

ÁCIDOS NUCLEICOS

1. Composición de los ácidos nucleicos
 2. Estructura de los nucleósidos y nucleótidos
 3. Estructura del ADN y de los ARNs
-

1. Composición de los ácidos nucleicos

Los ácidos nucleicos son polinucleótidos, es decir, polímeros resultantes de la unión mediante enlace fosfodiéster de un número variable de unidades monoméricas básicas, denominadas nucleótidos.

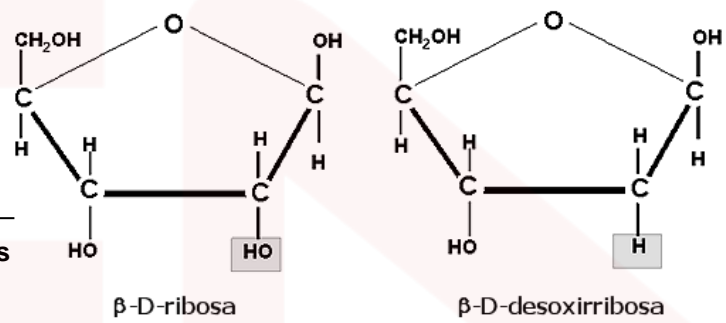
Un nucleótido está formado por tres componentes. Una pentosa, un compuesto heterocíclico nitrogenado (base nitrogenada) que junto con la pentosa forma un nucleósido, y una molécula de ácido fosfórico. Los nucleótidos tienen papeles muy variados dentro del metabolismo celular. Son la moneda energética en el metabolismo (ej: ATP), son mensajeros químicos secundarios en la respuesta celular a los estímulos inducidos por hormonas o agentes externos (ej.: AMPc), constituyen una serie de importantes cofactores enzimáticos y, por supuesto, son los constituyentes de los ácidos nucleicos: ribonucleicos (ARN) y desoxiribonucleicos (ADN).

Pentosas

La ribosa o β -D-ribofuranosa es la pentosa característica de los ARN (ácidos ribonucleicos) y la desoxirribosa o 2`-desoxi- β -D-ribofuranosa la de los ácidos desoxirribonucleicos (ADN) (Figura 1).

Figura 1.

Pentosas componentes de los ácidos nucleicos.
Anómero β



Bases nitrogenadas púricas y pirimidínicas

Las bases nitrogenada que integran los ácidos nucleicos son de dos tipos: Púricas, dos anillos integrado por 9 átomos (no todos carbono) y Pirimidinas un anillos de 6 átomos ([Figura 2](#))

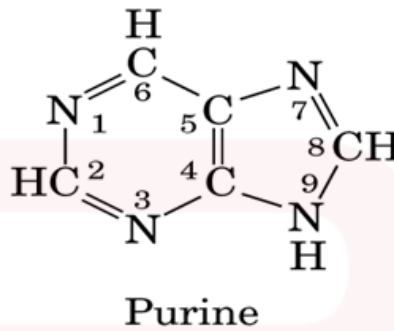
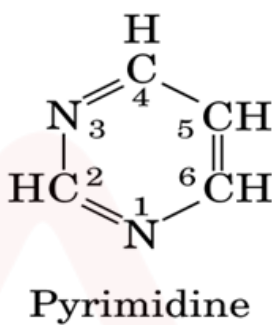


Fig. 2

Notese que los anillos tienen carbono y nitrógeno

En la [Figura 2a](#) se representan las estructuras y los nombres de los compuestos nitrogenados aislados en la hidrólisis de los ácidos nucleicos. Tres de ellos derivan de la **pirimidina** y son la ***citocina***, ***uracilo*** y ***timina***, y los otros dos derivan de la **purina** y son la ***adenina*** y la ***guanina***. Cuando estos compuestos se disuelven en agua originan una disolución de carácter básico, por lo que se conocen con el nombre de **bases nitrogenadas**.

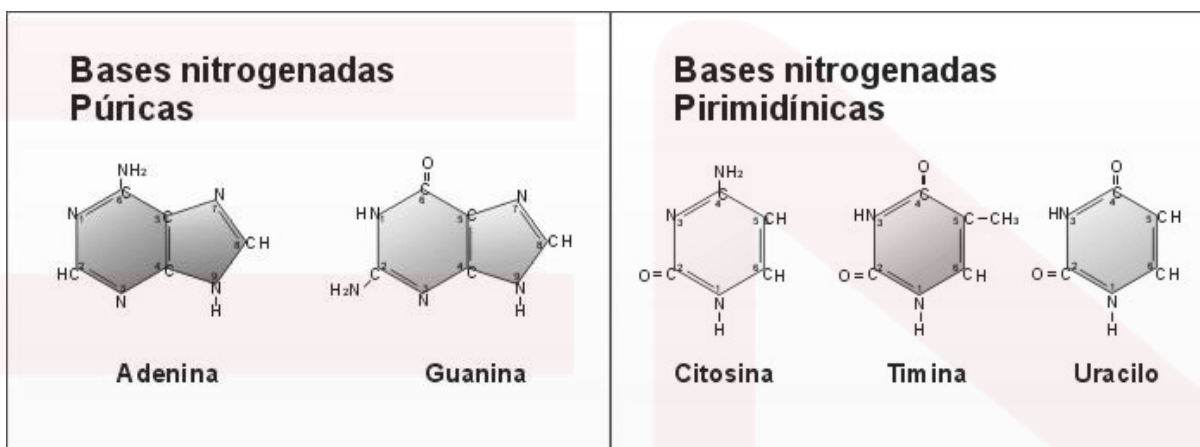


Fig. 2a
Estructura de las bases nitrogenadas de los ácidos nucleicos. Bases púricas y pirimidínicas

Los átomos de los anillos de estas cinco bases se numeran de la misma manera que los anillos de pirimidina y purina. Esta numeración es importante y se hará referencia a ella más adelante. Tanto el ADN como el ARN contienen adenina, guanina y citosina, si bien el uracilo sólo está presente en el ARN, mientras que la timina lo está únicamente en el ADN.

Es importante destacar el carácter aromático de las bases nitrogenadas, que hace que los ácidos nucleicos absorban en el UV a unos 260 nm. Son estructuras casi planas y tienen la peculiaridad de que pueden presentar diferentes formas tautómeras.

La tautomería: las bases nitrogenadas se encuentran habitualmente en su forma cetónica (lactámica) y con menos frecuencia aparecen en su forma tautomérica enólica o imino (lactímica) (Figura 2b)

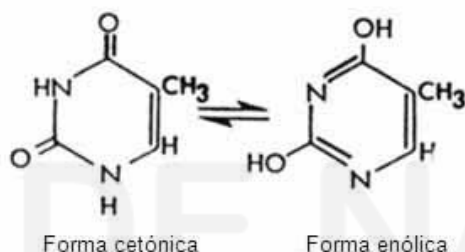


Fig 2b

La forma cetónica o lactama presenta 2 grupos cetona. La forma enólica o lactima presenta un grupo alcohol

Las formas tautoméricas o enólicas de las bases nitrogenadas (A*, T*, G* y C*) muestran relaciones de apareamiento distintas a la regla (C-G y A-T): A*-C, T*-G, G*-T y C*-A. El cambio de la forma normal cetónica a la forma enólica produce transiciones (un tipo de mutación)

Este cambio de apareamiento facilita las mutaciones espontáneas y por tanto la evolución. (Figura 2c)

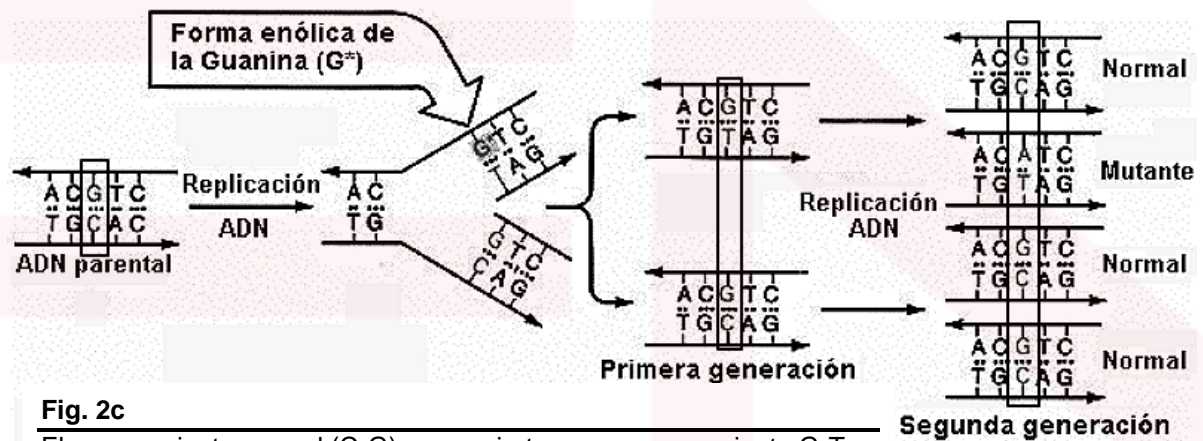


Fig. 2c

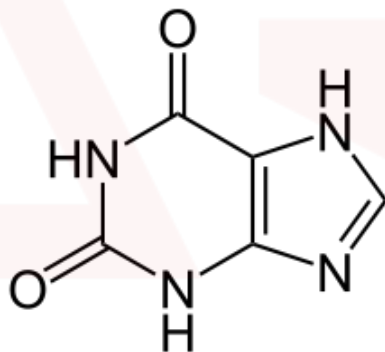
El apareamiento normal (C-G) se convierte en un apareamiento G-T ante la presencia de un tautómero de la Guanina. En la segunda generación la timina vuelve a su apareamiento normal (A-T) produciéndose un ADN mutante.(A-T reemplaza C-G original)

Además de estas cinco bases mayoritarias los ácidos nucleicos pueden contener pequeñas proporciones de otras bases, normalmente derivados metilados o hidroximetilados de las bases principales.

Otras bases nitrogenadas de importancia metabólica

Además de las bases nitrogenadas que forman parte de los ácidos nucleicos existen otras bases que derivan de las purinas y pirimidinas

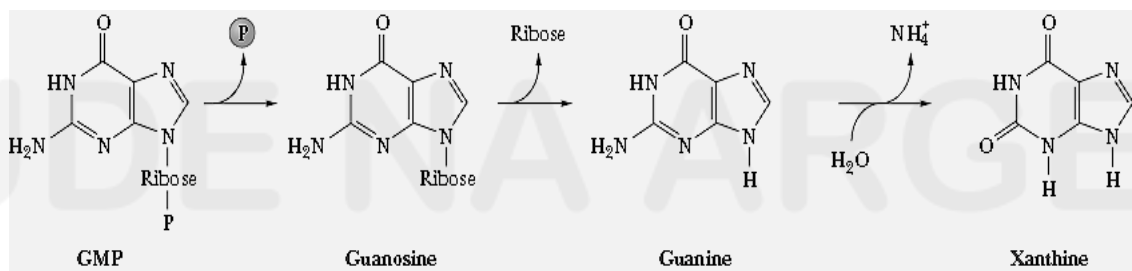
a) Xantina : catabolito intermediario de la degradación de las purinas(**Figura 2d**)



Xantina

Fig. 2d

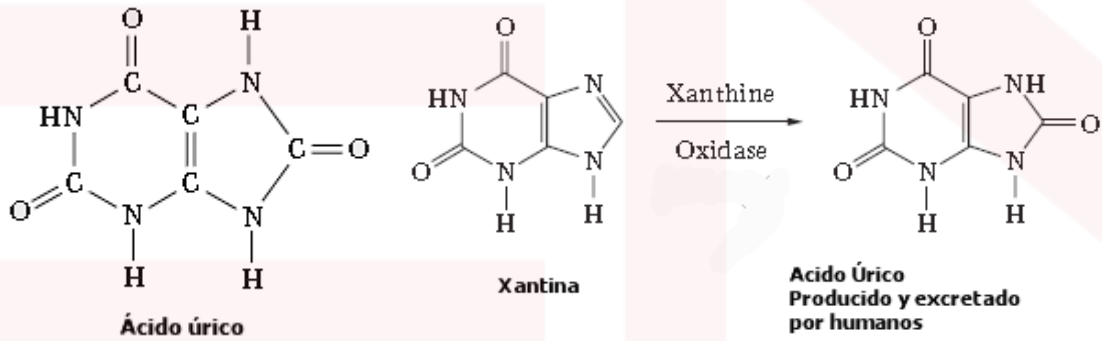
La xantina es un compuesto que deriva por oxidación de la guanina que pierde un grupo amino, reemplazado por un oxígeno



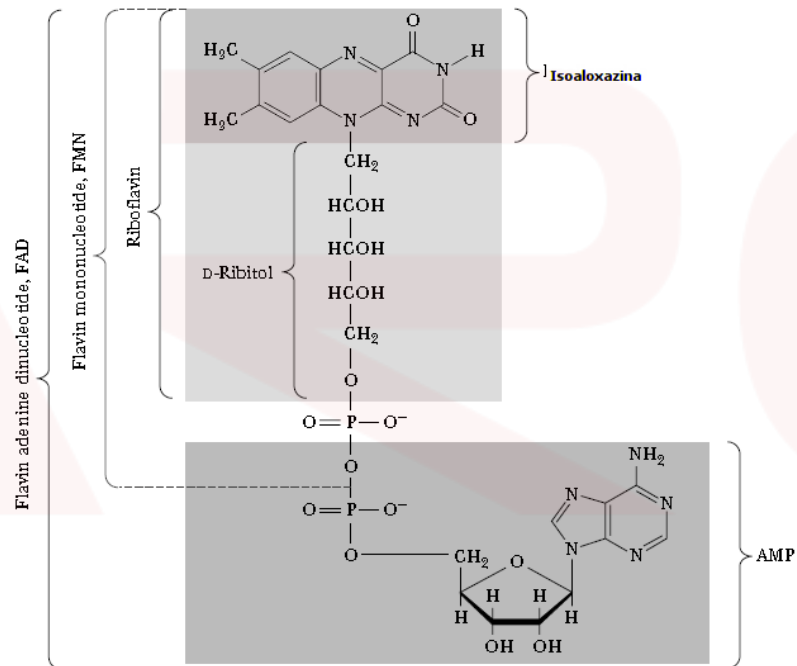
Formas metiladas de la xantina de importancia farmacológica son la cafeína, la teobromina y la teofilina, las tres son metiladas por lo que también se les conoce como metilxantinas. Son consideradas alcaloides por lo que sus nombres conllevan

esta interpretación: **teobromina**, "comida divina"; **teofilina**, "hoja de dioses" y cafeína que viene de la palabra árabe para designar el vino

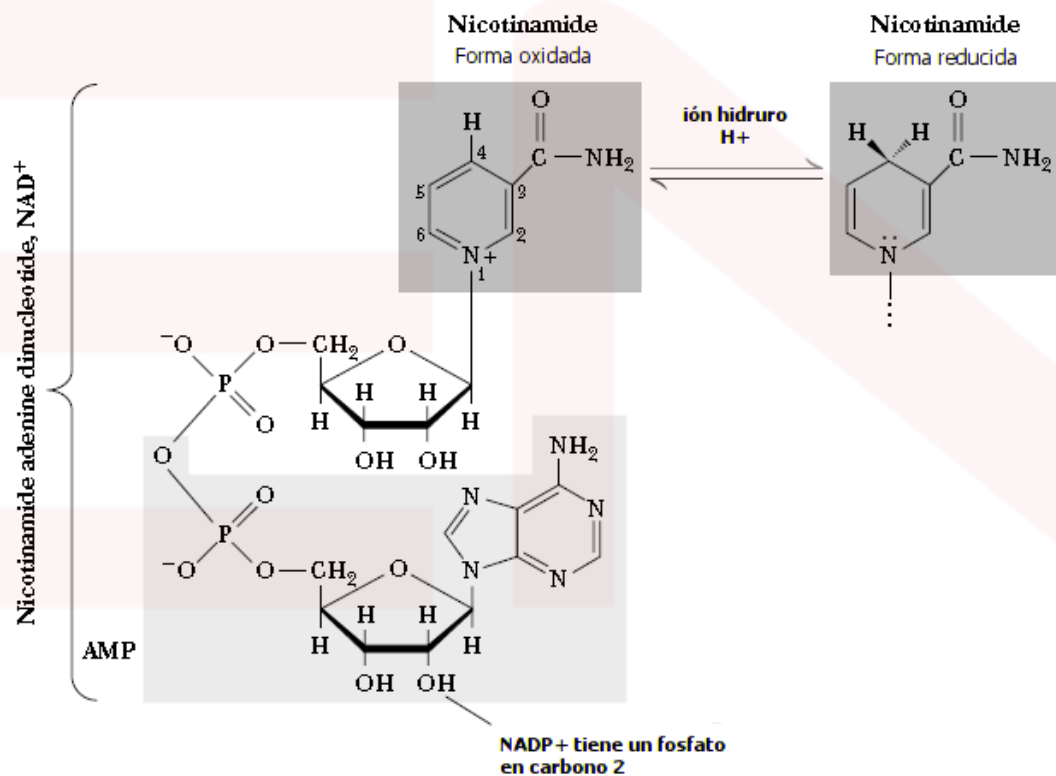
b) Acido úrico Compuesto de excreción de los vertebrados superiores. Es producto de oxidación de la xantina



c) Isoaloxazina : Forma parte de la coenzima FAD y FMN, es el núcleo principal de la Vitamina B₁₂



d) Nicotinamida Forma parte de las coenzimas NAD y NADP y también es el núcleo principal de la Vitamina B₅



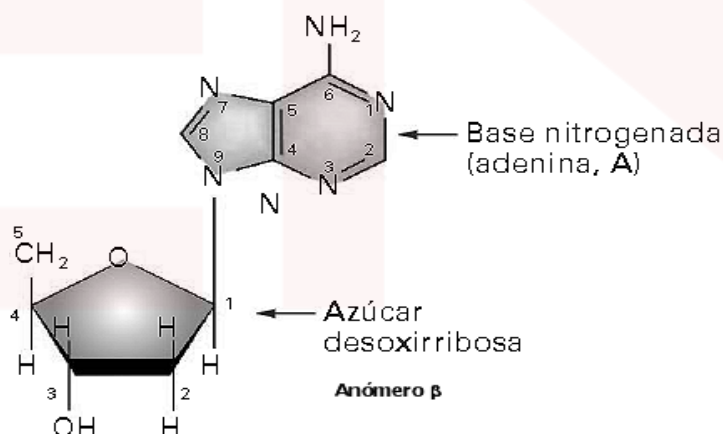
2. Estructura de los nucleósidos y nucleótidos

Nucleósidos

Los nucleósidos son los compuestos resultantes de la unión de las pentosas y de una base nitrogenada. Estos compuestos se unen con pérdida de una molécula de agua, a través del átomo de carbono 1' del azúcar y el átomo de nitrógeno 1 de la base pirimidínica o el átomo de nitrógeno 9 de la base púrica, como se indica en la Figura 3. Obsérvese que el enlace **N-glucosídico** es siempre β .

Figura 3.

Estructura de un nucleósido



Los nombres de los nucleósidos indican su estructura. Así, si el nucleósido está formado por una ribosa y una base púrica, se nombra cambiando la terminación *-ina* de la base por *-osina* (por ejemplo, de la guanina y la ribosa obtenemos la guanosina), mientras que si se trata de una base pirimidínica la terminación cambia a *-idina* (de timina y ribosa obtenemos el nucleósido timidina). Por su parte, si el nucleósido se forma con desoxirribosa, delante del nombre obtenido habrá que colocar el prefijo *desoxi-* (de adenina y desoxirribosa se obtiene el nucleósido *desoxiadenosina*). La Tabla 1 recoge el nombre de todas las combinaciones posibles (si bien la timidina y la desoxiuridina no existen en los ácidos nucleicos naturales).

Tabla 1.

Nomenclatura de los nucleósidos.

Bases púricas		Nucleósido	Desoxinucleósido
A	Adenina	Adenosina	Desoxiadenosina
G	Guanina	Guanosina	Desoxiguanosina
Bases pirimidínicas			
C	Citosina	Citidina	Desoxicitidina
U	Uracilo	Uridina	(Desoxiuridina)

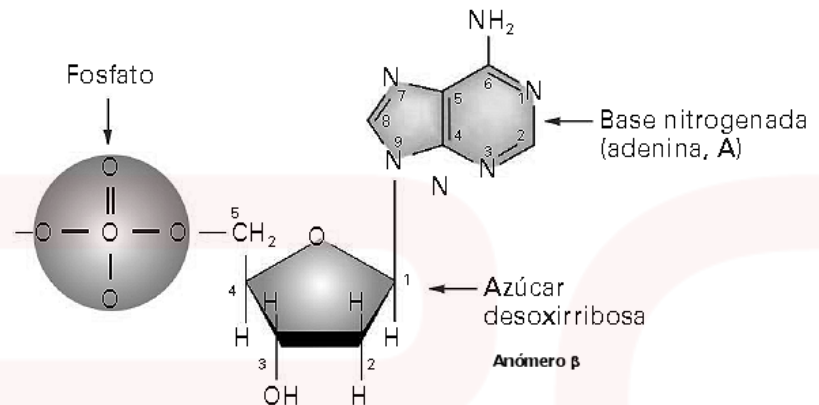
T	Timina	(Timidina)	Desoxitimidina
---	--------	------------	----------------

Nucleótidos

Los nucleótidos son *ésteres fosfóricos* de los nucleósidos. Todos los nucleótidos naturales poseen el grupo fosfato unido al átomo de carbono 5' de la pentosa. En la **Figura 4** se indica cómo se une el ácido fosfórico con dos nucleósidos diferentes para formar los correspondientes nucleótidos, en una reacción que también implica pérdida de una molécula de agua.

Figura 4.
Estructura de un nucleótido púrico.

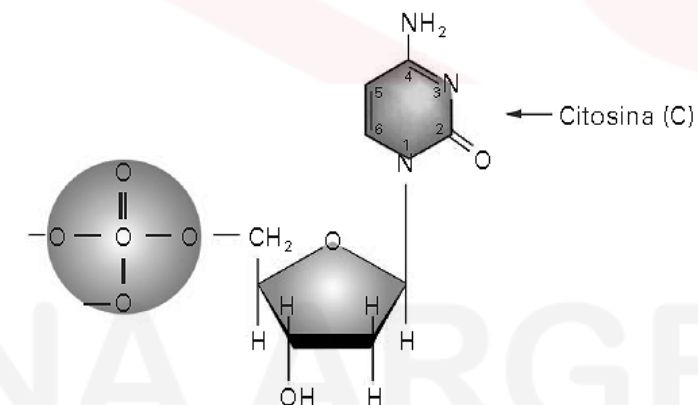
Nucleótidos púricos



5 -fosfato de desoxiadenosina (dAMP)

Nucleótidos pirimidínicos

Figura 4"
Estructura de un nucleótido pirimidínico.



5 -fosfato de desoxicitidina (dCMP)

Los nucleótidos se denominan combinando el nombre del nucleósido del que proceden con la palabra *monofosfato*. Así, el éster fosfórico de adenosina se denomina *5'-monofosfato de adenosina* (Tabla 2).

Tabla 2.

Nomenclatura de los nucleótidos monofosfato.

Bases púricas		Nucleótido	Desoxinucleósido
A	Adenina	Monofosfato de adenosina	Monofosfato de desoxiadenosina
G	Guanina	Monofosfato de guanosina	Monofosfato de desoxiguanosina
Bases pirimidínicas			
C	Citosina	Monofosfato de citidina	Monofosfato de desoxicitidina
U	Uracilo	Monofosfato de uridina	
T	Timina		Monofosfato de desoxitimidina

Por otro lado, los ribonucleósidos y desoxirribonucleósidos corrientes aparecen en las células no solamente en forma monofosfato, sino que también pueden aparecer en forma de *5'-difosfatos* (con dos moléculas de fosfórico) o bien *5'-trifosfatos* (con tres moléculas). Así los derivados de la adenosina, serían:

AMP : 5'-monofosfato de adenosina

ADP : 5'-difosfato de adenosina

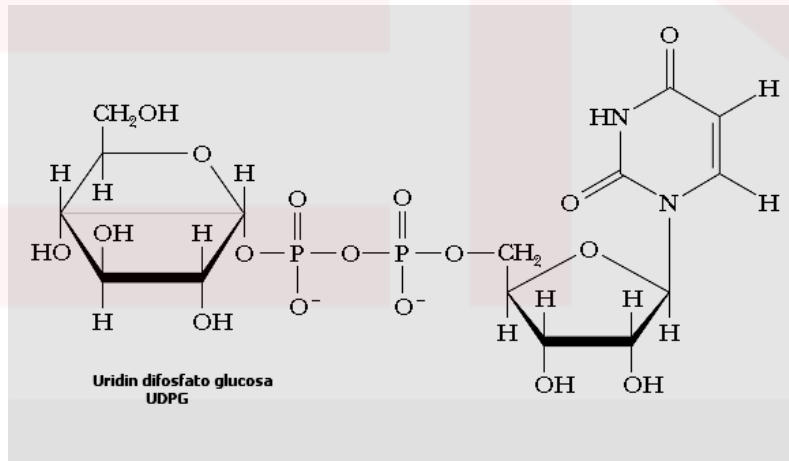
ATP : 5'-trifosfato de adenosina.

Los nucleótidos trifosfato (NTPs) desempeñan diversas funciones en las células. Así, el ATP, es un transportador de fosfato y de pirofosfato en numerosas reacciones enzimáticas en las que se requiere aporte energético (aunque también pueden realizar esta función el GTP, el UTP y el CTP). Por otro lado, algunos NTPs, pueden actuar como transportadores de restos de azúcares (energetizados) en la

biosíntesis de polisacáridos. Por supuesto, la función principal de los NTPs, es la de actuar como precursores en la biosíntesis enzimática de los ácidos nucleicos.

Nucleótidos de importancia metabólica

- a) Uridin difosfato glucosa (UDPG). La síntesis de glucógeno a partir de la glucosa requiere de energía provista por hidrólisis de un UTP produciéndose un UDPG



- b) **Los ribonucleótidos (transportadores de energía)**

Los ribonucleótidos pueden presentar uno, dos o tres grupos fosfato unidos covalentemente al grupo hidroxilo en 5' de la ribosa. Se los conoce como nucleósidos mono-, di- y trifosfato, respectivamente.

Abreviaturas de los ribonucleósidos 5'-fosfato			
Base	Mono-	Di-	Tri-
Adenina	AMP	ADP	ATP
Guanina	GMP	GDP	GTP
Citosina	CMP	CDP	CTP
Uracilo	UMP	UDP	UTP

Abreviaturas de los desoxirribonucleósidos 5'-fosfato			
Base	Mono-	Di-	Tri-
Adenina	dAMP	dADP	dATP
Guanina	dGMP	dGDP	dGTP
Citosina	dCMP	dCDP	dCTP
Timina	dTMP	dTDP	dTTP

Nucleósidos fosfato Estructura general de los nucleosidos

5'-mono-, di- y trifosfato (NMP, NDP y NTP) y sus abreviaturas estándar.

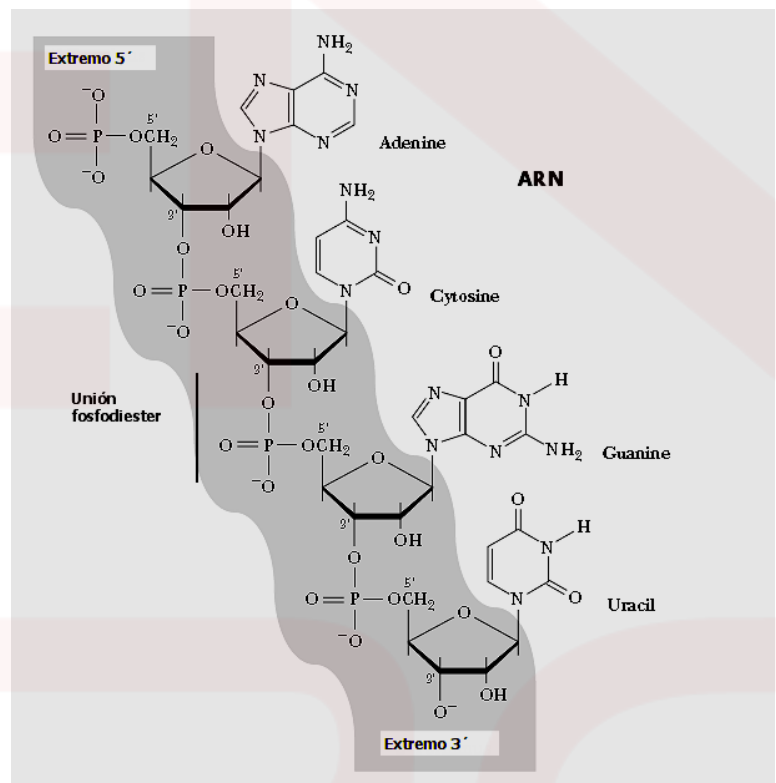
La pentosa es 2,-desoxi-D-ribosa en los desoxirribonucleosidos fosfato (dNMP, dNDPy dNTP).

3. Estructura del ADN y de los ARNs

El ácido desoxirribonucleico (ADN) está constituido por cadenas de desoxirribonucleótidos y el ácido ribonucleico (ARN) por cadenas de ribonucleótidos (ambas monofosfato). Las uniones entre nucleótidos se realizan mediante enlaces fosfodiéster (Figura 5).

Figura 5.

Enlace fosfodiéster entre nucleótidos.



Entre el ADN y el ARN, existen tres diferencias claras:

- el azúcar integrante del ARN es la ribosa
- el ARN contiene uracilo en lugar de timina
- el ARN está formado por una única cadena

Además, existen seis tipos diferentes de ARN, cada uno de los cuales desempeña una función diferente, el mensajero (ARNm), el transferente (ARNr) y el ribosómico (ARNr), y otros más pequeños, ARN nuclear pequeño (ARNsn), ARN micro (ARNmi), ARN de interferencia pequeño (ARNsi), La estructura de todos ellos está determinada por el ADN a través del proceso de **transcripción**.

Podemos distinguir varios niveles estructurales en los ácidos nucleicos. La estructura primaria o secuencia indica el orden en que se encuentran los nucleótidos. La ordenación regular y estable que adopten los nucleótidos puede denominarse estructura secundaria, la más conocida es la estructura de la doble hélice del ADN, descubierta por Watson and Crick en 1953.

Estructura primaria. Secuenciación de ácidos nucleicos

Una vez definido si el ácido nucleico es un ADN o un ARN, la secuencia de nucleótidos o estructura primaria solo varía según las bases. Por eso un ácido nucleico puede representarse por la secuencia de bases, cada base representa al nucleótido que la porta.

En 1977 se desarrollaron dos métodos para la secuenciación de DNA, que nos permiten secuenciar fragmentos de entre 200 y 400 pb:

- Método de Maxam y Gilbert.....Hidrólisis química parcial
- Método de Sanger, Niklen y Coulson.....Síntesis parcial

Para el desarrollo de ambos casos es necesario proceder según una serie de pasos comunes.

Secuenciación de ácidos nucleicos – etapas comunes a ambos métodos

- Desnaturalización para separar las hebras del DNA
- Marcaje del extremo del DNA de forma que pueda visualizarse. Normalmente se marca el extremo 5' usando ^{32}P , un radioisótopo que emite partículas beta.
- Reducir el DNA a cuatro sets de fragmentos marcados.

-Después se hace una electroforesis de acrilamida de alta concentración que permite separar fragmentos de ácidos nucleicos que se diferencian tan sólo en un nucleótido. El gel de secuenciación es un gel de poliacrilamida muy largo y muy fino que se corre a unos 70°C para evitar hibridaciones.

Estructura secundaria de los ácidos nucleicos

Los diagramas de rayos X realizados a principios de los 50 por Rosalind Franklin y Wilkins, indican que las **moléculas de ADN** son largas cadenas helicoidales con dos periodicidades a lo largo de su eje. Su análisis químico pone de

manifiesto diversos aspectos. La composición en bases nitrogenadas es la misma para todas las células de una especie. En los ADN, la proporción molar de adenina es siempre igual a la de timina, y análogamente la proporción molar de citosina es equimolar con la de guanina. Por lo tanto el número total de bases púricas es igual al de bases pirimidínicas (Regla de Chargaff). Basándose en estos datos, J. Watson y F. Crick propusieron un modelo estructural para el ADN. La principal característica de este modelo es que una molécula de ADN consta de *dos cadenas* helicoidales de polinucleótidos, que a su vez se hallan enrolladas alrededor de un mismo eje, formando una *doble hélice* destrógrica de cadenas antiparalelas, como muestra la Figura 7. Las unidades de desoxirribosa y los grupos fosfato, que forman el esqueleto de las cadenas polinucleotídicas, constituyen la parte externa de su estructura, mientras que las bases (parte hidrófoba) se sitúan de forma perpendicular al esqueleto carbonado y se encuentran situadas en su interior.

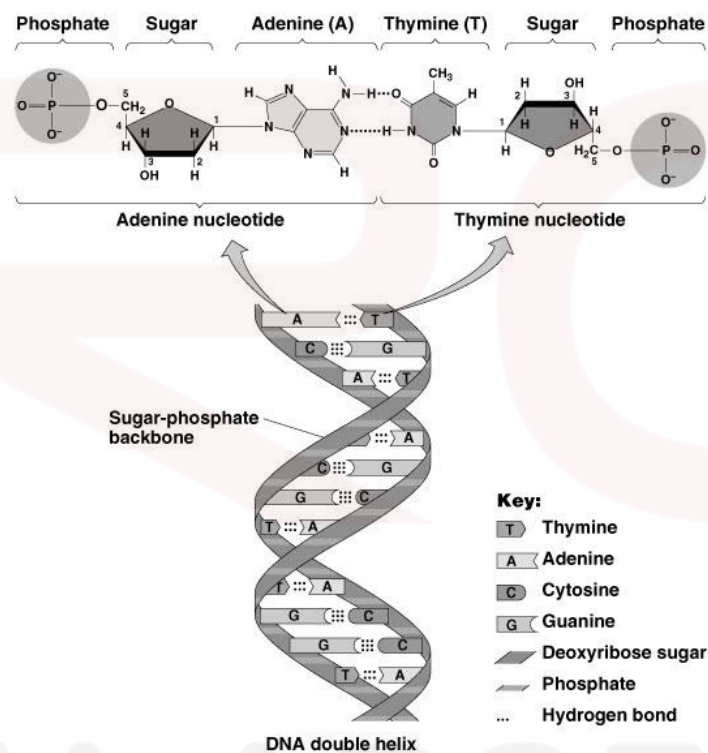


Figura 7.

Estructura del DNA. Doble hélice y disposición espacial de los componentes moleculares del DNA.

Las dos cadenas, que forman la doble hélice, están unidas entre sí por puentes de hidrógeno, entre bases específicas de cada cadena. Así, la guanina de una cadena está siempre unida a la citosina de la otra (a través de tres puentes de hidrógeno), y la adenina a la de timina (por dos puentes de hidrógeno), como se muestra en la

Figura 8. Esto explicaría el que moléculas de ADN con mayor % G+C son más difíciles de separar en hebras. Debido a la gran longitud de la molécula de ADN, existen numerosos enlaces por puente de hidrógeno entre las dos cadenas, y aunque este enlace es débil, hacen que en conjunto el ADN sea una molécula muy estable. La disposición de parte hidrófoba hacia el interior y los fosfatos y ribosas hidrófilos hacia el exterior también contribuye a estabilizar la estructura. Las dos cadenas son antiparalelas. Una en el sentido 5' → 3' y la otra en el sentido 3' → 5'.

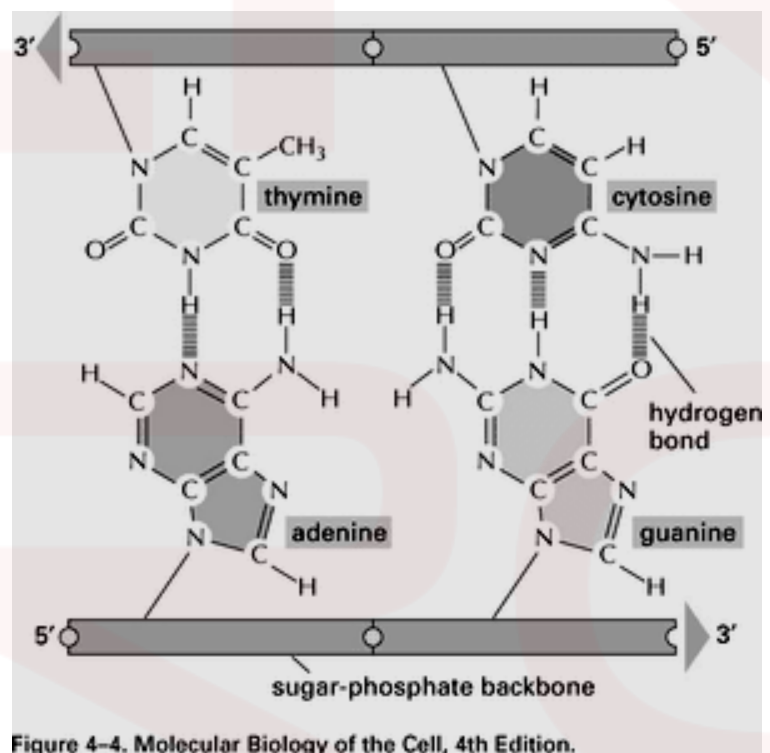


Figura 8.

Enlaces entre las bases del ADN. Puentes de hidrógeno T-A y G-C.

Las medidas de la doble hélice son muy concretas y pueden estudiarse por difracción de rayos X. La distancia entre las cadenas es constante e igual a 1.9 nm. Hay 10.5 nucleótidos por vuelta y el paso de rosca son 3.4 nm. Se aprecia un surco mayor y uno menor.

Este modelo explica bien los procesos de replicación y transcripción, y se ha comprobado experimentalmente su validez, la estructura de Watson and Crick del DNA se conoce también con el nombre de B-DNA y es la estructura más estable, pero también se han caracterizado otras variantes. Algunas secuencias del ADN

adoptan ciertas estructuras inusuales como los palíndromes o regiones de simetría rotacional.

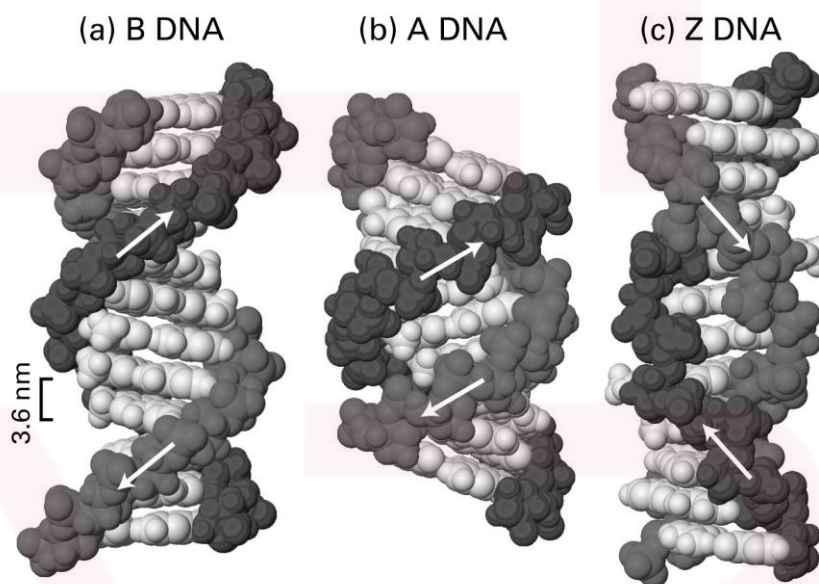


Figura 9.

Modelos del ADN.
Diferentes conformaciones espaciales.

Secuencias de ADN no habituales

Un tipo de secuencia bastante común en el DNA es el palíndromo. Un palíndromo es una palabra, frase o verso que suena igual leyéndola del derecho o del revés ejemplo "La ruta natural". Este término se aplica a regiones del DNA con repeticiones invertidas de secuencia de bases con simetría binaria en las dos hebras del DNA (Figura 10). Estas secuencias son autocomplementarias en cada una de las hebras y tienen el potencial de formar estructuras en horquilla o estructuras cruciformes (Figura 11)

Una de las funciones de los palíndromos es participar en el punto final de la transcripción

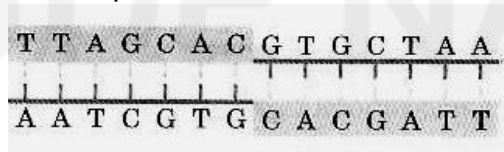


Fig. 10

Palíndromo complementario

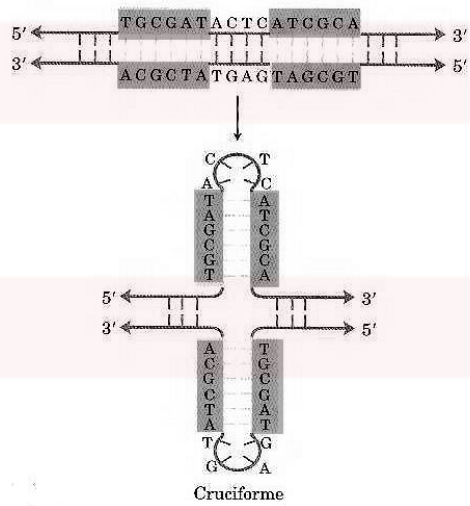


Fig.11

Estructura cruciforme debido a la unión complementaria de las bases ante la presencia de un palíndromo

Desnaturalización y renaturalización de ADN

El calor y los valores extremos de pH provocan la desnaturalización o la fusión del DNA de doble hélice, del mismo modo que desnaturalizan las proteínas globulares. La rotura de los puentes de hidrógeno de los pares de bases y del apilamiento de las bases provoca el desenrollamiento de la doble hélice, ya sea totalmente, dando lugar a dos hebras sencillas completamente separadas una de otra en toda su extensión, o bien parcialmente (desnaturalización parcial). La desnaturalización **no** rompe ningún enlace covalente del DNA.

La renaturalización del DNA es un proceso rápido de un solo paso, siempre que todavía exista un segmento en doble hélice de una docena o más residuos que mantenga unidas las dos hebras. Cuando la temperatura y el pH retornan a valores situados dentro de los márgenes biológicos, los segmentos desenrollados de las dos hebras vuelven a enrollarse espontáneamente o **a hibridar** para restablecer el dúplex intacto (Figura 12)

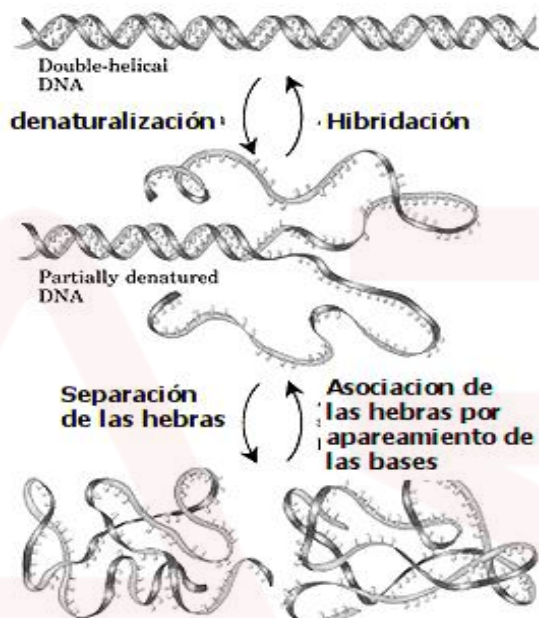


Fig 12

Des- y renaturalización de una cadena de ADN.

La capacidad de dos hebras complementarias de ADN para aparearse entre sí puede ser aprovechada para detectar secuencias de DNA similares en dos especies diferentes o en el genoma de una misma especie. Si bien es cierto que el apareamiento de las bases no deberían estar influenciados por la procedencia de ellos, la mayoría de las veces existe un “reconocimiento” de secciones de ADN de una misma especie, aunque existe el hecho que algunas secciones reconozcan secciones de otra especie, a lo que llamamos **HIBRIDACION**. Mientras más emparentadas evolutivamente estén las especies, el grado de hibridación es mayor.

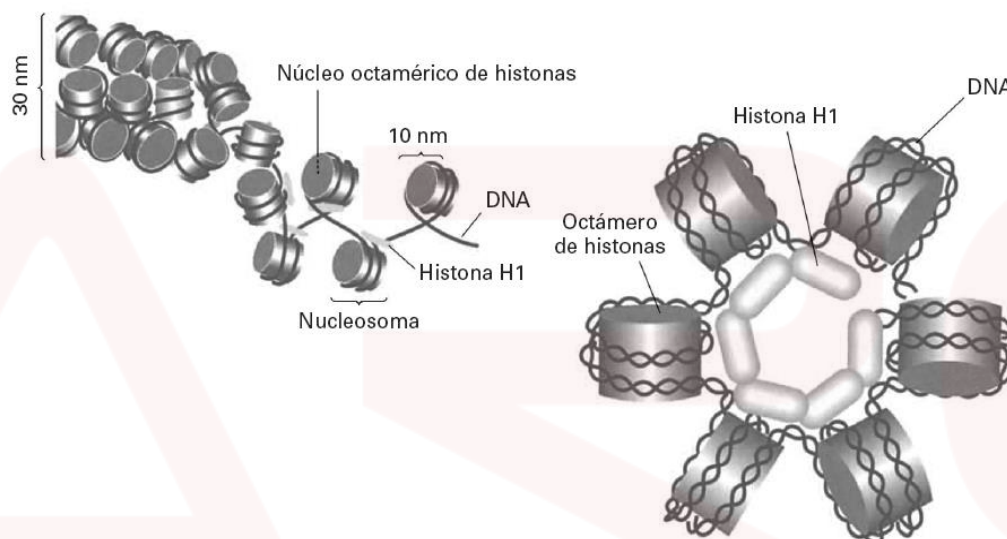
El fenómeno de hibridación es la fuente de la Ingeniería Genética

Nucleoproteínas

Las proteínas que se unen al DNA de los cromosomas eucariotas se clasifican en dos grupos: las histonas y las proteínas cromosómicas no-histonas. El complejo formado por el ADN cromosómico y las dos clases de proteínas se denomina cromatina.

Las histonas son responsables del primer y más básico nivel de empaquetamiento del cromosoma, la estructura que conforman junto al ADN se llama nucleosoma

Cada nucleosoma está formado por un complejo de ocho proteínas histonas - dos moléculas de cada una de las histonas - H2A, H2B, H3 y H4 - y un DNA de doble cadena de aproximadamente de 147 pares de bases. El octámero de histonas forma un núcleo de proteínas alrededor del cual se enrolla el DNA de doble cadena (Figura 13). Existe una quinta histona llamada H1 que hace de "broche" en cada nucleosoma



Las proteínas no histónicas son proteínas funcionales que tiene que ver con la replicación y transcripción del ADN, ejemplo las Polimerasas I, II y III

Fig. 13

Estructura secundaria del ADN

Formación de los nucleosomas

la estructura gris representa el octámero de una histona

La histona H1 cierra el doble giro de ADN

Ácidos ribonucleicos

Principales tipos de ARN y sus estructuras

Seis clases de ARN: ARN de transferencia (ARNt), ARN ribosómico (ARNr), ARN mensajero (ARNm), ARN nuclear pequeño (ARNsn), ARN micro (ARNmi), ARN de interferencia a pequeño (ARNsi), desempeñan un papel importante en los procesos vitales de las células. Las secuencias de las bases de todos los tipos de ARN son determinadas por la secuencia del ADN.

Tipo de ARN	Tamaño	Función
ARN de transferencia	Pequeño	Transporta aminoácidos al sitio de síntesis de las proteínas
ARN ribosomal	Varias especies; tamaño variable	Se combina con proteínas para formar ribosomas, donde se sintetizan las proteínas
ARN mensajero	Variable	Dirige la secuencia de aminoácidos de las proteínas
ARN nuclear pequeño	Pequeño	Procesa el ARNm inicial a su forma madura en los eucariontes
ARN de interferencia pequeño	Pequeño	Afecta la expresión del gen; los científicos lo usan para anular un gen de interés
ARN micro	Pequeño	Afecta la expresión del gen; importante en el crecimiento y desarrollo

Las **moléculas de ARN** son monocatenarias y con un nivel de estructura inferior al ADN. Químicamente se caracterizan por una menor estabilidad que el ADN debido al hidroxilo reactivo del C-2', capaz de esterificar un hidroxilo de la molécula próxima de fosfato y producir la ruptura de la cadena. La menor estabilidad se justifica en base a la función del ARN, que es una copia de la información contenida en las moléculas de ADN, de menor tamaño y mayor movilidad y tiene vida limitada dependiendo del requerimiento de su presencia. Las estructuras más definidas corresponden a los ARN transferentes y los ARN ribosómicos.

Los ARNt pueden representarse esquemáticamente en forma de hoja de trébol (Figura 14). Comenzando por el extremo 5', los ARNt comparten las siguientes características:

- Un grupo fosfato 5' terminal.
- Un brazo de 7 pares de bases que incluye el nucleótido 5' terminal y que contiene emparejamientos de bases que no son del tipo Watson-Crick, como G-U. Esta estructura se conoce como brazo aceptor o brazo del aminoácido.
- Una horquilla de 3 ó 4 bases apareadas que acaba en un lazo de cadena sencilla que contiene frecuentemente la base modificada dihidrouridina (D). La estructura completa recibe el nombre de brazo D.

- Una horquilla de 5 bases apareadas con un lazo que contiene el anticodón, el triplete de bases que es complementario al codón del ARNm. Esta estructura recibe el nombre de brazo anticodón.
- Una horquilla de 5 bases apareadas en un lazo monocatenario que contiene por lo general una secuencia T-pseuouridina-C. La estructura se denomina brazo T.
- Todos los ARNt acaban en la secuencia CCA con un grupo 3'-OH libre.

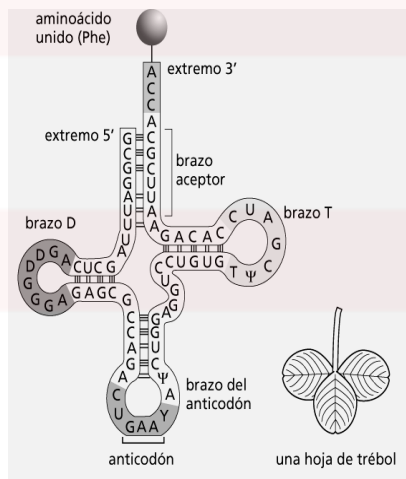


Figura 14.

Estructura secundaria de los ARNt.

ARN mensajero(ARNm)

Como dice su nombre el ARNm lleva el mensaje de la secuencia codificada que se traducirá en una proteína, proceso que se efectuará con el concurso de un ribosoma o varios.

Los organismos procariontes una vez que se ha desarrollado la transcripción (ADN→ARN), inmediatamente comienza la traducción del ARN, ya que todo se encuentra en el citoplasma (acordarse de que no hay núcleo). Además ante la necesidad de aumentar la producción de diversas proteínas, normalmente una hebra de ARNm porta la información de varios genes, lo que llamamos un ARNm **policistrónico**.

En los organismos eucariotes la transcripción produce una secuencia de nucleótidos llamado **transcripto primario o pre-ARNm**. Este transcripto primario sufre una serie de modificaciones (proceso de maduración) dando por resultado un ARN maduro, que luego saldrá del núcleo listo para el proceso de traducción. La maduración del ARNm cuenta de las siguientes etapas. En orden de suceso son:

- a) Formación de un casquete (CAP) en el extremo 5' del pre-ARNm mediante la adición de un 7-metilguanilato unido al ARN por una unión 5-5'trifosfato
- b) Agregación de una serie de moléculas (100 a 300) de ácido adenílico al extremo 3'
- c) Corte y empalme.(splicing). Proceso mediante el cual secuencias no codificantes del ARNm, llamadas **Intrones** son cortados y retirados del transcripto primario. Luego se empalman las secuencias codificantes llamadas **Exones**.

Una vez producidos estos cambios estamos ante un ARN maduro,(Figura 15) listo para ser exportado al citoplasma

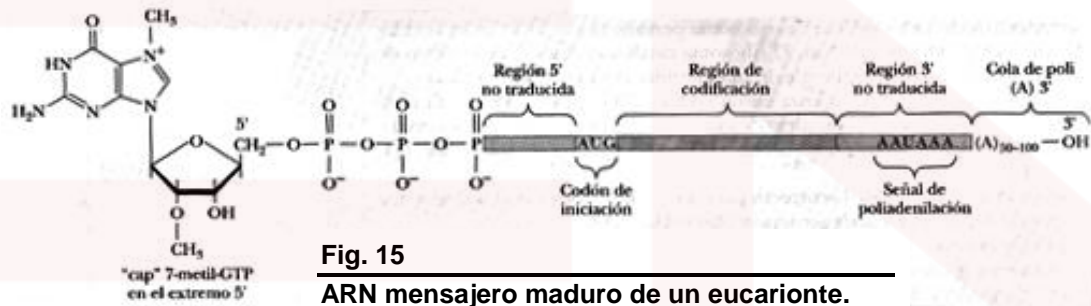


Fig. 15
ARN mensajero maduro de un eucarionte.
 El extremo 5' y su caperuza, el codón iniciador AUG, extremo 3' y su poli A

El ARNm de un eucarionte conlleva la codificación para una cadena polipeptídica, por lo que llamamos a este ARNm **monocistrónico**

ARN ribosomal (ARNr)

Los ARNr son las moléculas de nucleicos que constituyen la estructura de los ribosomas. Todos los ribosomas contienen dos subunidades (Figura 16). Por razones históricas, los ribosomas intactos y las subunidades se designan por unos números que describen la velocidad a la que sedimentan cuando se centrifugan. El ribosoma intacto de *E. coli* (y de todos los procariontes) se llama ribosoma 70S, siendo S una medida de la velocidad de sedimentación, y las dos subunidades que lo componen, que son distintas en tamaño y composición, se denominan 30S y 50S. En procariontes, una subunidad 30S está formada por una molécula de ARNr 16S y por 21 proteínas diferentes. Por su parte, una subunidad 50S contiene dos moléculas de ARNr, de diferentes velocidades de sedimentación (5S y 23S) y 32 proteínas diferentes.

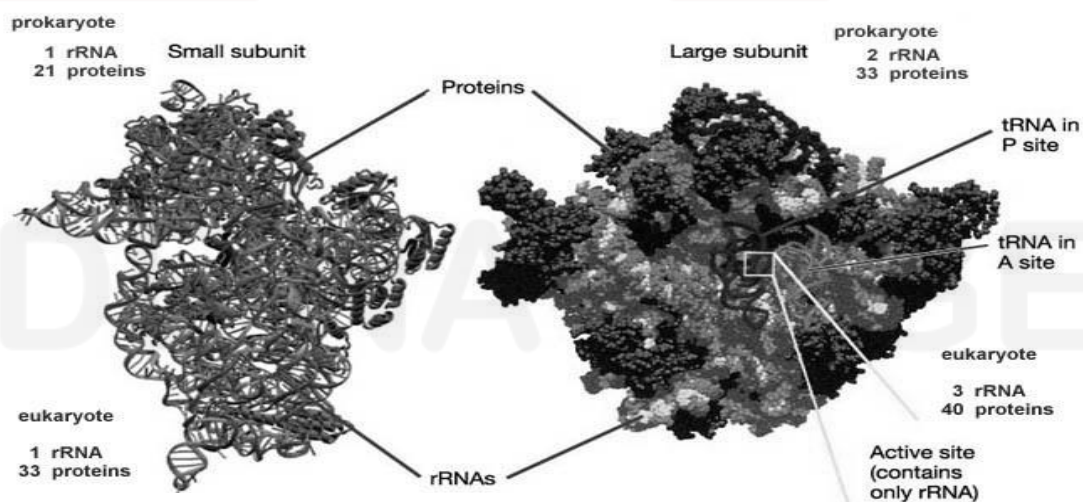


Figura 16.
Estructura de los ribosomas

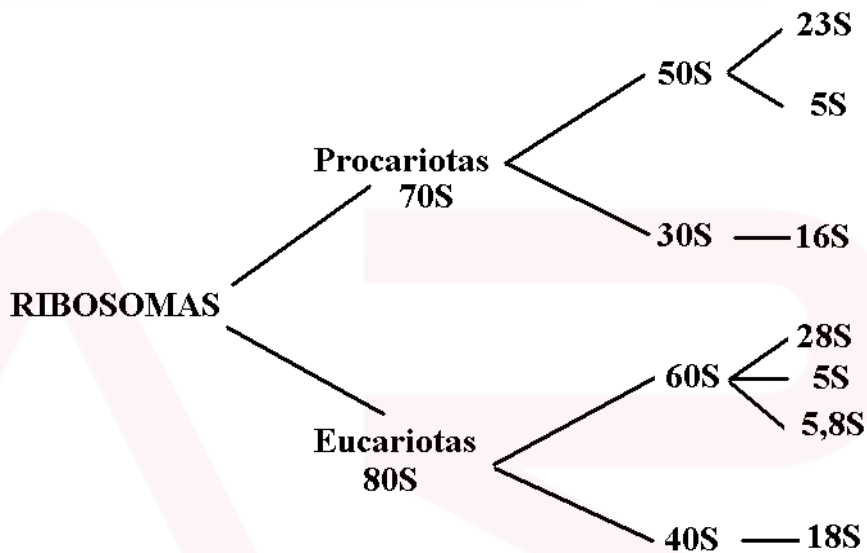
La estructura de los ribosomas de los procariontes es diferente a los eucariontes

Ribosomas procariontes:

- Subunidad mayor 50S
 - ARNr 23S
 - ARNr 5S
 - 34 proteínas
- Subunidad menor 30S
 - ARNr 16S
 - 21 proteínas

Ribosomas eucariontes:

- Subunidad mayor 60S
 - ARNr 28S
 - ARNr 5,8S y 5S
 - 50 proteínas
- Subunidad menor 40S
 - ARNr 18S
 - 30 proteínas



LAS DISOLUCIONES

1 - CONCEPTO DE DISOLUCION.

Como ya hemos indicado, la materia se puede clasificar teniendo en cuenta diferentes propiedades, así es homogénea o heterogénea, según que su composición y propiedades sean idénticas en las distintas partes de la misma o bien sean diferentes. También puede clasificarse como sustancia pura o mezcla, según que tenga un solo componente o tenga varios.

Cuando se tiene una mezcla homogénea, se le llama DISOLUCIÓN.

Una disolución está formada por varios componentes: **DISOLVENTE Y SOLUTOS.**

El **DISOLVENTE** es el componente mayoritario de la disolución. No obstante, si uno de los componentes es el agua se la suele considerar como disolvente aunque no sea el componente que se encuentre en mayor proporción.

También puede tomarse como disolvente, en ocasiones, aquel componente que se encuentra en el mismo estado físico que la disolución. Por tanto, en una disolución solamente hay un disolvente.

Los **SOLUTOS** son todos los demás componentes de la disolución.

$$\mathbf{DISOLUCION} = \left\{ \begin{array}{l} \mathbf{DISOLVENTE} \text{ (uno sólo)} \\ + \\ \mathbf{SOLUTOS} \text{ (uno sólo o más de uno)} \end{array} \right.$$

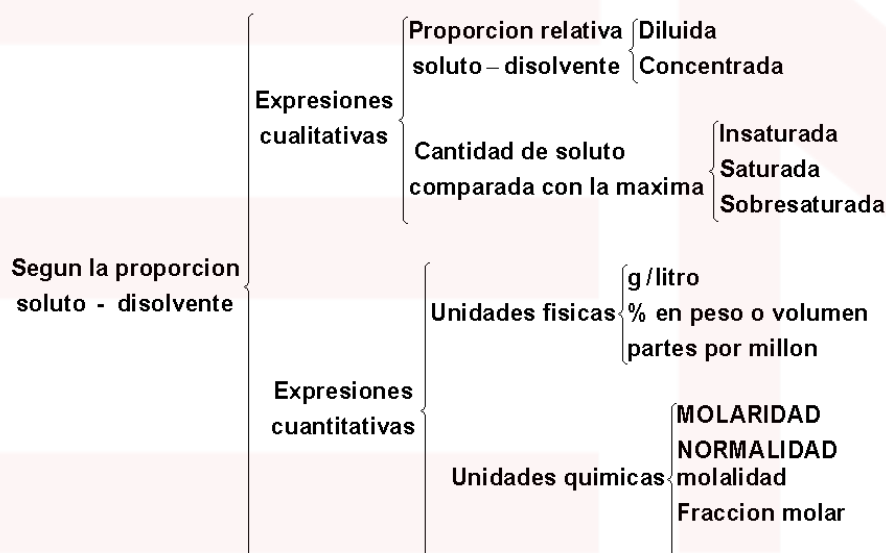
2 - CLASIFICACIÓN DE LAS DISOLUCIONES

Las disoluciones podemos distribuirlas en varios grupos, según la propiedad que utilicemos para clasificarlas:

A) Si nos fijamos en el estado físico del soluto y del disolvente, tendremos

Según el estado físico de los componentes (Solutos - Disolventes)	<i>Sólido en Sólido (Acero)</i>
	<i>Líquido en Sólido (Amalgamas)</i>
	<i>Gas en Sólido (Hidrógeno en un metal)</i>
	<i>Sólido en Líquido (Agua de mar)</i>
	<i>Líquido en Líquido (Alcohol y agua)</i>
	<i>Gas en Líquido (Oxígeno en el agua)</i>
	<i>Sólido en Gas (Polvo en el aire)</i>
	<i>Líquido en Gas (Aire húmedo)</i>
	<i>Gas en Gas (aire)</i>

B) Si nos interesa la proporción relativa en que se encuentran el soluto y el disolvente, las disoluciones nos quedarán clasificadas de la forma siguiente:



EXPRESIONES CUALITATIVAS son aquellas en las que se indica la proporción relativa entre el soluto y disolvente de una manera aproximada, donde, a su vez, pueden clasificarse atendiendo a dos propiedades diferentes:

a) Comparando la cantidad de soluto con la cantidad de disolvente, las disoluciones pueden ser:

DISOLUCIONES CONCENTRADAS: son aquellas en las que la cantidad de soluto es grande comparada con la de disolvente,

DISOLUCIONES DILUIDAS: son aquellas en las que la cantidad de soluto es pequeña con relación a la cantidad de disolvente.

b) Comparando la cantidad de soluto que contiene con la máxima cantidad que puede contener esa cantidad de disolvente, podemos clasificar las disoluciones en:

DISOLUCIONES INSATURADAS: Son aquellas que contienen menos cantidad de soluto de la cantidad máxima que pueden contener.

DISOLUCIONES SATURADAS: Son aquellas que contienen la máxima cantidad de soluto que admite el disolvente

DISOLUCIONES SOBRESATURADAS: Son aquellas que contienen más cantidad de soluto de la máxima cantidad que pueden contener. Son disoluciones inestables en las que cualquier modificación de las condiciones hace que precipite la cantidad de soluto en exceso.

EXPRESIONES CUANTITATIVAS son aquellas en las que se indica exactamente las cantidades de soluto y disolvente. Pueden expresarse en unidades físicas (en general utilizando unidades de masa o volumen: gramos, litros, ...) o bien en unidades químicas (moles o equivalentes químicos).

3 - CALCULO DE LA CONCENTRACIÓN DE LAS DISOLUCIONES

Entre las expresiones de la concentración que utilizan unidades físicas para la medida de la masa (gramos o Kilogramos) que más se utilizan tenemos:

A) GRAMOS POR LITRO en la que se expresa el número de gramos de soluto que hay por cada litro de disolución.

$$\frac{\text{Gramos de Solute (Gr)}}{\text{Litro de Disolución (L)}}$$

Cuando se trata de disoluciones diluidas, el volumen de la disolución coincide casi exactamente con el volumen de disolvente, pero no sucede así cuando se trata de disoluciones concentradas.

B) % EN PESO DE SOLUTO (% m/m) : en el que se indican los gramos de soluto que hay por cada 100 gramos de disolución.

La masa total de la disolución se determina sumando la masa del soluto y la de la disolvente

$$\text{Gramos de disolución} = \text{Gramos de soluto} + \text{Gramos de disolvente}$$

C) % EN VOLUMEN DE SOLVENTE (% m/v): en el que se indican los gramos de soluto que hay por cada 100 ml de disolución.

La masa total de la disolución se determina sumando la masa del soluto y la de la disolvente

D) PARTES POR MILLON (p.p.m.): Se utiliza para expresar la concentración de disoluciones muy diluidas.

Indica el número de partes de soluto que hay en cada millón de disolución: es decir, los miligramos de soluto que hay en cada kilogramo de disolución (generalmente suele referirse solamente a relaciones entre masas)

$$\frac{\text{miligramos de soluto}}{\text{Litro de Solución}} \text{ (p.p.m.)}$$

E) MOLARIDAD (M): es el número de moles de soluto que hay en 1 litro de disolución

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{Nº de moles de soluto}}{\text{litro de disolución}}$$

¿Qué es un mol?

La masa de un mol es el peso molecular expresado en gramos.

Ejemplo

$$\text{PM (peso molecular) H}_2\text{O} = \text{A(H)} + \text{A(O)} \quad (\text{A}=\text{peso atómico})$$

$$M = 2 + 16 = 18$$

$$1 \text{ mol de H}_2\text{O} = 18 \text{ gr}$$

$$1 \text{ mol de Glucosa} = 180 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol de Urea} = 60 \text{ g}$$

Entonces como la masa, en gramos, de cada mol de soluto nos la da su peso molecular:

$$\left. \begin{array}{l} \text{Molaridad} = \frac{\text{Nº moles soluto}}{\text{litros de disolución}} \\ \text{Nº de moles soluto} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{Peso molecular del soluto}} \end{array} \right\} M = \frac{\text{Gr de soluto}}{\text{Pm (soluto)} \times L(\text{disolución})}$$

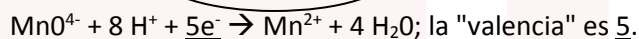
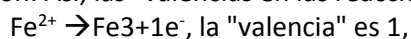
F) NORMALIDAD (N): es el número de equivalentes químicos de soluto que hay en 1 litro de disolución.

El equivalente químico, equivalente gramo o peso equivalente es la cantidad de una sustancia que reacciona o sustituye exactamente a 1 átomo gramo de hidrógeno (1,008 gramos) o a medio átomo gramo de oxígeno (8,00 g).

Para calcularlo se divide el peso atómico (o molecular si se trata de un compuesto) entre su valencia. La valencia en el caso de un elemento, es su número de oxidación, pero en un compuesto hemos de tener en cuenta el tipo de compuesto de que se trata, así podemos tener:

-**ÁCIDOS**, en los que su valencia es el número de H que tiene la molécula: $\text{HCl} \rightarrow 1$; $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2$;

- **BASES**, que son los hidróxidos, en los que su valencia es el número de OH presentes en su molécula: $\text{NaOH} \rightarrow 1$; $\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow 2$
- **SALES**: en ellas, la valencia corresponde al número de H sustituidos (los que había en el ácido y que han sido sustituidos por metales para formar la sal): $\text{NaCl} \rightarrow 1$; $\text{CaCO}_3 \rightarrow 2$
- **REACCIONES REDOX**: en ellas la "valencia" corresponde al número de electrones intercambiados en dicha reacción: Así, las "valencias en las reacciones siguientes son:



Por lo tanto

$$\text{Normalidad} = \frac{\text{N}^\circ \text{ equivalentes de soluto}}{\text{litro de disolución}}$$

Como la masa, en gramos, de cada mol de soluto nos la da su peso molecular:

$$\left. \begin{aligned} \text{Normalidad} &= \frac{\text{N}^\circ \text{ equivalentes de soluto}}{\text{litro de disolución}} \\ \text{N}^\circ \text{ de equiv. Soluto} &= \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{Peso equivalente del soluto}} \\ \text{Peso equiv. Del soluto} &= \frac{\text{Peso molecular}}{\text{Valencia}} \end{aligned} \right\} N = \frac{\text{Gr de soluto} \times \text{valencia}}{\text{Pm (soluto)} \times L(\text{disolución})}$$

G) MOLALIDAD (m): es el número de moles de soluto que hay por cada 1.000 grs de disolvente.

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{N}^\circ \text{ de moles de soluto}}{\text{Kilogramo disolvente}}$$

Como la masa, en gramos, de cada mol de soluto nos la da su peso molecular:

$$\left. \begin{aligned} \text{Molalidad} &= \frac{\text{N}^\circ \text{ moles soluto}}{\text{Kg de disolvente}} \\ \text{N}^\circ \text{ de moles soluto} &= \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{Peso molecular del soluto}} \end{aligned} \right\} m = \frac{\text{Gr de soluto}}{\text{Pm (soluto)} \times \text{Kg (disolvente)}}$$

Cálculo de concentraciones en los problemas

Para calcular las diferentes expresiones de la concentración de una disolución, hemos de disponer de todos los datos de soluto, disolvente y disolución, los cuales ordenaremos en un cuadro para facilitar su uso.

Este cuadro tiene tres columnas en las que colocaremos los datos correspondientes al soluto, disolvente y disolución, respectivamente, y dos filas, en las cuales colocaremos en la primera los datos de masa y en la segunda los de volumen.

	SOLUTO	DISOLVENTE	DISOLUCIÓN	
MASA (g y moles)	1	2	3	← densidad
VOLUMEN (litros o ml)		4	5	

La masa total de la disolución (cuadro 3) será la suma de las masas del soluto (cuadro 1) y disolvente (Cuadro 2), pero no podemos decir lo mismo de los volúmenes ya que el volumen del soluto no suele conocerse y, además, los volúmenes no son aditivos.

La relación entre masa y volumen la obtenemos a partir de la expresión de la densidad:

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

En el caso del disolvente, si este es agua ($d = 1 \text{ g/mL}$), los valores que aparecerán en los cuadros 2 y 4 serán idénticos.

Para el caso de la disolución, su densidad sí se suele conocer, por lo que con ella relacionaremos los datos que aparecen en los cuadros 3 (masa de la disolución) y 4 (volumen de la disolución).

	SOLUTO		DISOLVENTE		DISOLUCIÓN
MASA (g y moles)	1	+	2	=	3
VOLUMEN (litros o ml)			4		5

Si el disolvente es agua

densidad

En ocasiones, sobre todo cuando se trata de disoluciones muy diluidas, el volumen de la disolución será prácticamente igual al del disolvente, por lo que podemos igualar los datos que nos aparecen en los cuadros 4 y 5:

	SOLUTO		DISOLVENTE		DISOLUCIÓN
MASA (g y moles)	1	+	2	=	3
VOLUMEN (litros o ml)			4	≈	5

Si el disolvente es agua

Si la disolución es muy diluida

Para rellenar este cuadro de datos, podemos partir de uno cualquiera de los datos, pero en el momento que se elija uno de ellos, los demás datos debemos calcularlos partiendo de las propiedades de la disolución.

Veamos un ejemplo:

1- Determinar la concentración de una disolución de ácido sulfúrico que contiene 14,7 gramos de dicho ácido en 750 ml de agua, si su densidad es de 1,018 Kg/l

Solución : Así, los datos que tenemos corresponden a los gramos de soluto (14,7 que expresados también en moles será: $n = g/P_m = 14,7/98 = 0,15$ moles), así como el volumen del disolvente, agua, cuya densidad es 1g/ml, por lo que los gramos de disolvente serán también 750 g, mientras que los gramos de disolución serán $14,7 + 750 = 764,7$ g de disolución y así, tendremos

	SOLUTO		DISOLVENTE		DISOLUCIÓN
Masa	14,7 g = 0,15 moles	+	750 g	=	764,7 g
Volumen	---		750 ml		0,75218 l

¿De dónde sale volumen de disolución = 0.75218 l ?

$$\left. \begin{array}{l} \text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \\ \text{Volumen} = \frac{\text{Masa}}{\text{densidad}} \end{array} \right\} V = \frac{764,7}{1,018} = 752,18 \text{ mililitros}$$

Acordarse de que en soluciones muy diluidas el volumen de la disolución es prácticamente igual al volumen del solvente por lo tanto se asume el volumen de este última (en este caso sería 750mL)

Ya con todos estos datos, podemos calcular ya cualquier expresión de concentración sin más que relacionar aquellos que nos interesen, así:

Gramos/Litro: Del cuadro anterior, hemos de tomar los datos siguientes: gramos de soluto (14,7 g) y los litros de disolución (0,75218 l):

$$\frac{14,7 \text{ g de soluto}}{0,75218 \text{ l. de disolución}} = 19,57 \frac{\text{g}_{\text{solute}}}{\text{litros disolución}}$$

% EN PESO (m/m) los gramos de soluto (14,7 g) y los gramos totales (de disolución = 764,7 g) y así:

$$\left. \begin{array}{l} 764,7 \text{ g de disolución} \\ 100 \end{array} \right\} \frac{14,7 \text{ g de soluto}}{x} \quad x = \frac{100 \cdot 14,7}{764,7} = 1,92 \% \text{ de soluto}$$

MOLARIDAD: Del cuadro anterior, hemos de tomar los datos siguientes: el número de moles de soluto (0,15 moles) que habremos calculado antes dividiendo los gramos de soluto que tengamos entre su peso molecular, y los litros de disolución (0,75218 litros), o bien tomando directamente los gramos de soluto (14,7 g):

$$M = \frac{0,15 \text{ moles de soluto}}{0,75218 \text{ l. disolución}} = 0,2 \text{ Molar}$$

$$M = \frac{14,7 \text{ g}_s}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,75218 \text{ l}_{\text{disoluc}}} = 0,2 \text{ Molar}$$

NORMALIDAD: Al tratarse del ácido sulfúrico, cuya molécula tiene dos Hidrógenos por lo que su valencia es 2, se toman del cuadro las cantidades correspondientes, al igual que en el caso anterior, por lo que nos quedará:

$$N = \frac{14,7 \text{ g}_s \cdot 2 \frac{\text{equiv}}{\text{mol}}}{98 \frac{\text{g}_s}{\text{mol}} \cdot 0,75218 \text{ l}_{\text{disoluc}}} = 0,4 \text{ Normal}$$

MOLALIDAD: Para calcularla, hemos de tomar el número de moles de soluto (0,15 moles) o de gramos (14,7 g) así como los Kg de disolvente (0,750 Kg), y sustituir en la expresión de la molalidad:

$$m = \frac{14,7 \text{ g}_{\text{solute}}}{98 \text{ g/mol} \cdot 0,750 \text{ Kg}_{\text{disolv}}} = 0,2 \text{ molal}$$

PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS DISOLUCIONES

Algunas propiedades de las disoluciones dependen de la naturaleza de los componentes como es el caso del color o sabor (cuando se pueden probar) pero otras propiedades, que reciben el nombre de **propiedades coligativas**, dependen exclusivamente de la concentración del soluto en la disolución, pero no de su naturaleza o tamaño.

Las propiedades coligativas de las disoluciones son cuatro:

- 1) Disminución de la presión de vapor del disolvente
- 2) Disminución del punto de congelación:
- 3) Aumento del punto de ebullición
- 4) Presión osmótica

Disminución del punto de congelación

Las partículas de soluto impiden que se forme fácilmente la estructura del sólido y rebajan la temperatura de congelación. Por ejemplo el agua pura congela a 0°C y una disolución de agua y azúcar congela a algún grado bajo cero.

El descenso del punto de congelación (que coincide con el de fusión) se llama descenso crioscópico y depende de la naturaleza del disolvente y del número de partículas de soluto presente.

El anticongelante de los coches no es más que un producto que se echa al agua del circuito de refrigeración, para que rebaje la temperatura de congelación y en invierno no se corra el peligro de averías, que se producirían al formarse el hielo

Aumento del punto de ebullición

Las partículas de soluto impiden a las moléculas del disolvente salir al exterior, pues están algo unidas a ellas; el efecto es el de tener que aumentar la temperatura de ebullición para que las moléculas del disolvente puedan “escaparse” de las partículas de soluto, abandonar el líquido y pasar al estado de vapor.

El aumento del punto de ebullición, provocado por un soluto fijo (sólido, como azúcar o sal) se llama aumento ebulloscópico y depende de la naturaleza del disolvente y de la cantidad de partículas de soluto presente.

El agua pura, cuando la presión atmosférica es de 1 atm, hierve a 100°C; en cambio si se disuelve azúcar la disolución hierve por encima de 100°C.

Estas variaciones de las temperaturas de congelación y ebullición se calculan mediante la fórmula:

$$\Delta T = K \times m,$$

donde ΔT es la variación de la temperatura de fusión o ebullición, según el caso,

m es la molalidad de la disolución

K es una constante que depende del disolvente, siendo distinta para la fusión o la ebullición así, para el agua es: K crioscópica = 1,86 , K ebulloscópica = 0,52

Presión osmótica

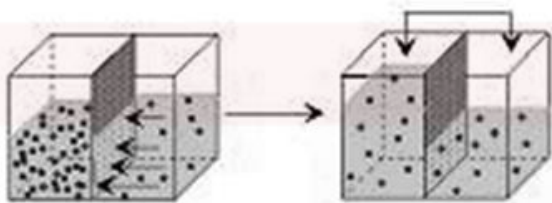
Existe un fenómeno universal que es el de la difusión. Siempre que dos sistemas distintos están en contacto tienden a mezclarse, formando un todo homogéneo; el proceso de intercambio material hasta lograrlo se llama **difusión**.

Cuando entre los sistemas que se difunden hay una membrana, el fenómeno recibe el nombre de osmosis. Todo el intercambio entre las células y sus medios se hace a través de las membranas celulares, es decir, se hace por osmosis; por ejemplo, los glóbulos de la sangre se alimentan y respiran y desechan las sustancias inservibles a través de sus membranas en fenómenos de osmosis. Los vegetales toman agua y sales del suelo y oxígeno y dióxido de carbono del aire, a través de las membranas de sus células en fenómenos de osmosis.

Las membranas pueden ser de tres tipos:

- Permeables: son aquellas que dejan pasar a su través tanto al soluto como al disolvente: (un papel de filtro, un trozo de tela, etc);
- Impermeables, que son aquellas que no dejan pasar ni al soluto ni al disolvente (una lámina de plástico)
- Semipermeables, que son aquellas que solamente dejan pasar a su través a las partículas del disolvente, pero no al soluto.

Cuando, mediante una membrana semipermeable, separamos dos disoluciones que tengan diferente concentración, una parte del disolvente fluye a través de la membrana desde la disolución más diluida hacia la disolución más concentrada tendiendo a igualar las concentraciones de ambas, es la osmosis.



El agua tiende a pasar de derecha a izquierda aumentando el volumen de la columna izquierda esto produce una mayor presión en dicha columna llamada presión hidrostática que cuando se iguala a la osmótica deja de fluir agua

Osmosis es el proceso mediante el cual un disolvente pasa a través de una membrana semipermeable que separa dos disoluciones de diferente concentración.

Esto origina una diferencia de presión, llamada Presión osmótica es la presión que hace que un disolvente fluya desde una disolución diluida a otra más concentrada.

¿Cómo se calcula la presión osmótica?

Mediante la relación: $\tau V = nRT$

donde τ representa la presión osmótica, V representa el volumen de la disolución, n representa el número de moles del soluto, R es la constante de los gases y T es la temperatura absoluta.

Si en esta expresión tenemos en cuenta que (n/V) es la concentración molar de la disolución, resulta que:

$$\tau = (n/V)RT = MRT$$

Según esto, la presión osmótica de una determinada disolución es directamente proporcional a la concentración molar de esta disolución para una temperatura determinada.

Guía de Problemas

1 Calcular la masa de un soluto que se necesita para preparar:

- 50,0 g de solución 10,0% m/m.
- 50,0 cm³ de solución que contenga 0,200 g de soluto por cm³ de solución.
- 150 cm³ de solución 5,00% m/v.

2 Se tiene una solución 5,00% m/m. Calcular:

- la masa de dicha solución que contiene 1,00 g de soluto.
- la masa de solvente correspondiente.

3 Calcular la masa de soluto necesaria para preparar 100 cm³ de solución 10,0% m/v.

4 Calcular a qué volumen deben diluirse 10,0 cm³ de una solución acuosa 20,0% m/v, para obtener otra solución 5,00% m/v.

5 El ácido sulfúrico es el producto químico de mayor aplicación industrial. Es utilizado en la fabricación de sulfato de aluminio, fertilizantes y detergentes. La concentración de una solución de H₂SO₄ comercial es aproximadamente 98% m/m y su densidad

1,84 g/cm³. Calcular:

- molaridad
- molalidad

6 Se quiere preparar una solución acuosa de NaCl (sal de cocina) al 10,0% y se dispone de 50,0 g de sal. Calcular:

- la masa de solución que puede prepararse.
- la masa de agua necesaria.

7) Hallar la molalidad de una disolución que contiene 34,2 g de azúcar (C₁₂H₂₂O₁₁) en 250 g de agua.

HIDRATOS DE CARBONO

1. Definición y clasificación
2. Estructura tridimensional de los monosacáridos
3. Reacciones de ciclación de los monosacáridos
4. Reacciones de oxidación-reducción
5. Reacción de formación de enlaces O-glucosídicos
6. Esterificación
7. Disacáridos
8. Polisacáridos
9. Funciones fisiológicas de los carbohidratos

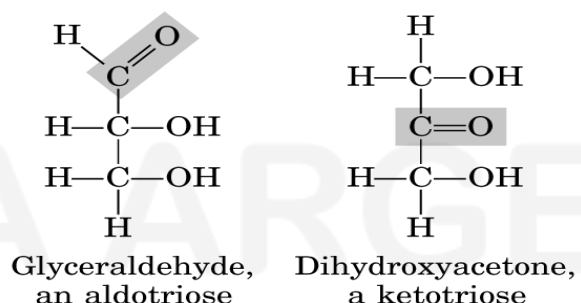
1. Definición y clasificación

Los **carbohidratos** o **sacáridos** (del griego: *sakcharón*, azúcar) son compuestos esenciales de los organismos vivos y son la clase más abundante de moléculas biológicas. El nombre *carbohidratos* significa literalmente *hidratos de carbono* y proviene de su composición química, que para muchos de ellos es $(C)_n(H_2O)_n$, donde $n \geq 3$. Es decir, son compuestos en los que n átomos de carbono parecen estar hidratados con n moléculas de agua. En realidad se trata de *polihidroxialdehidos* y *polihidroxicetonas* (y algunos derivados de éstos), cadenas de carbono que contienen un grupo aldehído o cetónico y varios grupos hidroxilos (Figura 1).

Figura 1.

Estructura química básica de los carbohidratos.

Polihidroxi-aldehído (gliceraldehído, izquierda) y polihidroxicetona (dihidroxi-acetona, derecha).



Las unidades básicas de los carbohidratos son los **monosacáridos**, no hidrolizables en unidades más pequeñas. La glucosa es el monosacárido más abundante; tiene 6 átomos de carbono y es

el combustible principal para la mayoría de los organismos. Los **oligosacáridos** contienen de dos a diez unidades de monosacáridos unidas covalentemente. Por su parte, los **polisacáridos** están constituidos por gran número de unidades de monosacáridos unidos covalentemente, alcanzando pesos moleculares de hasta 10^6 dalton (g/mol). Los polisacáridos desempeñan dos funciones biológicas principales: algunos almacenan energía metabólica y otros sirven de elementos estructurales a la célula.

Los monosacáridos se forman en la naturaleza por reducción del carbono atmosférico gracias a la "fijación" del CO_2 que realizan los organismos fotosintéticos. El ciclo del carbono se completa con la oxidación de los carbohidratos hasta CO_2 realizada por el metabolismo oxidativo de plantas y animales (Figura 2).

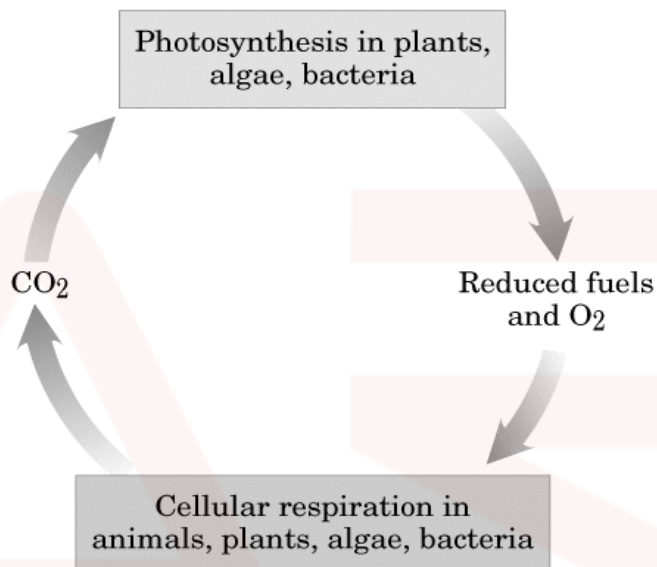


Figura 2.

Ciclo del carbono en la naturaleza. Procesos de fijación fotosintética de CO_2 y respiración oxidativa para liberar CO_2 .

2. Monosacáridos

Los monosacáridos se clasifican según la naturaleza química de su grupo carbonilo y del número de átomos de carbono que poseen. Se conoce como grupo carbonilo al que lleva el carbono y oxígeno unidos por doble enlace.

Atendiendo a la naturaleza química del grupo funcional carbonílico, si éste es aldehído el monosacárido recibe el nombre genérico de **aldosa**, y si es cetónico el monosacárido se le designa como **cetosa**. Dependiendo del número de átomos de carbono de la molécula, los monosacáridos se denominan **triosas**, **tetrosas**, **pentosas**, **hexosas**, etc. cuando contienen

tres, cuatro, cinco, seis, etc. átomos de carbono. Se conocen en la naturaleza monosacáridos de hasta 8 átomos de carbono.

La combinación de ambas nomenclaturas anteriores permite denominar con el término **aldohexosa** a un azúcar (-osa) de seis átomos de carbono (-hex-), cuyo carbono carbonílico es una aldosa (**aldo-**). Por ejemplo, la glucosa.

El **gliceraldehído** es la aldosa más simple. Está formado por tres átomos de carbono, el primero contiene el grupo aldehído, el segundo tiene unido un hidrógeno y un grupo hidroxilo (alcohol secundario), mientras que el tercero posee dos hidrógenos y un hidroxilo (alcohol primario). De los tres carbonos, el segundo (C-2) posee los cuatros sustituyentes distintos y por esta característica recibe el nombre de carbono **asimétrico o quiral**. Este hecho hace que el gliceraldehído exista en dos estructuras espaciales que se diferencian por cierta propiedad física (*actividad óptica*): una tiene el hidroxilo del C-2 hacia la derecha (D-gliceraldehído) y la otra posee el hidroxilo del C-2 hacia la izquierda (L-gliceraldehído).

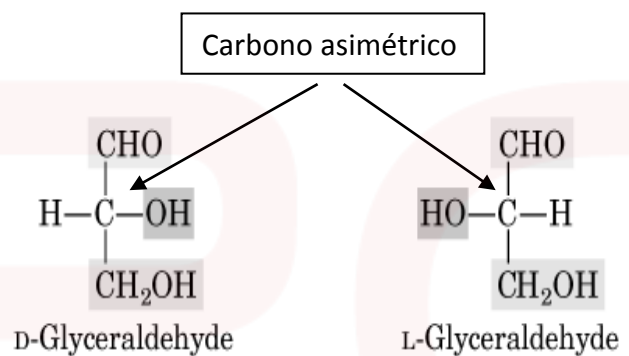
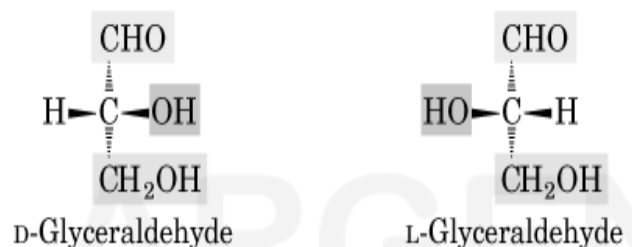


Figura 3.

Estructura espacial de gliceraldehído.
Proyecciones de Fischer y en perspectiva de la molécula de gliceraldehído.

Fischer projection formulas



Perspective formulas

Las moléculas que aún teniendo la misma composición química tienen diferentes propiedades se denominan **isómeros**. A los isómeros que se diferencian por la disposición espacial de los

grupos sustituyentes de un centro quiral se les conoce con el nombre de **isómeros ópticos o estereoisómeros**. Dichos isómeros ópticos presentan una propiedad física denominada **actividad óptica**. La actividad óptica es la capacidad que tienen las moléculas quirales, en disolución, de desviar el plano de un haz de luz polarizada. Si lo hacen en el sentido de las manecillas del reloj, se designan con el símbolo (+) y si lo hacen en sentido contrario se designan con (-). Así, el enantiómero D- del gliceraldehído es (+) y el L- es (-). Esto no quiere decir que todos los monosacáridos de la serie D tengan que ser (+). Por un lado está la posición del grupo hidroxilo (-OH) respecto a su carbono quiral, que es un aspecto puramente estructural, y por otro el efecto de la estructura de la molécula sobre el haz de luz polarizada, que es producido por la interacción de los rayos de luz polarizada con la red cristalina de la molécula en disolución. Por la configuración de los sustituyentes de los carbonos quirales no es posible asignar a un carbohidrato actividad óptica (+) ó (-).

Cuando los isómeros ópticos son imágenes especulares no superponibles se denominan **enantiómeros**, como es el caso del D y L gliceraldehído (Figura 4). Aquellos isómeros ópticos que se diferencian solo en la configuración de uno de sus carbonos quirales se denominan **epímeros** (figura 4-1). El resto de isómeros ópticos que no son enantiómeros ni epímeros se denominan **diastereómeros**.

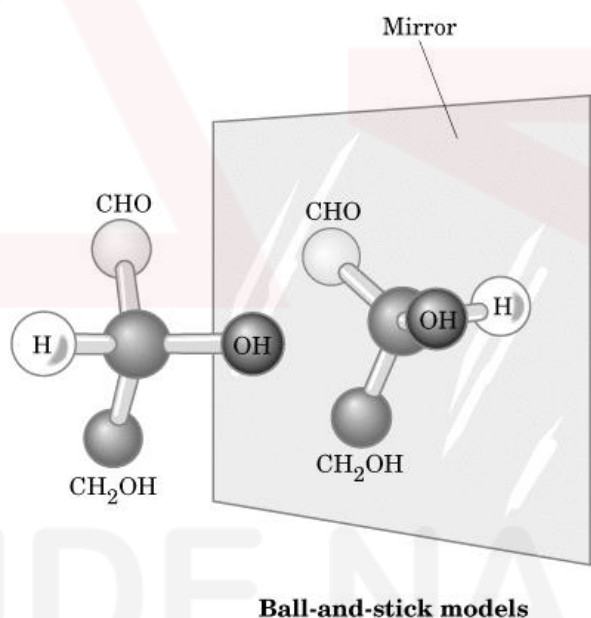
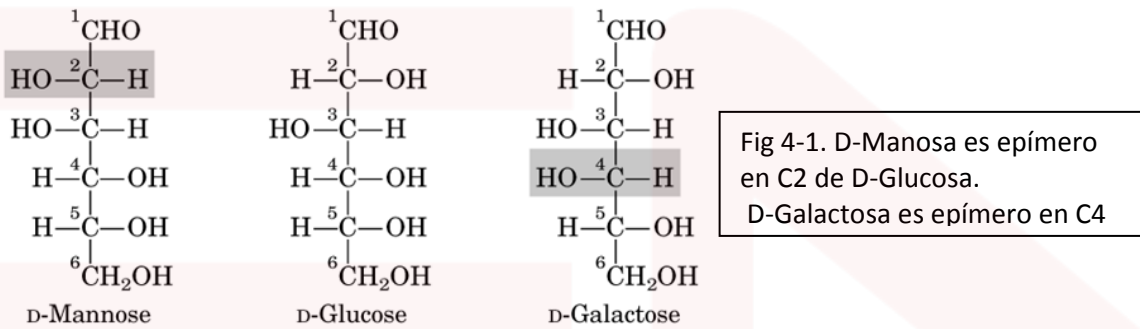


Figura 4.

Enantiómero del gliceraldehído. Imágenes especulares no superponibles de la molécula de gliceraldehído.



Los monosacáridos se clasifican en la **serie D-** o en la **serie L-** de acuerdo con la configuración del carbono quiral más alejado del grupo carbonilo. Así, si dicho carbono posee la misma configuración que el carbono quiral del D-gliceraldehído, pertenece a la serie D-.

En la Figura 5 se recogen las aldosas de la serie D-. Como se observa podemos construirlas adicionando unidades de H-C-OH ó de HO-C-H inmediatamente por debajo del carbono carbonílico. Lógicamente existirá otra familia de la serie L- con las imágenes especulares de las aldosas de esta Figura. En total tendremos 2 aldotriosas, 4 aldotetrosas, 8 aldopentosas y 16 aldohexosas. Nº de isómeros = 2ⁿ ; n= total carbonos quirales, la mitad serie D y la otra mitad serie L

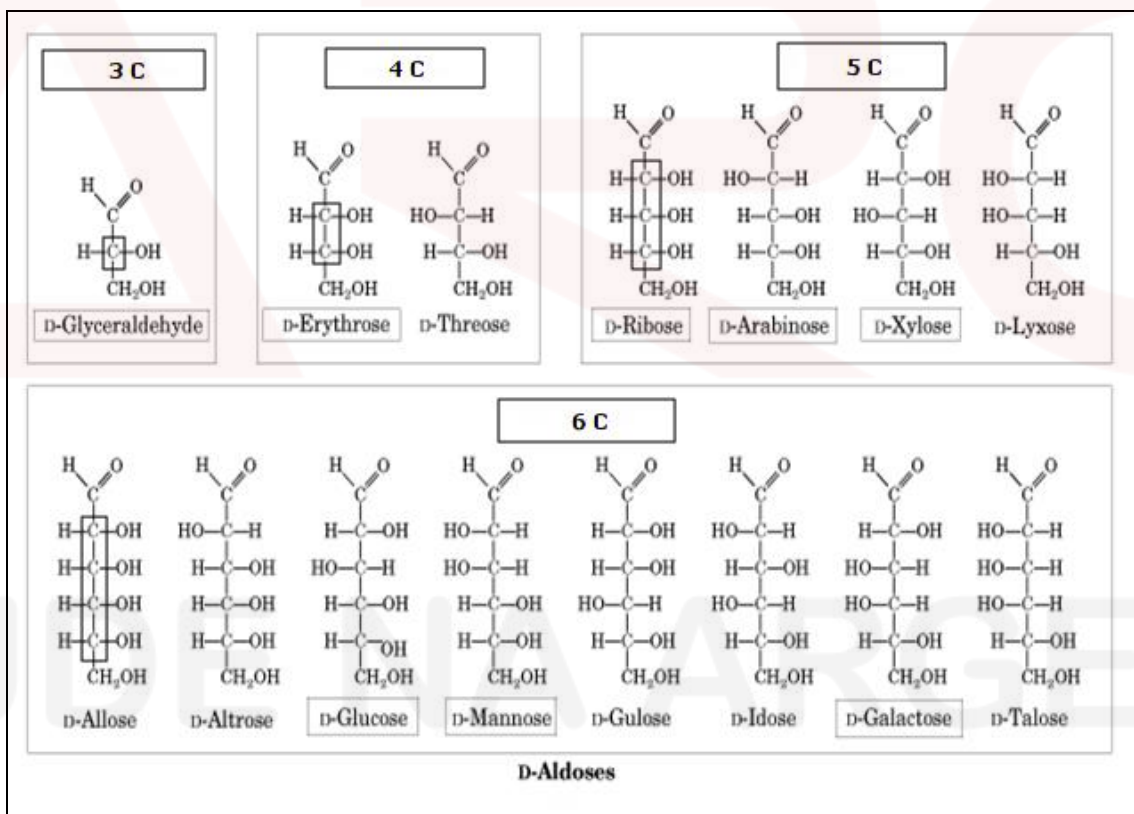
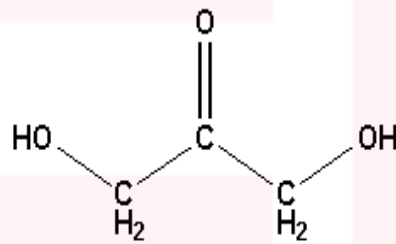


Figura 5.

D-Aldosas. Fórmulas de todas las aldosas pertenecientes a la serie D, hasta los monosacáridos de 6 átomos de carbono. Los carbonos quirales en recuadro para cada serie

En las cetosas el grupo carbonilo ocupa la posición 2 en la cadena carbonada. La cetosa más pequeña es la **dihidroxiacetona**:



Dihydroxyacetone

Lo primero que salta a la vista es que esta cetosa carece de carbono quiral, luego, a diferencia de las aldosas, sólo existe una cetotriosa y carece de actividad óptica. De ella se continúa la familia con la Eritrulosa, la cual sí posee enantiómeros D- y L-, ya que el carbono 3 es quiral (posee 4 sustituyentes distintos). La Figura 6 muestra las cetosas de la serie D-. Existen 1 cetotriosa, 2 cetotetrasas, 4 cetopentosas y 8 cetohexosas. De todas ellas la cetosa más común es la D-fructosa, cuyo nombre se le asignó antes de conocer su estructura; el resto de cetosas se aislaron o sintetizaron a partir de las aldosas y se las denominan basándose en el nombre de su aldosa de origen. Así, la D-fructosa, debería llamarse D-arabinohexulosa, ya que posee el esqueleto base de la D-arabinosa.

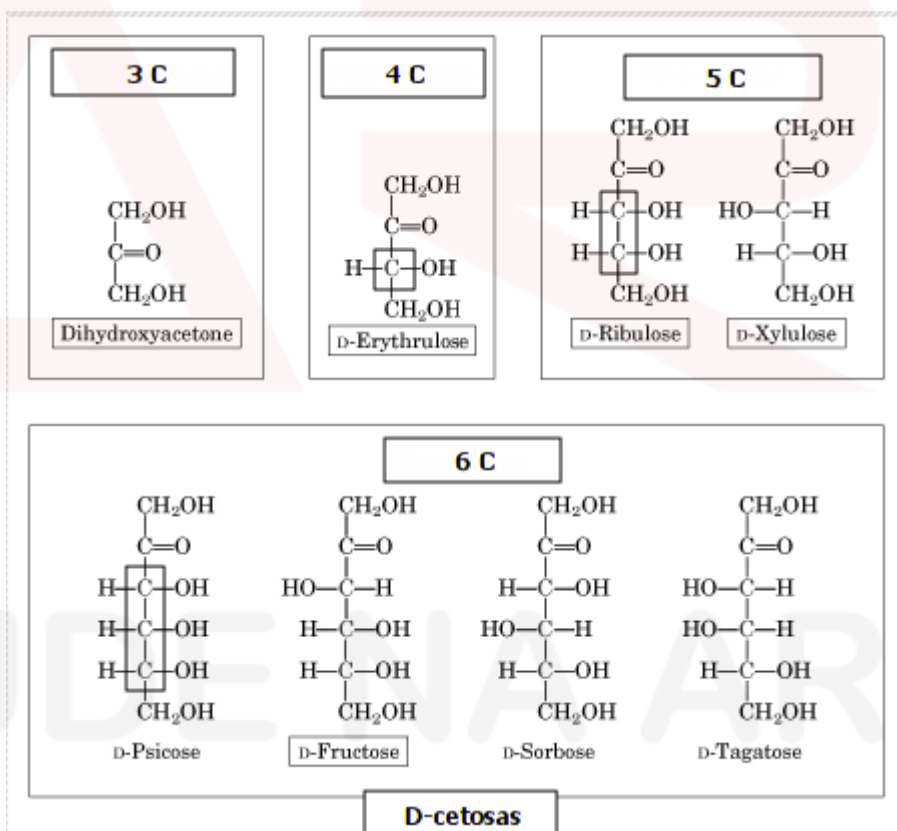


Figura 6.

D-cetosas. Fórmulas de todas las cetosas pertenecientes a la serie D, hasta los monosacáridos de 6 átomos de carbono. Los carbonos quirales en recuadro para cada serie

3. Reacciones de ciclación de los monosacáridos

La presencia de cinco o de seis carbonos en la cadena proporciona a estos compuestos la posibilidad de formar estructuras de anillo muy estables mediante la formación de un enlace **hemiacetal** interno, en el caso de las aldosas, o un **hemicetal** interno si son cetosas.. La formación de la estructura cíclica se produce de la misma manera que los alcoholes reaccionan con los grupos carbonilo de aldehídos o las cetonas.

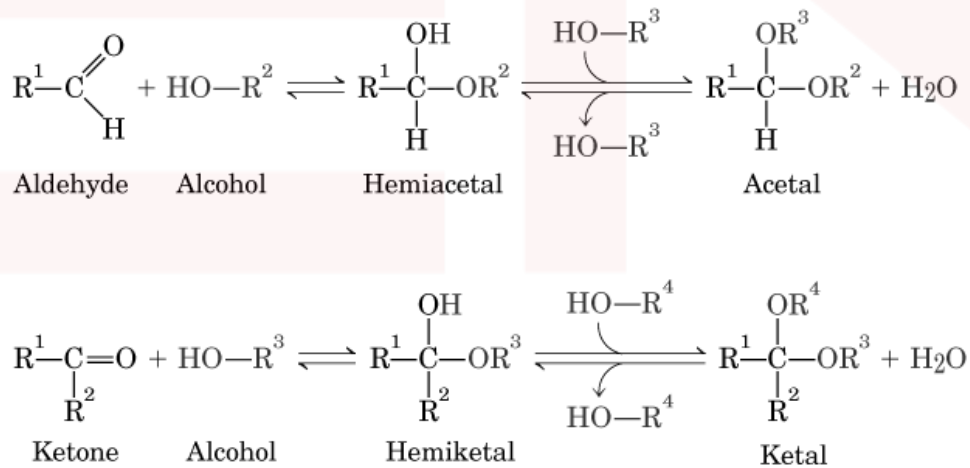


Figura 7.

Formación de estructuras cíclicas de los monosacáridos.

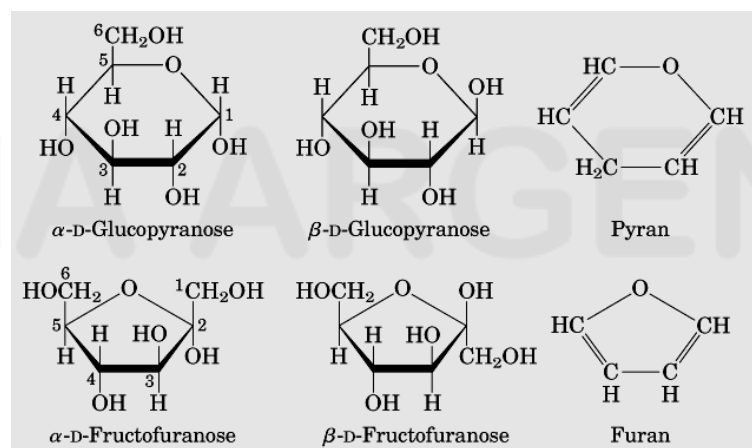
Se producen por la formación de hemiacetales y hemicetales, reacciones intramoleculares de un hidroxilo con el grupo carbonilo de la propia aldosa o cetosa, respectivamente.

El grupo hidroxilo de un monosacárido puede reaccionar con su correspondiente grupo carbonilo (aldo- o ceto-) para dar lugar a hemiacetales o hemicetales cíclicos. Este tipo de procesos se puede representar mediante las fórmulas de proyección de Haworth. Las proyecciones derivadas de aldosas de seis carbonos dan lugar a anillos derivados de **pirano** y las derivadas de cetosas de seis carbonos originan anillos derivados de **furano** (Figura 8).

Figura 8.

Formación de estructuras cíclicas de los monosacáridos.

Las aldohexosas generan anillos de pirano y las cetoheptosas anillos de furano.



Así, por ejemplo, la D-Glucosa se cicla por reacción del hidroxilo del carbono 5 (C-5) con el grupo carbonilo del aldehído, dando lugar a un anillo hexagonal de **piranosa**, por similitud con el anillo de pirano (Figura 9).

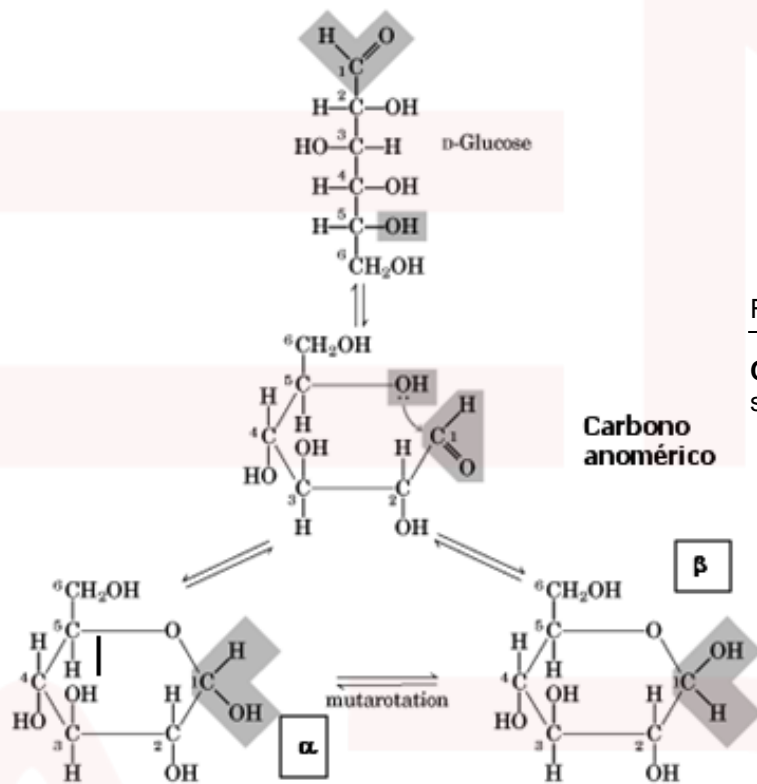
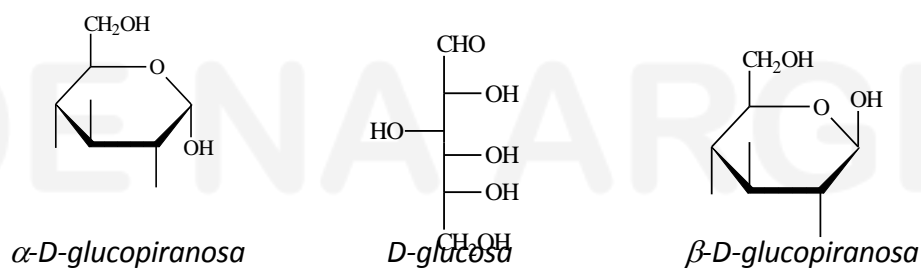


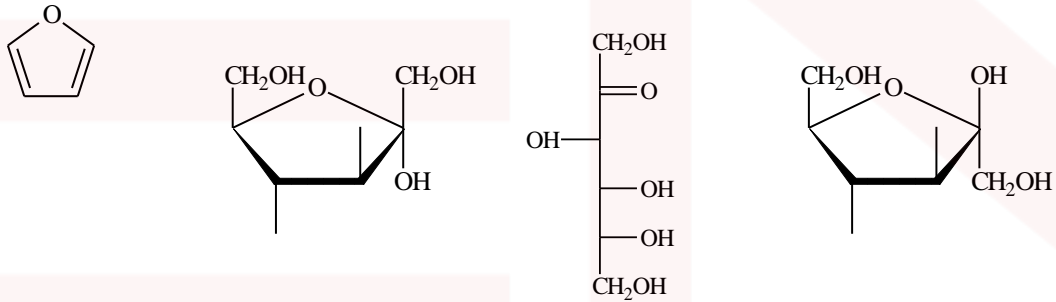
Figura 9.

Ciclación de la glucosa. La glucosa se cicla en un anillo de piranosa.

Un aspecto importante del proceso es que al formarse el correspondiente hemiacetal, el C-1 de la glucosa (que inicialmente era no quiral) se transforma en un carbono quiral (con 4 sustituyentes distintos). Este nuevo carbono quiral recibe el nombre de **anomérico (*)**, y da lugar a dos estructuras denominadas **anómeros**, uno con el grupo hidroxilo del C-1 por debajo del anillo, **anómero α**, y el otro con el grupo hidroxilo por encima del anillo, **anómero β**. Así, por ciclación de la D-glucosa obtenemos los hemiacetales α-D-glucopiranososa y la β-D-glucopiranososa.



De la misma manera la D-fructosa se cicla por reacción del hidroxilo del carbono 5, con el carbonilo que ocupa la posición 2, dando lugar, en este caso, a un anillo de **furanosa** (por similitud con el anillo de furano), con dos anómeros; uno sería la α -D-fructofuranosa y el otro la β -D-fructofuranosa.



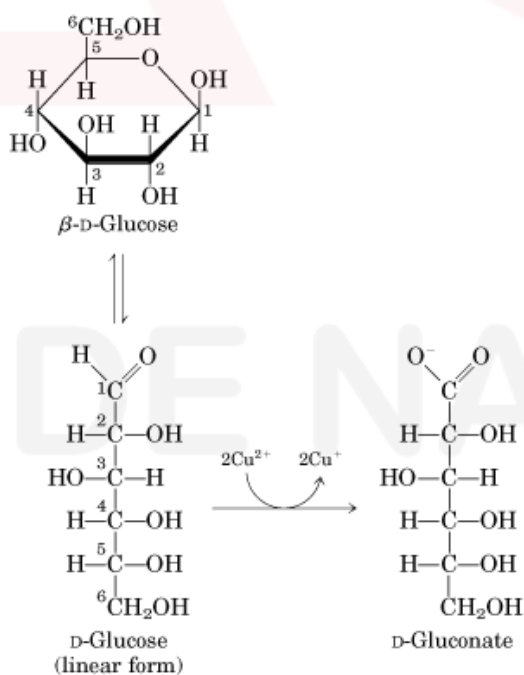
anillo de furano

 α -D-fructofuranosaD-fructosa β -D-fructofuranosa.

En general, las hexosas y las pentosas pueden adoptar la forma de pirano o furano dependiendo de la naturaleza del azúcar. Es importante indicar que en disolución acuosa existe un equilibrio entre la forma abierta y los anillos ciclados. De tal manera que la D-glucosa se presentaría en equilibrio entre su anómeros α y β .

4. Reacciones de oxidación-reducción

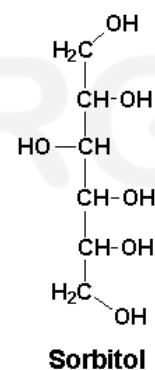
La oxidación de los monosacáridos puede producirse de diversas formas, según el agente oxidante utilizado. Así, la oxidación suave de una aldosa con Cu (II) produce los ácidos aldónicos, como en el ejemplo recogido en la Figura 10.



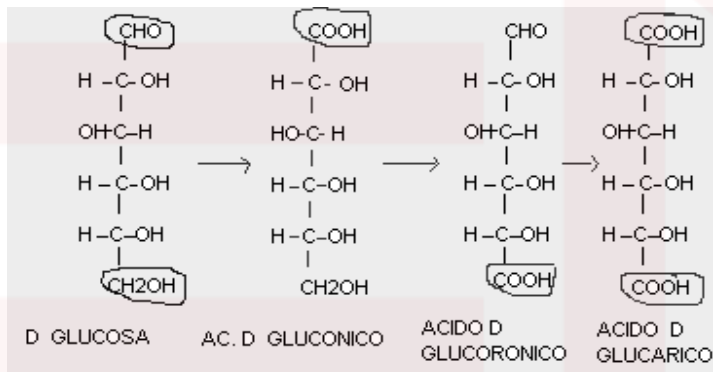
(a)

Figura 10.

Oxidación y reducción de la glucosa. La glucosa se oxida en condiciones suaves para producir ácido glucónico. Su reducción da lugar al sorbitol (glucitol).

**Sorbitol**

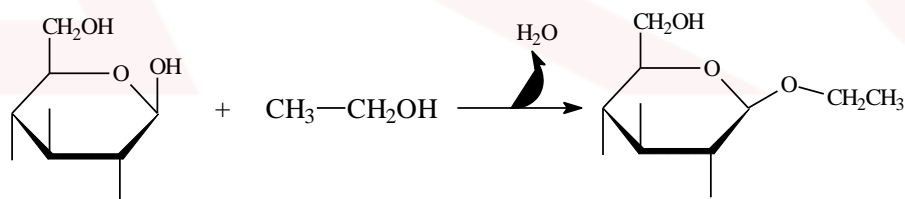
Carbono Oxidado	Tipo de monosacárido ácido
1	Aldónico (Glucónico)
6	Urónico (Glucurónico)
1 y 6	Aldárico (Glucárico)



La reducción de aldosas en atmósfera de hidrógeno produce alditoles (polialcoholes). Así, la reducción de la glucosa conlleva la reducción del grupo carbonilo de naturaleza aldehídica para rendir un polialcohol conocido como **sorbitol** (Figura 10).

5. Reacción de formación de enlaces O-glucosídicos y N-glucosídicos

Una de las reacciones más importantes de los monosacáridos es la reacción del carbono anomérico (del anillo de piranosa o furanosa) con un alcohol para producir un **glucósido**. El nuevo enlace que se forma recibe el nombre de **enlace glucosídico**. Así, la β -D-glucopiranososa puede reaccionar con el etanol para dar el siguiente glucósido:



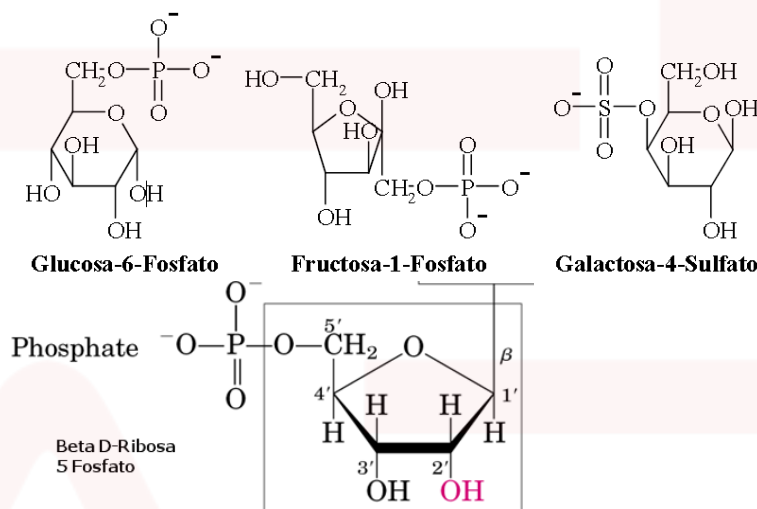
que recibe el nombre de β -D-etil-glucopiranosósido (se cambia la terminación -osa por -ósido).

La importancia de este proceso radica en que el enlace glucosídico se forma también por reacción del hidroxilo del carbono anomérico de un monosacárido con un grupo hidroxilo de otro monosacárido, dando lugar a un **disacárido**. Los oligosacáridos y los polisacáridos son el resultado de la unión de monosacáridos mediante este tipo de enlace.

En general este tipo de compuestos se conocen con el nombre de **O-glucósidos** (el oxígeno hace de puente en el enlace). Además existen otros glucósidos, de gran importancia en la naturaleza: se trata de los **N-glucósidos**, en los que el C anomérico reacciona con una amina. Tiene gran importancia en la formación de nucleósidos, entre ellos la **adenosina** es el más abundante, que forma parte del trifosfato de adenosina (ATP), y de los ácidos ribonucleicos.

6. Esterificación

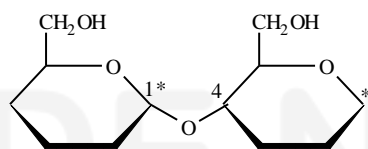
Los alcoholes primarios de pentosas y hexosas (su forma cíclica tienen dos alcoholes primarios) se esterifican con ácido fosfórico, formando compuestos de importancia metabólica, tales como los ésteres fosfórico de ribosa y desoxirribosa.



7. Los Disacáridos

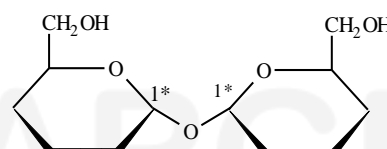
Son dímeros formados por dos moléculas de monosacáridos, iguales o diferentes, unidas mediante enlace glucosídico. Este enlace puede realizarse de dos formas distintas; tomemos como ejemplo la glucosa.

i)



Enlace $\alpha(1,4)$

ii)



Enlace $\alpha(1,1)\alpha$

En el primer caso, i), los dos monosacáridos están unidos mediante enlace O-glucosídico del tipo $\alpha(1-4)$; como se puede apreciar, el disacárido formado presenta un carbono anomérico (*) libre (en el anillo segundo). En el caso ii) la unión se establece a través de los carbonos

anoméricos de ambos monosacáridos; en este caso, el enlace glucosídico es del tipo $\alpha(1-1)$, bloqueando los dos carbonos anoméricos (*).

La **Figura 11** muestra algunos disacáridos abundantes, la **sacarosa**, la **lactosa**, la **maltosa** y la **trealosa**. Vamos a analizar químicamente la lactosa y la sacarosa. La lactosa es el **β -D-galactopiranosil-(1-4)- β -D-glucopiranosido**, y la sacarosa es el **α -D-glucopiranosil-(1-2)- β -D-fructofuranosido**. La lactosa posee un enlace glucosídico β -(1-4), mientras que en la sacarosa es del tipo α -(1-2) β . Este aspecto es muy importante si se analizan sus propiedades químicas. Así, la lactosa al poseer un carbono anomérico libre (el C-1 de la glucosa), en disolución, puede abrirse y poner de manifiesto la naturaleza reductora de este disacárido. Por su parte la sacarosa, no posee carbono anomérico libre, los dos están formando parte del enlace glucosídico, ninguno de los anillos puede abrirse y pierde su capacidad reductora. Por esta razón se dice que la lactosa es un azúcar reductor y la sacarosa no.

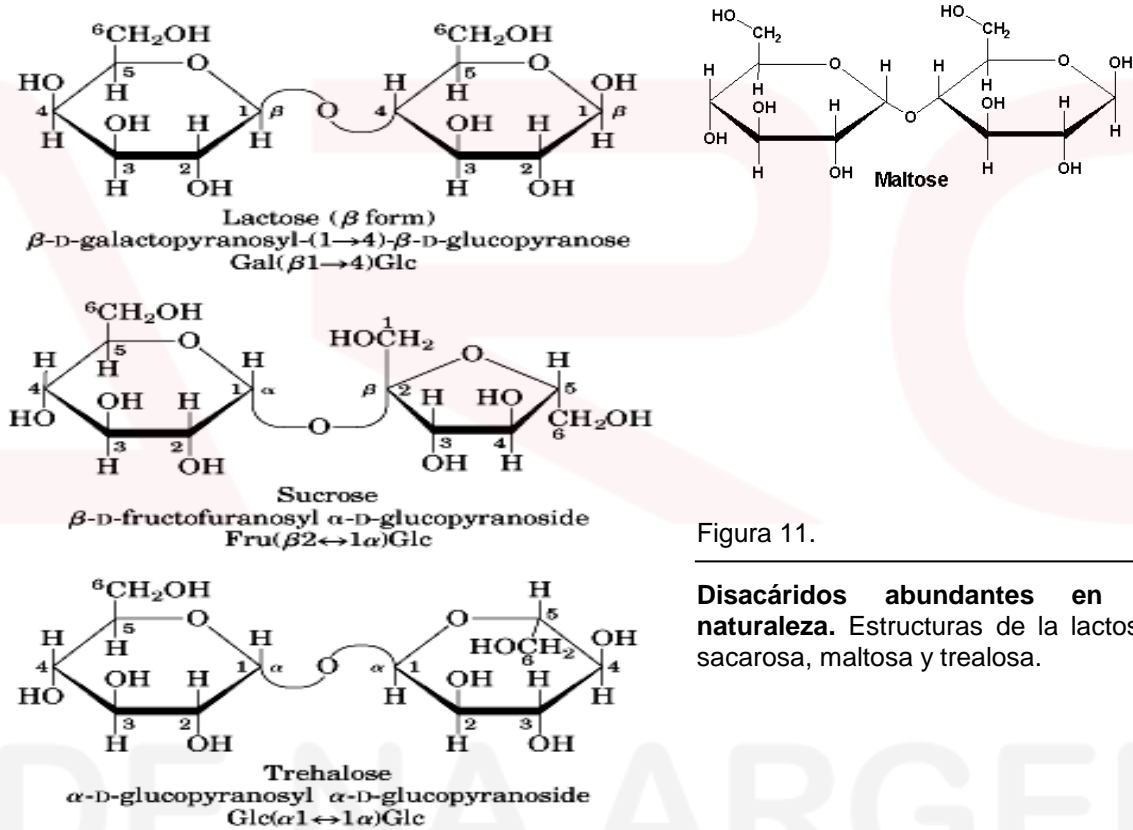
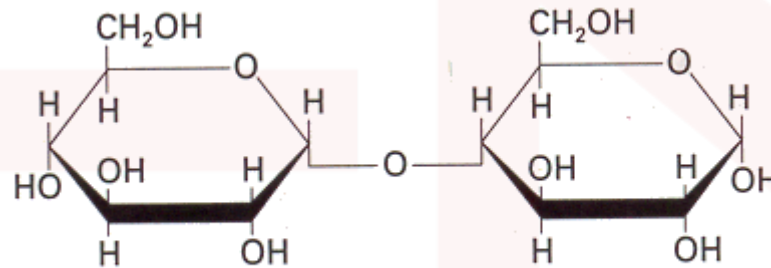


Figura 11.

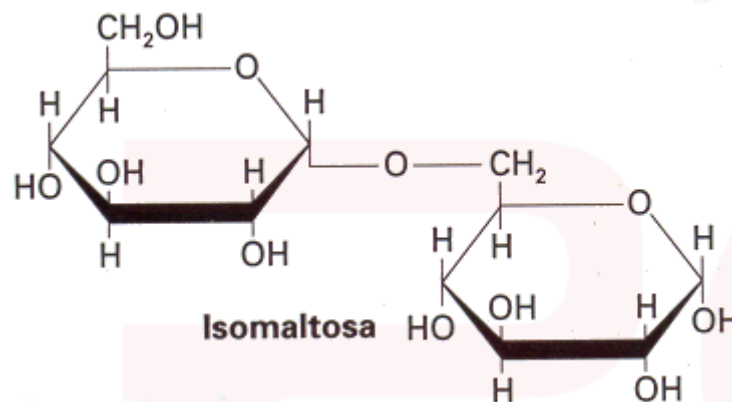
Disacáridos abundantes en la naturaleza. Estructuras de la lactosa, sacarosa, maltosa y trealosa.

Principales disacáridos con interés biológico.

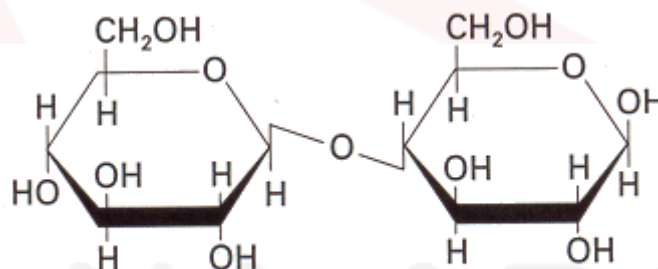
Maltosa.- Es el azúcar de malta. Grano germinado de cebada que se utiliza en la elaboración de la cerveza. Se obtiene por hidrólisis de almidón y glucógeno. Posee dos moléculas de glucosa unidas por enlace tipo α (1-4).

**Maltosa (forma α)**

Isomaltosa.- Se obtiene por hidrólisis de la amilopectina y glucógeno. Se unen dos moléculas de glucosa por enlace tipo α (1-6)

**Isomaltosa**

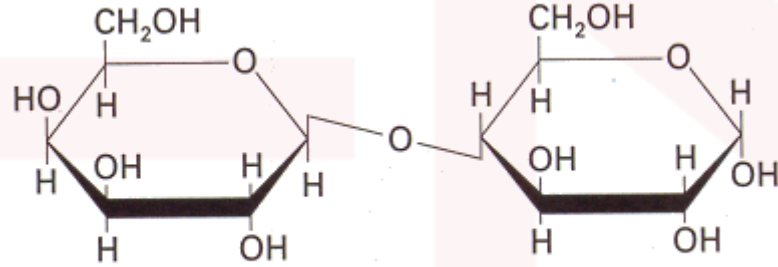
Celobiosa.- No se encuentra libre en la naturaleza. Se obtiene por hidrólisis de la celulosa, y está formado por dos moléculas de glucosa unidas por enlace β (1-4).

**Celobiosa**

Los vertebrados no poseen enzimas capaces de hidrolizar el enlace β -(1-4), sólo los herbívoros poseen microorganismos simbióticos con una enzima (**celulasa**) que permite hidrolizar los enlaces β -(1-4) glucosídicos.

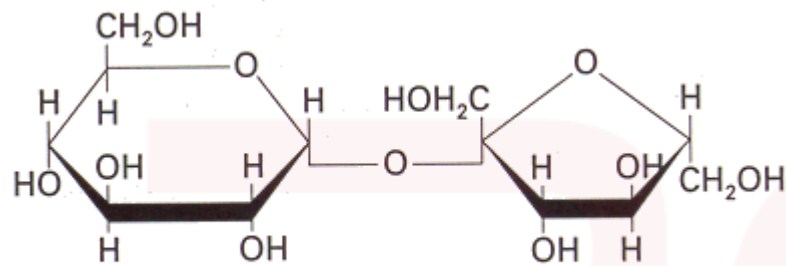
Lactosa.- Es el azúcar de la leche de los mamíferos. Así, por ejemplo, la leche de vaca contiene del 4 al 5% de lactosa.

Se encuentra formada por la unión $\beta(1-4)$ de la β -D-galactopiranososa (galactosa) y la α -D-glucopiranososa (glucosa).



Lactosa (forma α)

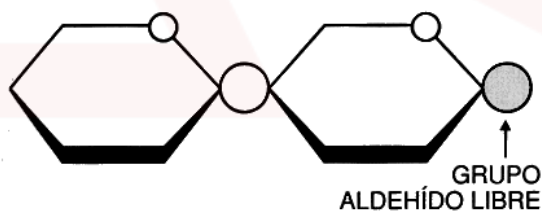
Sacarosa.- Es el azúcar de consumo habitual, se obtiene de la caña de azúcar y remolacha azucarera. Es el único disacárido no reductor, ya que los dos carbonos anoméricos de la glucosa y fructosa están implicados en el enlace G(1 α ,2 β).



Sacarosa

ACORDARSE DE QUE

DISACÁRIDO REDUCTOR



DISACÁRIDO NO REDUCTOR



8. Polisacáridos

La mayoría de glúcidos naturales se encuentran en forma de polisacáridos, polímeros de media y elevada masa molecular.

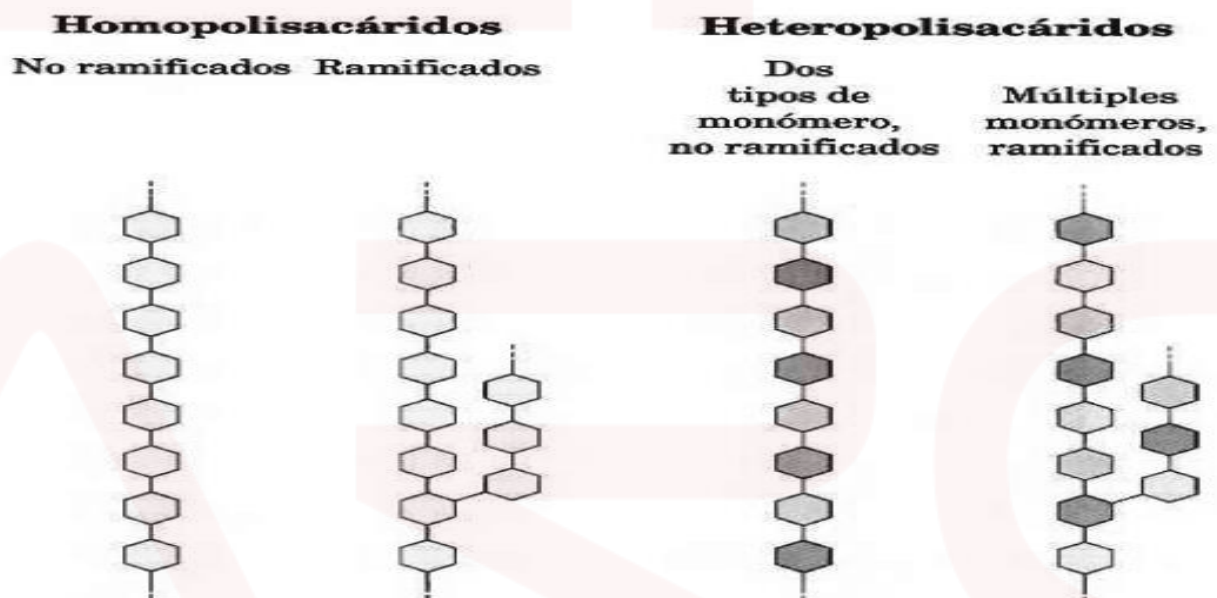
Los polisacáridos, denominados también glucanos, difieren entre sí en la naturaleza de sus unidades monoméricas repetitivas, en la longitud de sus cadenas, en los tipos de enlace que se forman entre las unidades y en su grado de ramificación.

Los homopolisacáridos contienen un único tipo de monómero

los heteropolisacáridos contienen dos o más tipos diferentes de monómeros

Son polímeros de monosacáridos unidos por enlace *O-glucosídico*.

Entre los polímeros naturales, algunos de los más abundantes y de mayor significado



biológico son el **almidón**, el **glucógeno** y la **celulosa**. Los tres están formados por moléculas de D-glucosa y sólo se diferencian en el tipo de enlace glucosídico, constituyendo estructuras espaciales diferentes.

• El almidón

Es la principal reserva de hidratos de carbono que sintetizan las plantas y es también la principal fuente de glucosa para la alimentación de los animales. Está formado por una mezcla de dos polisacáridos, la **amilosa** (en un 20 %) y la **amilopectina** (en un 80 %). La amilosa es un polímero lineal de D-glucosa con uniones α -(1-4) glucosídicas (Figura 12), que le permite adoptar una disposición tridimensional de tipo helicoidal (Figura 13).

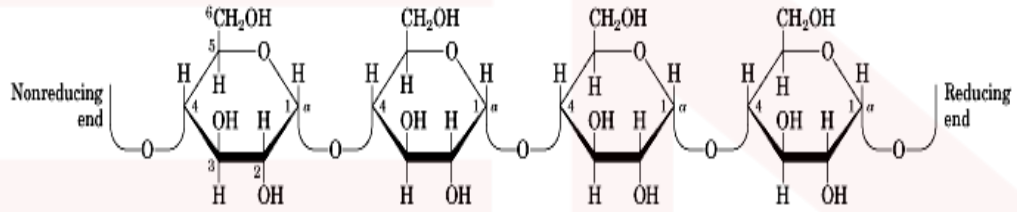


Figura 12.

Estructura de la amilosa.
Epolisacárido formado por monómeros de glucosa en enlaces $\alpha(1-4)$.

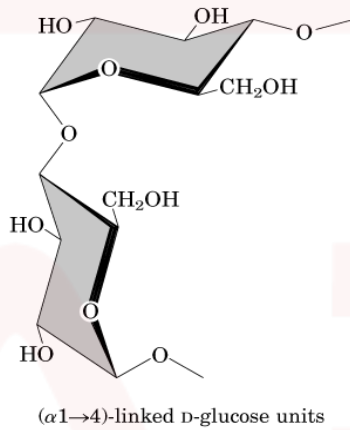


Figura 13.

Estructura tridimensional de la amilosa. El enlace $\alpha(1-4)$ produce el curvamiento helicoidal del polímero.

Por su parte, la amilopectina está constituida por restos de D-glucosa unidos por enlace $\alpha(1-4)$, pero presenta también ramificaciones cada 24-30 unidades de glucosa, mediante enlaces $\alpha(1-6)$ (Figura 13).

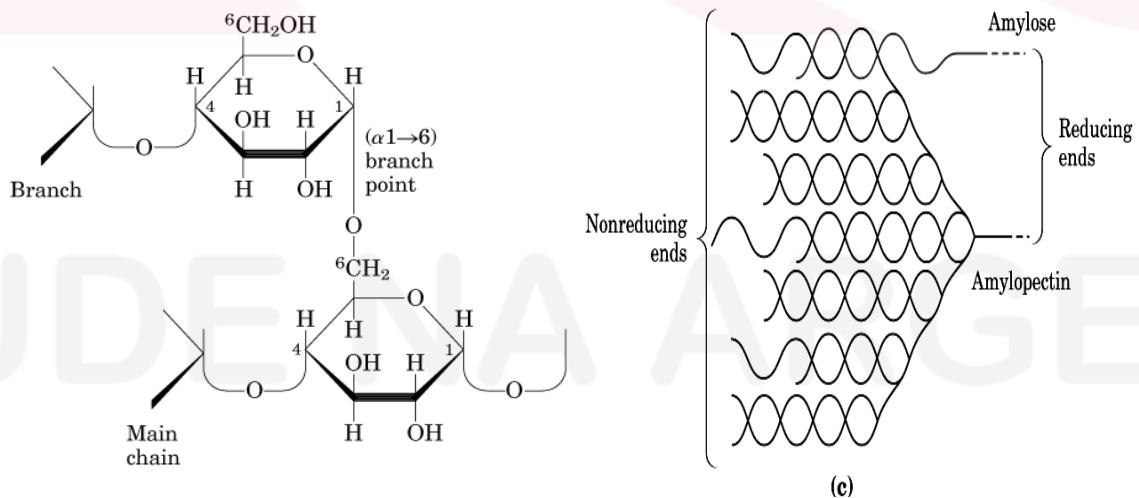
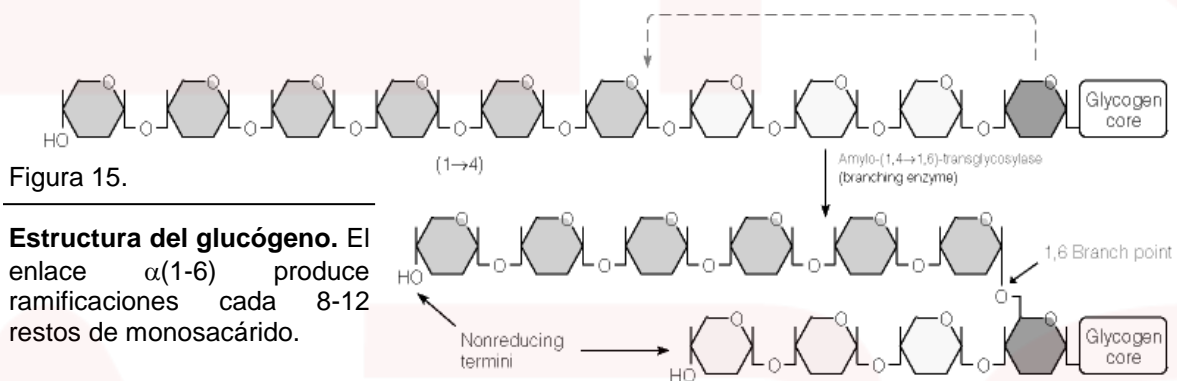


Figura 14.

Estructura tridimensional de la amilopectina El enlace $\alpha(1-6)$ produce ramificaciones responsables de la estructura abierta de la hélice de almidón.

• El Glucógeno

El glucógeno es el polisacárido de reserva de glucosa en los animales y constituye el equivalente al almidón en las células vegetales. Se halla presente en todas las células, aunque preferentemente se acumula en los músculos esqueléticos y especialmente en el hígado (10 % en peso), en cuyas células el glucógeno aparece en forma de grandes gránulos. La estructura principal del glucógeno se parece a la amilopectina, posee una cadena líneal con uniones α -(1-4) y ramificaciones α -(1-6), aunque en este caso aparecen cada 8 ó 12 unidades de glucosa (Figura 15). El glucógeno (al igual que el almidón) se hidroliza con facilidad por la acción de las α -amilasas (proteínas especializadas en la rotura del enlace α -glucosídico).



• La celulosa

La celulosa, componente estructural primario de las paredes de las células vegetales, es un polímero lineal de glucosa unido por enlaces β -(1-4) glucosídicos (Figura 16). A diferencia de la amilosa (helicoidal y con uniones α), el enlace β impide que la molécula se enrolle, de forma que las cadenas de celulosa pueden adoptar una conformación plenamente extendida permitiendo que se empaqueten con facilidad mediante puentes de hidrógeno, lo que explica su resistencia y su insolubilidad en agua. A diferencia de los casos anteriores, los vertebrados no poseen enzimas capaces de hidrolizar el enlace β -(1-4), sólo los herbívoros poseen microorganismos simbióticos con una enzima (**celulasa**) que permite hidrolizar los enlaces β -(1-4) glucosídicos.

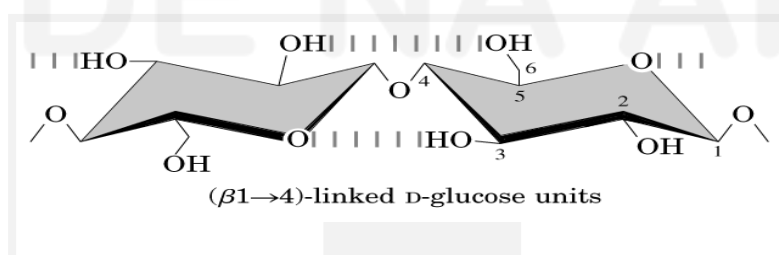
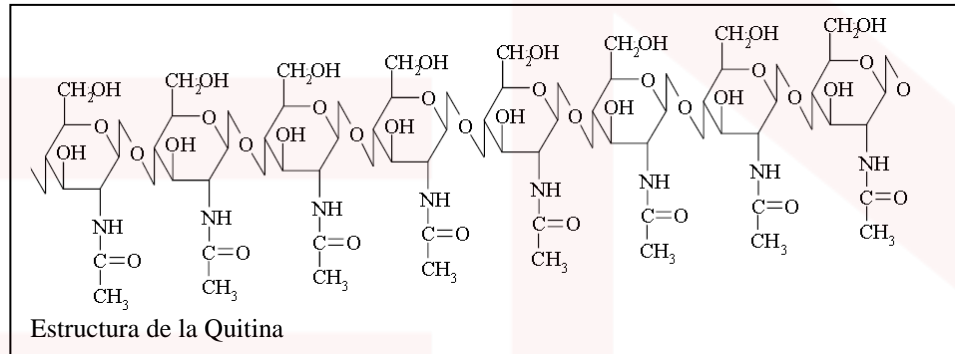


Figura 16.

Estructura lineal de la celulosa y estabilidad por puentes de hidrógeno entre cadenas paralelas.

Otro polisacárido de gran abundancia en la naturaleza es la **quitina**, que es el principal componente estructural de los esqueletos de los invertebrados. La quitina es un polímero constituido por restos *N*-acetil-D-glucosamina unidos por enlace β -(1-4).



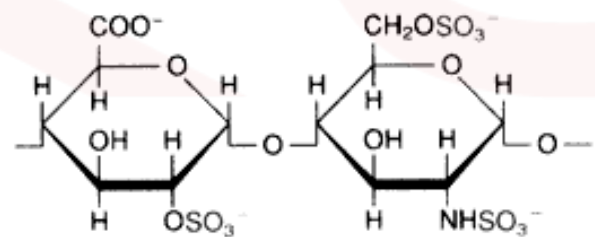
Se diferencia de la celulosa sólo en el sustituyente del C-2, que posee, en lugar de un -OH, una acetamida.

Heteropolisacáridos

De relevancia son también otros polisacáridos como la heparina, polisacárido heterogéneo natural compuesto por D-iduronato-2-sulfato unidos por enlace glucosídico α -(1-4) a N-sulfo-D-glucosamina-6-sulfato (Figura 17). Se utiliza en medicina por su poder anticoagulante. El ácido hialurónico es otro heteropolímero constituido por dímeros de ácido glucurónico y N-acetilglucosamina (Figura 18). Está presente en los fluidos sinoviales de las articulaciones donde desempeña su función protectora contra golpes, basada en su valor lubricante y su alta viscosidad.

Figura 17.

Estructura de la unidad dimérica básica constituyente de la heparina.



Heparin

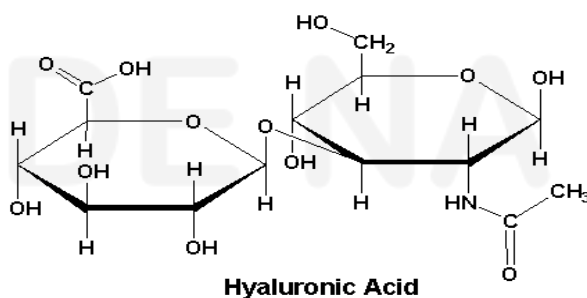
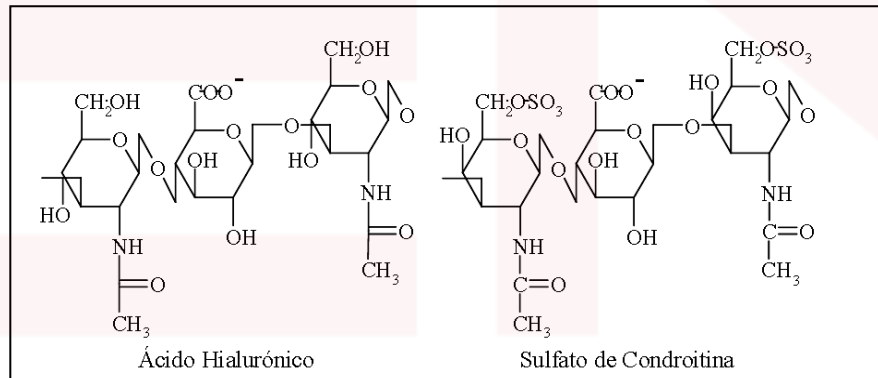


Figura 18.

Estructura de la unidad dimérica básica constituyente del ácido hialurónico.

Glicosaminoglicanos. También llamados Mucopolisacáridos. Son heteropolímeros lineales formados por la repetición de unidades de di- o trisacáridos, constituidos por un ácido urónico y una hexosamina con grupos fosfatos. Los grupos ionizables de ácido urónico (COO^-) y sulfatos (SO_3^-) forma moléculas polianiónicas. Algunos de los más representativos son el Ácido Hialurónico y el Sulfato de Condroitina. Se encuentran en la sustancia fundamental de tejidos conjuntivos, en donde por su alto grado de hidratación tiene funciones de protección.



9. Funciones fisiológicas de los carbohidratos

Algunos monosacáridos como la glucosa y sus derivados, son piezas fundamentales de muchas rutas metabólicas esenciales para la obtención de energía. La glucosa actúa en el organismo como combustible energético de uso rápido, mientras polisacáridos o grasas son reservas energéticas que deben ser procesadas antes de su utilización. Algunos monosacáridos y disacáridos como la fructosa o la sacarosa son responsables del sabor dulce de muchos frutos, con lo que se hacen más atractivos a los agentes dispersantes de las semillas.

Los oligosacáridos, pequeñas cadenas poliméricas conteniendo entre 2 y 10 monosacáridos, aparecen normalmente formando parte de las glicoproteínas que ejercen importantes funciones reguladoras o de reconocimiento celular.

Los polisacáridos como almidón o glucógeno tienen funciones de reserva energética en plantas y animales, respectivamente. Otros polisacáridos tienen funciones estructurales. Ya hemos citado el caso de la celulosa, principal componente de las paredes celulares vegetales, que supone la mayor parte de la masa de la madera y el algodón en casi pura celulosa; y la quitina, principal componente del exoesqueleto de muchos artrópodos.

TABLA 7-2 Estructura y función de algunos polisacáridos

Polímero	Tipo*	Unidad repetitiva†	Tamaño (número de unidades de monosacárido)	Funciones
Almidón				Reserva energética: en plantas
Amilosa	Homo-	(α 1→4)Glc, lineal	50-5000	
Amilopectina	Homo-	(α 1→4)Glc, con ramificaciones (α 1→6)Glc cada 24-30 residuos	Hasta 10 ⁶	
Glucógeno	Homo-	(α 1→4)Glc, con ramificaciones (α 1→6)Glc cada 8-12 residuos	Hasta 50.000	Reserva energética: en bacterias y células animales
Celulosa	Homo-	(β 1→4)Glc	Hasta 15.000	Estructural: confiere rigidez y resistencia a las paredes de células vegetales
Quitina	Homo-	(β 1→4)GlcNac	Muy grande	Estructural: confiere rigidez y resistencia a los exoesqueletos de insectos y crustáceos
Dextrano	Homo-	(α 1→6)Glc, con ramificaciones(α 1→3)	Muy variable	Estructural: en bacterias, adhesivo extracelular
Peptidoglucano	Hetero-; con péptidos unidos	4)Mur2Ac(β 1→4)GlcNac(β 1)	Muy grande	Estructural: confiere rigidez y resistencia a la envoltura celular bacteriana
Agarosa	Hetero-	3) β -Gal(β 1→4)3,6-anhidro-L-Gal(α 1	1000	Estructural: componente de la pared celular de las algas
Hialuronato (un glucosaminoglucano)	Hetero-; ácido	4)GlcA(β 1→3)GlcNac(β 1	Hasta 100.000	Estructural: en vertebrados forma parte de la matriz extracelular de la piel y tejido conjuntivo; viscosidad y lubricación en articulaciones

LÍPIDOS

1. Introducción y clasificación
2. Acidos grasos
3. Ceras
4. Triacilglicéridos
5. Fosfoglicéridos
6. Esfigolípidos
7. Lípidos insaponificables
8. Lipoproteínas

1. Definición y clasificación

A diferencia de los carbohidratos, que se clasificaban en función de los grupos funcionales que poseían, los **lípidos** no pueden clasificarse de esta manera porque no poseen un grupo funcional característico. En este sentido, los lípidos son sustancias de origen biológico, solubles en disolventes orgánicos (cloroformo, benceno, etc.), y muy poco o nada solubles en agua. Como consecuencia de ello, el término lípido abarca a un gran número de compuestos orgánicos con estructuras muy diversas; no obstante, poseen algo en común, la porción principal de su estructura es de **naturaleza hidrocarbonada** y ésta es la razón de su escasa o nula solubilidad en agua.

Los lípidos desempeñan diversas funciones biológicas de gran importancia, ya que:

- constituyen las principales **reservas energéticas** de los seres vivos
- forman parte de las **membranas** celulares,
- **regulan** la actividad de las células y los tejidos

Así, las grasas, aceites, ciertas vitaminas y hormonas y la mayor parte de los componentes no proteicos de las membranas son lípidos. En este tema, discutiremos las estructuras y propiedades de las clases principales de lípidos.

Una forma de clasificar los lípidos es la que se basa en su comportamiento frente a la reacción de hidrólisis en medio alcalino (**SAPONIFICACIÓN**). Los lípidos saponificables son los que se hidrolizan en medio alcalino produciendo ácidos grasos, que están presentes en su estructura; en este grupo se incluyen las ceras, los triacilglicéridos, los fosfoglicéridos y los esfingolípidos. Los lípidos no saponificables son los que no experimentan esta reacción (terpenos, esteroides y prostaglandinas, en este último grupo también estarían incluidos los ácidos grasos).

2. Ácidos grasos

Se conocen más de 100 ácidos grasos naturales. Se trata de **ácidos carboxílicos**, cuyo grupo funcional (**-COOH**) está unido a una larga **cadena hidrocarbonada** normalmente no ramificada (Figura 1).

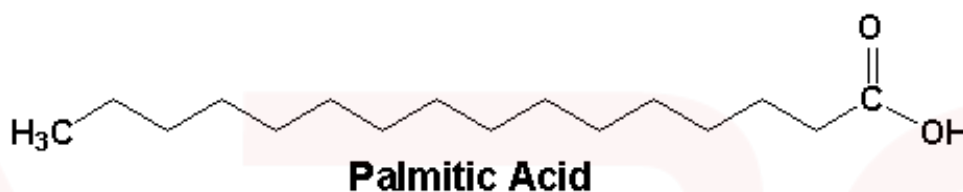


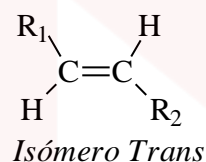
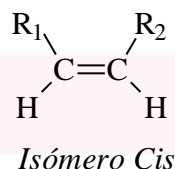
Figura 1.

Estructura química de un ácido graso saturado.

Se diferencian entre sí en la longitud de la cadena y el número y las posiciones de los dobles enlaces que puedan tener. Los que no poseen dobles enlaces se denominan **ácidos grasos saturados** (“de hidrógeno”) y los que poseen uno o más dobles enlaces se denominan **ácidos grasos insaturados**. Los ácidos grasos en estado libre se encuentran en muy bajas cantidades, ya que en su mayoría se encuentran formando parte de la estructura de otros lípidos.

La **Tabla 1** recoge algunos ácidos grasos de interés. La mayoría de los ácidos grasos son compuestos de cadena **lineal y número par** de átomos de carbono, comprendido entre **12 y 22**. Así, el **ácido palmítico** (C₁₆H₃₂O₂) y el **ácido esteárico** (C₁₈H₃₄O₂), son dos ácidos grasos saturados bastante abundantes, mientras que el **ácido oleico** (C₁₈H₃₄O₂), junto con el **linoléico** (C₁₈H₃₂O₂), son los ácidos grasos insaturados

más comunes. Obsérvese que todos los ácidos grasos insaturados naturales presentan isomería *cis*. El **isómero cis**- posee los dos hidrógenos hacia el mismo lado, mientras que en el **isómero trans**- se encuentran alternados.



La presencia de dobles enlaces con isomería *cis*-, en los ácidos grasos insaturados, hace que la cadena hidrocarbonada se *doble* en el espacio lo cuál, a su vez, dificulta su empaquetamiento con otras moléculas próximas y asegura que los lípidos que contienen estos ácidos grasos tengan bajos puntos de fusión y, por consiguiente, sean fluidos a temperaturas fisiológicas, lo que facilita, entre otras cosas, su transporte en nuestro organismo.

Tabla 1

Acidos grasos saturados naturales representativos

Acido	Numero de Atomos de Carbono	Formula	Punto de fusión (°C)
Laurico	12	CH ₃ (CH ₂) ₁₀ CO ₂ H	44
Miristico	14	CH ₃ (CH ₂) ₁₂ CO ₂ H	58
Oleico	16	CH ₃ (CH ₂) ₁₄ CO ₂ H	63
Estearico	18	CH ₃ (CH ₂) ₁₆ CO ₂ H	71
Araquidico	20	CH ₃ (CH ₂) ₁₈ CO ₂ H	77

Acidos grasos insaturados naturales representativos

Acido	Nro de Atomos de Carbono	Grado de Insaturación	Formula	Punto de Fusión (°C)
Palmitoleico	16	16:1—Δ ⁹	CH ₃ (CH ₂) ₅ CH=CH(CH ₂) ₇ CO ₂ H	-0.5
Oleico	18	18:1—Δ ⁹	CH ₃ (CH ₂) ₇ CH=CH(CH ₂) ₇ CO ₂ H	16
Linoleico	18	18:2—Δ ^{9,12}	CH ₃ (CH ₂) ₄ CH=CH(CH ₂)CH=CH(CH ₂) ₇ CO ₂ H	-5
Linolenico	18	18:3—Δ ^{9,12,15}	CH ₃ (CH ₂ CH=CH) ₃ (CH ₂) ₇ CO ₂ H	-11
Araquidonico	20	20:4—Δ ^{5,8,11,14}	CH ₃ (CH ₂) ₄ CH=CH(CH ₂) ₄ (CH ₂) ₂ CO ₂ H	-50

El grado de insaturación se refiere al número de dobles enlaces. El superíndice indica la posición del doble enlace. Se cuenta desde el grupo carboxílico

La Figura 2 muestra las diferencias existentes entre las estructuras espaciales de dos ácidos grasos, uno saturado y otro insaturado.

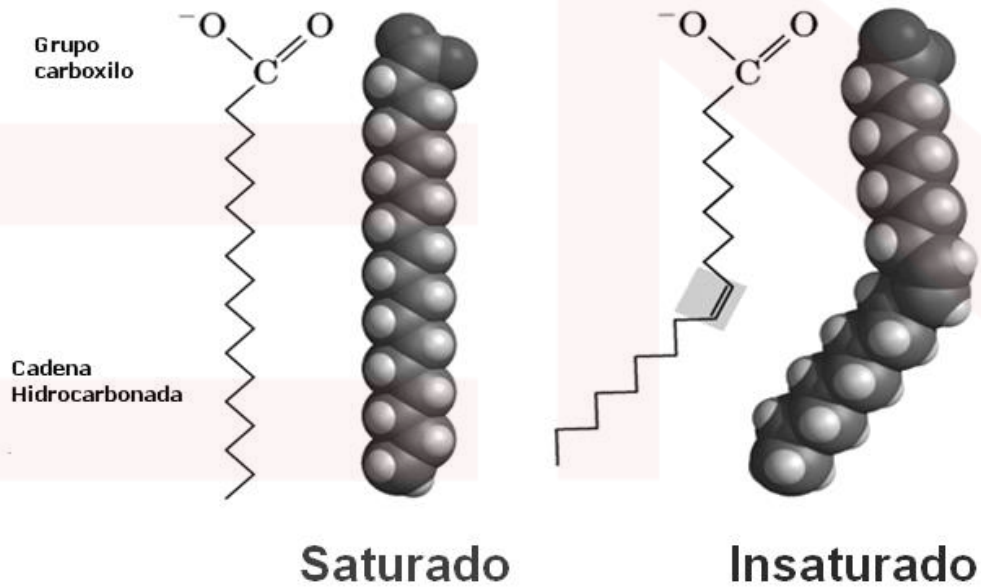
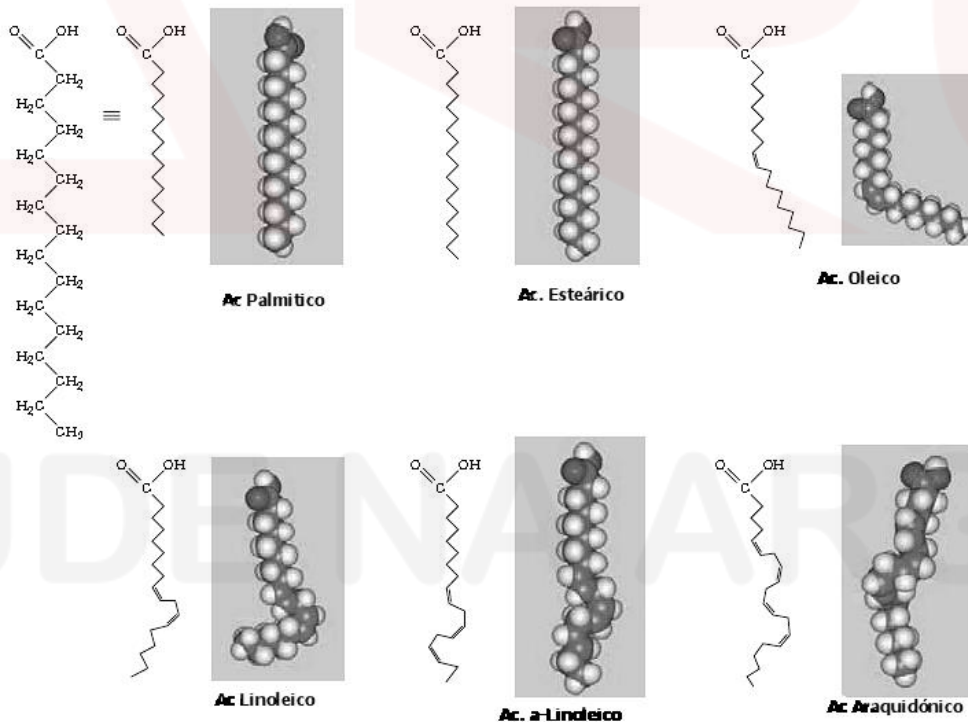


Figura 2.

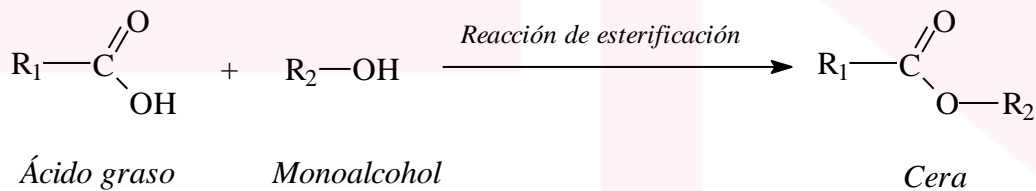
Estructura tridimensional de dos ácidos grasos. Se observa cómo la presencia de la insaturación de configuración CIS torsiona la estructura espacial de la molécula, a diferencia de la estructura lineal del ácido graso saturado.



Formas de representación de ácidos grasos.

3. Ceras

Las ceras son lípidos saponificables, formados por la esterificación de un ácido graso y un monoalcohol de cadena larga.



Los alcoholes constituyentes de las ceras también tienen un número par de átomos de carbono, que oscila entre 16 y 34 (Figura 3).

Dos de las ceras más comunes son la de *carnauba*, de origen vegetal, que se utiliza como cera para suelos y automóviles; y la *lanolina* (en la que el componente alcohólico es un esteroide) que se utiliza en la fabricación de cosméticos y cremas.

Las ceras son blandas y moldeables en caliente, pero duras en frío. En las plantas se encuentran en la superficie de los tallos y de las hojas protegiéndolas de la pérdida de humedad y de los ataques de los insectos. En los animales también actúan como cubiertas protectoras y se encuentran en la superficie de las plumas, del pelo y de la piel.

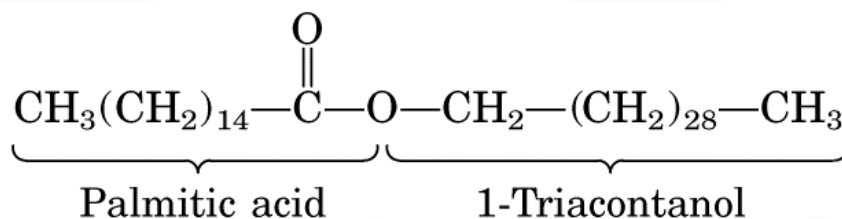
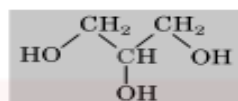


Figura 3.

Ejemplo de cera. Esterificación del ácido palmítico (16 átomos de carbono) con un monoalcohol de cadena larga (30 átomos de carbono).

4. Triacilglicéridos

Aunque tradicionalmente se ha empleado el nombre de triglicéridos, las normas actuales de formulación recomiendan que este término deje de utilizarse y se cambie por el indicado. El nombre de Triacilglicéridos (TAGs) describe adecuadamente la estructura de estos compuestos, pues poseen el esqueleto del **glicerol** unido a (*esterificado con*) **tres ácidos grasos** (grupos acilos). Se trata, pues, de triésteres formados por tres moléculas de ácidos grasos y una molécula de glicerol (Figura 4).



Glycerol

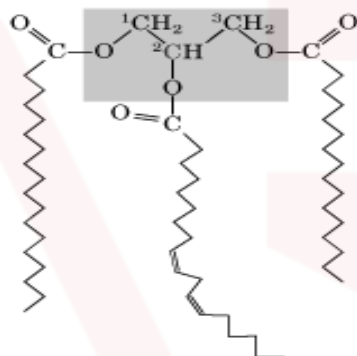
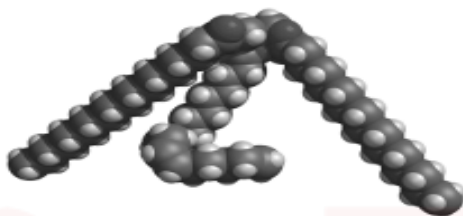
1-Stearoyl, 2-linoleoyl, 3-palmitoyl glycerol,
a mixed triacylglycerol

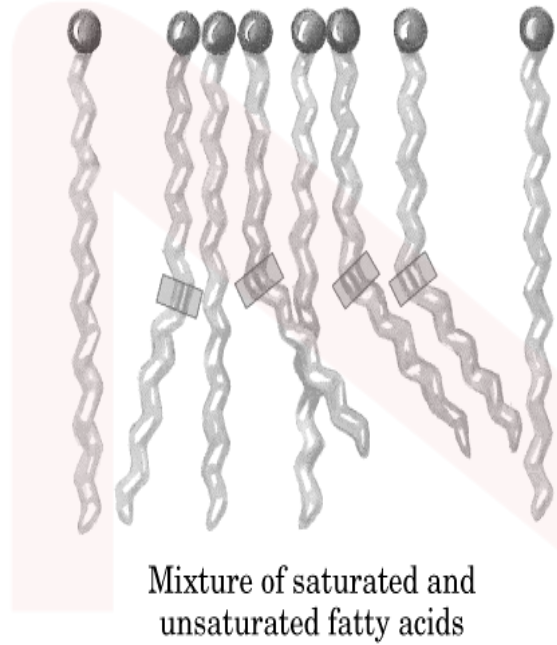
Figura 4.

Ejemplo de triacilglicérido. Esterificación de tres ácidos grasos con los tres hidroxilos de las molécula de glicerol. (cada esterificación produce una molécula de agua)

El punto de fusión de los TAGs viene determinado por la naturaleza de los ácidos grasos que lo forman. Los TAGs que son sólidos a temperatura ambiente reciben el nombre de **grasas** (poseen mayor número de grupos acilos saturados), mientras que los que son líquidos a esta temperatura reciben el nombre de **aceites** (poseen mayor número de acilos insaturados). La presencia mayor o menor presencia de ácidos grasos saturados es responsable de un empaquetamiento más compacto o más débil, dando lugar a grasas o aceites, respectivamente (Figura 5).

Figura 5.

Empaquetamiento de los ácidos grasos.
Empaquetamiento compacto (saturados) y débil (insaturados).



No obstante las grasas y aceites naturales no son puros, sino una mezcla de TAGs. Entre las grasas y aceites más comunes destaca, como TAG más puro, el aceite de oliva (84 % de ácido oléico). La Figura 6 compara de forma sencilla la diferente composición en ácidos grasos de algunas grasas y aceites naturales.

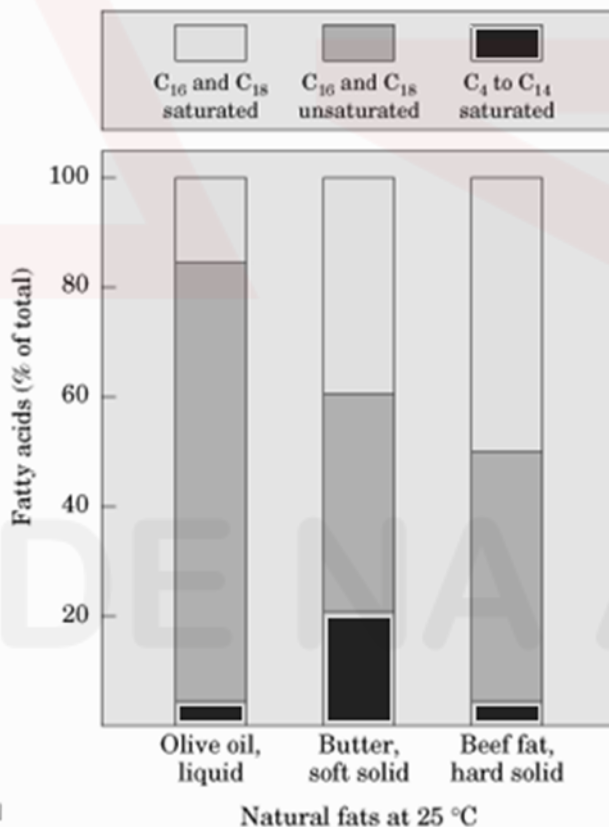


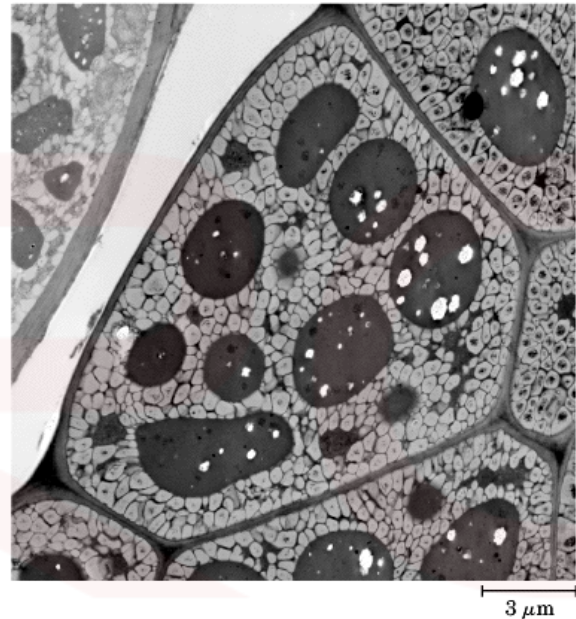
Figura 6.

Composición de ácidos grasos en sustancias naturales. Porcentaje de ácidos grasos saturados e insaturados en aceite de oliva, mantequilla y carne de vacuno.

Las grasas constituyen una forma eficiente de almacenamiento de energía metabólica. Esto se debe a que las grasas están menos oxidadas (más hidrogenadas) que los glúcidos (glucógeno) de ahí que su rendimiento de energía en la oxidación sea significativamente mayor. Las grasas proporcionan alrededor de **seis veces más energía** metabólica que un peso igual de glucógeno. El contenido en grasa de las personas normales (21 % en hombres, 26 % en mujeres) les permite sobrevivir en ayuno de dos a tres meses; por el contrario, el suministro corporal de glucógeno, puede cubrir las necesidades metabólicas durante menos de un día (ojo con las dietas, posibilidad de nivel cero de glucosa). Además la apolaridad de las grasas facilita mucho su almacenamiento en forma anhidra (cosa que no ocurre con el glucógeno, que se moviliza más fácilmente). En los animales, los **adipocitos** son células especializadas en la síntesis y almacenamiento de TAGs, concentrándose en el **tejido adiposo** (Figura 7).

Figura 7.

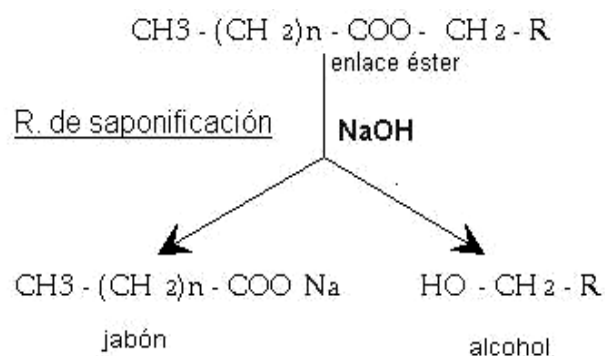
Micrografía de tejido adiposo.
Acumulación de grasa en los adipocitos.



Los TAGs experimentan las mismas reacciones que los ésteres. Una de las reacciones más importantes es su hidrólisis, que puede ser alcalina (bajo el punto de vista industrial) o enzimática (por lipasas, en el organismo). La hidrólisis alcalina o **saponificación**, es el proceso base para la **fabricación de los jabones** (Figura 8), mientras que la hidrólisis enzimática se produce en la **degradación de las grasas** ingeridas como alimentos.

Figura 8.

Reacción de saponificación.



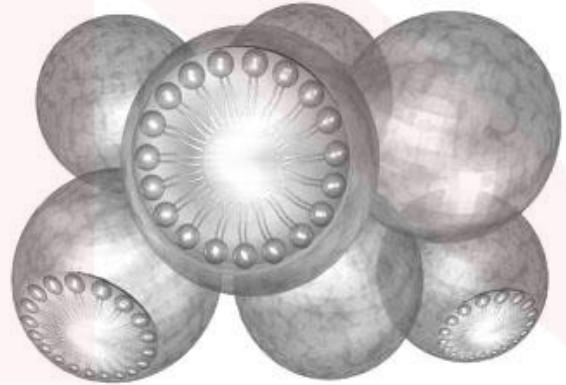
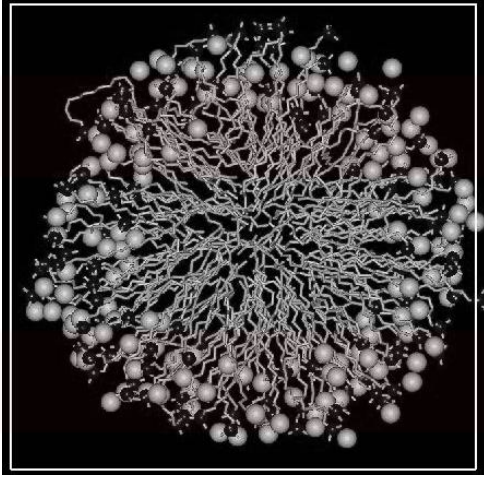
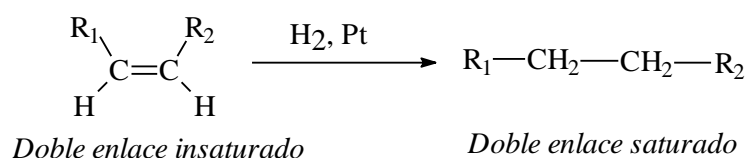


Figura 9.

Micela y emulsión.

Los **jabones** se obtienen calentando grasas naturales con una disolución alcalina (de carbonato sódico o hidróxido sódico). Tras la hidrólisis, el jabón (sales sódicas de ácidos grasos) se separa del resto mediante precipitación al añadir sal a la mezcla de reacción, tras lo cual se lava y purifica. El jabón así obtenido es el de tipo industrial. Estos, al igual que otros lípidos polares, **forman micelas** (Figura 9) en contacto con el agua. Esta propiedad explica su capacidad limpiadora, pues actúan disgregando la mancha de grasa o aceite formando pequeñas micelas en las que las partes **hidrofóbicas** (apolares) rodean la grasa y las partes **hidrofílicas** (polares, debido al grupo carboxilato) quedan expuestas hacia el agua. De esta manera, se forma una **emulsión** (gotas cargadas negativamente) que son arrastradas por el agua en forma de diminutas partículas.

Otra reacción importante de los TAG es la **hidrogenación** catalítica de los grupos acilo insaturados existentes en los aceites vegetales. Mediante este proceso los TAGs con grupos acilos insaturados se transforman en TAGs saturados. Esta reacción se vienen realizando en la industria desde hace muchos años para la producción de **margarinas** de uso culinario, a partir de aceites vegetales abundantes y baratos (como el de soja y el de maíz).



5. Fosfoglicéridos

Los fosfoglicéridos (FFGs) son componentes esenciales de las membranas biológicas. Se trata también de **ésteres del glicerol**, pero sólo poseen **dos grupos acilo** unidos a los átomos de oxígeno de los carbonos 1 y 2 del glicerol, mientras que el tercer hidroxilo está esterificado con el **ácido fosfórico**, el cuál a su vez se encuentra unido a un resto X de distinta naturaleza, resto que da nombre al FFG (Figura 10).

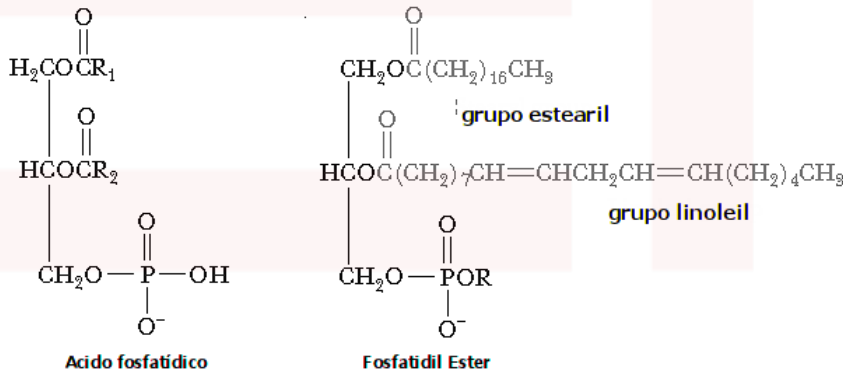


Figura 10.

$$\begin{array}{c} \text{Glycerophospholipid (general structure)} \\ \begin{array}{l} 1\text{CH}_2-\text{O}-\text{C}(=\text{O})-\text{R}_1 \\ | \\ 2\text{CH}-\text{O}-\text{C}(=\text{O})-\text{R}_2 \\ | \\ 3\text{CH}_2-\text{O}-\text{P}-\text{O}-\text{X} \\ | \\ \text{O}^- \end{array} \end{array}$$

Saturated fatty acid (e.g., palmitic acid)
Unsaturated fatty acid (e.g., oleic acid)

Head-group substituent

Name of glycerophospholipid	Name of X	Formula of X	Net charge (at pH 7)
Phosphatidic acid	—	—H	-1
Phosphatidylethanolamine	Ethanolamine	—CH ₂ —CH ₂ —NH ₂	0
Phosphatidylcholine	Choline	—CH ₂ —CH ₂ —N(CH ₃) ₃	0
Phosphatidylserine	Serine	—CH ₂ —CH(NH ₂)—COO ⁻	-1
Phosphatidylglycerol	Glycerol	—CH ₂ —CH(OH)—CH ₂ —OH	-1
Phosphatidylinositol 4,5-bisphosphate	myo-Inositol 4,5-bisphosphate		-4
Cardiolipin	Phosphatidyl-glycerol		-2

Estructura de fosfoglicéridos. Esterificación de dos ácidos grasos y una molécula de ácido fosfórico con los tres hidroxilos de la molécula de glicerol.

Los diferentes FFGs difieren en el tamaño, forma y carga eléctrica de los grupos (X) de la cabeza polar. A su vez, cada tipo de FFG puede existir en muchas especies

químicas distintas que se diferencian en sus grupos acilos (parte apolar). Habitualmente hay un grupo acilo saturado y otro insaturado. Figura 10a

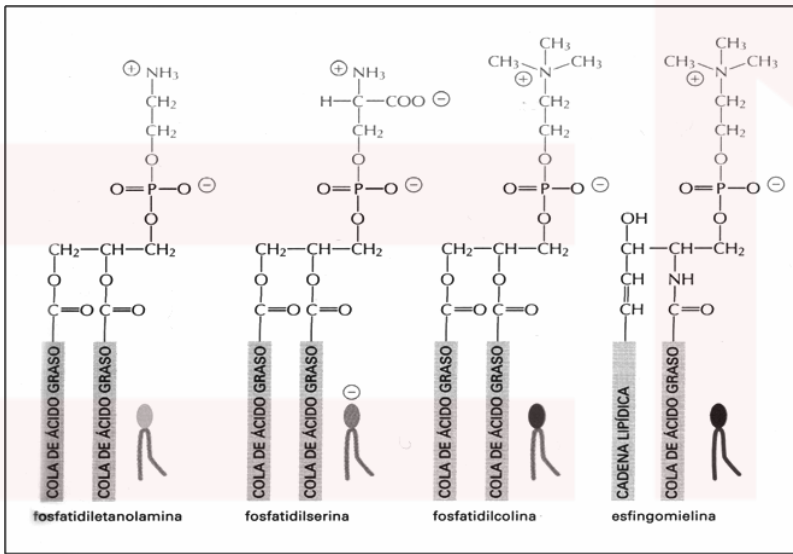


Figura 10a
Estructura de fosfolípidos de importancia biológica

Los FFG más abundantes en las membranas de las células de animales y de plantas superiores son la fosfatidil-etanolamina y la fosfatidil-colina, mientras que el fosfatidil-glicerol y el difosfatidil-glicerol son más frecuentes en membranas bacterianas (Figura 10 y 10a).

Como se puede apreciar en la fosfatidilcolina ó la cardiolipina, los FFGs poseen una cabeza polar (grupo X) y una cola apolar (cadena hidrocarbonada); este tipo de compuestos reciben el nombre de **anfipáticos** (también lo son los ácidos grasos). Esta característica estructural posee una gran importancia, pues gracias a ello los FFGs pueden agruparse al interaccionar las partes apolares, dando lugar a estructuras más complejas como las membranas biológicas celulares (Figura 11).

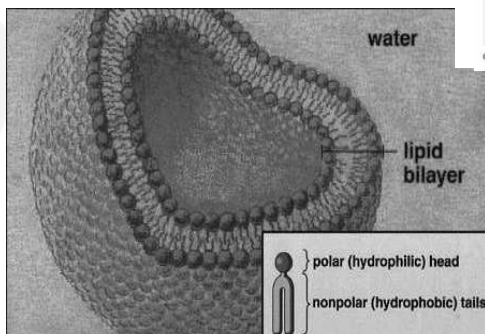
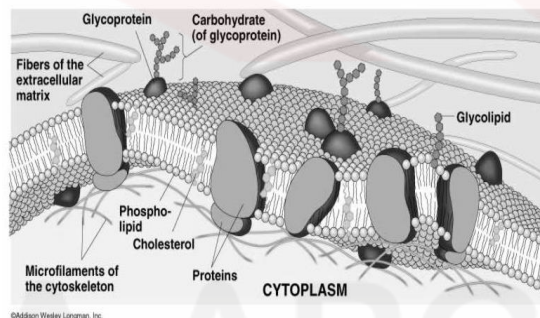


Figura 11.

Pared celular y liposoma. Estructura en bicapa lipídica que da lugar a formaciones biológicas o artificiales (liposomas).

6. Esfingolípidos

Los esfingolípidos (EFLs), son lípidos complejos cuyo esqueleto está constituido por la **esfingosina**, un aminoalcohol, (Figura 12) en lugar de glicerol. Son también componentes importantes de las membranas celulares, debido a su naturaleza anfipática.

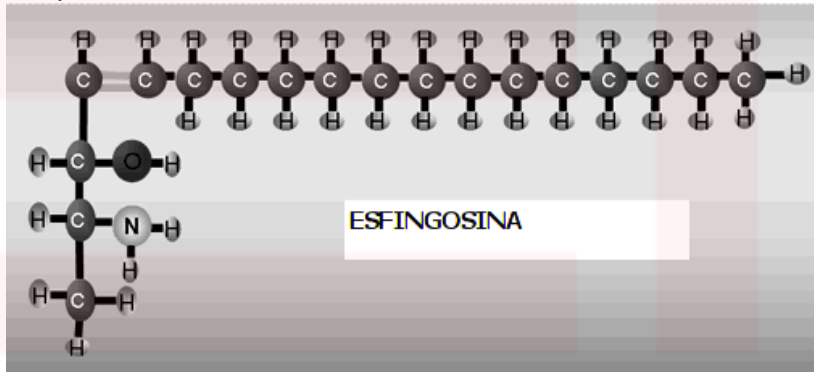


Figura 12

Esfingosina. Un alcohol de 18 carbonos con un grupo amino

Bajo el punto de vista estructural, todos los EFLs contienen tres componentes básicos: un **grupo acilo** (procedente de un ácido graso), una molécula de **esfingosina** (o su derivado hidrogenado) y **una cabeza polar** (Figura 12a). La zona polar puede estar formada por un grupo fosfato unido a un resto X (de similar naturaleza que el presente en los fosfoglicéridos), dando lugar a los fosfoesfingolípidos, ó a una molécula de azúcar, dando lugar a los glicoesfingolípidos.

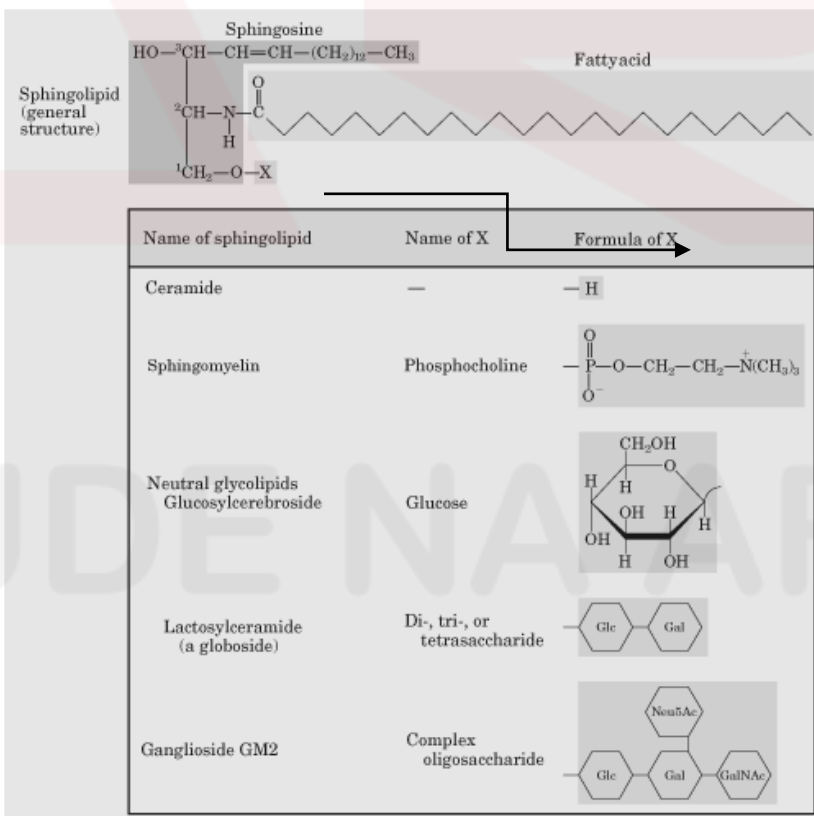


Figura 12a.

Estructura de los esfingolípidos. Esterificación de la molécula de esfingosina con un ácido graso y un grupo polar responsable del carácter anfipático de la molécula.
Principales esfingolípidos.

Los FELs se encuentran presentes en cantidades importantes en el tejido nervioso y cerebral. En ellos, un grupo hidroxilo del fosfórico está esterificado con colina o etanolamina y se conocen con el nombre general de **esfingomielinas**, el FEL más abundante en las vainas membranosas que envuelven y aíslan eléctricamente los axones de las neuronas (Figura 13).

En los *glicoesfingolípidos*, la cabeza polar la forma un carbohidrato. Así, los denominados **galactocerebrósidos** son los más abundantes en las membranas de las células neuronales del cerebro y tienen un grupo de cabeza polar que es la β -D-galactosa.

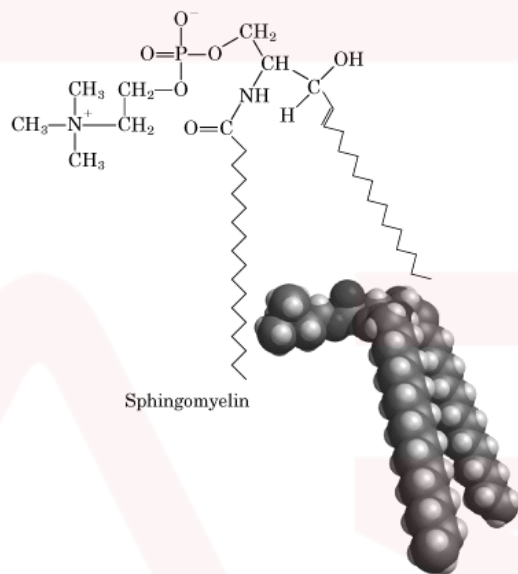
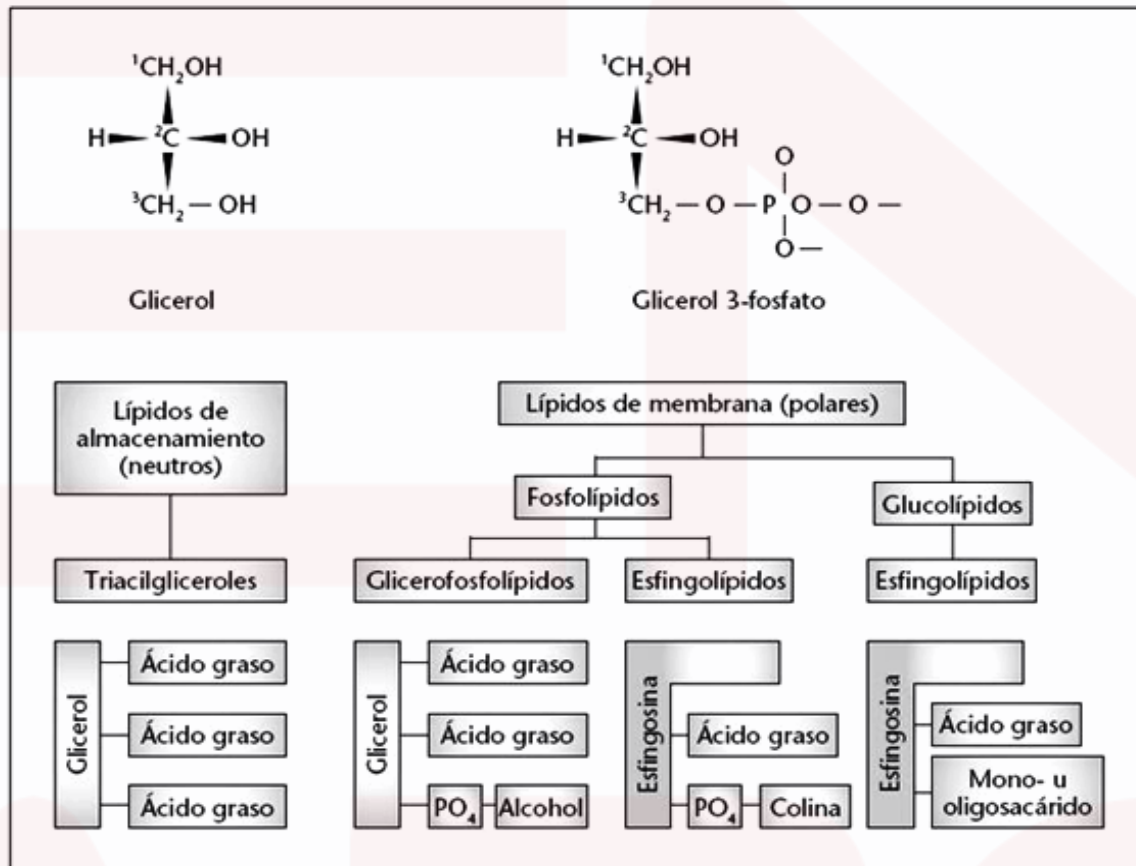


Figura 13.

Estructura de la esfingomielina.

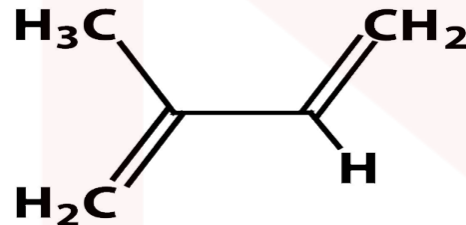
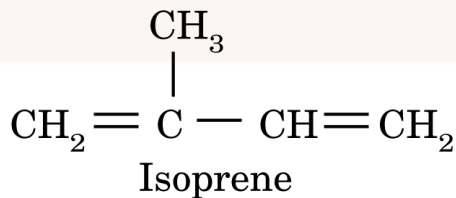
CLASIFICACIÓN DE LOS LÍPIDOS SAPONIFICABLES.(esquema)



7. Lípidos insaponificables

• Terpenos

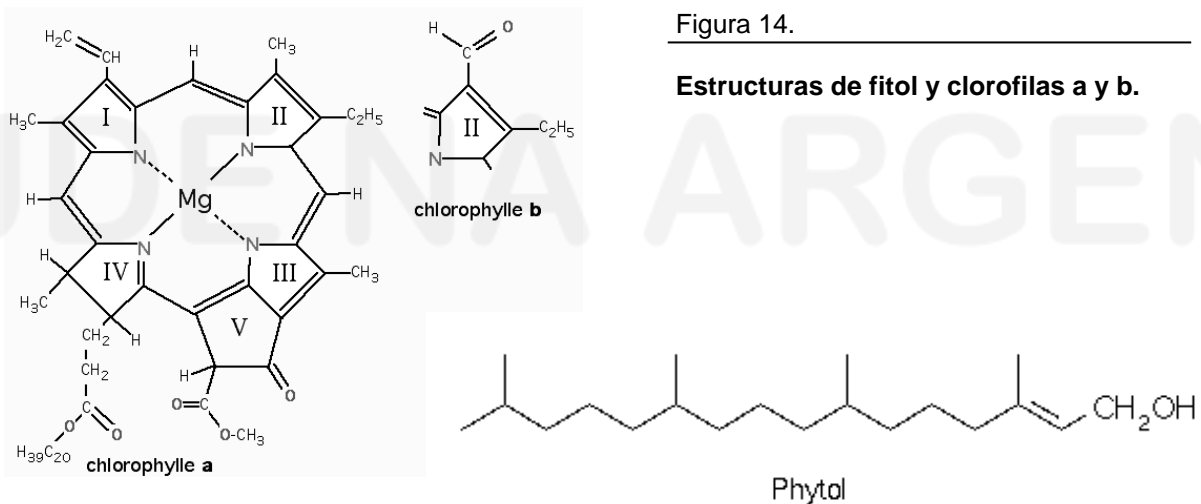
Los terpenos, son lípidos insaponificables, formados por dos o más unidades de **isopreno** (2-metil-1,3-butadieno).



Los terpenos pueden ser moléculas lineales o cíclicas, y algunos de ellos contienen estructuras de ambos tipos. Las sucesivas unidades de isopreno se hallan enlazadas por lo común mediante enlaces cabeza-cola, aunque también existen enlaces tipo cola-cola.

Los terpenos que contienen dos unidades de isopreno, se llaman monoterpenos; los que contienen tres unidades, sesquiterpenos y los que contienen cuatro, seis, y ocho unidades reciben el nombre de diterpenos, triterpenos y tetraterpenos.

En los vegetales se han identificado un gran número de terpenos, muchos de los cuales poseen olores o sabores característicos, y son componentes principales de los aceites esenciales obtenidos de las plantas (limoneno, geraniol, mentol o alcanfor). Por su parte el fitol (diterpeno) es un componente esencial de la clorofila, molécula esencial en la fotosíntesis y, por tanto, situada en la base química de la vida (Figura 14).



Entre los terpenos superiores más importantes figuran el escualeno (triterpeno, encontrado en grandes cantidades en los escualos), precursor del colesterol (que es un esteroide) y el β -caroteno, que junto a otros carotenos es el responsable del color amarillo-anaranjado asociado a determinadas membranas celulares (zanahoria, tomate, etc) y también actúa como precursor de la **Vitamina A o retinol** (Figura 15).

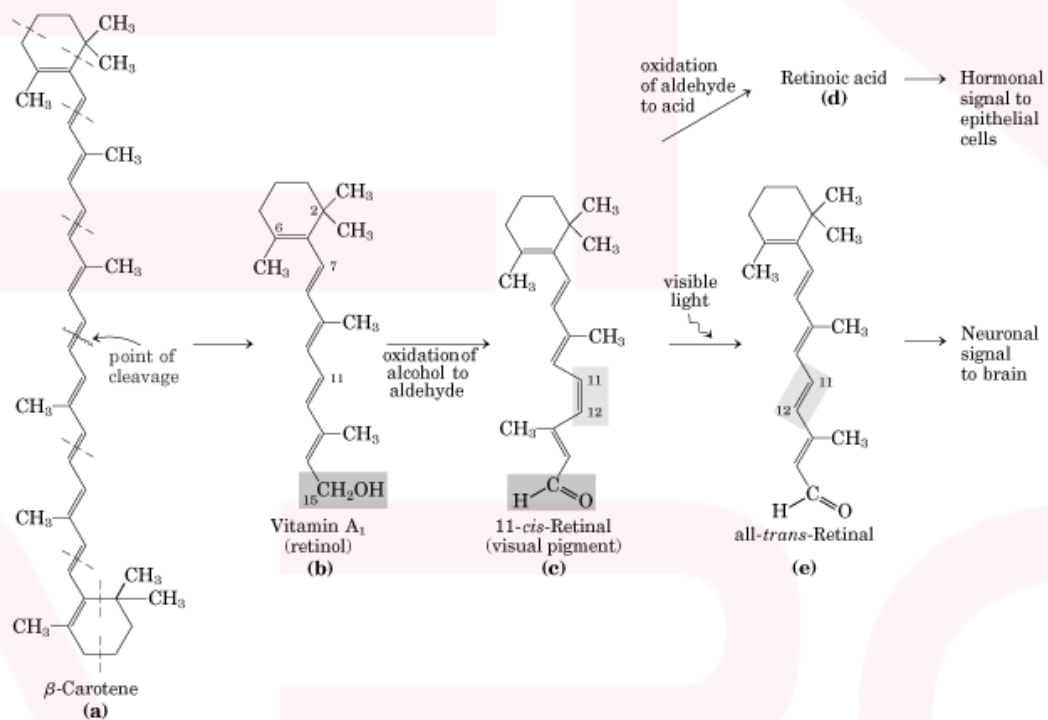


Figura 15.

Estructuras de β -caroteno, vitamina A (retinol) y *cis*-retinal. El β -caroteno es precursor de la vitamina A. La vitamina A y el retinal están implicados en el ciclo químico responsable de la visión. El retinal se produce por oxidación de la vitamina A

• Esteroides

Los esteroides son otro tipo de lípidos no saponificables, que poseen un núcleo común formado por cuatro anillos condensados, tres de los cuales poseen seis átomos de carbono y el cuarto únicamente cinco. El nombre de dicha estructura común es **ciclopentanoperhidrofenantreno**.

Aunque los distintos tipos de esteroides se diferencian en la naturaleza y la posición de los sustituyentes. La mayoría de los esteroides se generan (en los seres vivos) a partir de la ciclación del *escualeno* (un triterpeno lineal); así, el primer esteroide

formado en este proceso es el **lanosterol** que posteriormente se transforma en otros muchos esteroides de interés. Uno de ellos es el **colesterol** (Figura 16).

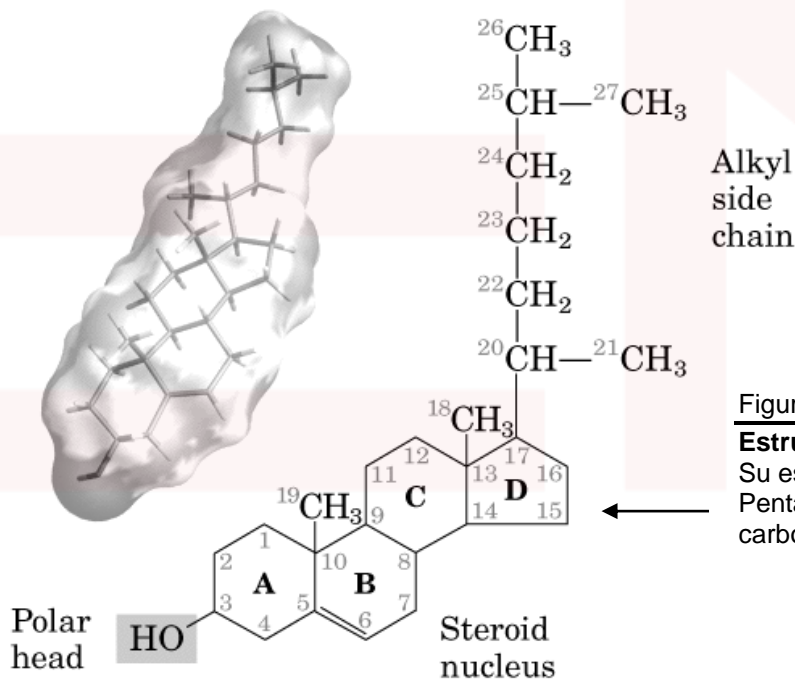


Figura 16.

Estructura del colesterol.
Su estructura cíclica se denomina Pentano-perhidrofenantreno de 17 carbonos

El colesterol es el esteroide mejor conocido y más abundante en el cuerpo humano. Forma parte de las membranas biológicas y es precursor de ácidos biliares, de las hormonas esteroides y de la Vitamina D. Es también muy abundante en lipoproteínas del plasma sanguíneo, entre ellas la LDL, en las que alrededor del 70 % se encuentra esterificado con ácidos grasos de cadena larga (Figura 17). Por desgracia, es también conocido por su nivel en la sangre y ciertos tipos de enfermedades cardíacas, como la *arterosclerosis*. Esta enfermedad se debe a un exceso de LDL (provocado por varias causas) que se deposita en la superficie interna de las arterias, disminuyendo así su diámetro, produciendo un aumento de la presión sanguínea y, por tanto, un mayor riesgo a sufrir la formación de *ateromas*, causantes en último término de los problemas cardiovasculares que determinan los infartos de miocardio.

- Como se ha indicado antes, el colesterol es también el precursor de otros muchos esteroides, algunos de los cuales se muestran en la (Figura 18). La vitamina D, cuya ausencia produce el raquitismo (enfermedad en el crecimiento de los huesos), se sintetiza a partir de un derivado del colesterol (7-dehidrocolesterol) mediante una reacción que requiere irradiación de la piel por la luz solar. Los **ácidos biliares** son compuestos, sintetizados a partir del

colesterol, que a modo de detergente ayudan a la emulsión de los lípidos y a su absorción intestinal. Por su parte, los **andrógenos** son hormonas sexuales masculinas y los **estrógenos** hormonas sexuales femeninas, también derivados del colesterol.

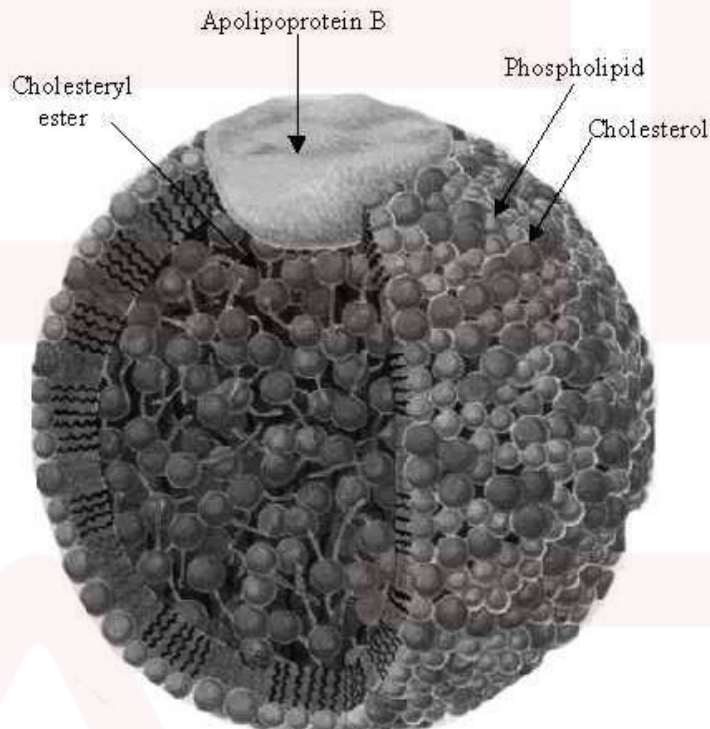


Figura 17.

Estructura de una lipoproteína. Contiene moléculas de colesterol libres y esterificadas con ácidos grasos.

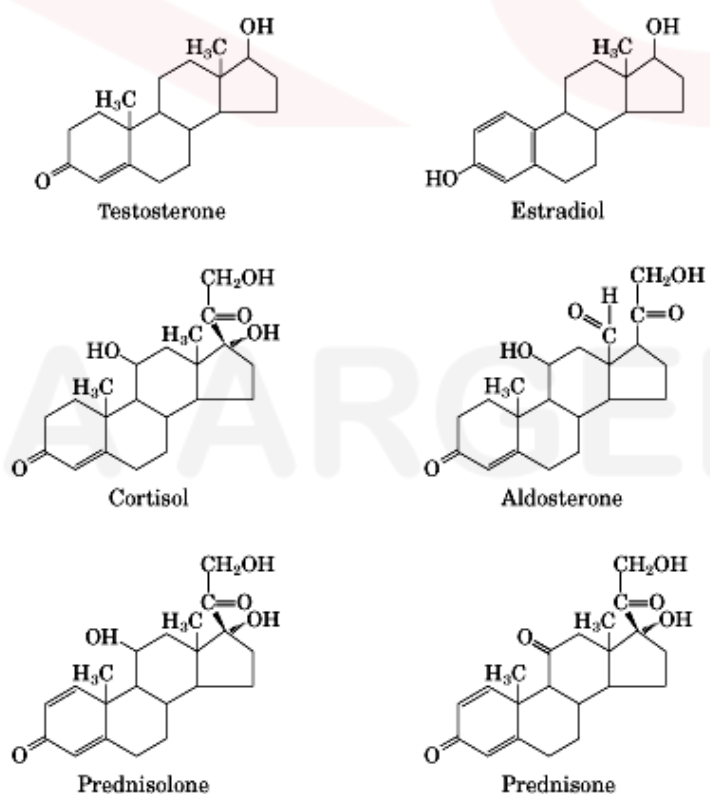


Figura 18.

Algunos esteroides derivados del colesterol.

• Prostaglandinas

Las **prostaglandinas** son lípidos insaponificables que poseen una gran variedad de actividades biológicas de naturaleza hormonal y reguladora, así median en:

- la respuesta antiinflamatoria
- la producción de dolor y fiebre
- la regulación de la presión sanguínea
- la inducción de la coagulación de la sangre
- la inducción al parto
- la regulación del ciclo sueño/vigilia

Las prostaglandinas, se encuentran en cantidades muy pequeñas en tejidos y fluidos corporales, entre ellos los fluidos menstruales y seminales. El precursor metabólico es el **ácido araquidónico** (ácido graso insaturado de 20 carbonos). (Figura 19). Las prostaglandinas E₂ y E_{2a} pueden utilizarse terapéuticamente para provocar el aborto o bien para acelerar el parto. También se investiga sobre ellas para la obtención de derivados estables, para su utilización como anticonceptivos.

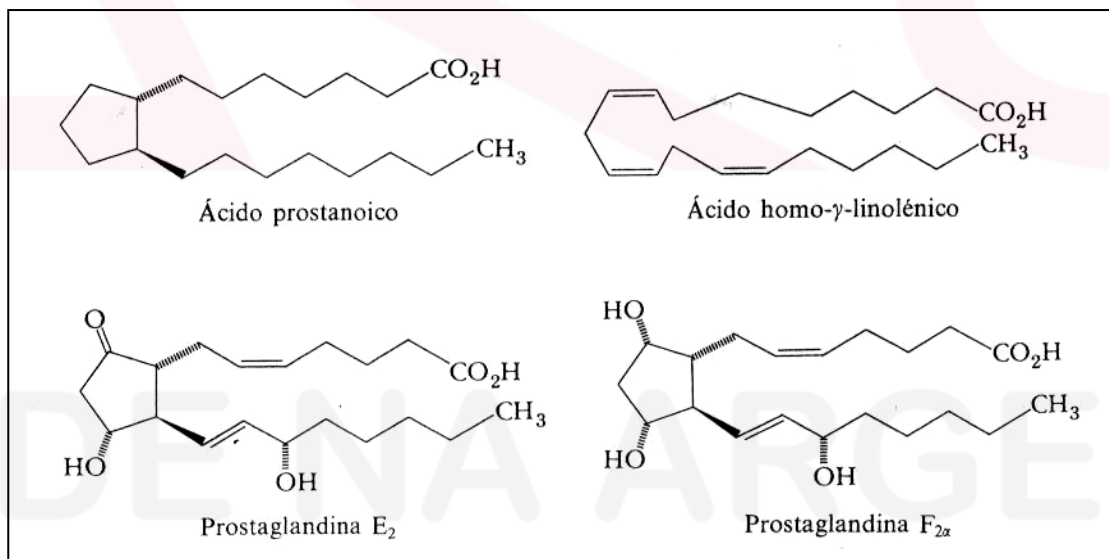
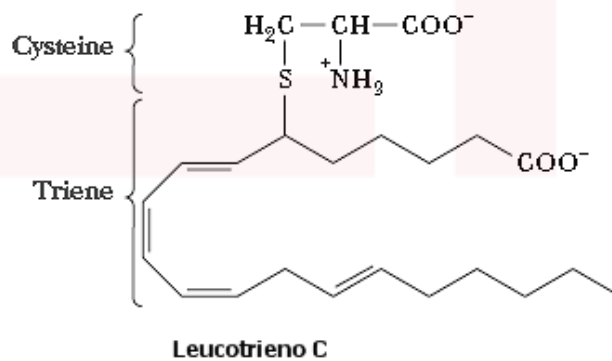


Figura 19

Prostaglandinas

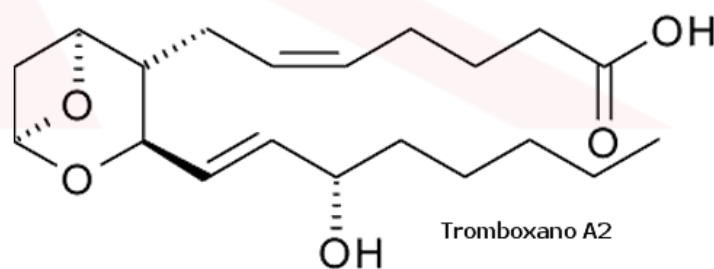
• Leucotrienos

También son derivados del ácido araquidónico. Se los encuentra en glóbulos blancos. Una de sus propiedades es la constricción de los músculos lisos, sobre todo en los pulmones, acción que está asociada a los ataques de asma, por ejemplo una reacción alérgica al polen aumenta la síntesis de Leucotrieno C, el tratamiento del asma consiste en inhibir la síntesis de Leucotrieno C.



• Tromboxanos

Compuestos derivados del ácido araquidónico que contiene éteres cíclicos en su estructura molecular, su importancia reside en que inducen a la agregación plaquetaria y contracción de los músculos lisos



8) Lipoproteínas

El colesterol y otros lípidos son transportados por lipoproteínas plasmáticas(Figura 20)

El colesterol y sus ésteres, al igual que los triacilgliceroles y los fosfolípidos, son prácticamente insolubles en agua. No obstante, estos lípidos deben ser transportados desde el tejido de origen hasta los tejidos donde serán almacenados o consumidos. Son transportados en el plasma sanguíneo de un tejido a otro en forma de lipoproteínas plasmáticas(Figura 21) complejos macromoleculares de

proteínas transportadoras específicas, denominadas apolipoproteínas, con diversas combinaciones de fosfolípidos, colesterol, ésteres de colesterol y triacilglicerolos. Diferentes combinaciones de lípidos y proteínas dan lugar a partículas de diferentes densidades, que van desde los quilomicrones hasta las lipoproteínas de alta densidad. (Tabla 1)

Clases principales de lipoproteínas plasmáticas humanas: algunas propiedades						
Lipoproteína	Densidad (g/mL)	Composición (peso %)				
		Proteína	Fosfolípidos	Colesterol libre	Ésteres de colesterol	Triacilglicerolos
Quilomicrones	<1,006	2	9	1	3	85
VLDL	0,95-1,006	10	18	7	12	50
LDL	1,006-1,063	23	20	8	37	10
HDL	1,063-1,210	55	24	2	15	4

Tabla 1 Principales lipoproteínas

Notar la proporción de colesterol en la lipoproteína LDL

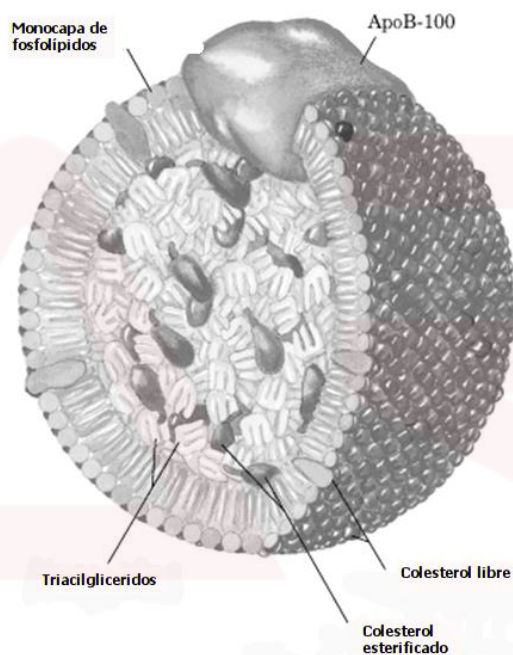
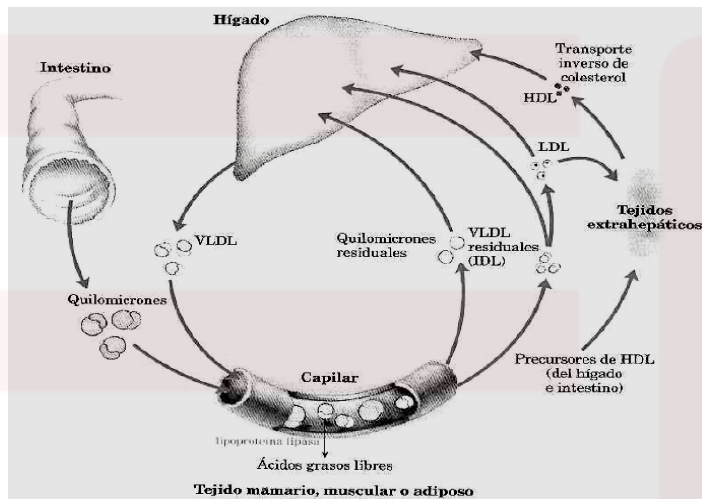


Fig. 20 Lipoproteínas.

Estructura de una lipoproteína de densidad baja (LDL). La apolipoproteína B-100 (apoB-100) es una de las mayores cadenas polipeptídicas conocidas, con 4636 residuos de aminoácidos

FIGURA 21 Lipoproteínas y transporte de lípidos.

Los lípidos son transportados en el torrente sanguíneo en forma de lipoproteínas. Los lípidos de la dieta son empaquetados en los quilomicrones; la mayor parte de su contenido en triacilgliceridos es liberado por la lipoproteína lipasa en los tejidos adiposo y muscular durante el transporte a través de los capilares. Los quilomicrones residuales (que contienen principalmente proteína y colesterol son captados por el hígado. Los lípidos endógenos y el colesterol del hígado son liberados en el tejido adiposo y muscular por la VLDL. La extracción de lípidos de la VLDL (junto con la pérdida de algunas apolipoproteínas) la convierte gradualmente en LDL, que transfiere el colesterol a los tejidos extrahepáticos o vuelve al hígado. El hígado capta LDL, VLDL residuales y quilomicrones residuales por un proceso de endocitosis facilitada por receptor. El exceso de colesterol en los tejidos extrahepáticos es transportado de nuevo al hígado por la HDL. En el hígado parte del colesterol se convierte en sales



Debido a que la lipoproteína LDL es la que lleva una alta concentración de colesterol hacia los tejidos, una alta proporción de estos es perjudicial a la salud, aumentando el riesgo cardíaco, promoviendo la arterioesclerosis. Mientras que el HDL es la lipoproteína que lleva colesterol hacia el hígado, en donde se reprocessa para derivarlos hacia sales biliares.

HDL es el bueno

LDL es el malo

La química es el estudio de la materia y de los cambios que experimenta. Es muy frecuente que a la química se le considere la ciencia central, ya que para los estudiantes de biología, física, geología, ecología y otras disciplinas, es esencial tener un conocimiento básico de la química

Importancia en la medicina

Tres logros principales en el siglo pasado han permitido prevenir y tratar las enfermedades: las medidas de salud pública que establecen los sistemas de sanidad para proteger de enfermedades infecciosas a gran cantidad de gente; la cirugía con **anestesia**, que permite a los médicos curar casos potencialmente fatales, como una apendicitis, y la introducción de **vacunas y antibióticos** que hacen posible prevenir la diseminación de enfermedades microbianas. La terapia génica promete ser la cuarta revolución en la medicina. (Un gen es la unidad fundamental de la herencia.) Varios miles de situaciones conocidas, que incluyen la fibrosis quística y la hemofilia, son ocasionadas por un daño heredado a un solo gen. Muchos otros padecimientos, como cáncer, enfermedades cardiovasculares, SIDA y artritis, provocan que el daño se propague a uno o más genes implicados en las defensas del organismo. En la terapia génica, un gen sano seleccionado se introduce a la célula de un paciente para curar o aliviar estos trastornos. Para llevar a cabo este procedimiento, **un médico debe tener un conocimiento sólido de las propiedades químicas de los componentes moleculares que están implicados**. El conocimiento del genoma humano, que contiene todo el material genético de nuestro cuerpo y una función esencial en terapia génica, se apoya fuertemente en las técnicas químicas.

En la industria farmacéutica, los químicos investigan fármacos potentes con pocos o nulos efectos colaterales para tratar el cáncer, SIDA y muchas otras enfermedades, así como fármacos para aumentar el número de trasplantes exitosos de órganos. En una escala más amplia, los adelantos en el conocimiento de los mecanismos del envejecimiento llevarán a una vida más prolongada y saludable para la población mundial.

1. MATERIA
2. TEORÍA ATÓMICA
3. TABLA PERIÓDICA
4. UNIONES QUÍMICAS

1) Clasificación de la materia

Como la química es el estudio de la materia y los cambios que experimenta debemos definir que es materia. *La materia es cualquier cosa que ocupa un espacio y que tiene masa.* La materia es cualquier cosa que se puede ver y tocar (como agua, tierra y árboles) o no (como el aire). Así, cada cosa del universo tiene una relación "química".

Los químicos distinguen varios subtipos de materia según su composición y propiedades. La clasificación de la materia **comprende las sustancias, las mezclas, los elementos y los compuestos, así como los átomos y las moléculas.**

- **Sustancias y mezclas**

Una sustancia es una forma de materia que tiene una composición definida (constante) y propiedades características. Algunos ejemplos son el agua, el amoníaco, el azúcar (sacarosa), el oro y el oxígeno. Las sustancias difieren entre sí en su composición y pueden identificarse por su apariencia, olor, sabor y otras propiedades.

Una mezcla es una combinación de **dos o más sustancias** en la cual las sustancias conservan sus propiedades características; ejemplos familiares son el aire, las bebidas gaseosas, la leche y el cemento. Las mezclas **no** tienen una composición constante, por tanto, las muestras de aire recolectadas de varias ciudades probablemente tendrán una composición distinta debido a sus diferencias en altitud y contaminación, entre otros factores.

Las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas.

Si disolvemos una cucharada de azúcar en agua, obtenemos una mezcla homogénea, es decir, la composición de la mezcla es la misma en toda la disolución.

Ahora, si juntamos arena y virutas de hierro permanecerán como tales. Este tipo de mezcla se conoce como mezcla heterogénea debido a que su composición no es uniforme.

Guía para definir tipo de materia



Sistemas dispersos

Al hablar de sistemas dispersos o mezclas, se tendrá en cuenta que se denomina así, tanto los **sistemas homogéneos** (soluciones) como a los **heterogéneos** (dispersiones), formados por más de una sustancia. Hay sistemas dispersos en los que se distinguen dos medios: **la fase dispersante y la fase dispersa.**

- **Dispersiones Coloidales**

La dispersión coloidal ha sido definida tradicionalmente como una suspensión de pequeñas partículas en un medio continuo. Los coloides son sustancias que consisten en un medio homogéneo y de partículas dispersadas en dicho medio. Estas partículas se caracterizan por ser mayores que las moléculas pero no lo suficientemente grandes como para ser vistas en el microscopio

Los sistemas coloidales son, esencialmente, el resultado de mezclar dos elementos en principio inmiscibles por lo que, en el mejor de los casos, son sistemas "semiestables". Su estabilización se produce gracias a una adecuada combinación de factores eléctricos y estéricos, es decir, relacionados con la **forma** de las partículas de la fase dispersa

Las dos fases de un sistema coloidal se pueden distinguir en **fase dispersa**, que es la fase que forman las partículas; y **medio dispersante**, que es el medio en el cual las partículas se hallan dispersas, este último puede ser líquido, sólido o gaseoso, al igual que la fase dispersa que también puede ser líquida, sólida o gaseosa

De acuerdo a las fases que componen el coloide, se pueden distinguir distintos tipos

Fase Dispersa	Fase Dispersante	Nombre	Ejemplo
Sólido	Líquido	Gel o sol	Gelatina
Sólido	Gas	Aerosol	Humo
Líquido	Líquido	Emulsión	Crema
Líquido	Gas	Aerosol líquido	Niebla
Líquido	Sólido	Emulsión sólida	Manteca
Gas	Sólido	Espuma sólida	Esponja
Gas	Líquido	Espuma líquida	Crema de afeitar
Gas	Gas	Mezcla	Aire

De los tipos anteriores, los que tienen mayor importancia biológica son las emulsiones, los geles y los soles. Las emulsiones son dispersiones de un líquido en otro inmiscible con él. Suelen ser inestables a menos que se les añada algún agente emulsionante, en general algún tipo de jabón. Los soles son dispersiones de sólidos en líquidos, y presentan propiedades características de éstos, como la plasticidad y la viscosidad, mientras que los geles tienen propiedades más parecidas a los sólidos, ya que son capaces de mantener su forma. En cualquier caso, existen diferentes fenómenos que pueden hacer que un gel se transforme en sol, o viceversa, lo que tiene importantes consecuencias biológicas.

Los elementos que alteren las propiedades eléctricas y/o estéricas(forma) de los coloides pueden, por tanto, provocar su inestabilidad. La floculación y la coagulación de los coloides consiste en la agregación de las partículas coloidales que pasan a ser "supracoloidales", desestabilizándose y terminando por sedimentar, lo que conduce a la separación de las dos fases que forman la dispersión. En los sistemas biológicos, las dispersiones coloidales formadas por proteínas pueden "coagular" por la acción de diferentes compuestos que alteran sus cargas superficiales o la forma tridimensional de la proteína, o ambos factores. La "coagulación" de las proteínas corre paralela a la pérdida de su función, en íntima relación con la pérdida de su estructura tridimensional. Factores tales como el cambio de fuerza iónica (que altera la adsorción iónica por las partículas), la temperatura o la adición de ácidos o bases producen la coagulación de las proteínas, es decir, su desnaturalización

Es de interés particular los **Coloides múltiples**, en los que pueden coexistir tres fases o más, en las que una suele ser el medio de dispersión y las otras son fases dispersas finamente divididas, son los denominados Biocoloides: Sangre, tejido óseo, tejido muscular, cartílago, etc

- **Elementos y compuestos**

Las sustancias pueden ser simple o compuesta. Sustancia simple es una sustancia que no se puede separar en sustancias más simples por medios químicos. Un elemento químico es una sustancia formada solamente por un sólo tipo de átomo

Hasta la fecha, se han identificado 115 elementos, de los cuales 83 se encuentran en forma natural en la Tierra. Los demás se han obtenido por medios científicos a través de procesos nucleares.

Por conveniencia, los químicos representan a los elementos mediante símbolos de una o dos letras. **La primera letra siempre es mayúscula, pero la siguiente siempre es minúscula.** Por ejemplo, **Co** es el símbolo del elemento cobalto, mientras que **CO** es la fórmula de la molécula de monóxido de carbono (Volveremos a tratar el tema más adelante)

Los compuestos químicos son sustancias en las que se combinan entre sí los átomos de diferentes elementos. Los científicos han identificado millones de compuestos químicos diferentes

Algunos elementos comunes y sus símbolos

Nombre	Símbolo	Nombre	Símbolo	Nombre	Símbolo
Aluminio	Al	Cromo	Cr	Oro	Au
Arsénico	As	Estaño	Sn	Oxígeno	O
Azufre	S	Flúor	F	Plata	Ag
Bario	Ba	Fósforo	P	Platino	Pt
Bismuto	Bi	Hidrógeno	H	Plomo	Pb
Bromo	Br	Hierro	Fe	Potasio	K
Calcio	Ca	Magnesio	Mg	Silicio	Si
Carbono	C	Manganeso	Mn	Sodio	Na
Cloro	Cl	Mercurio	Hg	Tungsteno	W
Cobalto	Co	Níquel	Ni	Yodo	I
Cobre	Cu	Nitrógeno	N	Zinc	Zn

Como dijimos los átomos de la mayoría de los elementos pueden interactuar con otros para formar compuestos, con nuevas características bien definidas

Por ejemplo, el agua se forma por la unión de hidrógeno y de oxígeno, **la molécula** agua resultante tiene propiedades muy diferentes de aquellas de los elementos que le dieron origen; está formada por dos partes de hidrógeno y una parte de oxígeno. Esta composición no cambia, sin importar si el agua proviene de un grifo de Estados Unidos de América, de un lago argentino o de las capas de hielo de Marte.

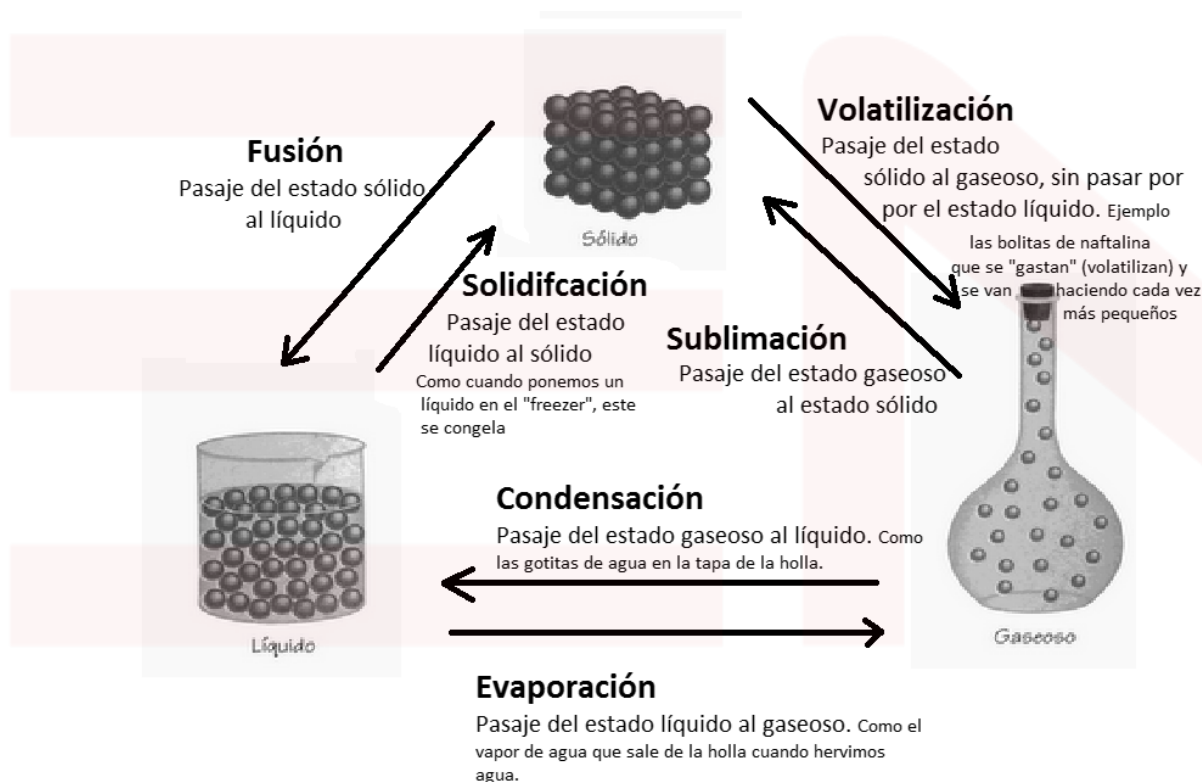
En consecuencia, el agua es un compuesto, una sustancia formada por átomos de dos o más elementos unidos químicamente en **proporciones definidas**. A diferencia de las mezclas, los compuestos sólo pueden separarse en sus componentes puros por **medios químicos**.

- **Estados de la materia**

Todas las sustancias pueden existir, al menos en principio, en los tres estados: **sólido, líquido y gaseoso**. Los gases difieren de los sólidos y de los líquidos en la distancia de separación entre las moléculas.

En un sólido, las moléculas se mantienen unidas en forma organizada, con poca libertad de movimiento. Las moléculas en un líquido están unidas, pero no en una posición tan rígida, y se pueden mover libremente entre ellas. En un gas, las moléculas están separadas por distancias que son grandes en comparación con el tamaño de las moléculas.

Los tres estados de la materia pueden ser convertibles entre ellos sin que cambie la composición de la sustancia. Un sólido (por ejemplo el hielo) se fundirá por calentamiento y formará un líquido (agua)



Propiedades físicas y químicas de la materia

Las sustancias se caracterizan por sus propiedades y por su composición. El color, punto de fusión y punto de ebullición son propiedades físicas.

Una propiedad física se puede medir y observar sin que cambie la composición o identidad de la sustancia.

Por ejemplo, es posible determinar el punto de fusión del hielo calentando un trozo de él y registrando la temperatura a la cual se transforma en agua. El agua difiere del hielo sólo en su aspecto, no en su composición, por lo **que este cambio es físico**; es posible congelar el agua para recuperar el hielo original. Por tanto, el punto de fusión de una sustancia es una propiedad física.

Por otro lado, el enunciado "el hidrógeno gaseoso se oxida en presencia de oxígeno gaseoso para formar agua" describe **una propiedad química del hidrógeno**, ya que para observar esta propiedad se debe efectuar un cambio químico, en este caso la combustión (oxidación). Después del cambio, los gases originales, hidrógeno y oxígeno, habrán "desaparecido" y quedará una sustancia química distinta, el agua. No es posible recuperar el hidrógeno del agua por medio de un cambio físico como la ebullición o la congelación.

- **Propiedades extensivas e intensivas de la materia**

Ambas pueden ser cuantificadas

A) Propiedad extensiva depende de la cantidad de materia considerada

La masa, que es la cantidad de materia en una cierta muestra de una sustancia, es una propiedad extensiva. Más materia significa más masa. **Los valores de una misma propiedad extensiva se pueden sumar**. Por ejemplo, dos lingotes de cobre tendrán la masa resultante de la suma de las masas individuales de cada lingote. El volumen, definido como longitud elevada al cubo, es otra propiedad extensiva.

B) La propiedad intensiva no depende de cuánta materia se considere.

La densidad, definida como la masa de un objeto dividida entre su volumen, es una propiedad intensiva. La temperatura es también una propiedad intensiva.

Suponga que se tienen dos recipientes de agua a la misma temperatura; si se mezclan en un recipiente grande, la temperatura de esta mayor cantidad de agua será **la misma** que la del agua de los recipientes separados. Por lo tanto las propiedades intensivas **no** son aditivas.

Masa y peso

Debemos tener en cuenta que los términos "masa" y "peso" a menudo se usan en forma equivalente, sin embargo, estrictamente hablando, son cantidades distintas.

La masa es una medida de la cantidad de materia en un objeto, mientras que el peso, desde el punto de vista técnico, es la fuerza que ejerce la gravedad (en nuestro caso de la Tierra) sobre el objeto.

La masa de un cuerpo es constante y no depende de su posición, lo que sí sucede con su peso. Por ejemplo, en la superficie de la Luna, los astronautas con misma masa pesan una sexta parte de lo que pesa en la Tierra; debido a que la gravedad en la Luna es de sólo un sexta parte de la gravedad de la Tierra.

Temperatura

Otra de las propiedades de la materia importante tanto en nuestra vida cotidiana como en el mundo científico es la temperatura.

Para establecer una escala de temperatura se establecen arbitrariamente ciertos puntos fijos e incrementos de temperatura denominados grados. Dos puntos fijos habituales son la temperatura a la que funde el hielo y la temperatura a la que el agua hierve, ambos a presión atmosférica estándar.

En la escala de temperaturas Fahrenheit el punto de fusión del hielo es 32 °F. el punto de ebullición del agua es 212°F y el intervalo entre ambos se divide en 180 partes iguales llamadas grados Fahrenheit.

En la escala Celsius (o centígrada) el punto de fusión del hielo es 0 °C, el punto de ebullición del agua es 100°C. y el intervalo entre ambos se divide en 100 partes iguales llamadas grados Celsius o centígrados.

La escala de temperaturas **SI** se denomina escala Kelvin y asigna el valor cero a la temperatura más baja posible. Este cero, (0° K), tiene lugar a -273,15 °C. La escala Kelvin es una escala de temperaturas absoluta; no hay temperaturas Kelvin negativas.

Las ecuaciones algebraicas que se dan a continuación permiten llevar a cabo con facilidad las conversiones de temperatura.

$$\begin{array}{ll} \text{Kelvin a partir de Celsius} & T(\text{K}) = t(^{\circ}\text{C}) + 273,15 \\ \text{Celsius a partir de Fahrenheit} & t(^{\circ}\text{C}) = 5/9[t(^{\circ}\text{F}) - 32] \end{array}$$

Medición de las propiedades de la materia

La química es una ciencia cuantitativa; significa que en muchos casos podemos medir una propiedad de una sustancia y compararla con un patrón que tenga un valor conocido de la propiedad. Expresamos la medida como el producto de: **un número y una unidad**.

La unidad indica el patrón con el que hemos comparado la cantidad medida.

Cuando decimos que la longitud del campo de fútbol es de 100 metros, queremos decir que el campo es 100 veces más largo que un patrón de longitud llamado metro (m).

Veremos luego algunas unidades básicas de medida que son importantes para los químicos.

El sistema científico de medidas se llama Systeme Internationale d'Unites (Sistema Internacional de Unidades) y de forma abreviada **-SI-**.

En una versión moderna del sistema métrico, un sistema basado en la unidad de longitud llamada metro (m), que se definió originalmente como la diezmillonésima parte de la distancia del Ecuador al Polo Norte. Esta longitud se trasladó a una barra metálica conservada en París. Pero, la longitud de la barra está sometida a cambios con la temperatura y no puede reproducirse exactamente. El sistema SI sustituye la barra patrón del metro por una magnitud que puede reproducirse en cualquier lugar : 1 metro es la distancia recorrida por la luz en el vacío en 1/299 792 458 de un segundo.

Sin importar su magnitud, todos los números se pueden expresar en la forma:

$$N \times 10^n$$

Donde; N es un número entre 1 y 10 y n el exponente que puede ser un número entero positivo o negativo.

Se dice que cualquier número expresado en esa forma está escrito en notación científica.

Suponga que se pide expresar un determinado número en notación científica. Básicamente, la tarea es encontrar el valor de n. Se cuenta el número de lugares que se debe mover el punto decimal para tener el número N (que está, como dijimos, entre 1 y 10).

Si el punto decimal se mueve hacia la izquierda, entonces n es un entero positivo, si se mueve a la derecha, n es un entero negativo.

a) Exprese 568.762 en notación científica:

$$568.762 = 5.68762 \times 10^2$$

Observe que el punto decimal se ha movido dos lugares hacia la izquierda, por lo que n = 2.

b) Exprese 0.00000772 en notación científica:

$$0.00000772 = 7.72 \times 10^{-6}$$

Aquí, el punto decimal se ha movido seis lugares hacia la derecha, entonces n = -6.

1. Explique las diferencias importantes entre cada par de términos: (a) masa y peso; (b) propiedad extensiva e intensiva; (c) sustancia pura y mezcla
2. Realice las siguientes conversiones.
 - (a) 1.55 kg = _____ g
 - (b) 642g = _____ kg
 - (c) 2896 mm = _____ cm
 - (d) 0.086 cm = _____ mm
3. Realice las siguientes conversiones.
 - (a) 0,127 L. = _____ mL
 - (b) 15,8 mL = _____ L
 - (c) 981 cm³ = _____ L
4. Indique si las siguientes propiedades son físicas o químicas.
 - (a) Un clavo de hierro atraído por un imán.
 - (b) El líquido para quemar carbón vegetal, encendido con una fosforo.
 - (c) Una estatua de bronce que adquiere un recubrimiento verde (pátina) con el tiempo.
 - (d) Un bloque de madera que flota en el agua.
5. Indique si las siguientes propiedades son físicas o químicas.
 - (a) Un trozo de manzana cortado que se vuelve marrón.
 - (b) El contacto con una losa de mármol que produce sensación de frío.
 - (c) El color azul del zafiro.
 - (d) Un recipiente de cerámica que se endurece por cocción en un horno.
6. Indique si cada una de las siguientes muestras de materia es una sustancia pura o una mezcla; y en el caso de ser una mezcla, si es homogénea o heterogénea.
 - (a) Una astilla de madera.
 - (b) Tinta roja
 - (c) Agua desionizada.
 - (d) Jugo de naranja exprimido recientemente.
7. Indique si cada una de las siguientes muestras de materia es una sustancia o una mezcla; y si es una mezcla, si es homogénea o heterogénea.
 - (a) Un soplo de aire fresco.
 - (b) Una llave de bronce.
 - (c) Sal común.
 - (d) Miel.
8. ¿Qué tipo de transformación, física o química, es necesario llevar a cabo para realizar las siguientes separaciones?
{Sugerencia: utilice una lista de los elementos.}
 - (a) Azúcar y arena
 - (b) Hierro del óxido de hierro (herrumbre).
 - (c) Agua pura a partir de agua de mar.
 - (d) Agua y arena

9. Sugiera transformaciones físicas para separar las siguientes mezclas.

- (a) Limaduras de hierro y virutas de madera.
- (b) Vidrio molido y sacarosa (azúcar de caña).
- (c) Agua pura a partir de una mezcla de hielo y sal.
- (d) Escamas de oro y agua.

10. Exprese cada uno de los siguientes valores en forma exponencial. Incluya las unidades en la respuesta cuando sea necesario.

- (a) La velocidad del sonido (a nivel del mar): 34000 centímetros por segundo.
- (b) El radio ecuatorial de la Tierra: seis mil trescientos setenta y ocho kilómetros.
- (c) La distancia entre los dos átomos de hidrógeno en la molécula de hidrógeno: setenta y cuatro trillonésimas partes de un metro.

11. Exprese cada uno de los siguientes valores en forma exponencial. Incluya las unidades en la respuesta cuando sea necesario.

- (a) La radiación solar recibida por la Tierra: 173 mil billones de vatios.
- (b) El diámetro medio de la célula humana: diez millonésimas de metro.
- (c) la distancia entre los centros de los átomos en la plata: ciento cuarenta y dos billonésimas de metro.

12. ¿Cuál de las dos masas es mayor: 2172 μg o 0,00515 mg? Explíquelo.

13. ¿Cuál de las dos masas es mayor: 3257 mg o 0.00475 kg? Explíquelo.

14. Dadas las siguientes propiedades, indicar cuales son intensivas y cuáles son extensivas:

- | | |
|-------------|----------------------------|
| a) masa | e) punto de ebullición |
| b) densidad | f) peso |
| c) volumen | g) punto de fusión |
| d) dureza | h) conductividad eléctrica |

2) Teoría atómica

El concepto de que la materia está constituida por diminutas partículas discretas es muy antiguo, tuvo su origen posiblemente en los filósofos griegos Demócrito y Leucipo. Ellos ya sostenían que la materia estaba constituida por pequeñas partículas indivisibles e indestructibles llamadas átomos (año 400 AC). En efecto la palabra **átomo** viene del griego y significa **sin división**.

Primeros pasos (Primeras Leyes de la Química)

- **Ley de conservación de la masa**

En 1774. Antoine Lavoisier (1743-1794) realizó un experimento calentando un recipiente de vidrio cerrado que contenía una muestra de estaño y aire. Encontró que la masa antes del calentamiento (recipiente de vidrio + estaño + aire) y después del calentamiento (recipiente de vidrio + "estaño calentado" + el resto de aire), era la misma. Mediante experimentos posteriores demostró que el producto de la reacción, estaño calentado (óxido de estaño), consistía en el estaño original junto con parte del aire. Experimentos como este demostraron a Lavoisier que el oxígeno del aire es esencial para la combustión y lo llevaron a formular la ley de conservación de la masa:

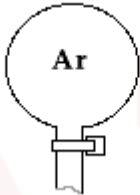
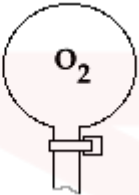
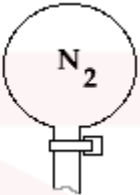
"La masa total de las sustancias presentes después de una reacción química es la misma que la masa total de las sustancias antes de la reacción."

- **Ley de Avogadro**

Este enunciado, de gran importancia en el campo científico, se conoce con el nombre de principio de Avogadro.

Si volúmenes iguales de gases contienen igual número de moléculas, los volúmenes de los gases que reaccionan y los que resultan estarán en relaciones sencillas.

"Volúmenes iguales de distintas sustancias gaseosas, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de partículas"

			
Volume:	22.4 L	22.4 L	22.4 L
Mass:	40 g	32 g	28 g
Quantity:	1 mol	1 mol	1 mol
Pressure:	1 atm	1 atm	1 atm
Temperature:	273 K	273 K	273 K

- **Volumen molar**

El volumen de los gases puede variar fácilmente cuando cambian la temperatura y la presión. De aquí que sea necesario especificar condiciones de temperatura y presión fijas para medir el volumen de los gases. La temperatura elegida es 0°C y la presión de 760 mm (1 atmósfera) y reciben el nombre de **temperatura y presión normales (TPN)**, o sencillamente, condiciones normales.

Se ha demostrado experimentalmente que el mol de cualquier gas en condiciones normales ocupa siempre un volumen de **22,4 l**. Este volumen de 22,4 l se conoce con el nombre de **volumen molar**.

Esa constancia en el volumen molar de un gas, se explica por el hecho de que los tamaños de las moléculas gaseosas sean despreciables cuando son comparados con el espacio vacío que hay entre ellas.

Así, si un globo de gas fuese llenado con 2 gramos de gas hidrógeno (masa de 1 mol de moléculas) de H_2 y sometido a presión externa de 1 atm y a una temperatura de $0^\circ C$, adquirirá el volumen de 22,41 litros.

El nombre de Avogadro ha quedado ligado al del número de Avogadro que indica el número de moléculas contenidas en un mol. Un mol corresponde a la cantidad de sustancia que contiene el número de Avogadro de moléculas (o átomos)

$$N^{\circ}\text{avogadro} = 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas} = (1 \text{ Mol})$$

Que es el número de moléculas de cualquier gas contenido en un recipiente de 22,4 litros en condiciones de presión y temperaturas normales.

John Dalton (el científico que no distinguía los colores)

No puede hablarse de una teoría atómica hasta el año 1805 en que John Dalton, apoyado en las leyes gravimétricas y conceptos de elemento, dado por Boyle, enuncia la **teoría atómica**, que en la actualidad se prefiere llamar **Teoría Atómica Molecular Clásica**.

La terminología e incluso algunos conceptos de John Dalton han caducado, como consecuencia del conocimiento más profundo de la estructura de la materia, pero la esencia de su teoría ha persistido. Desde Dalton hasta la Teoría cuántica, que explica el modelo atómico actual, varios científicos postularon teorías acerca de la composición de la materia. Seguidamente se expone un pequeño resumen de las teorías atómicas.

Teoría Atómica de Dalton

La teoría atómica de John Dalton dio una explicación de las relaciones ponderales (porcentuales) de las sustancias que intervienen en las reacciones químicas y explicó los aspectos gravimétricos de las mismas, pero dejó pendiente algunos problemas, ya que asignó extrema importancia a la masa de los átomos.

Esta teoría postula:

- 1- La materia es discontinua, está formada por partículas muy pequeñas denominadas átomos que no pueden dividirse por ningún procedimiento físico conocido.
- 2- Los átomos de un mismo elemento son similares entre sí e iguales en peso.
- 3- Los átomos de elementos diferentes tienen propiedades diferentes: peso, afinidad, etc.
- 4- En cada uno de sus compuestos, los diferentes elementos se combinan en una proporción numérica sencilla: por ejemplo, un átomo de A con un átomo de B (AB) o un átomo de A con dos átomos de B (AB_2)

Hoy se acepta como realidad la existencia de los átomos.

La teoría de John Dalton no es la que perdura en la química moderna, pues consideraba el átomo indivisible. La idea actual es que mientras los átomos son perdurables en los cambios químicos, pueden ser resueltos (divididos) en sus partes componentes.

Tampoco perdura el segundo postulado, por cuanto el descubrimiento de los isótopos lo modifica.

Toda la materia ordinaria se compone de átomos, siendo el **átomo la unidad que conserva su estructura** cuando tienen lugar las reacciones químicas y por consiguiente lo que interesa al químico.

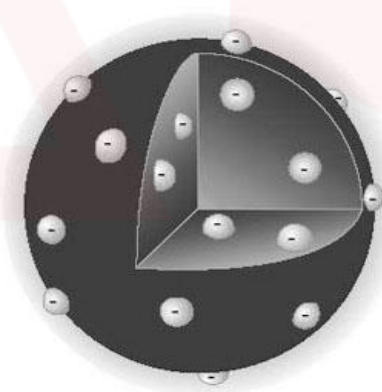
Los átomos son sumamente pequeños, del orden de 2 a 5 \AA de diámetro. Como unidades estructurales de todos los sólidos, líquidos y gases, son los responsables del nuevo concepto de elemento, de las masas atómicas utilizadas y de las uniones químicas.

Aunque con errores como el no tener en cuenta la existencia de isótopos o la falta de explicación de la estructura interna del propio átomo, este modelo se puede considerar como uno de los pilares de la química.



- **Modelo atómico de Thomson**

Thomson identificó, a través de la experiencia del tubo de rayos catódicos, la existencia de partículas negativas en la materia, a las que llamó **electrones**. Además estableció que los electrones tienen naturaleza corpuscular, es decir son partículas materiales. El descubrimiento de Thomson dejaba algunas dudas. Como en su estado fundamental los átomos no tienen carga eléctrica, es decir que son neutros, resultaba que en el supuesto caso de que contuvieran electrones cargados negativamente deberían contener, también cargas positivas que los contrarrestasen. Thomson sugirió entonces, su modelo atómico, según el cual el átomo era una esfera sólida de materia cargada positivamente, con los electrones incrustados en un número adecuado para que la carga total fuese nula. Ciertamente no tuvo en cuenta la existencia de protones ni de neutrones que fueron descubiertos posteriormente.

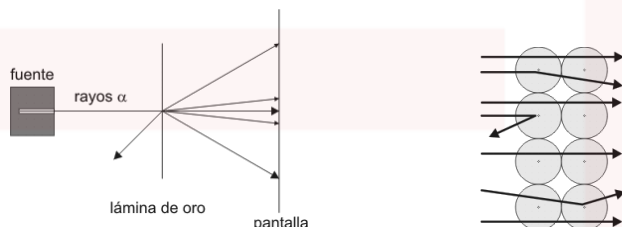


- **Modelo atómico de Rutherford**

Ernest Rutherford, (1871-1937), un brillante estudioso de la radiactividad bombardeó átomos con radiaciones para intentar desmenuzarlos y saber que había en su interior. Rutherford conocía de la naturaleza compleja de la radiación y había identificado tres componentes: las **partículas α , partículas β y la radiación γ** . El cañón para bombardear los átomos de un lámina de oro eran los elementos radiactivos uranio, torio y radón y las municiones eran las partículas α emitidas por ellos. Si la carga positiva y la masa de los átomos se encuentran distribuidas uniformemente en todo el volumen atómico, las partículas α que tienen carga positiva deberían desviarse ligeramente al atravesar la lámina metálica. Sin embargo, al hacer la

experiencia Rutherford observó que:

- 1-la mayoría de las partículas alfa atraviesaban la lámina sin sufrir ninguna desviación
- 2-algunas partículas eran desviadas, aunque la magnitud de estas desviaciones no resultaba la misma para todas ellas.
- 3-Una pequeña fracción de las partículas era fuertemente repelida e invertía su trayectoria con un ángulo de 180°



Estas observaciones llevaron a Rutherford a formular una hipótesis, hoy plenamente confirmada, que **la materia no se distribuye de manera uniforme en el interior de los átomos, sino que, por el contrario la mayor parte de la masa y toda la carga positiva se concentran en una zona central, muy pesada, llamada núcleo.**

Los resultados de la experiencia se explican así:

- 1-la mayoría de las partículas alfa no se desvían, porque no se encuentran con el núcleo. Los átomos estarían formados en su mayor parte por espacios vacíos.
- 2-La desviación de las partículas alfa se debe a que éstas pasan cerca de una concentración de carga positiva
- 3-Cuando alguna partícula alfa rebota, significa que choca frontalmente con un blanco muy pequeño con fuerte carga positiva

Con estas evidencias, Rutherford, propuso en 1911, **el modelo nuclear del átomo**, por el cual todos los átomos están formados por núcleo y corteza. El núcleo, según él era muy pequeño respecto del resto, y los electrones giraban en órbitas, tal como los planetas giran alrededor del sol.

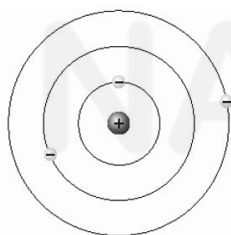
Además de postular su modelo atómico, Rutherford hizo un importante descubrimiento que fue el de determinar el **número atómico Z** correspondiente a las cargas positivas del núcleo de un átomo. Estos hallazgos, sustentados por varias experiencias, entre ellas la de los rayos anódicos, permitieron a Rutherford afirmar que todos los núcleos atómicos contenían partículas fundamentales positivas, a las que llamó **protones**. Los protones tenían el mismo valor de carga que los electrones, pero de signo contrario es decir positivos, y masa 1836 veces mayor que la del electrón.

La confirmación del protón reafirmó el modelo de Rutherford. Sin embargo, algo fallaba. No fue sino hasta 1932, que el físico **Chadwick** descubrió la tercera partícula fundamental, eléctricamente neutra a la que llamó neutrón.

Los descubrimientos del protón y del neutrón permitieron definir:

El número atómico Z: número de protones presentes en el núcleo de cada átomo de un elemento

El número másico A: suma del número de protones y de neutrones de un átomo un elemento



- **Modelo atómico de Bohr**

El modelo de Rutherford era inconsistente en algunos aspectos. Si consideramos el átomo de Hidrógeno, el único electrón que posee gira alrededor del protón, mantenido por la atracción eléctrica. Según la física clásica, el electrón es una partícula acelerada que emite energía radiante en forma **permanente**; al perder energía el electrón caería hacia el núcleo estrellándose en él. Si esto ocurriera, todos los electrones se hubieran estrellado con sus núcleos y se hubieran desintegrado todos los átomos del universo.

En 1900 el físico alemán **Max Planck** había descubierto que cualquier partícula, electrón, átomo o molécula, que oscila, emite energía en forma de radiación electromagnética, y la cantidad de energía que emite es múltiplo de una cantidad discreta llamada **cuanto**. Por lo tanto la energía emitida por el electrón **no podía ser continua**, o sea permanente

Estos descubrimientos llevaron a Bohr, físico danés discípulo de Rutherford a proponer un nuevo modelo atómico que resolvía las inestabilidades del modelo anterior.

El modelo de Bohr mantiene la estructura planetaria del modelo de Rutherford, pero se aplican los principios cuánticos sobre la emisión de energía.

Según el modelo de Bohr, **los electrones giran alrededor del núcleo en un número limitado de órbitas estables, es decir que el electrón no puede moverse a cualquier distancia del núcleo, sino a distancias determinadas. Cuando un electrón se encuentra en una órbita estable no emite energía, los electrones sólo pueden ganar o perder energía cuando "saltan" de una órbita a otra.**

Según este modelo, el átomo puede estar en estado fundamental o en estado excitado. Por ejemplo para el átomo de H₂, su único electrón se encuentra en el nivel 1 de energía en estado fundamental. Pero puede absorber energía y saltar a niveles superiores, estado excitado, y al volver al estado fundamental emite una radiación característica.



Después del espectacular éxito de la teoría de Bohr, su propuesta **no podía** explicar los espectros de emisión de los átomos que tenían más de un electrón, como los de Helio y Litio.

Con el descubrimiento del comportamiento ondulatorio de los electrones surgió otro problema; ¿cómo se podía precisar la "posición" de una onda? Es imposible saber su posición exacta debido a que se extiende en el espacio.

Para describir el problema que significa localizar una partícula subatómica que se comporta como onda. Werner Heisenberg formuló una teoría que ahora se conoce como **principio de incertidumbre de Heisenberg**; “es imposible conocer con certeza el momento p (definido como la masa por la velocidad) y la posición de una partícula simultáneamente” es decir no se puede saber en qué parte del átomo se localiza un electrón, sí definir la región en la que puede encontrarse en un momento dado, entonces para describir la distribución de los electrones en el hidrógeno y los demás átomos, la mecánica cuántica precisa de **tres números cuánticos**: *el número cuántico principal, el número cuántico del momento angular y el número cuántico magnético.*

Los números cuánticos

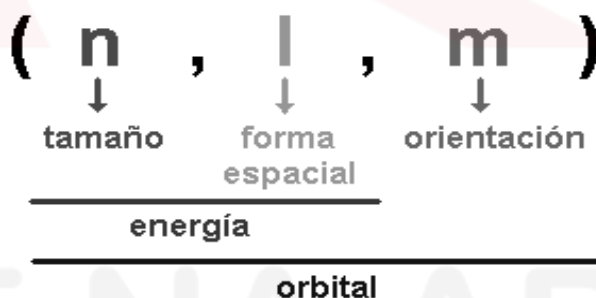
Cada función de onda viene determinada por una serie de números cuánticos y sólo son permitidas las funciones de onda de determinados conjuntos de números cuánticos que sirven también para definir el orbital atómico. Estos números cuánticos son tres:

1. **Número cuántico principal ("n")** su valor puede ser 1, 2, 3, ..., expresa la mayor o menor probabilidad de encontrar al e^- cerca del núcleo, (a mayor n, el e^- estaría más tiempo alejado del núcleo). Indica el número de capa o nivel energético de la misma. (Veremos que este número coincide con las filas de la Tabla Periódica)
2. **Número cuántico secundario ("l")** su valor puede ser 0, ..., n-1, para cada "n"; especifica el momento angular del electrón en su movimiento alrededor del núcleo y determina la forma espacial del orbital. Indica el número de subniveles energéticos que pueden existir en un nivel dado. Por razones históricas, a cada valor de este número cuántico se le designa por una letra:

Valor del nº cuántico "l"	0	1	2	3	4	5	...
letra asignada	s	p	d	f	g	h	...

El número cuántico principal y el secundario determinan conjuntamente la energía del orbital en un átomo.

3. **Número cuántico magnético ("m")** su valor puede ser -l, ..., 0, ..., +l, para cada "l"; representa la orientación de la forma espacial de cada orbital según un eje arbitrario de referencia que viene dado por un campo magnético externo. Los tres números cuánticos, antes descritos, definen un orbital; su tamaño, su forma y su orientación, así como su energía:



La forma de nombrarlos es, o bien a través de sus números cuánticos, o bien colocando en primer lugar el valor del número cuántico principal, después la letra asignada para el valor del número cuántico secundario y a continuación la letra o letras de los ejes coordenados del espacio como subíndice; por ejemplo:

$$n = 1, l = 0, m = 0 \text{ o } (1, 0, 0) \text{ u orbitales } 1s$$

$$n = 3, l = 2, m = 1 \text{ o } (3, 1, 1) \text{ u orbitales } 3p_x$$

$n = 5, l = 2, m = -2$ o $(5, 2, -2)$ u orbitales $5d_{xy}$

$$n = 1 \rightarrow l = 0 \rightarrow m = 0 \quad (1, 0, 0) \rightarrow 1s$$

Para $n = 2$ existen cuatro orbitales, de acuerdo con el rango de validez de los números cuánticos:

$$n = 2 \left\{ \begin{array}{l} \rightarrow l = 0 \rightarrow m = 0 \quad (2, 0, 0) \rightarrow 2s \\ \rightarrow l = 1 \left\{ \begin{array}{l} \rightarrow m = -1 \quad (2, 1, -1) \rightarrow 2p_y \\ \rightarrow m = 0 \quad (2, 1, 0) \rightarrow 2p_z \\ \rightarrow m = 1 \quad (2, 1, 1) \rightarrow 2p_x \end{array} \right. \end{array} \right.$$

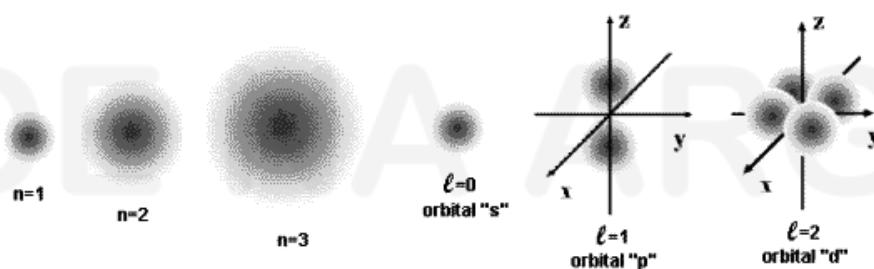
para $n = 3$ serán 9 orbitales posibles:

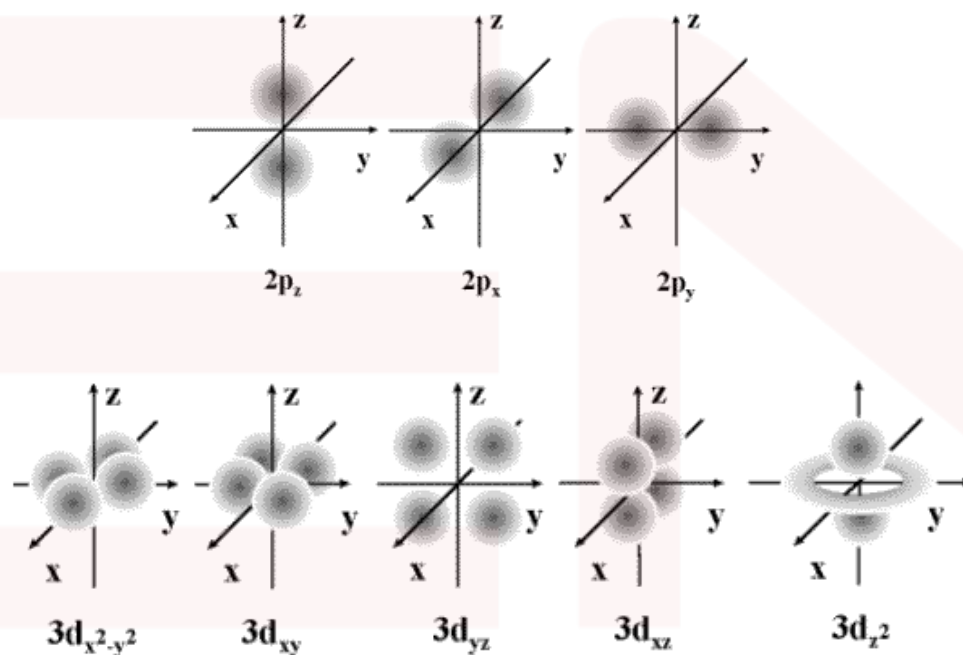
$$n = 3 \left\{ \begin{array}{l} \rightarrow l = 0 \rightarrow m = 0 \quad (3, 0, 0) \rightarrow 3s \\ \rightarrow l = 1 \left\{ \begin{array}{l} \rightarrow m = -1 \quad (3, 1, -1) \rightarrow 3p_y \\ \rightarrow m = 0 \quad (3, 1, 0) \rightarrow 3p_z \\ \rightarrow m = 1 \quad (3, 1, 1) \rightarrow 3p_x \end{array} \right. \\ \rightarrow l = 2 \left\{ \begin{array}{l} \rightarrow m = -2 \quad (3, 2, -2) \rightarrow 3d_{xy} \\ \rightarrow m = -1 \quad (3, 2, -1) \rightarrow 3d_{yz} \\ \rightarrow m = 0 \quad (3, 2, 0) \rightarrow 3d_{z^2} \\ \rightarrow m = 1 \quad (3, 2, 1) \rightarrow 3d_{xz} \\ \rightarrow m = 2 \quad (3, 2, 2) \rightarrow 3d_{x^2-y^2} \end{array} \right. \end{array} \right.$$

En cada capa "n" hay n^2 orbitales. Compruébalo para $n=4$ y $n=5$.

Nºcuántico "n"	1	2	3	4	5	...	n
Nº de orbitales	1	4	9	16	25	...	n^2

Los orbitales designados por una misma letra son parecidos, así los 1s son parecidos a los 2s, pero como n es mayor los orbitales son más grandes. A continuación tienes una representación gráfica de algunos de los orbitales atómicos antes descritos:



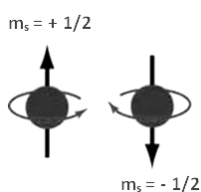


En 1928, Dirac, al combinar la teoría cuántica con la teoría relativista, introdujo un cuarto número cuántico para designar al electrón:

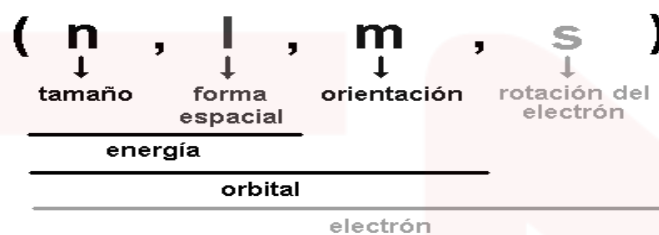
4. número cuántico de Spín "s"

Clásicamente representa el movimiento de rotación del electrón alrededor de sí mismo. El electrón, como carga eléctrica en movimiento, crea un campo magnético que puede ser del mismo sentido o de sentido opuesto a otro campo magnético externo. Al poder tener sólo dos sentidos de giro sobre sí mismo, "s" sólo podrá tomar 2 valores $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$.

Los electrones de spines opuestos, como dos imanes colocados paralelamente y de sentido opuesto, se atraen, compensando las fuerzas de repulsión electrostática, quedando éstos apareados. Por otro lado, los electrones de spines paralelos, al igual que dos imanes colocados paralelamente y en el mismo sentido, se repelen. Es imposible aparear dos electrones del mismo spín por las repulsiones de las fuerzas eléctrica y magnética.

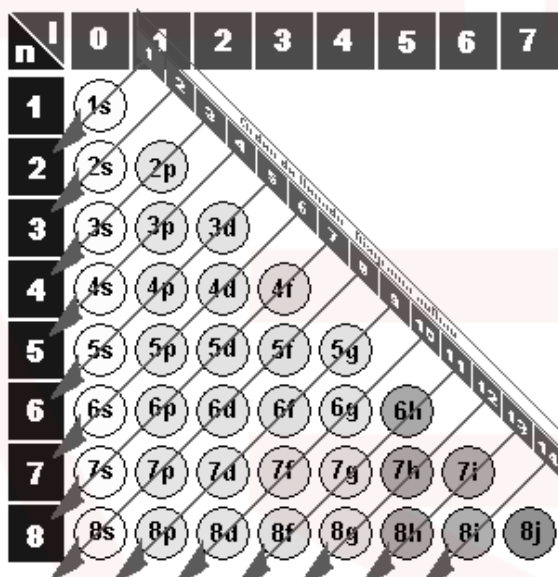


Para determinar a un electrón, hay que indicar el orbital atómico en el que se encuentra y su spín, es decir, hacen falta cuatro números cuánticos:



Como en cada capa hay n^2 orbitales, en cada una de ellas cabrán un máximo de $2n^2$ electrones: Una vez conocidos los orbitales atómicos de un átomo, sólo nos hace falta saber cómo son ocupados éstos por los electrones en estado fundamental o de mínima energía. A este proceso se le llama hallar la configuración electrónica de un átomo. Para ello, hay que seguir una serie de reglas:

1. Cada orbital puede tener, como máximo, dos electrones con spines antiparalelos. En un átomo no pueden haber dos e^- con los cuatro números cuánticos iguales (**principio de exclusión de Pauli**).
2. Los orbitales se llenan empezando por el de menor energía y siguiendo por los demás en orden creciente (**principio de aufbau**). Dicho orden es el siguiente:

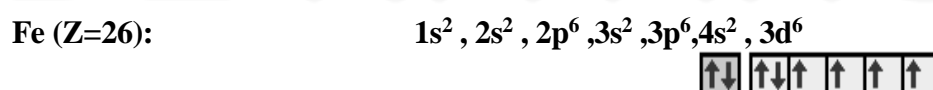


1. Al ocupar los orbitales degenerados (de energías equivalentes), cada uno de ellos ha de estar ocupado por un electrón antes de asignar un segundo electrón a cualquiera de ellos. Los spines de estos electrones deben ser iguales (regla de la máxima multiplicidad de Hund).

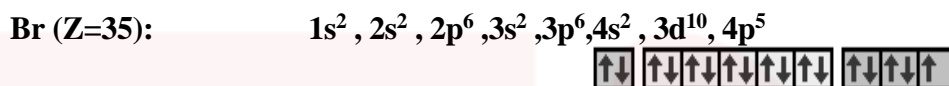
Por ejemplo, la configuración electrónica del Azufre sería:



la del hierro:



y la del bromo:



La configuración electrónica sirve para conocer los **e** que hay en la última capa, y esto es muy importante ya que, átomos de configuración electrónica de última capa similar tienen propiedades químicas parecidas. De hecho, **la ordenación de los elementos en el sistema periódico actual se basa en las configuraciones electrónicas**. Además en la última capa están los electrones que entran en combinación.

Podemos resumir indicando que la corteza electrónica se organiza en capas, indicadas por el número **cuántico principal, n**, que indica su lejanía al núcleo.

Dentro de las capas hay distintos orbitales, especificados por el número **cuántico azimutal, l**, y que indica la forma del orbital. El número de orbitales de cada tipo está dado por el número **cuántico magnético, m**, que nos señala la orientación del orbital. Además hay otro número cuántico, **de espín, s**, que sólo puede tomar dos valores e indica el giro del electrón sobre sí mismo.

Resumiendo : **Teoría atómico-molecular**

La teoría atómico-molecular puede sintetizarse mediante los siguientes enunciados:

- La mayoría de las sustancias están constituidas por pequeñísimas partículas, llamadas moléculas, que están formadas por uno o varios átomos unidos entre sí.
- Las moléculas de una sustancia son iguales entre sí y difieren de las de las de otras sustancias. por ejemplo, que todas las moléculas de la sustancia amoníaco (NH₃) tienen la misma composición, (un átomo de nitrógeno y tres de hidrógeno) pero diferente de la de cualquier otra sustancia.
- Las moléculas de las sustancias simples están formadas por átomos de un mismo elemento, y las de las sustancias compuestas por átomos de por lo menos dos elementos distintos. La molécula de la sustancia simple nitrógeno (N₂) por ejemplo, está constituida por dos átomos de nitrógeno. La molécula de dióxido de carbono (CO₂) que es una sustancia gaseosa compuesta, está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.
- El número de átomos que constituye una molécula se denomina **atomicidad**. Las moléculas formadas por un solo átomo, como las de los gases nobles, se denominan monoatómicas y su atomicidad es uno; el neón (Ne). Las que están formadas por dos átomos, como las moléculas de cloro Cl₂, tienen atomicidad dos y decimos que son diatómicas. La atomicidad de la molécula de agua (H₂O) es tres y por lo tanto es triatómica. En general, a las moléculas formadas por dos o más átomos, las llamamos poliatómicas.

Durante las transformaciones físicas no se producen cambios en las moléculas de las sustancias.

Durante las transformaciones químicas, se producen cambios en el tipo de moléculas, pero no en el número y clase de átomos.

Átomos

Las partículas subatómicas

De las experiencias vistas anteriormente revelaron que el átomo no es el constituyente más elemental de la materia sino que a su vez, está formado por tres partículas subatómicas fundamentales: **el electrón, el protón y el neutrón.**

El electrón

En 1897 el físico inglés Joseph John Thomson confirmó que todos los átomos contienen partículas con carga eléctrica negativa, que se denominaron electrones. Finalmente en 1909, Robert Millikan llevó a cabo una serie de experimentos para medir la carga del electrón con gran precisión. Su trabajo demostró que la carga de cada electrón era exactamente la misma. En su experimento, Millikan analizó el movimiento de minúsculas gotas de aceite que adquirirían carga estática a partir de los iones del aire. Suspendía en el aire las gotas cargadas mediante la aplicación de un campo eléctrico y seguía su movimiento con un microscopio

Al aplicar sus conocimientos sobre electrostática, Millikan encontró que la carga de un electrón es de $-1.6022 \times 10^{-19} \text{C}$.

A partir de estos datos calculó la masa de un electrón:

$$\begin{aligned} \text{masa de un electron} &= \frac{\text{carga}}{\text{carga/masa}} \\ &= \frac{-1.6022 \times 10^{-19}}{1.76 \times 10^8} \text{ C/C/g} \\ &= 9.10 \times 10^{-28} \text{ g} \end{aligned}$$

Un peso extremadamente pequeño, despreciable en el cálculo del peso atómico

El Protón

Desde principios de ya se conocían dos características de los átomos: contienen electrones y son eléctricamente neutros.

Para que un átomo sea neutro debe contener el mismo número de cargas positivas y negativas.

De las experiencias de Rutherford vistas anteriormente, las partículas del núcleo que tienen carga positiva reciben el nombre de protones.

En otros experimentos se encontró que los protones tienen la misma cantidad de carga que los electrones y que su masa es de $1.67262 \times 10^{-24} \text{ g}$, aproximadamente 1.840 veces la masa de las partículas con carga negativa, los electrones.

El neutrón

El modelo de Rutherford de la estructura atómica dejaba un importante problema sin resolver. Se sabía que el hidrógeno, el átomo más sencillo, contenía solamente un protón, y que el átomo de helio contenía dos protones. Entonces, la relación entre la masa de un átomo de He y un átomo de H **debería ser 2 : 1**. (Debido a que los electrones son mucho más ligeros que los protones, se puede ignorar su contribución a la masa atómica.)

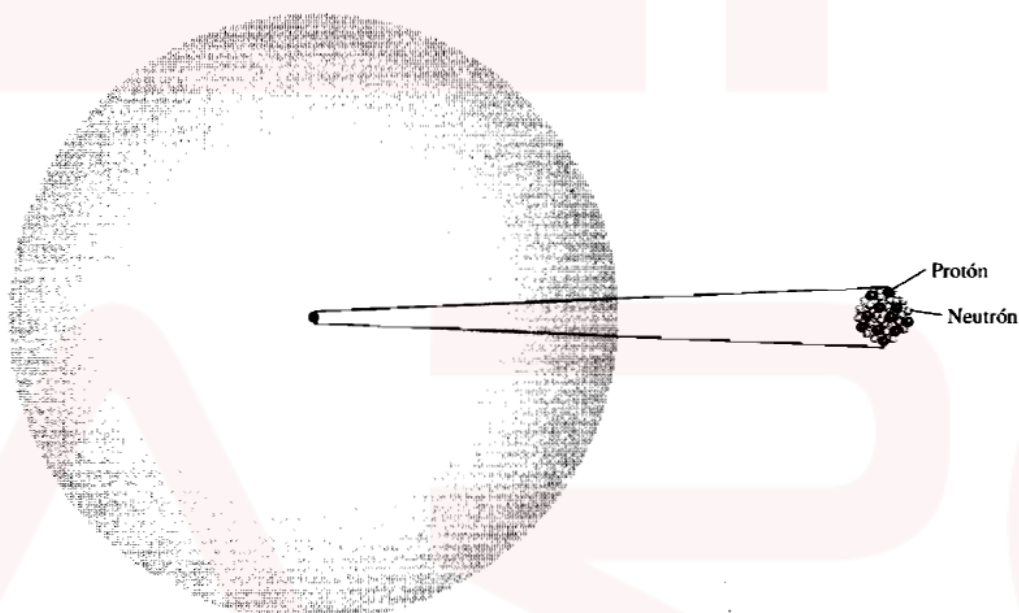
Sin embargo, **en realidad la relación es 4: 1**. Rutherford y otros investigadores habían propuesto que debería existir otro tipo de partícula subatómica en el núcleo, hecho que el físico inglés James Chadwick probó en 1932. Demostró que eran partículas eléctricamente neutras con una masa ligeramente mayor que la masa de los protones.

El misterio de la relación de las masas ahora podía explicarse. En el núcleo de helio existen dos protones y dos neutrones, mientras que en el núcleo de hidrógeno hay sólo un protón y no hay neutrones; por tanto, la relación es 4: 1

Propiedades de las partículas subatómicas

Partícula	Masa (g)	Carga	
		Coulombs	Carga unitaria
Electrón*	9.10939×10^{-28}	-1.6022×10^{-19}	-1
Protón	1.67262×10^{-24}	$+1.6022 \times 10^{-19}$	+1
Neutrón	1.67493×10^{-24}	0	0

Los protones y neutrones de un átomo están confinados en el núcleo, que es extremadamente pequeño. Los electrones forman una "nube" alrededor del núcleo.

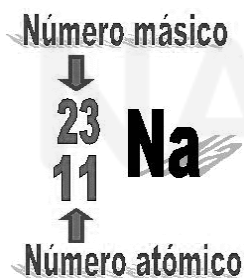


La nube de carga electrónica constituye casi todo el volumen del átomo, pero, sólo representa una pequeña parte de su masa

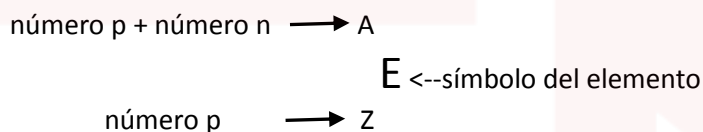
Los átomos están formados por un núcleo (formado por protones y neutrones), de tamaño reducido y cargado positivamente, rodeado por una nube de electrones, que se encuentran en la corteza.

El número de protones que existen en el núcleo, **es igual** al número de electrones que lo rodean. Este número es un entero, que se denomina **número atómico** y se designa por la letra, "**Z**".

La suma del número de protones y neutrones en el núcleo se denomina **número másico** del átomo y se designa por la letra, "**A**".



Entonces, para representar la composición de cualquier átomo particular, necesitamos especificar el número de protones (p), neutrones (n), y electrones (e). Podemos hacer esto con el siguiente simbolismo



Este esquema indica que el átomo es del elemento E y que tiene un número atómico Z y un número de masa A.

Por ejemplo, un átomo de sodio (Na), tiene 11 protones y 12 neutrones en su núcleo, y 11 electrones fuera del núcleo.

Conclusión: Conociendo Z y A de un dado átomo, podemos saber las partículas subatómicas que lo constituyen:

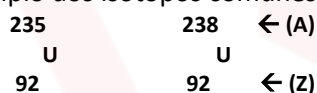
$$\begin{array}{l} Z = N^{\circ} \text{ de protones} \\ A - Z = N^{\circ} \text{ de neutrones} \\ Z = N^{\circ} \text{ de electrones para el átomo neutro.} \end{array}$$

Isotopos

En una tabla de masas atómicas el valor que se encuentra para el carbono es 12,011, aunque la masa atómica estándar es exactamente 12. ¿Por qué existe esta diferencia?

La masa atómica estándar está basada en una muestra de carbono que contiene solamente átomos de carbono-12 (A=12), mientras que el carbono que existe en la naturaleza contiene también algunos átomos de carbono-13 (A=13). La existencia de estos dos isótopos es la causa de que la masa atómica observada sea mayor de 12.

Los isótopos, por lo tanto, son átomos que tienen el mismo número atómico pero diferente número de masa. Por ejemplo dos isótopos comunes del uranio, con números de masa 235 y 238, respectivamente:



Normalmente , la masa atómica (peso) de un elemento es la media de las masas isotópicas, ponderada de acuerdo a la abundancia en la naturaleza de los isótopos del elemento

Iones

Un ion es un átomo o un grupo de átomos que tiene una carga neta positiva o negativa.

El número de protones, cargados positivamente, del núcleo de un átomo **permanece igual** durante los cambios químicos comunes (llamados reacciones químicas), pero se **pueden perder o ganar electrones**, cargados negativamente.

La pérdida de uno o más electrones a partir de un átomo neutro forma un **catión**, un ion con carga neta positiva.

Por ejemplo, un átomo de sodio (Na) fácilmente puede perder un electrón para formar el catión sodio, que se representa como Na⁺:

Átomo de Na	Ion Na ⁺ (Cación)
11 protones	11 protones
11 electrones	10 electrones

Por otra parte, **un anión** es un ion cuya carga neta es negativa debido a un incremento en el número de electrones. Por ejemplo, un átomo de cloro (Cl) puede ganar un electrón para formar el ion cloruro Cl⁻

Átomo del	Ion Cl ⁻ (Anión)
17 protones	17 protones
17 electrones	18 electrones

Entonces;

- 1.- Cambia N° de protones , estamos en presencia de otro elemento (distinto Z)
- 2.- Cambia N° de electrones ,estamos en presencia de un **ión** (mismo elemento (mismo Z) con distinto numero de electrones)
- 3.- Cambia N° de neutrones estamos en presencia de un **isótopo** (mismo elemento (mismo Z) con distinto numero de protones)

Masa atómica y molecular concepto de u.m.a.

Debido a las dimensiones tan reducidas de los átomos y de las moléculas, las masas de ambos son muy pequeñas, del orden de 10^{-27} Kg, y para trabajar con mayor comodidad, se ha definido la unidad de masa atómica (**uma**) como la doceava parte de la masa del isótopo de carbono 12, al cual se le asigna una masa de 12 uma.

Cuando se dice que la masa atómica del nitrógeno es 14 uma, se indica que la masa de un átomo de nitrógeno es 14 veces mayor que la doceava parte del carbono 12.

Por otro lado, como las moléculas están formadas por átomos y estos tienen masa, también la tendrán las moléculas. A esta masa se le llama masa molecular y se obtiene teniendo en cuenta la masa atómica de cada elemento que integra el compuesto y el número de átomos que interviene. Así, la masa molecular del amoníaco es 17 porque:

$$M(\text{NH}_3) = (1 \times 14) + (3 \times 1) = 17 \text{ uma}$$

3) La tabla periódica (en lo sucesivo tener una Tabla Periódica)

Más de la mitad de los elementos que se conocen en la actualidad se descubrieron entre 1800 1900. Durante este periodo los químicos observaron que muchos elementos mostraban grandes semejanzas entre ellos.

El reconocimiento de las regularidades periódicas en las propiedades físicas y en el comportamiento químico, así como la necesidad de organizar la gran cantidad de información disponible sobre la estructura y propiedades de las sustancias elementales, condujeron al desarrollo de la tabla periódica, una tabla en la que se encuentran agrupados los elementos que tienen propiedades químicas y físicas semejantes.

Nueva tabla periódica © FF

1 H	2 He											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg	3 Sc	4 Ti	5 V	6 Cr	7 Mn	8 Fe	9 Co	10 Ni	11 Cu	12 Zn	13 Ga	14 Ge	15 As	16 Se	17 Br	18 Kr
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cp	113	114	115	116	117	118
<i>Lanthanide series</i>		57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb		
<i>Actinide series</i>		89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No		

- 1ª columna: alcalinos
- 2ª columna: alcalinotérreos
- 3ª a 12ª columna : de transición
- 13ª columna: térreos
- 14ª columna: carbonoideos
- 15ª columna: nitrogenoideos
- 16ª columna: anfígenos
- 17ª columna: halógenos
- 18ª columna: gases nobles

Los elementos se clasifican en:

- Metales: gris claro
- No metales: gris mediano
- Semimetales: gris oscuro

Diferencias entre Metales y No metales

Aspecto Analizado	Metales	No Metales
Estado físico	Sólido(Excepto Mercurio)	Gases-Líquidos-Sólidos
Capacidad conductora Calor-Electricidad	Buenos	Malos
Brillo metálico	si	no
Atomicidad	Generalmente monoatómicos(Fe)	Mono o poliatómicas
Electronegatividad	Positiva	negativa
Iones	Cationes	Aniones

En una tabla periódica moderna, los elementos están distribuidos según su número atómico y la configuración electrónica de un átomo es decir de la distribución de los electrones entre los diferentes orbitales en las capas principales y las subcapas. (Recordar números cuánticos)

Veremos que muchas de las propiedades físicas y químicas de los elementos pueden relacionarse con las configuraciones electrónicas.

La tabla periódica moderna, contiene filas horizontales, llamadas periodos, y en columnas verticales, conocidas como grupos o familias, de acuerdo con sus semejanzas en las propiedades químicas.

Los elementos del mismo grupo de la tabla tienen configuraciones electrónicas semejantes

Los átomos del grupo 1 (metales alcalinos) tienen un único electrón en la capa exterior (de valencia) en un orbital **s** es decir, **ns¹**.

Los átomos del grupo 17 (halógenos) tienen siete electrones en la capa exterior (de valencia), en la configuración **ns²np⁵**.

Los átomos del grupo 18 (gases nobles), con la excepción del helio, que tiene sólo dos electrones, tienen la capa externa con ocho electrones, en la configuración **ns²np⁶**.

Grupo	Elemento	Configuración
1	H	1s ¹
	Li	[He]2s ¹
	Na	[Ne]3s ¹
	K	[Ar]4s ¹
	Rb	[Kr]5s ¹
	Cs	[Xe]6s ¹
17	Fr	[Rn]7s ¹
	F	[He]2s ² 2p ⁵
	Cl	[Ne]3s ² 3p ⁵
	Br	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵
	I	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵
18	At	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵
	He	1s ²
	Ne	[He]2s ² 2p ⁶
	Ar	[Ne]3s ² 3p ⁶
	Kr	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶
	Xe	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶
	Rn	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶

Si analizamos una tabla periódica nos daremos cuenta que para cada periodo (N° cuántico principal) se van completando los orbitales **s** hasta llegar a los gases nobles en donde se completan los orbitales **p** con los 6 electrones posibles

Cuando aparecen los grupos de transición (n=4) se completan los orbitales **d** del N° cuántico anterior, en este caso el 3ro (regla de Aufbau).

Vemos entonces que se conforman 4 grupos de distribución

Bloque s. Se llena el orbital s de número cuántico principal (n) más alto. El bloque s está formado por los grupos 1 y 2. (2 grupos que corresponde a 2 electrones posibles)

Bloque p. Se llenan los orbitales p de número cuántico (n) más alto. El bloque p está formado por los grupos 13, 14, 15, 16, 17 y 18. (6 grupos que corresponde a 6 electrones posibles)

Bloque d. Se llenan los orbitales d de la capa electrónica n — 1, la anterior a la más externa. El bloque d incluye los grupos 3,4, 5, 6, 7, 8, 9,10, 11 y 12. (10 grupos que corresponde a 10 electrones posibles)

Bloque f. Se llenan los orbitales f de la capa electrónica n — 2. Los elementos del bloque f son los lantánidos y los actínidos.

Elementos de los grupos principales

Bloque s																		Bloque p																	
1																		2																	
H																		He																	
3		4		Elementos de transición														5		6		7		8		9		10							
Li		Be		Bloque d														B		C		N		O		F		Ne							
11		12		3d														13		14		15		16		17		18							
Na		Mg		4d														Al		Si		P		S		Cl		Ar							
19		20		5d														31		32		33		34		35		36							
K		Ca		6d														Ga		Ge		As		Se		Br		Kr							
37		38		7d														49		50		51		52		53		54							
Rb		Sr		8d														In		Sn		Sb		Te		I		Xe							
55		56		9d														81		82		83		84		85		86							
Cs		Ba		10d														Tl		Pb		Bi		Po		At		Rn							
87		88		11d														110		111		112		113		114		115		116		117		118	
Fr		Ra		12d														110		111		112		113		114		115		116		117		118	
Ac†		Rf†		Elementos de transición interna														Tl		Pb		Bi		Po		At		Rn							
106		107		Bloque f														110		111		112		113		114		115		116		117		118	
Sg		Bh		4f														110		111		112		113		114		115		116		117		118	
106		107		5f														110		111		112		113		114		115		116		117		118	
Sg		Bh		6f														110		111		112		113		114		115		116		117		118	
106		107		7f														110		111		112		113		114		115		116		117		118	
Sg		Bh		8f														110		111		112		113		114		115		116		117		118	

Propiedades Periódicas

Tal como se ha indicado, la Tabla Periódica refleja la periodicidad en la configuración electrónica de los elementos, por lo que cabe esperar una variación periódica de determinadas propiedades de los elementos que forman los grupos y los períodos.

- En los períodos, al avanzar hacia la derecha, aumenta en una unidad la carga nuclear y se añade un electrón a la corteza, pero estos electrones no apantallan con efectividad de una unidad a los electrones de la misma capa, por lo que los electrones de la capa de valencia serán cada vez más atraídos por la carga positiva del núcleo.
- En los grupos, al bajar en los mismos, los electrones entran cada vez en capas de mayor valor de n, por lo que irá aumentando su distancia al núcleo y por tanto, se sentirán menos atraídos.

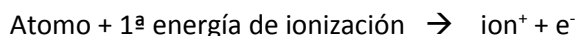
Como consecuencia de ello, veamos cómo variarán algunas propiedades de los elementos.

A) Radio atómico

De acuerdo con lo indicado, el radio de los átomos disminuirá al desplazarse hacia la derecha en un período y aumentará al bajar en un grupo.

B) Energías de ionización (E.I.)

Se define como la energía necesaria para arrancar un electrón a un átomo aislado. Así



Como ya se ha indicado, el electrón que sale primero es el más externo (una vez escrita la configuración electrónica con todos los orbitales ordenados en orden creciente de n y para el mismo valor de n en orden creciente de valores de l).

Se puede arrancar más de un electrón y entonces se llamará segunda energía de ionización, tercera, etc. Lógicamente, al arrancar un electrón se forma un ion positivo, por lo que para arrancarle un segundo electrón (carga negativa) habrá que suministrar más energía que para el primero, por lo que los valores de E. I. aumentarán $1^{\text{a}} < 2^{\text{a}} < 3^{\text{a}} < \dots$

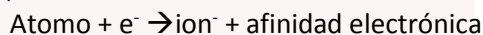
En un período, como aumenta la carga nuclear, Z, hacia la derecha, la E. I. lo hará en el mismo sentido.

En un grupo, disminuirá al bajar en el mismo, pues el electrón a arrancar está cada vez más alejado del núcleo y por tanto menos atraído por el mismo.

Al arrancarle electrones a un átomo, los cationes obtenidos siempre tendrán **menor** radio que el mismo átomo neutro.

C) Afinidad electrónica

Se denomina afinidad electrónica o electroafinidad a la **energía desprendida** cuando un átomo capta un electrón. Así,



Los electrones que entran estarán más atraídos cuanto mayor sea la carga nuclear que los atrae y menor la distancia a la que se sitúan. Por ello, aumentará el valor de la A. E. al desplazarse en un período hacia la derecha y disminuirá al bajar en un grupo. Es decir, la energía liberada aumenta de izquierda a derecha en valor absoluto, con signo negativo.

Los iones negativos, aniones, obtenidos al captar un electrón tendrán un radio **mayor** que los átomos neutros de los que proceden.

D) Electronegatividad

Se define la electronegatividad como la tendencia que tiene un átomo a atraer sobre sí a los electrones que comparte con otro átomo.

Aún cuando los conceptos de E. I. y A. E. se refieren a la formación de iones, no debe extrañar que cuando se forma un enlace covalente entre átomos diferentes, el par de electrones no será compartido por igual y aquellos elementos que aportan a ese enlace electrones más estables (más atraídos por el núcleo) sean los que tienen mayor tendencia a atraer sobre sí a los pares compartidos con otro.

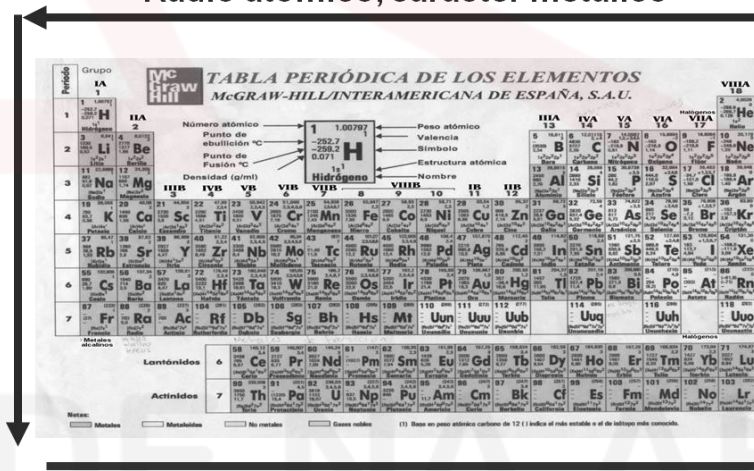
Por ello, la electronegatividad aumenta hacia la derecha en los períodos y disminuye hacia abajo en los grupos

E) Carácter Metálico:

Mide la tendencia de los elementos a perder electrones, son elementos Electropositivos (El mayor el Fr)

En Resumen:

Radio atómico, carácter metálico



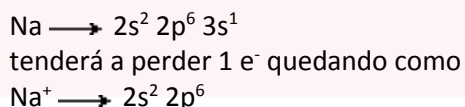
Afinidad electrónica, electronegatividad, energía de ionización

Valencias

Analizando la T. Periódica podemos ver que los estados de oxidación (valencias), están en relación con la configuración electrónica de los elementos, por lo tanto, también varían de forma periódica.

Los estados de oxidación más importantes corresponden a la pérdida o ganancia de e^- para conseguir una configuración electrónica de gas noble, (**ocupación total de los orbitales s y p**).

Ejemplo:



Los átomos se clasifican según esta tendencia en (además de los gases nobles antes descritos):

Metales:	<ul style="list-style-type: none"> • Elementos que tienen pocos electrones en la última capa (1, 2 ó 3). • Tienen tendencia a perderlos para adquirir configuración electrónica de gas noble (tener la última capa completa). • Se cargarán positivamente formando lo que se denomina un catión. • Se encuentran a la izquierda de la T. Periódica
No metales:	<ul style="list-style-type: none"> • Tienen muchos electrones en la última capa (5, 6 ó 7). • Tienen tendencia a ganar para adquirir configuración electrónica de gas noble (completar la última capa). • Se cargarán negativamente formando lo que se denomina un anión. • Se encuentran a la derecha de la T. Periódica

En general, se puede decir que cuando un átomo se combina con otro para formar un compuesto, lo hace de tal manera que con ello adquiere la configuración electrónica del gas noble más cercano, (ocho electrones en su última capa, **regla del octeto**) y eso se puede conseguir a través de una cesión, captación o compartición de e^- . Esta es la razón por la que los gases nobles son tan inertes.

Regla del Octeto: Los Átomos de los elementos tienden a unirse entre sí compartiendo o transfiriendo electrones, de manera que su nivel más externo se complete con **ocho electrones**

	16	17	18	1	2
n = 1			He:		
n = 2	·Ö· ·Ö·	·F· ·F·	·Ne· ·Ne·	Li·	·Be·
n = 3	·S· ·S·	·Cl· ·Cl·	·Ar· ·Ar·	Na·	·Mg·
n = 4	·Se· ·Se·	·Br· ·Br·	·Kr· ·Kr·	K·	·Ca·
n = 5	·Te· ·Te·	·I· ·I·	·Xe· ·Xe·	Rb·	·Sr·
n = 6	·Po· ·Po·	·At· ·At·	·Rn· ·Rn·	Cs·	·Ba·

→ Toma electrones
← Cede electrones

Ejemplo:

Grupo 17 Halógenos
 CEE $ns2np5$
 Forman aniones A^-

Grupo 1 Metales alcalinos.
 CEE $ns1$
 Forman cationes M^+

Como sabemos los electrones que entran en combinación se encuentran en las capas periféricas hablamos entonces de

Capa de Valencia

Representación del último nivel de energía de la configuración electrónica de un elemento, incluyendo únicamente los orbitales "s y p". Por ejemplo el Mg :

Configuración Capa de Valencia
 $_{12}\text{Mg } 1s^2/2s^2 2p^6/3s^2$ **3s²**

Electrones de Valencia

Electrones que se encuentran en la Capa de Valencia.

Por ejemplo el magnesio que tiene una capa de valencia **3s²**, tiene 2 electrones de valencia.

Elemento	Capa de Valencia	Electrones de Valencia
Mg	3s ²	2
Cl	3s ² 3p ⁵	7
Al	3s ² 3p ¹	3
O	2s ² 2p ⁴	6

Estructura de LEWIS

La estructura de Lewis es la representación gráfica del símbolo del elemento con los electrones de valencia alrededor del símbolo, empleando puntos o asteriscos.

El número de electrones de valencia de los elementos representativos es igual al grupo donde se encuentran.

Elemento	Electrones de Valencia	Estructuras de Lewis
Mg	2	Mg•• •Mg••
Cl	7	••• •Cl•••
Al	3	•Al• •Al•
O	6	••• •O•••

Un átomo puede tener una o más estructuras de Lewis, que corresponde a las diferentes posibilidades de acomodo de los electrones de valencia. por ejemplo el Ba tiene una estructura de Lewis al combinarse con el cloro y otra diferente cuando se encuentra con el azufre.

<p>Na• ••• Sodio Cloro</p> <p>Na•••Cl••• Cloruro de sodio</p>	<p>•Ba• ••• Bario Cloro</p> <p>•••Ba••• Cloruro de bario</p>	<p>H• ••• Hidrógeno Oxígeno</p> <p>H•••O•••H Agua</p>
<p>Na• ••• Sodio Azufre</p> <p>Na•••S•••Na Sulfuro de sodio</p>	<p>Ba• ••• Bario Azufre</p> <p>Ba•••S••• Sulfuro de bario</p>	<p>•Al• ••• Aluminio Fluor</p> <p>•••F•Al•F••• Fluoruro de Aluminio</p>

Alrededor del símbolo existen cuatro lados imaginarios (un cuadrado) y existe la capacidad de dos electrones por lado (la estructura de Lewis de un átomo puede tener hasta 8 electrones de valencia).

Regla del octeto

En la representación de la estructura de Lewis de un átomo individual, el máximo de electrones que pueden representarse alrededor del símbolo son 8, los únicos que cumplen con esta condición son los gases nobles (grupo VIII A).

Cuando los átomos se unen para formar moléculas, los únicos que completan el octeto o los ocho electrones son los elementos no metálicos (los que se escriben a la derecha en las moléculas binarias y en el centro en las ternarias).La regla del octeto se aplica cuando se escribe la estructura de Lewis de un compuesto

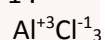
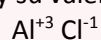
Valencia

Número de electrones encontrados en el nivel más externo de un átomo (último nivel de energía), que pueden compartirse con otro átomo para formar enlaces químicos.

La valencia puede ser negativa o positiva, positiva cuando tenga menos de 4 electrones y es capaz de donarlos y negativa cuando tiene más de 4 electrones y tiene la capacidad de aceptar electrones para completar el octeto.

Elemento	Electrones de Valencia	VALENCIA
Mg	2	+2
Cl	7	-1
Al	3	+3
O	6	-2

Por ejemplo, el Al del grupo III A, tiene 3 electrones de Valencia, su valencia es +3 y el cloro del grupo VIIA tiene 7 electrones de valencia y su valencia es -1 .



La **Valencia** se representa con un signo que indica si se ganan (-) o se pierden (+) electrones, y por un número que son la cantidad de electrones ganados o perdidos. En el ejemplo anterior un átomo de aluminio se enlaza con tres átomos de cloro, el aluminio cede un electrón a cada cloro (3 electrones en total) y cada uno de los cloros aceptan un electrón.

Guía de Problemas**Problema 1**

Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:

A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$;

B: $1s^2 2s^2$;

C: $1s^2 2s^2 2p^6$.

Indique, razonadamente:

- El grupo y período en los que se hallan A, B y C.
- Los iones más estables que formarán A, B y C.

Problema 2

a) Escriba la estructura electrónica de los átomos de los elementos cuyos números atómicos son 11, 13 y 16.

b) Indique, justificando la respuesta, el elemento de mayor energía de ionización y el que tiene mayor carácter metálico.

c) ¿En qué grupo y período del sistema periódico está situado cada elemento?

Problema 3

Para cada una de las siguientes parejas:

a) K (Z = 19) y Cl (Z = 17);

b) F (Z = 9) y Na (Z = 11);

c) Cl⁻ y K⁺.

Indique de forma razonada, qué átomo o ion tiene un radio mayor.

Problema 4

- Indique la configuración electrónica de los átomos de los elementos A, B y C cuyos números atómicos son respectivamente: 13, 17 y 20.
- Escriba la configuración electrónica del ion más estable de cada uno de ellos.
- Ordene dichos iones por orden creciente de sus radios.

Problema 5

Dados los elementos A, B, y C, de números atómicos 9, 19 y 35, respectivamente:

- Escriba la estructura electrónica de esos elementos
- Determine el grupo y período a los que pertenecen.
- Ordénelos en orden creciente de su electronegatividad.

Problema 6

Dados los elementos A y B cuyos números atómicos son, respectivamente, $Z = 20$ y $Z = 35$.

- Escriba la configuración electrónica de ambos.
- Cuál tendrá mayor radio? Razone la respuesta.
- ¿Cuál tendrá mayor afinidad electrónica? Razone la respuesta.

Problema 7

Dadas las siguientes configuraciones electrónicas correspondientes a átomos neutros (no ión):

A) $1s^2 2s^2 2p^5$ B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ C) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$ D) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

Indique razonadamente:

- Grupo y período a que pertenece cada elemento.
- Qué elemento posee mayor energía de ionización y cuál menor.
- Qué elemento tiene mayor radio atómico.

Problema 8

Los elementos A y B tienen, en sus últimos niveles, las configuraciones:

A = $4s^2 3d^6 4p^1$ y B = $3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$. Justifique:

- Si A es metal o no metal.
- Qué elemento tendrá mayor afinidad electrónica.
- Qué elemento tendrá mayor radio.

Problema 9

Defina:

- Energía de ionización.
- Afinidad electrónica.
- Electronegatividad.

Problema 10

Dados los elementos A ($Z=13$), B ($Z=9$) y C ($Z=19$)

- Escriba sus configuraciones electrónicas.
- Ordénelos de menor a mayor electronegatividad.
- Razone cuál tiene mayor volumen.

Problema 11

Dado el elemento de $Z = 19$:

- Escriba su configuración electrónica.
- Indique a qué grupo y período pertenece.

c) ¿Cuáles son los valores posibles que pueden tomar los números cuánticos de su electrón más externo?

Problema 12

Cuatro elementos que llamaremos A, B, C y D tienen, respectivamente, los números atómicos: 2, 11, 17 y 25.

Indique:

- El grupo y el periodo al que pertenecen.
- Cuáles son metales.
- El elemento que tiene mayor afinidad electrónica.

Problema 13

Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de la capa de valencia:

1) ns^1 2) $ns^2 np^4$ 3) $ns^2 np^6$

- Indique el grupo al que corresponde cada una de ellas.
- Nombre dos elementos de cada uno de los grupos anteriores.
- Razone cuáles serán los estados de oxidación más estables de los elementos de esos grupos.

Problema 14

- Defina el concepto de energía de ionización de un elemento.
- Justifique por qué la primera energía de ionización disminuye al descender en un grupo de la tabla periódica.
- Dados los elementos F, Ne y Na, ordénelos de mayor a menor energía de ionización

Problema 15

Considere la serie de elementos: Li, Na, K, Rb y Cs.

- Defina Energía de ionización.
- Indique cómo varía la Energía de Ionización en la serie de los elementos citados.
- Explique cuál es el factor determinante de esta variación.

Problema 16

Los números atómicos de los elementos A, B y C son, respectivamente, 20, 27 y 34.

- Escriba la configuración electrónica de cada elemento.
- Indique qué elemento es el más electronegativo y cuál el de mayor radio.
- Indique, razonadamente, cuál o cuáles de los elementos son metales y cuál o cuáles no metales.

17) Completar Cuadro

Elemento	Protones	Neutrones	Electrones	Z	A	Carga
A				11	23	0
B		18	17			0
C			18		39	+1
D	17				36	-1
E	92				238	0
F		20		17		
G		20		20		-2
H	26				52	+2

Cuales elementos son isótopos, cuales isoelectrónicos.

4) UNIONES (enlaces) QUIMICAS

En temas anteriores, ya hemos estudiado el átomo y ahora vamos a ver cómo se pueden combinar esos átomos entre sí. Este aspecto es muy importante ya que, como veremos, según el tipo de enlaces que formen, podremos predecir las propiedades de las sustancias.

Las sustancias están constituidas por agrupaciones de átomos. Unas veces, tales agrupaciones forman agregados neutros: las moléculas y otras resultan con carga: los iones. Sólo los gases nobles y algunos metales en estado vapor están constituidos por moléculas monoatómicas (es decir, por átomos sueltos). La unión entre átomos, iones o moléculas es lo que constituye un enlace químico.

¿Por qué se unen los átomos?

Una respuesta muy general es la siguiente: lo hacen porque siguen la tendencia de llegar al estado de mínima energía (**más estable**). En otras palabras cuando dos átomos se unen para formar un enlace estable, se libera una cierta cantidad de energía: (energía de enlace).

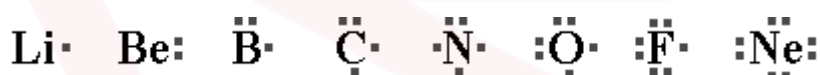
Esto significa que se obtiene un sistema energéticamente favorable, con menor energía que la correspondiente a los átomos separados. Esta misma cantidad de energía deberá ser suministrada al sistema si queremos separarlos en sus constituyentes, es decir si queremos romper la unión química

De acuerdo a este hecho experimental la **Teoría de Lewis de la unión química** postula que, cuando los átomos se unen para formar una unión, toman, ceden o comparten electrones de manera tal que adquieran la configuración electrónica del gas noble más cercano, es decir de tener 8 electrones en su último nivel de energía, por eso se la conoce también como **regla del octeto**. (visto anteriormente)

Como sabemos que los átomos al combinarse tienden a adquirir una configuración electrónica que les dé la mayor estabilidad posible, o sea la del gas noble más cercano en número atómico.

Esto es bastante riguroso para los elementos **representativos**, no así para los demás

En el enlace químico juega un papel decisivo la configuración electrónica de la **capa más externa** de los átomos, la de mayor energía, llamada **capa de valencia**. De esa configuración depende, además, el tipo de enlace que se formará, por ello, y dada su importancia, se utilizan los diagramas de Lewis, en los que figura el símbolo del elemento rodeado de tantos puntos como electrones de valencia posea. Así por ejemplo, los diagramas de Lewis de los elementos del segundo periodo son:



En la tabla periódica, todos los átomos de un mismo grupo tienen propiedades similares porque todos tienen los mismos electrones de valencia, y un átomo usa algunos o todos los electrones de valencia para combinarse con otros

Clasificación de las uniones químicas

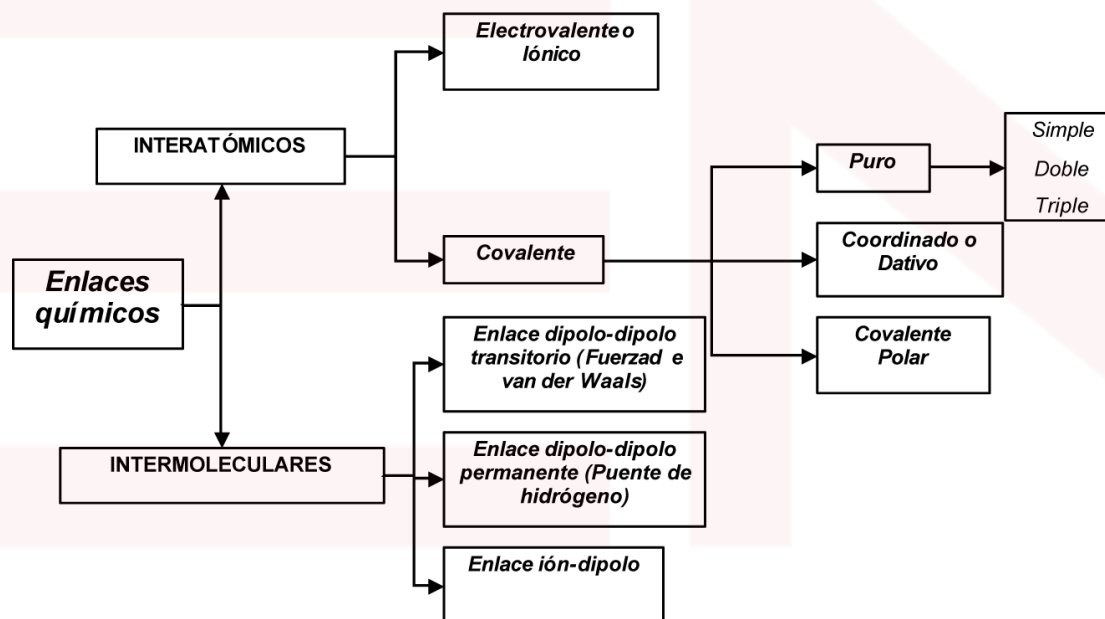
Para predecir ante qué tipo de unión química estamos debemos remitirnos a una de las propiedades de los elementos en la tabla periódica: la **electronegatividad**. (visto más arriba)

Los valores numéricos de electronegatividad no son importantes en sí mismos, lo que es importante para caracterizar una unión es la **diferencia** de electronegatividad.

De esta forma se nos plantean tres posibilidades

- 1) Que los valores de electronegatividad de los átomos que intervienen en la unión sean marcadamente diferentes. (Unión Iónica)
- 2) Que ambos posean electronegatividad baja y similar. (Unión metálica)
- 3) Que ambos posean electronegatividad alta y similar. (Unión Covalente)

En general los enlaces químicos los podemos clasificar de esta forma:



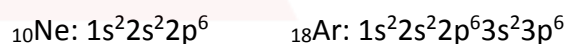
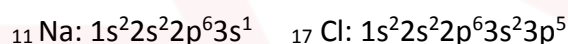
Una forma particular de enlace interatómico es el **enlace metálico**.

• ENLACE IONICO

Se produce entre iones de signo opuesto que se mantienen unidos por fuerzas de atracción electrostática. El enlace iónico se da entre átomos de electronegatividad muy diferente, sucede cuando la diferencia de electronegatividad de ambos átomos es **mayor a 2**

Por ejemplo, el cloruro de sodio es un retículo cristalino constituido por igual número de iones Na^+ y de iones Cl^- , ya que el sistema debe ser eléctricamente neutro.

Si escribimos las respectivas configuraciones electrónicas, destacando en negrita las CEE, tenemos:

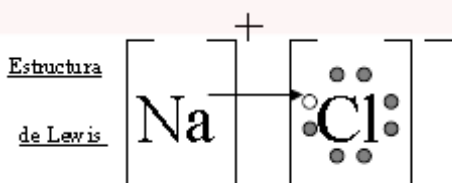
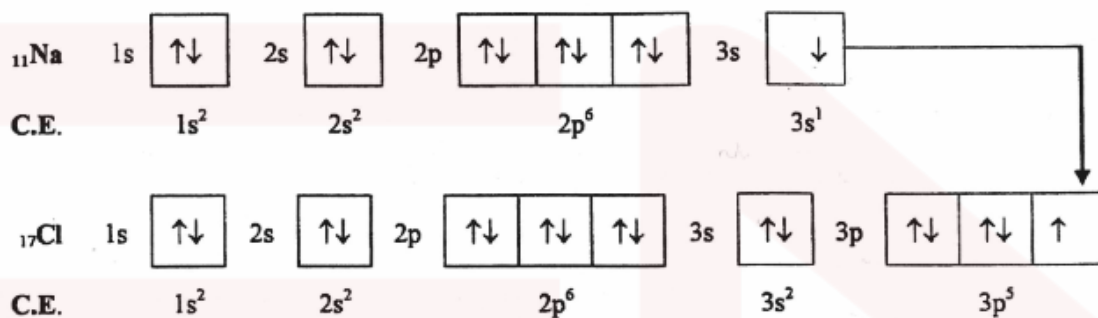


El átomo de sodio tiene un solo electrón en su nivel más externo ($3s^1$): y si se le entrega la energía de ionización necesaria, puede transformarse en el catión sodio, cuya configuración electrónica es igual a la del neón. Es decir, el Na^+ y el Ne son **isoelectrónicos**.

El átomo de cloro, que tiene siete electrones externos, tiende a captar un electrón para adquirir la configuración del argón, convirtiéndose en el anión Cl^- , que es **isoelectrónico** con el Argón.

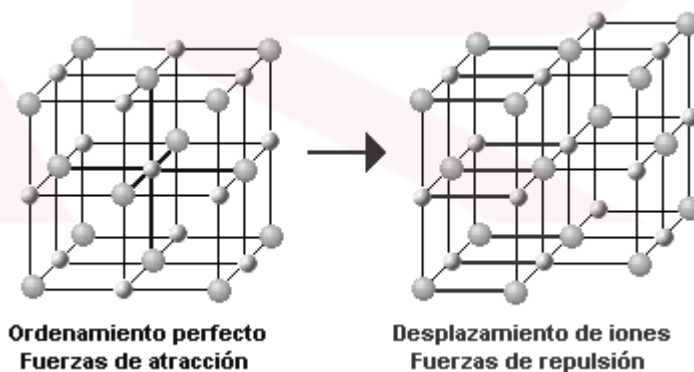
Si un átomo de sodio se acerca suficientemente a uno de cloro, puede transferirle su electrón más externo, formándose simultáneamente los iones Na^+ y Cl^- .

Este hecho podemos visualizarlo mediante el siguiente diagrama de cajas:



Propiedades de las sustancias iónicas

- No contienen átomos sino iones y puesto que las fuerzas electrostáticas **son muy fuertes**, tendrán puntos de fusión y de ebullición **muy altos**.
- En estado sólido **no** conducen la electricidad, ya que los iones tienen posiciones fijas y carecen de movilidad, pero, al fundirse o disolverse en agua, se desmorona la red cristalina quedando los iones en libertad, por lo que estos compuestos fundidos o disueltos conducen la electricidad.
- Son sólidos muy duros porque las fuerzas electrostáticas que unen los iones son grandes, pero también son frágiles, ya que, al haber un ordenamiento tan perfecto en la red, pequeños desplazamientos de los iones hacen que las fuerzas que antes eran de atracción pasen a ser de repulsión, por lo que el sólido se rompe



- **Enlace covalente**

Se produce una compartición de pares de e^- , que se concentran entre los núcleos enlazándolos.

Se da entre elementos de **alta electronegatividad y muy parecida**. La diferencia de electronegatividad es menor a 1.7

El número de pares de electrones compartidos será el necesario para que los dos átomos adquieran configuración electrónica de gas noble.



Clasificación de los enlaces covalentes.

A) *atendiendo al número de pares de electrones compartidos:*

a) **enlace covalente simple:** Cada átomo aporta un electrón al enlace, es decir, se comparte un par de electrones entre dos átomos. Un ejemplo es la molécula de Hidrógeno (H_2):



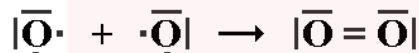
En este caso los dos átomos de Hidrógeno adquieren configuración electrónica de gas noble.

Otro ejemplo de este tipo de enlace sería la molécula de cloro:

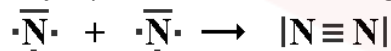


Los dos átomos de cloro tienen 8 electrones a su alrededor y por lo tanto configuración electrónica de gas noble.

b) **enlace covalente doble:** Cada átomo aporta dos electrones al enlace, es decir, se comparten dos pares de electrones entre dos átomos. Un ejemplo es la molécula de Oxígeno (O_2):

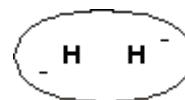


c) **enlace covalente triple:** Cada átomo aporta tres electrones al enlace, es decir, se comparten tres pares de electrones entre dos átomos, por ejemplo, la molécula de Nitrógeno (N_2).



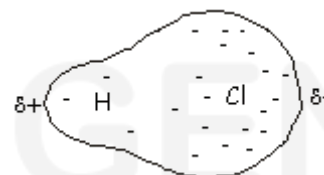
B) *atendiendo a cómo están compartidos los electrones:*

a) **enlace covalente puro o apolar:** Los dos átomos que comparten electrones son del mismo elemento o bien de elementos de la misma electronegatividad para que los electrones enlazantes se compartan por igual.

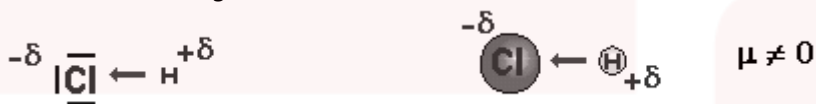


b) **enlace covalente polar:** Cuando dos átomos no son iguales, surgen situaciones intermedias en las que los dos e^- se encuentran compartidos entre los dos átomos pero no por igual. Por ejemplo, en la molécula de HCl el átomo de cloro es **más electronegativo**, lo que indica que tiene mayor tendencia a atraer la nube electrónica hacia sí que el hidrógeno, con lo que la molécula es eléctricamente asimétrica con más carga negativa concentrada en el átomo de Cl y una cierta carga positiva en el átomo de H; se crea un momento dipolar.

Algunos ejemplos de este tipo de enlaces son:

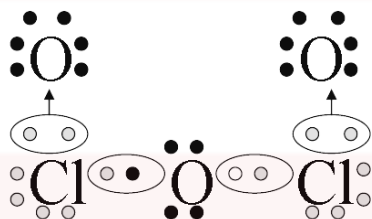


- el cloruro de hidrógeno:



al ser el átomo de cloro más electronegativo, atraerá más hacia él los electrones del enlace y se quedará cargado con una fracción de carga negativa

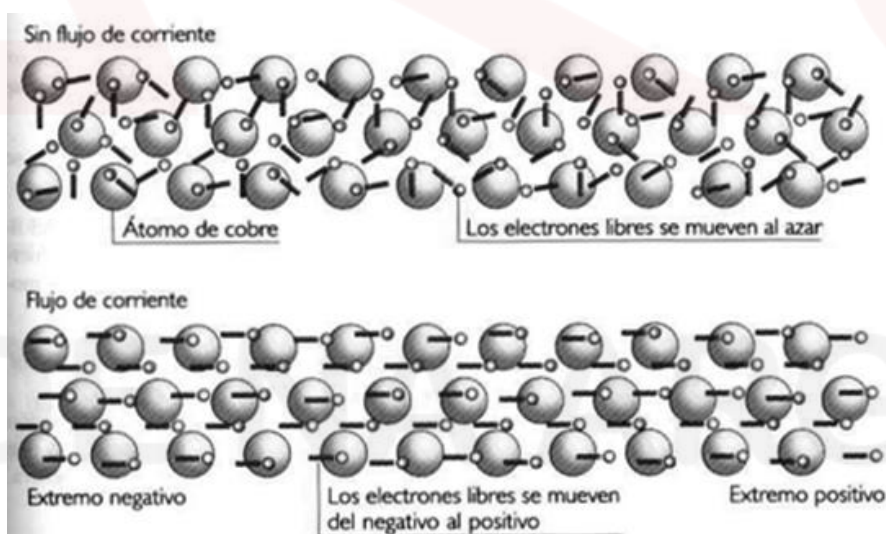
c) **enlace covalente coordinado o dativo**: Es un enlace covalente en el que el par de e⁻ que se comparte es aportado por un solo átomo. Ej Cl₂O₃ en este caso el Cl aporta los 2 electrones (gris claro)



• **Unión Metálica**

La unión metálica ocurre entre átomos que tienen electronegatividades **bajas y similares**. En este caso ninguno de los átomos atraerá con gran fuerza los electrones de la unión. Esto hará que los electrones externos se hallen en un estado relativamente libre y quede una red cristalina de cationes cuya estabilidad se concreta por la presencia de electrones entre ellos. Sin embargo estos electrones no pertenecen a ningún átomo en particular, sino al cristal como un todo. Este tipo de unión se llama **unión metálica**, y tiene como ejemplo principal a los metales en su estado elemental.

Las propiedades de los metales de conducir eficientemente la corriente eléctrica y el calor demuestra la libertad de los electrones externos para moverse por la red cristalina tridimensional. Los metales tienen en general, puntos de fusión y densidades elevadas, lo que indica que ese mar de electrones debe unir fuertemente a los iones positivos. El brillo característico de los metales está asociado con la movilidad de los electrones. Cuando los metales se calientan a ebullición, sus vapores no tienen brillo metálico, ni conducen la corriente eléctrica.



- **FUERZAS INTERMOLECULARES**

Una vez estudiadas las uniones químicas, nos resta analizar en base a ellas por qué, a la misma temperatura, algunas sustancias son sólidas a temperatura ambiente mientras que otras son líquidas o gaseosas. Hemos visto que las fuerzas que mantienen unidos a los iones en los compuestos iónicos se deben a la atracción electrostática entre cargas de signo opuesto.

Como se trata de fuerzas intensas, los puntos de fusión y ebullición de estas sustancias serán bastante elevados, será necesario entregar una gran cantidad de energía para separar los iones.

En los compuestos moleculares como son los covalentes, el pasaje de un estado de agregación a otro no implica la ruptura de uniones entre átomos, ya que las moléculas mantienen su estructura.

Como sabemos las sustancias covalentes no existen solamente en estado gaseoso, sino también en estados condensados, por lo tanto debe haber fuerzas que mantienen unidas a las moléculas (Ej. Agua).

Tal como lo indican los bajos puntos de fusión y de ebullición, esas fuerzas deben ser relativamente pequeñas, ya que debemos entregar poca energía para separar las moléculas, por lo tanto deben existir ciertas fuerzas que actúan entre las moléculas y que son las responsables, por ejemplo, de la cohesión de los sólidos moleculares.

Estas pequeñas fuerza se denominan *fuerzas intermoleculares* o fuerzas de Wan der Walls.

Estas fuerzas actúan entre moléculas y son mucho más débiles que las fuerzas que mantienen unidos a los átomos entre sí. Su intensidad a una cierta temperatura, determina si una sustancia será gaseosa, líquida o sólida a dicha temperatura. Cuanto más intensas sean las fuerzas intermoleculares, más altos serán los puntos de fusión y de ebullición.

Hay tres tipos de fuerzas intermoleculares:

- 1) Fuerzas debidas a dipolos transitorios o fuerzas de London.
- 2) Fuerzas debidos a dipolos permanentes o fuerzas dipolo-dipolo.
- 3) Uniones puente de hidrógeno.

1) **Fuerzas dipolo-dipolo o Van der Waals**

Se produce entre moléculas polares debido a la atracción entre los extremos positivos y negativos de moléculas adyacentes.

Por ejemplo en el cloruro de hidrógeno (HCl) se atraerá la región de mayor densidad electrónica del cloro con la de menor densidad electrónica de otra molécula de HCl.

Son estas atracciones dipolo-dipolo las que deben ser vencidas para fundir el sólido y por lo tanto influyen en el punto de fusión.

Persisten al estado líquido, influyendo también en el punto de ebullición. Al estado gaseoso, con las moléculas muy separadas, ya no resultan efectivas.

Al bajar la temperatura o subir la presión, las moléculas se acercan más unas a otras y las atracciones entre los dipolos ayudan a llevarlas al estado líquido y sólido.

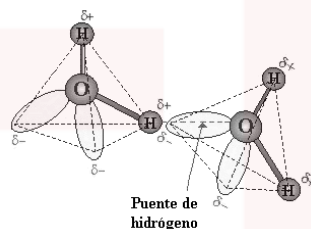
Las fuerzas dipolo-dipolo también nos permiten explicar las atracciones existentes entre un ion positivo o negativo y el extremo de carga opuesta de la molécula de un solvente polar. Esto explicaría la solubilidad de las sustancias iónicas en estos solventes.

Cada especie iónica se rodea de un cierto número de moléculas de solvente.

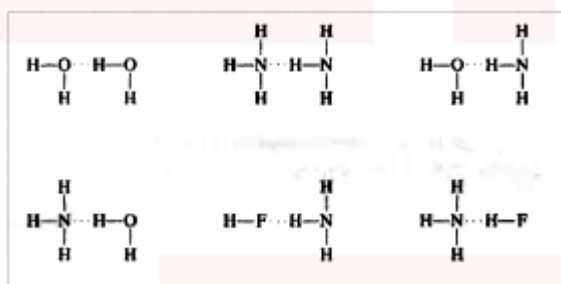


2) *Unión por puente de hidrógeno*: Es un caso especial de unión dipolo-dipolo y resulta de la atracción entre un átomo de hidrógeno unido covalentemente a un átomo muy electronegativo (como flúor, nitrógeno u oxígeno), y un segundo átomo muy electronegativo perteneciente a otra molécula.

Ejemplo: H₂O



Otros ejemplos de uniones puente hidrógeno



Los puentes hidrógenos representado por puntos

3) *Fuerzas de London*:

Se producen entre sustancias no polares como el N₂, O₂, etc. e incluso entre átomos: He, Ne, etc. Si bajamos mucho la temperatura, los electrones de dichas sustancias pierden energía cinética, y entonces, es posible, que en un instante determinado exista más densidad de carga electrónica en un extremo de la molécula que en otro, creándose un dipolo **inducido**. Si esto ocurre en moléculas (o átomos) contiguos, puede hacer que se atraigan formando uniones entre ellas, pudiéndose llegar a la licuación de dichos gases. A medida que el átomo o la molécula sea más grande, este dipolo inducido será más fácil de crear.

En general las fuerzas de London son muy débiles pero en algunos casos pueden llegar a ser tan intensas como las interacciones por puente de hidrógeno o las dipolo-dipolo.

A las fuerzas de London se las llaman también fuerzas de dispersión y son más importantes cuanto mayor sea la masa de la molécula. Esto se debe a que en este tipo de interacciones no es tan importante la reorientación de la molécula sino la deformabilidad de la nube electrónica. Una nube electrónica más grande, más expandida en el espacio, es más fácilmente deformable y los dipolos inducidos se forman más fácilmente.

Las uniones intermoleculares son determinantes en la funcionalidad y estructura de las grandes macromoléculas biológicas; proteínas, ADN y demás.

En resumen.

Las uniones electrovalentes o iónicas y las covalentes son uniones entre átomos es decir; intramoleculares
Las uniones intermoleculares son uniones entre moléculas

Estructura espacial molecular

Cuando se escribe la estructura de Lewis para el agua parece que los átomos se disponen en línea recta en un plano



Sin embargo, experimentalmente se determina que la forma de la molécula no es lineal.

La molécula de agua realmente es angular. ¿Tiene realmente importancia que la molécula de H_2O sea angular en vez de lineal? Naturalmente que sí, la forma angular de las moléculas de agua ayuda a explicar que el agua sea un líquido y no un gas a temperatura ambiente, también explica la capacidad del agua líquida para disolver tantas sustancias distintas.

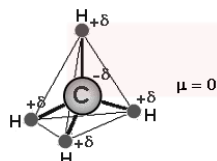
Es de especial importancia la conformación espacial de las moléculas, que responden a la distribución de los enlaces covalentes.

Las conformaciones son variadas depende de la cantidad de electrones enlazantes



Mol. de Agua (pirámide trigonal)

La química orgánica que es la química del carbono tiene características sorprendentes debido a la distribución tetraédrica de sus enlaces



Y veremos tanto en Lípidos, Proteínas e Hidratos de Carbono la incidencia de esta conformación espacial

Hasta el momento hemos vistos los fundamentos teóricos generales que interesan a la química en general. La química se clasifica en dos grandes disciplinas

- 1) La Química Inorgánica
- 2) La Química Orgánica

Característica de los compuestos que estudia la Q. Inorgánica y Q. Orgánica

Q. Inorgánica	Q. Orgánica
Compuestos minerales	Compuestos del Carbono
Poca variedad	Gran variedad
Átomos unidos por enlaces electrovalentes o iónicos	Átomos unidos por enlaces covalentes
Elevados puntos de fusión y de ebullición	Bajos puntos de fusión y de ebullición
No inflamables	Inflamables
Solubles en agua	Insolubles en agua
Conductores de electricidad	Malos conductores de electricidad

El Agua

- 1.-Importancia**
- 2.-Estructura**
- 3.-Propiedades físicas**
- 4.-Propiedades químicas y funcionalidad biológica**
- 5.-Ionización y pH**
- 6.-Sustancias Buffer o Tampónes**
- 7.-Distribución del agua en el organismo**

1.-Importancia

Es sabido que el 75% de la masa terráquea está compuesta por agua, en los mamíferos entre el 65 y el 70% del cuerpo está constituida por agua, incluso los duros dientes de un mamífero tiene agua (aprox. 10%), si los científicos buscan vida en otros planetas, en lo que primero se fijan es en la existencia de agua.

Contenido en agua de diferentes seres vivos

Animales

Hombre.....65%
 Medusa.....96%
 Caracol.....80%
 Insecto.....72%

Contenido en agua de diferentes órganos

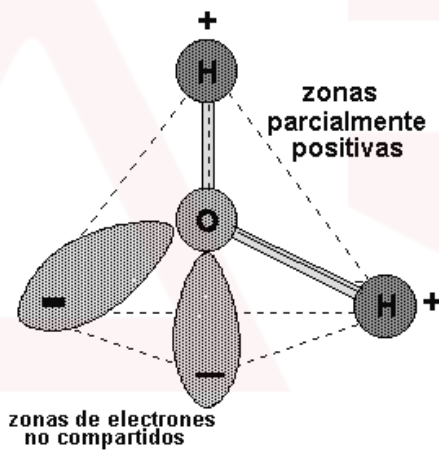
Animales

Cerebro.....85%
 Sangre.....79%
 Músculos.....75%
 Hígado.....70%
 Dientes.....10%
 Huesos.....22%

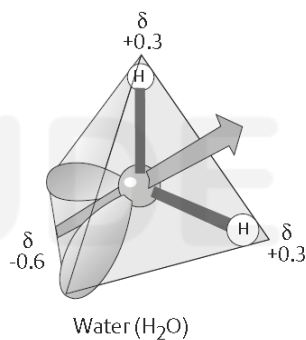
¿Qué tiene esta sustancia, como es, que propiedades tiene para ser tan importante para la vida? Veamos

2.- ESTRUCTURA

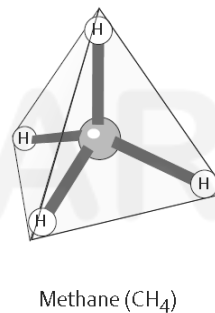
La molécula de AGUA (H₂O) está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Tiene una geometría tetraédrica porque su átomo de oxígeno presenta hibridación sp³ (dos de los vértices ocupados por los átomos de hidrógeno, y los otros dos por cada uno de los pares de electrones libres del O). El enlace entre estos átomos es covalente sencillo.



Estructura de tetraedro irregular del agua. Modelo de barras y bolas. Se pueden observar las cargas parciales positivas (densidades electrónicas bajas) de los hidrógenos y la carga parcial negativa (densidades electrónicas altas) del oxígeno

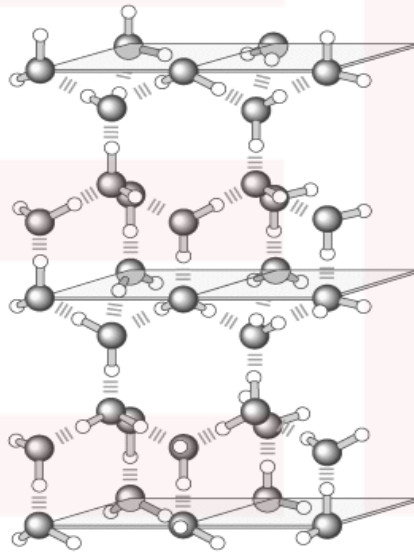


H ₂ O		CH ₄
18 Da	Molecular mass	16 Da
+100 °C	Boiling point	-162 °C
41	Heat of vaporization (kJ · mol ⁻¹)	8
6.2	Dipole moment (10 ⁻³⁰ C · m)	0



Tanto el Agua como el Metano tienen hibridación sp³ lo que da su forma tetraédrica, pero el agua tiene polaridad, lo que genera características diferentes

Pero, ¿cuál es la importancia de la molécula de agua para la vida? Esto se debe a que el agua puede formar PUNTES DE HIDRÓGENO, gracias a la baja densidad electrónica del hidrógeno, y a los dos pares de electrones libres del oxígeno. Es decir a la polaridad de la molécula de agua



3.-Propiedades físicas

***Punto de ebullición elevado (100°C):** debido a que en estado líquido las moléculas de agua se unen entre sí por puentes de H, a causa de la elevada electronegatividad del O. Coexisten las moléculas unidas por puentes de H y las libres.

Puntos de ebullición de otros compuestos similares

Hidruros del grupo VI B p. de ebullición

H ₂ O	100°C
H ₂ S	-60,75°C
H ₂ Se	-41,50°C
H ₂ Te	-1,8 °C

***Punto de fusión elevado (0°C).**

***Calor de vaporización elevado (539'5 cal/g):** evita la evaporación masiva y la consiguiente deshidratación de los organismos vivos.

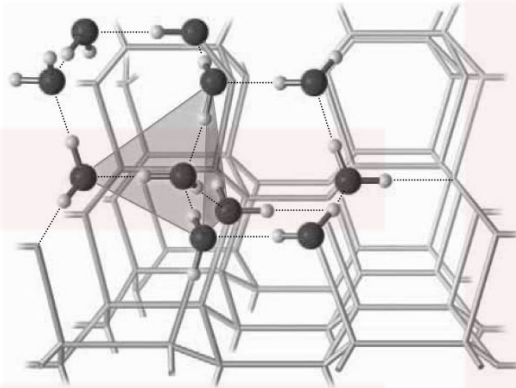
***Calor de fusión elevado (79'7 cal/g):** dificulta la congelación y los los trastornos biológicos que ésta traería consigo.

***Calor específico elevado (1 cal/g1C):** hace que el agua actúe como tampón o regulador de la temperatura en los seres vivos.

***Elevada tensión superficial.**

Determinante en el movimiento ascendente del agua en las plantas. De acuerdo con esta teoría, la eliminación de una molécula de agua por transpiración da como resultado una presión inferior a la atmosférica en las células de la hoja, induciendo el ingreso de otra molécula de agua desde el tejido vascular, la cual, a raíz de la propiedad cohesiva del agua, arrastra con ella una cadena de moléculas de agua que se extiende desde las células de la raíz hasta la parte superior de la planta.

***Menor densidad del hielo que del agua líquida:** en el hielo, cada átomo de O se rodea tetraédricamente de 4 de H: como representa la fig. En el agua líquida los puentes de hidrógeno son más laxos, un O se puede rodear por 3, por 2 o 1 hidrógeno, entonces hay menor resistencia espacial y por lo tanto las moléculas se pueden compactar más.



Por su estructura poco compacta, el hielo es menos denso que el agua líquida y flota sobre ésta. Los enlaces por puentes de H se rompen paulatinamente al ascender la temperatura, por lo que se aproximan entre sí las moléculas de H₂O y aumenta su densidad. Pero simultáneamente la expansión térmica disminuye la densidad. A los 4°C se equilibran ambos efectos.

La máxima densidad del agua líquida se alcanza a los 4°C. A partir de los 4°C predomina la expansión térmica y al elevarse la temperatura disminuye la densidad del agua.

Consecuencias:

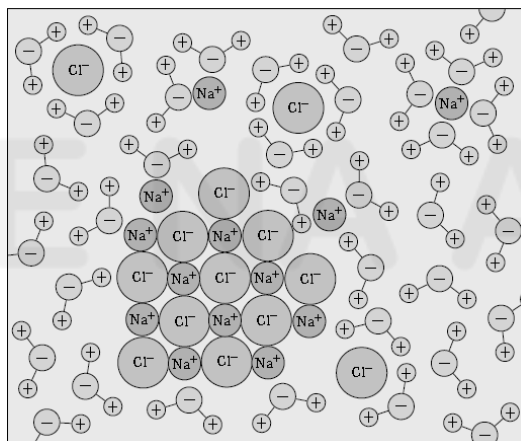
- A baja temperatura la congelación empieza por la superficie, lo cual permite la supervivencia de muchos seres de vida acuática en climas muy fríos.
- Circulación del agua (corrientes de convección) debida a los cambios de densidad por calentamiento y enfriamiento.

4.-Propiedades químicas y funcionalidad biológica

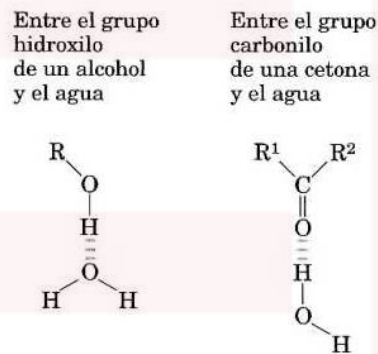
Como consecuencia de sus propiedades -que hemos estudiado con anterioridad-, el agua desempeña las siguientes funciones en la materia viva:

***Disolvente.** Se conoce al agua como el disolvente universal. En realidad es el disolvente más universal de las sustancias nutritivas, tanto orgánicas como inorgánicas. Así actúa como vehículo para dichas sustancias.

La naturaleza bipolar del agua hace de ella el disolvente ideal para los compuestos iónicos (alrededor de cada ión se forma una “nube” de moléculas de agua que lo aísla del ión de signo contrario)

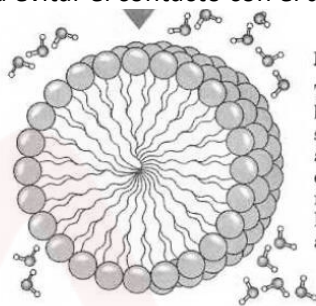


Para las sustancias no iónicas pero con polaridad molecular (es el caso de azúcares, alcoholes, aldehídos, etc.).



Sustancias anfipáticas : Los compuestos anfipáticos contienen regiones que son polares (o cargadas) llamada región hidrofílica y regiones que son apolares, llamada región hidrófoba

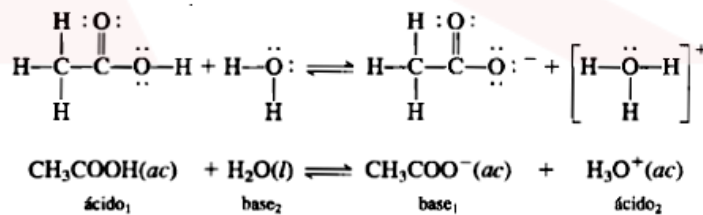
Cuando se mezcla un compuesto anfipático con agua, la región polar hidrofílica interacciona favorablemente con el disolvente y tiende a disolverse, pero la región apolar hidrófoba tiende a evitar el contacto con el agua formando micelas



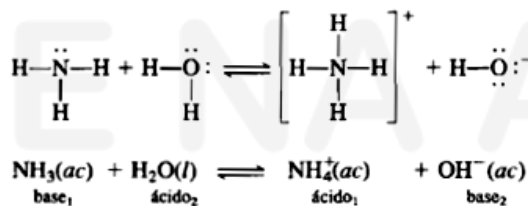
Micelas
Todos los grupos hidrofóbicos están secuestrados lejos del agua; se minimiza la capa ordenada de moléculas de H₂O y la entropía aumenta aún más.

Las sustancias no solubles, que no presentan polaridad en su estructura (algunas proteínas y polisacáridos, y las grasas) forman dispersiones coloidales con el agua.

***Reactivo.** Todas las reacciones metabólicas se realizan en presencia de agua. Pero además ella actúa como reactivo químico (como ácido o como base, como oxidante o como reductor).



Como base;



Como ácido;

***Estructural.** Por su elevada tensión superficial provoca cambios en el citoplasma: deformaciones y movimientos protoplasmáticos que se dan en las células; y mantiene el volumen y la forma celular.

La constante de equilibrio para la ecuación es

$$K_{eq} = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

Como en un 1 litro de agua pura a 25°C. la concentración del agua es de 55,5 M
 55,5 M = 1000 gr de agua / 18 (peso molecular del H₂O) - (luego veremos el tema de unidades de concentración)

De acuerdo con ello podemos sustituir por 55,5 M el denominador de la expresión de la constante de equilibrio para dar

$$K_{eq} = \frac{[H^+][OH^-]}{55,5 \text{ M}}$$

la cual, reordenando, se convierte en

$(55,5M)(K_{eq}) = [H^+][OH^-] = K_w$; Donde K_w , es la constante del agua

Por otro lado ,el valor de K_{eq} determinado mediante medidas de conductividad eléctrica del agua pura, es $1,8 \times 10^{-10}$ M a 25 °C. La sustitución de este valor de K_{eq} en la ecuación anterior da el producto iónico del agua:

$$K_w = [H^+][OH^-] = (55,5M)(1,8 \times 10^{-16}M) = 1,0 \times 10^{-14}M$$

Como la $[H^+]$ es igual a $[OH^-]$ podemos decir que:

$$K_w = [H^+][OH^-] = [H^+]^2$$

Despejando $[H^+]$ $[H^+] = \sqrt{K_w} = \sqrt{1 \times 10^{-14}}$

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}M$$

Dado que el producto iónico del agua es constante, siempre que $[H]$ sea superior a 1×10^{-7} M, $[OH]$ será inferior a 1×10^{-7} M, y viceversa. Cuando la $[H^+]$ es muy alta, tal como sucede en una solución de ácido clorhídrico, $[OH^-]$ será muy pequeña.

pH

Debido a lo engorroso que es manipular cifras con exponentes se ha determinado otra forma de medir concentraciones de H^+ y OH^- ,el pH

En donde pH es $pH = -\log[H^+]$

Para una solución de agua pura a 25 °C, en la que la concentración de los iones hidrógeno es $1,0 \times 10^{-7}M$ (o simplemente 10^{-7}), se puede calcular el pH de la manera siguiente:

$$pH = -\log[10^{-7}] = 7$$

Cuando estamos en una solución cuyo pH=7 decimos que la solución es neutra, si el pH>7 la solución es básica(alcalina) , si la solución tiene pH <7 decimos que la solución es ácida
 Así como deducimos pH se puede hacer lo mismo con el pOH

$$pOH = -\log[OH^-]$$

En una solución neutra pH = pOH

$$\text{Por lo tanto } pH + pOH = 14$$

La escala de pH

[H ⁺] (M)	pH	[OH ⁻] M	pOH
10 ⁰ = (1)	0	10 ⁻¹⁴	14
10 ⁻¹	1	10 ⁻¹³	13
10 ⁻²	2	10 ⁻¹²	12
10 ⁻³	3	10 ⁻¹¹	11
10 ⁻⁴	4	10 ⁻¹⁰	10
10 ⁻⁵	5	10 ⁻⁹	9
10 ⁻⁶	6	10 ⁻⁸	8
10 ⁻⁷	7	10 ⁻⁷	7
10 ⁻⁸	8	10 ⁻⁶	6
10 ⁻⁹	9	10 ⁻⁵	5
10 ⁻¹⁰	10	10 ⁻⁴	4
10 ⁻¹¹	11	10 ⁻³	3
10 ⁻¹²	12	10 ⁻²	2
10 ⁻¹³	13	10 ⁻¹	1
10 ⁻¹⁴	14	10 ⁰ = (1)	0

El producto iónico del agua: dos problemas ilustrativos

El producto iónico del agua permite calcular la concentración de H⁺ dada la concentración de OH⁻ y viceversa; los siguientes problemas lo demuestran.

1. ¿Cuál es la concentración de H⁺ en una disolución de NaOH 0,1 M?

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

Despejando [H⁺] da

$$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14} M^2}{0,1 M} = \frac{10^{-14} M^2}{10^{-1} M} = 10^{-13} M \text{ (respuesta)}$$

2. ¿Cuál es la concentración de OH⁻ en una disolución en la que la concentración de H⁺ es 1,3 × 10⁻⁴ M?

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

Despejando [OH⁻] da

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]} = \frac{1.0 \times 10^{-14} M^2}{1,3 \times 10^{-4} M} = 7,7 \times 10^{-11} M \text{ (respuesta)}$$

Al realizar estos u otros cálculos, hay que asegurarse de utilizar el número correcto de cifras significativas en las respuestas.

Relación entre [H₃O⁺], [OH⁻], pH y pOH.

En un experimento de laboratorio los estudiantes midieron el pH de muestras de agua de lluvia

Determine

- (a) la [H₃O⁺] en el agua de lluvia si su pH es 4.35.

Solución

- (a) Por definición, pH = -log[H₃O⁺], o
 log[H₃O⁺] = -pH = 4.35
 [H₃O⁺] = 10^{-4.35} = 4.5 × 10⁻⁵ M (es el antilogaritmo)
 pOH = 14 - 4.35 = 9.65

para todo tipo de problemas de pH hay que recordar que la concentración está tomada sobre la base de un litro de solución (mas adelante veremos solución y concentraciones)

¿Cuál es la importancia del pH en una solución?

Todas las reacciones químicas que suceden entre compuestos que estan diluídas en agua tienen un pH óptimo para que estas sucedan.

K_a (ácido acético) es de 1.76×10^{-5} , por lo tanto al igual que en el caso del agua conviene definir otra medida más manuable.

Así como definimos pH también podemos definir pKa como

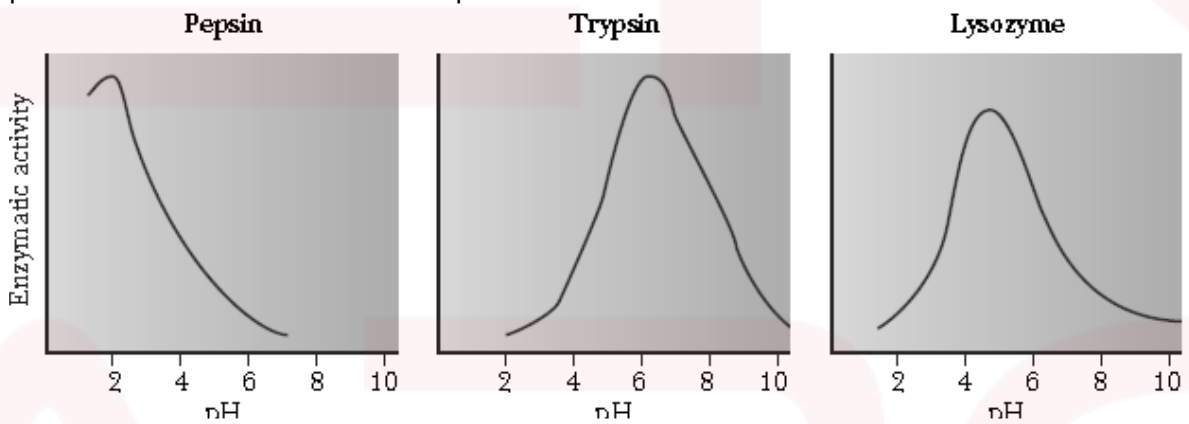
$$pK_a = -\log K_a$$

¿Cómo relacionamos pH y pKa?

Para mantener un pH adecuado en nuestro cuerpo es necesario asociarlo con los diferentes pKa que reflejan las diferentes concentraciones de estos ácidos débiles diluidos en nuestros fluidos.

Hay una ecuación que conecta el K_a de cualquier ácido débil con el pH de una solución que contiene tanto el ácido y su base conjugada.

Esta relación tiene un amplio uso en la práctica bioquímica, especialmente cuando es necesario controlar pH para condiciones óptimas de reacción. Algunas reacciones no pueden tener lugar si el pH varía desde el valor óptimo. Importantes macromoléculas biológicas pierden actividad en los extremos de pH.



actividades de los tres enzimas se ven afectados por el pH.

Como la constante de equilibrio es para un ácido débil :

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

$$\log K_a = \log [H^+] + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

$$-\log [H^+] = -\log K_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

Entonces su pH es:

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

llamada ecuación de Henderson-Hasselbach

Con esta ecuación podemos predecir las propiedades de las soluciones amortiguadoras con las que se controla el pH en un rango determinado

6.- Buffer o amortiguadores

Mantener el pH constante es vital para el correcto desarrollo de las reacciones químicas y bioquímicas que tienen lugar tanto en los seres vivos como, a nivel experimental, en el laboratorio. Los **amortiguadores** (también llamados disoluciones amortiguadoras, sistemas tampón o *buffers*) son aquellas **disoluciones cuya concentración de protones apenas varía** al añadir ácidos o bases fuertes

Los amortiguadores más sencillos están formados por **mezclas binarias** de un ácido débil y una sal del mismo ácido con una base fuerte (por ejemplo, ácido acético y acetato sódico), o bien por una base débil y la sal de esta base con un ácido fuerte (por ejemplo, amoníaco y cloruro amónico)

La concentración de protones del agua pura experimenta una elevación inmediata cuando se añade una mínima cantidad de un ácido cualquiera. A un litro de agua neutra (pH 7) basta añadirle 1 ml de HCl 10M para que el pH descienda 5 unidades. En cambio, si esta misma cantidad de ácido se añade a 1 litro de disolución amortiguadora formada por HAc/AcNa 1M, el pH desciende en una centésima, o sea, quinientas veces menos

Adición	Al agua			A un tampón 1M HAc + 1M NaAc		
	Concentración final	pH final	ΔpH	Concentración final	pH final	ΔpH
Nada	---	7	0	---	4,76	0
1 ml HCl 10M	[HCl] = 0,01 N	2	- 5	[HAc]=1,01 M -- [NaAc]=0,99 M	4,75	- 0,01
10 ml HCl 10M	[HCl] = 0,1 N	1	- 6	[HAc]=1,1 M -- [NaAc]=0,9 M	4,67	- 0,09
20 ml HCl 10M	[HCl] = 0,2 N	0,7	- 6,3	[HAc]=1,2 M -- [NaAc]=0,8 M	4,58	- 0,17
1 ml NaOH 10M	[NaOH] = 0,01 N	12	+ 5	[HAc]=0,99 M -- [NaAc]=1,01 M	4,77	+ 0,01
10 ml NaOH 10M	[NaOH] = 0,1 N	13	+ 6	[HAc]=0,9 M -- [NaAc]=1,1 M	4,85	+ 0,09
20 ml NaOH 10M	[NaOH] = 0,2 N	13,3	+ 6,3	[HAc]=0,8 M -- [NaAc]=1,2 M	4,93	+ 0,17

Cambios en el pH del agua tras la adición de distintas cantidades de HCl o de NaOH

Cambios en el pH de un tampón acético/acetato tras la adición de distintas cantidades de HCl o de NaOH

- Mecanismo de la acción amortiguadora

Supongamos un amortiguador constituido por un ácido **acético** (ácido débil) y **acetato sódico** (sal de ácido débil y base fuerte). **El ácido estará parcialmente disociado** según la ecuación:



Aplicando la ley de acción de masas (Equilibrio):

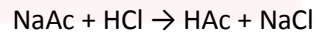
$$K = \frac{[\text{Ac}^-][\text{H}^+]}{[\text{AcH}]}$$

El acetato sódico, como todas las sales está completamente disociado, y por lo tanto, el ión acetato (Ac⁻) procedente de esta sal desplazará el equilibrio de disociación del ácido hacia la izquierda, haciendo que disminuya la [H⁺].

La presencia conjunta de la sal y el ácido hace decrecer la acidez libre. Si las cantidades de sal y de ácido son del mismo orden, la [H⁺] vendrá regulada por el equilibrio de disociación del ácido.

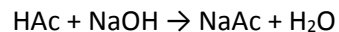
Si a este sistema añadimos un **ácido fuerte** (HCl), se produce un aumento instantáneo de la [H⁺], y el equilibrio de disociación del acético se desplaza hacia la izquierda, formándose AcH

hasta recuperar prácticamente la [AcH] inicial. Además, los iones acetato procedentes de la sal se pueden combinar con los H⁺ procedentes del HCl para formar AcH. La reacción podría representarse así:



El sistema amortiguador ha destruido el ácido fuerte, generando en su lugar una cantidad equivalente de ácido débil, cuyo equilibrio de disociación determinará la [H⁺] final.

Si añadimos una **base fuerte** (NaOH) a este sistema, los iones OH⁻ se combinan rápidamente con los H⁺ para formar agua, con lo que el equilibrio de disociación del ácido se desplaza hacia la derecha para restaurar la concentración inicial de protones. En otras palabras, **la adición de una base provoca la transformación de una parte del acético libre en acetato**:



La utilidad de los amortiguadores, tanto en métodos de laboratorio como en la regulación del equilibrio ácido-base del plasma sanguíneo, estriba precisamente en la posibilidad de mantener la [H⁺] dentro de límites tan estrechos que puede considerarse como invariable.

En nuestro organismo las sustancias amortiguadoras, que ayudan a mantener el pH fisiológico, son variadas, entre ellas las más importantes son:

El par H₂PO₄ / HPO₄⁻ Fosfatos, importante intracelularmente

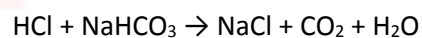
El par H₂CO₃ / HCO₃⁻ Carbonatos, importante en la sangre

Los zwitteriones sustancia que presentan tanto carga negativa como positiva (los aminoácidos por ejemplo)

Para poder entender con claridad el mecanismo que utiliza el organismo para evitar cambios significativos de pH, pondremos un ejemplo de actuación del tampón de más importancia en el organismo, el equilibrio de ácido carbónico (H₂CO₃) y bicarbonato (HCO₃⁻), presente en el líquido intracelular y en la sangre. Como producto del metabolismo se produce CO₂ que al reaccionar con las moléculas de agua produce ácido carbónico, un compuesto inestable que se disocia parcialmente y pasa a ser bicarbonato según el siguiente equilibrio:



Entonces, el bicarbonato resultante se combina con los cationes libres presentes en la célula, como el sodio, formando así bicarbonato sódico (NaHCO₃), que actuará como tampón ácido. Supongamos que entra en la célula un ácido fuerte, por ejemplo, ácido clorhídrico (HCl):

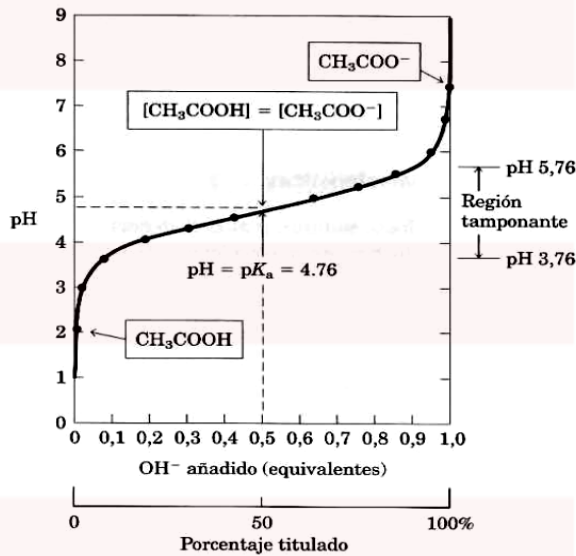


Como se puede ver en la anterior reacción el efecto ácido clorhídrico queda neutralizado por el bicarbonato de sodio y resultan como productos sustancias que no provocan cambios en el pH celular y lo mantienen en su valor normal, que es 7,4.

- **Curvas de Titulación**

Las curvas de titulación proporcionan el pKa de los ácidos débiles

La titulación se utiliza para determinar la cantidad de un ácido en una solución dada. En este procedimiento, se titula un volumen determinado de ácido con una solución de una base fuerte, normalmente hidróxido sódico (NaOH), de concentración conocida. El NaOH se añade en pequeñas porciones hasta que se ha consumido (neutralizado) el ácido según se determina mediante un colorante indicador o con un pH-metro. Se puede calcular la concentración de ácido en la solución original a partir del volumen y la concentración de NaOH añadido.



Curva de titulación del ácido acético. El pH de la mezcla se mide después de cada adición consecutiva de NaOH a la solución de ácido acético. Este valor se representa frente a la fracción de la cantidad total de NaOH requerida para convertir todo el ácido acético en su forma desprotonada, el acetato.

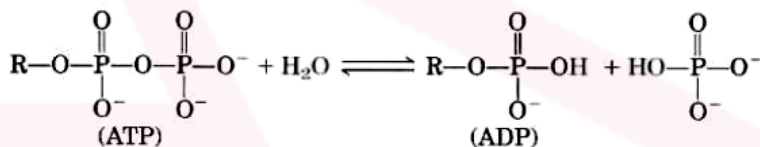
Los puntos obtenidos de esta manera dan la curva de titulación. En los recuadros se muestran las formas iónicas predominantes en los puntos indicados. En el punto medio de la titulación las concentraciones del dador de protones y del aceptor de protones son iguales y el pH es numéricamente igual al pKa del ácido acético. La región en donde se ameseta la curva es la región útil de capacidad tamponante, generalmente entre el 10% y el 90% de la titulación del ácido débil.

- El agua como reactivo bioquímico

El agua no es tan sólo el disolvente en el que tienen lugar las reacciones químicas de las células vivas; a menudo, participa directamente en estas reacciones. La formación de ATP a partir de ADP y fosfato inorgánico constituye un ejemplo de una reacción de condensación en la que se eliminan los elementos del agua

La reacción inversa a ésta -rotura acompañada de la adición de los elementos del agua- es una reacción de hidrólisis.

Las reacciones de hidrólisis son también responsables de la despolimerización enzimática de proteínas, glúcidos y ácidos nucleicos. Las reacciones de hidrólisis, catalizadas por enzimas denominados hidrolasas, son casi siempre exergónicas.



Guia de problemas

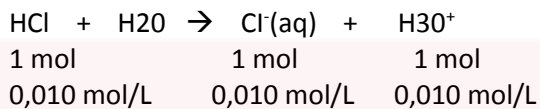
1.- Dadas soluciones con las siguientes características, indicar si son acidas, básicas o neutras:

$[H^+] > [OH^-]$	$pH = pOH$
$pH < pOH$	$pOH > 10$
$[H^+] = 10^{-5} M$	$pH > 8$
$[OH^-] > 10^{-7} M$	

2.-Calcular el valor del pH de una solución de HCl 0,010 M.

Resolución

Planteamos la ecuación de ionización del ácido en agua según:



3.-Calcular el pH de las siguientes soluciones:

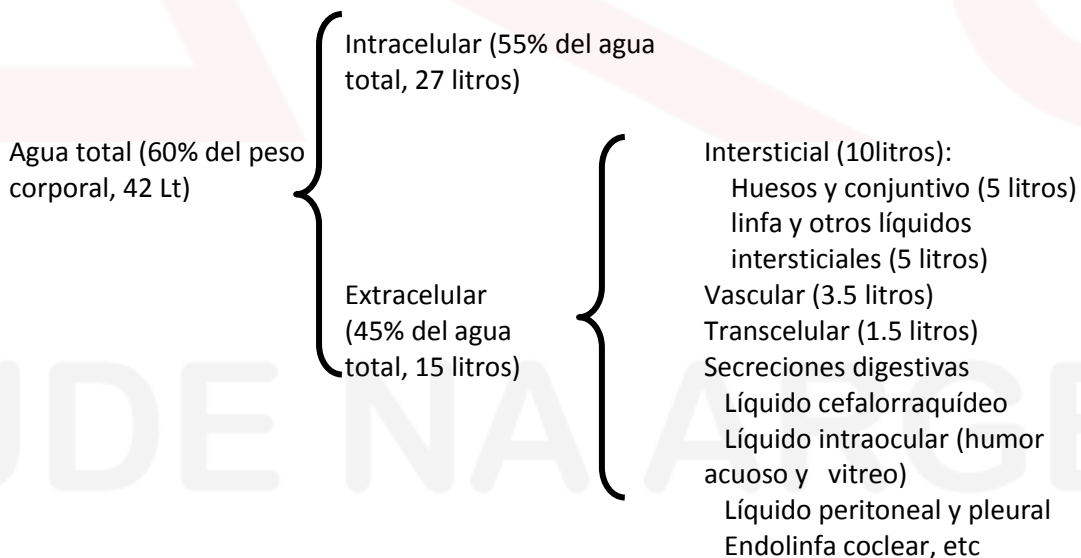
- a) HBr 0,025 M b) KOH 0,025 M c) $Sr(OH)_2$ $1,20 \times 10^{-4} M$

7.-Distribución del agua en el organismo

La gran masa de agua del organismo está repartida en diferentes "compartimientos". Se distinguen dos grandes compartimientos:

intracelular y;
extracelular.

- Distribución del agua en el organismo de un individuo adulto de 70 kg de peso corporal



- Balance Hídrico

Ingresos		Egresos	
Bebidas	1.400 mL	Pérdida obligada (piel y pulmones)	850 mL.
Alimento solido	800 mL	Materia fecal	150 mL
Agua metabólica	300 mL	Orina	1.500 mL
Total	2.500 mL	Total	2.500 mL

Concentraciones de iones en plasma sanguíneo, líquido intersticial e intracelular (expresadas en mEq/L)

	Plasma	Agua del plasma	Líquido intersticial	Líquido Intracelular (musculo)	Jugo gástrico	Jugo pancreático	Sudor
Cationes							
Sodio	142,0	152,7	147,5	13,0	60	130	45
Potasio	4,5	5,0	5,0	150,0	7	7	5
Calcio	5,0	5,4	4,0	1×10^{-7}	----	-----	-----
Magnesio	1,7	1,9	1,5	26,0	—	—	—
Total de cationes	153,2	165,0	158,0	189,0	—	—	—
Aniones							
Cloruros	102,2	110,0	113,0	3,0	100	60	58
Bicarbonato	26,0	28,0	28,5	10,0	0	100	0
Fosfatos	2,0	2,2	2,33	107,0	—	—	—
Sulfato	1,0	1,1	1,2	20,0	—	—	—
Acidos orgánicos	6,0	6,5	6,0	—	—	—	-
Proteínas	16,0	17,2	7,0	49,0	—	---	—
Total de aniones	153,2	165,0	158,0	189,0	—	—	—

Todos los mecanismos fisiológicos tratan de mantener estas concentraciones. El órgano de mayor control son los riñones.

Potasemia [K+]

El potasio es un catión intercambiable y cuantitativamente importante que desempeña una función clave en el potencial de membrana. Los canales de potasio intervienen en numerosos

procesos fisiológicos y son un objetivo principal de la investigación fundamental y clínica. La gravedad de las alteraciones de la potasemia está relacionada con su repercusión sobre el automatismo y la conducción intracardíaca. El órgano principal de la regulación de la homeostasis del potasio es el riñón, que modula su excreción en función de los aportes: el organismo se protege mejor de la hiperpotasemia que de la hipopotasemia. Las alteraciones de la potasemia dependen de la transferencia o de los desequilibrios entre las entradas y las salidas de potasio. La hipopotasemia es el desequilibrio electrolítico más frecuente en el contexto hospitalario, y en general se tolera bien. Necesita tratamiento si es intensa (concentración inferior a 2,6 mmol/l) o si se instala rápidamente en un contexto de riesgo, sobre todo coronario. El riñón siempre está implicado en una hiperpotasemia, que debe tratarse si es superior a 6 mmol/l o si hay signos electrocardiográficos

Natremia [Ca⁺⁺]

La natremia normal se define entre 135 y 145 mEq/L.

La Hiponatremia es el trastorno hidroelectrolítico definido como una concentración de sodio en sangre por debajo de 135 mmol/L

QUIMICA DEL CARBONO

El carbono es un elemento que pertenece al grupo IVA y tiene una configuración electrónica de $1s^2, 2s^2, 2p^2$. Dicha configuración presenta 4 electrones de valencia que utiliza para formar 4 enlaces covalentes, puesto que perder los 4 electrones o ganar otros 4 para completar su última capa requiere demasiada energía.

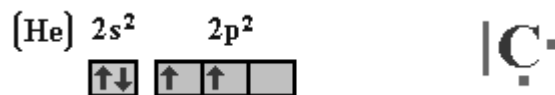
La gran variedad de los compuestos del carbono que existen es debida a su gran facilidad para unirse consigo mismo formando enlaces C - C muy fuertes y de gran estabilidad con una variedad de casi infinita de disposiciones. Esto es lo que hace que el carbono sea un elemento único. Además, también tiene facilidad para unirse a otros no metales (H, O, N, Cl, F, Br, I, P y S principalmente).

El carbono en los compuestos orgánicos actúa siempre como un elemento tetravalente, (con valencia 4), mientras que en los inorgánicos actúa como divalente, (carbonatos y óxidos).

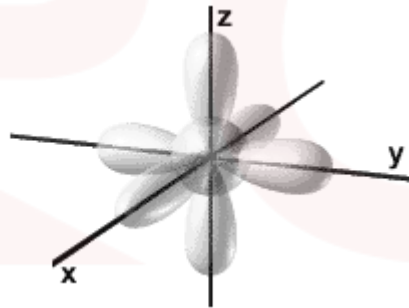
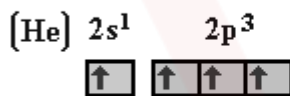
Se logra explicar la tetravalencia del átomo de carbono mediante la hibridación de orbitales, a partir de la migración de uno de sus electrones s a un orbital p , muy próximo en energía:

a) Hibridación sp^3 .

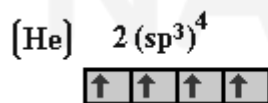
El carbono en su estado fundamental tiene una estructura electrónica de:

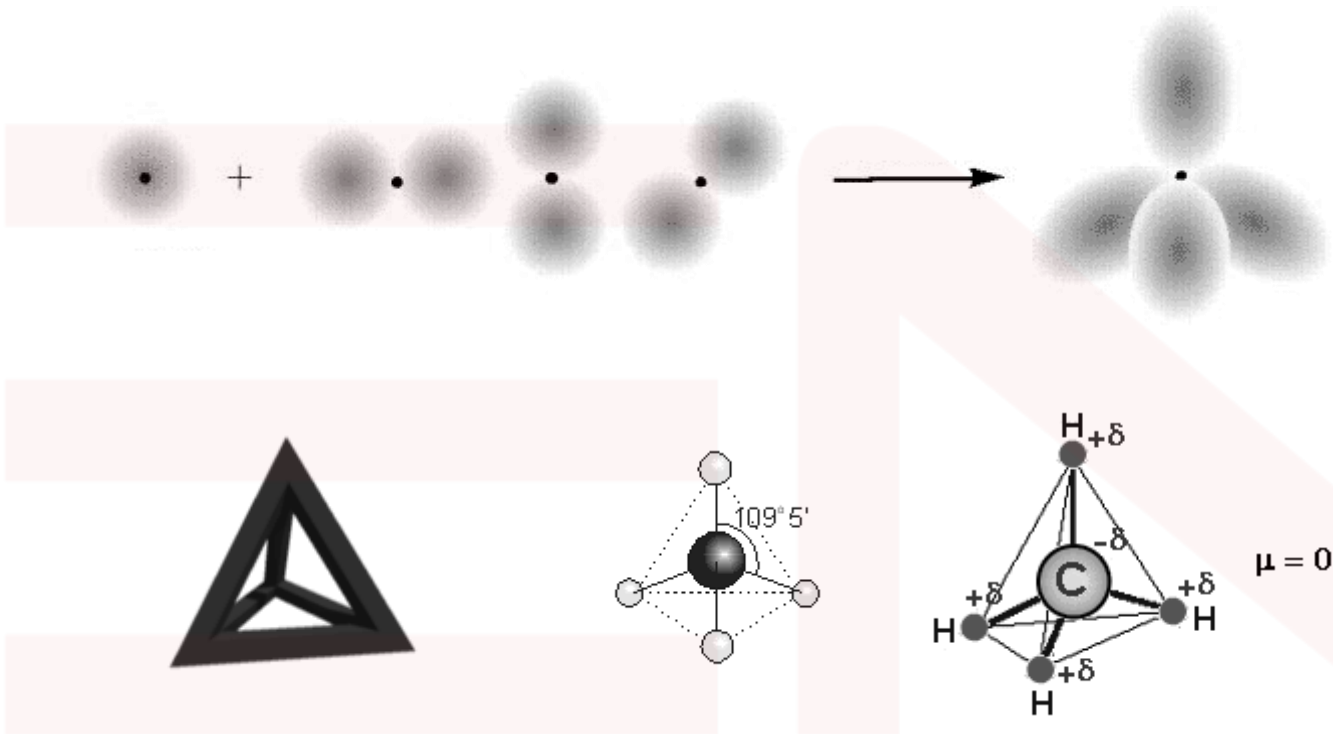


Según esto, el carbono sólo podría formar dos enlaces porque tiene sólo dos electrones desapareados. Se supone que cuando el carbono reacciona, un e^- del nivel $2s$ pasa al $2p$ vacío adquiriendo una configuración:



pero, además los cuatro enlaces son iguales, por lo que el orbital s y los 3 orbitales p se homogenizan, se *hibridan*, y de los cuatro orbitales atómicos de partida se forman 4 orbitales idénticos (cada uno de ellos tiene una parte de s y tres de p , por lo que se denomina una hibridación sp^3). Los 4 orbitales híbridos tienen idéntica energía, y se disponen de forma que el núcleo del átomo de carbono ocupa el centro de un tetraedro y los átomos a los que se une cada uno de sus vértices como se ve en la figura:





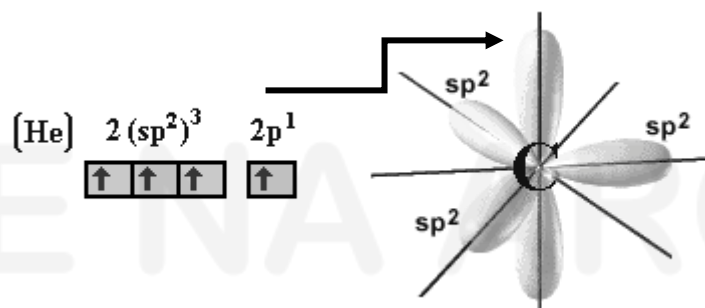
Este es el caso de la molécula de metano CH_4 . Un carbono unido a 4 hidrógenos por enlace simple.

b) Hibridación sp^2 y sp .

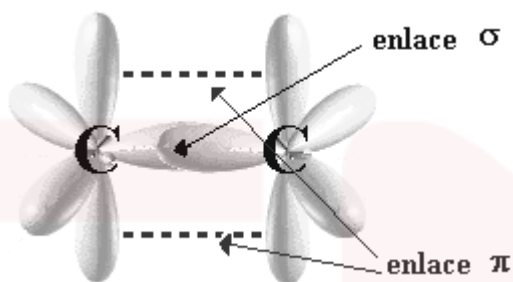
El carbono también puede formar dobles y triples enlaces:

Enlace	distancia C - C (Å)	Energía (Kcal/mol)
C - C	1,54	58,6
C = C	1,33	100,0
C \equiv C	1,19	123,0

hay que observar que para romper el doble enlace no se necesita el doble de energía que para romper el simple enlace, sino algo menos, lo que indica que no deben ser idénticos sino que uno debe ser más débil que el otro. Esto se debe a que sólo se hibridan el orbital s y 2 orbitales p, quedando el otro orbital p como en el átomo original (hibridación sp^2). Los tres orbitales híbridos tienen una disposición triangular plana (120°) y el orbital p que queda sin hibridar, se dispone formando un ángulo de 90° con el plano que contiene los 3 orbitales híbridos, tal y como muestra la figura:



entonces, entre dos átomos de carbono existen un enlace entre dos orbitales híbridos (uno de cada átomo) y otro enlace entre los orbitales p que han quedado sin hibridar, quedando dos orbitales híbridos de cada átomo para poderse enlazar a otros átomos:

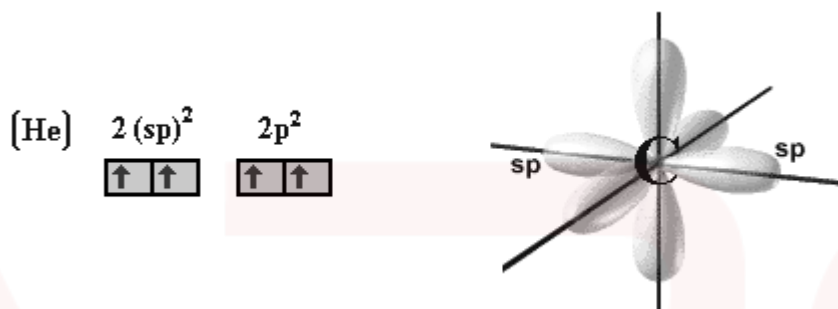


son moléculas planas, impidiéndose el giro, lo que da lugar a la isomería geométrica ya que:

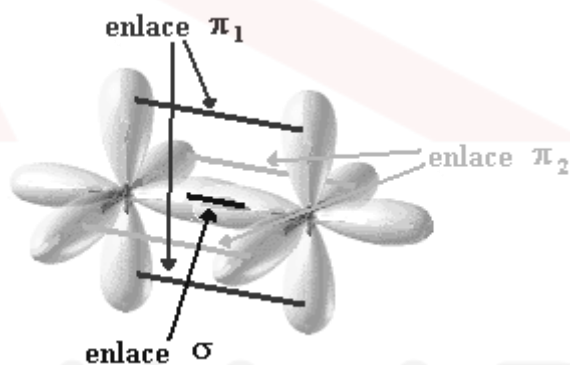


son compuestos con la misma fórmula pero que incluso poseen distintos puntos de ebullición.

En el triple enlace se produce una hibridación sp (sólo se homogeneizan un orbital s y otro p , quedando 2 orbitales p como en el átomo original):



se forman por lo tanto dos enlaces entre los orbitales p sin hibridar y otro entre uno de los dos orbitales híbridos, quedando otro para poderse enlazar a otros elementos:



En el triple enlace la molécula es lineal, que también tiene imposibilidad de rotar:



La Química Orgánica constituye una de las principales ramas de la Química debido a que estudia un gran número de compuestos, que contienen como elemento básico de su constitución molecular el átomo de carbono; de ahí que se la designe con frecuencia Química del carbono.

El número de compuestos en los que entra a formar parte el átomo de carbono es casi innumerable. Pensemos en la gran cantidad que existen de proteínas, antibióticos, hormonas, vitaminas, fibras sintéticas, plásticos, perfumes, detergentes, etc., y veremos que el átomo de carbono es un átomo singular que puede formar cadenas y combinarse fácilmente con un número reducido de átomos, como son el hidrógeno, el oxígeno, el nitrógeno, el fósforo, el azufre y los halógenos.

Representación de las moléculas orgánicas

La unión de los átomos de carbono por alguno de los tres enlaces indicados anteriormente forma las cadenas carbonadas; los átomos de carbono representan los eslabones de la cadena y constituyen el esqueleto del compuesto orgánico correspondiente.

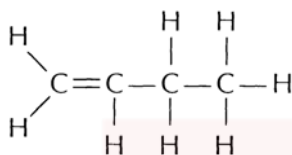
La fórmula química es la representación escrita de la molécula (por ejemplo, C_4H_8). A través de la fórmula podemos identificar: la clase de átomos que la constituyen, su cantidad, la relación ponderal de su combinación, la masa molecular.

a) **Fórmula empírica.** Expresa los elementos que constituyen la molécula y en qué proporción se encuentran: (CH_2) .

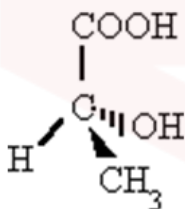
b) **Fórmula molecular.** Indica el número total de átomos que forman la molécula: C_4H_8 .

Hay tres formas de escribir la fórmula molecular:

- Fórmula semidesarrollada. En ella aparecen agrupados los átomos que se enlazan a un mismo átomo de carbono: $CH_2=CH-CH_2-CH_3$.
- Fórmula desarrollada. Expresa cómo se encuentran unidos entre sí los átomos que constituyen la molécula.



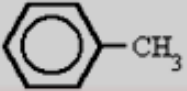
- Fórmula estructural Se recurre en ella a modelos moleculares espaciales que sirven para construir la molécula, observar su distribución espacial, ver la geometría de los enlaces, etc. Esta fórmula proporciona la forma más real de la molécula.



1.4.- Sistematización de la nomenclatura química orgánica

Debido a la gran variedad y cantidad de moléculas orgánicas existe un conjunto de reglas que permiten asignar, unívocamente, un nombre a cada compuesto químico. Existen para los compuestos orgánicos dos tipos de nomenclaturas:

- Nomenclatura sistemática: Las normas vigentes en la actualidad para nombrar los compuestos orgánicos se acordaron por la IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) en 1969, y se publicaron en 1971, con modificaciones sufridas en los años 1976 y 1993. Son el resultado de la sistematización acordada por convenio, por lo que no es de extrañar que a veces surjan problemas y en ocasiones se usen nombres tradicionales para algunos compuestos.
- Nomenclatura tradicional: Arraigada en el lenguaje químico convencional, aunque no sigue unas normas prefijadas. Muchos de estos nombres tradicionales están aceptados por la IUPAC.

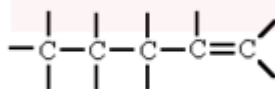
Ejemplos	Nombre sistemático	Nombre tradicional
$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	eteno	etileno
$\text{CH}\equiv\text{CH}$	etino	acetileno
Cl_3CH	triclorometano	cloroformo
$\text{HOOC}-\text{COOH}$	ácido etanodioico	ácido oxálico
	metilbenceno	tolueno

Tipos de cadenas carbonadas.

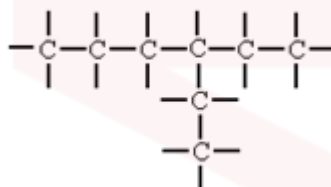
La cadena carbonada es la secuencia de átomos de carbono, unidos entre sí, que forman el esqueleto de la molécula orgánica. Hay diferentes tipos de cadena, según sea su forma:

a) Abierta o acíclica: Los átomos de carbono extremos no están unidos entre sí. No forman anillos o ciclos. Puede ser:

- Lineal: No llevan ningún tipo de sustitución. Los átomos de carbono pueden escribirse en línea recta.



- Ramificada: De alguno de los carbonos de la cadena lineal sale otra u otras cadenas secundarias o ramas.



b) Cerrada o cíclica. El último carbono de la cadena se une al primero, formando un ciclo o anillo. Hay varios tipos:

Homocíclica	Los átomos del ciclo son átomos de carbono.
Heterocíclica	Algún átomo de carbono del ciclo fue sustituido por otro átomo, por ejemplo N, S, O, etc.
Monocíclica	Sólo hay un ciclo.
Policíclica	Hay varios ciclos unidos.

Clases de átomos de carbono.

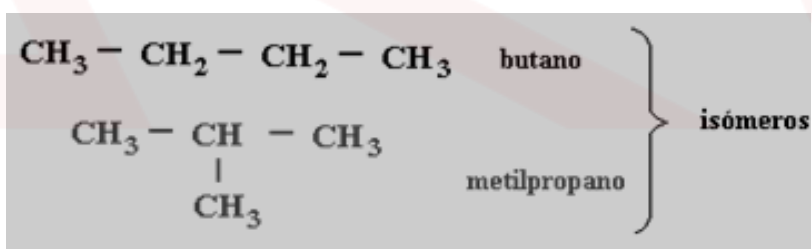
Los carbonos se pueden clasificar en función de a cuántos carbonos más está unido. Existen cuatro tipos de átomos de carbono:

Primario	Un carbono es primario si está unido sólo a un átomo de carbono.	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ <p>Los dos átomos de carbono son primarios</p>
Secundario	Si está unido a dos átomos de carbono.	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ <p>El átomo de carbono central es secundario.</p>
Terciario	Si está unido a tres átomos de carbono.	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \\ \text{H}-\overset{1}{\text{C}}-\overset{2}{\text{C}}-\overset{3}{\text{C}}-\overset{4}{\text{C}}-\overset{5}{\text{C}}-\text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{CH}_3 \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ <p>El átomo de carbono (3) es terciario.</p>
Cuaternario	Si está unido a cuatro átomos de carbono.	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{CH}_3 \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \\ \text{H}-\overset{1}{\text{C}}-\overset{2}{\text{C}}-\overset{3}{\text{C}}-\overset{4}{\text{C}}-\overset{5}{\text{C}}-\text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{CH}_3 \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ <p>El átomo de carbono (3) es cuaternario.</p>

Isómeros.

En la Química del Carbono, es especialmente importante establecer unas reglas de nomenclatura muy claras debido a la gran cantidad de compuestos existentes, incluso, hay compuestos con propiedades completamente distintas que tienen la misma fórmula empírica.

Son los denominados isómeros, por ejemplo:



Entonces, se llaman isómeros a dos o más compuestos diferentes que tienen la misma fórmula molecular, pero diferente fórmula estructural, lo que confiere diferentes propiedades físicas y o químicas. Hay varios tipos de isómeros y se reflejan en la siguiente tabla:



Isomería estructural		
Los isómeros se diferencian por el orden en que están enlazados los átomos en la molécula.		
Isomería de cadena: Distinta colocación de algunos átomos en la cadena.	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
Isomería de posición: Distinta posición del grupo funcional.	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$	$\text{CH}_3-\text{CHOH}-\text{CH}_3$
Isomería de función: Distinto grupo funcional.	$\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$	$\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_3$
Estereoisomería:		
Los isómeros se diferencian por la disposición tridimensional de los átomos en la molécula.		
Isomería geométrica o cis-trans: propia de los compuestos con dobles enlaces.	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \quad \quad \text{CH}_3 \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{C} = \text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \quad \quad \text{H} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{C} = \text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \quad \text{CH}_3 \end{array}$
Isomería óptica: propia de compuestos con carbonos asimétricos, es decir, con los cuatro sustituyentes diferentes.	$\begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{OH} \quad \text{C} \quad \text{H} \\ / \quad \backslash \\ \text{CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{H} \quad \text{C} \quad \text{HO} \\ / \quad \backslash \\ \text{CH}_3 \end{array}$

TUDE NA ARGENT

Clasificación de los compuestos orgánicos: Grupos funcionales.

En la nomenclatura de la IUPAC Para compuestos de la Química Orgánica, adquiere una gran importancia los denominados grupos funcionales. Cada tipo de compuesto tiene un grupo funcional que lo caracteriza. En la siguiente tabla resumimos cada uno de ellos.

Los grupos funcionales en una molécula son los que la representan y en el caso de los compuestos oxigenados y nitrogenados son los que entran en reacción química

CLASIFICACIÓN DE LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS			
Nombre de la función	Grupo funcional	Ejemplo	
HIDROCARBUROS	Alcanos (Parafinas)	$C_n H_{2n+2}$	Butano
	Alquenos (Olefinas)	$C_n H_{2n}$	Propeno
	Alquinos (Acetilenos)	$C_n H_{2n-2}$	Propino
	Hidrocarburos cíclicos	$C_n H_{2n}$	Ciclopentano
	Hidrocarburos aromáticos		Benceno
	Derivados halogenados	$R - X$	1-cloropropano
COMPUESTOS OXIGENADOS	Alcoholes	$R - OH$	Etanol
	Fenoles		Fenol
	Aldehídos	$R - C \begin{matrix} \text{=O} \\ \diagup \\ \text{H} \end{matrix}$	Propanal
	Cetonas	$R - \overset{\text{O}}{\parallel} C - R'$	Propanona
	Ácidos	$R - C \begin{matrix} \text{=O} \\ \diagup \\ \text{OH} \end{matrix}$	Ácido propanoico
	Esteres (y sales)	$R - C \begin{matrix} \text{=O} \\ \diagup \\ \text{O} - R' \end{matrix}$	Acetato de metilo
	Eteres	$R - O - R'$	Metoxietano
COMPUESTOS NITROGENADOS	Aminas	$R - N - R' \begin{matrix} \diagup \\ R'' \end{matrix}$	Etilamina
	Amidas	$R - C \begin{matrix} \text{=O} \\ \diagup \\ \text{N} - R' \\ \diagdown \\ R'' \end{matrix}$	Propanamida
	Nitrilos	$R - C \equiv N$	Propanonitrilo
	Nitro-compuestos	$R - NO_2$	Nitroetano

Veremos una pequeña reseña de los hidrocarburos, para luego abocarnos a nuestro interés Bioquímico, representado por los compuestos oxigenados y nitrogenados .

ALCANOS

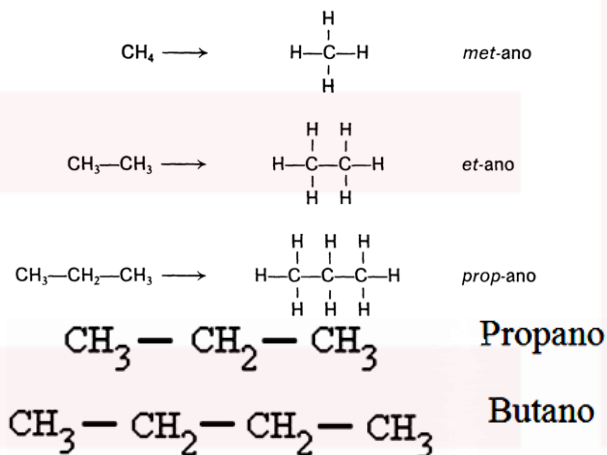
Hidrocarburos saturados

Se llaman hidrocarburos saturados o alcanos a los compuestos constituidos por carbono e hidrógeno fundamentalmente (de ahí el nombre de hidrocarburos), que son de cadena abierta y que están unidos entre sí por enlaces simples (C - C y C - H).

Su fórmula empírica es C_nH_{2n+2} siendo n el número de átomos de carbono.

Terminación de la molécula de alcano (-ano)

Ej.

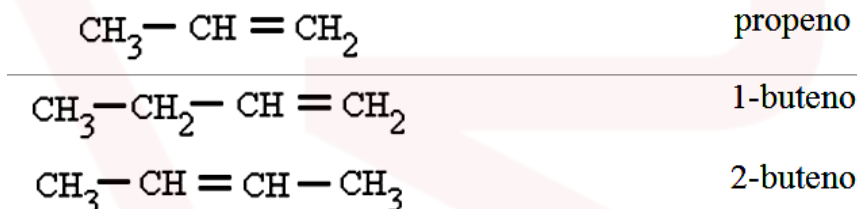


Alquenos

Hidrocarburos insaturados con dobles enlaces

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

Terminación de la molécula de alqueno (-eno)



Alquinos

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

Terminación de la molécula de alquino (-ino)



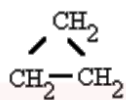
Hidrocarburos cíclicos

Homocíclicos

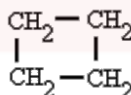
Son hidrocarburos de cadena cerrada. Los ciclos también pueden presentar insaturaciones.

Los hidrocarburos cíclicos se nombran igual que los hidrocarburos (alcanos, alquenos o alquinos) del mismo número de átomos de carbono, pero anteponiendo el prefijo "**ciclo-**".

No es necesario mencionar el átomo de carbono, se supone que en cada vértice hay uno



ciclopropano



ciclobutano



ciclopentano

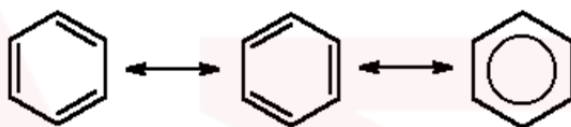
Hidrocarburos cíclicos aromáticos.

Son hidrocarburos derivados del benceno. El benceno se caracteriza por una gran estabilidad, que le viene dada por la particular disposición de los dobles enlaces conjugados.

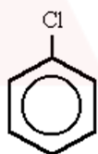
Reciben este nombre (aromáticos) debido a los olores intensos, normalmente agradables, que presentan en su mayoría.

El benceno, es una molécula cíclica, de forma hexagonal (6 carbonos) y con un orden de enlace intermedio entre un enlace sencillo y un doble enlace.

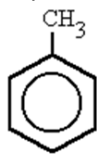
Experimentalmente se comprueba que los seis enlaces son equivalentes, de ahí que la molécula de benceno se represente como una estructura resonante entre las dos fórmulas:



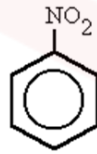
Cuando el benceno lleva un radical se nombra primero dicho radical seguido de la palabra "-benceno".



clorobenceno,

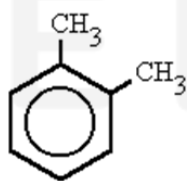


metilbenceno (tolueno)

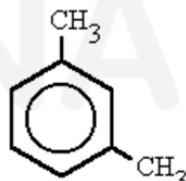


nitrobenceno

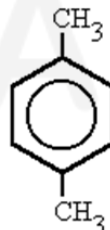
Si son dos los radicales se indica su posición relativa dentro del anillo bencénico mediante los números 1,2; 1,3 ó 1,4, teniendo el número 1 el sustituyente más importante



1,2-dimetilbenceno



1,3 -dimetilbenceno

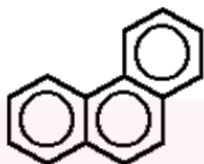


1,4-dimetilbenceno

Otros derivados del benceno importantes en nuestra bioquímica:



antraceno



fenantreno

HETEROCICLICOS

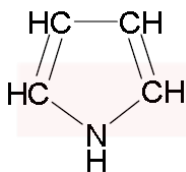
Los compuestos heterocíclicos son estructuras cíclicas que contienen átomos distintos del carbono como el oxígeno, azufre y nitrógeno y que se denominan heteroátomos.

Los heterocíclicos pueden ser alicíclicos o aromáticos y se aproximan en sus propiedades a los hidrocarburos de estructura semejante, si bien los heteroátomos les confieren a menudo características nuevas, por ejemplo, el nitrógeno suele conferir carácter básico al anillo heterocíclico.

Para el estudio de los heterocíclicos los hemos clasificado según el número de átomos totales en el ciclo y el número de heteroátomos, además de su importancia biológica. Veremos algunos ejemplos

COMPUESTOS HETEROCICLICOS PENTAGONALES CON UN SOLO HETEROATOMO

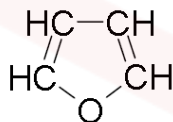
Pirrol



Pirrol

El pirrol es un líquido incoloro, con olor que recuerda al cloroformo.

Furano

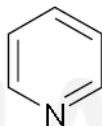


Furano

El furano es un líquido incoloro, con olor a cloroformo, poco soluble en agua

COMPUESTOS HEXAGONALES CON UN SOLO HETEROATOMO

Piridina

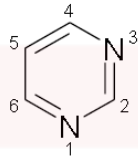


Piridina

La piridina es un líquido incoloro, higroscópico, con olor característico desagradable y penetrante. Es soluble en agua y en la mayor parte de los solventes orgánicos

COMPUESTOS HETEROCICLICOS HEXAGONALES CON DOS HETEROATOMOS

Con dos nitrógenos: la pirimidina.



Pirimidina

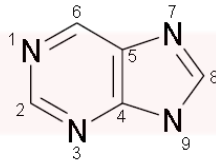
La pirimidina forma parte de la constitución de numerosos derivados como las purinas, el ácido úrico, los barbitúricos y varios agentes antibacterianos y antipalúdicos, algunas vitaminas, así como algunos **nucleótidos**

COMPUESTOS HETEROCICLICOS CON ANILLOS CONDENSADOS

Con dos anillos condensados

La purina:

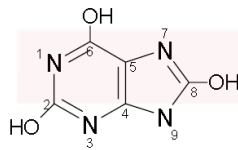
La purina es una sustancia aromática, incolora, muy soluble en agua y escasamente soluble en solventes orgánicos.



Purina

La adenina o 6-aminopurina y la guanina o 2-amino-6-oxopurina son bases nitrogenadas púricas que se encuentran en la mayoría de los nucleótidos.

El ácido úrico



Acido úrico

El ácido úrico es un sólido cristalino blanco y poco soluble en agua. Se encuentra en los cálculos urinarios, en la orina humana, en los excrementos de las aves y reptiles y en los tejidos de los enfermos de gota (niveles altos de ácido úrico en sangre y orina)

TUDE NA ARGENT

Compuestos oxigenados

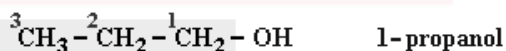
Son compuestos constituidos por carbono, hidrógeno y oxígeno.

Estudiamos a continuación las funciones oxigenadas siguientes: alcoholes, fenoles, aldehídos, cetonas, ácidos, ésteres y éteres, tioles, anhídros.

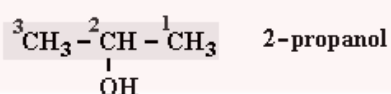
Alcoholes

Se denomina alcohol a toda aquella sustancia que posea un grupo oxidrilo (OH) unido directamente a un átomo de carbono. Pueden clasificarse en:

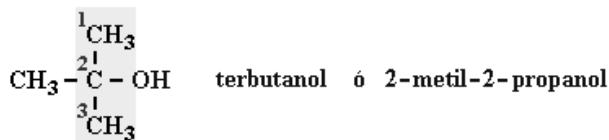
Alcoholes primarios: Se caracterizan porque el carbono unido al grupo -OH está en un extremo de la cadena:



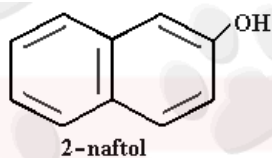
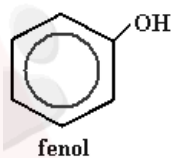
Alcoholes secundarios: La función alcohol está en un carbono secundario:



Alcoholes ternarios: La función alcohol está en un carbono ternario.



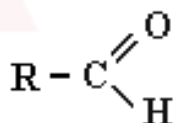
Alcoholes aromáticos: Los compuestos que llevan el grupo -OH sobre anillos bencénicos monocíclicos y bicíclicos se llaman respectivamente fenoles y naftoles. Por ejemplo:



Aldehídos

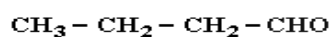
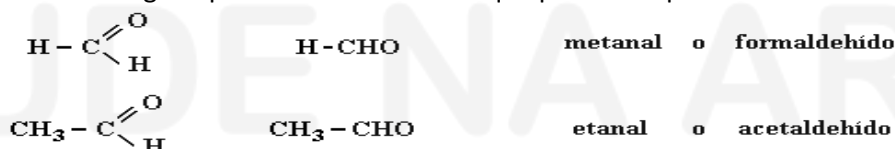
Son compuestos orgánicos que tienen un carbono unido con un doble enlace a un oxígeno (grupo carbonilo) en un carbono terminal.

Los aldehídos tienen la siguiente estructura:

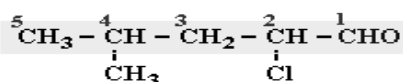


si se escribe la fórmula semidesarrollada, los aldehídos se escriben como R-CHO, con el oxígeno al final, para diferenciarlos mejor de los alcoholes (R-OH).

Se nombran igual que el hidrocarburo del que provienen pero con la terminación **-al**. Por ejemplo:



butanal

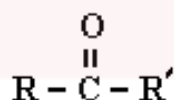


2-cloro-4-metil-pentanal

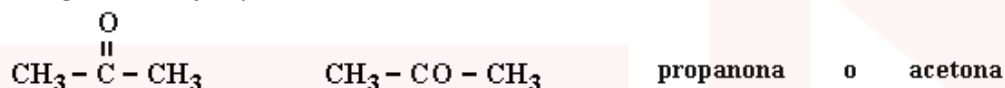
Cetonas

Son compuestos orgánicos que tienen un carbono unido con un doble enlace a un oxígeno (grupo carbonilo) en un carbono secundario, será una cetona.

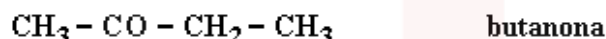
Las cetonas tienen la siguiente estructura:



Se nombran con la terminación -ona e indicando el número del carbono que posee ese doble enlace con el oxígeno. Por ejemplo:



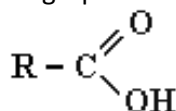
se puede comprender fácilmente que no hay cetonas con un número de carbonos inferior a tres.



observa en este compuesto no es necesario especificar en qué carbono está ubicado el carbono que está unido al oxígeno (grupo carbonilo), debido a que si estuviese en los carbonos terminales no sería una cetona y si se sitúa en cualquiera de los dos compuestos intermedios los compuestos resultantes son idénticos.

Ácidos carboxílicos

Se caracterizan por tener un grupo llamado carboxilo (-COOH). Su estructura es:



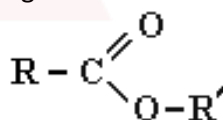
Son, por lo general, ácidos débiles, debido a la dificultad que tienen para desprender protones:

Los ácidos de más bajo peso molecular poseen nombres característicos muy arraigados que se utilizan con mucha frecuencia:

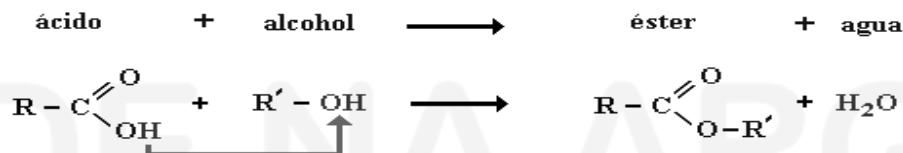
Fórmula	Nombre
HCOOH	Ac. fórmico
CH ₃ - COOH	Ac. acético
CH ₃ - CH ₂ - COOH	Ac. propiónico
CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - COOH	Ac. butírico

Ésteres

Los ésteres tienen la siguiente estructura:



Son la unión de un ácido con un alcohol:



Los ésteres son compuestos muy difundidos en la naturaleza. Los que provienen de ácidos con pocos átomos de carbono forman parte de las esencias de flores y frutas, y son los responsables de su aroma.

Así, el acetato de isoamilo se encuentra en el plátano, el butirato de amilo en el albaricoque, el acetato de etilo en la piña tropical etc.

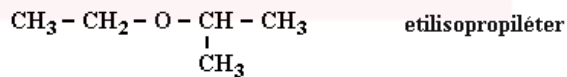
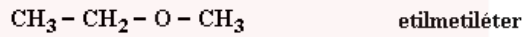
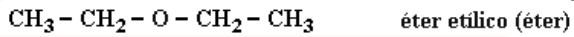
Los ésteres de los ácidos alifáticos lineales de cadena larga constituyen los aceites, grasas y ceras que tanto abundan en los reinos animal y vegetal.

Éteres

Los éteres constituyen una clase de compuestos oxigenados formados por dos radicales hidrocarburos que se unen a través de un átomo de oxígeno:



El nombre "vulgar" de los éteres consiste en nombrar cada uno de los radicales a los que está unido el oxígeno en orden alfabético, seguido con la terminación -éter. Si los dos radicales son idénticos (éteres simétricos), no es necesario indicar los dos radicales. Por ejemplo:

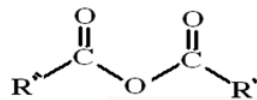


Se obtienen a través de la reacción de dos *alcoholes primarios*, en medio ácido.

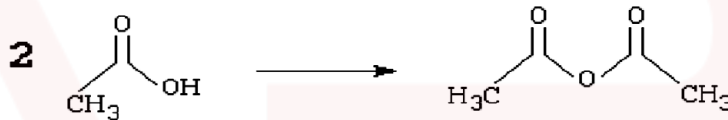


Anhídridos:

Los anhídridos tienen la siguiente estructura



Se obtienen a partir de la unión de dos moléculas con grupos ácidos

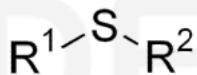


Tioles:



De suma importancia en la bioquímica; los puentes disulfuro forman los entrecruzamientos de las cadenas de proteínas, ayudan a estabilizar la conformación tridimensional de las proteínas

Tioéter:



olor característico y desagradable

similar a un éter, excepto que contiene un átomo de azufre en lugar de oxígeno

las propiedades químicas de los éteres y tioéteres tienen algunos puntos en común presente en el aminoácido metionina y el cofactor biotina.

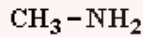
Compuestos Nitrogenados

Aminas

Las aminas pueden considerarse como derivados alquilados del amoníaco (NH₃). Tienen la siguiente estructura:

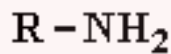


Especialmente, tanto la parte hidrocarbonada (si tiene hibridación sp³) como la de la función amina, tienen una estructura de tetraedro irregular, y recordemos que al ser el enlace Carbono – Nitrógeno un enlace simple, tiene posibilidad de rotación. Por ejemplo, para la metilamina:

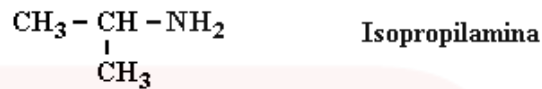
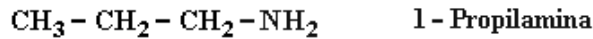


Según el grado de sustitución pueden clasificarse en:

- a. Aminas primarias: cuya estructura es:



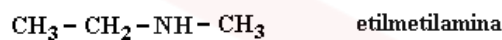
Se nombran anteponiendo el nombre del radical al sufijo - amina, por ejemplo:



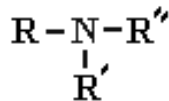
- b. Aminas secundarias: De estructura general:



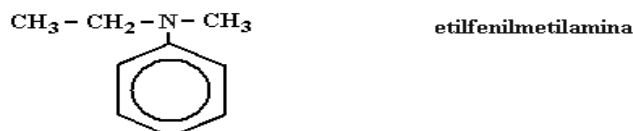
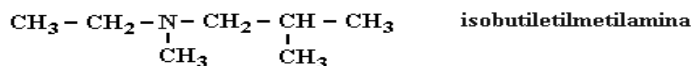
Se nombran de igual manera que las primarias:



- c. Aminas ternarias o terciarias: Son del tipo:

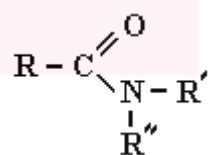


Se nombran de manera similar a las anteriores. Por ejemplo:



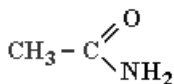
Amidas

Responden a la estructura general siguiente:

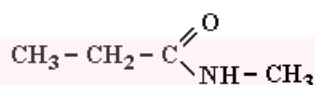


donde R' y R'' pueden ser radicales alquilo o hidrógenos.

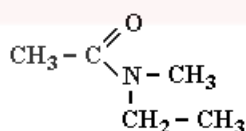
Se nombran según el ácido del que proviene seguido con la terminación -amida. Por ejemplo:



acetamida



metilpropilamida



etilmetilacetamida

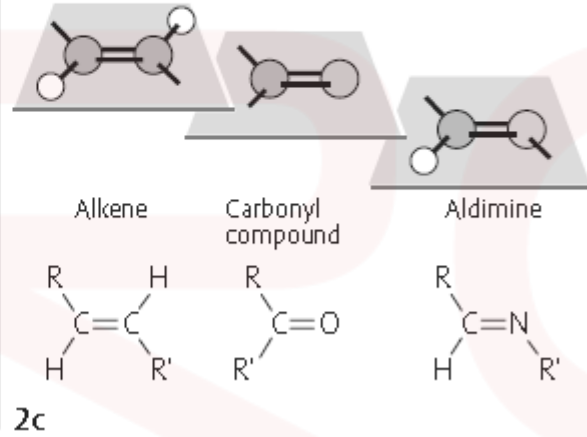
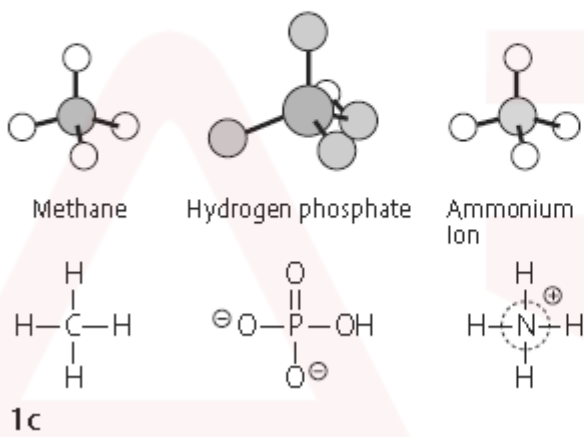
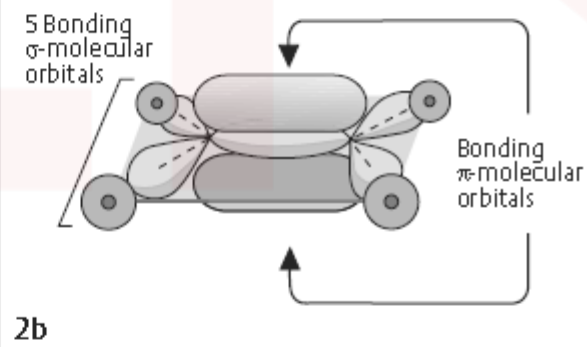
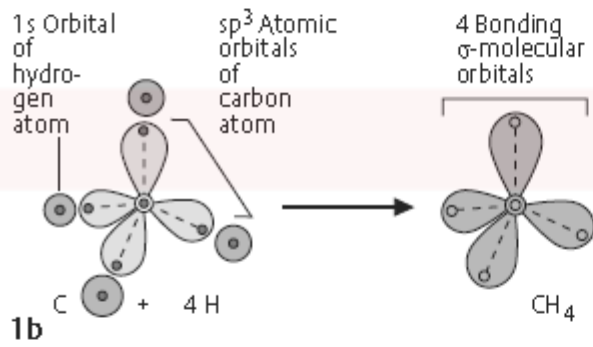
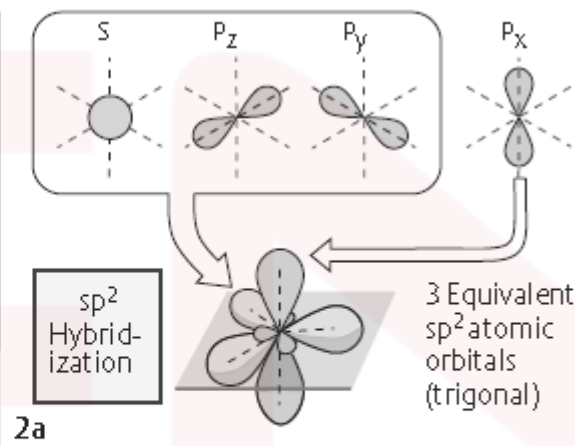
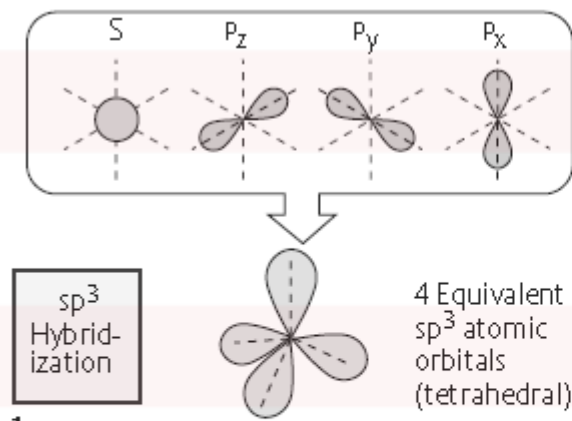
Este tipo de grupo se obtiene al unir una función ácido y una función amina.

Característico de las uniones entre aminoácidos de las proteínas

Resumen de Nomenclatura

Nombre	Fórmula	Terminación	Como sustituyente
Ac. carboxílico	R-COOH	-oico	carboxi-
Éster	R-COOR'	-oato	oxicarbonil-
Amida	R-CO-NH ₂	-amida	carbamoil-
Nitrilo	R-C≡N	-nitrilo	ciano-
Aldehído	R-COH	-al	formil-
Cetona	R-CO-R'	-ona	oxo-
Alcohol	R-OH	-ol	hidroxi-
Fenol	Ar-OH	-ol	hidroxi-
Amina	R-NH ₂	-amina	amino-
Éter	R-O-R'	-oxi-	oxi-, oxa-
Doble enlace	R=R'	-eno	... enil-
Triple enlace	R≡R'	-ino	... inil-
Halógeno	R-X		fluoro-, cloro-, bromo-, iodo-
Nitroderivados	R-NO ₂		nitro-
Radical alquilo	R-R'	-ano	... il-

Anexo 1



INTRUDUCCION A

LA QUIMICA

CONCEPTOS BASICOS

■ MATERIA

- ES TODO LO QUE TIENE MASA, OCUPA UN LUGAR EN EL ESPACIO E IMPRESIONA NUESTROS SENTIDOS
- ESTADOS DE LA MATERIA
 - SOLIDO
 - LIQUIDO
 - GASEOSO
- SUSTANCIA: DISTINTOS TIPOS DE MATERIA.

CONCEPTOS BASICOS

■ ENERGIA:

- ES LA CAPACIDAD DE UN CUERPO O SISTEMA DE REALIZAR UN TRABAJO
- EXISTEN DISTINTOS TIPOS DE ENERGIA
 - CINETICA, POTENCIAL, QUIMICA, ELECTRICA, CALORICA, ETC.
- SON INTERCONVERTIBLES ENTRE SI.

■ EQUIVALENCIA DE MASA Y ENERGIA

- LA MATERIA SE PUEDE CONVERTIR EN ENERGIA Y VICEVERSA

- $E = m \times c^2 =$

CONCEPTOS BASICOS

■ ESTRUCTURA DE LA MATERIA

- LA MATERIA ESTA FORMADA POR MOLECULAS QUE A SU VEZ ESTAN FORMADAS POR ATOMOS
- SUSTANCIA
 - SUSTANCIAS SIMPLES
 - SUSTANCIA COMPUESTAS
 - ATOMICIDAD

■ ELEMENTO QUIMICO

- ES EL COMPONENTE BASICO QUE FORMA LOS ATOMOS Y LAS MOLECULAS DE LAS SUSTANCIAS SIMPLES Y COMPUESTAS
- VARIEDAD ALOTROPICA.

CONCEPTOS BASICOS

■ ESTRUCTURA ATOMICA:

- EL MODELO DEL ATOMO FUE EVOLUCIONANDO DE ACUERDO A LOS CONOCIMIENTOS EXISTENTES EN ESE MOMENTO Y A LAS EVIDENCIAS EXPERIMENTALES.

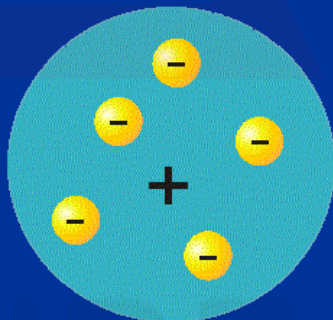
- DALTON

RAYOS CATODICOS Y CANALES

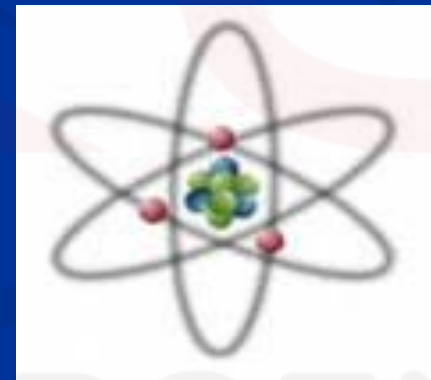
- THOMSON

EXPERIMENTO DE RUTHERFORD

- RUTHERFORD



MODELO ATOMICO THOMSON



MODELO ATOMICO RUTHERFORD

CONCEPTOS BASICOS

ESTRUCTURA ATOMICA:

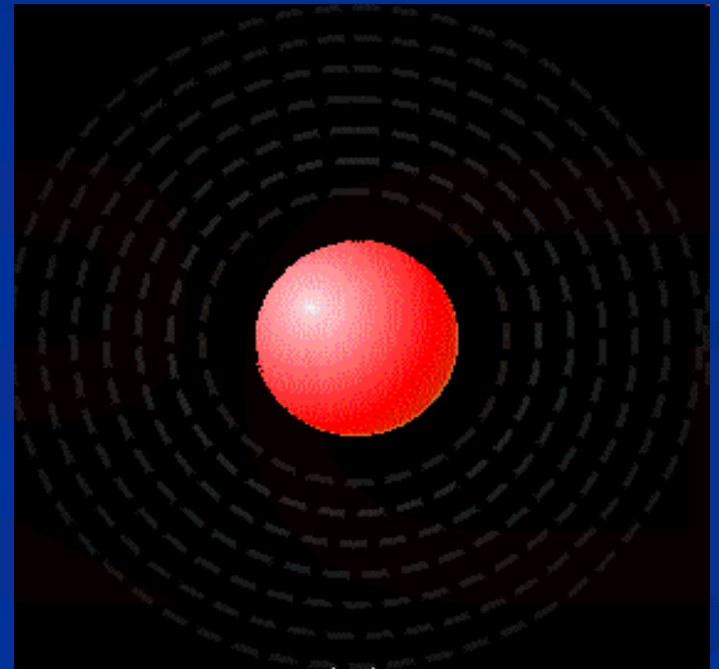
ESPECTROSCOPIA:



ESTUDIO DE LOS ESPECTROS
DE EMISION DEL ATOMO DE
HIDROGENO



MODELO ATOMICO DE BOHR
ORBITAS O NIVELES ENER-
GETICOS (k, l, m, n, etc.)



MODELO ATOMICO DE BOHR

CONCEPTOS BASICOS

MODELO MECANICO CUANTICO:

HEISEMBERG: PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE

DE BROGLIE: DUALIDAD ONDA-PARTICULA

SCHODRINGER: FUNCIONES DE ONDA

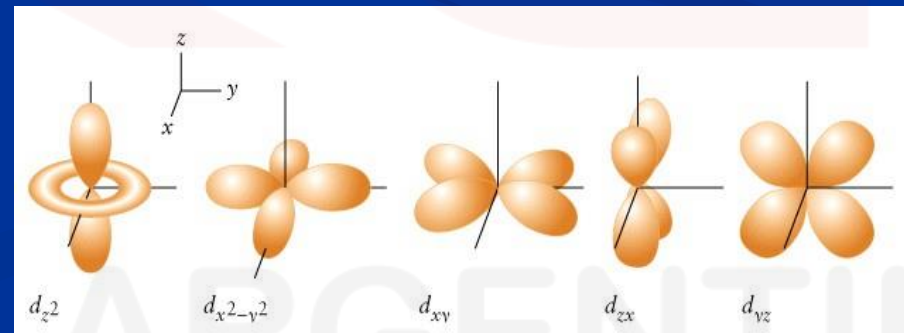
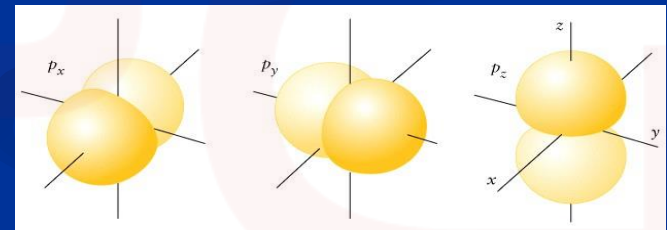
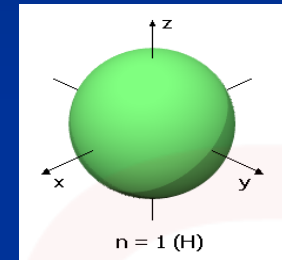


ORBITAL:

LUGAR DEL ESPACIO DONDE LA
PROBABILIDAD DE ENCONTRAR
AL ELECTRON ES MAXIMA

TIPOS DE ORBITALES:

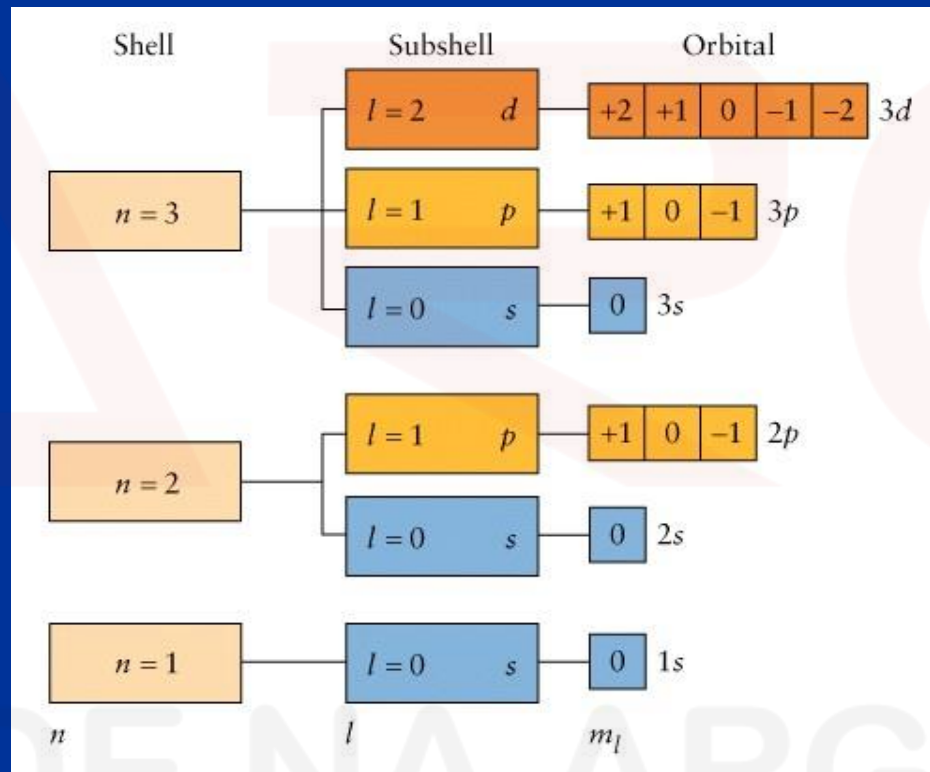
- s, p, d, f, g



CONCEPTOS BASICOS

NUMEROS CUANTICOS:

CONJUNTO DE 4 NUMEROS QUE PERMITEN SEÑALAR LA UBICACIÓN DE UN ELECTRON EN EL ATOMO. SON: n , l , m y s



CONCEPTOS BASICOS

■ MODELO STANDARD:

LEPTONES

6 TIPOS DE LEPTONES

e^- electron	μ^- muon	τ^- tau
ν_e e neutrino	ν_μ μ neutrino	ν_τ τ neutrino

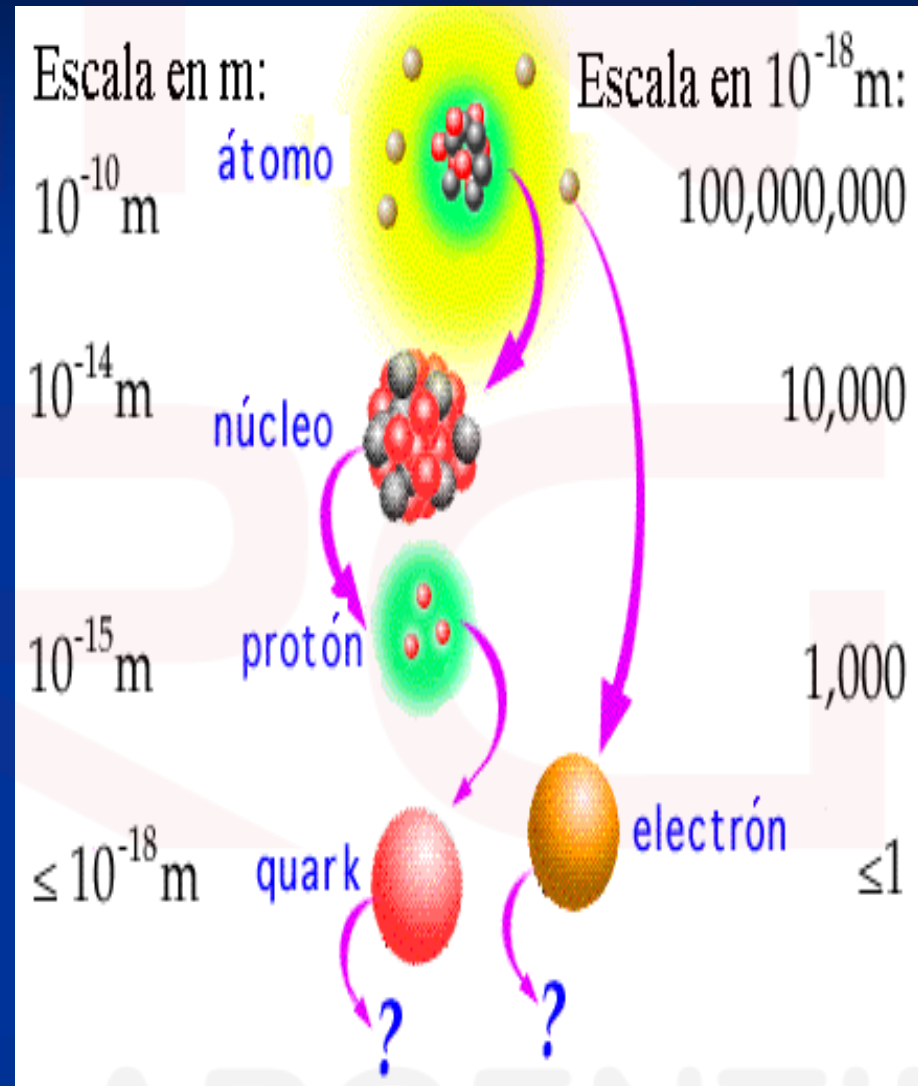
QUARKS

6 TIPOS DE QUARKS

FORMAN PROTONES Y NEUTRONES.

 up $2/3$	 charm $2/3$	 top $2/3$
 down $-1/3$	 strange $-1/3$	 bottom $-1/3$

PARTICULAS PORTADORAS DE FUERZA



CONCEPTOS BASICOS

- **NUMERO ATOMICO (Z)**
 - INDICA EL NUMERO DE PROTONES EN EL NUCLEO DEL ATOMO. EN EL ATOMO NEUTRO ES IGUAL AL NUMERO DE ELECTRONES.
- **NUMERO MASICO (A)**
 - INDICA EL NUMERO DE NUCLEONES, O SEA EL NUMERO DE PROTONES MAS EL NUMERO DE NEUTRONES.



CONCEPTOS BASICOS

■ ISOTOPOS

- SON ATOMOS DEL MISMO ELEMENTO QUE TIENEN IGUAL NUMERO ATOMICO Y DISTINTO NUMERO MASICO (POR TENER DISTINTO NUMERO DE NEUTRONES)

EJ:

PROTIO: $Z=1$ $A=1$

DEUTERIO: $Z=1$ $A=2$

TRITIO: $Z=1$ $A=3$

CONCEPTOS BASICOS

■ RADIATIVIDAD:

- ES LA CAPACIDAD QUE PRESENTAN LOS ISOTOPOS DE ALGUNOS ELEMENTOS DE LIBERAR ENERGIA EN FORMA ESPONTANEA

ESTE FENOMENO SE CONOCE COMO DESINTEGRACION RADIATIVA

EXISTEN 3 TIPOS DE DESINTEGRACION RADIATIVA:

ALFA:	Nucleos de He	↓	↓
BETA:	Electrones	E	Penet.
GAMMA:	Radiacion	↓	↓

CUESTIONARIO

COMO DEFINIRIA MATERIA Y ENERGIA ?

ESCRIBA EL NOMBRE LOS ESTADOS DE LA MATERIA Y CUALES SON SUS CARACTERISTICAS ?

EXPLIQUE BREVEMENTE COMO EVOLUCIONO EL MODELO ATOMICO HASTA LA ACTUALIDAD

CUALES SON LAS CARACTERISTICAS PRINCIPALES DEL MODELO MECANICO-CUANTICO ? EXPLIQUE QUE ES UN ORBITAL.

QUE PARTICULAS COMPONEN EL ATOMO SEGÚN EL MODELO STANDARD.

QUE ES EL NUMERO ATOMICO Y EL NUMERO MASICO Y QUE INFORMACION BRINDAN ?

QUE SON LOS ISOTOPOS DE UN ELEMENTO Y QUE DIFERENCIA PRESENTAN CON LAS VARIEDADES ALOTROPICAS ?

QUE ES LA RADIOACTIVIDAD Y QUE TIPOS CONOCE ?

QUIMICA ORGANICA

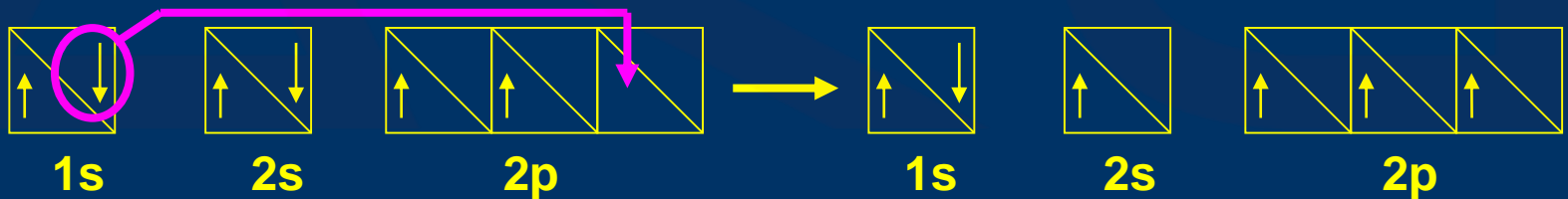
INTRODUCCION

QUIMICA ORGANICA

- **ES LA QUIMICA DEL CARBONO**
- **EL CARBONO ES EL ELEMENTO CENTRAL**
- **LO ACOMPAÑAN: HIDROGENO, OXIGENO, NITROGENO, FOSFORO, AZUFRE EN MAYOR PROPORCION.**
- **CON ESTOS ELEMENTOS SE FORMAN LA MAYORIA DE LOS COMPUESTOS ORGANICOS Y DE IMPORTANCIA BIOLÓGICA**

PROPIEDADES DEL ATOMO DE CARBONO

- SE UBICA EN EL GRUPO IV A Y PERIODO 2 Y SU $Z=6$
- SU CONFIGURACION ELECTRONICA ES:
 - Por metodo tradicional:
 - $1s^2, 2s^2 2p^2$
 - Por casillas cuanticas:

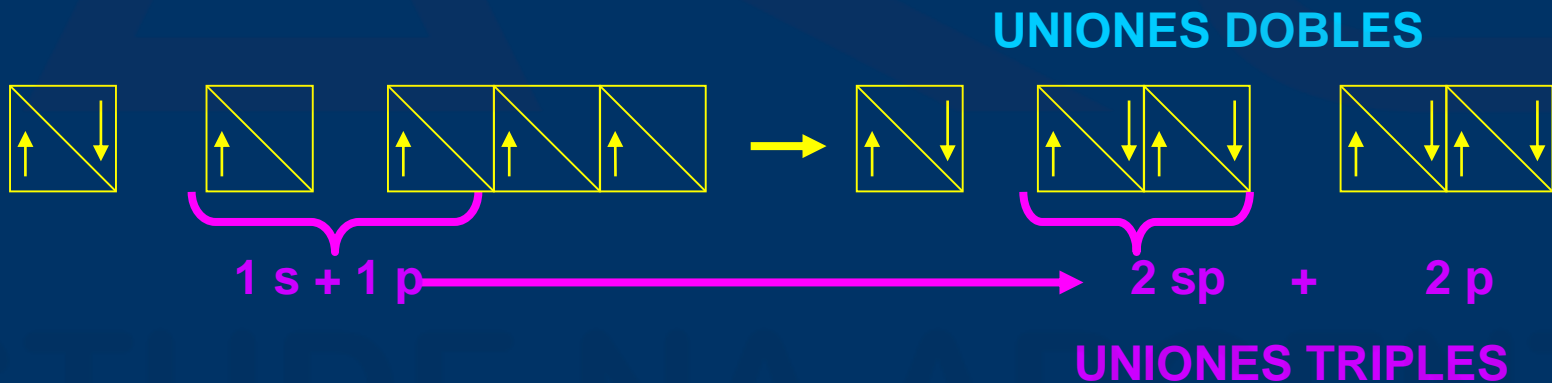
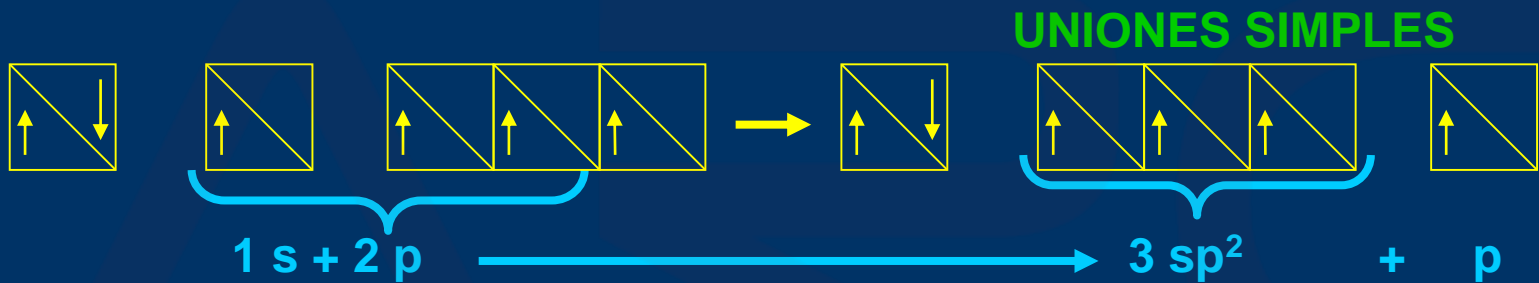
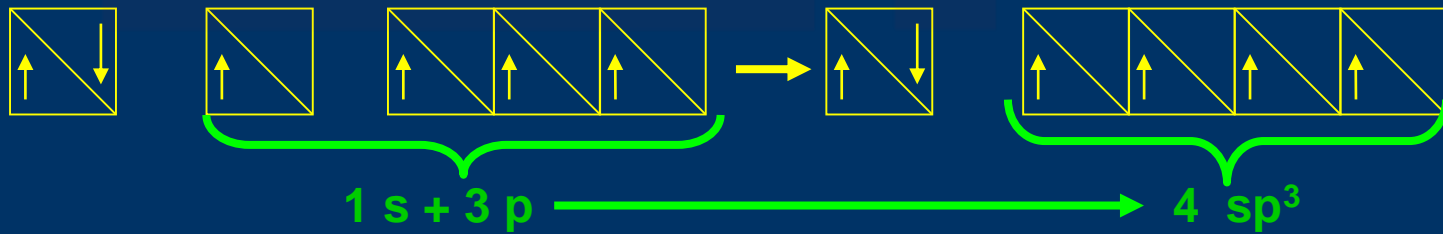


El atomo de C al igual que otros atomos, sufre reordenamiento electrónico y posterior hibridizacion de orbitales

PROPIEDADES DEL ATOMO DE CARBONO

HIBRIDACION DE ORBITALES

LA HIBRIDACION DE ORBITALES IMPLICA LA "FUSION" DE ORBITALES PARA ORIGINAR ORBITALES ATOMICOS HIBRIDOS, DIFERENTES DE LOS ORIGINALES Y DE ENERGIA INTERMEDIA ENTRE LOS ORBITALES HIBRIDADOS

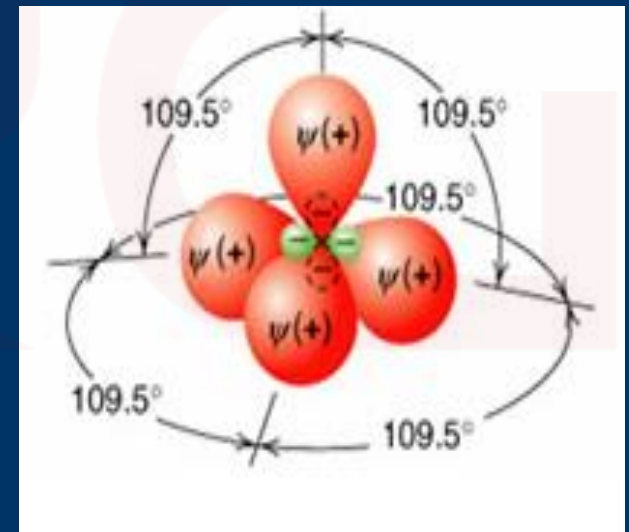
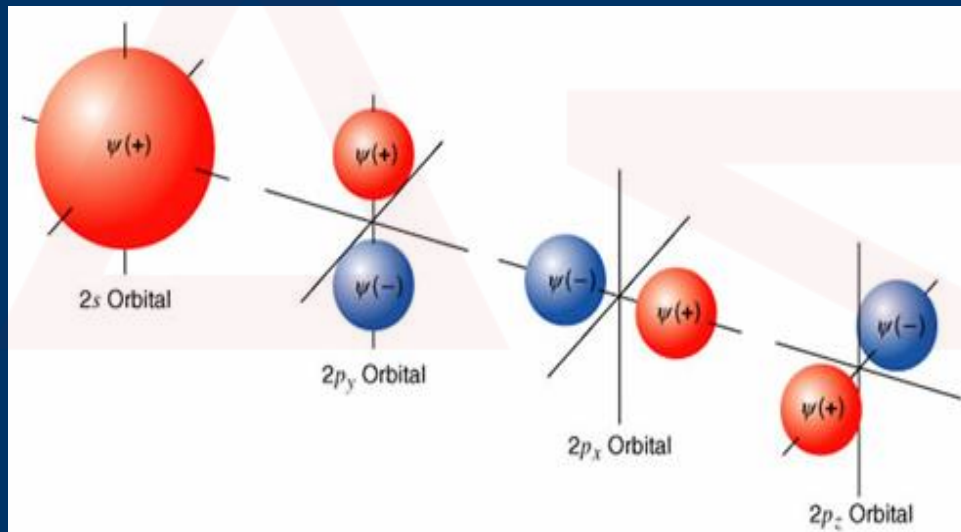
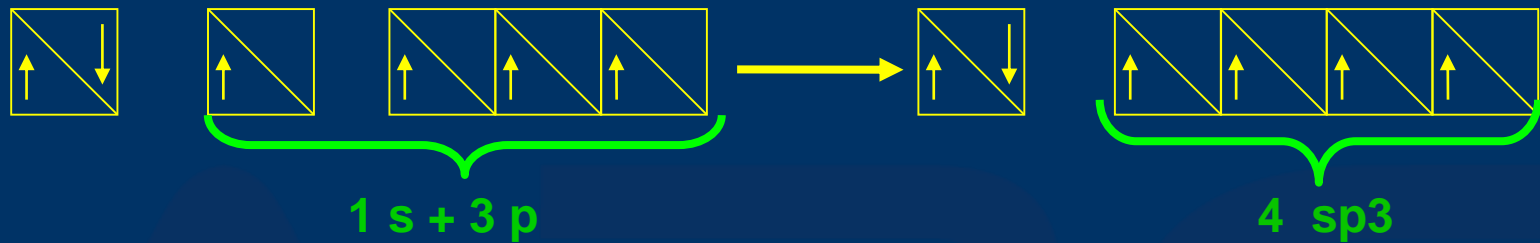


PROPIEDADES DEL ATOMO DE CARBONO

ORBITALES HIBRIDOS

HIBRIDACION sp^3

SE PRODUCE CUANDO EL ATOMO DE CARBONO SE UNE A OTROS ATOMOS A TRAVES DE UNIONES COVALENTES SIMPLES

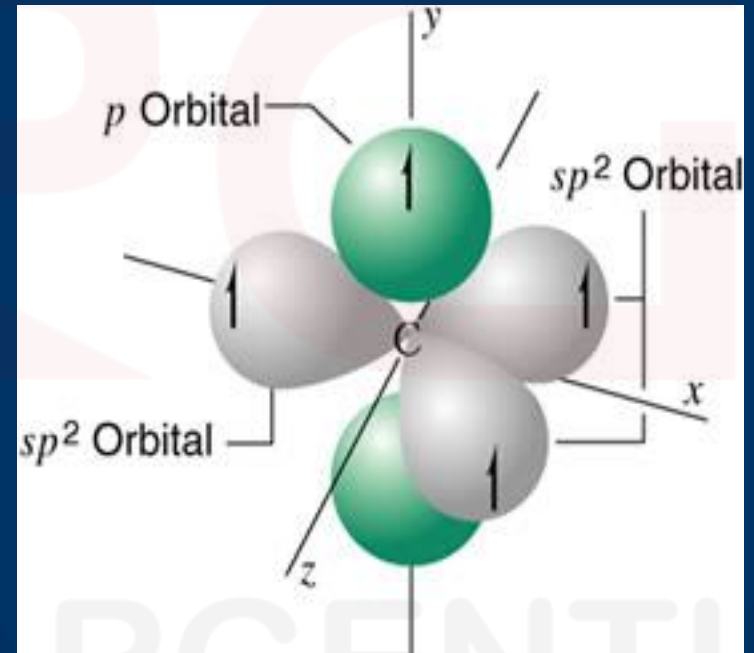
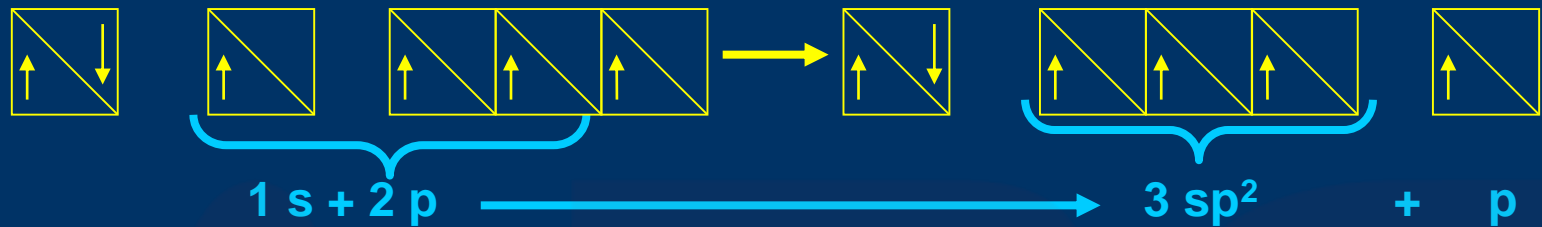


PROPIEDADES DEL ATOMO DE CARBONO

ORBITALES HIBRIDOS

HIBRIDACION sp^2

SE PRODUCE CUANDO EL ATOMO DE CARBONO SE UNE A OTROS ATOMOS A TRAVES DE UNIONES COVALENTES DOBLES

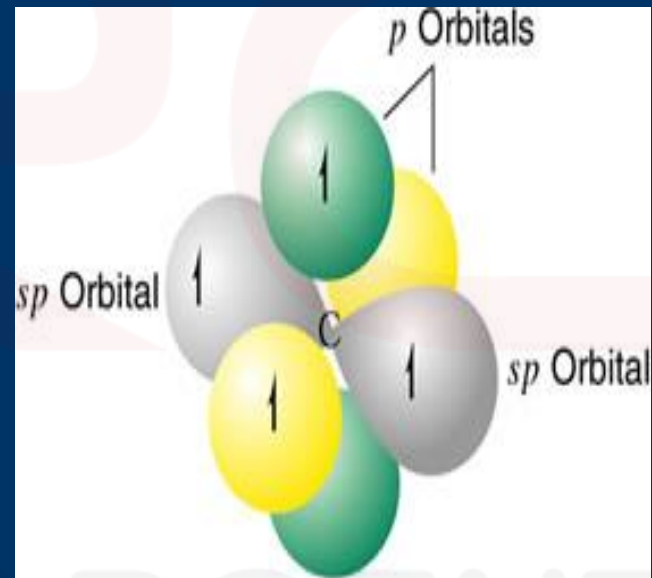
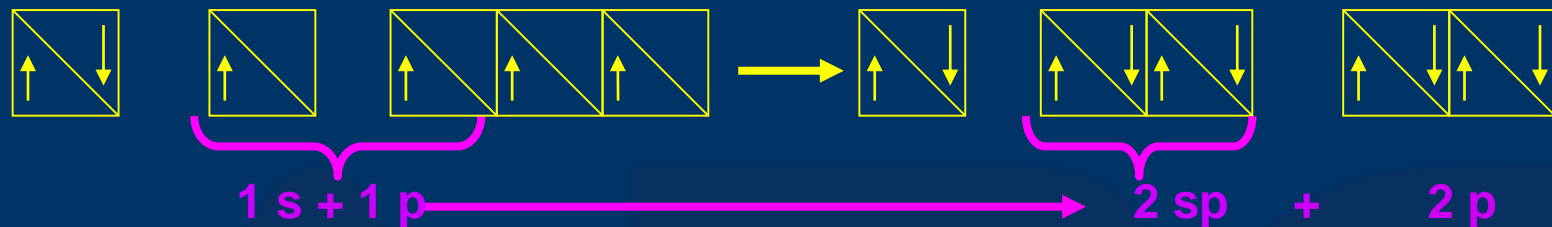


PROPIEDADES DEL ATOMO DE CARBONO

ORBITALES HIBRIDOS

HIBRIDACION sp

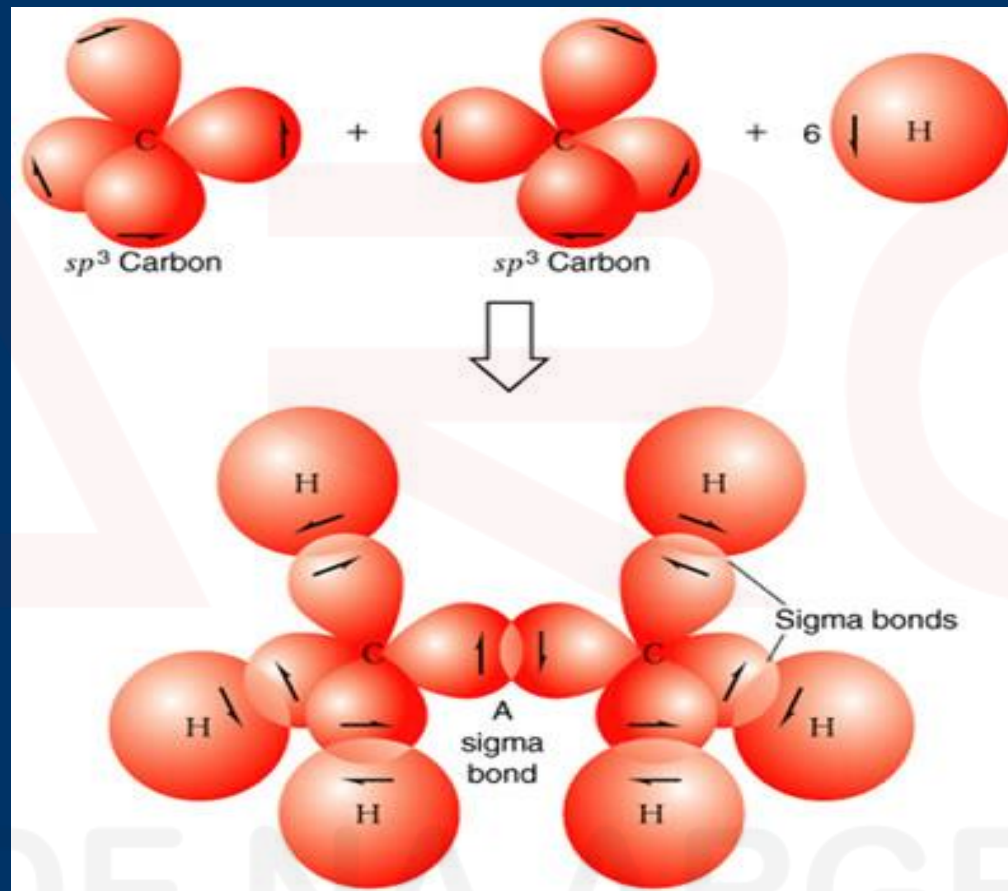
SE PRODUCE CUANDO EL ATOMO DE CARBONO SE UNE A OTROS ATOMOS A TRAVES DE UNIONES COVALENTES TRIPLES



PROPIEDADES DEL ATOMO DE CARBONO

UNIONES SIGMA Y PHI

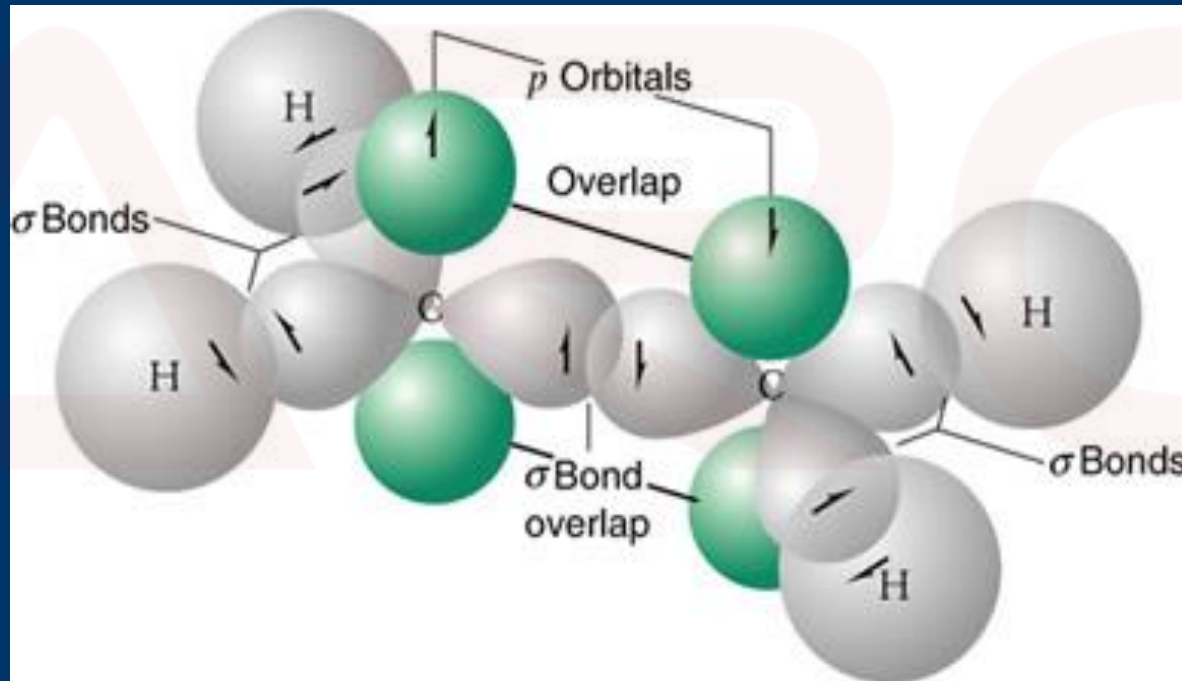
LAS UNIONES SIGMA (σ) SE PRODUCEN POR SOLAPAMIENTO (SUPERPOSICION) FRONTAL DE ORBITALES ATOMICOS COMUNES O HIBRIDOS DE 2 ATOMOS IGUALES O DISTINTOS



PROPIEDADES DEL ATOMO DE CARBONO

UNIONES SIGMA Y PHI

- LAS UNIONES PHI (π) SE PRODUCEN POR SOLAPAMIENTO (SUPERPOSICION LATERAL DE ORBITALES ATOMICOS COMUNES O HIDRIDOS DE 2 ATOMOS IGUALES O DISTINTOS



PROPIEDADES DEL ATOMO DE CARBONO

- **TETRAVALENCIA**

- POSEE 4 ELECTRONES DESAPAREADOS QUE LE PERMITEN UNIRSE A 4 ATOMOS IGUALES O DISTINTOS POR UNIONES COVALENTES

- **CAPACIDAD DE AUTOSATURACION**

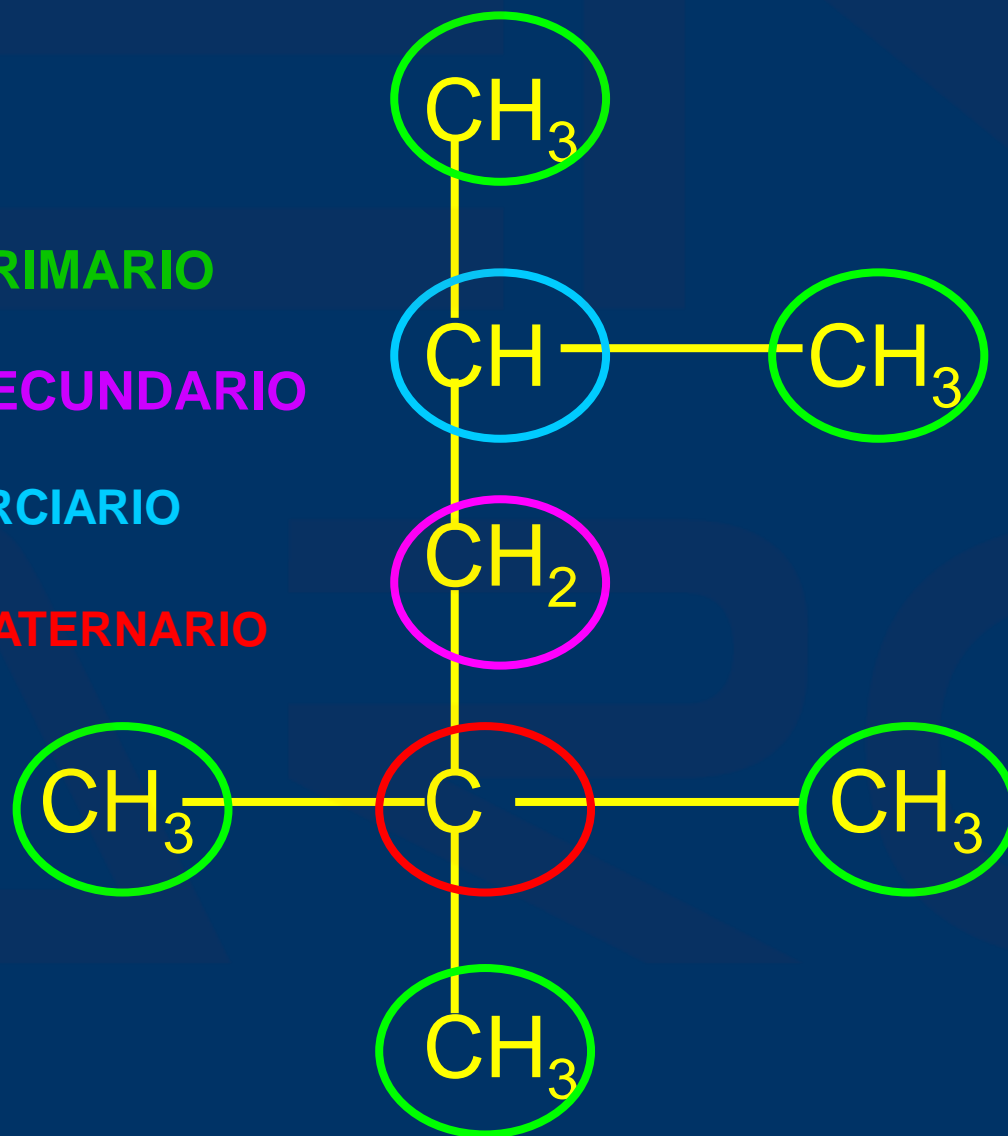
- ES UNO DE LOS POCOS ELEMENTOS JUNTO CON EL SILICIO QUE PUEDE FORMAR CADENAS DE ATOMOS IGUALES.

CARBONO PRIMARIO

CARBONO SECUNDARIO

CARBONO TERCIARIO

CARBONO CUATERNARIO



NOCIONES DE NOMENCLATURA

- **SE USAN PREFIJOS Y SUFIJOS**
- **LOS PREFIJOS INDICAN EL N° DE ATOMOS DE CARBONO**
- **LOS SUFIJOS INDICAN EL TIPO DE COMPUESTO DEL CUAL SE TRATA**

NOCIONES DE NOMENCLATURA

- **PREFIJOS DE COMPUESTOS DE BAJO NUMERO DE ATOMOS DE CARBONO**

PREFIJO	Nº CARBONOS	PREFIJO	Nº CARBONOS
MET	1	6	HEX
ET	2	7	HEPT
PROP	3	8	OCT
BUT	4	9	NON
PENT	5	10	DEC

NOCIONES DE NOMENCLATURA

•SUFIJOS DE COMPUESTOS BASICOS

COMPUESTO		REPRES- TACION	SUFIJO
HC	ALCANO	$C-C$	ANO
	ALQUENO	$C=C$	ENO
	ALQUINO	$C\equiv C$	INO
ALCOHOL		$C-OH$	OL

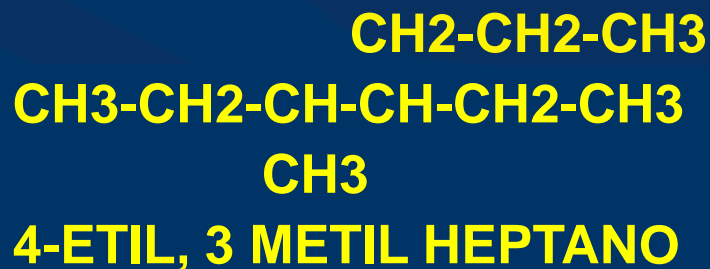
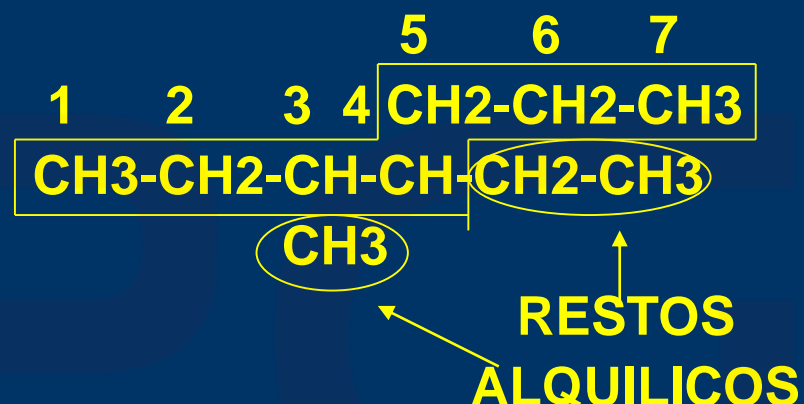
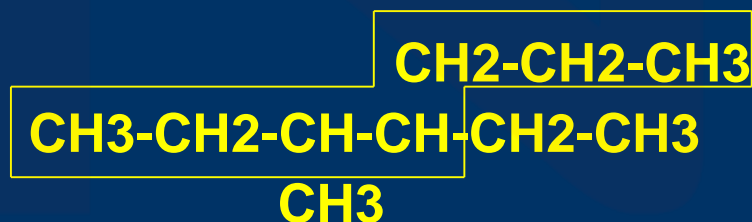
NOCIONES DE NOMENCLATURA

SUFIJOS DE COMPUESTOS BASICOS

COMPUESTO	REPRESENTACION	SUFIJO
ALDEHIDO	$\text{R} - \text{C} \begin{array}{l} \text{=} \text{O} \\ \text{---} \text{H} \end{array}$	AL
CETONA	$\text{R} - \text{C} \begin{array}{l} \text{=} \text{O} \\ \\ \text{R} \end{array}$	ONA
ACIDO CARBOXILICO	$\text{R} - \text{C} \begin{array}{l} \text{=} \text{O} \\ \text{---} \text{OH} \end{array}$	ACIDOOICO
AMINA	$\text{R} - \text{NH}_2$	AMINA
RESTO ALQUILICO	$\text{CH}_3 -$	IL

NOCIONES DE NOMENCLATURA

- ELEGIR LA CADENA QUE TENGA MAYOR NUMERO DE ATOMOS DE CARBONO
- NUMERAR LOS ATOMOS DE CARBONO DE LA CADENA PRINCIPAL ELIGIENDO PARA COMENZAR EL QUE ESTE MAS PROXIMO AL GRUPO FUNCIONAL O RAMIFICACION.
- IDENTIFICAR AQUELLAS RAMIFICACIONES (RESTOS ALQUILICOS) UNIDAS A LA CADENA PRINCIPAL Y VERIFICAR EN QUE CARBONO ESTAN UNIDAS
- NOMBRAR: LOS RESTOS ALQUILICOS EN ORDEN ALFABETICO ANTEPONIENDO EL NUMERO DEL CARBONO AL QUE ESTAN UNIDOS SEPARADO POR GUIONES Y ENTRE ELLOS SEPARADO POR COMAS Y POR ULTIMO NOMBRAR EL ALCANO BASE



GRUPOS FUNCIONALES

- SON UN CONJUNTO DE ATOMOS QUE LE CONFIEREN AL COMPUESTO QUE LOS POSSE CARACTERIESTICAS ESPECIALES
- IDENTIFICAN UNA FAMILIA DE COMPUESTOS.
- EJEMPLOS: HIDROXILO, CARBONILO, CARBOXILO, AMINA, ETC.

ALCANOS

- METANO CH_4
- ETANO $\text{CH}_3\text{—CH}_3$
- PROPANO $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
- BUTANO $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
- 2 METIL PROPANO $\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{—CH—CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$
- PENTANO $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3\text{—}$

ALCANOS CICLICOS

- **CICLOPROPANO**



- **CICLOBUTANO**



- **CICLOPENTANO**



- **CICLOHEXANO**

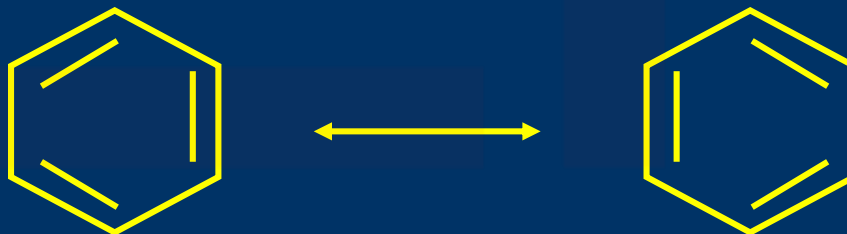


A MENOR N° CARBONOS MAYOR REACTIVIDAD POR LA TENSION DE LOS ANGULOS

ALQUENOS

- **ETENO** $\text{CH}_2=\text{CH}_2$
- **PROPENO** $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$
- **1 BUTENO** $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
- **2 BUTENO** $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$
- **2 METIL PROPENO** $\text{CH}_2=\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}-\text{CH}_3$

AROMATICOS



RESONANCIA



NAFTALENO



BENCENO



ANTRACENO



FENANTRENO

ALQUINOS

- **ETENO** **$\text{CH}\equiv\text{CH}$**
- **PROPINO** **$\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$**
- **1 BUTINO** **$\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$**
- **2 BUTINO** **$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$**

ALCOHOLES

- TIENEN EL GRUPO HIDROXILO (-OH).
- PUEDE ESTAR UNIDO A:
 - C PRIMARIO ALC. PRIMARIO
 - C SECUNDARIO ALC. SECUNDARIO
 - C TERCIARIO ALC. TERCIARIO

CH₃-OH
METANOL

CH₃-CH₂-OH
ETANOL

CH₃-CH₂-CH₂-OH
1 PROPANOL

CH₃-CHOH-CH₃
2 PROPANOL

CH₃
|
CH₃-COH-CH₃
3 METIL 2 PROPANOL
(TERBUTANOL)

ALDEHIDOS

- TIENEN EL GRUPO CARBONILO (CHO)
- SIEMPRE ESTAN EN CARBONO PRIMARIO



METANAL
(FORMALDEHIDO)



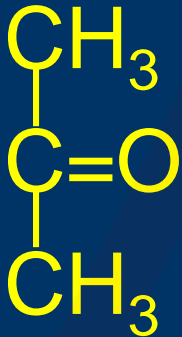
ETANAL



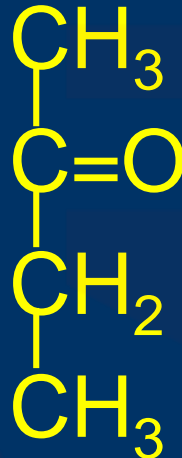
PROPANAL

CETONAS

- SIEMPRE ESTAN EN CARBONOS SECUNDARIOS



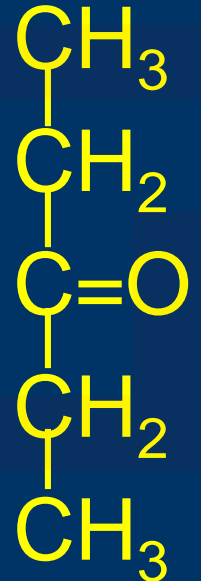
PROPANONA



BUTANONA



2 PENTANONA



3 PENTANONA

ACIDOS CARBOXILICOS

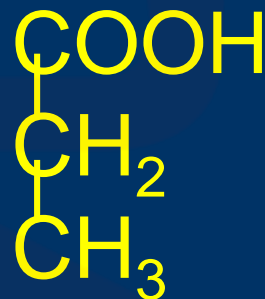
- TIENEN LA FUNCION CARBOXILO (COOH)
- SIEMPRE ESTAN EN CARBONOS PRIMARIOS.



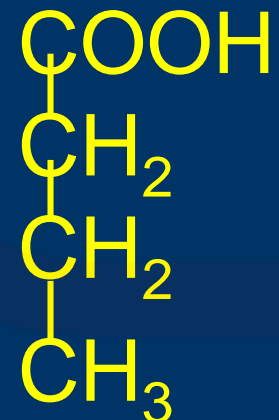
AC. METANOICO
(AC. FORMICO)



AC. ETANOICO
(AC. ACETICO)

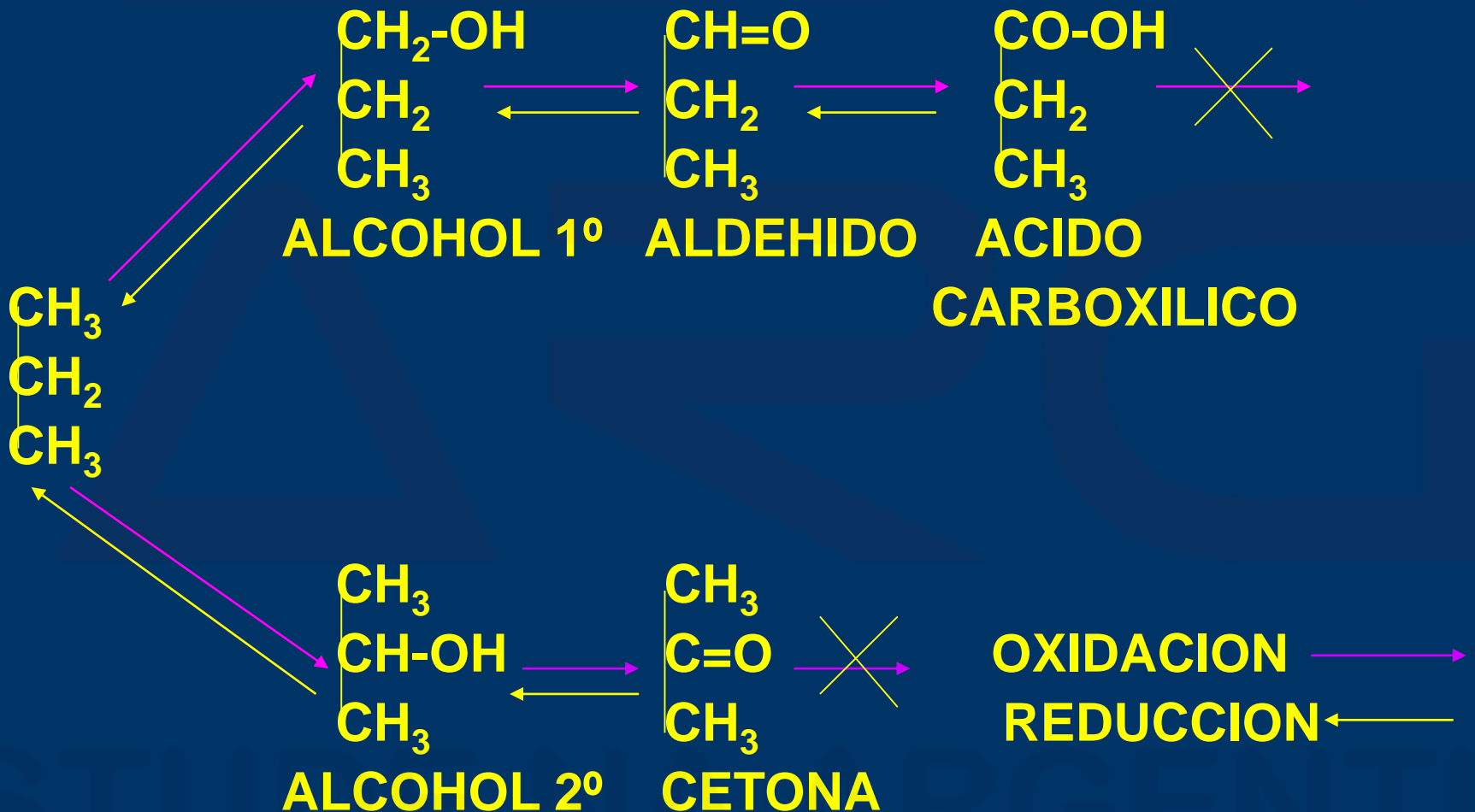


AC. PROPANOICO
(AC. PROPIONICO)



AC. BUTANOICO
(AC. BUTIRICO)

OXIDACION Y REDUCCION DE COMPUESTOS ORGANICOS



AMINAS

- RESULTAN DE REEMPLAZAR H DEL AMONIACO O DEL AMONIO POR RESTOS ALQUILICOS (HIDROCARBONADOS)
- SE CLASIFICAN EN:
 - AMINAS PRIMARIAS 1 RESTO R
 - AMINAS SECUNDARIAS: 2 RESTOS R
 - AMINAS TERCIARIAS 3 RESTOS R
 - AMINAS CUATERNARIAS 4 RESTOS R
- $$\text{NH}_3 + \text{H}^+ \longrightarrow \text{NH}_4^+$$

3 H reemplazables 4 H reemplazables

AMINAS

AMINA PRIMARIA:

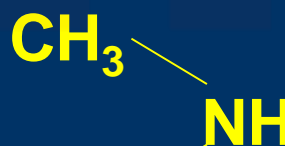


Metil amina

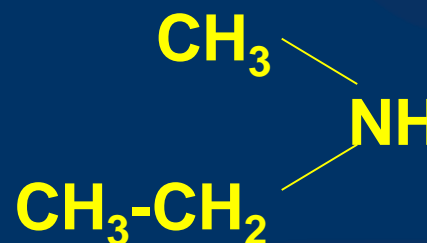


Etil amina

AMINA SECUNDARIA:

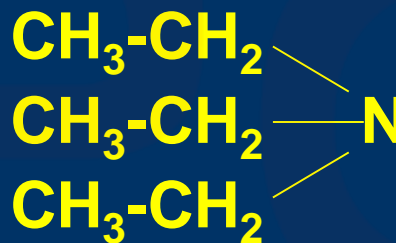


Dimetil amina



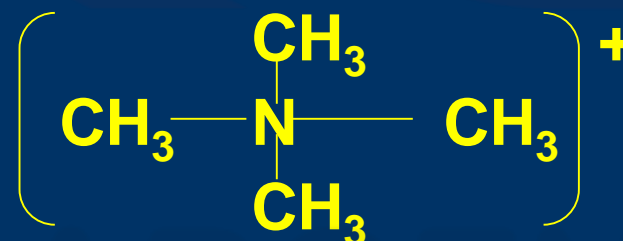
Etil metil amina

AMINA TERCIARIA:



Trietil amina

AMINA CUARTERNARIA:



Tetrametil amonio

FUNCIONES SECUNDARIAS

ALCOHOL + ALCOHOL

ETER + H₂O

ACIDO + ALCOHOL

ESTER + H₂O

ACIDO + ACIDO

ANHIDRIDO + H₂O

AMONIACO + ACIDO

AMIDA + H₂O

AMINA (1° o 2°) + ACIDO

AMINA SUST. + H₂O

ETERES



PROPANOL 1



ETANOL



ETIL PROPIL ETER + AGUA



DIMETIL ETER



ETIL METIL ETER

ESTERES



AC. PROPANOICO



ETANOL



PROPANOATO DE ETILO + AGUA



METANOATO DE METILO



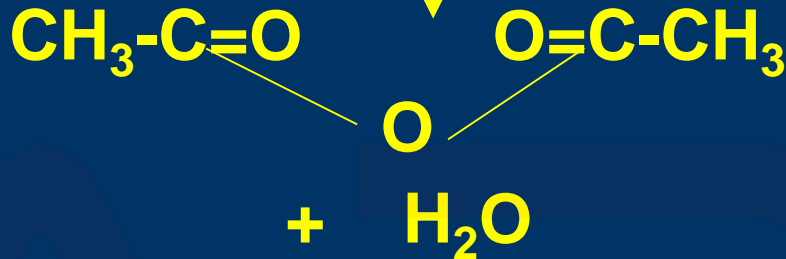
ETANOATO DE PROPILO

ANHIDRIDOS

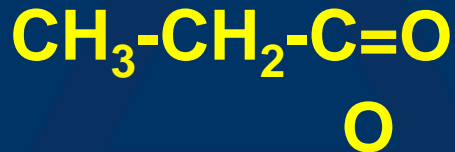


ACIDO ETANOICO

ACIDO ETANOICO

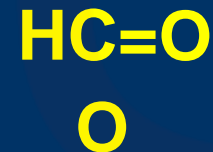


ANHIDRIDO ETANOICO



ANHIDRIDO

ETANOICO PROPANOICO



ANHIDRIDO

METANOICO

AMIDAS



ACIDO

PROPANOICO



AMONIACO



PROPANAMIDA



+ AGUA



ACIDO

PROPANOICO



METIL AMINA



N METIL

PROPANAMIDA

+ AGUA



ACIDO

PROPANOICO



DIMETIL

AMINA



N,N DIMETIL + AGUA

PROPANAMIDA