

Fundamentos de Química

María de la Luz Velázquez Monroy & Miguel Ángel Ordorica Vargas

Introducción

La base material de la vida está constituida por un conjunto complejo de interacciones y transformaciones moleculares. La disciplina encargada del estudio de estos procesos es la Bioquímica. Está, como cualquier otra disciplina en que se estudien moléculas, sus interacciones y transformaciones, requiere como antecedente básico la Química. En este documento se resumen los conceptos fundamentales de Química que consideramos necesarios para el estudio exitoso de la Bioquímica. Este trabajo no pretende ser exhaustivo ni definitivo, tan sólo es el inicio del apoyo que deseamos brindar a nuestros estudiantes, a quienes agradeceremos las críticas y comentarios que nos permitan mejorarlo.

Materia. Composición, estructura y propiedades

La Química estudia la materia y sus transformaciones, relacionando los cambios macroscópicos con las interacciones microscópicas.

- **Materia.** Es la sustancia de la que se componen todas las cosas; se define como *todo aquello que posee masa y ocupa un lugar en el espacio.*
- **La masa.** Es la medida de la cantidad de materia que contiene un objeto.
- **El peso.** Es la fuerza con que la gravedad atrae un objeto.

Clasificación de la Materia

En forma práctica, la materia se puede clasificar como **heterogénea** y **homogénea**.

- Se dice que la materia es **heterogénea** cuando no tiene propiedades uniformes en toda su extensión, debido a que está constituida por una mezcla de dos o más sustancias.
- En una **mezcla** los componentes conservan sus propiedades individuales y forman dos o más fases. Cuando la mezcla es estable, o sea que no se separa por sí misma en un tiempo prolongado, se trata de un **coloide**, y si no lo es, entonces es una **suspensión**.
- La materia es **homogénea** cuando **tiene propiedades uniformes en toda su extensión**. Cuando la materia homogénea está formada por dos o más sustancias es una **solución**, y cuando está formada por una sola sustancia se trata de una **sustancia pura**.
- Si la materia es una sustancia pura, puede ser un **elemento químico**, que **contiene moléculas homoatómicas**, o un **compuesto** si está formada por moléculas **heteroatómicas**.

Estructura de la Materia

Los modelos científicos tratan de explicar hechos observados. Los resultados de múltiples observaciones, llevaron a los científicos a proponer un modelo en el cual la materia está compuesta de muchas partículas diminutas. En la mayoría de las sustancias, estas partículas se llaman **moléculas**.

- **Una molécula** es la mínima cantidad de materia que conserva las propiedades de una sustancia particular. A su vez, las moléculas están formadas por **átomos**.
- **Los átomos** son la mínima cantidad de materia que conserva las propiedades de un **elemento químico** particular.

Es frecuente utilizar los términos **monoatómica**, **poliatómica**, **homoatómica** y **heteroatómica**, para describir la composición atómica de las moléculas.

- Las moléculas **monoatómicas** están formadas por un solo átomo, por ejemplo los gases nobles Helio (He) y Neón (Ne).
- Las moléculas **poliatómicas** están formadas por dos o más átomos, por ejemplo Agua (H_2O) Oxígeno (O_2) y Glucosa ($C_6H_{12}O_6$)
- Las moléculas **homoatómicas** están formadas por átomos iguales como en Oxígeno (O_2) Cloro (Cl_2) y Nitrógeno (N_2).
- Las moléculas **heteroatómicas** están formadas por dos o más tipos de átomos como en cloruro de sodio (NaCl) alcohol etílico (C_2H_6O) y ácido nítrico (HNO_3)

Propiedades de la Materia

Las propiedades de la materia se dividen en **Intensivas** y **Extensivas**.

- Las propiedades **intensivas** ó **específicas**, son aquellas que **no dependen de la cantidad de materia y sirven para identificar y diferenciar las sustancias**, por ejemplo: densidad, temperatura, viscosidad, elasticidad, longitud, porosidad, penetrabilidad divisibilidad, inercia, etc.
- Las propiedades **extensivas** ó **generales**, son las que **dependen de la cantidad de materia**, ejemplo: volumen, peso, etc.

Una porción de materia con propiedades homogéneas se conoce como una **Fase**.

En condiciones normales, la materia puede encontrarse en cualquiera de los llamados estados de la materia sólido, líquido o gas.

- Los estados de la materia presentan diferencias en propiedades como densidad, forma, compresibilidad y expansión térmica.

El comportamiento de la materia en sus diferentes estados, se puede explicar mediante la **Teoría Cinético Molecular**. Esta teoría establece que:

- La materia está formada por partículas pequeñas: moléculas, átomos, iones, etc.
- Las partículas se encuentran en movimiento constante.
- La energía cinética se reparte entre las partículas siguiendo la ley general de distribución de la energía de Maxwell-Boltzman.
- La energía cinética promedio es proporcional a la temperatura absoluta.
- En el **estado sólido**, las fuerzas de **Cohesión** que mantienen unidas las partículas, **son mucho mayores** que las de **Dispersión** que las separan. Por esta razón, las partículas del sólido se

mantienen dentro de una estructura tridimensional más o menos ordenada y la energía cinética se manifiesta como vibración alrededor de una posición promedio. Como resultado de lo anterior, los sólidos tienen forma y volumen propios, alta densidad y son difíciles de comprimir.

- En el **estado líquido** las **fuerzas de cohesión** entre partículas **son sólo un poco más grandes** que las de **dispersión**. Debido a ello, las partículas de líquido se mantienen próximas entre sí pero en desorden, en movimiento constante, deslizándose libremente, pero sin que la energía cinética alcance a separarlas. Debido a este comportamiento, los líquidos poseen volumen propio pero adquieren la forma del recipiente que los contiene, tienen densidad alta y también son difíciles de comprimir.
- En el **estado gaseoso**, las **fuerzas de dispersión son más grandes que las de cohesión**, las partículas son independientes unas de otras y se mueven en forma aleatoria. A presiones normales, la distancia entre partículas de gas es muy grande, sólo interactúan entre ellas cuando hay colisiones. Por esta razón, los gases no tienen forma ni volumen propios, adquieren los del recipiente que los contiene, presentan baja densidad y se pueden comprimir con facilidad.

Debido a que poseen forma y volumen propios, sólidos y líquidos se conocen como **fases condensadas**. Líquidos y gases se denominan **fases fluidas** o **fluidos**, debido a la capacidad que tienen de moverse cuando se les aplica una fuerza.

Composición de los Átomos. Partículas elementales ó fundamentales

El átomo es la *mínima porción de materia que conserva las propiedades de un elemento químico*. A pesar de su nombre, el átomo está constituido por numerosas partículas llamadas **subatómicas**, que se organizan formando un **núcleo** con carga positiva, rodeado de una nube de carga negativa.

- **Las partículas subatómicas** más importantes para el estudio de la Química, al nivel que se requiere para el curso de Bioquímica son **protones**, **neutrones** y **electrones**. Las propiedades físicas de estas partículas se resumen en la tabla siguiente.

partícula	símbolo	carga	masa, kg	masa, Dalton
electrón	e ⁻	-1	9.10953×10^{-31}	0.000548
protón	p ⁺	+1	1.67265×10^{-27}	1.007276
neutrón	N	0	1.67495×10^{-27}	1.008665

- **Los protones** que tienen carga eléctrica positiva y los **neutrones** sin carga, se encuentran en el núcleo atómico y por eso se llaman **nucleones**. **Son las partículas más pesadas y estables, que no varían en los átomos de un mismo elemento.**
- **Los electrones** se encuentran formando la nube de carga negativa alrededor del núcleo y **determinan las propiedades químicas de los átomos.**
- En su **estado basal todos los átomos son neutros** porque **tienen el mismo número de protones y electrones**, pero esta situación puede cambiar cuando participan en reacciones químicas.
- El radio del átomo es de 10^{-10} m, y el del núcleo atómico es de 10^{-14} m.
- Dentro del núcleo, la repulsión electrostática tiende a separar los protones, las **interacciones**

nucleares fuertes mantienen la integridad del núcleo.

- Las interacciones nucleares fuertes actúan en rangos de distancia de 10^{-14} m.
- **La energía necesaria para romper el núcleo es millones de veces mayor que la necesaria para romper los enlaces químicos, por ello el núcleo se considera inerte en las reacciones químicas.**
- Un **elemento químico** es el *conjunto de átomos que tienen el mismo número atómico*.

Símbolos de los Elementos Químicos

Los elementos químicos son materia pura formada por conjuntos de átomos que tienen todos, el mismo **número atómico**. A cada elemento químico se le asigna un símbolo derivado de su nombre. La mayoría de los nombres están formados por una letra mayúscula seguida de una minúscula. Algunos consisten sólo de una letra mayúscula. En forma temporal, se asignan símbolos de tres letras a los elementos para los cuales aún no existe un nombre oficial.

- Por una convención internacional, los símbolos de los elementos químicos se derivan de sus nombres en latín o griego; la mayoría son fáciles de recordar, porque se relacionan directamente con los nombres en español. Así se forman los símbolos de los cuatro elementos químicos más importantes en Bioquímica: **Hidrógeno = H, Carbono = C, Nitrógeno = N y Oxígeno = O.**
- Los símbolos de los elementos más antiguos no se relacionan con facilidad con los nombres modernos, los más difíciles se resumen en la tabla siguiente, los resaltados en **negritas** son importantes para nuestro curso.
- Los compuestos se representan mediante fórmulas elaboradas con los símbolos de los elementos que los componen. El número de átomos de cada elemento en una molécula se indica mediante subíndices.

Elemento	Símbolo	Nombre Antiguo	Elemento	Símbolo	Nombre Antiguo
Antimonio	Sb	Stibium (<i>lat</i>)	Mercurio	Hg	Hydrargyrum (<i>lat</i>)
Azufre	S	Sulfur (<i>lat</i>)	Potasio	K	Kalium (<i>lat</i>)
Oro	Au	Aurum (<i>lat</i>)	Plata	Ag	Argentum (<i>lat</i>)
Estaño	Sn	Stagnum (<i>lat</i>)	Sodio	Na	Natrium (<i>lat</i>)
Fósforo	P	Phosphoros (<i>gr</i>)	Tungsteno	W	Wolfram (<i>ale</i>)

Mol

El mol es la unidad del Sistema Internacional, empleada para medir la cantidad de sustancia. Un mol es la *cantidad de una sustancia que contiene tantas partículas fundamentales (átomos, moléculas, iones, etc.), como átomos hay en exactamente 12 g del isótopo 12 del carbono*. El número de átomos en dicha muestra es una constante conocida como el **Número de Avogadro** y su valor, hasta la cuarta cifra significativa es 6.022×10^{23} .

- Debido a que el peso atómico es relativo, **un mol de un elemento o compuesto es la masa en gramos igual al peso atómico del elemento o al peso molecular del compuesto.**
- El concepto de mol puede aplicarse también a iones, partículas o cualquier otra forma de la materia que se desee cuantificar.

linos y alcalinotérreos, pero reaccionan con ácidos fuertes liberando Hidrógeno. Todos los metales reaccionan con los no metales cediendo electrones.

- **Las tierras raras** son los elementos que se encuentran en el anexo inferior de la tabla, los **lantánidos** en la fila superior y los **actínidos** en la inferior. Deben su nombre al hecho de que sus propiedades son muy similares.
- **Los no metales** presentan todos los estados físicos, pueden ser gases como Oxígeno y Nitrógeno, líquidos como el Bromo o sólidos como el Carbono. Son malos conductores del calor y la electricidad y muchos de ellos forman moléculas diatómicas. Cuando reaccionan con metales, ganan electrones, pero entre ellos los comparten.
- **Los metaloides** tienen propiedades variables, cuando reaccionan con metales, se comportan como no metales y frente a los no metales actúan como metales. Los metaloides son semiconductores de la electricidad, característica importante en la actualidad.

Algunos elementos no metálicos pueden existir en varias formas distintas llamadas **Alótropos**. Son muy conocidas las formas alotrópicas del Carbono (Amorfo, Grafito y Diamante), Oxígeno (O₂ y Ozono, O₃) y Fósforo (Rojo y Amarillo)

Estructura Atómica y Configuración Electrónica

Niels Bohr propuso una teoría para explicar la distribución de los electrones en los átomos (**configuración electrónica**) según la cual los electrones se mueven alrededor del núcleo atómico en órbitas circulares fijas, cambiando de órbita sólo cuando absorben o liberan energía. Este modelo fue modificado al descubrirse que no es posible determinar valores precisos para las órbitas de los electrones sino que la energía y localización de los electrones se puede describir en forma probabilística, en términos de **niveles**, **subniveles** y **orbitales** usando la **Mecánica Cuántica**.

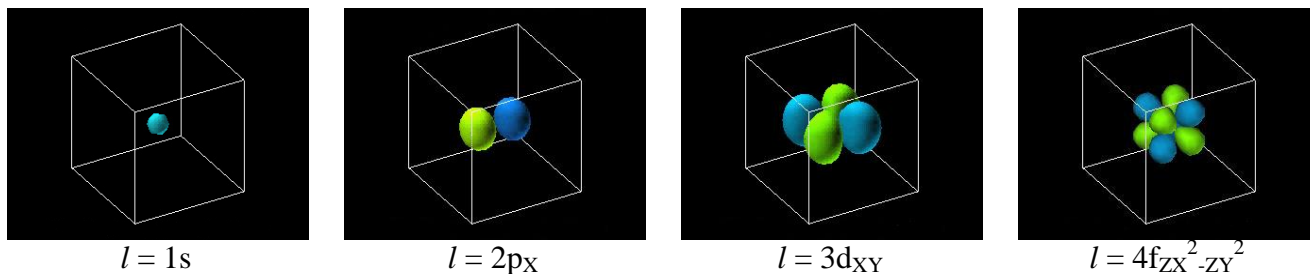
La Mecánica Cuántica describe la energía y localización de un electrón mediante su **ecuación de onda** en la cual hay cuatro constantes llamadas **Números Cuánticos**.

- El **primer número cuántico** llamado **Principal** (n) determina la distancia promedio al núcleo y la energía promedio ó **nivel principal de energía** del electrón, mientras más grande es n , más lejos está el electrón y mayor energía tiene. El número n sólo puede adquirir valores enteros positivos 1, 2, 3,... En ocasiones, en lugar de números, se usan letras mayúsculas para representar los valores de n : 1 = K, 2 = L, 3 = M, 4 = N, 5 = O, 6 = P, 7 = Q.
- El **número cuántico secundario**, **azimutal** o de **momento angular orbital** (l), puede tener valores enteros en el rango de 0 a $n-1$. El número de valores de l es igual al número de **subniveles** en que se divide el nivel principal. El valor de l también está relacionado con la energía de los electrones, a mayor valor, mayor energía. Por otro lado, describe la forma de las zonas del espacio en las cuales es más probable encontrar los electrones u **orbitales** de los **subniveles**, mientras mayor es valor de l más compleja es la forma del orbital. También se acostumbra representar los valores de l con letras minúsculas: 1 = s, 2 = p, 3 = d, 4 = f, etc.
- El **número cuántico magnético** (m), determina la multiplicidad de los orbitales de un subnivel específico. Puede adquirir valores enteros desde $-l$ hasta $+l$, incluido el cero. Los valores de m no se relacionan con la energía del electrón, más bien describen la orientación espacial y la simetría de los orbitales. El número de valores de m es igual al número de orbitales equivalentes en cada subnivel Los valores de m para l mayor que cero, se suelen representar con los

nombres de los ejes de coordenadas y planos cartesianos hacia los que se orientan: x, y, z, xy, x^2-y^2 , etc.

- El **cuarto número cuántico** se llama de **espín** (m_s o s) y describe las propiedades magnéticas del electrón. Sólo puede tener valores de $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$ para representar los “giros” contrarios de los electrones apareados.

Los **orbitales atómicos** se representan empleando números para representar el nivel principal (número n), letras para representar los subniveles (número l) y letras como subíndices para la orientación en los ejes (número m) como se muestra en las figuras siguientes.



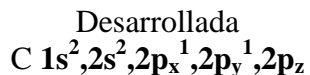
Configuración Electrónica

La descripción detallada de los valores de los cuatro números cuánticos para cada electrón es la llamada **Configuración Electrónica** del átomo. La configuración electrónica de los primeros átomos se puede obtener siguiendo las tres reglas básicas del **Principio Aufbau**.

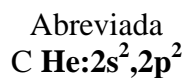
- Los orbitales se llenan de menor a mayor energía, *cuando se añade un nuevo electrón a un átomo, este ocupará el orbital con el nivel de energía más bajo posible.*
- **Principio de Exclusión de Pauli.** *En un átomo cualquiera, no pueden existir dos electrones que tengan los cuatro números cuánticos iguales.*
- **Regla de Hund.** *No se formarán pares de electrones en ningún orbital, mientras existan orbitales vacíos con la misma energía.*

La configuración electrónica se puede representar de varias formas:

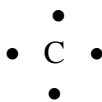
- En la **forma desarrollada**, se describen cada orbital mediante números y letras, y se indica el número de electrones como superíndice o mediante flechas que representan el espín de los electrones.



- En la **forma abreviada** se puede usar el símbolo de un gas noble para representar los electrones internos y desarrollar solo los electrones de las últimas capas.



- En un **diagrama de Lewis** del átomo, en el que se representan sólo los electrones de valencia como puntos o cruces, alrededor del símbolo del elemento.



Las reglas que determinan la configuración electrónica, dan como resultado la repetición de los arreglos electrónicos en los niveles de valencia de los átomos. Los elementos que presentan propiedades químicas semejantes, tienen el mismo número y tipo de electrones en sus niveles de valencia. Esta característica es tan importante, que los elementos químicos también se clasifican según el tipo de subnivel que ocupan sus electrones de valencia.

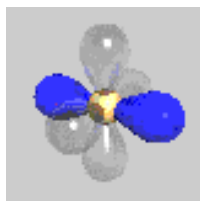
s												p																				
1	H	He																														
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne														
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar														
			d																													
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr														
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe														
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn														
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt																							
																			f													
			5	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu															
			6	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr															

Hibridación

Orbitales atómicos híbridos. Se forman cuando dos orbitales diferentes de un mismo átomo se mezclan (combinan o traslapan) y dan origen a una nueva zona de distribución de electrones, que tienen forma y energía diferentes a la de los orbitales que les dieron origen. En esta hibridación se produce un **reacomodo de electrones de valencia** en los nuevos orbitales, que permite a los elementos nuevas posibilidades de reaccionar con otros.

- **En la hibridación de los orbitales no se gana ni se pierde energía, el número de electrones no varía y tampoco el número total de orbitales.**

En Bioquímica existen tres tipos de hibridación importantes llamadas: **sp**, **sp₂**, y **sp₃**



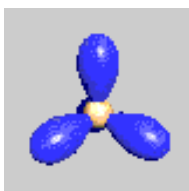
Hibridación tipo sp. Se produce al **combinarse un orbital s y un orbital p, obteniéndose dos orbitales híbridos sp nuevos, que poseen igual energía** (mismo nivel energético), la misma orientación entre ellos y **se rechazan entre sí al máximo, formando ángulos entre ellos de 180°**, en dirección perpendicular al plano formado por los orbitales p que no participan en la hibridación, y dan origen a **enlaces sencillos, dobles o triples.**

La hibridación **sp** es la más sencilla y puede originar dos enlaces sencillos como en el Be para combinarse con dos átomos de Cl (Cl—Be—Cl) enlaces dobles como en el bióxido de carbono (O=C=O) ó enlaces triples como en la molécula de N₂ (N≡N). Se presenta en alquinos y algunos compuestos de interés bioquímico.



Hibridación tipo sp_2 . Se produce al combinarse un orbital s con dos orbitales p (p_x y p_y), obteniéndose tres orbitales híbridos sp_2 nuevos, los tres poseen igual valor de energía (mismo nivel energético) y se repelen entre sí al máximo, formando ángulos entre ellos de 120° . El orbital p que no participa en la hibridación, queda perpendicular al plano definido por los tres orbitales.

Las cargas en los orbitales sp_2 son de igual signo y pueden formar **enlaces sencillos o dobles** como en el enlace covalente doble de un átomo de Carbono con un átomo de Oxígeno ($C=O$) en un grupo cetónico ó carboxilo. La hibridación sp_2 se presenta en compuestos orgánicos de interés bioquímico, entre elementos como C, N, O.



Hibridación tipo sp_3 . Se produce al combinarse un orbital s con los tres orbitales p_x , p_y y p_z , originándose cuatro orbitales híbridos sp_3 , todos de energía igual (mismo nivel energético) y que se repelen entre sí formando un tetraedro regular con ángulos de 109.5° entre ellos.

La hibridación sp_3 **origina únicamente un enlace entre cada par de átomos**, como cada uno de los que se forman en la molécula de Metilo (CH_4) entre el carbono y cada uno de los hidrógenos y en la molécula de Amoníaco (NH_3) entre el nitrógeno y cada uno de los hidrógenos. La hibridación sp_3 , se presenta en casi todos los compuestos de interés bioquímico.

Estructura atómica. Núcleo

- El **número atómico** de un elemento es el número de protones en el núcleo de sus átomos.
- El número de nucleones en el átomo es su **número de masa**, que es un entero, diferente de la **masa atómica relativa** (peso atómico).
- La **masa atómica relativa** asignada a cada átomo se conoce como **peso atómico**. El peso atómico se mide en **unidades de masa atómica** (uma) también denominadas **Dalton**. Una unidad de masa atómica es igual a 1.66054×10^{-27} kg, que corresponde a la doceava parte de la masa de un átomo del **isótopo 12 del carbono**, adoptado por convención como patrón de referencia para el peso atómico y al que se le asigna por definición el peso atómico de exactamente 12 Dalton.
- El peso atómico que aparece en la tabla periódica para un elemento químico, es un promedio que depende de la masa y abundancia de los **isótopos** naturales del elemento.
- Los **isótopos** son átomos de un mismo elemento que **se diferencian en el número de neutrones del núcleo**, o sea, **son átomos que tienen el mismo número atómico pero diferente número de masa** (o peso atómico).
- La mayoría de los elementos químicos naturales están formados por más de un isótopo. Si se conoce el porcentaje y la masa de cada isótopo, es posible calcular el peso atómico del elemento. Para representar los isótopos se usa el símbolo del elemento correspondiente, el número atómico se escribe como superíndice y el peso atómico como subíndice, ambos a la izquierda del símbolo.
- Las masas relativas de las moléculas o pesos moleculares se determinan sumando los pesos atómicos de los átomos que las forman.

Isótopos	Símbolo	Abundancia Natural	Peso (Dalton)	Vida Media
carbono-12	^{12}C	98.89%	12 (por definición)	estable
carbono-13	^{13}C	1.11%	13.003354	estable
carbono-14	^{14}C	trazas		5730 años
carbono-15	^{15}C	mínimo		2.4 s
carbono-16	^{16}C	mínimo		0.74 s

Reacciones Nucleares

Si bien en las reacciones químicas el núcleo atómico se considera inerte, los procesos nucleares tienen muchas aplicaciones de importancia en Bioquímica y Medicina.

Algunos núcleos son inestables y experimentan decaimiento radiactivo. El decaimiento radiactivo consiste en rompimiento o descomposición del núcleo atómico, por emisión de varios tipos de radiaciones. Los tipos comunes de radiación emitidos durante procesos del decaimiento son **alfa** (α), **beta** (β), y **gama** (γ) que se puede caracterizar por sus valores de masa y carga.

- Las **radiaciones α** son partículas de carga +2, formadas por núcleos de Helio sin electrones.
- Las **radiaciones β** son electrones provenientes del núcleo con carga -1.
- Las **radiaciones γ** son radiaciones electromagnéticas de alta energía provenientes del núcleo.

Las reacciones nucleares se pueden representar por ecuaciones equilibradas las que se enfocan en el balance de la masa y el número atómico.

- Distintos radioisótopos decaen a velocidades diferentes y características, que se representan mediante el **período de vida media** o simplemente **vida media**. Una vida media es el tiempo requerido para que decaiga la mitad de los núcleos inestables en una muestra.

La radiación genera radicales libres en los tejidos. La radiación es peligrosa, incluso a baja intensidad, si la exposición es a largo plazo. La radiación intensa y de corta duración es causa de la enfermedad por radiación. Quienes trabajan con fuentes radiactivas pueden reducir al mínimo la exposición usando blindaje como protección.

Dos sistemas, físico y biológico, se utilizan para describir cantidades de radiación.

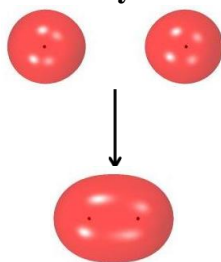
- Las **unidades físicas** indican el número de núcleos de material radiactivo que decaen por la unidad del tiempo. Las unidades físicas comunes son el Curie y sus fracciones, y el Becquerel.
- Las **unidades biológicas** se relacionan con el daño causado por la radiación en el tejido vivo. Las unidades biológicas incluyen el Roentgen (para la radiación gamma y los rayos X), el rad, el gray y el rem.

Los radioisótopos se comportan químicamente como los isótopos estables del mismo elemento, y se pueden utilizar en diagnóstico y terapéutica. En el diagnóstico, los radioisótopos se pueden utilizar como marcadores cuyo movimiento y localización en el cuerpo se puede seguir. En terapéutica, los radioisótopos se deben llevar a las áreas del cuerpo donde su radiación pueda destruir el tejido enfermo.

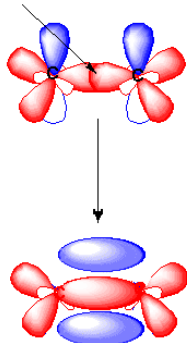
Enlaces Químicos. Orbitales moleculares

Orbitales moleculares ó de enlace. En las moléculas los electrones se localizan en orbitales llamados moleculares, que se forman al combinarse orbitales atómicos de átomos diferentes, originándose un orbital nuevo, cuya forma y orientación también son diferentes. Al orbital molecular también se le considera como la zona de energía que envuelve a los núcleos atómicos y a los electrones que forman el enlace.

- **Orbital molecular Sigma (enlace σ)** Se forma por el traslape axial entre dos orbitales atómicos puros ó híbridos, formándose enlaces covalentes sencillos ó simples. Los traslapes se pueden formar entre orbitales atómicos puros (s-s) orbitales atómicos puros e híbridos (s-p) o entre orbitales atómicos híbridos (sp-sp₂).
- Por ejemplo en el caso del gas H₂, los orbitales s (de forma esférica) de cada uno de los H, se traslapan formando **enlace covalente sencillo y un nuevo orbital σ**



- **Orbital molecular Pi (enlace π)** Se forma por el traslape lateral entre dos orbitales atómicos de tipo p puros ó entre orbitales atómicos p y orbitales atómicos híbridos, formándose enlaces covalentes dobles ó triples. Por ejemplo en el caso del gas eteno C₂H₄, los orbitales p (de forma ovoide) de cada uno de los C, se traslapan formando un **enlace covalente doble con un nuevo orbital π**
- Los enlaces π y σ se encuentran en todo los compuestos orgánicos.



Enlaces Químicos. Formación de moléculas.

Una molécula está formada por dos o más átomos que se mantiene unidos por interacciones llamadas **Enlaces Químicos**. Las moléculas pueden tener diversos tipos de enlaces químicos.

- Si un **átomo cede un electrón a otro átomo**, entonces se forma un enlace **iónico**.
- Si **los átomos comparten electrones**, entonces el enlace es **covalente**.

La poca reactividad de los gases nobles, condujo a los químicos a la conclusión de que su configuración electrónica debe ser estable. Con excepción del Helio, estos elementos, tiene 8 electrones en su último nivel de energía, por esta razón, la tendencia de los átomos al reaccionar para igualar la configuración electrónica de los gases nobles se conoce como **Regla del Octeto**.

- Un átomo puede alcanzar la configuración con ocho electrones en su último nivel si gana o pierde electrones.
- Al ganar o perder electrones los átomos se convierten en partículas cargadas llamadas **iones**.
- Los iones con carga positiva se llaman **cationes** y los de carga negativa **aniones**.
- Las **atracciones iónicas** resultan de la fuerza de atracción electrostática entre dos grupos ionizados de carga opuesta, como carboxilo ($-\text{COO}^-$) y amino ($-\text{NH}_3^+$). En agua, estos enlaces son débiles.

Valencia

La carga de los iones se denomina **electrovalencia**, y es igual a su **número de oxidación**. Iones de carga contraria se agrupan, en relaciones constantes que dependen de la cantidad de cargas positivas y negativas de cada ion, para formar los **compuestos iónicos**.

- En las fórmulas de los compuestos iónicos se escribe el número mínimo de cada átomo, necesario para lograr que el número de cargas positivas sea igual al de cargas negativas.
- Los nombres de los compuestos bi-iónicos se forman añadiendo al nombre del no metal un sufixo relacionado con su electrovalencia (*-uro, -ato, -ito, etc.*), seguido del nombre del metal, con un sufixo que también indica su electrovalencia (*-ico, -oso, etc.*).

Anión	Nombre	Catión	Nombre sistemático	Nombre común
H ⁻	Hidruro	Fe ²⁺	Fierro(II)	ión ferroso
F ⁻	Fluoruro	Fe ³⁺	Fierro(III)	ión férrico
Cl ⁻	Cloruro	Cu ⁺	Cobre(I)	ión cuproso
Br ⁻	Bromuro	Cu ²⁺	Cobre(II)	ión cúprico
I ⁻	Yoduro	Hg ₂ ²⁺	Mercurio(I)	ión mercuroso
O ²⁻	Óxido	Hg ²⁺	Mercurio(II)	ión mercúrico
S ²⁻	Sulfuro	Pb ²⁺	Plomo(II)	ión plumboso
		Pb ⁴⁺	Plomo(IV)	ión plúmbico
		Sn ²⁺	Estaño(II)	ión estanoso
		Sn ⁴⁺	Estaño(IV)	ión estánico

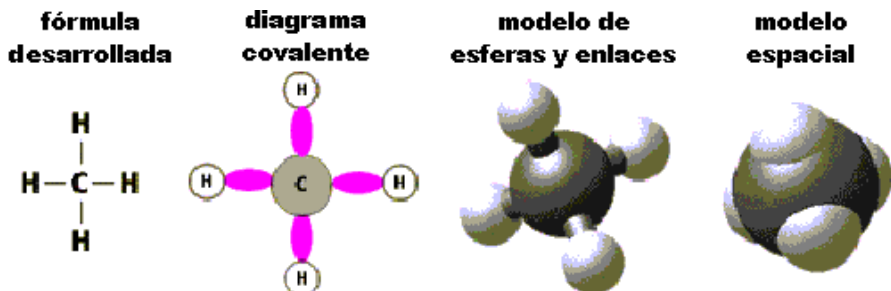
Electronegatividad

Los elementos que tiene electronegatividad elevada como los no metales y los halógenos, tiene poca tendencia a perder electrones y cuando se combinan entre sí, alcanzan la configuración de gases nobles compartiendo electrones.

- Los pares de electrones compartidos se localizan en zonas de probabilidad electrónica específicas llamadas **orbitales moleculares**, que ejercen atracción sobre los núcleos de los dos átomos que los están compartiendo. La fuerza que mantiene unidos los átomos que comparten

electrones es un **enlace covalente**.

- La fuerza con que los átomos unidos por enlaces covalentes atraen los electrones se llama **electronegatividad**. Las fórmulas de Lewis son muy útiles para representar la forma como se comparten los electrones, pero las moléculas covalentes se pueden representar de muchas formas.



Tipos de enlaces

Los pares de electrones de enlace se pueden compartir de manera homogénea, o pueden ser atraídos con más fuerza por uno de los átomos que enlazan.

- Los pares electrónicos compartido en forma desigual dan lugar a la formación de **enlaces covalentes polares**. El grado de polaridad de los enlaces está determinado por la diferencia de electronegatividad entre los átomos; *mientras mayor es la diferencia, mayor es la polaridad del enlace*.
- Los enlaces covalentes polares, hacen que en las moléculas se formen cargas pequeñas, también llamadas **Cargas Parciales**, que pueden ser positivas ($\delta+$) y negativas ($\delta-$). Cuando las cargas parciales están distribuidas en forma simétrica la molécula es **no polar**. Si la distribución es asimétrica la molécula es **polar**.

Los nombre de los compuestos covalentes binarios se forman usando el nombre del elemento más electronegativo seguido de la terminación *-uro*, y después el nombre del elemento menos electronegativo con el sufijo *-ilo*. Para indicar el número de cada tipo de átomo en la molécula del compuesto se usan prefijos en griego.

La forma de muchas moléculas se puede predecir usando la teoría de la **Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia** (VSEPR). En forma simplificada, esta teoría establece que *los pares de electrones en la capa de valencia del átomo central de una molécula, se repelen entre sí debido a su carga eléctrica, y tratan de maximizar la distancia que los separa*. El acomodo que resulta define la forma de la molécula.

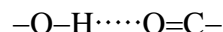
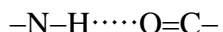
- Algunas moléculas covalentes se pueden representar mediante dos o más fórmulas electrónicas equivalentes. Las moléculas que presentan esta propiedad se dice que tienen **resonancia**.

Interacciones Débiles

Además de los enlaces iónicos y covalentes, se conocen otras fuerzas que mantienen las sustancias en estado sólido o líquido. Estas interacciones débiles incluyen los **enlaces metálicos**, **puen-**

tes de Hidrógeno, fuerzas de van der Waals e interacciones hidrófobas.

- El tipo de interacción predominante en una sustancia se puede inferir a partir de sus puntos de fusión y ebullición.
- Los enlaces no covalentes y otras fuerzas débiles son importantes en la estructura de las moléculas biológicas.
- Los átomos de elementos metálicos tienen baja electronegatividad y comparten sus electrones de valencia en forma deslocalizada.
- El **enlace metálico** resulta de la atracción entre los átomos y los electrones deslocalizados por todos los átomos del cristal. La deslocalización de los electrones explica las propiedades típicas de los metales.
- Los enlaces de Hidrógeno o **puentes de Hidrógeno** se forman por la atracción electrostática entre un átomo electronegativo (O ó N) y un átomo del Hidrógeno unido en forma covalente a un segundo átomo electronegativo.

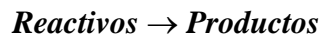


- Las **interacciones de van der Waals** son fuerzas de atracción de corto alcance, que se dan entre grupos químicos en contacto. Son debidas a desplazamientos momentáneos de los electrones compartidos.
- Las **interacciones hidrófobas**, hacen que grupos no polares como los hidrocarburos, se asocien entre sí, cuando se encuentran en ambiente acuoso.
- Los enlaces o interacciones débiles, cuando son múltiples, pueden causar interacciones fuertes. El reconocimiento biológico depende de una estructura tridimensional que permita múltiples interacciones débiles entre las moléculas.

Reacciones Químicas

El metabolismo de los seres vivos es un conjunto de transformaciones moleculares o **reacciones químicas**. Las reacciones químicas implican el rompimiento y/o formación de enlaces químicos, debido a que se transfieren o comparten electrones.

- Las reacciones químicas se pueden representar mediante ecuaciones en las que las sustancias que se combinan, llamadas **reactivos** y las que se forman, llamadas **productos**, se representan escribiendo sus fórmulas, separadas con flechas que indican la dirección de la reacción.



- Antes de la fórmula de cada producto y reactivo, se escribe un número o coeficiente tal que el número de átomos de cada elemento en las fórmulas de los reactivos, sea igual al número de átomos correspondiente en los productos. Este balance de ecuaciones, debe satisfacer la **Ley de la Conservación de la Materia**.

Las reacciones químicas se clasifican en: reacciones de **óxido-reducción** o **redox**, y **no redox**. Dentro de estas categorías hay subdivisiones: **eliminación**, **adición**, **substitución simple**, y **substitución doble**.

- Las reacciones Redox son aquellas en las cuales los reactivos sufren procesos de **Oxidación** y **Reducción**. La oxidación y reducción se indican usando el cambio en el **número de oxida-**

ción. Los números de oxidación de los elementos se asignan empleando reglas simples.

- En los **compuestos iónicos**, el **número de oxidación es igual a la valencia del ion**.
- En un enlace covalente, el número de oxidación del átomo más electronegativo es negativo (-1) y el del menos electronegativo es positivo (+1); si son átomos iguales, es cero.
- El número de oxidación de un átomo que forma varios enlaces covalentes es igual a la suma de los números de los enlaces individuales que forma.
- Una sustancia se oxida cuando el número de oxidación de alguno de los elementos que la forman se hace más positivo, y se reduce cuando se vuelve más negativo.
- En las **reacciones de eliminación o descomposición**, un reactivo forma dos o más productos. Las reacciones de eliminación pueden ser redox o no redox.
- En las **reacciones de adición**, también llamadas combinaciones o síntesis, dos o más reactivos se unen para formar un solo producto. Las reacciones de adición pueden ser redox o no redox.
- En las **reacciones de sustitución simple o desplazamientos simples**, un elemento reacciona con un compuesto y substituye o desplaza a otro que sale del compuesto. Todas las reacciones de sustitución siempre son redox.
- Las **reacciones de sustitución doble** se caracterizan porque dos compuestos intercambian elementos. Las reacciones de sustitución doble siempre son no redox.

Muchas sustancias solubles en agua al disolverse se disocian, liberando los iones que las constituyen. En las ecuaciones de las reacciones en que intervienen compuestos ionizados, se pueden representar reactivos y productos usando fórmulas completas, o usando la lista de todos los iones que forman reactivos y productos, o mostrando únicamente los iones que realmente reaccionan.

Se llama **reactivo limitante**, aquel cuya cantidad determina la máxima cantidad de productos que se puede formar. La masa de productos que se obtienen después de una reacción, con frecuencia es menor que el máximo posible teóricamente. El **rendimiento** de una reacción es el cociente que resulta de dividir la cantidad de producto que se forma en realidad, entre la cantidad que en teoría debía formarse, expresado en por ciento.

Leyes de los Gases

Las **Leyes de los Gases** son relaciones matemáticas que describen el comportamiento observado en las propiedades de los gases cuando se someten a cambios de presión, volumen, temperatura, o cuando se mezclan o difunden. Cuando se aplican las leyes de los gases es necesario expresar la temperatura en unidades Kelvin, y la presión y volumen en unidades consistentes.

- **Ley de Boyle.** El volumen de un gas ideal (V) disminuye en forma proporcional al aumento de la presión (P).

$$V \propto \frac{1}{P} \text{ ó } PV = k$$

- **Ley de Charles.** Al aumentar la temperatura (T) de un gas, su volumen aumenta en forma proporcional.

$$V \propto T \text{ ó } \frac{V}{T} = k$$

- **Ley General de los Gases.** El volumen de un gas aumenta en forma proporcional con el aumento de la temperatura y disminuye en forma proporcional con el aumento de la presión.

$$V \propto \frac{T}{P} \text{ ó } \frac{PV}{T} = k$$

- **Ley de Avogadro.** Al aumentar la cantidad un gas (n), aumenta su volumen, en forma proporcional.

$$V \propto n \text{ ó } \frac{V}{n} = k$$

- **Ley de los Gases Ideales.** Las relaciones anteriores se pueden combinar para formar la ley de los gases ideales, en la que R es una constante de proporcionalidad, llamada **constante de los gases** expresada en unidades apropiadas.

$$V \propto \frac{nT}{P} \text{ ó } \frac{PV}{nT} = R \text{ ó } PV = nRT$$

1. Cuando la presión se expresa en atmósferas, el volumen en litros y la temperatura en Kelvin el valor de R es de 0.0821 (atm l)/(mol K).
 2. Cuando la presión se expresa en Newton/m², el volumen en m³ y la temperatura en Kelvin el valor de R es de 8.314 J/(mol K).
 3. Cuando R se usa en cálculos que involucran calorías el valor es 1.987 cal/(mol K)
- **Ley de Dalton de las Presiones Parciales.** La presión de una mezcla de gases (P_T) es igual a la suma de las **presiones parciales** (P_i) de los gases que componen la mezcla.

$$P_T = \sum P_i$$

La presión parcial de un gas es la presión que ejercería la misma cantidad de cada gas que se encuentra en la mezcla, si estuviera solo, ocupando el mismo volumen y a la misma temperatura que la mezcla.

- **Ley de Graham.** La velocidad con que las moléculas de un gas pasan a través de un orificio pequeño (r), es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de su masa (PM).

$$r \propto \frac{1}{\sqrt{PM}}$$

Soluciones

Las soluciones son mezclas homogéneas de un solvente y uno o más solutos, que se pueden encontrar en cualquiera de los estados de la materia: sólido, líquido o gas.

- El **solvente** de una solución es el componente más abundante, también recibe el nombre de componente dispersor o continuo.
- El **soluto** de componente disperso o discontinuo. Con frecuencia, el estado físico de una solución, es el mismo que el del solvente.
- La cantidad de soluto que se debe disolver en una cantidad fija de solvente, para formar una solución saturada, es la **solubilidad** del soluto. La solubilidad depende de la semejanza en las propiedades de solvente y soluto, por ejemplo su polaridad. En general, para solutos sólidos y líquidos la solubilidad aumenta con la temperatura y para los solutos gaseosos disminuye.

El paso de un soluto sólido a la solución, se puede imaginar como un proceso en el cual las moléculas de solvente atraen a las de soluto, arrancándolas de la estructura del sólido, y solvatándolas

(recubriendo las moléculas de soluto con moléculas de solvente), para impedir que se vuelvan a unir.

- Cuando se forma una solución, se puede liberar o absorber calor. Cuando se libera calor, la disolución es **exotérmica** y la temperatura de la solución aumenta. Cuando se absorbe calor, el proceso de disolución es **endotérmico** y la solución se enfría.

La **concentración de una solución** es la relación entre la cantidad de soluto y la cantidad de solvente o solución en que se encuentra.

- Las concentraciones molar, normal y molal de las soluciones, utilizan el concepto de mol y permiten obtener información respecto de reacciones que tienen lugar en solución.
- Las concentraciones porcentuales sirven para expresar la cantidad de un soluto en forma simple.

Algunas propiedades de las soluciones son diferentes a las del solvente puro. Las propiedades constitutivas de las soluciones dependen de las propiedades químicas de soluto y solvente.

Los solutos muy polares o iónicos se disocian en solución acuosa, formando soluciones que conducen la corriente eléctrica o **soluciones electrolíticas**.

Las propiedades coligativas de las soluciones dependen únicamente de la concentración de partículas de soluto y no de su naturaleza; son: disminución de la presión de vapor, aumento de la temperatura de ebullición, disminución de la temperatura de congelación y presión osmótica.

Los coloides o suspensiones coloidales, son mezclas heterogéneas que se diferencian de las soluciones por el tamaño de las partículas del componente disperso.

- En los coloides, soluto y solvente forman dos fases distintas, el solvente es la fase dispersora o continua y el soluto la fase dispersa o discontinua.
- Las partículas de soluto son lo bastante grandes para dispersar la luz y por tanto presentan el llamado **efecto de Tyndall**.
- Los coloides, al igual que las soluciones, puede presentar los tres estados de la materia, dependiendo casi siempre del estado de la fase dispersora. En los coloides verdaderos, la suspensión es permanente y el componente disperso jamás se precipita. En algunas ocasiones, esto se debe a que las partículas dispersas adsorben iones del medio dispersor y adquieren la misma carga por lo que se repelen. En otras, la presencia de agentes emulsificantes evita que las partículas se agreguen.

Las membranas de diálisis son semipermeables, con poros lo bastante grandes para permitir que moléculas de solvente, soluto y iones hidratados la atraviesen en el proceso llamado **diálisis**. La diálisis es importante en procesos de purificación, como en el riñón humano y en los riñones artificiales.

Ácidos y Bases

La mayor parte de las sustancias que participan en el metabolismo se comportan como ácido o

base.

Svante Arrhenius definió a:

- Los **ácidos** como sustancias que se disocian en agua **liberando iones de Hidrógeno** (H^+)
- Las **bases** como sustancias que disocian en agua para **proporcionar iones hidróxido** (OH^-).

Johannes Brønsted y **Thomas Lowry** propusieron en forma independiente, una teoría en la cual:

- **Los ácidos** se definen como cualquier sustancia que contenga Hidrógenos y sea capaz de donar los protones (H^+) a otras sustancias.
- **Las bases** son las sustancias que aceptan y forman enlaces covalentes con los protones.
- Cuando una sustancia se comporta como ácido de Brønsted-Lowry, donando un protón, se convierte en una base conjugada. La molécula de agua está formada por Oxígeno e Hidrógeno y puede comportarse como ácido o base de Brønsted-Lowry.

En agua pura un número pequeño de moléculas dona protones a otras, la magnitud de este intercambio se usa para definir la escala de pH. El pH es simplemente el logaritmo negativo de la concentración molar del ion H^+ en una solución.

$$pH = -\log[H^+]$$

- Las soluciones con pH menor de 7 son ácidas, las que tiene valores de pH arriba de 7 son básicas o alcalinas, y aquellas con pH igual a 7 son neutras.
- Las **propiedades de los ácidos** incluyen: (1) un gusto amargo, (2) reaccionan con agua para producir iones OH^- , (3) reaccionan con los óxidos metálicos sólidos, hidróxidos, carbonatos, y bicarbonatos, (4) reaccionan con ciertos metales para producir Hidrógeno gaseoso, y (5) viran el papel tornasol de azul a rosa.
- Las **propiedades de las bases** incluyen: (1) son jabonosas o resbaladizas al tacto, (2) cambian el color del tornasol de rojo al azul, (3) neutralizan los ácidos para producir el agua y una sal.
- A temperatura ambiente, **las sales** son las sustancias cristalinas sólidas que contienen el catión de una base y el anión de un ácido. Las sales hidratadas contienen un número específico de moléculas de agua como parte de sus estructuras cristalinas. Las sales se preparan haciendo reaccionar un ácido apropiado con otras sustancias.

Los ácidos y las bases que se disocian totalmente cuando están en solución se llaman fuertes, los **que no lo hacen se llaman débiles**, dependiendo del grado de disociación que experimentan. La fuerza de un ácido es indicada por el valor de su **constante de disociación ácida** (K_a). En general, los ácidos polipróticos se hacen más débiles en cada disociación sucesiva.

- La base de Brønsted-Lowry producida por la disociación de un ácido tiene una fuerza opuesta a la del ácido. Si el ácido es fuerte, la base conjugada es débil y viceversa. La fuerza ácida de los cationes producidos por la disociación de bases sigue un patrón similar.

La reacción de la neutralización de ácidos y de bases se utiliza para analizar los ácidos y las bases en el proceso llamado **titulación**.

- Durante una titulación típica, una solución básica de concentración conocida, se agrega lentamente a una solución ácida de concentración desconocida. La titulación se detiene en el punto final cuando cambia el color de un indicador. Los volúmenes del ácido y la base requeridos, se utilizan para calcular la concentración del ácido.
- El catión y el anión de una sal pueden provenir de ácidos y bases de fuerza igual o diferente. Cuando la fuerza de ambos es igual, las soluciones de la sal tendrán un pH de 7.

Cuando la base y el ácido tienen fuerzas diferentes, las soluciones de sal tienen concentraciones de H^+ e OH^- , y pH diferente de 7. Las reacciones de los iones de la sal con agua que causan estos resultados, se llaman reacciones de **hidrólisis**.

Las soluciones capaces de mantener valores esencialmente constantes el pH cuando se agrega ácido (H^+) o base (OH^-) se llaman **soluciones reguladoras** o **buffers**.

- Todos los buffers tienen un límite en la cantidad de ácido o base que pueden absorber sin cambiar su pH. Este límite se llama la **capacidad reguladora**.

Termodinámica

La termodinámica estudia los intercambios de energía que acompañan a todos los cambios en la naturaleza; cuando se aplica a las reacciones químicas se llama **termodinámica química**.

- Todas las reacciones químicas van acompañadas de intercambios de energía. Las reacciones que liberan energía se llaman **Exergónicas** y las que lo absorben son **Endergónicas**.
- La energía se puede presentar en muchas formas, pero el **Calor** es la más común. Las reacciones **Exotérmicas** liberan calor y las **Endotérmicas** lo absorben.

En el lenguaje diario se dice que los **procesos son espontáneos** si se efectúan en forma natural, sin causa o estímulo aparentes. En el **lenguaje de la termodinámica química los procesos son espontáneos cuando se pueden llevar a cabo, aunque en ocasiones necesitan un estímulo para poder iniciarse**.

- La espontaneidad de los procesos depende de los cambios de **energía** y **entropía** que los acompañan. La disminución de energía y el aumento de entropía favorecen la espontaneidad de los procesos. Sin embargo, es posible compensar un cambio no favorable en alguno de los componentes, si se da un cambio suficientemente grande en el otro.

Cinética Química

La velocidad de las reacciones químicas y el camino a través del que se efectúan son el objeto de estudio de la **Cinética Química**.

- **La velocidad de una reacción química** se determina midiendo cuanto disminuye la cantidad de reactivos o aumenta la de productos en una unidad de tiempo.
- La explicación detallada de como se llevan a cabo una reacción se llama **mecanismo de reacción**. La mayoría de los mecanismos de reacción se basan en tres supuestos: (1) para reaccio-

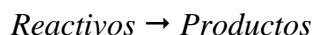
nar las moléculas deben chocar entre sí, (2) Las colisiones deben alcanzar un nivel mínimo de energía, y (3) para poder reaccionar, algunas moléculas deben chocar con orientaciones definidas.

- Los cambios de energía en las reacciones químicas se pueden representar claramente en los diagramas de reacción graficando la energía en función del avance de la reacción. En estos diagramas es fácil representar conceptos como energía de activación, reacciones exergónicas y endergónicas.

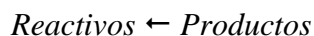
Cuatro factores afectan la velocidad de todas las reacciones químicas: (1) la naturaleza de los reactivos, (2) concentración de reactivos, (3) temperatura de reacción, y (4) presencia de catalizadores.

La velocidad de una reacción química resulta del balance entre la **velocidad directa** y la **velocidad inversa**.

- **La velocidad directa** es la velocidad con que los reactivos se transforman en productos.



- **La velocidad inversa** es la velocidad con que los productos se convierten en reactivos.



- Las reacciones alcanzan el equilibrio cuando la **velocidad directa** es igual a la **velocidad inversa**. El equilibrio de una reacción química se representa en la ecuación dibujando entre reactivos y productos dos flechas que apuntan una en cada dirección.



- La cantidad relativa de productos y reactivos presentes en el estado de equilibrio determina la posición del equilibrio. Se dice que el equilibrio está a la derecha cuando hay mayor cantidad de productos que de reactivos y a la izquierda cuando hay más reactivos que productos.
- La posición del equilibrio está definida por la **constante de equilibrio**: si la constante es mayor que 1, el equilibrio está a la derecha, y cuando es menor que 1 está a la izquierda.
- Entre los factores que se sabe que influyen sobre la posición del equilibrio se encuentra la cantidad de reactivos y/o productos y los cambios de temperatura. La influencia de estos factores se puede predecir usando el **principio de Le Chatelier**:

Cuando se aplica un cambio en las condiciones de un sistema en equilibrio, el sistema reacciona desplazándose en la dirección que tiende a eliminar el efecto del cambio aplicado.

- La catálisis no afecta la posición del equilibrio, sólo aumenta la velocidad con que la reacción llega a él.

Química Orgánica

Los compuestos orgánicos son aquellos cuya estructura está formada por átomos de carbono, y la

química orgánica es el estudio de estos compuestos.

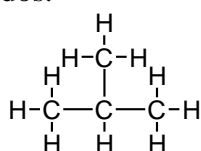
- Los compuestos de carbono son la base de todos los procesos de la vida. Las características de compuestos orgánicos e inorgánicos son diferentes, en gran parte como resultado de diferencias en los enlaces.
- Los compuestos orgánicos contienen principalmente enlaces covalentes, mientras que los enlaces iónicos son más frecuentes en los compuestos inorgánicos.

La enorme variedad de compuestos orgánicos es posible porque los átomos de carbono se pueden unir para formar cadenas y ciclos. Esta característica del carbono es la razón del fenómeno de **isomería**.

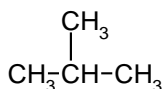
- Los **isómeros** son compuestos que tienen la misma **fórmula condensada** pero arreglos diferentes de sus átomos. En la fórmula condensada de un compuesto únicamente se escribe el tipo y número de átomos en su molécula.

Los compuestos orgánicos se agrupan en clases basadas en las características de los **grupos funcionales**. Los grupos funcionales de los compuestos se pueden representar con diferentes tipos de fórmulas estructurales.

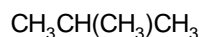
- En las **fórmulas desarrolladas**, se muestran todos los enlaces covalentes.
- En las **fórmulas condensadas** no se muestra ningún enlace covalente.
- En las **fórmulas semicondensadas o semidesarrolladas** se muestran solamente enlaces seleccionados.



Desarrollada



Semidesarrollada



Condensada



Elemental

Alcanos

Los **alcanos** son los hidrocarburos que contienen solamente enlaces covalentes sencillos, se pueden representar con la fórmula $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$; poseen geometría tridimensional en la cual cada carbono está rodeado por cuatro enlaces dirigidos a las esquinas de un tetraedro.

- El **metano** (CH_4), es el alcano más simple, combustible importante (gas natural) y materia prima para la preparación de otros compuestos orgánicos.
- El número de los isómeros estructurales posibles para un alcano aumenta en forma espectacular con el número de átomos del carbono presentes en la molécula.
- La rotación sobre los enlaces simples entre los átomos del carbón permite que los alcanos existan en muchas **conformaciones** diferentes. Cuando se dibuja un alcano usando solamente dos dimensiones, la estructura se puede representar en una variedad de maneras mientras no se cambie el orden de los enlaces.
- Algunos alcanos simples reciben nombres comunes (metano, etano, propano, butano, etc.).

Los compuestos más complejos se nombran generalmente con las reglas de nomenclatura sistemática de la **IUPAC**. La terminación de los nombres de los alcanos, asignada por la IUPAC es *-ano*. Cuando son sustituyentes, el nombre se forma cambiando la terminación *-ano* por *-il* o *-ilo*: **metano**, **metil** o **metilo**.

Los cicloalcanos son alcanos en los cuales los átomos de carbono forman un anillo.

- En los nombres de estos compuestos, se utiliza el prefijo *ciclo-* para indicar su naturaleza cíclica. Los anillos de átomos de carbono de los cicloalcanos generalmente se dibujan como planos, aunque en realidad solamente el anillo del ciclopropano es plano. Debido a que la rotación sobre los enlaces sencillos en el anillo está restringida, ciertos cicloalcanos bisustituídos pueden existir como isómeros geométricos (*cis/trans*, *Z/E*).

Las propiedades físicas de los alcanos son típicas de todos los hidrocarburos: son compuestos no polares, insolubles en el agua, menos densos que el agua y con puntos de fusión y ebullición bajos, que aumentan con el peso molecular.

Los alcanos son relativamente estables y casi no reaccionan con la mayoría de los reactivos. La combustión es la reacción más importante de estos compuestos.

Compuestos no saturados

Los compuestos que contienen enlaces dobles o triples entre átomos de carbono se llaman **no saturados**.

- Hay dos tipos de Hidrocarburos no saturados llamados **alquenos** y **alquinos**. Los alquenos contienen enlaces dobles y los alquinos enlaces triples. En el sistema de nomenclatura de la IUPAC, los nombres de los alquenos terminan en *-eno* y los de los alquinos en *-ino*.
- En los alquenos, los carbonos unidos por el doble enlace y los cuatro átomos unidos a ellos se encuentran en el mismo plano. Debido a que la rotación sobre los enlaces dobles está restringida, los alquenos pueden existir como isómeros geométricos (*cis/trans*, *Z/E*). Este tipo de **estereoisomería** se presenta cuando cada uno de los átomos unidos por un doble enlace está unido a dos átomos diferentes. Las reglas para asignar la isomería geométrica son:
 - Se tratan independientemente los dos extremos del enlace doble.
 - Se asigna la prioridad de los sustituyentes de cada extremo por separado.
 - El isómero se designa como *trans* o *E* (del alemán *entgegen*, opuesto), cuando los dos grupos de mayor prioridad se encuentran en lados contrarios del doble enlace.
 - El isómero se designa como *cis* o *Z* (del alemán *zusammen*, junto), cuando los dos grupos de mayor prioridad se encuentran en el mismo lado del doble enlace.
- La prioridad de los grupos sustituyentes se asigna usando la convención de **Cahn-Ingold-Prelog** que se resume en las reglas siguientes:
 - La prioridad de los grupos se asigna comparándolos, átomo por átomo, iniciando por el átomo unido al centro de estereoisomería (un doble enlace, el átomo de un ciclo o un carbono quiral).
 - La prioridad de los átomos se asigna según su número atómico: a mayor número atómico, mayor prioridad. ($H < C < N < O < F < Cl < Br < I$).
 - Si los átomos son isótopos, el de mayor masa atómica tiene mayor prioridad ($H^1 < H^2 < H^3$).
 - Si los átomos son idénticos, se comparan los átomos que sigue en la cadena, hasta encontrar

una diferencia ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-H}_2\text{NCH}_2\text{-CH}_2\text{-FCH}_2\text{-ClCH}_2\text{-BrCH}_2\text{-ICH}_2\text{-}$).

- Cuando hay enlaces múltiples, cada componente del enlace se cuenta como una unión al siguiente átomo (-C=C- es igual a -C(C)-C(C)- ; $\text{-C}\equiv\text{C-}$ es igual a $\text{-C(C}_2\text{)-C(C}_2\text{)-}$).

Las propiedades físicas de los alquenos son muy similares a las de los alcanos. Son no polares, insoluble en agua, menos densos que el agua, y soluble en solventes no polares. Químicamente, los alquenos son relativamente más reactivos que los alcanos; su reacción característica es la adición al enlace doble.

Tres reacciones de adición importantes son: la bromación (un ejemplo de halogenación) para dar el alcano dibromado, la hidratación para producir un alcohol, y la reacción con haluros de hidrógeno (H-X) para formar un haluro de alquilo. La adición de H_2O y H-X es gobernada por la regla de **Markovnikov**.

La porción positiva de un reactivo, correspondiente al átomo deficiente en electrones o electrofílico, se adiciona al átomo del doble enlace que tiene mayor número de átomos de Hidrógeno.

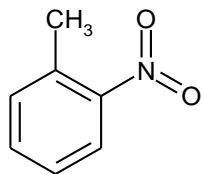
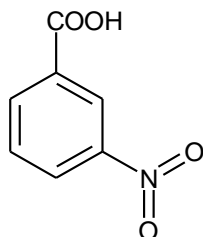
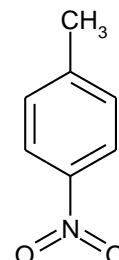
Los polímeros de adición se forman a partir de alquenos monoméricos que experimentan reacciones de adición repetidas uno con otro. Muchos materiales ampliamente usados en la vida diaria, como fibras y plásticos, son polímeros de adición.

Los alquinos tienen enlaces triples y poseen geometría lineal entre los dos carbonos y los grupos unidos a ellos. Las características físicas y químicas de los alquinos son muy similares a las de los alquenos.

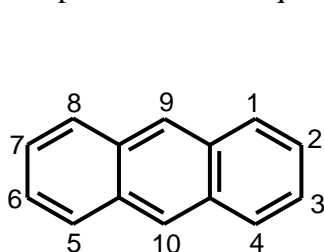
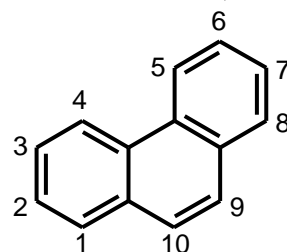
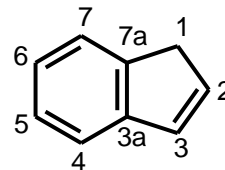
Compuestos Aromáticos

Se llaman aromáticos, el Benceno y los hidrocarburos cuyo comportamiento químico es semejante al del Benceno, caracterizado por la tendencia a la sustitución iónica. Desde el punto de vista teórico, para que una molécula sea aromática debe tener nubes cíclicas de electrones π deslocalizados, por encima y por debajo del plano de ella, que contengan en total $(4n+2)$ electrones π , donde n es un valor entero del cero en adelante. Los compuestos orgánicos que no contienen anillos aromáticos se llaman **alifáticos**.

- El Benceno, el compuesto aromático más simple, y otros compuestos de tipo aromático tienen anillos de seis átomos. El anillo aromático a menudo se dibuja como un hexágono que contiene un círculo el cual representa los seis electrones de tres enlaces dobles que se muevan libremente alrededor del anillo.
- Existen varios nombres aceptados por la IUPAC para los derivados del Benceno. Algunos nombres de la IUPAC se basan en nombres comunes como Tolueno, Fenol y Anilina. Otros compuestos se nombran como derivados del Benceno como ácido Benzoico o ácido Bencensulfónico. En los compuestos bisustituídos se usan los prefijos **orto-**, **meta-** y **para-** como indicadores de la posición del segundo sustituyente.

**o-nitrotolueno****ácido m-nitrobenzoico****p-nitrotolueno**

- Con más de dos sustituyentes, se numeran las posiciones del anillo a partir del sustituyente más importante, en el sentido en el que los otros sustituyentes ocupen las posiciones con los números más pequeños. Cuando el Benceno es sustituyente se designa como **grupo fenilo**.
- Los hidrocarburos aromáticos son no polares y tienen propiedades físicas similares a los alcanos y a los alquenos.
- El Benceno resiste las reacciones de adición típicas de alquenos. El Benceno y el Tolueno son productos químicos industriales importantes. Otros compuestos aromáticos importantes incluyen el Fenol, la Anilina, y el Estireno.
- Varios compuestos aromáticos son **policíclicos**, formados por dos o más ciclos fusionados. Ejemplos de importancia en Bioquímica son Antraceno, Fenantreno, Antraceno e Indeno.

**Antraceno****Fenantreno****Indeno**

- Los compuestos aromáticos pueden tener átomos diferentes al carbono, entonces se llaman **heterocícl**os.

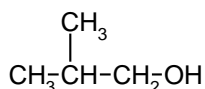
Alcoholes

Los alcoholes son compuestos ternarios formados por C, H y O. Pueden considerarse derivados de los hidrocarburos por sustitución de un átomo de hidrógeno por un **hidroxilo** (-OH), el que determina sus propiedades.

- En la naturaleza se encuentran alcoholes libres, fundamentalmente etanol, como producto de fermentación; otros alcoholes, como los esteroides, el glicerol o el inositol integran moléculas lipídicas más complejas; finalmente, muchas biomoléculas poseen funciones alcohol, como los azúcares, algunos aminoácidos (serina, treonina), la esfingosina, etc.
- La fórmula general de los alcoholes es **R-OH**. El grupo R puede ser cualquier tipo de hidrocarburo lineal, ramificado, cíclico, insaturado o sustituido.
- Los alcoholes se clasifican como **primarios**, **secundarios** o **terciarios** según que el átomo en que se encuentra el grupo -OH esté unido a uno, dos o tres átomos de carbono respectivamente.
- En la nomenclatura de los alcoholes se usan tres métodos diferentes: con nombres comunes,

como derivados del carbinol y las reglas de la IUPAC. Los alcoholes más frecuentes tienen nombres comunes alcohol metílico, alcohol etílico, etc. Para estructuras muy complejas, a veces es conveniente considerar los alcoholes como derivados del alcohol metílico, por reemplazo de uno o más hidrógenos por otros grupos.

- Según las reglas de la IUPAC, se elige la cadena de carbonos más larga, que incluya el grupo OH y se nombra el alcohol cambiando la terminación del hidrocarburo con *-ol*. La posición del OH y cualquier otro sustituyente se indican con los números más pequeños posibles. Por ejemplo los nombres del compuesto siguiente son:

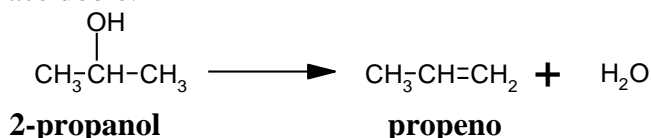


Nombre común: alcohol isobutílico

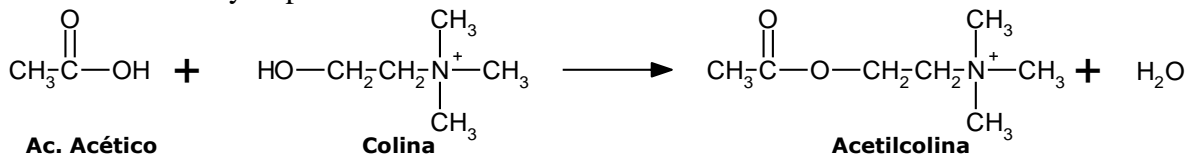
Derivado del carbinol: Isopropilcarbinol

IUPAC: 2-metilpropanol

- Cuando hay varias funciones alcohol en la misma molécula, se antepone el prefijo correspondiente (*di, tri, tetra,...*) al sufijo *-ol* y se indica cada una de ellas por el número del carbono al que están unidas.
- El grupo hidroxilo, confiere a los alcoholes propiedades físicas intermedias entre los hidrocarburos y el agua. Son polares, pero su polaridad disminuye al aumentar la longitud de la cadena carbonada, lo mismo que la solubilidad, y aumenta con el número de hidroxilos en la molécula.
- Cuando el grupo hidroxilo está unido a un carbono perteneciente a un anillo aromático, la función resultante recibe el nombre de **Fenol**. Las propiedades del Fenol son parecidas a las de los alcoholes, pero el H fenólico es ligeramente ácido.
- Las reacciones de los alcoholes más importantes en Bioquímica son tres: deshidratación, esterificación y oxidación.
- La deshidratación consiste en la eliminación de una molécula de H₂O, con la subsiguiente formación de un enlace doble.



- La velocidad de deshidratación depende del tipo de alcohol según la relación 3° > 2° > 1°.
- La esterificación es la reacción que se da entre un alcohol y un ácido. Los ésteres de fosfato y carboxilo son muy importantes en el metabolismo.



Los productos de la oxidación de alcoholes dependen del tipo de alcohol, los primarios producen aldehídos, los secundarios producen cetonas y los terciarios no reaccionan.

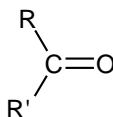


- Por condensación de dos funciones alcohol con pérdida de una molécula de agua se obtiene la

función **éter**. Un éter de interés para el laboratorio es el éter etílico por sus propiedades de disolvente no polar. La hormona triiodotironina (T3) contiene en su estructura, una función éter

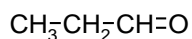
Aldehídos y cetonas

Los aldehídos y las cetonas son compuestos con la fórmula general:



En la cual R y R' pueden ser Hidrógeno o cualquier grupo alifático o aromático. El grupo **carbonilo** (C=O), común a aldehídos y cetonas, hace que estos compuestos también se denominen en conjunto **compuestos carbonílicos**. También se consideran derivados de un hidrocarburo por sustitución de dos átomos de Hidrógeno de un mismo carbono por uno de Oxígeno, dando lugar a un grupo **oxo** (=O).

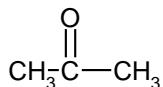
- Si la función se encuentra en un carbono primario, R o R' son Hidrógenos y el compuesto resultante es un **aldehído**. Si ninguno de los dos es Hidrógeno, entonces se trata de un carbono secundario y el compuesto es una **cetona**.
- Los nombres comunes de los aldehídos se forman usando los nombres comunes de los ácidos carboxílicos, cambiando la terminación *-ico* por *-aldehído*: formaldehído, acetaldehído, etc. Según la IUPAC, la cadena más larga que contenga el aldehído se considera el compuesto principal y se le da la terminación *-al*; los sustituyentes se indican con números a partir del carbonilo que es el carbono 1.



Nombre común: Propionaldehído

IUPAC: Propanal

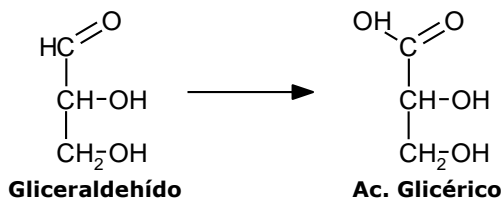
- Para las cetonas, los nombres comunes se forman indicando los dos sustituyentes del carbonilo y la terminación *-cetona*. La IUPAC recomienda usar la cadena más grande que contenga la cetona como compuesto base con la terminación *-ona* y numerar los carbonos en forma que la cetona tenga el número más bajo posible.



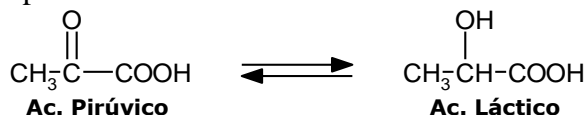
Nombre común: Dimetilcetona o acetona

IUPAC: Propanona

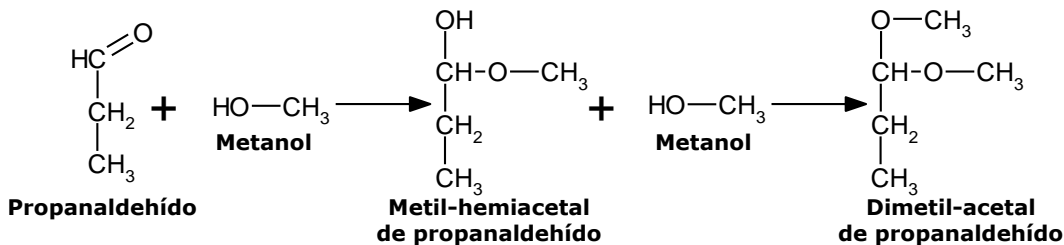
- El grupo carbonilo de aldehídos y cetonas, es menos polar que el hidroxilo de los alcoholes. La polaridad de aldehídos y cetonas disminuye rápidamente al aumentar el peso molecular, igual que la solubilidad.
- Las reacciones más importantes del grupo carbonilo son: oxidación a ácidos carboxílicos, reducción a alcohol, adición nucleofílica, tautomería ceto-enólica y condensación aldólica.
- Los aldehídos se oxidan fácilmente formando ácidos carboxílicos; la oxidación de cetonas requiere condiciones enérgicas e implica el rompimiento de la molécula. Los aldehídos y cetonas sustituidos, como los carbohidratos, se oxidan fácilmente con iones metálicos.



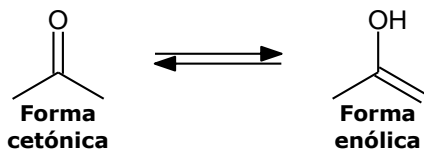
- Ambos tipos de compuestos se hidrogenan con facilidad para formar los alcoholes correspondientes. En Bioquímica la reducción reversible de las cetonas cíclicas llamadas **quinonas** es de importancia en diversos procesos de oxido-reducción.



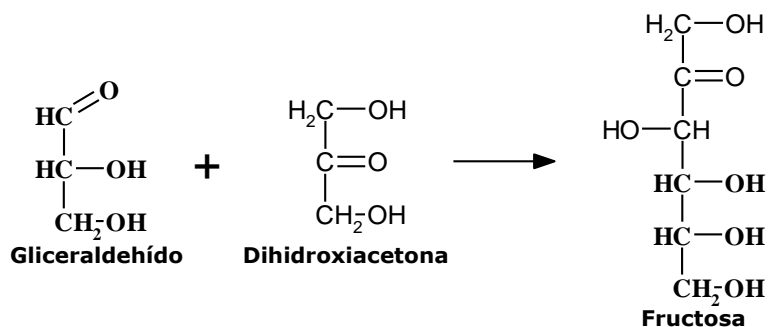
- La adición nucleofílica al carbono de aldehídos y cetonas es de suma importancia en varias rutas metabólicas. Al ser el oxígeno más electronegativo que el carbono, la distribución de la carga eléctrica en el doble enlace es asimétrica, el oxígeno tiene una carga parcial negativa (δ^-) y el carbono una carga parcial positiva (δ^+). En las reacciones de adición el adendo más electropositivo se enlaza con el oxígeno y el más electronegativo con el carbono. Un ejemplo importante en la química de carbohidratos es la adición de alcohol, para formar **hemiacetales** y **acetales**. En el caso de las cetonas, los derivados respectivos se llaman **hemicetales** y **cetales**.



- Los aldehídos y cetonas pueden captar un átomo de Hidrógeno de un carbono contiguo, para dar lugar a la formación de un alcohol unido a un doble enlace es decir, un **enol**. Este proceso es reversible y se conoce con el nombre de **tautomería ceto-enólica**, que es de importancia en la estructura de los ácidos nucleicos.

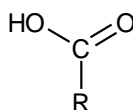


La condensación aldólica es una reacción en la que un grupo carbonílico se condensa con un carbono activado que cede un Hidrógeno al grupo oxo formando un enlace entre él y el carbono carbonílico. Esta reacción y su inversa son de importancia metabólica.



Ácidos carboxílicos

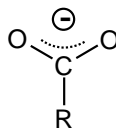
El **grupo carboxilo** de los ácidos orgánicos es una función que tiene en un mismo átomo de carbono un grupo **oxo** y un grupo **hidroxilo**.



Aunque existe una nomenclatura sistemática, consistente en sustituir el sufijo **-o** del hidrocarburo correspondiente por la terminación **-oico**, los ácidos carboxílicos se designan más a menudo por sus nombres comunes.

HCOOH	Nombre común: Ácido fórmico IUPAC: Ácido metanoico
CH ₃ COOH	Nombre común: Ácido acético IUPAC: Ácido etanoico
CH ₃ CH ₂ CH ₂ COOH	Nombre común: Ácido butírico IUPAC: Ácido butanoico
CH ₃ -(CH ₂) ₁₄ COOH	Nombre común: Ácido palmítico IUPAC: Ácido hexadecanoico
CH ₃ -(CH ₂) ₁₆ COOH	Nombre común: Ácido esteárico IUPAC: Ácido octadecanoico

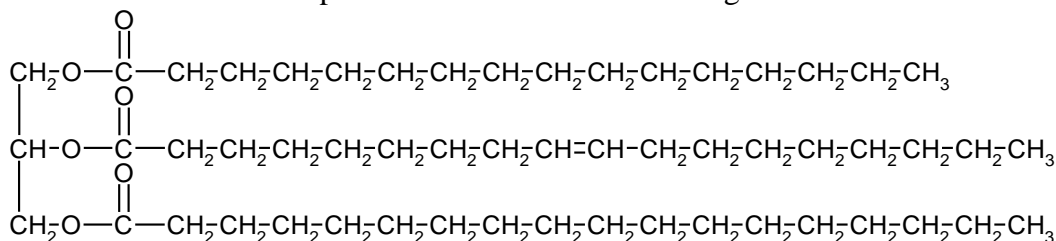
- El carboxilo es polar y puede establecer enlaces de Hidrógeno con el agua, por ello los ácidos carboxílicos son solubles en agua. La solubilidad disminuye al aumentar el peso molecular. También puede hacer enlaces de Hidrógeno consigo mismo, por lo que los ácidos carboxílicos de peso atómico bajo son líquidos y los más grandes sólidos.
- La disociación del grupo carboxilo es favorecida por la resonancia del ion carboxilato; el doble enlace está deslocalizado y la carga negativa se distribuye entre los dos átomos de Oxígeno.



- Los ácidos carboxílicos pueden ser intermediarios metabólicos (cítrico, fumárico), o transportadores de moléculas hidrófobas (glucurónico). Los ácidos grasos, constituyentes de los lípi-

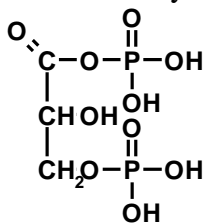
dos, son ácidos monocarboxílicos de cadena de larga (más de doce átomos de carbono).

- Los ácidos orgánicos reaccionan con los álcalis para dar lugar a **sales**, con alcoholes para formar **ésteres** y por condensación de dos grupos carboxilo, o de un grupo carboxilo y un ácido inorgánico forman **anhídridos**.
- La acción tensoactiva negativa de las sales de ácidos orgánicos es de importancia en la digestión y la respiración. Entre los ésteres de interés podemos mencionar los lípidos, la acetilcolina y la 5-gluconolactona, que es un éster intramolecular. También los ácidos fosfórico y sulfúrico, reaccionan con alcoholes para dar ésteres de interés biológico.



Triacilglicérido

- Los anhídridos de ácido fosfórico del ATP, y los mixtos de carboxilo y fosfórico, como el 1,3-bisfosfoglicerato, participan en el almacenamiento y transferencia de la energía en las células.

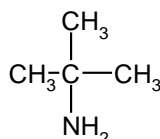


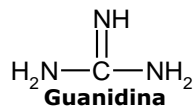
1,3-bisfosfoglicerato

Funciones nitrogenadas

Por sustitución de uno o más Hidrógenos del amoníaco (NH_3) con radicales orgánicos se originan las funciones nitrogenadas. Las más importantes son **aminas** y **amidas**.

- Las **aminas** se forman por sustitución de uno o más Hidrógenos del amoníaco con radicales alquilo o arilo. Pueden ser primarias, secundarias o terciarias, según en número de sustituyentes. También se conocen derivados de sustitución del **ion amonio** (NH_4^+). Las aminas simples se nombran indicando él o los grupos alquilo unidos al Nitrógeno, seguidos de la terminación *-amina*. Las aminas complejas se nombran indicando la posición de grupo amino, en la cadena del compuesto principal. Las aminas aromáticas se nombran como derivados de la anilina. Aunque existe una nomenclatura sistemática para aminas, es frecuente usar sus nombres comunes.

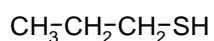
*ter*-Butilamina. Una amina primaria



La guanidina se encuentra en los aminoácidos Arginina y Creatina.

Funciones Azufradas

El azufre, actúa en múltiples funciones biológicas, principalmente en forma reducida como tiol. Los **tioles** son los análogos con azufre de los alcoholes; contienen el grupo **sulfhidrilo** **-SH**. Cuando el azufre es la función principal, la molécula se nombra con la terminación *-tiol*; cuando actúa como sustituyente, se utiliza el prefijo *mercapto*.



Nombre común: Propanotiol
IUPAC: Mercaptopropano

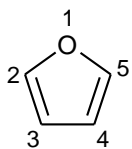
- Existen funciones tiol en algunos aminoácidos y péptidos y tiene particular importancia el grupo tiol en la coenzima A.
- De manera análoga se describe la función **tioéter**, cuando un puente de azufre une dos cadenas de hidrocarburos. La metionina y la biotina tienen tioéteres en su estructura. El azufre de los tioéteres, a diferencia del oxígeno, tiene reactividad para unirse covalentemente a otras moléculas, como en el caso de la S-adenosilmetionina o del citocromo C.
- Existen compuestos **disulfurados**, de fórmula general **R-S-S-R'**, que tienen interés en Bioquímica porque determinan la conformación de las proteínas. Las inmunoglobulinas G, constan de cuatro cadenas peptídicas enlazadas por un total de 16 **puentes disulfuro**. Estos puentes disulfuro de las proteínas se forman entre restos del aminoácido cisteína, que forman dímeros por oxidación para dar **cistina**. La función biológica de la coenzima **ácido lipóico** consiste en convertir dos grupos tiol en un disulfuro.
- Los tioles, por reacción con los ácidos carboxílicos, originan **tioésteres** como en la acetil-coenzima A.

También existen moléculas que contienen formas más oxidadas del azufre, como la taurina o ácido O-aminoetilsulfónico, de las sales biliares.

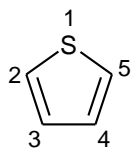
Heterocíclcos

Los heterocíclcos son estructuras cíclicas que contienen átomos distintos del carbono (O, S, N), que se denominan **heteroátomos**. En la nomenclatura de los compuestos heterocíclicos predominan los nombres comunes. Los heterocíclcos pueden ser alicíclicos o aromáticos y aunque sus propiedades se parecen a las de los hidrocarburos de estructura semejante, los heteroátomos les dan propiedades adicionales, por ejemplo, el N suele conferir carácter básico al anillo heterocíclico.

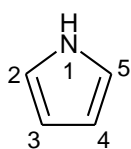
- Son heterocíclcos de importancia biológica el **furano**, en la estructura cíclica de azúcares; el **tiofeno**, presente en la vitamina biotina; el **pirrol**, que participa en la estructura de los anillos de porfirinas como el grupo hemo y saturado en el aminoácido Prolina; el **imidazol** del aminoácido Histidina y el **tiazol** de la vitamina Tiamina, todos ellos tienen anillos con cinco elementos.



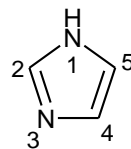
Furano



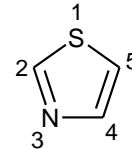
Tiofeno



Pirrol

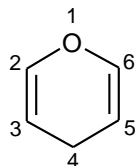


Imidazol

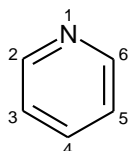


Tiazol

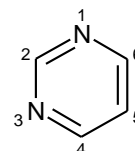
- Entre los heterociclos de seis elementos son importantes el **pirano** también de los azúcares; la **piridina** que se encuentra en las coenzimas de Niacina y la **pirimidina** cuyos derivados forman parte de los ácidos nucleicos.



Pirano

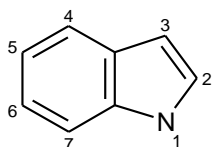


Piridina

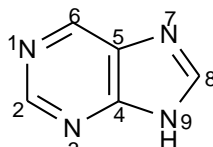


Pirimidina

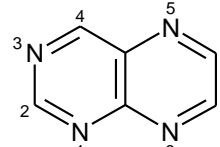
- También existen heterociclos formados por anillos condensados como el **indol**, formado por benceno y pirrol, en el aminoácido Triptófano; la **purina**, formada por pirimidina e imidazol, en los ácidos nucleicos y la **pteridina**, formada por pirimidina y pirazina, en la vitamina ácido fólico.



Indol



Purina



Pteridina