustancia expresada en gramos.

e) El peso molecular expresada en kilogramos.

47.- ¿El número de Avogrado es?

a) Es igual a 2000.	b) La cantidad de partículas que hay en una mol de sustancia.
c) El número de átomos gramos.	d) Es una cantidad que expresa el número de protones del átomo.

e) Numero de electrones en un átomo.

48.- Una reacción química es:

a) Los reactantes forman productos .	b) Un proceso en el cual dos o más sustancias forman otra distinta.
c) Cuando dos sustancias se descomponen.	d) Cuando un átomo se une a otro.

e) Cuando un electrón se une a un protón.

49.- Una reacción de **síntesis** es:

a) $4 \text{ Na} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ Na}_2\text{O}$	b) $\text{HCl} + \text{Na} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}$
c) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	d) $2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ H}_2 + \text{O}_2$

e) 2 HK

50.- Una reacción de **análisis** es:

a) $4 \text{ Na} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ Na}_2\text{O}$	b) $\text{HCl} + \text{O}_2 \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}$
c) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	d) $2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ H}_2 + \text{O}_2$

e) HoH

51.- ¿Cuál es la ecuación balanceada?

a) $4 \text{ Al} + \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{ Al}_2\text{O}_3$	b) $4 \text{ Al} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ Al}_2\text{O}_3$
c) $4 \text{ Al} + \text{O}_2 \rightarrow 5 \text{ Al}_2\text{O}_3$	d) $4 \text{ Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$

e) $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{L}_3\text{O}_2$

52.- El número de oxidación del oxígeno es:

a) - 2	b) - 3	c) + 2	d) + 1	e) 3
--------	--------	--------	--------	------

53.- El número de oxidación del carbono en Ca CO_3 es:

a) + 2	b) + 4	c) - 2	d) - 6	e) + 6
--------	--------	--------	--------	--------

54.- El número de oxidación de cualquier elemento libre es:

a) 0	b) + 1	c) + 2	d) - 1	e) + 4
------	--------	--------	--------	--------

Respuestas a reactivos de química

1.a	15.c	29.b	43.a
2.c	16.d	30.d	44.b
3.c	17.d	31.b	45.b
4.c	18.b	32.b	46.d
5.d	19.c	33.e	47.b
6.d	20.c	34.e	48.b
7.b	21.b	35.c	49.a
8.c	22.c	36.b	50.d
9.d	23.b	37.d	51.b
10.c	24.a	38.a	52.a

11.d	25.c	39.c	53.b
12.a	26.b	40.d	54.a
13.b	27.c	41.c	
14.c	28.a	42.b	

Bibliografía

- Castellan, G. W.1974.*Fisicoquímica*. Fondo Educativo Interamericano, **México**.
- Chopin, G. R. L. R. Summerlin. 1982.*Química orgánica*. Publicaciones Cultural, México.
- Devoré, G. y E. Muñoz-Mena.1978.*Química orgánica*. Publicaciones Cultural, México.
- Dickson, T. R.1980. *Química*. Enfoque ecológico. Limusa, México
- Eliel, E.L. 1980. *Elementos de estereoquímica*. Limusa, México
- Holum, J. R-1975. *Principios de fisicoquímica, química orgánica y bioquímica*. Limusa, México.
- Juarista, E., E. L. Eliel., P.A. Lehmann y X.A. Domínguez.1983.*Tópicos modernos de estereoquímica*. Limusa, México.
- Keenan, C.W. 1986. *Química General Universitaria*. CECSA, México.
- Malone, L. J.1997.*Introducción a la química*. Limusa, México.
- Murrillo, H.1984.*Tratado elemental de química orgánica*. Ed. E.C.L.A.L.S.A., México.
- Ocampo, G.A. 2001.*Fundamentos de química 1*.Publicaciones Cultural, México.
- Ocampo, G.A. 2001.*Fundamentos de química 2*.Publicaciones Cultural, México.
- Pauling, L. 19977.*Química general*. Ed.Aguilar, **Madrid, España**.
- Wendell, H.S. y T.D.Parsons.1987.*Química general*. Limusa, México.
- Wingrove , A. S. y R .L.Caret.1981.*Organic Chemistry*. Harper & Row, Publisher, New York, U. S .A.