

Instituto Politécnico

Universidad Nacional de Rosario Universidad Nacional de

Introducción a la Química Orgánica

4^o Año

Química

Cód- 8401-15

Ing. Marcelo Soldani
Prof. Rodolfo Caccia
Prof: Aylén Ávila



Dpto. de Química

Masterización: RECURSOS PEDAGÓGICOS



Unidad I: CONCEPTOS FUNDAMENTALES EN QUIMICA ORGANICA

Fórmulas y representación de las moléculas orgánicas

1. Concepto y origen de la Química Orgánica. (p.2)
2. La Industria Química Orgánica. (p.2)
3. Representación de Lewis de las moléculas orgánicas. (p.3)
4. Fórmulas estructurales. (p.4)
5. Carga formal. (p.5)

Unidad II: EL ENLACE COVALENTE

1. Orbitales atómicos. (p.6)
2. Teoría de orbitales moleculares (OM). (p.8)
3. Hibridación o hibridización. (p.10)
4. Concepto de estereoquímica (p.13)
5. Isomería geométrica. (p.14)

Unidad III: ESTRUCTURA Y PROPIEDADES MOLECULARES

1. Electronegatividad y polarización del enlace. (p.15)
2. Enlaces más débiles que el enlace covalente. (p.16)
 - 2.1. Fuerzas entre dipolos. (p.16)
 - 2.2. Fuerzas de dispersión de London. (p.17)
 - 2.3. Puente de hidrógeno. (p.18)
3. Influencia de la estructura sobre las propiedades moleculares. (p.19)
 - 3.1. Puntos de ebullición. (p.19)
 - 3.2. Puntos de fusión. (p.20)
 - 3.3. Solubilidad. (p.20)

Unidad IV: ANÁLISIS ELEMENTAL

1. Análisis Cualitativo Elemental. (p.21)
2. Análisis Cuantitativo. (p.26)
 - 2.1. Composición centesimal (p.26)
 - 2.2. Fórmula mínima, fórmula molecular. (p.27)

Ejercitación

Unidad I (p.29)

Unidad II (p.32)

Unidad III (p.35)

Unidad IV (p.39)

Unidad I

CONCEPTOS FUNDAMENTALES EN QUIMICA ORGANICA

1. Concepto y origen de la Química Orgánica.

¿Qué es la Química Orgánica? La Química Orgánica se ocupa del estudio de las propiedades y transformaciones de los compuestos que contienen el elemento carbono.

El elevado número y complejidad de estos compuestos se deben a las características de enlazamiento del carbono, que puede formar enlaces hasta con cuatro átomos más. Además, este elemento se puede unir a otros átomos de carbono para constituir largas cadenas compuestas por cientos e incluso miles de átomos.

El carbono puede formar enlaces estables con muchos átomos distintos de la tabla periódica y además, puede formar diferentes tipos de enlaces: simples, dobles o triples. La diversidad de la química que tiene como base el carbono no es sorprendente si se piensa en las diferencias que presentan las formas del carbono elemental: diamante, grafito y fullerenos (variedades alotrópicas).

El diamante es duro e incoloro, el grafito es suave y negro y los fullerenos son de color azul oscuro. Estas diferencias en las propiedades de las distintas formas del carbono son consecuencia de las diferencias estructurales que presentan dichas formas.

El aspecto más interesante de la Química Orgánica es que es la química de la vida. De hecho, el nombre mismo refleja la antigua creencia de que ciertas sustancias sólo podían ser producidas por organismos vivos. Los químicos saben ahora que lo que estas sustancias producen tiene en común que todas ellas contienen el carbono.

2. La Industria Química Orgánica.

Uno de los sectores industriales de crecimiento más rápido en una economía desarrollada es la industria química y, dentro de ésta, destaca la industria Química Orgánica (IQO). La característica más llamativa de la Industria Química Orgánica (IQO) es su gran diversidad.

Esta diversidad se debe a varios aspectos, entre los que destacan:

- El tipo y finalidad de sus productos: desde abonos hasta perfumes.
- A la capacidad de producción: desde millones de toneladas de etileno hasta pocas decenas de kilogramos de algunos medicamentos.
- A la extensa variedad de estructuras químicas que se sintetizan industrialmente.
- A los procesos de síntesis desarrollados para fabricar dichas estructuras químicas.

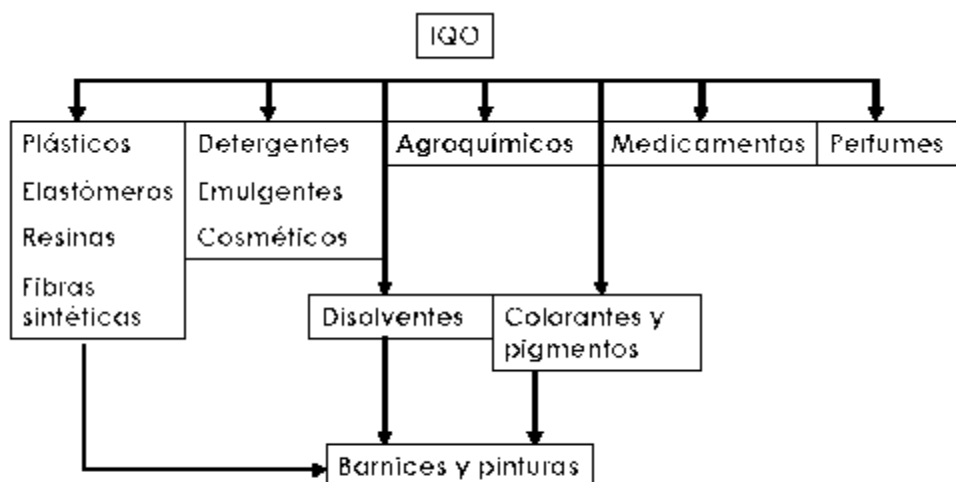
Toda la IQO se alimenta de las industrias químicas pesadas cuyas materias primas son el petróleo, el gas natural y el carbón, mientras que los productos de estas empresas son, a su vez, las materias primas de los grandes sectores, tal y como se verá más adelante. Otra gran parte de la IQO se abastece de productos naturales de origen animal o vegetal.

Los productos obtenidos en la IQO se utilizan bien como intermedios para otros procesos industriales o bien para consumo directo (medicamentos, plásticos...). Estos últimos, es decir, los productos orgánicos industriales utilizados para consumo directo pueden englobarse en dos grandes grupos:

- Aquellos que se producen a gran escala, toneladas por año, y su precio por kilogramo es moderado. Como son los plásticos, abonos, detergentes, plaguicidas, pinturas, cementos...
- Aquellos que se fabrican en cantidades pequeñas, pero su precio es muy alto y, por tanto, el volumen de sus ventas, en dinero, también lo es. La fabricación de estos productos constituye la llamada Industria Química Orgánica fina.

La IQO fina en la actualidad es la IQO que posee mayor competencia, mayor gasto en investigación y mayor velocidad de cambio.

A continuación se muestra un esquema de los distintos sectores de la IQO:



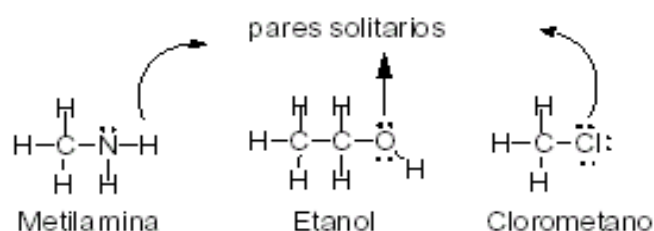
3. Representación de Lewis de las moléculas orgánicas.

Según Lewis una capa llena de electrones es especialmente estable y los átomos transfieren o comparten electrones para tratar de alcanzar una capa llena de electrones y, así, la estructura electrónica estable similar a la del gas noble más próximo, que normalmente contiene 8 electrones en su capa de valencia.

La tendencia de los átomos a adquirir la configuración electrónica externa de 8 electrones se la conoce como **regla del octeto**. Cuando dos átomos comparten dos electrones entre sí se forma entre ellos un **enlace covalente**. Los átomos de acuerdo con su configuración electrónica pueden cumplir la regla del octeto con pares de electrones compartidos (electrones enlazantes) y pares de electrones sin compartir (electrones no enlazantes).

Las estructuras de Lewis utilizan un punto para representar a un electrón de valencia, y un par de puntos o una línea para representar a pares de electrones. A continuación, se indica la representación de Lewis de algunas moléculas orgánicas, como el etano, la metilamina, el metanol y el clorometano.

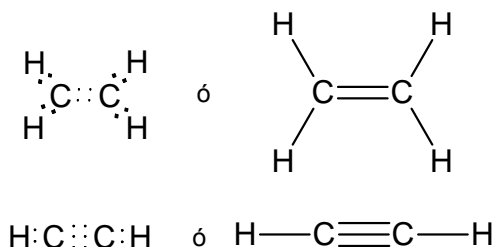
Nótese que estas tres últimas contienen átomos que consiguen su octeto electrónico mediante la suma de electrones enlazantes y no enlazantes, como el caso del átomo nitrógeno de la metilamina, del átomo de oxígeno del metanol, o del átomo de cloro del clorometano.



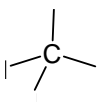
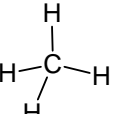
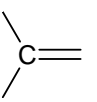
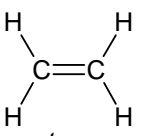
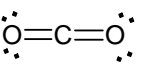
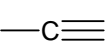


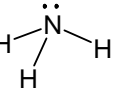

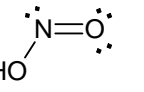

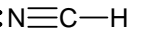

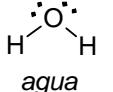

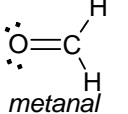
Enlaces múltiples.

Como se acaba de ver, cuando se comparte un par de electrones entre dos átomos se forma un enlace simple. Sin embargo, muchas moléculas orgánicas contienen átomos que comparten dos pares electrónicos, como la del etileno, y se dice que estos átomos están unidos mediante un **enlace doble**.

También hay estructuras orgánicas con átomos que comparten tres pares de electrones, como los de la molécula de acetileno, y en este caso se dice que el enlace entre los átomos es un **triple enlace**.



En la siguiente tabla se indican las covalencias de elementos comunes (números de enlaces covalentes que usualmente forman) y el tipo de enlace que pueden establecer:

elemento	enlace		
	simple	doble	triple
carbono (covalencia 4) <i>ejemplos</i>	  metano	  eteno  dióxido de carbono	  acetileno
nitrógeno (covalencia 3) <i>ejemplos</i>	  amoníaco	  ácido nitroso	  cianuro de hidrógeno
oxígeno (covalencia 2) <i>ejemplos</i>	  agua	  metanal	

4. Fórmulas estructurales: desarrolladas, semidesarrolladas (semicondensadas), condensadas, de esqueleto.

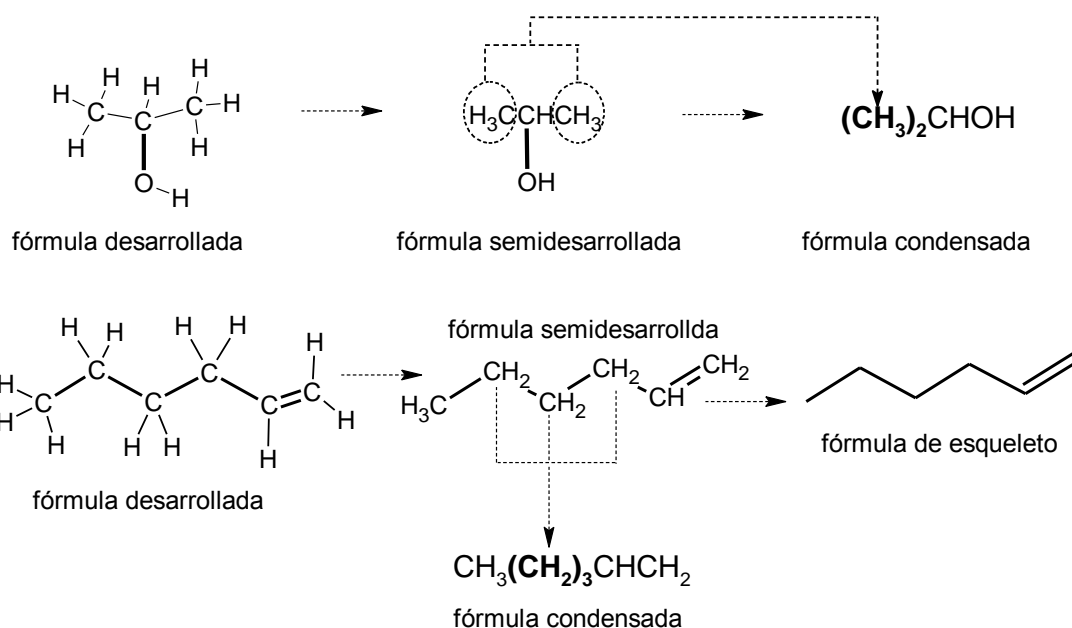
Las fórmulas más simples que se pueden utilizar para describir un compuesto son las **fórmulas moleculares** que indican solamente los elementos (símbolo atómico) que lo forman y su número (subíndice), por ejemplo H₂O, C₄H₁₀, etc. Sin embargo, no proporcionan información sobre la **conectividad** entre los distintos átomo (es decir, el orden en el cual se enlazan) ni sobre su distribución espacial y, por lo tanto, no permiten distinguir los compuestos que, con la misma fórmula molecular,



poseen distinta estructura (**isómeros**). Para ello es preciso recurrir a representaciones más precisas que muestran, con distinto grado de simplificación, los átomos que los constituyen y el modo en que están conectados entre sí por medio de enlaces.

Algunas de las formas de representación más utilizadas son:

- **Fórmulas desarrolladas:** Se representan todos los átomos por sus símbolos y los enlaces que los unen por trazos.
- **Fórmulas semidesarrolladas o semicondensadas:** Se omiten los trazos que representan los enlaces excepto aquellos que se desee identificar.
- **Fórmulas condensadas:** Se omiten los enlaces y se indica el número de grupos idénticos unidos a un átomo con un subíndice.
- **Fórmulas de esqueleto:** Se representan las cadenas carbonadas mediante líneas en zig-zag en las que cada segmento representa un enlace y cada punto de unión un átomo de carbono. Se omiten los átomos de hidrógeno unidos a carbono, pero sí se incluyen los heteroátomos y sus hidrógenos. Los dobles y triples enlaces se representan con dos y tres segmentos respectivamente.



5. Carga formal.

En los enlaces polares las cargas parciales sobre los átomos son reales. Sin embargo, cuando se dibujan determinadas estructuras químicas según la representación de Lewis aparecen cargas eléctricas asociadas a determinados átomos, denominadas **cargas formales**.

Las cargas formales son un método de seguir la pista de los electrones, pero pueden o no corresponder a cargas reales. Las cargas formales sobre los átomos se calculan según la siguiente ecuación:

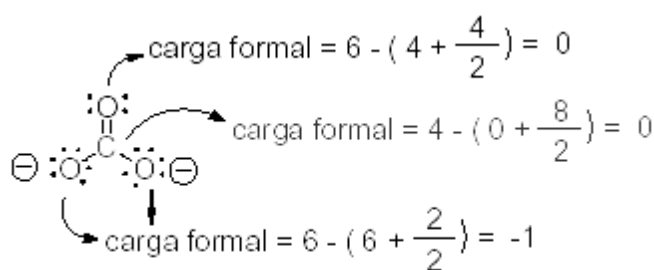
$$\text{Carga formal} = e^- \text{ de capa de valencia} - (e^- \text{ no compartidos} + \frac{e^- \text{ enlazantes}}{2})$$

A continuación, aparecen indicadas las estructuras de Lewis del anión carbonato y del nitrometano.

Se puede apreciar que sobre dos de los átomos de oxígeno del anión carbonato aparecen una carga formal negativa y en la molécula de nitrometano aparece una carga formal positiva sobre el átomo de nitrógeno y una carga parcial negativa sobre uno de los dos átomos de oxígeno.

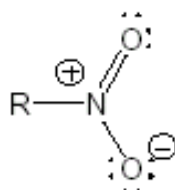


En la siguiente figura se indica el cálculo de la carga formal de cada uno de los átomos que integran el anión carbonato:

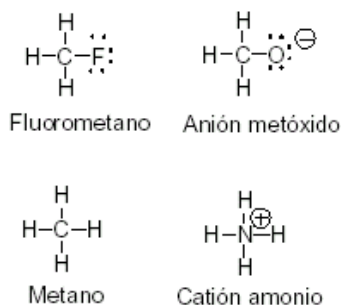


Algunas moléculas orgánicas, aunque eléctricamente neutras, están compuestas en realidad por átomos con cargas formales neutralizadas entre sí.

Por ejemplo, el grupo nitro:



Cuando átomos diferentes poseen la misma configuración electrónica en la capa de valencia, aunque posean distinta carga formal, se denominan átomos **isoelectrónicos**. Por ejemplo, el átomo de flúor del fluorometano y el átomo de oxígeno del anión metóxido de oxígeno son átomos isoelectrónicos al igual que el átomo de carbono del metano y el átomo de nitrógeno del catión amonio, que también son átomos isoelectrónicos.





Unidad II

EL ENLACE COVALENTE

1. Orbitales atómicos.

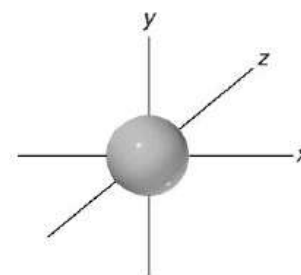
En química general suele estudiarse detenidamente el concepto de orbital, por tanto bastará con recordar que **orbital** es una región tridimensional alrededor del núcleo atómico donde existe mayor probabilidad de encontrar un electrón. El principio de incertidumbre de Heisenberg indica que la posición y el momento de un electrón no pueden conocerse simultáneamente. Esto significa que nunca podemos saber donde se encuentra el electrón pero sí podemos describir su posible localización.

El contorno orbital indica la existencia de más de un 90% probabilidad de encontrar al electrón en el espacio definido por dicho contorno.

Según la mecánica cuántica, los electrones se colocan en regiones concéntricas al núcleo.

Cada región, o nivel, contiene subregiones que son los orbitales atómicos.

Cada orbital atómico tiene una energía característica que viene dada por la ecuación de Schrödinger. Así, la primera región contiene sólo al orbital *s* y consiste en una región esférica en cuyo centro se encuentra el núcleo¹.

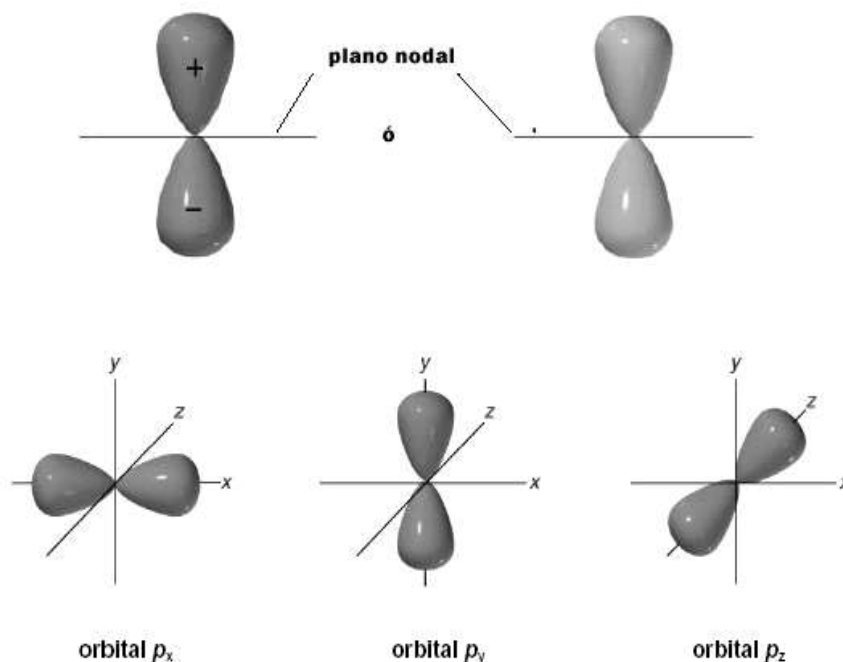


orbital atómico 1s

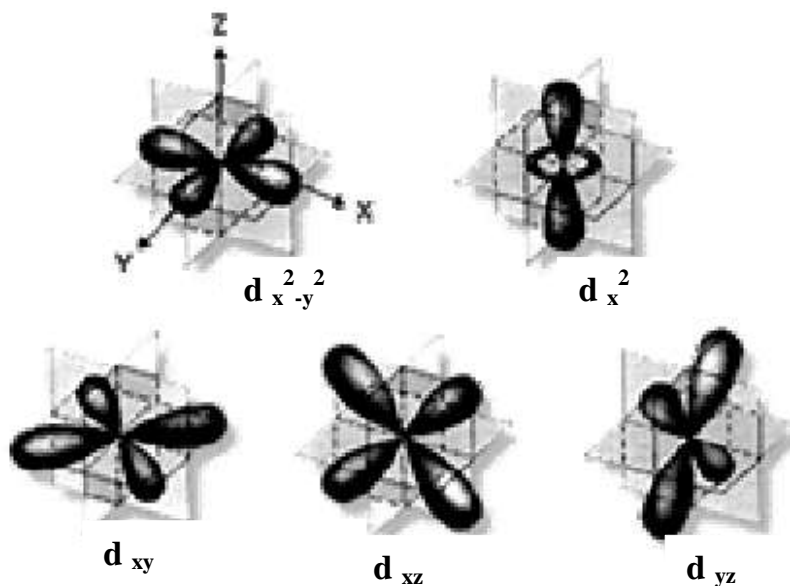
La segunda región contiene un orbital *s* (esférico) y 3 orbitales *p*, que son mutuamente perpendiculares entre sí. En la siguiente figura se indica la forma de cada uno de los orbitales **2p**.

La representación de la derecha pone de manifiesto la disposición mutuamente perpendicular de los orbitales **2p**.

El tercer nivel cuántico posee un orbital *s*, 3 orbitales *p* y 5 orbitales *d*, cuya orientación se da en la siguiente figura:



¹ El centro de la esfera que forma el orbital *s* corresponde a un NODO



Orbitales atómicos d

El cuarto nivel cuántico contiene un orbital *s*, 3 orbitales *p*, 5 orbitales *d* y 7 orbitales *f*.

2. Teoría de orbitales moleculares (OM)

Según la teoría de orbitales moleculares (OM), los enlaces covalentes de las moléculas se forman por solapamiento de orbitales atómicos, de manera que los nuevos orbitales moleculares pertenecen a la molécula entera y no a un átomo sólo. Tal y como se verá más adelante, la geometría de una molécula depende de cada uno de los orbitales atómicos que participan en el solapamiento.

Para comprender mejor esta teoría describiremos el enlace en una molécula de H_2 .



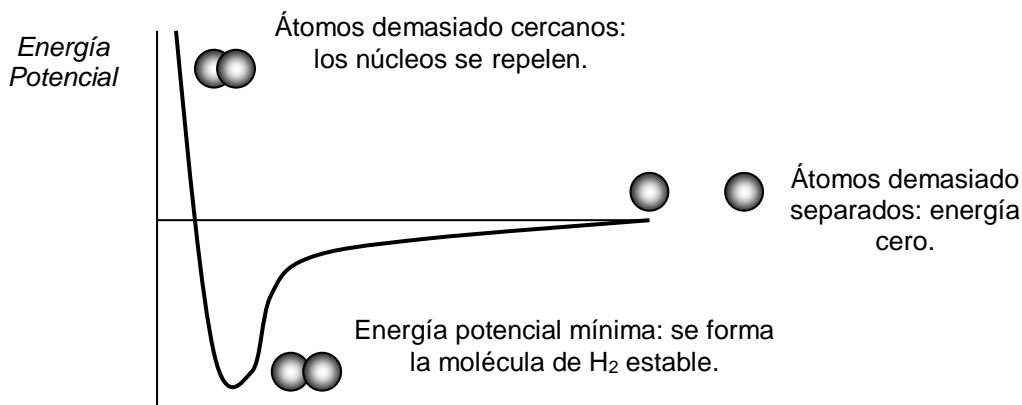
En esta molécula el orbital $1s$ de uno de los átomos de hidrógeno se solapa con el orbital $1s$ del otro hidrógeno formándose un orbital molecular.

La densidad electrónica del OM es mayor en la región de solapamiento. El enlace que se forma cuando dos orbitales *s* solapan se denomina enlace sigma (σ). Los electrones en un enlace σ se encuentran simétricamente distribuidos alrededor de un eje internuclear.

Durante la formación del enlace, los dos orbitales se acercan uno a otro y comienzan a solapar, liberándose energía a medida que el electrón de cada átomo es atraído por la carga positiva del núcleo del otro átomo. Cuanto mayor sea el solapamiento, mayor será el desprendimiento de energía y, por tanto, menor será la energía del Orbital Molecular (OM).

Si el proceso de aproximación de los átomos continua, los núcleos atómicos pueden llegar a repelerse mutuamente, lo cual hace que la energía del sistema aumente. Esto significa que la máxima estabilidad (mínima energía) se alcanza cuando los núcleos se encuentran a una distancia determinada.

Esta distancia es lo que se conoce con el nombre de longitud de enlace del nuevo enlace covalente.



Formación de enlace H-H a partir de átomos de H. La energía es mínima a una distancia de 74 pm, pues las atracciones y repulsiones electrostáticas están en equilibrio.

Según la teoría de Orbitales Moleculares (OM) el número de éstos es igual al número de orbitales atómicos (OA) que se solapan.

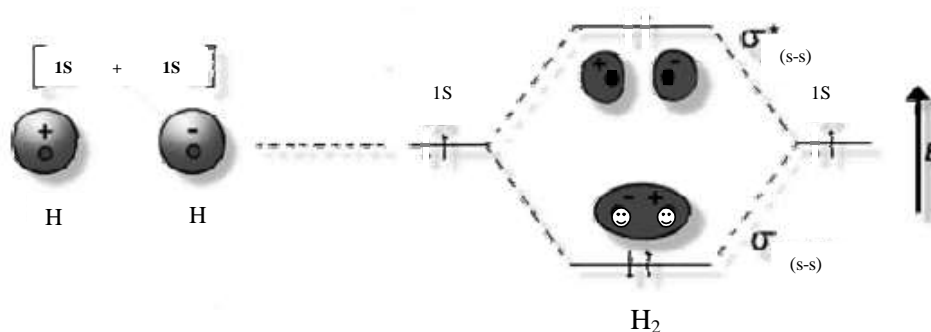
En el caso de la molécula de hidrógeno se solapan dos OA y por tanto se formarán dos nuevos OM.

El OM de menor energía contiene a los dos electrones y mantiene a los dos átomos unidos, por lo que se denomina OM enlazante. Este orbital aparece cuando los dos OA están en fase (recuérdense las propiedades ondulatorias de los electrones).

El otro OM de la molécula de hidrógeno se forma cuando los dos OA que solapan no están en fase. Cuando esto ocurre los OA se cancelan mutuamente y se forma un nodo entre los dos núcleos. Este OM se denomina antienlazante y su energía es superior a la suma de las energías de los OA separados.

Siguiendo el principio de Aufbau y el de Pauli, los dos electrones que forman el enlace covalente de la molécula de hidrógeno ocupan completamente el OM menos energético, dando lugar a un enlace covalente y por tanto a una molécula estable.

En la siguiente figura se describen los OM de la molécula de hidrógeno y sus niveles relativos de energía:



Formación de los OM en la molécula de hidrógeno

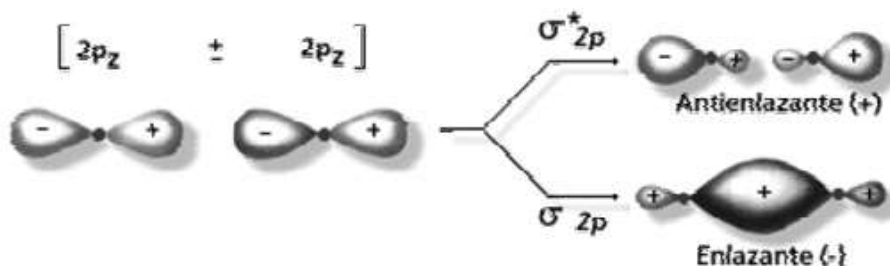
Otro ejemplo sencillo de la aplicación de la teoría de OM es el del enlace covalente de la molécula de flúor (F₂).

En este caso el OM enlazante resulta del solapamiento de dos orbitales atómicos 2p de cada uno de los átomos de flúor.

Al igual que los orbitales s, los orbitales p pueden solaparse de dos formas distintas. Si los dos orbitales p se encuentran sobre el mismo eje, y están en fase, se solapan frontalmente y se forma un OM enlazante que genera un enlace tipo sigma (σ). Si los lóbulos están desfasados se forma un OM antienlazante (σ*),

el cual se caracteriza porque los lóbulos que se encuentran entre los dos núcleos son muy pequeños y están en fases opuestas.

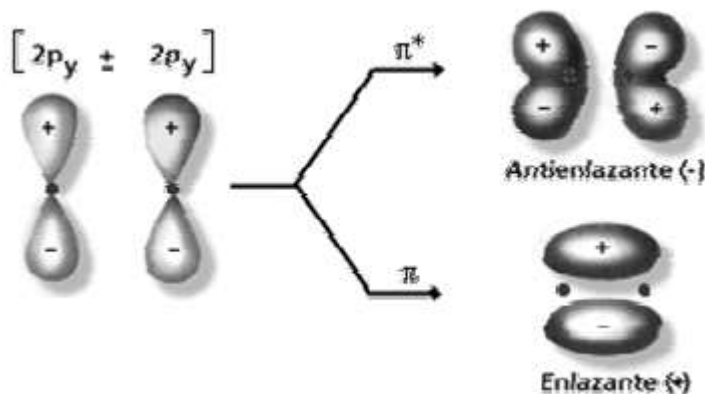
En la siguiente figura se describe gráficamente el proceso de formación de los OM σ y σ^* de la molécula de F_2 .



Formación de los OM en la molécula de flúor

Cuando los orbitales p se encuentran en ejes paralelos, y están en fase, se solapan lateralmente y el OM enlazante da lugar a otro tipo de enlace covalente denominado π (pi). El OM π presenta el máximo de densidad electrónica a ambos lados de los ejes internucleares, tal y como se observa en la figura.

Si los dos OA p se encuentran en ejes paralelos, pero no están en fase, se genera un orbital molecular antienlazante π^* .



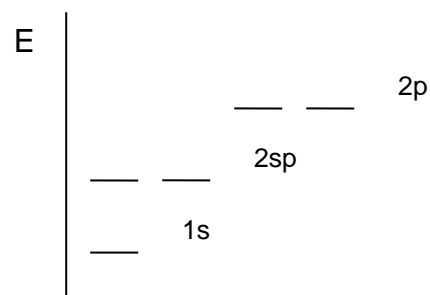
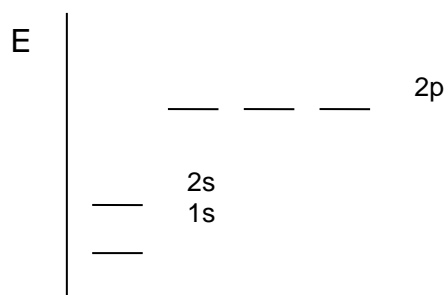
3. Hibridación o hibridización:

Es la combinación lineal de orbitales atómicos de un mismo átomo para dar orbitales atómicos híbridos.

- a) **Hibridación sp** : Ocurre cuando se combina un orbital s con otro p para formar **DOS orbitales híbridos sp** , cuya energía es intermedia entre la de los orbitales s y p .

Como los orbitales formados se ubican en un ángulo de 180° , las moléculas formadas son lineales.

Ejemplo: la hibridación del Be en la molécula de $BeCl_2$ (Cloruro de Berilio). El Be puede formar 2 enlaces iguales con 2 átomos de cloro, los enlaces se ubican en forma opuesta por la repulsión de los pares electrónicos.



Los orbitales se representan en la figura:

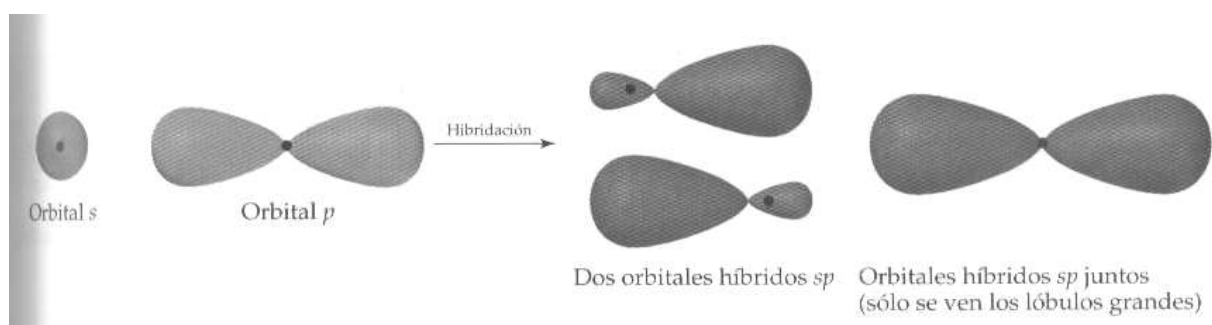
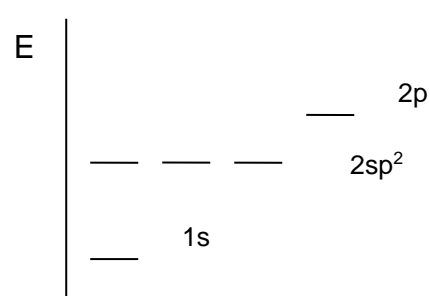
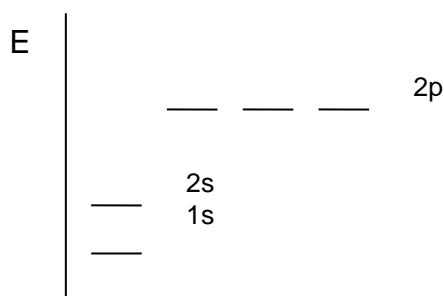


Figura: Un orbital s y un orbital p se pueden hibridar para formar 2 orbitales sp **equivalentes**, cuyos lóbulos grandes apuntan en direcciones opuestas, con una separación de 180° .

b) Hibridación sp^2 :

Se combina un orbital s con dos orbitales p para dar tres orbitales híbridos sp^2 equivalentes.



Los orbitales se representan gráficamente en la figura:

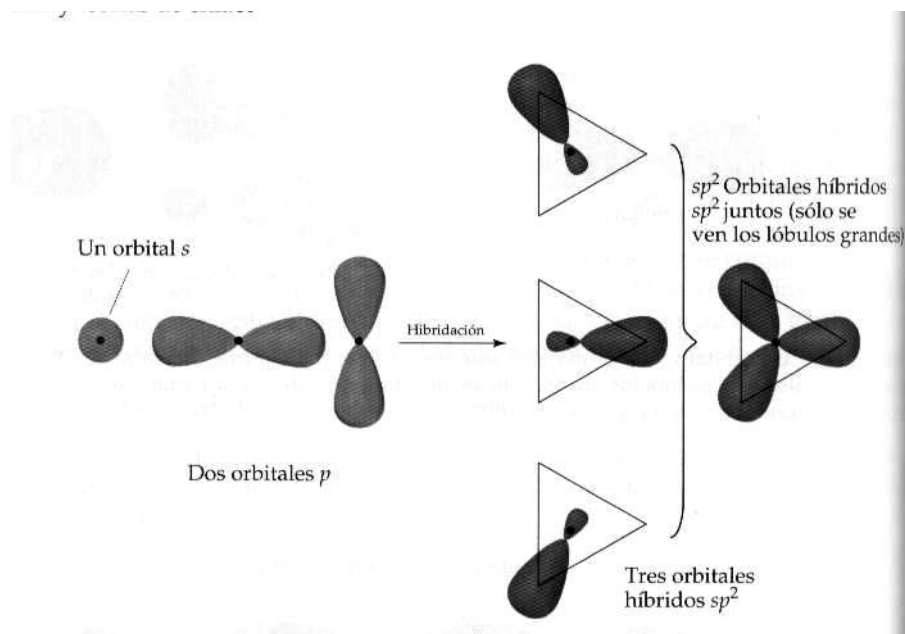
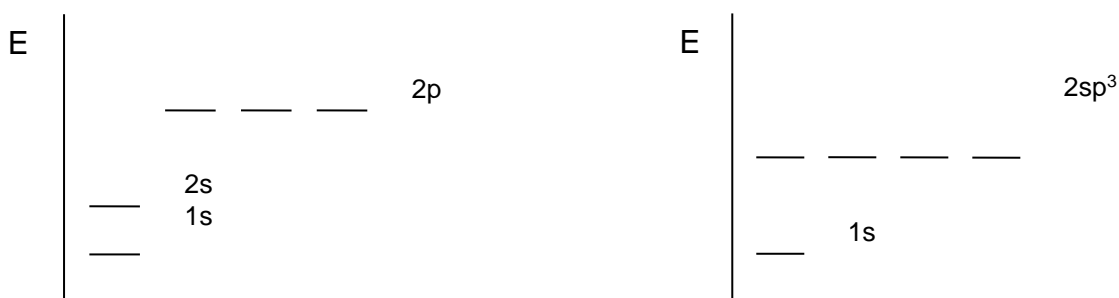


Figura: un orbital s y dos orbitales p pueden hibridarse para formar tres orbitales atómicos híbridos sp^2 equivalentes. Los lóbulos grandes de estos orbitales apuntan hacia las esquinas de un triángulo equilátero.

El átomo puede formar 3 enlaces iguales entre sí, que forman ángulos de 120° debido a la repulsión de los pares electrónicos. La molécula formada es triangular, Ejemplo BCl_3 (tricloruro de boro), BF_3 (trifluoruro de boro), etc.

c) Hibridación sp^3 :

Se combina un orbital s con tres orbitales p para dar 4 orbitales híbridos sp^3 .

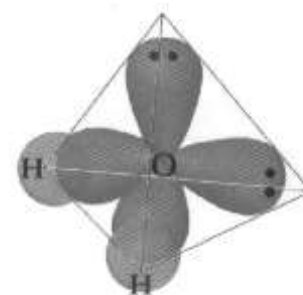


Los elementos que presentan esta hibridación forman moléculas tetraédricas, en las cuales el ángulo de enlace es, salvo excepciones, $109,4^\circ$. Ejemplo el carbono en la molécula de tetracloruro de carbono (CCl_4).

Otros elementos que presentan esta hibridación son el N en el amoníaco (NH_3), donde los ángulos de enlace son 107° ; y el O en el H_2O , con ángulos de $104,5^\circ$. En estos dos casos el ángulo de enlace no es $109,5^\circ$ por la repulsión ejercida por los pares de electrones no enlazantes.



Figura: Los enlaces del H₂O pueden visualizarse en términos de la hibridación sp³ de los orbitales del oxígeno. Dos de los 4 orbitales híbridos se traslapan con los orbitales 1s de cada hidrógeno para formar enlaces covalentes. Los otros dos orbitales híbridos están ocupados por pares no enlazantes de electrones.



Los orbitales híbridos sp³ se muestran en la figura:

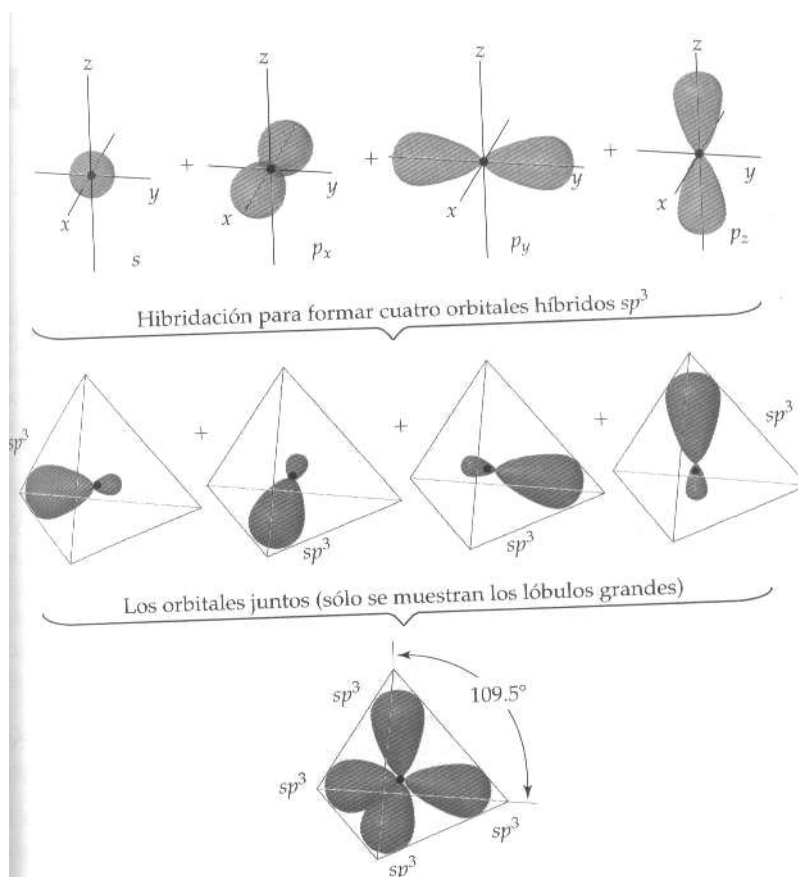


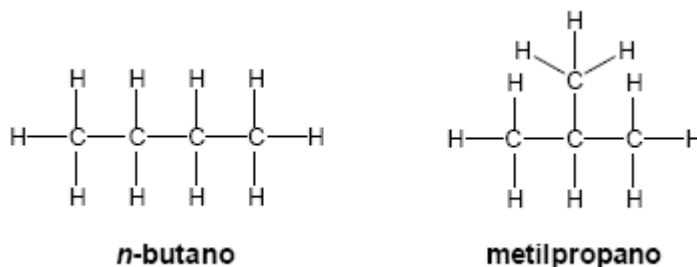
Figura: Formación de cuatro orbitales híbridos sp³ equivalentes, a partir de la unión de un orbital s con tres orbitales p.

4. Concepto de estereoquímica.

Dos compuestos con igual fórmula molecular pero con propiedades físicas y/o químicas diferentes se denominan isómeros. Los isómeros se pueden dividir en dos clases principales:

Isómeros constitucionales o estructurales, que son los que difieren en el orden de los enlaces, es decir se enlazan diferentes átomos entre sí. Por ejemplo, el *n*-butano y el metilpropano, que son dos isómeros estructurales con fórmula molecular C₄H₁₀. En el *n*-butano hay dos carbonos, los de los extremos de la cadena, que sólo tienen un enlace C-C, mientras que los dos carbonos centrales presentan dos enlaces C-C.

Sin embargo, en el 2-metilpropano hay tres carbonos con un enlace C-C y un carbono con tres enlaces C-C.



Estereoisómeros, que son isómeros que sólo se diferencian en la orientación de sus átomos en el espacio. Hay dos clases de estereoisómeros:

a) *Conformacionales, o confórmeros*, que son aquellos que pueden interconvertirse rápidamente a temperatura ambiente y no pueden separarse.

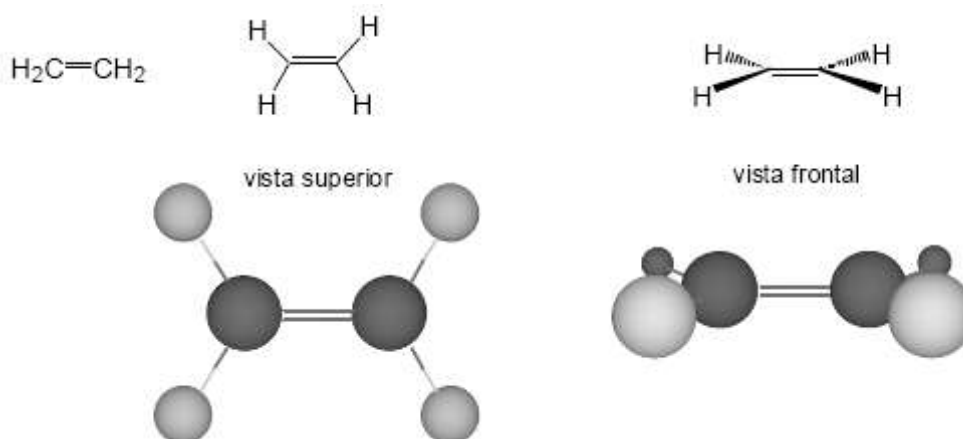
b) *Isómeros configuracionales*, que no pueden interconvertirse y, por tanto, pueden separarse. Se pueden dividir en dos clases:

Isómeros geométricos, que son los que difieren en la posición relativa de los grupos alrededor de un doble enlace.

Isómeros ópticos, que son imágenes especulares uno de otro no superponibles.

5. Isomería geométrica.

El doble enlace de los alquenos se representa mediante una doble línea que une a los dos átomos de carbono olefínicos. La orientación de los orbitales sp_2 y el solapamiento de los orbitales p en el etileno obliga a colocar a los cuatro átomos que componen esta olefina en el mismo plano. En el esquema que aparece a continuación se indican varias representaciones de Lewis del etileno, así como las correspondientes representaciones en el modelo de varillas y bolas. La vista superior pone de manifiesto la planaridad de este compuesto.

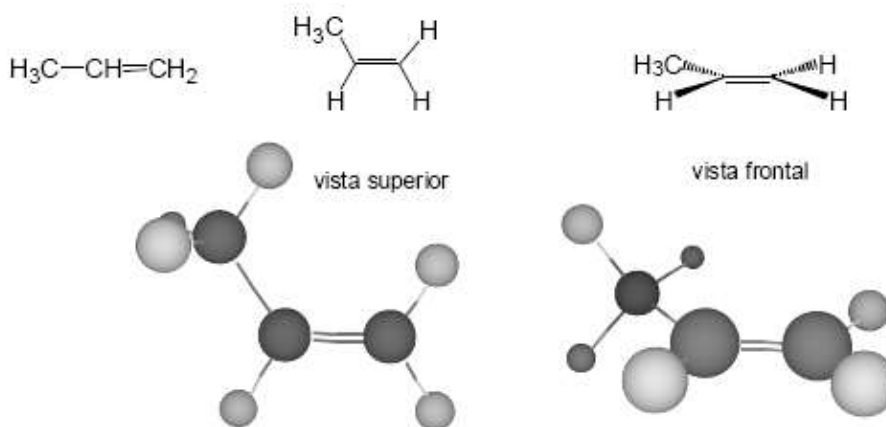


El siguiente alqueno en complejidad estructural, después del etileno, es el propileno, de fórmula molecular C_3H_6 .

La representación de este compuesto se da en el siguiente esquema.

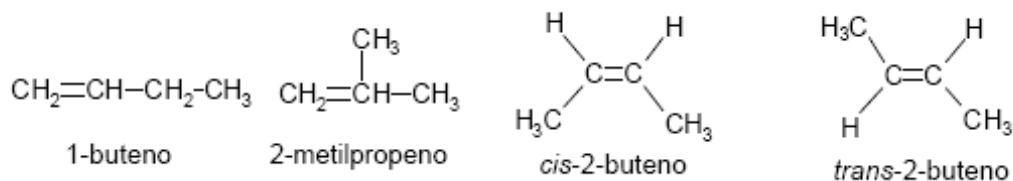


Representaciones de la molécula de propileno



Obsérvese que en la molécula de propileno los tres átomos de carbono y los tres átomos de hidrógeno unidos a los carbonos sp_2 están contenidos en un plano, no así los tres átomos de hidrógeno del grupo metilo (CH_3) que están enlazados a un carbono con hibridación sp_3 .

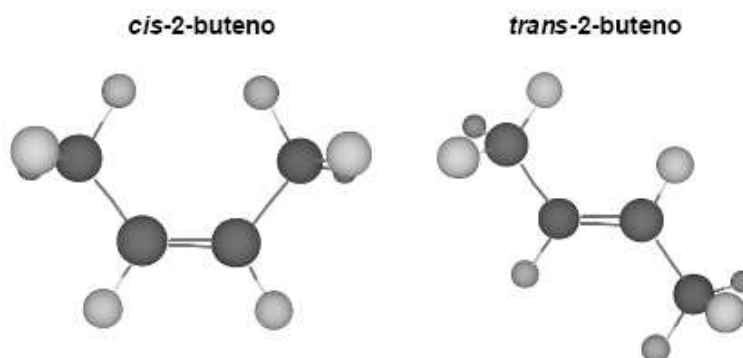
Después del propileno el siguiente hidrocarburo olefínico es el de fórmula molecular C_4H_8 . Con esta fórmula se pueden dibujar hasta un total de cuatro olefinas diferentes, que son las que se indican a continuación:



Dos de los isómeros anteriores, los denominados *cis*-2-buteno y *trans*-2-buteno no son isómeros estructurales entre sí, puesto que ambos tienen la misma secuencia de átomos enlazados covalentemente. La diferencia entre ellos estriba en la posición relativa en la que se encuentran dispuestos los grupos metilo y los átomos de hidrógeno. En el denominado *cis*-2-buteno los dos grupos metilo están del mismo lado del doble enlace, mientras que en el *trans*-2-buteno estos dos grupos metilo están situados en lados opuestos del doble enlace.

En la figura se muestran las representaciones en dos modelos de *cis*- y *trans*-2-buteno.

¿Cómo se explica la existencia de dos isómeros diferentes del 2-buteno? La respuesta reside en la rotación restringida a lo largo del doble enlace carbono-carbono.



La energía de disociación del doble enlace $\text{C}=\text{C}$ es aproximadamente de 146 kcal/mol y la energía de disociación de un enlace simple $\text{C}-\text{C}$ es de 83 kcal/mol. Por tanto, la energía de disociación del enlace π debe ser de 63 kcal/mol. Los extremos de la molécula de 2-buteno no pueden torcerse entre sí, porque para ello se debería romper el enlace π . Por tanto, a diferencia de lo que ocurre en los enlaces simples, en los enlaces dobles $\text{C}=\text{C}$ no hay libre rotación. Como se ha apuntado antes, este es el origen de la isomería *cis-trans*.

Unidad III

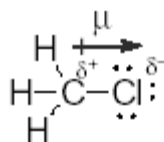
ESTRUCTURA Y PROPIEDADES MOLECULARES

1. Electronegatividad y polarización del enlace.

Cuando dos átomos comparten por igual los dos electrones del enlace covalente se dice que el enlace es **no polar**, como el enlace de la molécula de H_2 o el enlace C-C del etano.

La mayor parte de los enlaces covalentes están formados por dos átomos diferentes, de manera que los electrones del enlace son atraídos con mayor intensidad por uno de los dos átomos involucrados. Cuando esto ocurre el enlace covalente se denomina **enlace polar**.

Por ejemplo, cuando el carbono se enlaza al cloro el par de electrones del enlace se encuentra atraído con más intensidad por el átomo de cloro, de manera que sobre el átomo de carbono aparece una pequeña carga parcial positiva y sobre el átomo de cloro aparece una cantidad igual de carga negativa. En la siguiente figura se indica el enlace covalente polar C-Cl de la molécula de clorometano. La polaridad del enlace se indica con una flecha que dirige su punta hacia el extremo negativo del enlace polar y un signo más en el extremo positivo del enlace.



Clorometano

La polaridad del enlace se mide mediante su **momento dipolar** (μ) que se define como la cantidad de diferencia de carga multiplicada por la longitud del enlace.

El símbolo δ^+ quiere decir una pequeña cantidad de carga positiva y el símbolo δ^- quiere decir una pequeña cantidad de carga negativa.

A fin de predecir si un enlace covalente va a ser polar se recurre a la comparación de las electronegatividades de los átomos que forman el enlace. La **electronegatividad** se define como la tendencia del núcleo atómico a la atracción de electrones cuando forma un enlace.

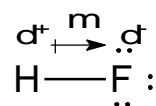
Linus Pauling desarrolló una escala de electronegatividades relativas para la mayoría de los átomos. En el Sistema Periódico la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha y disminuye al bajar en una columna, por lo que el flúor es el elemento más electronegativo.

A continuación, se da una tabla de electronegatividades para los principales átomos de interés en Química Orgánica.

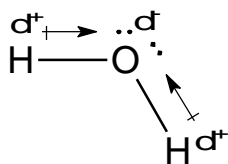
H 2.2							
Li 1.0	Be 1.6	B 1.8	C 2.5	N 3.0	O 3.4	F 4.0	
Na 0.9	Mg 1.3	Al 1.6	Si 1.9	P 2.2	S 2.6	Cl 3.2	
						Br 3.0	
						I 2.7	



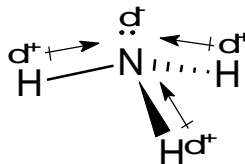
En un enlace covalente el átomo con mayor electronegatividad es el extremo negativo del dipolo, tal y como se indica en las siguientes estructuras.



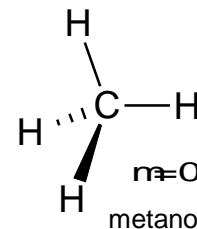
fluoruro de hidrógeno



agua



amoníaco



metano

2. Enlaces más débiles que el enlace covalente.

El enlace covalente es la unión que explica el mantenimiento de la unidad estructural de un compuesto orgánico. Además de este enlace intramolecular se pueden dar entre las moléculas una serie de interacciones, mucho más débiles que el enlace covalente, pero que a menudo son las responsables de las propiedades físicas de los compuestos orgánicos. Este tipo de interacciones intermoleculares son de especial importancia en el estado sólido y líquido, ya que las moléculas están en contacto continuo. Los puntos de fusión, de ebullición y las solubilidades de los compuestos orgánicos muestran los efectos de estas fuerzas.

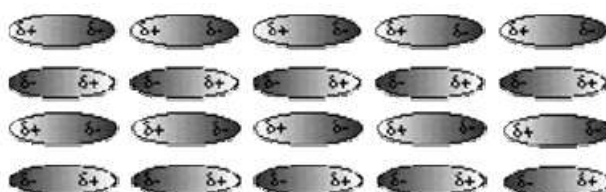
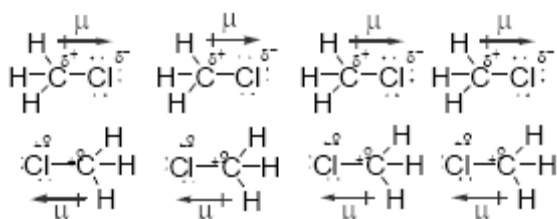
Hay tres tipos principales de interacciones intermoleculares que hacen que las moléculas se asocien para formar sólidos y líquidos: las fuerzas entre dipolos de las moléculas polares, las fuerzas de London que afectan a todas las moléculas, y los puentes de hidrógeno que atraen moléculas que tienen grupos OH y NH.

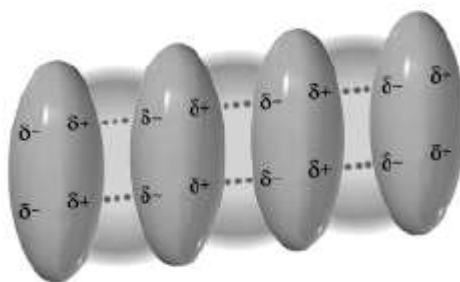
2.1. Fuerzas entre dipolos.

La mayor parte de las moléculas tienen momentos bipolares permanentes como resultado de sus enlaces polares. Cada momento bipolar molecular tiene un extremo positivo y otro negativo. La situación más estable es la que presenta el extremo positivo cerca del extremo negativo de otra molécula. Las moléculas pueden girar y orientarse hacia la situación más estable que es en la orientación positivo-negativo.

Las fuerzas entre dipolo-dipolo son fuerzas de atracción intermolecular.

En la siguiente figura se indican las orientaciones de atracción y repulsión de las moléculas polares utilizando el clorometano como ejemplo.





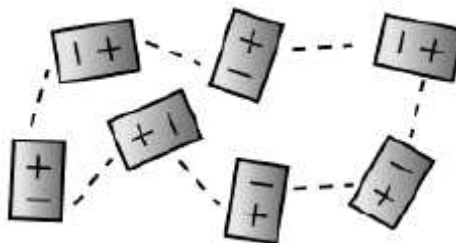
Como las moléculas polares se orientan en la situación positivo-negativo de menor energía y la fuerza neta es de atracción para pasar del estado líquido al gaseoso debe superarse esta atracción, lo cual provoca mayores calores de evaporación y mayores puntos de ebullición para los compuestos de moléculas muy polares.

2.2. Fuerzas de dispersión de London.

En las moléculas no polares, como la del tetracloruro de carbono (CCl_4), la principal fuerza de atracción es la fuerza de dispersión de London, que surge de la interacción entre dipolos inducidos que se generan temporalmente en las moléculas.

Por ejemplo, el CCl_4 no tiene momento dipolar permanente pero los electrones no están siempre distribuidos de manera uniforme.

Cuando una molécula de CCl_4 se acerca a otra, en la que los electrones estén ligeramente desplazados, se induce un momento dipolar pequeño y temporal, de manera que los electrones en la molécula que se acerca se desplazarán ligeramente apareciendo una interacción atractiva entre dipolos.

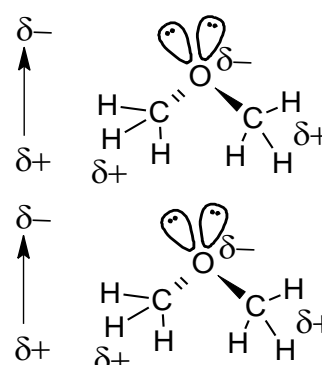
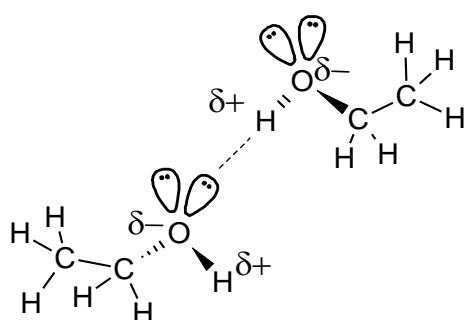
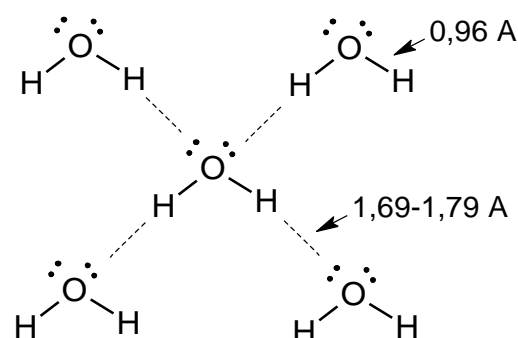
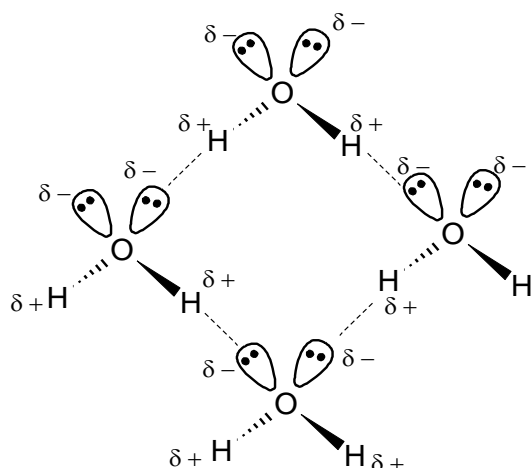


Estos dipolos temporales solo duran una fracción de segundo y cambian continuamente. Sin embargo, se correlacionan de forma que su fuerza neta es de atracción. Esta fuerza de atracción depende del contacto superficial entre las moléculas y por tanto es proporcional al área molecular. El CCl_4 tiene un área superficial mayor que la del cloroformo (CHCl_3) ya que un átomo de cloro es mayor que un átomo de hidrógeno. Las fuerzas intermoleculares entre las moléculas de CCl_4 son más fuertes que las que aparecen entre las moléculas de CHCl_3 .

Las **fuerzas de Van der Waals** son fuerzas de atracción intermolecular entre dipolos, sean éstos permanentes o inducidos. Son fuerzas de tipo electrostático que unen a las moléculas tanto polares como apolares. Su valor oscila entre 0.1 y 35 KJ/mol.

2.3. Puente de hidrógeno.

Un puente de hidrógeno no es un enlace verdadero sino una forma especialmente fuerte de atracción entre dipolos. Un átomo de hidrógeno puede participar en un puente de hidrógeno si está unido a oxígeno, nitrógeno o flúor, porque los enlaces O-H, N-H y F-H están muy polarizados dejando al átomo de hidrógeno con una carga parcial positiva. Este átomo de hidrógeno tiene una gran afinidad hacia electrones no compartidos y forma agregados intermoleculares con los electrones no compartidos de los átomos de oxígeno, nitrógeno y flúor.



Aunque el puente de hidrógeno es una forma de atracción intermolecular es mucho más débil que un enlace covalente normal O-H, N-H y F-H. La ruptura de un puente de hidrógeno requiere de aproximadamente 5 Kcal/mol, en comparación con las 100 kcal/mol que se necesitan para romper un enlace O-H, N-H o F-H. La energía de este tipo de interacción puede oscilar entre 8 y 40 KJ/mol.

El puente de hidrógeno tiene un efecto importante sobre las propiedades físicas de los compuestos orgánicos. Por ejemplo, las estructuras y puntos de ebullición del etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{-OH}$) y del dimetil éter ($\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$), dos compuestos isoméricos, son de 78°C para el etanol y -25°C para el dimetil éter. Estos dos isómeros poseen el mismo tamaño y peso molecular, sin embargo el etanol tiene un hidrógeno unido a oxígeno y forma puentes de hidrógeno de manera extensa. El dimetil éter no tiene hidrógeno unido a oxígeno, y por tanto no puede formar puentes de hidrógeno. Como resultado de la interacción por puente de hidrógeno el etanol presenta un punto de ebullición de más de 100°C superior al del dimetil éter.

3. Influencia de la estructura sobre las propiedades moleculares

Estas fuerzas intermoleculares influyen de la siguiente manera en las propiedades físicas de los compuestos orgánicos:

3.1. Puntos de ebullición

El punto de ebullición de un compuesto es la temperatura a la cual el compuesto líquido se convierte en gas. Para que un compuesto se vaporice, las fuerzas que mantienen las moléculas unidas unas a otras deben romperse. Esto significa que el punto de ebullición de un compuesto depende de la atracción entre las moléculas, de manera que si las moléculas se mantienen unidas por fuertes fuerzas, se necesitará mucha energía para apartar las moléculas unas de otras y el compuesto tendrá el punto de

ebullición muy alto. Por otra parte, si las fuerzas intermoleculares son débiles, una cantidad de energía relativamente baja será necesaria para separar las moléculas unas de otras, y el compuesto tendrá el punto de ebullición bajo.

Los alcanos tienen punto de ebullición relativamente bajo porque como se trata de moléculas apolares las fuerzas intermoleculares que actúan son las de dispersión de London entre dipolos inducidos que son las más débiles. Además estas fuerzas son mayores cuanto mayor es el área de contacto entre moléculas, por eso para moléculas lineales al aumentar el número de C (aumenta el peso molecular) el punto de ebullición también aumenta, sin embargo para un mismo número de C la molécula ramificada presenta un punto de ebullición menor que la lineal.

En el caso de alcoholes y éteres, por ejemplo, -moléculas con heteroátomos de cierto carácter polar-, las fuerzas que intervienen son las dipolo-dipolo, más fuertes que las de London. Por tanto, sus puntos de ebullición serán mayores que los de los alcanos.

En el caso de alcoholes y las aminas, además de estas fuerzas entre dipolos intervienen las fuerzas por puente de hidrógeno. Aunque cada puente de hidrógeno sólo supone 5 KJ/mol hay que pensar que hay al menos un puente de H por cada molécula.

Como el O es más electronegativo que el N el punto de ebullición de los alcoholes será mayor que el de las aminas.

3.2. Punto de fusión

Es la temperatura a la que un sólido se convierte en líquido. En este caso el factor que influye en el valor del punto de fusión es el empaquetamiento de las moléculas.

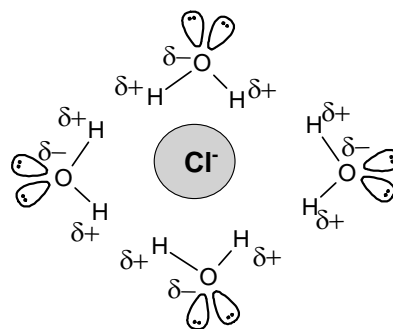
El empaquetamiento determina como se acomodan las moléculas dentro de una red cristalina. Cuanto mejor se ajusten al cristal mayor energía será necesaria para romper la red y, por tanto, mayor será el punto de fusión.

3.3. Solubilidad

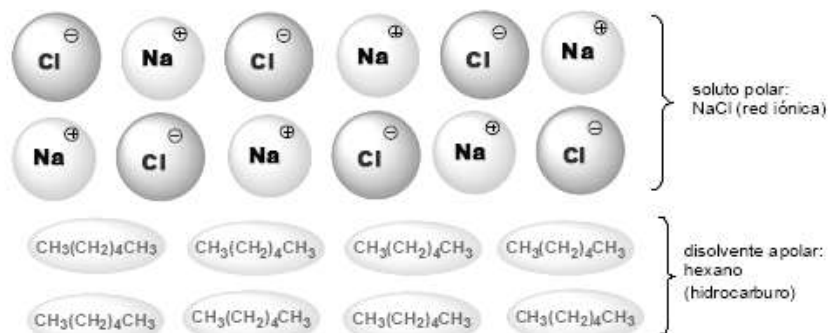
Además de afectar a los puntos de ebullición y de fusión, las fuerzas intermoleculares determinan la solubilidad de los compuestos orgánicos. La regla general es que *lo semejante disuelve a lo semejante*, las sustancias polares se disuelven en disolventes polares y las no polares en disolventes no polares.

Hay cuatro casos distintos a la hora de considerar los efectos de la polaridad sobre la solubilidad.

- a. *Un soluto polar con un disolvente polar*, como la disolución del cloruro sódico (soluto polar) en agua (disolvente polar). Se necesita una gran cantidad de energía para separar los iones del cloruro sódico pero el agua puede separarlos porque los solvata. Es decir, las moléculas de agua rodean al ion con el extremo adecuado del dipolo del agua hacia el ion. En el caso del ion positivo, el Na^+ , el átomo de oxígeno de la molécula de agua es el que se acerca, mientras que los átomos de hidrógeno se acercan a los iones negativos cloruro (Cl^-). Como las moléculas de agua son muy polares se libera una gran cantidad de energía, que junto con el aumento de la entropía, compensa la energía necesaria para romper la red cristalina.

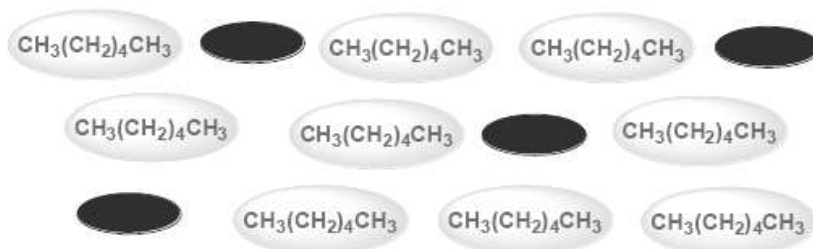


- b. *Un soluto polar con un disolvente no polar*, como el cloruro sódico (soluto polar) en la gasolina (disolvente no polar). En este caso no se produce la disolución del soluto porque las moléculas no polares de los hidrocarburos que constituyen las gasolinas no solvatan a los iones y no pueden superar la gran energía necesaria para romper la red cristalina.



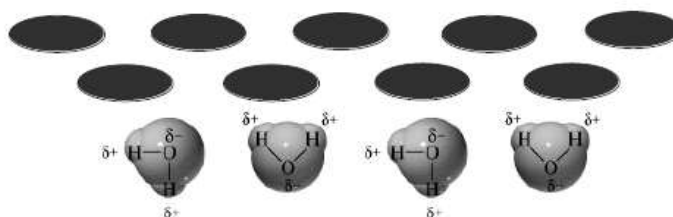
- c. *Un soluto no polar con un disolvente no polar*, como la cera de parafina que se disuelve en gasolina. La cera de parafina está constituida por largas moléculas de hidrocarburo y por tanto son moléculas no polares que se atraen débilmente, y estas atracciones se compensan fácilmente con las atracciones de van der Waals con el disolvente. Aunque hay poco cambio energético cuando la sustancia no polar se disuelve en el disolvente no polar, hay un gran aumento de la entropía, que hace que el proceso sea favorable.

Disolución de un soluto no polar en hexano



- d. *Un soluto no polar con un disolvente polar*, como la cera de parafina y el agua. Las moléculas no polares sólo se atraen débilmente y se necesita poca energía para separarlas. El problema es que las moléculas de agua se atraen fuertemente entre sí, por puentes de hidrógeno. La molécula no polar debería desplazar a estos enlaces, pero casi no se libera energía de solvatación. La red de puentes de hidrógeno de las moléculas de agua excluye a las moléculas de parafina.

soluto no polar y agua



Unidad IV

ANÁLISIS ELEMENTAL

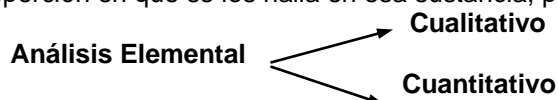
1. Análisis elemental

Antes de poder estudiar un compuesto desconocido, este debe ser aislado al estado puro.

Los métodos más utilizados en la purificación de un compuesto orgánico pueden ser resumidos en los siguientes:

- a. Recristalización en disolventes adecuados.
- b. Destilación:
 - i. a la presión atmosférica
 - ii. a presión reducida
 - iii. a presión aumentada.
- c. Arrastre con vapor
- d. Sublimación
- e. Cromatografía. Este método se basa en la adsorción diferencial de los distintos componentes de una mezcla en varios adsorbentes. La cromatografía ofrece un medio para concentrar un producto que se presenta en la naturaleza en estado de gran dilución y es extremadamente valiosa para la separación, aislamiento, purificación e identificación de los componentes de una mezcla.

El análisis elemental tiene por objeto determinar la clase de elementos que constituyen un compuesto y la proporción en que se los halla en esa sustancia, por lo que está constituido por:



A veces se producen previamente ensayos de orientación. Por ejemplo, si el compuesto arde en el aire produciendo hollín, podemos inferir que la sustancia tiene en su composición **carbono**.

Si al ser calentada, la sustancia produce olor a “pelo quemado” podemos suponer la presencia de nitrógeno entre sus elementos componentes.

Otros ensayos pueden ser: observar si se desprenden gases durante el calentamiento, verificar con un papel de tornasol el carácter ácido o básico de esos gases.

Pero para tener resultados más confiables, se utilizan técnicas más precisas.

El fundamento de estas técnicas es la **mineralización de la sustancia orgánica por medio de una oxidación enérgica**. Esto hace que se obtengan sustancias inorgánicas fácilmente reconocibles.

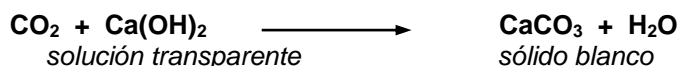
1.1. Análisis de Carbono e Hidrógeno

Una sustancia orgánica contiene siempre **carbono** e **hidrógeno** (este último, salvo en pocas excepciones)

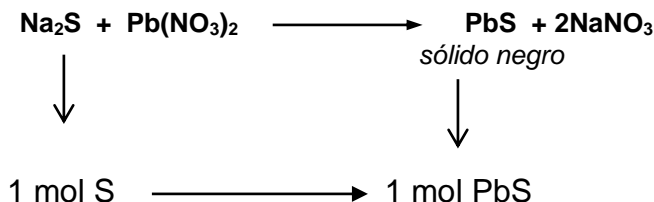


Identificación del CO₂ y H₂O formados.

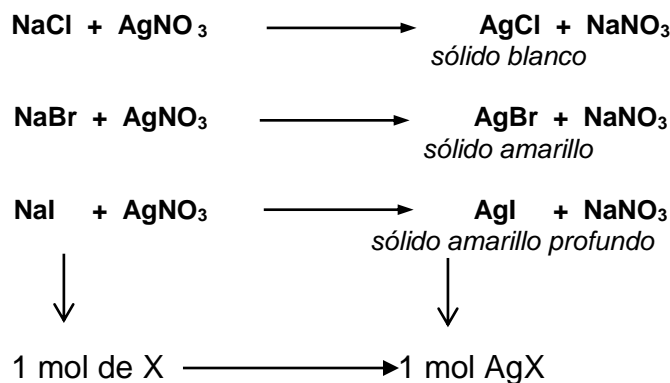
El dióxido de carbono formado se identifica haciéndolo burbujear en un tubo de ensayo que contiene agua de cal [Ca(OH)₂], o agua de barita [Ba(OH)₂], ambas soluciones transparentes.



El ion sulfuro es detectado fácilmente utilizando como reactivo una solución incolora de nitrato de plomo (II), obteniéndose un precipitado negro de sulfuro de plomo (II)

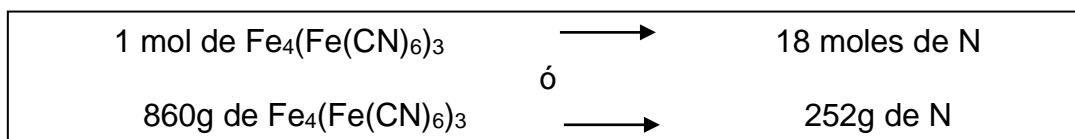


En el ensayo para los iones haluros, se hierve la solución con ácido nítrico para eliminar los iones cianuro y sulfuro (si los hubiera) y se agrega una solución de nitrato de plata. Si hay un halógeno presente se forma un precipitado blanco, amarillo pálido o amarillo profundo, según se encuentre cloro, bromo o yodo respectivamente.

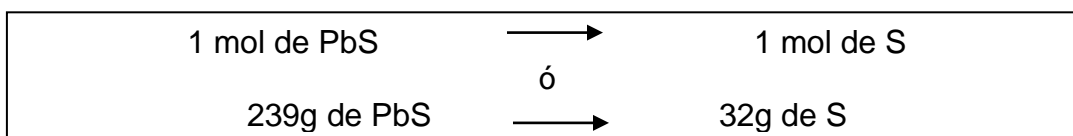


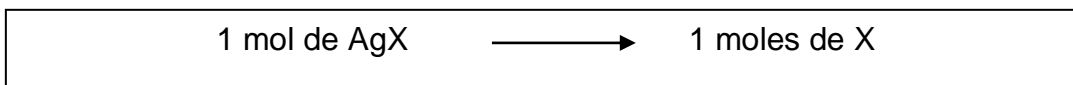
Como se vio para C y para H, es posible determinar también las cantidades del resto de los elementos presentes en la muestra analizada siguiendo las relaciones estequiométricas que se desprenden de las ecuaciones de reacción.

En la determinación de nitrógeno, se observa que un mol de ferrocianuro férrico se obtiene a partir de la reacción de 18 moles de este elemento:



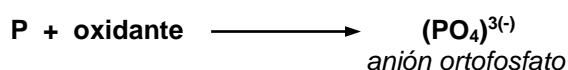
Para azufre y halógenos la relación entre los moles de estos elementos y los moles de los precipitados obtenidos es 1 a 1, de modo que:





1.3. Análisis Cualitativo del Fósforo

Al igual que en los casos anteriores el fósforo presente en la sustancia orgánica se transforma en un fosfato inorgánico, el cual se puede reconocer rápidamente.



Como oxidante se utiliza una mezcla de nitrato de potasio y carbonato de sodio, denominada mezcla oxidante fundente.

Para el reconocimiento del ion ortofosfato se pueden utilizar dos reactivos:

- a. Solución magnesiana: la misma esta formada por una solución de cloruro de magnesio y cloruro de amonio ($\text{Mg Cl}_2 + \text{NH}_4 \text{ Cl}$). En este caso se forma un precipitado blanco de fosfato amónico magnésico (sal doble): $\text{NH}_4 \text{ Mg PO}_4 \cdot 6 \text{ H}_2\text{O}$
- b. Molibdato de amonio: en este caso aparecerá un precipitado de color amarillo de fosfomolibdato de amonio: $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \cdot 12 \text{ Mo O}_3$

1.1. Análisis cuantitativo

A partir de los resultados del Análisis Elemental es posible conocer, entonces, la clase de elementos presentes en una muestra dada y sus cantidades específicas. Con estos datos, a su vez, pueden calcularse la composición centesimal, la fórmula mínima y, si se dispone del peso molecular, la fórmula molecular del compuesto analizado.

2.1. Composición Centesimal.

La composición centesimal de un compuesto expresa el porcentaje de la masa que corresponde a cada elemento presente en el mismo. De modo que el porcentaje de cada elemento puede calcularse según:

$$\% \text{ Elemento (E)} = \frac{\text{masa de E}}{\text{masa del compuesto}} \times 100$$

Supongamos que una muestra de 1,40g de un compuesto **A** está conformada por 0,73g de carbono, 0,18g de hidrógeno y el resto de oxígeno. La composición centesimal de **A** sería entonces:

$$\% \text{C} = \frac{0,73\text{g}}{1,40\text{g}} \times 100 = 52,14\%$$

$$\% \text{H} = \frac{0,18\text{g}}{1,40\text{g}} \times 100 = 13,07\%$$

La masa de oxígeno es: $1,40\text{g} - (0,73\text{g} + 0,18\text{g}) = 0,49\text{g}$, luego:

$$\% \text{O} = \frac{0,49\text{g}}{1,40\text{g}} \times 100 = 34,79\%$$

Como es de suponerse, los porcentajes de los elementos individuales deben sumar 100%, lo cual se cumple en este caso.

El cálculo de la composición centesimal es también sencillo si se conoce la fórmula química del compuesto. Dicho cálculo depende del peso fórmula de la sustancia, del peso atómico (PA) de los elementos y del número de átomos de cada elemento que hay en la fórmula química.

$$\% \text{ Elemento (E)} = \frac{\text{átomos de E} \times \text{PA}_E \times 100}{\text{Peso fórmula del compuesto}}$$

Así, la composición centesimal del alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) puede calcularse de la siguiente manera:

$$\text{Peso Fórmula (C}_2\text{H}_6\text{O)} = 2 \times 12\text{u} + 6 \times 1\text{u} + 16\text{u} = 46\text{u}$$

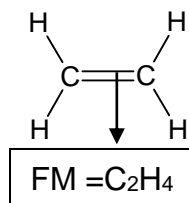
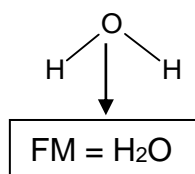
$$\% \text{C} = \frac{2 \times 12\text{u}}{46\text{u}} \times 100 = 52,17\%$$

$$\% \text{H} = \frac{6 \times 1\text{u}}{46\text{u}} \times 100 = 13,04\%$$

$$\% \text{O} = \frac{1 \times 16\text{u}}{46\text{u}} \times 100 = 34,78\%$$

2.2. Fórmula empírica o mínima. Fórmula molecular.

Las fórmulas químicas que indican las cantidades y tipos de átomos que forman una molécula se denominan fórmulas moleculares (FM). Así, la FM del agua es H_2O puesto que cada molécula del agua está constituida por 2 átomos de hidrógeno y 1 átomo de oxígeno. La FM del eteno es C_2H_4 pues cada molécula del mismo presenta 2 átomos de carbono y 4 de hidrógeno.



Las fórmulas que sólo indican las cantidades relativas de los átomos de cada tipo en una molécula se denominan fórmulas empíricas o fórmulas mínimas (fm). Los subíndices de una fm siempre son las proporciones enteras más pequeñas. Así, en el eteno la fórmula mínima es CH_2 pues por cada carbono existen 2 átomos de hidrógeno. Como puede verse en este caso, la fm no expresa la fórmula real de la molécula, sólo indica las proporciones relativas de los átomos.

Para muchas sustancias, sin embargo, FM y fm coinciden como es el caso del agua: $\text{FM} = \text{fm} = \text{H}_2\text{O}$. Algunos ejemplos se muestran en el siguiente cuadro:

Sustancia	FM	Fm
Agua	H_2O	H_2O
Peróxido de hidrógeno	H_2O_2	HO
Ácido sulfúrico	H_2SO_4	H_2SO_4
Alcohol etílico	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$
Eteno	C_2H_4	CH_2
Propeno	C_3H_6	CH_2



Las FM proporcionan más información acerca de la identidad de las sustancias que las fm. De hecho, varios compuestos diferentes pueden tener la misma fm, como es el caso del eteno y del propeno.²

Siempre que conozcamos la FM de un compuesto podremos determinar su fm pero lo opuesto no se cumple si no se cuenta con más información, como por ejemplo, su peso molecular (PM).

El factor x que multiplicado por los subíndices de la fm nos da la FM puede obtenerse simplemente a partir del PM pues:

$$\text{factor } x = \frac{PM}{P_{fm}}$$

De modo que si la fm de un compuesto **A** es $C_aH_b\dots X_n$, su FM será:

$$FM = x \cdot fm = x \cdot (C_aH_b\dots X_n) = C_{ax} H_{bx} \dots X_{nx}$$

2.3. Determinación de la FM a partir de la composición centesimal y de los resultados del análisis elemental.

En principio debe recordarse que la relación existente entre las cantidades de átomos de una molécula de una determinada sustancia y las cantidades de moles de átomos de un mol de esa sustancia es equivalente.

Dicho de otro modo, si se conocen las cantidades de moles de átomos por mol de sustancia puede calcularse la FM de la misma.

Para determinar, entonces la FM, los pasos básicos a seguir son los siguientes:

1. A partir del análisis químico se determina la masa en gramos de cada elemento presente en una cantidad dada de compuesto.
2. La masa en gramos se convierte en cantidad de moles, para lo cual se divide la masa en gramos por el peso atómico (PA) de cada elemento. Si n_A es la cantidad de moles del elemento **A**:

$$n_A = \frac{\text{masa de A}}{PA_A}$$

3. Se calcula la fórmula mínima transformando las cantidades de moles obtenidas en el punto 2 en números enteros sin modificar la relación entre ellas. En general, basta con dividir tales cantidades de moles por la de menor valor.
4. Con el peso molecular y el peso de la fórmula mínima se obtiene el **factor x** y, a partir de allí, la fórmula molecular.

El siguiente ejercicio ejemplifica el procedimiento descrito:

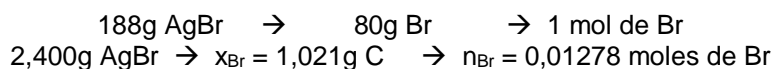
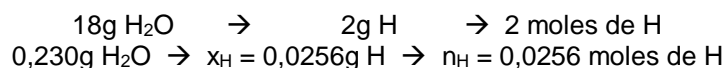
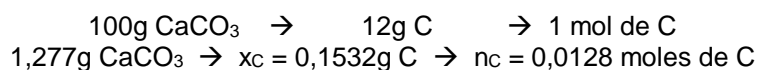
*El análisis elemental de 1,200g de una sustancia **A** de $PM_A = 188$ da los siguientes resultados: 1,277g de carbonato de calcio, 0,233g de agua y 2,400g de bromuro de plata. ¿Cuál es la FM de **A**?*

Como se ha visto en el desarrollo del análisis elemental:

La formación de:	Señala la presencia de:
CaCO ₃	C
H ₂ O	H
AgBr	Br

² Las FM tampoco son definitivas para la identificación de una sustancia. Existen compuestos que presentan la misma FM pero que difieren en algún aspecto estructural. Tales compuestos se denominan isómeros. La isomería será desarrollada más adelante.

Y siguiendo las relaciones estequiométricas antes planteadas:



Si se suman las masas de todos los elementos se obtiene la masa de la muestra, lo que confirma que C, H y Br son los únicos presentes:

$$X_{\text{C}} + X_{\text{H}} + X_{\text{Br}} = 1,199\text{g} \cong 1,200\text{g de la muestra analizada}$$

La pequeña diferencia observada se debe a la forma en que se redondean las masas de cada elemento.

Si se modifica la relación entre las cantidades de moles obtenidas se transforman las mismas en números enteros pues en una molécula no pueden existir cantidades fraccionarias de átomos. Para ello, se dividen los moles por el valor más pequeño (0,01277 en este caso):

$$\left. \begin{array}{l} \text{C} \rightarrow 0,01277 / 0,01277 = 1 \\ \text{H} \rightarrow 0,02560 / 0,01277 = 2 \\ \text{Br} \rightarrow 0,01277 / 0,01277 = 1 \end{array} \right\} \Rightarrow \text{fm} = \text{CH}_2\text{Br}$$

Luego determinamos el peso de la fórmula mínima de **A** (P_{fmA}) que, con el peso molecular de **A** (P_{MA}) nos da el factor x_{A} :

$$P_{\text{fmA}} = 12\text{u} + 2 \times 1\text{u} + 80\text{u} = 94\text{u}$$

$$x_{\text{A}} = \frac{P_{\text{MA}}}{P_{\text{fmA}}} = \frac{188}{94} = 2$$

Por lo tanto, la FM_{A} es:

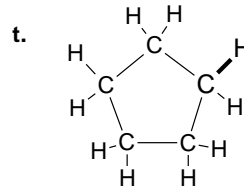
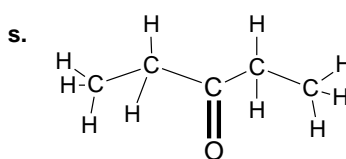
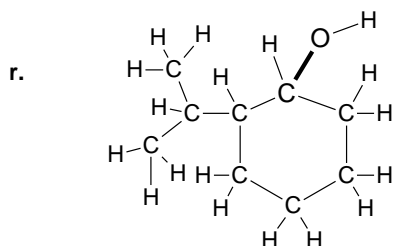
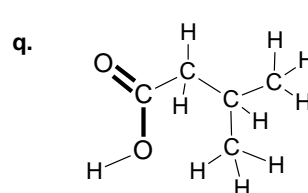
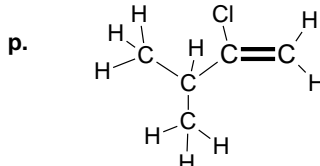
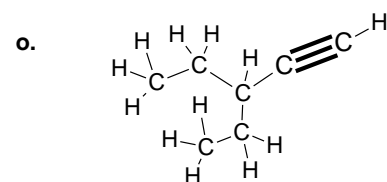
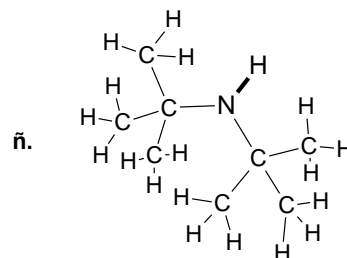
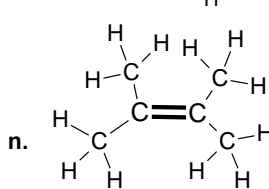
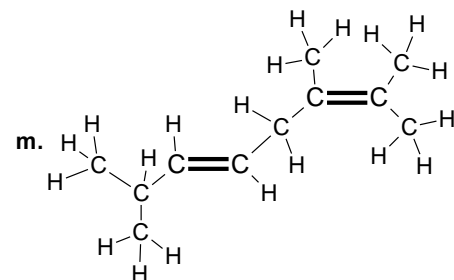
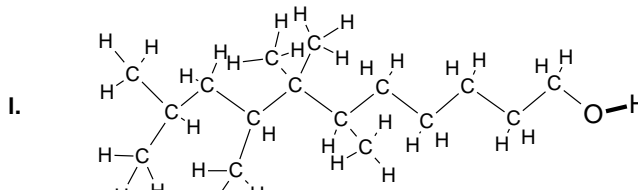
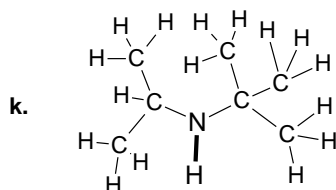
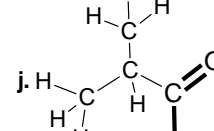
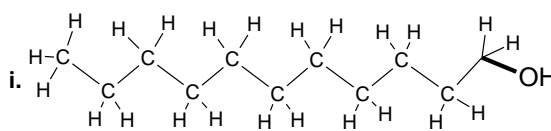
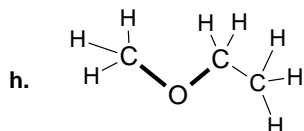
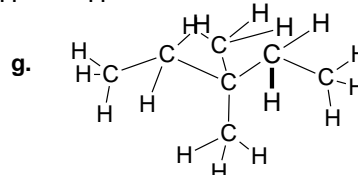
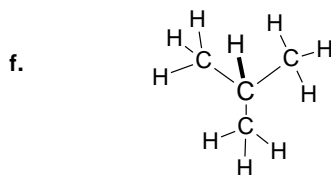
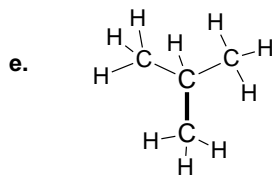
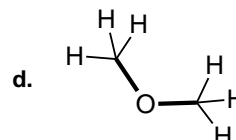
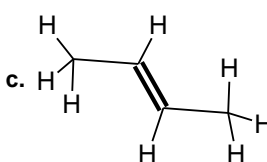
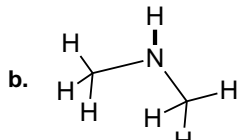
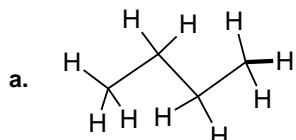
$$\text{FM}_{\text{A}} = 2 \times \text{fm}_{\text{A}} = \text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2$$



Ejercitación Unidad I

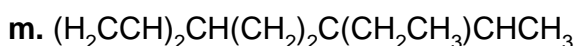
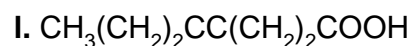
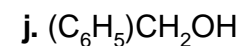
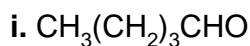
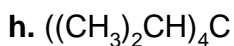
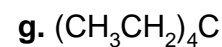
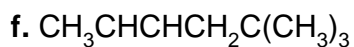
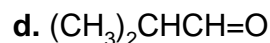
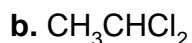
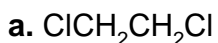
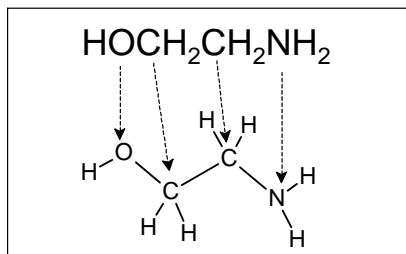
Aplicaciones

1. Escribe las fórmulas semicondensadas (representando sólo el enlace destacado), condensadas y molecular de las siguientes fórmulas desarrolladas:



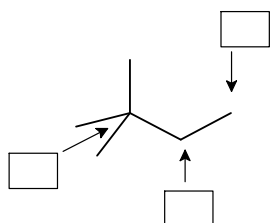
2. Expande las siguientes fórmulas condensadas de manera que se muestren todos los enlaces:

Ejemplo:

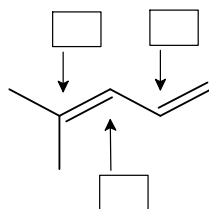


3. Escribe en los recuadros el número de hidrógenos que están unidos a los átomos de carbono indicados:

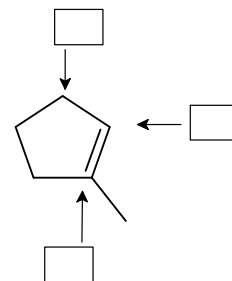
i.



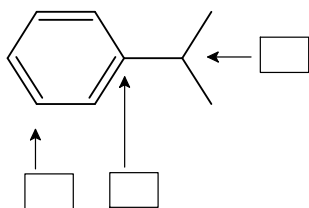
ii.



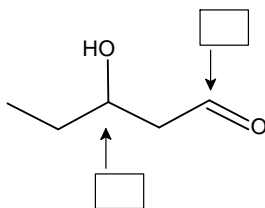
iii.



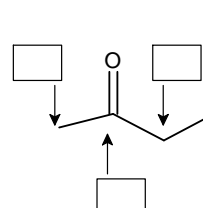
iv.



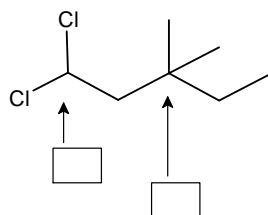
v.



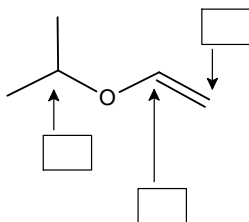
vi.



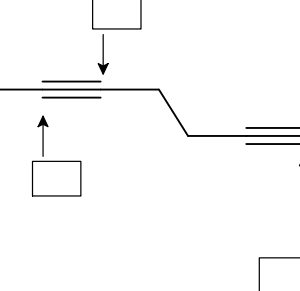
vii.



viii.

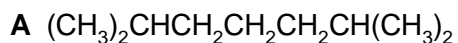


ix.

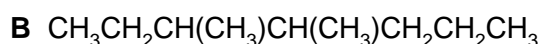
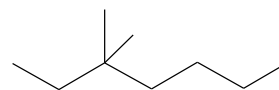




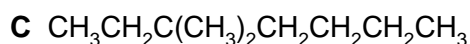
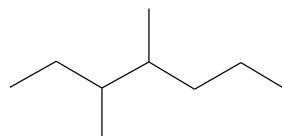
4. Señala las formas de esqueleto **E-H** que se corresponden con cada fórmula **A-D**.



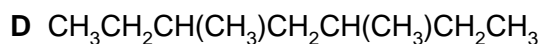
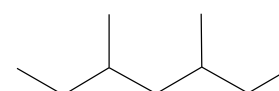
E



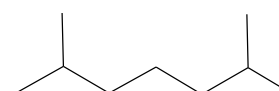
F



G



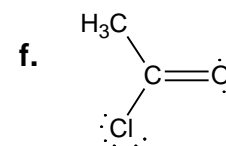
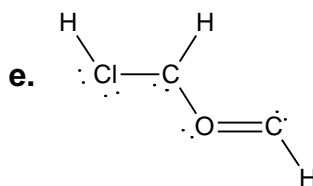
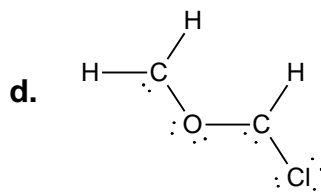
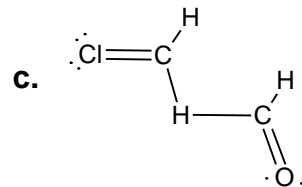
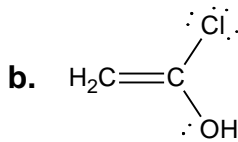
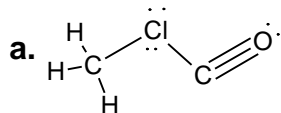
H



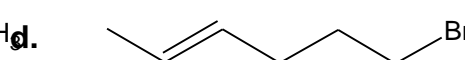
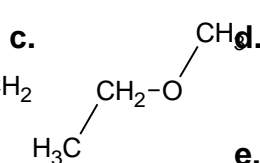
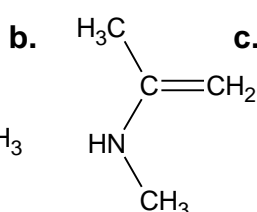
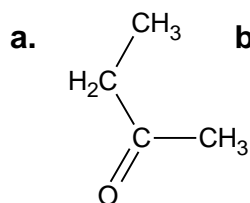
5. Desarrolla las representaciones del ejercicio 3.

6. Dibuja las fórmulas de esqueleto de los compuestos de los ejercicios 1 y 2.

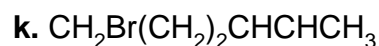
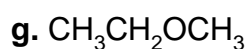
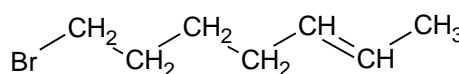
7. Las siguientes estructuras corresponden a la fórmula molecular $\text{C}_2\text{H}_3\text{ClO}$, sin embargo en algunas de ellas se han cometido errores. Identifica la estructura correcta y señala los errores cometidos en el resto de las estructuras.



8. Identifica las representaciones del mismo compuesto.

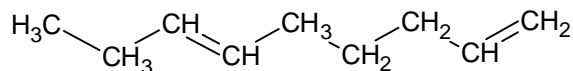


e.

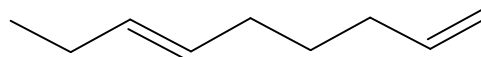


9. Dado: $(\text{CH}_3)_2\text{CHCH}(\text{CH}_3)(\text{CH}_2)_2\text{CHCH}_2$ ¿cuáles de las siguientes fórmulas representan el mismo compuesto? ¿Cuáles de las estructuras son incorrectas? Identifica los errores.

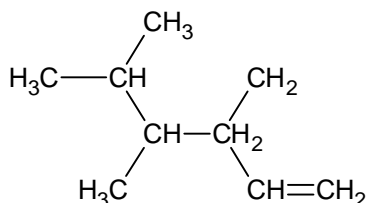
a.



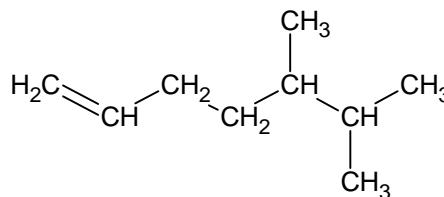
b.



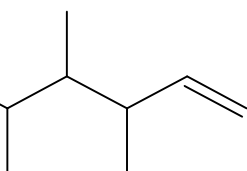
c.



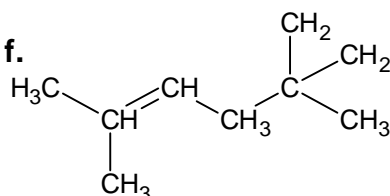
d.



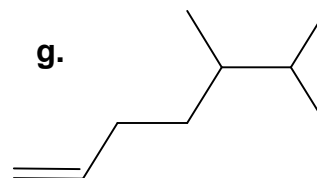
e.



f.

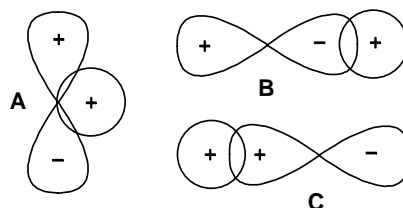


g.

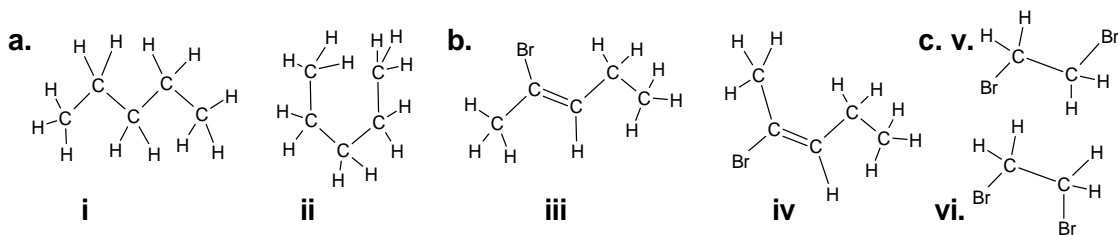


Ejercitación Unidad II

- Identifica las características de los enlaces σ y π :
 - Formado por traslape frontal de orbitales atómicos.
 - Densidad electrónica máxima en la región por encima y por debajo del plano de la molécula.
 - El plano de la molécula es su plano nodal, donde la probabilidad de encontrar un electrón es cero.
 - Tiene libre rotación.
 - Formado por solapamiento lateral de orbitales atómicos p.
 - Densidad electrónica concentrada entre los núcleos de los átomos enlazados.
 - Tiene simetría rotacional alrededor del eje internuclear.
 - No tiene rotación libre.
 - Pueden existir uno o dos enlaces entre dos átomos.
 - Sólo puede existir un enlace entre dos átomos.
- De los solapamientos de orbitales representados abajo, uno es enlazante, otro es antienlazante y otro no es enlazante. ¿Qué representación del solapamiento de orbitales le corresponde a cada interacción? ¿Por qué?



- En cada caso las fórmulas desarrolladas, ¿representan a la misma molécula? ¿Por qué?



4. **a.** Escribe la configuración electrónica del átomo de carbono en estado fundamental.
b. En ese estado, ¿cuántos enlaces covalentes simples podría formar? ¿Por qué?
c. Entonces, ¿cómo se explica la formación de enlaces en moléculas del tipo CH_4 o $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3$?
5. La molécula de agua tiene un ángulo de enlace de 105° .
a. ¿Qué tipo de orbital atómico utiliza el O para formar con el H los dos enlaces σ equivalentes?
b. ¿Por qué ese ángulo de enlace tiene menos de $109,5^\circ$?
6. ¿Qué efecto tiene la hibridación sobre la estabilidad de los enlaces?
7. Coloca Verdadero o Falso. Justifica tu respuesta.
- a.** *La hibridación del átomo de carbono es un proceso que:*
- Siempre origina cuatro orbitales híbridos.
 - Siempre origina orbitales híbridos equienergéticos.
 - Siempre origina orbitales moleculares pi.
 - Siempre origina orbitales atómicos puros.
- b.** *Es característico de la hibridación sp^3 del C:*
- Que los orbitales híbridos poseen un 50% de carácter s y 50% de carácter p.
 - La orientación trigonal plana de los orbitales híbridos.
 - La orientación tetraédrica de los orbitales híbridos.
 - La formación de cuatro orbitales atómicos de simetría esférica.
- c.** *En un átomo con hibridación sp^2 (carbono, por ejemplo):*
- Los orbitales híbridos se disponen sobre una línea recta.
 - El número de orbitales híbridos es menor al número de orbitales puros que se combinaron para su formación.
 - El número de orbitales híbridos es mayor al número de orbitales puros que se combinaron para su formación.
 - Los orbitales híbridos presentan simetría esférica.
 - El orbital p que no participó en la hibridación puede formar un enlace pi con otro orbital p.
8. **a.** Realiza el diagrama de orbitales de las siguientes moléculas. Nombra los orbitales moleculares.
- | | | |
|--|--|---|
| i. $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{CH}_3$ | v. CH_3COCH_3 | ix. $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{CNH}$ |
| ii. $(\text{CH}_3)_3\text{CH}$ | vi. NCCH_2CH_3 | x. H_2NCHO |
| iii. $(\text{CH}_3)_2\text{CCH}(\text{CH}_3)$ | vii. $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{CHO}$ | xi. HOCCH |
| iv. $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_3$ | viii. $\text{HOCCCH}_2\text{CH}_3$ | xii. HCOONH_2 |
- b.** Da una fórmula desarrollada respetando los ángulos de enlace.

Química III

9. En la realización del diagrama de orbitales de 2-metil-2-penten-3-ol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{C}(\text{OH})\text{C}(\text{CH}_3)_2$) se han cometido algunos errores. Identifica los mismos en la figura 1 y explica cada uno de ellos.

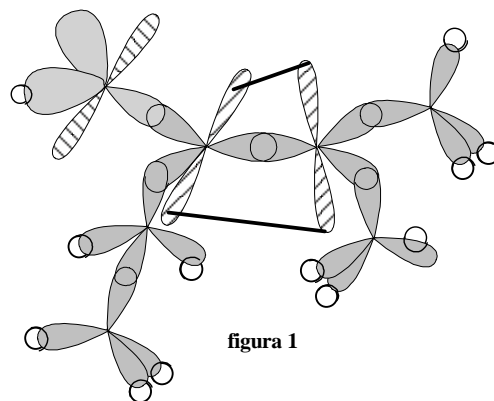
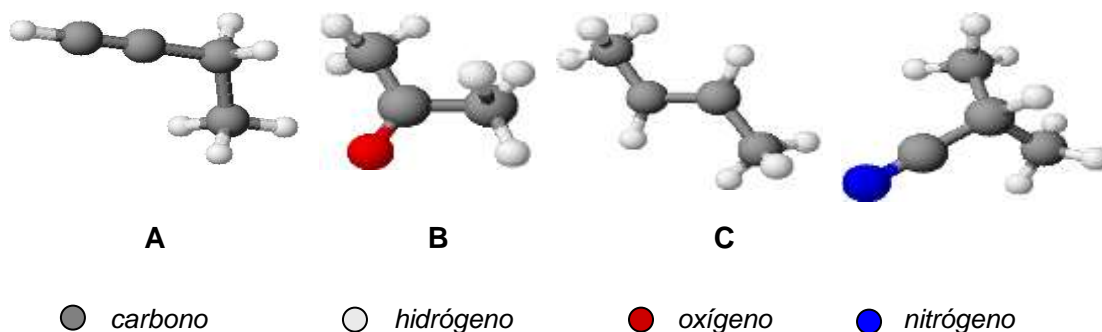


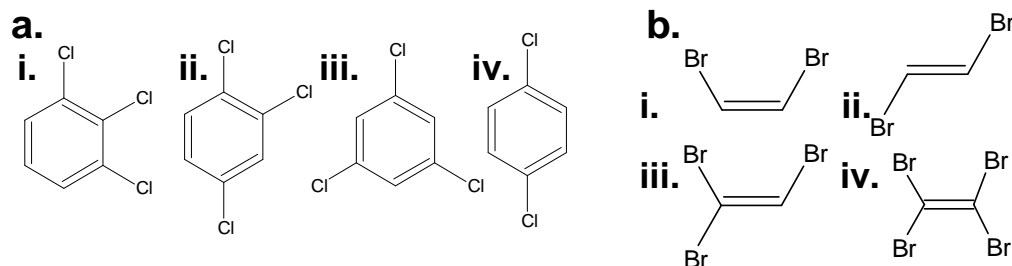
figura 1

10. Realiza el diagrama de orbitales de moléculas que posean las siguientes fórmulas moleculares. Nombra los orbitales moleculares. Da una fórmula desarrollada respetando los ángulos de enlaces.
- | | | |
|-------------------------------------|--------------------------------------|--------------------------------------|
| i. CH_5N | iii. $\text{CN}_2\text{H}_4\text{O}$ | v. $\text{C}_3\text{Br}_2\text{H}_2$ |
| ii. $\text{C}_3\text{H}_5\text{Cl}$ | iv. CH_3N | vi. $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ |
11. Escribe una fórmula semicondensada para las siguientes moléculas. Luego realiza su diagrama de orbitales.



12. Determina la polaridad de las siguientes moléculas. Representa los momentos dipolares parciales y resultante:
- | | | |
|--|---|--|
| i. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ | vi. CH_3OCH_3 | xi. H_3COOH |
| ii. CH_3Cl | vii. CH_3COCH_3 | xii. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CN}$ |
| iii. CH_2Cl_2 | viii. $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})_2$ | xiii. HCONH_2 |
| iv. CCl_4 | ix. $\text{NH}(\text{CH}_3)_2$ | xiv. $\text{CH}_2(\text{OH})\text{CH}_2\text{CH}_2(\text{OH})$ |
| v. CHCl_2CH_3 | x. $\text{N}(\text{CH}_3)_3$ | |

13. Ordena las siguientes según momento dipolar creciente:





14. Analiza la veracidad de las siguientes afirmaciones:

Todas las moléculas apolares están formadas por:

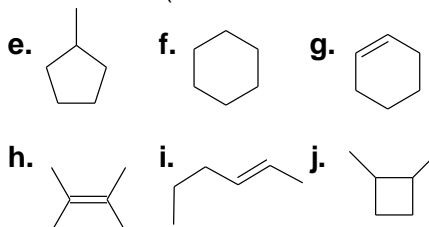
- Enlaces apolares.
- Enlaces polares.
- Átomos de igual electronegatividad.
- Átomos de diferente electronegatividad.

15. Escribe la fórmula de esqueleto de isómeros de cadena abierta de fórmula molecular:

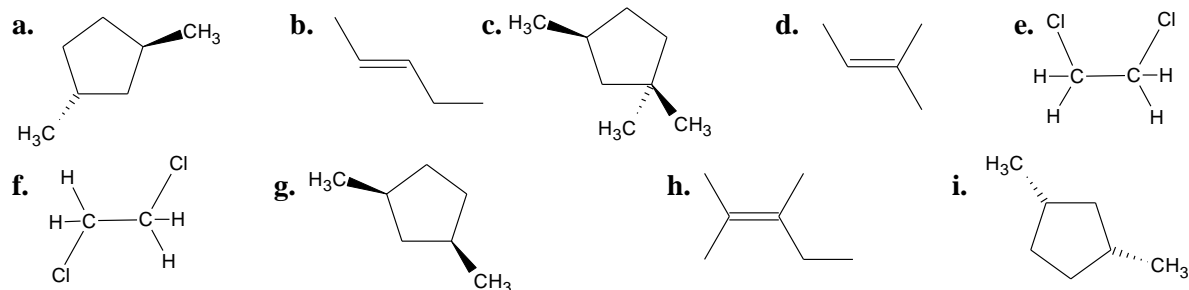
- C_5H_{12}
- C_4H_8
- C_3H_8O
- C_3H_7N
- C_3H_6O

16. ¿Cuáles de los siguientes son isómeros del 2-hexeno ($CH_3CHCHCH_2CH_2CH_3$)?

- $CH_3CH_2CHCHCH_2CH_3$
- $CH_3(CH_2)_2CHCHCH_3$
- $CH_2CH(CH_2)_3CH_3$
- $(CH_3)_3CCHCH_2$



17. Identifica los isómeros y las fórmulas que representen la misma molécula:

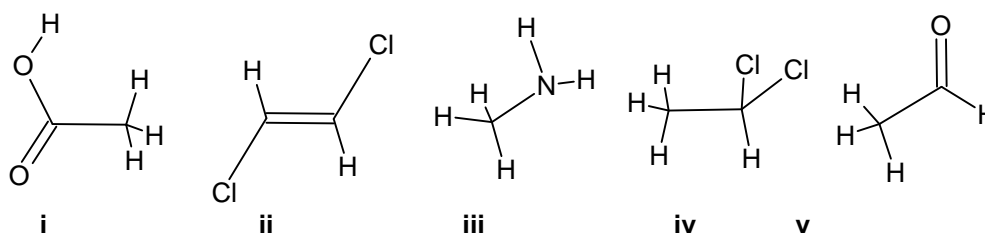


18. El análisis elemental de 1,07g de un compuesto de $MM=214$ da como resultado: 448 ml de dióxido de carbono (medidos en CNPT), 0,27g de agua, y 1,88g de bromuro de plata. Si se sabe que es un compuesto no polar, ¿cuál puede ser su estructura?

Ejercitación Unidad III

- Explica cómo se determina la polaridad de una molécula. ¿Qué factores se deben tener en cuenta?
- Explica la formación de los dipolos instantáneos en una molécula apolar.
- ¿Por qué la formación de puentes de hidrógeno exige la presencia de F, N u O en una molécula? ¿Con cuál de estos elementos el puente de hidrógeno es más fuerte? ¿Por qué?
- ¿Por qué es necesario contemplar la masa molecular al comparar el punto de ebullición de dos sustancias aunque presenten interacciones dipolo-dipolo o puente de hidrógeno? ¿En qué influye?

- Explica detalladamente la relación que existe entre la solubilidad de una sustancia y las atracciones intermoleculares.
- Determina la estructura y el momento dipolar de dos moléculas de $FM=C_2H_4O_2$ sabiendo que una es polar y la otra no.
- El punto de ebullición del etano, CH_3CH_3 , es $-89^\circ C$ y el del etanol, CH_3CH_2OH , es $78^\circ C$. ¿Cómo explicas esta diferencia tan grande?
- ¿Por qué el metano (CH_4) es un gas a temperatura ambiente mientras que el tetracloruro de carbono (CCl_4) es un líquido y el tetrabromuro de carbono (CBr_4) es sólido?
- ¿Cuáles de las siguientes sustancias presentan interacciones intermoleculares por puente de hidrógeno?

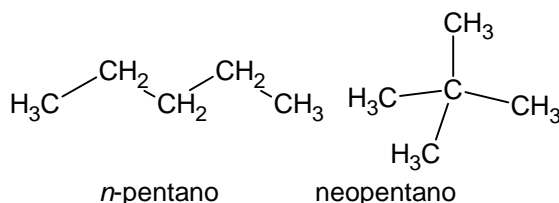


Ordena en orden creciente de sus temperaturas de ebullición: **a. ii y iv** **b. i, iii y v**

- Observa el siguiente cuadro:

Éter	PdeEb (°C)	Alcohol isómero	PdeEb (°C)
CH_3OCH_3	-24	CH_3CH_2OH	78,5
$CH_3OCH_2CH_3$	6	$CH_3CH_2CH_2OH$	97,8
$CH_3CH_2OCH_2CH_3$	35	$CH_3CH_2CH_2CH_2OH$	117,7

- ¿Por qué aumenta el punto de ebullición en los éteres? ¿Y en los alcoholes?
 - ¿Por qué hay tanta diferencia en los puntos de ebullición entre cada éter y su alcohol isómero?
- Determina la fórmula desarrollada de dos compuestos de fórmula molecular $C_2H_2Cl_2$, sabiendo que sus moléculas se reordenan ante un campo eléctrico.
 - Observa la estructura de las siguientes moléculas y responde:

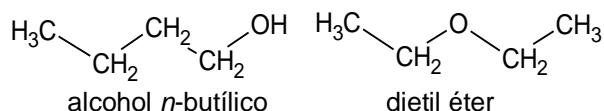


- Analizá la polaridad y el peso molecular.
- Analizá el tipo de interacción intermolecular.
- ¿En cuál de los dos casos varias moléculas iguales tendrán una posibilidad mayor de acercarse y ponerse en contacto? ¿Por qué?
- ¿Cuál necesitará más energía para separar sus moléculas y pasar al estado gaseoso?

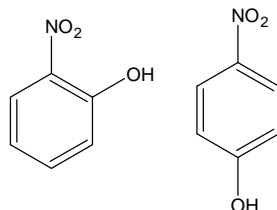


e. ¿Cuál tendrá mayor punto de ebullición?

13. El alcohol *n*-butílico (p.e 118 °C) tiene un punto de ebullición más elevado que el de su isómero dietil éter (p.e 35 °C), sin embargo ambos compuestos tienen la misma solubilidad en agua (8 g por 100 g de agua). ¿Cómo se explican estos hechos?



14. A pesar de sus modestas polaridades, los halogenuros de alquilo (compuestos de fórmula general **R-X**, donde **R** es una cadena carbonada y **X** un halógeno) son insolubles en agua.
- ¿En qué solventes orgánicos serán solubles? ¿Por qué?
 - ¿Serán capaces de solvatar apreciablemente iones simples, pueden solubilizar sales inorgánicas?
15. Decidí en qué solvente serán más solubles los siguientes compuestos, justificando la respuesta:
- I₂ (s) en agua (l) o en CCl₄ (l)
 - NaF (s) en agua (l) o en benceno (l)
 - n*-hexano (l) en tolueno (l) o en agua (l)
 - etanol (l) en agua (l) o en *n*-heptano (l)
 - NaNO₃ (s) en agua (l) o en aceite
16. Ordenar los siguientes compuestos en orden creciente de su solubilidad en agua:
- a. CH₃COCH₃ b. CH₃CH₂COCH₂CH₃
17. El etilenglicol (HOCH₂CH₂OH) es un compuesto muy empleado como anticongelante. ¿En qué solvente será más soluble, en agua o en *n*-pentano?
18. Explica la variación de las temperaturas de ebullición que aparecen en el siguiente cuadro. Analiza los datos por columnas y por filas.
19. El etilenglicol (HOCH₂CH₂OH) es un compuesto muy empleado como anticongelante. ¿En qué solvente será más soluble, en agua o en *n*-pentano?
20. ¿Qué tipo de fuerzas intermoleculares pueden establecerse entre los siguientes pares de compuestos: HBr y H₂S, Cl₂ y CBr₄, C₆H₆ y CCl₄, H₂CO y CH₃OH?
21. ¿Cuáles de los siguientes compuestos pueden formar puente de hidrógeno con el agua: CH₃OCH₃, CH₄, F⁻, HCOOH, Na⁺?
22. ¿De cuál sustancia de cada uno de los siguientes pares se esperaría que tuviera el punto de ebullición más alto: a) Ne o Xe, b) CO₂ o CS₂, c) CH₄ o Cl₂, d) F₂ o LiF, e) NH₃ o PH₃? Explica tu elección.
23. ¿Por qué a) NH₃ tiene un punto de ebullición más alto que CH₄, y b) KCl tiene un punto de fusión más alto que I₂?
24. ¿Qué tipo de fuerzas de atracción se deben superar para: a) fundir hielo, b) sublimar hielo seco, c) hervir octano (CH₃(CH₂)₆CH₃), d) fundir sal de mesa, e) disociar F en átomos de F?
25. Explica la diferencia en los puntos de fusión de los compuestos siguientes:



p.de f. = 45 °C

p.de f. = 115 °C

26. Explica las variaciones de la solubilidad en agua de los alcoholes que se presentan a continuación:

Alcohol	Solubilidad en agua (g/100 g) a 25 °C
CH ₃ OH	∞
CH ₃ CH ₂ OH	∞
CH ₃ CH ₂ CH ₂ OH	∞
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH	8
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH	2,7

27. Observa los datos que aparecen en la siguiente tabla. Explica la variación de los puntos de ebullición y de la solubilidad en agua.

Compuesto	Punto de ebullición (°C)	Solubilidad en agua
Metanal (HCHO)	- 21	Muy soluble
Metilamina (CH ₃ NH ₂)	- 6,7	Muy soluble
pentano	36	Insoluble

28. Se analizan las propiedades físicas de tres sustancias: 2-metilpropanol [(CH₃)₃COH], propanal [CH₃CH₂CHO] y butanal [CH₃(CH₂)₂CHO]. Los puntos de ebullición registrados son (en °C, a 1 atm): 49,5; 75,7; y 83. Asigne a cada sustancia los valores que le correspondan. Justifica tu respuesta.
29. A 10 °C, 1-propanol (CH₃CH₂CH₂OH) y la etilmetilamina (CH₃CH₂NHCH₃) son líquidos mientras que el fluoruro de propilo (CH₃CH₂CH₂F) es un gas. ¿Cómo explicás esta diferencia? En este contexto, ¿cuál será el estado de agregación de un compuesto de FM=C₄H₁₀? ¿Por qué lo suponés?
30. Se analizan las propiedades físicas de tres sustancias: hexilamina [CH₃(CH₂)₅NH₂], butanal [CH₃(CH₂)₂CHO] y acetona [CH₃COCH₃]. Los puntos de ebullición registrados son (°C, 1 atm): 56,2; 75,7; y 129. Uno de estos compuestos es completamente soluble en agua; la solubilidad de los restantes es (g de sust/100 ml de agua): 1,2 y 4. Asigne a cada sustancia los valores que le correspondan. Justifica tu respuesta.



31. La sacarosa (azúcar de caña), $C_{12}H_{22}O_{11}$, es un sólido molecular.
- ¿Qué interacciones presentan sus moléculas?
 - ¿En qué será soluble: agua, tetracloruro de carbono, etanol, queroseno? Explica tu respuesta.
32. Los ácidos simples como el fórmico, $HCOOH$, y el acético, CH_3COOH , son muy solubles en agua. En cambio, los ácidos grasos como el esteárico, $CH_3(CH_2)_{16}COOH$, y el palmítico, $CH_3(CH_2)_{14}COOH$, son insolubles en agua. ¿Por qué ocurre esto?

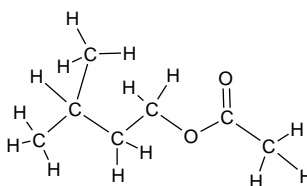
Ejercitación Unidad IV

1. Del análisis elemental de 2g de cada uno de los siguientes compuestos se obtuvieron los siguientes resultados:
- Compuesto **A**, $PM = 116$; 10,345g de carbonato de calcio y 1,861g de agua.
 - Compuesto **B**, $PM = 121,5$; 6,58g de carbonato de calcio, 1,185g de agua, 2,362g de cloruro de plata y 0,785g de ferrocianuro férrico.
 - Compuesto **C**, $PM = 216$; 2,78g de carbonato de calcio, 0,333g de agua, 3,48g de bromuro de plata.
 - Compuesto **D**, $PM = 76$; 2,63g de carbonato de calcio, 0,947g de agua, 6,29g de sulfuro plumboso y 2,51g de ferrocianuro férrico.

Calcula FM de cada uno de ellos.

Rta: $FM_A = C_6H_{12}O_2$, $FM_B = C_4H_8ClNO$, $FM_C = C_3H_4Br_2O$, $FM_D = CH_4N_2S$

2. ¿Cuál es la composición centesimal de un compuesto si 2,4 g del mismo corresponden a 1,28 g de C; 0,373 g de H y el resto N? **Rta: 53,33%C, 15,54%H, 31,13%N**
3. Durante muchos años se utilizó el *cloroformo* ($CHCl_3$) como anestésico de inhalación a pesar de ser también una sustancia tóxica que puede dañar el hígado, los riñones y el corazón. Calcula su composición centesimal. **Rta: 10,04%C, 0,84%H, 89,12%Cl**
4. El olor de las frutas se debe principalmente a unos compuestos que contienen, denominados *ésteres*. Calcula la composición centesimal del *acetato de amilo* (que da el aroma característico de las bananas) si su estructura es la siguiente:



Rta: 64,62%C, 10,77%H, 24,61%O

5. Todas las sustancias que aparecen enlistadas a continuación se utilizan como fertilizantes que contribuyen a la nitrogenación del suelo. ¿Cuál de ellas representa la mejor fuente de nitrógeno, basándose en su composición centesimal? **Rta: NH_3 , con 82,35%N**
- urea [$(NH_2)_2CO$]
 - nitrato de amonio [NH_4NO_3]
 - guanidina [$HNC(NH_2)_2$]
 - amoníaco [NH_3]
6. El análisis de un cloruro metálico MCl_3 mostró que contiene 65,60 % en masa de Cl. Identifica M. **Rta: M = hierro**

7. Un elemento E forma dos compuestos de FM $C_2H_4OE_2$ y C_2H_3E . Si el porcentaje en masa de E en $C_2H_4OE_2$ es 61,74 %, ¿qué porcentaje tiene en C_2H_3E ? **Rta: 56,8%**
8. En 100 g de un compuesto hay 6,9 g de C, 1,15 g de H y el resto es Br.
- ¿Cuántos moles de cada átomo hay presentes?
 - Expresa las relaciones entre los moles de átomos por medio de números enteros.
 - Si los valores de b) expresan la menor relación en que se encuentran los átomos, ¿cuál es la fórmula mínima?
 - Si la MM es 174, ¿Cuál es su FM? **Rta: FM = fm = CH_2Br_2**
9. ¿Cuántos gramos de CO_2 y H_2O se obtienen al oxidar 1,5g de una sustancia que contiene 80% de C y 20% de H? **Rta: 4,4g de CO_2 , 2,7g de H_2O**
10. La hembra de la mosca mediterránea de la fruta expresa su presencia al macho desprendiendo un atrayente sexual. Un gramo de éste ha sido aislado y se somete a un análisis elemental. Como resultado, se obtienen 6,338g de carbonato de calcio y 1,141g de agua. Si el peso molecular es 142, calcula su FM. **Rta: $C_9H_{18}O$**
11. Del análisis de 5g de un compuesto de PM= 128 se obtuvieron 39g de carbonato de calcio 2,812 de agua. Determina la fórmula molecular del compuesto. **Rta: $C_{10}H_8$**
12. La combustión de 20,63g de un compuesto que contiene C, H y O con un exceso de oxígeno produjo 57,94g de CO_2 y 11,85g de H_2O . Calcula la masa de cada elemento presente en la muestra original y determina fm y FM si PM = 188. **Rta: FM = $C_{12}H_{12}O_2$**
13. El ácido ascórbico (vitamina C) cura el escorbuto y ayuda a evitar el resfrío común. Está compuesto por 40,91 % de C; 4,55 % de H; y oxígeno. Determina su fórmula molecular si su peso molecular es 176. **Rta: $C_6H_8O_6$**
14. El antibiótico cloranfenicol indicó el siguiente análisis: C 40,88% , H 3,74% , N 8,67%. El peso molecular es 300 ± 30 , ¿cuál es la fórmula molecular del antibiótico? **Rta: $C_{10}H_{12}N_2O_{10}$**
15. Al someter 1,5g de una sustancia (PM125) a las reacciones del análisis elemental, se obtuvieron los siguientes resultados: 2,4g de carbonato de calcio, 054g de agua y 2,256g de bromuro de plata. Determina:
- Composición centesimal. **Rta: 19,2%C, 4%H, 64%Br, 12,8%O**
 - Su fórmula molecular. **Rta: C_2H_5BrO**
16. Un hidrocarburo gaseoso tiene una densidad igual a 1,252g/l en C.N.P.T. Al someterlo a combustión completa una muestra de 1litro de ese gas produjo 3,926g de dióxido de carbono y 1,608g de agua. Determina la fórmula mínima del gas. **Rta: CH_2**
17. En un tubo de ensayo se colocan 3ml de alcohol etílico y 0,5g de CuO , se calienta suavemente y se recogen los vapores sobre una solución de agua de cal $Ca(OH)_2$.
- ¿Qué se observa en el tubo con agua de cal?
 - Escribe las ecuaciones de las reacciones químicas que se producen.
 - El compuesto, ¿es una sustancia orgánica e inorgánica?
18. Se quiere investigar en una sustancia desconocida la presencia de yodo. Indica los reactivos que debe utilizar y las reacciones químicas correspondientes.
19. Por combustión de 12,625g de una sustancia orgánica se obtuvo 11g de dióxido de carbono y 6,72g de agua. Al tratar la misma sustancia con una sal soluble de plata precipita 35,875g de cloruro de plata.

Determina:



- a. Composición centesimal. **Rta: 23,76%C, 5,94%H, 70,3%Cl**
- b. FM, si se sabe que $PM = 50,5$. **Rta: CH_3Cl**
20. Se efectúa el análisis cuantitativo de 4,3g de una sustancia orgánica cuaternaria: En la determinación de carbono e hidrógeno se obtuvo 2,93g de dióxido de carbono y 0,6g de agua respectivamente. En el análisis de cloro se obtienen 9,57g de cloruro de plata. La determinación del peso molecular de la sustancia dio un resultado de 129.
- a. De la fórmula mínima y molecular del compuesto. **Rta: $FM = C_2H_2Cl_2O_2$**
- b. Escribe todas las reacciones químicas que te permitieron analizar la presencia de cloro en la molécula orgánica.
21. Un aminoácido, la cisteína, contiene 26,45% de azufre. Si todo el S presente en 2 g de aminoácido reacciona con una solución de acetato plumboso, ¿cuántos moles de sulfuro plumboso se obtienen?
Rta: 0,0165 moles
22. El fármaco *dimercaprol* se usa para tratar el envenenamiento con mercurio y plomo. Su composición centesimal es: 29,01 % de C, 6,49 % de H, 12,88 % de O y 51,62 % de S. Calcula:
- a. Su FM, si la $PM = 124$. **Rta: $C_3H_8OS_2$**
- b. La masa de sulfuro plumboso que se obtendría al analizar 1,86g del mismo. **Rta: 7,12g**
23. Del análisis de 2 g de bromoformo se obtienen 0,79 g de $CaCO_3$, 0,071 g de H_2O y 4,46 g de AgBr. Calcula la composición centesimal, la fm y la FM si $PM = 253$. **Rta: 4,74%C, 0,40%H, 94,86%Br, $FM = CHBr_3$**
24. La L (+) arabinosa es un azúcar que se encuentra en la naturaleza. Se obtiene por hidrólisis ácida del polisacárido presente en la goma arábiga. El análisis de 2 g de arabinosa ($PM = 150$) da como resultado 1,493 litros de CO_2 (medidos en CNPT) y 1,2 g de agua. Averigua su FM. **Rta: $C_5H_{10}O_5$**
25. Muchas de las comunicaciones entre los insectos implican mensajes químicos denominados *feromonas*. Hay una especie de cucarachas que excretan de sus glándulas mandibulares una sustancia que avisa de su presencia a otras cucarachas y hace que se congreguen. Cuando se queman 1,5g de uno de los principales componentes de esta *feromona de congregación* se producen 2,4 litros de CO_2 (medidos en CNPT) y 1,929g de agua. Si el peso molecular es 168, ¿cuál es su fórmula molecular? **Rta: $C_{12}H_{24}$**
26. El *D.D.T.*, hoy prohibido en muchos países, se ha utilizado para combatir insectos, sobre todo los transmisores del paludismo y el tífus. Al analizar 3,545g del mismo (un centésimo de mol) se obtienen los siguientes resultados: 3,136 litros de CO_2 ; 0,81g de agua; 7,175g de cloruro de plata. Averigua su FM. **Rta: $C_{14}H_9Cl_5$**
27. La cafeína es un alcaloide que se encuentra en las hojas y semillas de café y de té. Cuando se analizan 2,49g de la misma se registran los siguientes resultados: 10,268g de carbonato de calcio; 1,155g de agua y 2,453g de azul de Prusia. Si $PM = 194$, calcula su composición centesimal y FM. **Rta: $FM = C_8H_{10}N_4O_2$**
28. La *luciferina de la luciérnaga* es el producto natural responsable de la emisión de luz en las luciérnagas. Al analizarse 2,52g de la misma se consignan los siguientes resultados: 10g de carbonato de calcio; 0,72g de agua; 0,956g de ferrocianuro férrico, 4,78g de sulfuro plumboso. Calcule su FM, si la masa molar es 252g.
29. La combustión de 0,42g de un líquido produjo 672mL de CO_2 (en CNPT) y 0,54g de H_2O . En la determinación de su masa molar, se evaporaron 0,42g del mismo a 1 atm y 200°C ocupando un volumen de 193,93mL. Determina FM. **Rta: C_6H_{12}**
30. El método *crioscópico* o del *punto de congelación* y el *ebulloscópico* o *método del punto de ebullición* son dos métodos que **se utilizan en la determinación de masas molares**. Los solutos no volátiles bajan el punto de fusión y aumentan el punto de ebullición de un solvente puro. Como el cambio, Δt ,

en el punto de fusión o de ebullición del solvente depende del número de moléculas disueltas del soluto, **un mol de cualquier sustancia** no disociada disuelta en 1000 g de un solvente **disminuye el punto de fusión** $K_{p.f}$ grados, denominado el *descenso molal del punto de congelación* del solvente, **o aumenta el punto de ebullición** $K_{p.eb}$ grados, *el aumento molal del punto de ebullición*.

Si se disuelven W gramos de una sustancia de masa molar M en G gramos de solvente,

$$\Delta t = K \cdot \frac{W}{M} \cdot \frac{1000}{G} \quad \text{ó} \quad M = K \cdot \frac{W}{\Delta t} \cdot \frac{1000}{G}$$

Algunos de los valores de K son:

solvente	P. de F	$K_{p.f}$	P.de Eb	$K_{p.eb}$
agua	0	1,86	100	0,51
benceno	5	5,12	81	2,53
alcanfor	178	39,7		

Calcula la masa molar aproximada de un compuesto que da una depresión del punto de congelación de $1,582^\circ$ cuando se disuelven 0,310 g en 15 g de benceno. **Rta: 66,9g**

33. Se efectúa el análisis elemental a 1,5 g de una sustancia de $PM=97$. Los resultados del mismo son: 3,093 g de carbonato de calcio; 0,278 g de agua; 4,438 g de cloruro de plata. Determina:
- la fórmula molecular
 - una estructura posible, sabiendo que las moléculas de la sustancia no se reordenan ante la presencia de un campo eléctrico
34. 1,5 g de una sustancia de peso molecular 59 se someten al análisis elemental y se obtienen los siguientes resultados: 7,62 g de carbonato de calcio, 2,06 g de agua, 1,21 g de azul de Prusia. Determina:
- fórmula molecular
 - una estructura posible, sabiendo que es soluble en etanol. Justifica tu respuesta.
35. Determina la fórmula desarrollada de una sustancia X a partir de los siguientes datos:
- El análisis elemental de 1,5 gr de la misma da como resultado 8,34 gr de carbonato de calcio y 1,5 gr de agua. Su PM es 72.
- Es soluble en agua como $H_3CCOCH_2CH_3$ pero mientras éste tiene un pto. de ebullición de $79,6^\circ C$, la sustancia X hierve a $117^\circ C$.
36. Se pretende determinar la estructura de una sustancia X. El análisis elemental de 2,130 g de la misma da el siguiente resultado: 12,000 g de carbonato de calcio, 2,430 g de agua y 1,433 g de ferrocianuro férrico. Se sabe además que su fm coincide con su FM.
- Calcula su FM.
 - Si tiene punto de ebullición considerablemente menor que $CH_2CHNHCH_2CH_3$, ¿puede ser una amina primaria? Da una fórmula desarrollada posible. Explica tu respuesta.

Bibliografía

Apuntes de Química II 2006 I.P.S.