

El átomo de carbono, debido a su configuración electrónica, presenta una importante capacidad de combinación. Los átomos de carbono pueden unirse entre sí formando estructuras complejas y enlazarse a átomos o grupos de átomos que confieren a las moléculas resultantes propiedades específicas. La enorme diversidad en los compuestos del carbono hace de su estudio químico una importante área del conocimiento puro y aplicado de la ciencia actual.

Durante mucho tiempo la materia constitutiva de los seres vivos estuvo rodeada de no pocas incógnitas. Frente a la materia mineral presentaba, entre otras, una característica singular, su capacidad de combustión. Parecía como si los únicos productos capaces de arder hubieran de proceder de la materia viviente. En los albores de la química como ciencia se advirtió, además, que si bien la materia procedente de organismos vivos podía degradarse en materia mineral por combustión u otros procesos químicos, no era posible de ninguna manera llevar a cabo en el laboratorio el proceso inverso.

Argumentos de este estilo llevaron a Berzelius, a comienzos del siglo XIX, a sugerir la existencia de dos tipos de materia en la naturaleza, la *materia orgánica* o materia propia de los seres vivos, y la *materia inorgánica*. Para justificar las diferencias entre ambas se admitió que la materia orgánica poseía una composición especial y que su formación era debida a la intervención de una influencia singular o «fuerza vital» exclusiva de los seres vivos y cuya manipulación no era posible en el laboratorio. La crisis de este planteamiento, denominado vitalismo, llevó consigo el rápido desarrollo de la química de la materia orgánica en los laboratorios, al margen de esa supuesta «fuerza vital».

En la actualidad, superada ya la vieja clasificación de Berzelius, se denomina *química orgánica* a la química de los derivados del carbono e incluye el estudio de los compuestos en los que dicho elemento constituye una parte esencial, aunque muchos de ellos no tengan relación alguna con la materia viviente.

EL ÁTOMO DE CARBONO

Configuración electrónica

El átomo de carbono constituye el elemento esencial de toda la química orgánica, y dado que las propiedades químicas de elementos y compuestos son consecuencia de las características electrónicas de sus átomos y de sus moléculas, es necesario considerar la configuración electrónica del átomo de carbono para poder comprender su singular comportamiento químico.

Se trata del elemento de número atómico $Z = 6$. Por tal motivo su configuración electrónica en el estado fundamental o no excitado es $1s^2 2s^2 2p^2$. La existencia de cuatro electrones en la última capa sugiere la posibilidad bien de ganar otros cuatro convirtiéndose en el ion C^{4-} cuya configuración electrónica coincide con la del gas noble Ne, bien de perderlos pasando a ion C^{4+} de configuración electrónica idéntica a la del He. En realidad una pérdida o ganancia de un número tan elevado de electrones indica una dosis de energía elevada, y el átomo de carbono opta por compartir sus cuatro electrones externos con otros átomos mediante enlaces covalentes. Esa cuádruple posibilidad de enlace que presenta el átomo de carbono se denomina tetravalencia.

Enlaces

Los cuatro enlaces del carbono se orientan simétricamente en el espacio de modo que considerando su núcleo situado en el centro de un tetraedro, los enlaces están dirigidos a lo largo de las líneas que unen dicho punto con cada uno de sus vértices. La formación de enlaces covalentes puede explicarse, recurriendo al modelo atómico de la mecánica cuántica, como debida a la superposición de orbitales o nubes electrónicas correspondientes a dos átomos iguales o diferentes. Así, en la molécula de metano CH_4 (combustible gaseoso

que constituye el principal componente del gas natural), los dos electrones internos del átomo de C, en su movimiento en torno al núcleo, dan lugar a una nube esférica que no participa en los fenómenos de enlace; es una *nube pasiva*. Sin embargo, los cuatro electrones externos de dicho átomo se mueven en el espacio formando una *nube activa* de cuatro lóbulos principales dirigidos hacia los vértices de un tetraedro y que pueden participar en la formación del enlace químico. Cuando las nubes electrónicas de los cuatro átomos de hidrógeno se acercan suficientemente al átomo de carbono, se superponen o solapan con los lóbulos componentes de su nube activa, dando lugar a esa situación favorable energéticamente que denominamos enlace.

Todos los enlaces C-H en el metano tienen la misma longitud 1,06 Å ($1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m}$) y forman entre, sí ángulos iguales de 109° . Tal situación define la geometría tetraédrica característica de los enlaces del carbono. La propiedad que presentan los átomos de carbono de unirse de forma muy estable no sólo con otros átomos, sino también entre sí a través de enlaces C-C, abre una enorme cantidad de posibilidades en la formación de moléculas de las más diversas geometrías, en forma de cadenas lineales, cadenas cíclicas o incluso redes cúbicas. Éste es el secreto tanto de la diversidad de compuestos orgánicos como de su elevado número.

El carbono frente al silicio

Cabe preguntarse si la situación del carbono es singular o si por el contrario algún otro elemento participa de sus mismas propiedades. Observando el sistema periódico se advierte que el silicio está situado en el mismo grupo justo debajo del carbono y con idéntica configuración electrónica externa. ¿Por qué razón la vida se ha desarrollado sobre los compuestos del carbono y no sobre los del silicio? ¿Por qué los derivados del silicio son tan poco numerosos frente a los del carbono? La existencia en el silicio de ocho electrones internos adicionales respecto del carbono hace que los electrones externos o de valencia responsables del enlace químico estén más alejados del núcleo y, por tanto, atraídos por él más débilmente. Ello se traduce en que la fuerza de los enlaces del silicio es comparativamente menor; particularmente lo es el enlace Si-Si (cuya energía de enlace es aproximadamente la mitad de la del enlace C-C), lo que le convierte en más reactivo, es decir, menos estable químicamente.

No obstante, el silicio cristaliza formando una red tridimensional semejante a la del diamante, y sus derivados constituyen el 87 % de la composición de la corteza terrestre. Su combinación con el oxígeno origina la sílice o cuarzo (SiO_2). El carácter francamente polar de esta unión da lugar a estructuras reticulares o redes cristalinas que por sus propiedades se parecen enormemente a las de los sólidos iónicos.

HIBRIDACIÓN DE ORBITALES

La geometría de las moléculas en general y la de los compuestos del carbono en particular, puede explicarse recurriendo a la idea de hibridación de orbitales. El análisis de tres átomos típicos, el berilio (Be), el boro (B) y el carbono (C) permite ilustrar este fenómeno mecanocuántico. El berilio tiene como configuración electrónica $1s^2 2s^2$; a pesar de que todos sus orbitales están completos se combina dando lugar a moléculas lineales con dos enlaces.

La explicación de este hecho experimental es la siguiente: cuando el átomo de Be se excita, un electrón $2s$ es promovido al orbital $2p_x$ y la configuración electrónica

del berilio excitado, Be^* , se convierte en $1s^2 2s^1 2p_x^1$. Los dos electrones

desapareados $2s$ y $2p_x$ pueden dar lugar a sendos enlaces, que por sus características deberían ser de diferente intensidad. La observación experimental demuestra, sin embargo, que ambos enlaces son equivalentes y la teoría cuántica del enlace químico explica este hecho recurriendo a la idea de hibridación. Cuando el berilio se excita, se produce una combinación entre los orbitales $2s$ y $2p_x$ que da lugar a sendos *orbitales híbridos sp* equivalentes.

En el átomo de boro, de configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p_x^1$, sucede algo similar

y el boro excitado, B^* , alcanza la configuración $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1$ por la promoción de un

un electrón $2s$ a un orbital $2p$. Los orbitales correspondientes a los tres electrones desapareados se hibridan dando lugar a tres orbitales equivalentes sp^2 que determinan la geometría trigonal plana de sus enlaces.

El átomo de carbono, con configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^2$ en el estado

fundamental, se convierte, por efecto de la excitación, en $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ con cuatro electrones desapareados, cuyos orbitales respectivos se hibridan para dar lugar a otros tantos orbitales equivalentes sp^3 cuyos lóbulos se orientan tetraédricamente. Los lóbulos principales de los orbitales que resultan de la hibridación se denominan, con frecuencia, nubes activas porque son ellas las que participan en la formación del enlace.

HIDROCARBUROS. ASPECTOS ESTRU...

La geometría de sus moléculas

Los *hidrocarburos* son los derivados del carbono más sencillos. Resultan de la unión únicamente de átomos de carbono con átomos de hidrógeno y de átomos de carbono entre sí formando cadenas que pueden ser abiertas o cerradas y cuyos «eslabones» pueden estar unidos por enlaces simples o por enlaces múltiples. Aquellos hidrocarburos que presentan únicamente enlaces simples reciben el nombre de *hidrocarburos saturados* (alcanos).

El representante más sencillo de los hidrocarburos saturados es el metano CH_4 ; no obstante, el etano C_2H_6 da una mejor idea de las características de este tipo de hidrocarburos. La molécula de etano está compuesta por dos átomos de carbono y seis átomos de hidrógeno que se unen entre sí mediante enlaces covalentes sencillos. Desde un punto de vista puramente geométrico se puede representar la molécula de etano mediante dos tetraedros contiguos y opuestos por uno de sus vértices, en donde los dos átomos de carbono ocupan los centros de los respectivos tetraedros, y los de hidrógeno los vértices libres. Todos los enlaces $C-H$ tienen la misma longitud igual a $1,06 \text{ \AA}$, mientras que el enlace $C-C$, de características electrónicas diferentes, presenta un valor superior e igual a $1,54 \text{ \AA}$. El resto de los compuestos de esta serie de hidrocarburos de cadena abierta puede obtenerse intercalando en el etano sucesivamente grupos $-CH_2-$.

Las cadenas de los hidrocarburos saturados pueden también cerrarse formando estructuras cíclicas. El ciclohexano es un ejemplo. Los enlaces $C-C$ forman una estructura hexagonal, no plana. Pueden presentarse dos posibles disposiciones geométricas de sus átomos en el espacio respetando la geometría tetraédrica de los enlaces del carbono: una en forma de silla y otra en forma de barco. En cada uno de los vértices, los enlaces correspondientes se dirigen hacia los vértices de un tetraedro imaginario, es decir, formando ángulos de 109° aproximadamente. Si la estructura molecular fuera plana como en un hexágono, los ángulos CCC serían iguales a

120° , lo que no es compatible con la geometría tetraédrica de los enlaces del carbono en los hidrocarburos saturados. Dicha geometría explica entonces la conformación de la molécula.

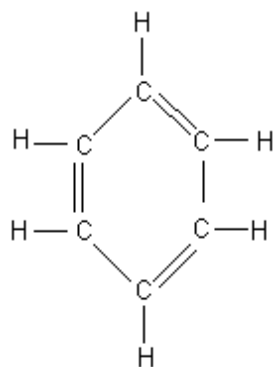
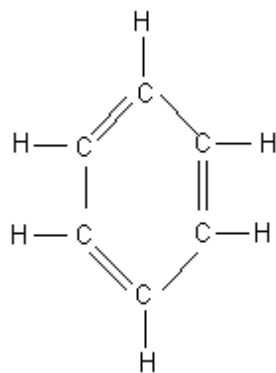
Los *hidrocarburos no saturados* se caracterizan, desde el punto de vista de su estructura molecular, por la presencia de enlaces dobles (alquenos) o triples (alquinos). La molécula de eteno o etileno está formada por dos átomos de carbono unidos por un enlace doble; mediante sus otros dos enlaces restantes cada átomo de carbono se une a otros tantos átomos de hidrógeno. La existencia de un doble enlace modifica considerablemente la geometría de la molécula de eteno respecto de la de etano, ahora los ángulos HCH y HCC son iguales a 120° como corresponde a una estructura plana. Además la longitud de enlace $C-C$ se acorta pasando de los $1,54 \text{ \AA}$ en el etano a $1,34 \text{ \AA}$ en

el eteno, indicando con ello que la unión es más fuerte. A diferencia de lo que sucede con un enlace sencillo, un enlace múltiple impide la rotación de la molécula en torno a él y le confiere, por tanto, una cierta rigidez.

Enlaces σ y enlaces π

A la vista de la forma en la que los enlaces se representan en las fórmulas químicas puede pensarse que los diferentes enlaces de una unión múltiple entre dos átomos de carbono son equivalentes. Sin embargo, tanto la observación experimental como los resultados de la teoría del enlace químico indican que ello no es así; los dos enlaces de una unión doble no tienen la misma fuerza, uno se asemeja al de la unión simple carbono-carbono y recibe el nombre de *enlace σ* ; el otro es más frágil y se denomina *enlace π* . Esta situación puede explicarse de forma cualitativa recurriendo a la imagen de las nubes activas; a diferencia de lo que sucede en el etano, en el eteno pueden distinguirse para cada átomo de carbono dos tipos de nubes activas, una con tres lóbulos principales se encuentra en el plano de la molécula, la otra con dos se halla en un plano perpendicular. El solapamiento frontal de las primeras da lugar a enlaces σ con los átomos de H y entre los átomos de C; el solapamiento lateral de las segundas produce el enlace π más débil.

Una situación de enlace peculiar es la que presenta el benceno, un hidrocarburo cíclico y no saturado de singular importancia en la química orgánica. Aunque como el ciclohexano el benceno posee un «esqueleto» de átomos de carbono formado por seis unidades, presenta una diferencia importante, la presencia de dobles enlaces, tantos como le permite la tetravalencia del carbono. De acuerdo con ella, cualquiera de las siguientes estructuras, por ejemplo, se ajustaría correctamente a su fórmula molecular C_6H_6 :



Empleando un esquema de planos perpendiculares para distinguir entre los enlaces σ y los enlaces π ambas estructuras se podrían representar como en la figura adjunta. Las nubes electrónicas activas, cuyo solapamiento frontal genera los enlaces σ , están todas en un mismo plano, lo que da lugar a una estructura plana formando un hexágono regular. Las nubes electrónicas cuyo solapamiento lateral produce los enlaces π se encuentran en un plano perpendicular al de la molécula.

Aun cuando las estructuras de partida parecen distinguir entre los enlaces dobles y los sencillos en la molécula de benceno, observaciones experimentales han puesto de manifiesto que la longitud de los diferentes enlaces C δ C es idéntica e igual a 1,39 Å, es decir, intermedia entre la de un enlace sencillo (1,54 Å) y uno doble (1,34 Å). Estudios teóricos refuerzan la idea de que en el benceno se produce un solapamiento lateral generalizado de las nubes situadas en planos perpendiculares al de la molécula, lo que se traduce en sendos anillos superior e inferior. Eso significa que los electrones que participan en los enlaces δ están deslocalizados, es decir, no pueden ser asignados a ningún par de átomos en concreto. Esta deslocalización da lugar a una importante disminución en la energía potencial de la molécula, lo que explica la considerable estabilidad química de este compuesto orgánico y de sus análogos.

GRUPOS FUNCIONALES.ASPECTOS...

Los hidrocarburos presentan propiedades físicas y químicas que se derivan de su estructura. Así, los hidrocarburos saturados, debido a la ausencia de dobles enlaces, se caracterizan por su escasa reactividad. En condiciones ambientales los cuatro primeros miembros de la serie son gases incoloros, pero a medida que aumenta el número de grupos CH₂ adicionales los hidrocarburos aumentan su punto de fusión, lo que les hace ser líquidos y sólidos en esas mismas condiciones. La gasolina, por ejemplo, contiene, entre otros componentes, una mezcla de hidrocarburos líquidos, y la parafina (en latín *parum* = poca, *affinis* = afinidad, es decir, poca capacidad de reacción química) es, en esencia, una mezcla de hidrocarburos sólidos a temperatura ambiente.

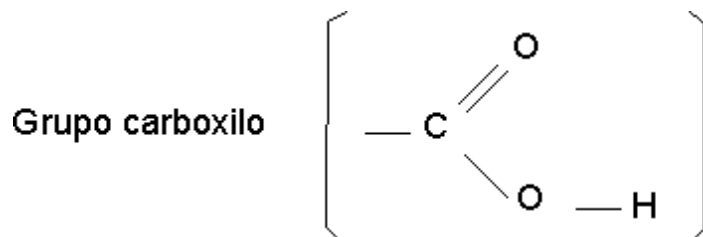
Sin embargo, junto con los enlaces C δ C y C δ H de los hidrocarburos saturados, que se caracterizan por su estabilidad, otros diferentes grupos atómicos pueden estar presentes en las cadenas hidrocarbonadas, dando lugar a distintos tipos de moléculas orgánicas. Estos grupos atómicos que incrementan y modifican, de acuerdo con su composición, la capacidad de reacción de los hidrocarburos se denominan *grupos funcionales*. En ellos figuran elementos tales como el oxígeno, el nitrógeno o el azufre, que hacen de los grupos funcionales auténticos centros reactivos de la molécula. Los principales grupos funcionales son los siguientes.

Grupo hidroxilo (– OH)

Es característico de los *alcoholes*, compuestos constituidos por la unión de dicho grupo a un hidrocarburo. El carácter polar del enlace O δ H les confiere sus propiedades químicas características, algunas de las cuales son parecidas a las de la molécula de agua. Al igual que ésta, pueden ceder o aceptar iones H⁺ y actuar, por tanto, como ácido o como base. El alcohol puede neutralizar a un ácido de forma parecida a como lo hace una base inorgánico.

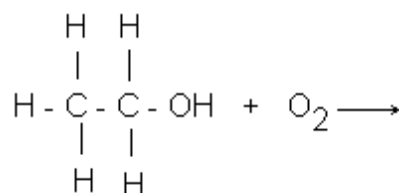
Grupo carbonilo (>C=O)

Su presencia en una cadena hidrocarbonada (R) puede dar lugar a dos tipos diferentes de sustancias orgánicas: los *aldehídos* y las *cetonas*. En los aldehídos el grupo CO, estando unido por un lado a un carbono terminal de una cadena hidrocarbonada y por otro a un átomo de hidrógeno, ocupa una posición extrema en la cadena. En las cetonas, por el contrario, el grupo carbonilo se une a dos cadenas hidrocarbonadas, ocupando por tanto una situación intermedia. El enlace C = O del grupo carbonilo está fuertemente polarizado, pues el oxígeno atrae la carga compartida hacia sí más que el carbono. Dicha polarización es responsable de la actividad química de este grupo, que se hace más destacada en los aldehídos debido a la posición extrema, y por tanto más accesible, que ocupa dicho grupo en la cadena hidrocarbonada. Tanto los aldehídos como las cetonas se pueden obtener mediante la oxidación suave de alcoholes. Inversamente, la hidrogenación del grupo carbonilo reproduce el grupo alcohólico.



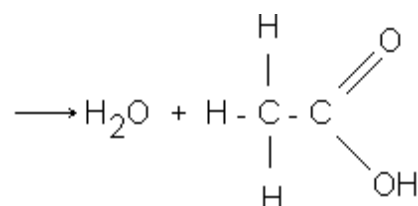
Es el grupo funcional característico de los *ácidos orgánicos*. En ellos el enlace O-H está polarizado, pero ahora más intensamente que en el grupo hidroxilo, debido a que la proximidad del grupo C=O contribuye al

desplazamiento del par de electrones del enlace O-H hacia el átomo de oxígeno. Por tal motivo, el átomo de hidrógeno se desprende del grupo carboxilo, en forma de ion H⁺, con una mayor facilidad, comportándose como un ácido. Un ácido orgánico puede obtenerse por oxidación de los alcoholes según la reacción:



etanol

CH₃CH₂OH



ácido etanoico o acético

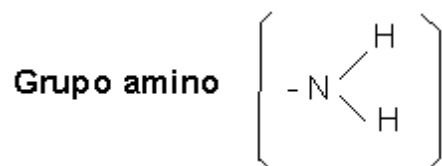
CH₃COOH

Los ácidos orgánicos reaccionan con los alcoholes de una forma semejante a como lo hacen los ácidos inorgánicos con las bases en las reacciones de neutralización. En este caso la reacción se denomina *esterificación*, y el producto análogo a la sal inorgánica recibe el nombre genérico de *éster*:

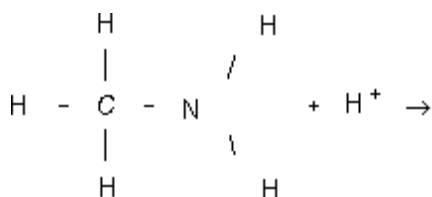


ácido acético etanol acetato de etilo

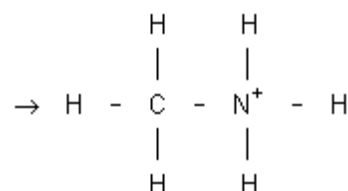
Los ácidos orgánicos son, en general, ácidos débiles.



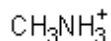
Puede considerarse como un grupo derivado del amoníaco (NH₃) y es el grupo funcional característico de una familia de compuestos orgánicos llamados *aminas*. Al igual que el amoníaco, el grupo amino tiene un carácter básico, de modo que aceptan con facilidad iones H⁺:



metil amina



ion metilamonio



APLICACIÓN: DETERMINACIÓN DE LA FÓRMULA EMPÍRICA DE UN ALCOHOL

Se desea determinar la fórmula empírica de un alcohol, para lo cual se queman 92,0 gramos del alcohol problema y se obtienen como productos de la reacción de combustión 176,0 g de dióxido de carbono y 108,0 g de agua. a) Identificar el alcohol de que se trata. b) Escribir la reacción de combustión ajustada.

Un alcohol está constituido por átomos de H, C y O de modo que el cálculo de la proporción en la que tales átomos intervienen permitirá determinar los subíndices característicos de la fórmula empírica. En lo que sigue se procederá a calcular el número de moles de cada elemento cuya proporción equivale a la del número de átomos correspondientes.

$$n.^\circ \text{ de moles CO}_2 = \frac{n.^\circ \text{ de gramos}}{n.^\circ \text{ de gramos/mol}} = \frac{176 \text{ g}}{44,0 \text{ g/mol}} = 4,0 \text{ de moles}$$

$$\text{pues } M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2M(\text{O}) = 12,0 + 2 \cdot 16,0 = 44,0 \text{ g/mol}$$

$$n.^\circ \text{ de moles H}_2\text{O} = \frac{n.^\circ \text{ de gramos}}{n.^\circ \text{ de gramos/mol}} = \frac{108 \text{ g}}{18,0 \text{ g/mol}} = 6,0 \text{ moles}$$

$$\text{pues } M(\text{H}_2\text{O}) = 2M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \cdot 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ g/mol}$$

Como el CO₂ y el H₂O son los dos únicos productos de la combustión, todo el C y el H de tales productos procederá del alcohol de modo que los 92,0 g de alcohol contendrán 4,0 moles de átomos de carbono y 12,0 moles de átomos de hidrógeno, o lo que es lo mismo, 4,0 · 12,0 = 48,0 gramos de carbono y

$$12,0 \cdot 1,0 = 12,0 \text{ gramos de hidrógeno, siendo los } 32,0 \text{ gramos restantes de}$$

oxígeno ($12,0 + 48,0 + 32 = 92,0$), que equivalen a $\frac{32,0}{16,0} = 2,0$ moles de átomos

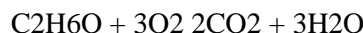
de este elemento.

La proporción en número de moles es por tanto:

4 de C : 12 de H : 2 de O

proporción que, según el concepto de mol, equivale a la del número de átomos correspondientes y que se traduce en una fórmula química del tipo $C_4H_{12}O_2$, es decir, C_2H_6O . Se trata, por tanto, del alcohol etílico o etanol, cuya fórmula semidesarrollada es CH_3-CH_2OH .

La reacción de combustión ajustada de este alcohol vendrá dada por la ecuación:



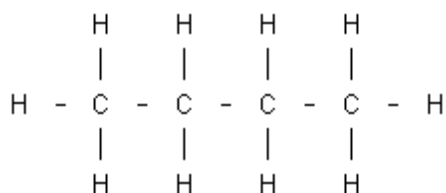
Los 92,0 g de alcohol se completan hasta los $176,0 + 108,0 = 284,0$ g de productos con el oxígeno atmosférico, que aparece como reactivo en el primer miembro de la ecuación química.

ISOMERÍA

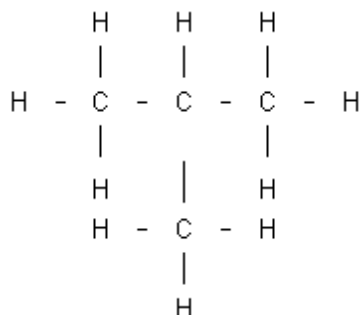
El término *isomería* procede del griego (*isos* = igual; *meros* = parte) y se refiere a la propiedad que presentan algunos compuestos, particularmente los orgánicos, de poseer la misma fórmula molecular, pero características diferentes. Los compuestos isómeros poseen la misma composición en lo que se refiere al tipo de elementos y a su proporción; dicho de otro modo, tienen los mismos átomos componentes y en igual número, pero organizados de diferente manera; son por tanto compuestos distintos.

Isomerías planas

El butano, por ejemplo, es un hidrocarburo saturado cuya fórmula empírica o molecular es C_4H_{10} . Pero a esa misma fórmula empírica se ajustan dos compuestos diferentes que pueden distinguirse, desde el punto de vista de la organización de sus átomos, escribiendo su fórmula desarrollada o incluso semidesarrollada:



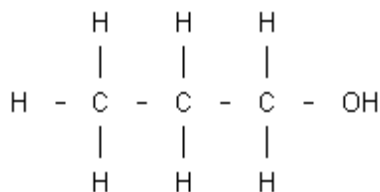
n-butano



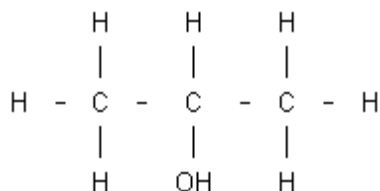
isobutano

Para diferenciarlos se utilizan los nombres de n-butano (butano normal) e isobutano (isómero del butano). Este tipo de isomería, que afecta a la disposición de los diferentes eslabones de la cadena hidrocarbonada, recibe el nombre de *isomería de cadena*.

Otro tipo de isomería denominada *isomería de posición*, es la que presentan los compuestos que teniendo la misma fórmula molecular e idéntica función química (alcohol, ácido, aldehído, etc.), se diferencian en la posición que el grupo funcional correspondiente ocupa en la molécula. Así, por ejemplo, el grupo alcohol –OH en el propanol puede situarse unido, bien a un átomo de carbono extremo, o bien al átomo de carbono central. En ambos casos la fórmula molecular es C₃H₈O, pero se trata de dos compuestos diferentes:

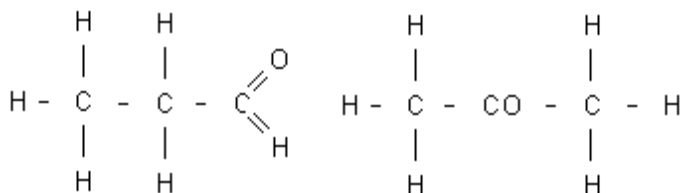


n-propanol



iso-propanol

Un tercer tipo de isomería fácil de reconocer es la que afecta a la función (*isomería de función*). La presentan los compuestos con igual fórmula molecular, pero diferente función química. Tal es el caso, por ejemplo, de los aldehídos y las cetonas y, particularmente, del propanol frente a la propanona:



propanol propanona (C₃H₆O) (C₃H₆O)

Estereoisomerías

Cualquiera de las isomerías anteriormente consideradas constituye una isomería plana. Se les otorga este nombre porque son tan fáciles de reconocer que basta disponer de la fórmula plana de los compuestos para averiguar si son o no isómeros. No obstante, la naturaleza presenta otros tipos de isómeros más difíciles de identificar; para conseguirlo es preciso efectuar una representación de la molécula en el espacio y analizar la orientación relativa de sus átomos o grupos de átomos; por tal motivo este tipo de isomería recibe el nombre de *isomería del espacio* o *estereoisomería*. La forma más simple de estereoisomería es la llamada *isomería geométrica* o *isomería cis-trans*.

Este tipo de isomería se presenta asociada a rotación impedida de la molécula sobre un enlace carbono-carbono. Tal es el caso de aquellos hidrocarburos no saturados en los que la presencia de un doble enlace elimina la posibilidad de rotación en torno a él. En la figura adjunta se representa un esquema genérico de isómeros cis-trans; *a* y *b* representan dos átomos o grupos de átomos diferentes.

El plano vertical que contiene al doble enlace divide en dos (1 y 2) al plano de la molécula. En el primer caso (isómero-cis) los grupos *a* se hallan situados al mismo lado (2) del doble enlace, mientras que en el segundo (isómero-trans) los grupos iguales entre sí se hallan situados a uno y otro lado del plano definido por el doble enlace. Ambos compuestos, cualesquiera que sean *a* y *b*, aun teniendo la misma composición química, difieren en sus propiedades; son por tanto isómeros (*estereoisómeros*).

El tipo de isomería más especial es la llamada *isomería óptica*. Los isómeros ópticos poseen las mismas propiedades químicas y físicas salvo en lo que respecta a su comportamiento frente a la luz, de ahí su nombre. La isomería óptica tiene su origen en una orientación espacial diferente de los átomos o grupos de átomos que constituyen los isómeros. Se trata, por tanto, de una estereoisomería. Se presenta cuando en la molécula existe un átomo de *carbono asimétrico*, es decir, un átomo cuyos cuatro enlaces se unen a átomos o grupos atómicos diferentes. En tal caso son posibles dos distribuciones de los diferentes átomos en torno al carbono asimétrico, que guardan entre sí la misma relación que un objeto y su imagen en el espejo, o lo que es lo mismo, que la mano izquierda respecto de la mano derecha. Ambas conformaciones moleculares son simétricas pero no idénticas, esto es, no superponibles, del mismo modo que tampoco lo son las dos manos de una misma persona.

LA IMPORTANCIA DE LA QUÍMICA ...

A pesar de su aparición tardía en la historia de la química, la química de los compuestos del carbono es en la actualidad la rama de las ciencias químicas que crece con mayor rapidez. La variedad de productos derivados del carbono puede resultar prácticamente ilimitada debido a las propiedades singulares de dicho átomo y, por tanto, constituye una fuente potencial de nuevos materiales con propiedades especiales, de medicamentos y productos sanitarios, de colorantes, de combustibles, etc. Algunos de estos ejemplos son considerados a continuación.

La materia viviente es, en parte, materia constituida por derivados del carbono. Las transformaciones que sufren los seres vivos, y que observamos a simple vista, se corresponden, desde un punto de vista submicroscópico o molecular, con cambios o reacciones químicas de las sustancias biológicas. Azúcares, grasas, proteínas, hormonas, ácidos nucleicos, son algunos ejemplos de sustancias, todas ellas compuestos del carbono, de cuya síntesis y degradación en el interior de los organismos vivos se ocupa la bioquímica.

Medicamentos

El mundo de los medicamentos ha constituido en el pasado y constituye en la actualidad una parte importante de la investigación y el desarrollo de productos derivados del carbono. Su importancia en orden a mejorar la esperanza de vida de los seres humanos y sus condiciones sanitarias hace de este área del conocimiento científico una herramienta imprescindible para la medicina. Pero, ¿por qué los medicamentos son, por lo general, compuestos orgánicos? ¿Cuál es el origen de este hecho?

Los fármacos actúan en el organismo a nivel molecular y es precisamente el acoplamiento entre la molécula del fármaco y el receptor biológico, es decir, el sitio de la célula o del microorganismo sobre el cual aquél actúa, el último responsable de su acción curativa. Pero para que ese acoplamiento sea posible ambos agentes, fármaco y receptor, tienen que presentar una cierta complementariedad tal y como sucede con una cerradura y su correspondiente llave. Los receptores biológicos suelen ser moléculas de gran tamaño y por este motivo son las cadenas carbonadas de los compuestos orgánicos las que pueden poseer una estructura geométrica que mejor se adapte a la porción clave del receptor; tal hecho, junto con la presencia de grupos funcionales con

acciones químicas definidas, son responsables de la abundancia de sustancias orgánicas entre los productos farmacéuticos.

Polímeros orgánicos

Los polímeros orgánicos son compuestos formados por la unión de dos o más unidades moleculares carbonadas idénticas que reciben el nombre de *monómeros*. La unión de dos monómeros da lugar a un *dímero*, la de tres a un *trímero*, etc.

Los polímeros pueden llegar a contener cientos o incluso miles de monómeros, constituyendo moléculas gigantes o *macromoléculas*.

Existen en la naturaleza diferentes sustancias que desde un punto de vista molecular son polímeros, tales como el caucho o las proteínas; pero en el terreno de las aplicaciones los más importantes son los polímeros artificiales. Su síntesis en los laboratorios de química orgánica ha dado lugar a la producción de diferentes generaciones de nuevos materiales que conocemos bajo el nombre genérico de *plásticos*. La sustitución de átomos de hidrógeno de su cadena hidrocarbonada por otros átomos o grupos atómicos ha diversificado las propiedades de los plásticos; la investigación en el terreno de los polímeros artificiales ha dado como resultado su amplia implantación en nuestra sociedad, sustituyendo a materiales tradicionales en una amplia gama que va desde las fibras textiles a los sólidos resistentes.