

edebé

FORMULACIÓN QUÍMICA
Actualización 2012

Física y Química

BACHILLERATO

Materia de

Física y Química

BACHILLERATO

Modalidad de Ciencias y Tecnología

Primer curso de Bachillerato

Proyecto y edición: grupo edebé

Dirección general: Antonio Garrido González

Dirección de edición de contenidos educativos: María Banal Martínez

Dirección del área de Ciencias y Tecnología: José Estela Herrero

Dirección pedagógica: Santiago Centelles Cervera

Dirección de producción: Juan López Navarro

Equipo de edición de edebé:

Edición: M.^a Roser Sánchez Gimeno y Nuria Lorente Pla

Corrección: Marcos Fco. Poquet Martínez

Ilustración: Robert Maas Olives

Cubierta: Luis Vilardell Panicot

Colaboradores:

Texto: J. F. Basarte Lorente, M. S. Cantos Castillejos, T. García Pozo, J. R. García-Serna Colomina y J. Rodríguez Seara

Texto de la actualización: Lluís Belsa Miret

Asesoría de la actualización: Maialen Zabaljauregui Marcuerquiaga

Dibujos: Jordi Magriá Vilardebó, Joaquín González Dorao y Pablo Jurado Sánchez-Galán

Fotografías: AGE Fotostock, C. D. Gallery, EFE, Fototeca Stone, G. J. Muñoz, Índex, Image Bank,

Prisma, Zardoya, AISA, Alfa Omega, HighRes Press, Stock, Getty Images, Cover, GC Estudio,

Jupiter Images Corporation, Photononstop, Pedro Carrión, Crescencio Gallardo y archivo edebé

Preimpresión: Baber, scp

Este libro forma parte del proyecto editorial edebé y ha sido elaborado según las disposiciones y normas curriculares que desarrollan la Ley Orgánica de Educación (LOE) de 3 de mayo de 2006.

Cualquier forma de reproducción, distribución, comunicación pública o transformación de esta obra solo puede ser realizada con la autorización de sus titulares, salvo excepción prevista por la ley. Dirijase a CEDRO (Centro Español de Derechos Reprográficos) si necesita fotocopiar o escanear algún fragmento de esta obra (www.conlicencia.com; 91 702 19 70 / 93 272 04 45).

Es propiedad de grupo edebé

© grupo edebé, 2008

Paseo San Juan Bosco, 62

08017 Barcelona

www.edebe.com

Depósito Legal: B. 22902-2012

Impreso en España

Printed in Spain

EGS-Rosario, 2 - Barcelona

Unidades 12 y 16

12. Formulación y nomenclatura inorgánicas	5	(252)
16. Compuestos del carbono	23	(334)

Solucionario de las unidades 12 y 16

12. Formulación y nomenclatura inorgánicas	48	(157)
16. Compuestos del carbono	60	(209)

UNIDADES 12 y 16

12 Formulación y nomenclatura inorgánicas



This product may cause allergic reaction, stop usage in that case.
Avoid contact with eyes. Keep out of the reach of children.
Contains sun filter. FOR PROFESSIONAL USE ONLY.

O Xampo Cabelos Com Caspa Cosmélite Profissional: limpa em profundidade o couro cabeludo, restituindo o normal equilíbrio celular da epiderme graças a ação da piroctone olamine + bisabolol e aloe vera; umas matérias-primas de provada eficácia.

MODO DE UTILIZAÇÃO: aplicar sobre o cabelo molhado uma porção suficiente para cobrir todo o couro cabeludo.

aplicação adequada.
Dar alguns minutos.
Se ao aplicar o produto.
o seu uso. Evitar.
alcance das crianças.
Com filtro solar.

INGREDIENTES:
COCAMIDOPROPYL
COCOAMPHOACETATE,
ALCOHOL DENAT,
POLYQUATERNIUM-7,
DISTEARATE,
CHLORIDE, BENZYL
METHYLISOTHIAZOLINONE,
PARFUM, ACID VIOLET 17, C.I.

1L19

46940

250 ml
8,45 FL. OZ.

INGREDIENTES: AQUA, SODIUM LAURETH SULFATE, COCAMIDOPROPYL BETAINE, COCAMIDE DEA, SODIUM COCOAMPHOACETATE, DISODIUM COCOAMPHODIACETATE, ALCOHOL DENAT, PIROCTONE OLAMINE, CLIMBAZOLE, POLYQUATERNIUM-7, BISABOLOL, ALOE BARBADENSIS, GLYCOL DISTEARATE, COCAMIDE MEA, BENZOPHENONE-4, SODIUM CHLORIDE, BENZYL ALCOHOL, METHYLCHLOROISOTHIAZOLINONE, METHYLISOTHIAZOLINONE, CITRIC ACID, PARFUM, ACID VIOLET 17, C.I. 16255.

Los productos de consumo doméstico contienen, de forma obligatoria, su composición química.

El conocimiento de esta información por parte del usuario es muy útil para usar dichos productos de forma adecuada y segura.

SODORANTE WILLIAMS STICK SPORT
rescor y Protección contra el mal olor
varante todo el día.
auténtica fragancia sport masculina.

segura e proteção contra o mau odor, durante
do o dia.
auténtica fragância sport masculina.

Ingredientes: Alcohol Denat, Propylene Glycol, Aqua,
Frag Acid, Parfum, Cetyl Alcohol, Sodium Hydroxide,
Soy Stearate, Citral, Citronellol, Geraniol, Limonene,
Linalool, CI 42090, CI 17200, CI 19140.

LEE HOUSEHOLD
BODY CARE ESPAÑA S.L.
Calle Pío, n.º 2, 7-2
Barcelona

LEE HARC PORTUGAL
Central Park, n.º 2, Piso 4
Linha B/C 2795-242 Linda-a-Velha

LEE HARC
PO BOX 1000
3720 THE HAGUE
The Netherlands

ATENCIÓN
AL CONSUMIDOR
902 20 20 15

SERVICIO DE AYUDA
AL CONSUMIDOR: 800 20 1981

75+25ml e

Extremadamente
Inflamable

AGITAR ANTES DE USAR

Recipients of
No perfume in
No ignition. No
Mantener alejado
de niños y mascotas.
después de usarlos.

OBJETIVOS

Al final de la unidad serás capaz de:

- Comprender el significado y la importancia de la formulación y la nomenclatura químicas.
- Nombrar y formular los compuestos inorgánicos más comunes de acuerdo con las normas de la IUPAC.
- Comprender y determinar la composición centesimal y las fórmulas empírica y molecular de un compuesto.
- Valorar la importancia de un etiquetado completo, real y con una terminología universal de todos los productos de consumo y su conocimiento por parte del consumidor.

CONTENIDOS

1. Fórmulas de las sustancias químicas

2. Número de oxidación de los elementos

2.1. Determinación del número de oxidación

3. Elementos

4. Combinaciones binarias

4.1. Combinaciones binarias con hidrógeno

5. Hidróxidos

6. Oxoácidos

6.1. Oxoaniones

7. Sales

7.1. Sales ternarias

7.2. Sales ácidas

8. Composición centesimal de un compuesto

PREPARACIÓN DE LA UNIDAD

Recuerda

- Cada **grupo** de la Tabla Periódica reúne a los elementos de propiedades químicas semejantes.
- **Iones**: átomos o grupos de átomos que tienen cargas eléctricas positivas (cationes) o negativas (aniones) por el hecho de haber cedido o ganado electrones, respectivamente.
- **Energía de ionización, I** : energía mínima necesaria para expulsar un electrón de un átomo neutro X , en estado gas y en estado electrónico fundamental, para convertirse en un ion monopositivo X^+ , también en estado gas.
- **Afinidad electrónica, A** : energía mínima necesaria para la adición de un electrón de un átomo neutro X , en estado gas y en estado electrónico fundamental, para convertirse en un ion mononegativo X^- , también en estado gas.
- **Electronegatividad**: capacidad de un átomo de un elemento para atraer electrones de otros átomos con los que está enlazado.

Actividades

- Sitúa los elementos aluminio, silicio, fósforo y azufre en la Tabla Periódica. Explica cómo varían en estos elementos la energía de ionización, la afinidad electrónica y la electronegatividad.
- Cita cinco no metales y di si existen más elementos metálicos que no metálicos o al revés.
- Di si son más electronegativos los metales o los no metales.
 - Cita el elemento más electronegativo y el menos.
- Explica qué es la composición centesimal de un compuesto. ¿Y de una mezcla homogénea?
- ¿Qué quiere decir que la composición centesimal del ácido sulfúrico, H_2SO_4 , tiene un 2,04 % de hidrógeno, un 32,65 % de azufre y un 65,31 % de oxígeno?
 - Calcula cuántos gramos de azufre contienen 100 g de ácido sulfúrico. ¿Y de hidrógeno? ¿Y de oxígeno?

1. Fórmulas de las sustancias químicas

A principios del siglo XIX, el químico sueco J. J. Berzelius introdujo un procedimiento para denominar abreviadamente los elementos y los compuestos químicos mediante *fórmulas químicas*.



Una **fórmula** es una expresión simbólica de la composición y la estructura de una sustancia química.

Cada compuesto químico se designa mediante una *fórmula* específica, que contiene los *símbolos* de los elementos que la forman, y unos *subíndices*, que expresan la relación numérica entre los elementos.

Clases de fórmulas		
Nombre	Definición	Ejemplo
Fórmula empírica	Expresa, mediante símbolos y subíndices, la clase de átomos o iones y la proporción en que estos se encuentran en la sustancia química. Se utiliza en compuestos que forman redes cristalinas.	NaCl, SiO ₂
Fórmula molecular	Expresa, mediante símbolos y subíndices, el número y la clase de átomos que forman una molécula de la sustancia química.	CO ₂ , H ₂ O, H ₂ O ₂ , N ₂ O ₄
Fórmula desarrollada	Es una representación que indica la forma de unión de los átomos que constituyen la sustancia química.	
Fórmula estereoquímica	Representa la disposición de los enlaces de una sustancia en el espacio. — Enlace situado en el plano del papel. - - - - - Enlace situado por debajo del plano del papel. / Enlace situado por encima del plano del papel.	

La clase de fórmula elegida para representar un compuesto depende de la complejidad de este. En esta unidad nos centraremos en los *compuestos inorgánicos*, que se identifican por su fórmula empírica o molecular.

Los **compuestos inorgánicos** son todos los compuestos químicos, excepto los del carbono, y, además, el dióxido de carbono, el monóxido de carbono y los carbonatos.

ACTIVIDADES



- Describe el significado de cada una de las fórmulas moleculares de los siguientes compuestos: trióxido de azufre, SO₃; butano, C₄H₁₀; tetraóxido de dinitrógeno, N₂O₄.
- Describe qué indica cada una de las fórmulas empíricas de los siguientes compuestos: bromuro de potasio, KBr; cloruro de magnesio, MgCl₂.
- Justifica si la fórmula del carbono diamante, C, es empírica o molecular. Ten en cuenta que forma una red cristalina tridimensional.

FÍJATE

La fórmula desarrollada, la fórmula estereoquímica y todas las fórmulas que nos indican la manera cómo se unen los átomos o su disposición en el espacio son **fórmulas estructurales**.

2. Número de oxidación de los elementos

En la ley de Proust (1806) se enunció que los elementos químicos se combinan en proporciones definidas y constantes. Esta capacidad de combinación de un átomo con otros, para formar un compuesto, recibió el nombre de *valencia*. En la actualidad, para formular con mayor facilidad, se prefiere utilizar el *número de oxidación*.

➔ **El número de oxidación de un elemento en un compuesto es la carga eléctrica que poseería un átomo de dicho elemento si todo el compuesto del que forma parte estuviera constituido por iones positivos y negativos.**

FIJATE

Valencia química: número entero que expresa la capacidad de combinación de un átomo con otros para formar un compuesto.

Se toma como referencia el átomo de hidrógeno, al que se asigna la valencia 1. De este modo, la valencia de un elemento es el número de átomos de hidrógeno que se combinan con un átomo de dicho elemento.

No debemos confundir el número de oxidación de los átomos con la carga de los iones.

Número de oxidación	Carga iónica
Representa una capacidad de combinación. Se escribe sobre el símbolo del elemento y se indica con un número de la forma $+n$ o $-n$:	Es la carga positiva o negativa, n o $n-$, que adquieren un átomo o un grupo de átomos cuando pierden o ganan electrones. Se escribe a la derecha del símbolo del ion, en la parte superior: Na^+ Ca^{2+} Al^{3+} NO_3^- CO_3^{2-} PO_4^{3-}
$\begin{matrix} +1 & -1 \\ \text{NaCl} \end{matrix}$	
$\begin{matrix} +1 & +6 & -2 \\ \text{H}_2 & \text{SO}_4 \end{matrix}$	

Un mismo elemento, según el compuesto del que forma parte, puede tener varios números de oxidación (tablas 1 y 2). Los números de oxidación destacados en **negrita** son comunes a cada grupo de la Tabla Periódica.

Grupo 1	Grupo 2	Grupo 13	Grupo 14	Grupo 15	Grupo 16	Grupo 17
H +1 , -1	Be } Mg } Ca } +2 Sr } Ba }	B +3 , -3 Al } +3 Ga } In } +1 , +3 Tl }	C +2 , +4 , -4 Si +4 , -4 Ge } Sn } +2 , +4 Pb }	N +1 , +2 , +3 +4 , +5 , -3 P +1 , +3 , +5 , -3 As } +3 , +5 , -3 Sb } Bi +3 , +5	O -2 S } +2 , +4 Se } +6 , -2 Te }	F -1 Cl } +1 , +3 Br } +5 , +7 I } -1

■ Tabla 1. Elementos representativos.

Grupo 3	Grupo 4	Grupo 5	Grupo 6	Grupo 7
Sc } +3 Y } La }	Ti +2 , +3 , +4 Zr } +4 Hf }	V +2 , +3 , +4 , +5 Nb +3 , +4 , +5 Ta +1 , +2 , +4 , +5	Cr +2 , +3 , +6 Mo } +2 , +3 , +4 , +5 , +6 W }	Mn +2 , +3 , +4 , +6 , +7 Re +1 , +2 , +4 , +6 , +7

Grupo 8	Grupo 9	Grupo 10	Grupo 11	Grupo 12
Fe +2 , +3 Ru } +2 , +3 , +4 , +6 , +8 Os }	Co +2 , +3 Rh +2 , +3 , +4 Ir +2 , +3 , +4 , +6	Ni +2 , +3 Pd } +2 , +4 Pt }	Cu +1 , +2 Ag +1 Au +1 , +3	Zn } +2 Cd } Hg +1 , +2

■ Tabla 2. Metales de transición.

2.1. Determinación del número de oxidación

Para determinar el número de oxidación de un elemento en una especie química cualquiera, debemos tener en cuenta las siguientes reglas:

- Los átomos de los elementos que no forman parte de un compuesto químico tienen número de oxidación cero, **0**, incluso cuando forman moléculas o estructuras poliatómicas, como N_2 , hierro...
- El número de oxidación de un ion monoatómico es su propia carga; así, Na^+ tiene un número de oxidación de +1 y Cl^- , -1.
- El **oxígeno** emplea comúnmente el **número de oxidación -2**.
- El **hidrógeno** utiliza habitualmente el **número de oxidación +1**. Solo en los *hidruros* utiliza el número de oxidación -1.
- La **suma algebraica** de todos los **números de oxidación** de los átomos que intervienen en la fórmula de una sustancia neutra debe ser **cero**. En los **iones** poliatómicos esta **suma** debe ser igual a la **carga total**, positiva o negativa, del ion.

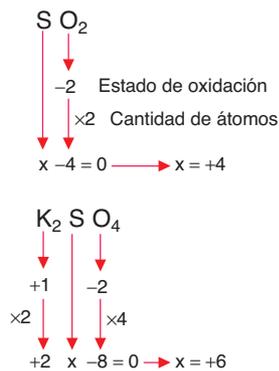
Puesto que el oxígeno y el hidrógeno forman parte de muchos compuestos, la asignación de sus números de oxidación permite determinar el número de oxidación de los otros elementos del compuesto.

Número de oxidación y reacciones químicas

En las reacciones químicas el número de electrones ganados por algunos átomos coincide con el número de electrones cedidos por otros, de modo que el balance total del cambio es cero.

FIJATE

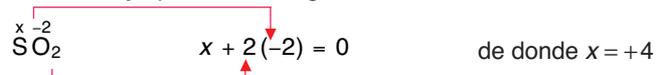
Otra manera para determinar el estado de oxidación de todos los elementos en una sustancia química sería:



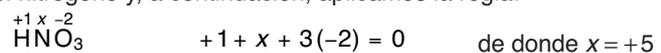
EJEMPLO 1

Determina los siguientes números de oxidación: a) del azufre en el dióxido de azufre, SO_2 ; b) del nitrógeno en el ácido nítrico, HNO_3 ; c) del azufre en el sulfato de potasio, K_2SO_4 ; d) del carbono en el ion carbonato, CO_3^{2-} ; e) del cloro en el ion perclorato, ClO_4^- .

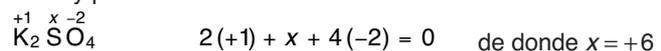
- a) El oxígeno tiene número de oxidación -2, llamamos x al número de oxidación del azufre y aplicamos la regla dada:



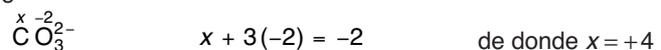
- b) El hidrógeno tiene número de oxidación +1 y el oxígeno, -2. Llamamos x al del nitrógeno y, a continuación, aplicamos la regla:



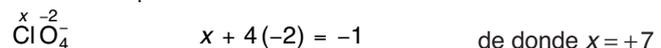
- c) El potasio tiene número de oxidación +1 y el oxígeno, -2. Llamamos x al del azufre y procedemos como antes:



- d) La carga total del ion carbonato es -2. Por tanto:

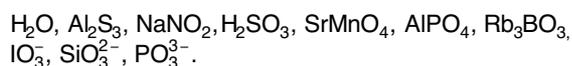


- e) Carga total del ion perclorato: -1



ACTIVIDADES

4. Determina el número de oxidación de cada elemento en las siguientes especies químicas moleculares o iónicas:



5. Determina el número de oxidación del cloro en cada una de las siguientes especies químicas: $AlCl_3$, $LiClO_2$, HCl , $NaClO_3$, ClO^- , ClO_4^- .



3. Elementos

Los elementos químicos tienden a formar compuestos químicos. Sin embargo, los átomos de un mismo elemento pueden unirse también entre ellos. En este caso forman tres tipos de estructuras:

- Gases monoatómicos. Son los gases nobles. Sus fórmulas son He (helio), Ne (neón), Ar (argón), Kr (criptón) y Xe (xenón).
- Moléculas diatómicas, triatómicas o formadas por un pequeño número de átomos. Se formulan indicando el número de átomos que las constituyen: H₂, F₂, P₄, etc.

Fórmula	Nombre común	Nombre sistemático
O ₂	oxígeno	dioxígeno
O ₃	ozono	trioxígeno
S ₈	azufre λ	ciclo-octaazufre
S _n	azufre μ	poliazufre

- Redes cristalinas de átomos. Tienen como fórmula el símbolo del elemento. Por ejemplo: Au (oro), Na (sodio), Ge (germanio), Si (silicio)...

FIJATE

Alótropos o formas alotrópicas: formas cristalinas o moleculares diferentes, formadas por el mismo elemento. Por ejemplo: oxígeno, O₂, y ozono, O₃; fósforo blanco y fósforo rojo...

Tienen propiedades físicas y químicas diferentes.

Prefijos numerales

La cantidad de átomos presentes en la fórmula se expresa mediante los siguientes prefijos numerales:

Uno: Mono-	Cuatro: Tetra-
Dos: Bi-	Cinco: Penta-
Tres: Tri-	...

Iones monoatómicos

Ion positivo o catión: átomo neutro que ha perdido uno o más electrones.

Forman cationes los **metales** porque tienen energía de ionización baja, afinidad electrónica alta y electronegatividad baja.

Para nombrarlo, utilizamos la palabra **ion** y el nombre del elemento.

Na⁺ ion sodio Zn²⁺ ion cinc

Si el elemento forma más de un catión diferente, se indica el número de oxidación en cifras romanas y entre paréntesis.

Cu⁺ ion cobre (I) Cu²⁺ ion cobre (II)
Fe²⁺ ion hierro (II) Fe³⁺ ion hierro (III)

Ion negativo o anión: átomo neutro que ha ganado uno o más electrones.

Forman aniones los **no metales** porque tienen energía de ionización alta, afinidad electrónica baja y electronegatividad alta.

Para nombrarlo, utilizamos la palabra **ion** y la raíz del nombre del elemento con la terminación **-uro**.

Si el elemento es el oxígeno, se nombra como **óxido**.

F⁻ ion fluoruro O²⁻ ion óxido
H⁻ ion hidruro I⁻ ion yoduro
S²⁻ ion sulfuro P³⁻ ion fosforo

ACTIVIDADES

- Formula y da el nombre sistemático de todos los halógenos. Ten en cuenta que forman moléculas similares al flúor, F₂, de nombre sistemático diflúor.
- Utiliza las tablas de la página 255 para formular y nombrar:
 - Los aniones que forman el boro, el silicio, el antimonio y el selenio.
 - Los cationes que pueden formar el cobalto, el níquel y el cadmio.

- Cita y escribe los símbolos de todos los metales del grupo 11.
 - Di si tienen algún número de oxidación común y formula los cationes que podrán formar con este número de oxidación.
- El azufre es uno de los elementos que más alótropos forma. Busca información, nombra los alótropos del azufre mediante su nombre común y sistemático, y descríbelos.

FIJATE

Formulación: escritura de la fórmula de una sustancia química.

Nomenclatura: lectura de una fórmula química.

IUPAC: Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (*International Union of Pure and Applied Chemistry*).

4. Combinaciones binarias

Muchos de los compuestos que conocemos están formados a partir de la combinación de dos elementos. Así ocurre, por ejemplo, con la sal común, compuesta por cloro y sodio, y con el dióxido de carbono, formado por carbono y oxígeno.

En general, estos compuestos se denominan *compuestos binarios*. En ellos, uno de los elementos siempre es un no metal y el otro puede ser un metal o un no metal.

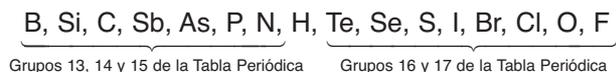
Veamos cómo formularlos y nombrarlos según las normas de la IUPAC.

Formulación de compuestos binarios:

— Escribimos los elementos en orden de electronegatividad creciente:



Así, por ejemplo, si el compuesto está formado por un elemento metálico y otro no metálico, el **metal** se coloca siempre a la **izquierda**. Y si está formado por dos elementos no metálicos, se coloca a la izquierda el elemento que aparece antes en la siguiente lista:

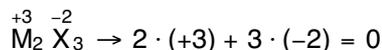


— Escribimos los números de oxidación de cada elemento. Por ejemplo:



— Asignamos a cada elemento el subíndice necesario para que la suma total de los números de oxidación sea **cero**.

Para efectuar esta suma, multiplicamos cada número de oxidación por el número de átomos del elemento en cuestión que contiene la fórmula. A continuación, sumamos todos los resultados obtenidos:



— Escribimos la fórmula definitiva, en la que no deben aparecer ni los números de oxidación ni los subíndices 1:



Nomenclatura de compuestos binarios:

— Escribimos primero la raíz del nombre del **elemento más electronegativo** con la **terminación -uro**. En caso de que este elemento sea el oxígeno, se lee **óxido**.

— A continuación, escribimos el nombre del elemento menos electronegativo. Si solo tiene **un número de oxidación**, no se modifica su nombre y se antepone la palabra **de**:



Si tiene **varios números de oxidación** y, por tanto, puede formar distintos compuestos, estos se nombran de alguna de las tres formas siguientes:

FIJATE

Observa que los compuestos se nombran al revés de cómo se formulan.

FIJATE

Existen varias formas de nomenclatura. Te las ofrecemos. Utiliza la que te aconseje tu profesor o profesora.

Nomenclatura sistemática	Nomenclatura de Stock	Nombre clásico (en desuso)
Se leen los subíndices mediante prefijos numerales (<i>mono-, di-, tri-, tetra-, penta-...</i>) que preceden al nombre de los elementos. El prefijo <i>mono-</i> solo se utiliza si su omisión provoca alguna ambigüedad.	Se indica el número de oxidación, en caso de que tenga más de uno, del elemento más electropositivo con números romanos, entre paréntesis, al final del nombre.	Si el elemento menos electronegativo tiene dos números de oxidación, se nombrará con la terminación -oso cuando utiliza el menor y con -ico cuando utiliza el mayor .
CuF: monofluoruro de cobre SnBr ₂ : dibromuro de estaño FeO: monóxido de hierro Fe ₂ O ₃ : trióxido de dihierro Ni ₂ Se ₃ : triseleniuro de níquel Hg ₃ As ₂ : diarseniuro de trimercurio	CuF: fluoruro de cobre (I) SnBr ₂ : bromuro de estaño (II) FeO: óxido de hierro (II) Fe ₂ O ₃ : óxido de hierro (III) Ni ₂ Se ₃ : seleniuro de níquel (III) Hg ₃ As ₂ : arseniuro de mercurio (II)	CuF: fluoruro cuproso SnBr ₂ : bromuro estannoso FeO: óxido ferroso Fe ₂ O ₃ : óxido férrico Ni ₂ Se ₃ : seleniuro niquélico Hg ₃ As ₂ : arseniuro mercúrico

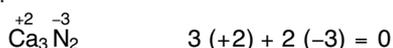
EJEMPLO 2

Formula y nombra los compuestos binarios formados por: a) calcio y nitrógeno; b) azufre (IV) y oxígeno; c) yodo y estroncio; d) níquel (III) y oxígeno; e) cinc y nitrógeno.

a) Determinamos el elemento menos electronegativo y el más electronegativo. Menos electronegativo: Ca (+2); más electronegativo: N (-3).

Escribimos los elementos con sus números de oxidación: $\overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-3}{\text{N}}$

Escribimos los subíndices necesarios y comprobamos que la suma de los números de oxidación es 0:

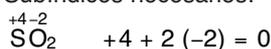


Fórmula: Ca₃N₂; nombre: nitruro de calcio.

b) Elemento menos electronegativo: S (+4); elemento más electronegativo: O (-2).

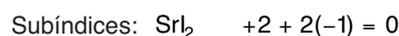
— Escribimos los elementos con sus números de oxidación: $\overset{+4}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}$

— Subíndices necesarios:



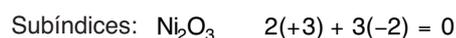
Fórmula: SO₂; nombre: dióxido de azufre u óxido de azufre (IV).

c) Elementos: I(-1) y Sr(+2) $\Rightarrow \overset{+2}{\text{Sr}}\overset{-1}{\text{I}}$



Fórmula: SrI₂; nombre: yoduro de estroncio.

d) Elementos: Ni(+3) y O(-2) $\Rightarrow \overset{+3}{\text{Ni}}\overset{-2}{\text{O}}$



Fórmula: Ni₂O₃; nombre: trióxido de níquel u óxido de níquel (III).

e) Elementos: N(-3) y Zn(+2) $\Rightarrow \overset{+2}{\text{Zn}}\overset{-3}{\text{N}}$



Fórmula: Zn₃N₂; nombre: nitruro de cinc.

ACTIVIDADES

- Formula y nombra los compuestos formados por: a) plata y yodo; b) magnesio y cloro; c) hierro (III) y selenio; d) mercurio (II) y nitrógeno; e) manganeso (III) y oxígeno; f) estaño (IV) y flúor.
- Nombra los siguientes compuestos: KBr; CdS; Sr₃N₂; Li₄C; Ga₂O₃; KI; Mg₃P₂; GaN; Rb₂Te y ZnS.
- Nombra los siguientes compuestos mediante la nomenclatura sistemática y la de Stock: CuCl₂; PtI₄; Co₂S₃; TiO₂; P₂O₃; PbSe₂; MnF₆; Au₂S₃; Cr₂O₃; CuCl; FeBr₂; FeBr₃; Co₂O₃; SnO; SnO₂; SnTe; Sn₃N₄; Ni₂C y La₂Se₃.
- Formula los siguientes compuestos: seleniuro de níquel (III); pentaseleniuro de dinitrógeno; nitruro de cadmio; tribromuro de talio; carburo de cinc; siliciuro de níquel (III); fluoruro de indio (III); arseniuro de hierro (III); óxido de boro y cloruro de escandio.
- Nombra los siguientes compuestos: MgCl₂; Be₂C; CuO; CoF₃; ZrS₂; Ga₂Se₃; Tl₂Te; GeCl₂; NiCl₃; CS₂; Na₃As.

Nombre clásico

No acostumbra a utilizarse para compuestos binarios en ámbitos científicos.

Sin embargo, todavía existen algunas empresas que empaquetan sus productos con los nombres clásicos.

Hidrácidos y oxoácidos

Son sustancias ácidas, ya que dan lugar a iones hidrógeno, H^+ , en disolución acuosa.

Por ejemplo:



Sus características principales son:

- Tener sabor agrio o ácido.
- Conducir la electricidad en disolución acuosa.
- Modificar el color de los indicadores.
- Reaccionar con algunos metales desprendiendo hidrógeno.
- Reaccionar con las bases dando sales.

FÍJATE

Los nombres comunes de los compuestos padecen pequeñas variaciones a lo largo del tiempo, pero en el ámbito químico se siguen nombrando como se hacía antiguamente. Es el caso del fosfano que antiguamente se llamaba fosfina, o el estibano que se nombraba como estibina.

4.1. Combinaciones binarias con hidrógeno

Estas combinaciones se clasifican en función del número de oxidación del hidrógeno y de las características de los compuestos resultantes.

Aunque se formulan y se nombran de manera semejante al resto de los compuestos binarios, tienen características especiales.

Hidrácidos

Los halógenos (F, Cl, Br y I) y los calcógenos (S, Se y Te) forman un importante grupo de compuestos con el hidrógeno, caracterizados por tener **propiedades ácidas** en disolución acuosa.

En estos compuestos, el hidrógeno es el elemento menos electronegativo y actúa con número de oxidación +1. Se formulan y se nombran como compuestos binarios si se encuentran en estado gas, pero se nombran como ácidos si están en disolución acuosa.

Fórmula	Nombre sistemático	En disolución acuosa	Nombre común
HF	Fluoruro de hidrógeno	Ácido fluorhídrico	Fluorano ^a
HCl	Cloruro de hidrógeno	Ácido clorhídrico	Clorano ^a
H ₂ S	Sulfuro de (di)hidrógeno	Ácido sulfhídrico	Sulfano ^a
H ₂ Se	Seleniuro de (di)hidrógeno	Ácido selenhídrico	Selano ^a

^a En los grupos 16 y 17 se usan habitualmente el nombre sistemático y el nombre en disolución. Tienen un nombre común para seguir con la norma de los compuestos de hidrógeno con los otros no metales.

Hidrógeno con otros no metales

Son las combinaciones binarias del hidrógeno con los no metales nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio, carbono, silicio, etc. En ellas, el hidrógeno actúa con número de oxidación -1 y los no metales, con número de oxidación positivo.

Fórmula	Nombre común	Nombre sistemático	Fórmula	Nombre común	Nombre sistemático
NH ₃	Amoníaco	Trihidruro de nitrógeno	CH ₄	Metano	Metano
PH ₃	Fosfano	Trihidruro de fósforo	SiH ₄	Silano	Tetrahidruro de silicio
AsH ₃	Arsano	Trihidruro de arsénico	GeH ₄	Germano	Tetrahidruro de germanio
SbH ₃	Estibano	Trihidruro de antimonio	BH ₃	Borano	Trihidruro de boro

Cianuros

Son compuestos formados por el ion cianuro, CN^- , y un elemento poco electronegativo.

Se consideran similares a los compuestos formados por los haluros y se formulan y nombran de la misma manera.

AgCN: **cianuro** de plata

Fe(CN)₂: **dicianuro** de hierro o **cianuro** de hierro (II)

HCN: **cianuro** de hidrógeno

HCN (aq): **ácido cianhídrico**

Hidruros metálicos

Son las combinaciones binarias del hidrógeno con metales. En ellas, el hidrógeno actúa con número de oxidación -1 y la mayoría de los metales actúa siempre con un único número de oxidación.



ACTIVIDADES

15. Formula los siguientes compuestos: fosfano; hidruro de estroncio; hidruro de estaño (IV); ácido clorhídrico; ácido telurhídrico; hidruro de cesio; fluoruro de hidrógeno; estibano, trihidruro de arsénico; hidruro de berilio; agua.
16. Nombra los siguientes compuestos: MgH_2 ; AlH_3 ; PbH_4 ; HBr ; HF (aq); H_2Se (aq); NH_3 ; KH ; BaH_2 ; CH_4 y KCN .

5. Hidróxidos

Existen compuestos con propiedades básicas que, sin ser binarios, tienen una formulación y una nomenclatura similares. Se trata de los *hidróxidos*. Estos están formados por la combinación del anión hidróxido, OH⁻, con un catión metálico.

Para **formularlos**, tenemos en cuenta que el OH⁻ es el componente más electronegativo y tiene carga neta -1. Si el metal tiene como número de oxidación +1, no es necesario poner subíndices. Y si tiene como número de oxidación +2, +3..., se coloca el grupo OH entre paréntesis y se le asigna el subíndice 2, 3... respectivamente.

Para **nombrarlos** utilizaremos la misma nomenclatura que para los compuestos binarios. Escribiremos **hidróxido de** y el nombre del metal.

NaOH: hidróxido de sodio

Ca(OH)₂: hidróxido de calcio

Si el metal tiene más de un número de oxidación, utilizaremos cualquiera de las tres formas que ya conocemos.

Fórmula	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura de Stock	Nombre clásico (en desuso)
Fe(OH) ₃	Trihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (III)	Hidróxido férrico
Sn(OH) ₂	Dihidróxido de estaño	Hidróxido de estaño (II)	Hidróxido estannoso

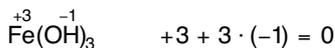
EJEMPLO 3

Formula y nombra el hidróxido a que da lugar el hierro con número de oxidación +3.

- Escribimos el elemento menos electronegativo y, a continuación, el ion hidróxido. Añadimos el número de oxidación o la carga de ambos:



- El elemento metálico tiene número de oxidación +3. Para que la suma total de los números de oxidación sea cero, debemos tener tres iones OH⁻:



Fórmula: Fe(OH)₃; nombre: trihidróxido de hierro o hidróxido de hierro (III).

ACTIVIDADES

- Formula y nombra el hidróxido de escandio y el hidróxido que forma el cromo con número de oxidación +6.
- Nombra los siguientes compuestos:
Al(OH)₃; Cr(OH)₂; KOH; Hg₂(OH)₂; Sn(OH)₄; Ge(OH)₄; Ce(OH)₃; Pd(OH)₂
- Formula los siguientes compuestos:
Hidróxido de cromo (III) Hidróxido de platino (II) Hidróxido de titanio (IV)
Hidróxido de magnesio Hidróxido de torio (IV) Hidróxido de aluminio
- Investiga los usos y las características del hidróxido de sodio, y redacta un informe en el que se relacionen sus propiedades con sus aplicaciones.

Hidróxidos

Son sustancias básicas, ya que dan lugar a iones hidróxido, OH⁻, en disolución acuosa.

Por ejemplo:



Sus características principales son:

- Tener sabor amargo.
- Conducir la electricidad en disolución acuosa.
- Modificar el color de los indicadores.
- No reaccionar, en general, con los metales.
- Reaccionar con los ácidos dando sales.

Peróxidos

Son compuestos parecidos a los óxidos en los que el oxígeno actúa con número de oxidación -1.

Esto ocurre porque existe un enlace oxígeno-oxígeno, de manera que se forma el ion peróxido, O₂²⁻.

Su formulación es similar a la de los compuestos binarios y se nombran habitualmente mediante nomenclatura de Stock:

H₂O₂: peróxido de hidrógeno

ZnO₂: peróxido de cinc

Cu₂O₂: peróxido de cobre (II)

Observad que no es lo mismo Cu₂O₂ que CuO, ya que el segundo es el óxido de cobre (II). Por eso, no pueden simplificarse los peróxidos.

Agua oxigenada

Nombre habitual del peróxido de hidrógeno, H₂O₂. Es un líquido más denso que el agua, que se descompone lentamente en presencia de luz formando H₂O y O₂.

Se utiliza como agente de blanqueado y como antiséptico.



Sufijos (-oso, -ico) y prefijos (hipo-, per-)

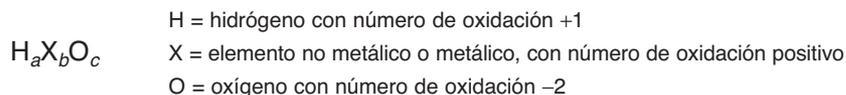
En los elementos con más de dos números de oxidación se utilizan los prefijos **hipo-** y **per-** además de las terminaciones **-oso** e **-ico**.

Prefijo **hipo-** y sufijo **-oso**: indica un estado de oxidación menor que el asignado a la terminación **-oso**.

Prefijo **per-** y sufijo **-ico**: indica un estado de oxidación mayor que el asignado a la terminación **-ico**.

6. Oxoácidos

Las combinaciones binarias del hidrógeno con halógenos y calcógenos son ácidos (excepto el agua, H₂O). Otros compuestos con propiedades ácidas, caracterizados por contener oxígeno en la molécula, son los **oxoácidos**. Estos responden a la siguiente fórmula general:



Se clasifican y se nombran según el número de oxidación del átomo central. En los oxoácidos más comunes, el átomo central es un **no metal** con **subíndice 1**.

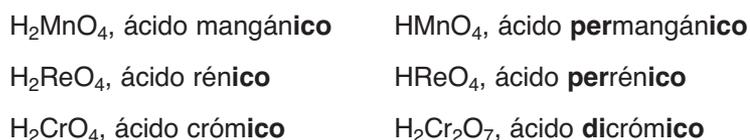
Grupo	N.º de oxidación	Nomenclatura tradicional de oxoácidos		
17 (Cl, Br, I)	+1	HClO, ácido hipocloroso	HBrO, ácido hipobromoso	HIO, ácido hipoyodoso
	+3	HClO ₂ , ácido cloroso	HBrO ₂ , ácido bromoso	HIO ₂ , ácido yodoso
	+5	HClO ₃ , ácido clórico	HBrO ₃ , ácido brómico	HIO ₃ , ácido yódico
	+7	HClO ₄ , ácido perclórico	HBrO ₄ , ácido perbrómico	HIO ₄ , ácido peryódico H ₅ IO ₆ , ácido ortoperyódico
16 (S, Se, Te)	+4	H ₂ SO ₃ , ácido sulfuroso H ₂ S ₂ O ₅ , ácido disulfuroso	H ₂ SeO ₃ , ácido selenioso	H ₂ TeO ₃ , ácido teluroso
	+6	H ₂ SO ₄ , ácido sulfúrico H ₂ S ₂ O ₇ , ácido disulfúrico	H ₂ SeO ₄ , ácido selénico	H ₂ TeO ₄ , ácido telúrico H ₆ TeO ₆ , ácido ortotelúrico
15 (N, P, As)	+1	H ₂ N ₂ O ₂ , ácido hiponitroso	HPO ₃ , ácido metafosfórico H ₃ PO ₄ , ácido ortofosfórico ^a	
	+3	HNO ₂ , ácido nitroso	H ₂ PHO ₃ (H ₃ PO ₃), ácido fosforoso o ácido fosfónico	H ₃ AsO ₃ , ácido arsenioso
	+5	HNO ₃ , ácido nítrico	HPO ₃ , ácido metafosfórico H ₃ PO ₄ , ácido ortofosfórico	H ₃ AsO ₄ , ácido arsénico
14 (C, Si)	+4	H ₂ CO ₃ , ácido carbónico	H ₂ SiO ₃ , ácido metasilícico H ₄ SiO ₄ , ácido ortosilícico	
13 (B)	+3	HBO ₂ , ácido metabórico H ₃ BO ₃ , ácido ortobórico		

^a El ortofosfórico es el ácido más habitual del fósforo; por ello, en el ámbito científico se nombra como ácido fosfórico.

Prefijos meta- y orto-

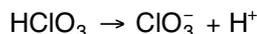
Algunos ácidos solo difieren en el contenido de agua; en esos casos se les añade el prefijo **meta-**, si tienen menos aguas, o el prefijo **orto-**, si contienen más.

Si el elemento central del oxoácido es un metal, se trata de un metal de transición con un número de oxidación elevado. Por ejemplo:



6.1. Oxoaniones

Los ácidos se disocian al disolverse en agua. En este proceso cada átomo de hidrógeno del ácido se separa y cede su electrón al resto de la molécula, que se convierte en un anión. Por ejemplo:



Para nombrar estos aniones se procede de la siguiente manera:

- El nombre **ácido** se sustituye por el nombre **ion**.
- La terminación **-oso** del ácido se transforma en **-ito**.
- La terminación **-ico** del ácido se transforma en **-ato**.

Los prefijos *hipo-*, *per-*, *meta-* u *orto-* del ácido se mantienen en el anión.



Además de la nomenclatura tradicional, la IUPAC propone en las normas 2005 dos nomenclaturas para los oxoácidos:

- La **nomenclatura de adición** se basa en la estructura de los ácidos. Se nombran de diferente forma los oxígenos que están unidos a los hidrógenos ácidos (**hidroxido**) que los oxígenos unidos únicamente al elemento central (**óxido**). Cada uno de estos nombres se acompaña de los prefijos pertinentes: di-, tri-, tetra-... y se nombran por orden alfabético seguidos del nombre del átomo central.

Prefijo-hidroxido-prefijo-óxido-ELEMENTO CENTRAL

Ejemplo: H_2SO_4 $\text{SO}_2(\text{OH})_2$ dihidroxidodioxidoazufre

- La **nomenclatura de hidrógeno** se basa en nombrar con un prefijo: di-, tri-, tetra-... los hidrógenos del ácido, seguido del nombre de adición del anión terminado en «-ato» entre paréntesis y unido sin espacios a la palabra «hidrogeno».

Prefijo-hidrogeno(prefijo-óxido-ELEMENTO CENTRAL-ato)

Ejemplo: H_2SO_4 dihidrogeno(tetraóxidosulfato)



En la página www.estudioencasa.com/actividad/quimica/formulacion/formula3.htm puedes practicar con los nombres y fórmulas de los oxoácidos.

Reglas para ayudar a formular oxoácidos

En la nomenclatura tradicional las terminaciones o sufijos **-oso** y **-ico** y los prefijos **hipo-** y **per-** nos informan del número de oxidación del elemento central.

Los prefijos **meta-** y **orto-** indican la existencia de menos o más hidrógenos y oxígenos.

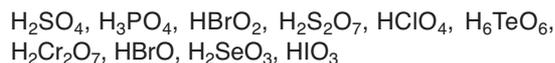
El prefijo **di-** se utiliza cuando el número de átomos del elemento central es el doble de lo esperado.

En los ácidos que no utilizan el prefijo **di-** se cumple que:

- Si el número de oxidación del elemento central es impar, el número de hidrógenos en la fórmula ha de ser impar.
- Si el número de oxidación del elemento central es par, el número de hidrógenos en la fórmula tiene que ser par.

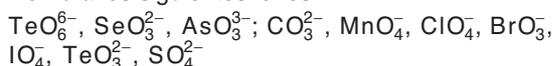
ACTIVIDADES

21. Formula y nombra, respectivamente, los siguientes ácidos: ácido hipoyodoso, ácido fosforoso o fosfónico, ácido sulfuroso, ácido arsénico y ácido nítrico.



22. Formula los siguientes iones: ion cromato, ion nitrato, ion nitrito, ion ortoperiodato, ion clorato, ion disulfato, ion bromito, ion ortofosfato e ion ortosilicato.

23. Nombra los siguientes iones:



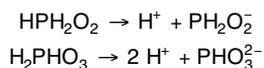
24. Formula el ácido de cloro con número de oxidación +3 y el de nitrógeno con número de oxidación +5.

25. Formula los siguientes ácidos: ácido sulfuroso, ácido ortosilícico, ácido bromoso, ácido hipobromoso, ácido hipofosforoso.

Ácidos del fósforo

La manera de escribir el ácido hipofosforoso o *ácido fosfínico*, $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_4$, y el ácido fosforoso o *ácido fosfónico*, $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_5$, nos indica que el primero solo tiene un hidrógeno ácido y que el segundo solo tiene dos hidrógenos ácidos.

Así, en disolución acuosa:



FIJATE

El **ion amonio**, NH_4^+ , es un catión monopositivo que deriva del amoníaco, NH_3 .

Óxidos dobles

El dióxido doble de magnesio y potasio, K_2MgO_2 , es un **óxido doble**, insoluble en agua.

Un óxido doble contiene dos metales de número de oxidación bajo.

Sus cationes se formulan y se nombran por orden alfabético si son diferentes, y por orden de aumento de número de oxidación si son del mismo elemento:

AuKO_2 : dióxido de oro (III) y potasio

Fe_3O_4 [$\text{Fe}(\text{II})\text{Fe}(\text{III})_2\text{O}_4$]: tetraóxido de hierro (II)-dihierro (III)

Para no confundirlos con sales ternarias de metales de transición, observa que estas contienen un metal con bajo número de oxidación y un metal de transición con un número de oxidación alto.

7. Sales

Llamamos **sales** a los compuestos que son el resultado de la unión de un **catión** cualquiera con un **anión** distinto de H^- , OH^- y O^{2-} .

La mayoría de las combinaciones binarias de un metal con un no metal son sales. Así tenemos, por ejemplo, el cloruro de sodio y el sulfuro de potasio:

NaCl contiene el catión Na^+ y el anión Cl^-

K_2S contiene el catión K^+ y el anión S^{2-}

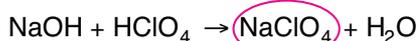
Muchas de ellas pueden considerarse el resultado de la reacción de un hidróxido con un ácido. Por ejemplo, si hacemos reaccionar un hidróxido con un hidrácido, obtenemos una sal binaria y agua:



Este tipo de reacciones se llaman reacciones de neutralización y se verán con más detalle más adelante.

7.1. Sales ternarias

Al hacer reaccionar (neutralizar) un hidróxido con un oxoácido obtenemos una **sal ternaria** y agua:



En general, una sal ternaria está formada por un elemento metálico o un ion poliatómico positivo y un anión procedente de un oxoácido.

Formulación de una sal ternaria:

— Escribimos primero el catión y después el anión.

Por ejemplo: $\text{M}^{3+} \text{XO}_4^-$

— Asignamos a cada ion el subíndice necesario para que la suma total de los números de oxidación o de las cargas sea **cero**:



— Escribimos la fórmula definitiva, en la que no deben aparecer ni números de oxidación, ni cargas, ni los subíndices 1:



Nomenclatura de una sal ternaria:

— Escribimos primero el nombre del anión y, a continuación, el nombre del catión precedido por **de**:

$\text{Ba}(\text{IO}_4)_2$: **periyodato** de bario $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$: **sulfato** de amonio

ZnCrO_4 : **cromato** de cinc Na_2PHO_3 : **fosfonato** de sodio

Si el catión tiene más de un número de oxidación, este se indica al final del nombre del compuesto en cifras romanas y entre paréntesis.

$\text{Fe}(\text{IO})_2$: **hipoyodito** de hierro (II)

$\text{Fe}(\text{IO})_3$: **hipoyodito** de hierro (III)

Hg_4SiO_4 : **ortosilicato** de mercurio (I)

Hg_2SiO_4 : **ortosilicato** de mercurio (II)

$\text{Sn}_3(\text{PO}_4)_2$: **ortofosfato** de estaño (II)

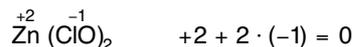
$\text{Sn}_3(\text{PO}_4)_4$: **ortofosfato** de estaño (IV)

EJEMPLO 4

Formula el hipoclorito de cinc y el ortofosfato de hierro (II).

a) Escribimos las especies: $\overset{+2}{\text{Zn}} \overset{-1}{(\text{ClO})}$

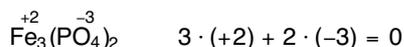
— Asignamos subíndices y comprobamos que la suma de números de oxidación es cero:



Fórmula: $\text{Zn}(\text{ClO})_2$

b) Escribimos las especies: $\overset{+2}{\text{Fe}} \overset{-3}{(\text{PO}_4)}$

— Asignamos subíndices y comprobamos que la suma de los números de oxidación es cero:



Fórmula: $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$

Sales hidratadas

Son aquellas que en estado sólido contienen agua de cristalización. Se formulan escribiendo la sal, un punto volado y la cantidad de moléculas de agua. Para nombrarlas se añade el término *agua* al nombre de la sal, mediante un guion, y se indican, entre paréntesis, las proporciones de cada constituyente. Ejemplos:

$\text{CaCl}_2 \cdot 8 \text{H}_2\text{O}$	Cloruro de calcio -agua (1/8)
$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$	Nitrato de cromo (III) -agua (1/6)
$8 \text{K}_2\text{S} \cdot 46 \text{H}_2\text{O}$	Sulfuro de potasio -agua (8/46)

7.2. Sales ácidas

Llamamos **sales ácidas** a las que proceden de la sustitución parcial de los átomos de hidrógeno de los oxoácidos. En principio, pueden formar sales ácidas todos los ácidos que poseen más de un hidrógeno.

Para formular y nombrar las sales ácidas procederemos como en las sales neutras, pero añadiremos el prefijo **hidrogeno-** o **dihidrogeno-** al nombre del anión.

Ácido	Anión ácido	Sal ácida
H_2CO_3 , ácido carbónico	HCO_3^- , ion hidrogenocarbonato	$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, hidrogenocarbonato de calcio
H_2SO_3 , ácido sulfuroso	HSO_3^- , ion hidrogenosulfito	KHSO_3 , hidrogenosulfito de potasio
H_2SO_4 , ácido sulfúrico	HSO_4^- , ion hidrogenosulfato	$\text{Cu}(\text{HSO}_4)_2$, hidrogenosulfato de cobre (II)
H_3PO_4 , ácido ortofosfórico	HPO_4^{2-} , ion hidrogenofosfato	$\text{Al}_2(\text{HPO}_4)_3$, hidrogenofosfato de aluminio
H_3PO_4 , ácido ortofosfórico	H_2PO_4^- , ion dihidrogenofosfato	$\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, dihidrogenofosfato de magnesio
H_2S , ácido sulfhídrico	HS^- , ion hidrogenosulfuro	NaHS , hidrogenosulfuro de sodio

ACTIVIDADES

26. Nombra las siguientes sales:

KClO	NaBrO	$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$
$\text{Cu}(\text{BO}_2)_2$	NaBrO_2	$\text{Ti}_2(\text{CO}_3)_3$
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	Rb_3PO_4	$(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$
LiClO_3	$\text{Fe}(\text{IO}_3)_2$	$\text{Ga}_2(\text{SiO}_3)_3$
$\text{Ca}_5(\text{IO}_6)_2$	BeS_2O_5	CuSO_4
ZnHPO_4	$\text{Ca}(\text{HS})_2$	$\text{Mn}(\text{HTeO}_3)_2$
$\text{Sc}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$	$\text{Au}(\text{HSO}_3)_3$	$\text{Co}(\text{HCO}_3)_2$
Li_2HBO_3	MgH_2SiO_4	Na_2SO_4

27. Formula las siguientes sales:

Fosfato de germanio (II), hipoclorito de cesio, manganato de talio (III), fosfato de hierro (III), clorato de potasio, sulfito de níquel (II), hiponitrito de estroncio, nitrato de plata, seleniato de cadmio, nitrato de cobre (II), yodato de rubidio y sulfato de magnesio.

Dihidrogenofosfato de mercurio (II), hidrogenosulfito de lantano, hidrogenocarbonato de bario, hidrogenofosfato de estaño (IV), hidrogenocarbonato de estroncio, hidrogenosulfato de aluminio y dihidrogenofosfato de talio (III).

Para deducir la *fórmula molecular* del compuesto es necesario conocer su *masa molecular* y compararla con la masa de su *fórmula empírica*.

La **composición centesimal** se obtiene al analizar la *composición en masa de un compuesto* en el laboratorio. A partir de ella, siguiendo el mismo razonamiento anterior y realizando los cálculos a la inversa, puede calcularse la *fórmula empírica* del compuesto.

La **masa molecular** de una sustancia se determina experimentalmente a partir de alguna *propiedad física*.

8. Composición centesimal de un compuesto

La proporción del número de átomos de cada elemento que constituyen un compuesto queda reflejada en su fórmula. A partir de ella es muy sencillo calcular la proporción entre las masas de los elementos, expresada en tanto por ciento, que se conoce como *composición centesimal*.



La **composición centesimal** de cada elemento en un compuesto representa las unidades de masa de cada elemento que hay en 100 unidades de masa del compuesto.

La *composición centesimal* y la *fórmula empírica* son dos maneras de expresar la composición de un compuesto: mientras que la *composición centesimal* indica la proporción de las masas de los elementos, la *fórmula empírica* informa de la proporción entre los átomos. Ambas están directamente relacionadas y, a partir de una de ellas, puede calcularse fácilmente la otra.

EJEMPLO 5

El análisis de un compuesto formado por carbono e hidrógeno mostró una composición centesimal de 17,34 % de hidrógeno y 82,66 % de carbono. Deduce la fórmula empírica del compuesto y su fórmula molecular sabiendo que su masa molecular es 58,12 u.

– Datos: H = 17,34 % C = 82,66 % M = 58,12 u

– La composición centesimal indica que en 100 g del compuesto hay 17,34 g de hidrógeno y 82,66 g de carbono. A partir de ella, calcularemos los moles de cada elemento que intervienen y la proporción relativa en que lo hacen.

$$n(\text{H}) = 17,34 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{1,008 \text{ g}} = 17,20 \text{ moles H}$$

$$n(\text{C}) = 82,66 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{12 \text{ g}} = 6,88 \text{ moles C}$$

La relación entre los átomos es igual a la relación molar. Por tanto:

$$\frac{\text{átomos de H}}{\text{átomos de C}} = \frac{n(\text{H})}{n(\text{C})} = \frac{17,20}{6,88}$$

Para encontrar valores enteros, dividimos los moles de cada elemento por el menor de ellos, en este caso 6,88.

$$\text{Hidrógeno: } \frac{17,20}{6,88} = 2,5 \quad \text{Carbono: } \frac{6,88}{6,88} = 1$$

Los valores obtenidos no son enteros, pero si los multiplicamos por 2, conseguimos que lo sean. Así:

$$\text{Hidrógeno: } 2,5 \cdot 2 = 5 \quad \text{Carbono: } 1 \cdot 2 = 2$$

$$\frac{\text{átomos de H}}{\text{átomos de C}} = \frac{n(\text{H})}{n(\text{C})} = \frac{17,20}{6,88} = \frac{2,5}{1} = \frac{5}{2}$$

La fórmula empírica es **C₂H₅**.

– La masa fórmula correspondiente a la fórmula empírica es:

$$M. \text{ fórmula } (\text{C}_2\text{H}_5) = 2 \cdot 12,01 \text{ u} + 5 \cdot 1,008 \text{ u} = 29,06 \text{ u}$$

Como la masa molecular es igual a 58,12 u, significa que en una molécula existe *el doble de átomos que en la fórmula empírica*.

En consecuencia, la fórmula molecular del compuesto será **C₄H₁₀**. Se trata del butano.

ACTIVIDADES

28. Responde razonadamente si puede emplearse el término *masa molecular* en cada uno de los compuestos siguientes:

– Agua, H₂O; cloruro de sodio, NaCl; dióxido de silicio, SiO₂; carbonato de calcio, CaCO₃; ácido fluorhídrico, HF; glucosa, C₆H₁₂O₆.

29. Al analizar 7,235 g de un compuesto se obtuvieron 0,148 g de H, 2,362 g de S y 4,725 g de O. Calcula su fórmula empírica.

Sol.: H₂SO₄

30. Calcula la composición centesimal del butano, C₄H₁₀.

Sol.: 82,66 %, 17,34 %

31. Una muestra de 2,24 g de un óxido de cobre está formada por 1,99 g de Cu y 0,25 g de O. Calcula su fórmula empírica.

Sol.: Cu₂O

32. Calcula la fórmula empírica de un compuesto cuya composición centesimal es: 38,71 % Ca, 20 % P y 41,29 % O.

Sol.: Ca₃(PO₄)₂

Elementos y compuestos químicos

Nomenclatura

La palabra con la que se designa el agua ha sido pronunciada durante miles de años en todos los idiomas y de forma muy distinta. Sin embargo, cualquier químico la llamará H_2O . El lenguaje de la Química facilita la comprensión entre los científicos.

El primer intento de sistematizar los nombres de las sustancias químicas lo protagonizaron varios químicos franceses, entre los que destaca Lavoisier. Publicaron su sistema en 1787, en el libro titulado *Método de nomenclatura química*.

En 1808, J. Dalton propuso un sistema de escritura abreviada en el que los elementos se simbolizaban mediante pequeños círculos que contenían puntos, rayas o letras. Los compuestos se representaban repitiendo tantas veces cada símbolo como átomos de ese elemento tuviera la fórmula.

Fue un sistema poco práctico que quedó superado en 1814 cuando Berzelius elaboró el sistema actual.

Descubrimiento

El oro, el azufre, la sal, el agua... son sustancias conocidas desde la Antigüedad. Sin embargo, la diferencia entre elemento y compuesto no quedó clara hasta el siglo XIX.

La identificación de los elementos químicos con su número atómico permitió determinar aquellos que faltaban por descubrir. El último de los 90 elementos naturales fue hallado en 1940 y, desde 1937, se han fabricado 20 elementos artificiales nuevos. Y se esperan más en el futuro.

Aplicaciones

En 1794 un químico finlandés llamado J. Gadolin encontró un nuevo elemento, el *itrio*, mientras estudiaba un raro mineral procedente de la localidad sueca de Ytterby.

Durante muchos años, decenas de químicos laboriosos dedicaron su tiempo al descubrimiento de todas las *tierras raras*, elementos semejantes al itrio. Para muchos, su trabajo carecía de interés práctico.

Sin embargo, las aplicaciones de estos elementos son muy importantes en la actualidad. Además, aunque les llamemos *tierras raras*, muchos son más abundantes que el oro, la plata o el mercurio en la corteza terrestre.

Por ejemplo, el *cerio* y el *erbio* se utilizan en aleaciones metálicas muy apreciadas; el *neodimio*, el *holmio* y el *disproso* son componentes de cristales de láser; el *samario* forma parte de los más potentes imanes permanentes...

De la misma manera, se ha encontrado utilidad práctica a muchos compuestos, a medida que se han descubierto o sintetizado.

Por ejemplo, la aparición de nuevos materiales más baratos, con propiedades magnéticas más potentes, ha permitido aplicarlos a motores, dispositivos electroacústicos y de telecomunicaciones, instalaciones de resonancia magnética nuclear, en la fabricación de corazones artificiales y de marcapasos, en los modernos trenes de levitación magnética...



33. Explica por qué el litio tiene una energía de ionización mayor que el cesio y cómo puede afectar esto a su facilidad para formar enlaces.
— Compara sus afinidades electrónicas.
34. Explica cuándo un elemento es electropositivo y cuándo es electronegativo, y cómo varía la electronegatividad con el número atómico.
35. Cita las características de la electronegatividad del flúor.
36. Di quién presenta mayor carácter metálico: el berilio o el bario.
— Justifica tu respuesta.
37. Escribe la configuración electrónica del litio y justifica su número de oxidación.
38. Di con qué número de oxidación actúa el oxígeno y justifícalo mediante su configuración electrónica.
39. Escribe la estructura electrónica del sodio y del calcio. A continuación, di cuáles serán sus números de oxidación.
40. Describe el significado de las siguientes fórmulas moleculares: CO_2 , Cr_2O_3 , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
— Nombra los dos primeros compuestos y clasifícalos.
41. Describe el significado de las fórmulas de los compuestos iónicos NaI y SrF_2 .
— Nómbralos y clasifícalos.
42. Determina el número de oxidación del manganeso en cada una de las siguientes especies químicas:
 Mn_2O_3 , MnO_2 , MnCl_2 , LiMnO_4 , MnO_4^{2-}
43. Determina el número de oxidación de cada uno de los elementos presentes en las siguientes especies químicas:
 Na_2O_2 CaCrO_4 CaMnO_4 H_2SeO_3
 CuNO_2 IO_3^- SiO_3^{2-} AsO_4^{3-}
44. Cita los elementos de la Tabla Periódica que forman iones monoatómicos positivos.
45. Nombra los siguientes compuestos binarios:
- | | | | |
|--------------------------|--------------------------|----------------------------|--------------------------|
| AlN | Cu_3N_2 | SnCl_4 | NH_3 |
| Mn_2O_3 | BH_3 | AuF_3 | HgI_2 |
| PbTe_2 | Al_2Se_3 | H_2Te | SnH_4 |
| HBr | HBr (aq) | $(\text{NH}_4)_2\text{Se}$ | B_2Te_3 |
| Hg_2Cl_2 | H_2Se | VCl_5 | HgSe |
| Ag_4C | Li_2O | Mg_3P_2 | Fe_4Si_3 |
46. Formula los siguientes compuestos binarios:
- | | |
|---------------------------|-------------------------|
| Bromuro de cinc | Arseniuro de oro (III) |
| Siliciuro de calcio | Tricloruro de cobalto |
| Yoduro de amonio | Hidruro de cinc |
| Carburo de rubidio | Yoduro de platino (IV) |
| Trisulfuro de dimanganeso | Teluro de mercurio (II) |
| Trióxido de azufre | Óxido de cinc |
| Óxido de hierro (III) | Seleniuro de oro (III) |
| Hidruro de boro | Yoduro de cobre (II) |
| Seleniuro de cobre (II) | Sulfuro de litio |
| Óxido de cobre (I) | Teluro de hierro (II) |
| Cianuro de estaño (IV) | Óxido de galio |
| Hidruro de plata | Fosfuro de níquel (II) |
| Pentaóxido de difósforo | Cloruro de níquel (II) |
| Fluoruro de estaño (II) | Nitruro de amonio |
47. Elige las fórmulas que sean correctas:
- | | | | |
|-----------------|-----------------------|-------------------------|------------------------|
| NaO | NaO_2 | ClH_2 | KBr_2 |
| KCl | SH | FeCl_2 | CaO |
| FeCl_3 | CoAs | Al_2S_3 | Cl_3Fe |
| NaS | Na_2S | SnO_2 | SnO |
- Corrige las fórmulas incorrectas.
48. Formula y nombra un compuesto de:
- Sodio y azufre
 - Magnesio y azufre
 - Aluminio y azufre
49. Formula o nombra los siguientes hidróxidos:
- Hidróxido de cadmio
Trihidróxido de níquel
Hidróxido de manganeso (II)
 Hg(OH)_2 Pb(OH)_4 Pt(OH)_2 Mn(OH)_4
50. Elige las fórmulas que sean correctas:
- | | | | |
|---------------|---------------|---------------|---------------|
| CaOH | LiOH | AgOH | BaOH |
| KOH | ZnOH | CuOH | AlOH |
- Corrige las fórmulas incorrectas y nombra todos los compuestos.
51. Formula los ácidos siguientes:
- | | |
|---------------------|---------------------|
| Ácido selénico | Ácido sulfhídrico |
| Ácido ortofosfórico | Ácido ortoperiódico |
| Ácido disulfúrico | Ácido clorhídrico |
| Ácido ortobórico | Ácido nítrico |
| Ácido yódico | Ácido dicrómico |

52. El ion SO_4^{2-} se denomina *ion sulfato* o, simplemente, *sulfato*. En cambio, el ion Na^+ siempre recibe el nombre de *ion sodio* y nunca el de *sodio*. Explica por qué.

53. Nombra las siguientes especies y señala sus diferencias: Cl_2O_3 y ClO_3^-

54. Nombra las siguientes sales:

AgClO_4	$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$	CaSO_3
HgSO_4	Ag_4SiO_4	NiPO_4
$\text{Al}(\text{NO}_2)_3$	$\text{Zn}(\text{ClO}_2)_2$	$\text{Pd}_3(\text{AsO}_3)_2$
Na_2CO_3	$\text{Fe}(\text{BO}_2)_3$	$\text{Co}_3(\text{AsO}_4)_2$
$\text{Be}(\text{HCO}_3)_2$	$\text{Co}(\text{HSO}_4)_2$	AgH_2PO_4
$\text{Fe}(\text{HSO}_3)_3$	CuHPO_3	$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$

55. Formula las siguientes sales:

Carbonato de amonio	Sulfato de hierro (III)
Yodato de cinc	Bromato de mercurio (I)
Sulfato de cobre (II)	Carbonato de plata
Fosfato de níquel (II)	Nitrito de hierro (II)
Perclorato de estaño (II)	
Permanganato de talio (I)	
Arseniato de cadmio	
Hidrogenocarbonato de bario	
Hidrogenosulfato de cobre (II)	
Hidrogenocarbonato de amonio	
Hidrogenofosfato de mercurio (II)	
Dihidrogenofosfato de bario	

56. Nombra o formula, según corresponda, los siguientes compuestos:

ZrF_4	WBr_6	CoO	CaH_2
Ag_3PO_4	Sb_2O_3	K_2O_2	ZrO_2
K_2MnO_4	Mg_3N_2	HNO_2	Ca_3TeO_6
NH_4MnO_4	Na_2CrO_4	BaCO_3	$\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$
K_2SO_4	N_2O_5	KClO_4	HCN

Fluoruro de manganeso (II)	Hipoclorito de sodio
Hexacloruro de wolframio	Clorato de cromo (III)
Tetrabromuro de germanio	Ácido sulfuroso
Sulfuro de hidrógeno	Ácido sulfhídrico
Hidrogenosulfato de sodio	Hidróxido de cinc
Seleniuro de estroncio	Óxido de platino (IV)
Peróxido de hidrógeno	Hidruro de calcio
Sulfato de plomo (IV)	Fosfano
Fosfato de cobalto (III)	
Permanganato de níquel (II)	

57. Calcula la composición centesimal de los siguientes compuestos:

a) Tetraóxido de trihierro, Fe_3O_4

b) Sulfato de sodio, Na_2SO_4

Sol.: a) 72,3% Fe, 27,7% O;
b) 32,4% Na, 22,5% S y 45,1% O

58. Cierta compuesto de 64 u de masa molecular está formado por un 50,05% de azufre y un 49,95% de oxígeno. Calcula su fórmula empírica y su fórmula molecular.

59. Calcula la fórmula empírica de un compuesto cuya composición centesimal es: 26,10% de carbono, 4,30% de hidrógeno y 71,60% de oxígeno.

60. En la composición de un medicamento estomacal se lee la siguiente composición por cada tableta:

• Carbonato de calcio	0,680 g
• Carbonato de magnesio	0,080 g
• Esencia de menta	0,080 g
• Sacarosa	0,475 g

— Halla la composición centesimal de la mezcla.

— Determina quién tiene mayor porcentaje de carbonato: el carbonato de calcio o el carbonato de magnesio.

61. Calcula el porcentaje de sodio en 200 g de carbonato de sodio.

Sol.: 43,4%

62. Organiza grupos de trabajo y elaborad una pequeña historia de los superconductores. Incluid en ella los siguientes puntos:

- Qué son.
- Cuándo fueron descubiertos.
- Dónde se aplicarán cuando se consigan los superconductores a temperatura ambiente.
- En qué situación se encuentra la investigación actualmente.

63. Organiza un coloquio en clase sobre las ventajas y las desventajas de la rápida aplicación de los nuevos materiales y, en general, de los avances tecnológicos.



64. El amianto es un silicato de calcio y magnesio muy utilizado en el siglo xx. Investiga en Internet sobre este producto y prepara una exposición con un programa de presentación en el que se indiquen:

- Características.
- Aplicaciones.
- Razones por las que ya no se utiliza.

16 Compuestos del carbono



La industria química relacionada con el carbono y sus derivados constituye una parte importante de la estructura industrial de cualquier país desarrollado.

Por otra parte, la industria bioquímica, que considera al carbono como elemento celular básico, está en pleno proceso de desarrollo.

OBJETIVOS

Al final de la unidad serás capaz de:

- Conocer la estructura electrónica del átomo de carbono y comprender las características propias de sus compuestos.
- Distinguir los diversos grupos de compuestos del carbono y formular y nombrar correctamente los más importantes.
- Comprender la necesidad de limitar las emisiones de CO₂ ocasionadas por los combustibles fósiles y analizar sus consecuencias.
- Conocer la naturaleza del petróleo y algunos de los productos obtenidos a partir de él.

CONTENIDOS

1. El carbono	1.1. Enlaces del carbono 1.2. Propiedades de los compuestos del carbono
2. Hidrocarburos de cadena abierta	2.1. Alcanos 2.2. Alquenos 2.3. Alquinos 2.4. Derivados halogenados
3. Hidrocarburos de cadena cerrada	3.1. Hidrocarburos alicíclicos 3.2. Hidrocarburos aromáticos 3.3. Derivados del benceno
4. Compuestos oxigenados	4.1. Alcoholes y fenoles 4.2. Éteres 4.3. Aldehídos y cetonas 4.4. Ácidos carboxílicos y ésteres
5. Compuestos nitrogenados	5.1. Aminas 5.2. Amidas 5.3. Nitrilos
6. Isomería	6.1. Isomería estructural 6.2. Estereoisomería
7. Derivados del petróleo	

PREPARACIÓN DE LA UNIDAD

Recuerda

- **Porcentaje en volumen** de un componente de una disolución es el volumen de ese componente, expresado en mililitros, disuelto en 100 mL de disolución.
- Dos átomos se unen mediante **enlace covalente** cuando comparten pares de electrones.
- Un enlace covalente puede ser **simple, doble** o **triple** según los átomos compartan uno, dos o tres pares de electrones.
- Para determinar la **fórmula molecular** de un compuesto necesitamos conocer su composición centesimal y su masa molecular.
- **Ley de los gases ideales:**

$$PV = nRT$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

- **Oxidación:** proceso de cesión de electrones por parte de un elemento, con *aumento* de su *número de oxidación*.
- **Reducción:** proceso de ganancia de electrones por parte de un elemento, con *disminución* de su *número de oxidación*.

Actividades

- Indica las diferencias principales existentes entre los compuestos orgánicos y los inorgánicos.
- Calcula el tanto por ciento en masa de cada componente en una disolución de 50 g de azúcar en 180 g de agua.
- Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos: C (Z = 6), H (Z = 1), O (Z = 8), N (Z = 7), P (Z = 15), S (Z = 16) y Ge (Z = 32).
- Representa las siguientes moléculas mediante la notación de Lewis: Cl₂, O₂, N₂, CH₄, NH₃ y H₂O.
- Explica las diferencias entre una fórmula molecular, una fórmula empírica y una fórmula desarrollada. Pon un ejemplo de cada tipo.
- Indica cómo influye el tipo de enlace de una sustancia en sus propiedades.
- Describe las sustancias covalentes moleculares: sus tipos de enlace y las características de las sustancias que tienen este tipo de enlace.
- Determina el **número de oxidación** del sodio en el cloruro de sodio.

La química orgánica

Antiguamente se definía la química orgánica como aquella que estudia las sustancias relacionadas con la vida.

En la actualidad, la química orgánica se define como aquella que estudia los compuestos que contienen carbono. Hoy en día se conocen alrededor de 2 000 000 de estos compuestos frente a unos 50 000 que no contienen carbono.



1. El carbono

El origen de los seres vivos constituye un problema fascinante para los científicos. Aunque no se conocen totalmente cómo fueron las reacciones que dieron lugar a las primitivas formas de vida, ciertos factores han debido intervenir en aquellas reacciones: el agua, la luz solar y el carbono. Este último es un elemento no metálico con una presencia variada en nuestro planeta.

La química orgánica estudia los compuestos del carbono y sus orígenes se remontan a principios del siglo XIX. Inicialmente se creyó que los compuestos químicos que intervienen en los procesos vitales poseían una especie de impulso vital que los caracterizaba y que solo se podían obtener a partir de seres vivos. No obstante, en 1828 el científico alemán

F. Wöhler (1800-1882) sintetizó por primera vez una sustancia orgánica, la urea, a partir de sustancias definidas como no orgánicas.

La síntesis de Wöhler significa un antes y un después en la historia de la química orgánica, ya que a partir de esta reacción se desechó la teoría de que ciertas sustancias poseían un principio vital.

1.1. Enlaces del carbono

La estructura fundamental del átomo de carbono ($Z = 6$) es $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$, pero su valencia covalente es 4. Esto se explica porque un electrón del orbital $2s$ se promueve a un orbital $2p$:



De esta manera un átomo de carbono puede formar cuatro enlaces covalentes. El pequeño tamaño de este átomo permite, además, que el núcleo ejerza una fuerte influencia sobre sus electrones de valencia, por lo que forma enlaces covalentes muy fuertes con distintos átomos y, en especial, con otros átomos de carbono.

Ciclo del carbono

Uno de los fenómenos más importantes que tiene lugar en la naturaleza es el *ciclo del carbono*, que permite el flujo del carbono entre los seres vivos y su entorno físico:

- Los vegetales utilizan la energía del Sol para sintetizar hidratos de carbono a partir de CO_2 y H_2O en un proceso llamado fotosíntesis.
- Los animales se alimentan de los compuestos orgánicos fabricados por los vegetales, los asimilan y los transforman en su propia materia viva.
- El CO_2 es devuelto a la atmósfera por distintos caminos:
 - Respiración de animales y plantas.
 - Descomposición de residuos orgánicos.
 - Combustión de la madera, el carbón o el petróleo.

Enlace sencillo	Enlace doble	Enlace triple
Etano	Eteno	Etino (acetileno)
Los átomos se sitúan en los vértices de un tetraedro. Distancia del enlace C—C : 154 pm	Los átomos se sitúan en el mismo plano. Distancia del enlace C=C : 135 pm	Los átomos se sitúan en una línea recta. Distancia del enlace C≡C : 121 pm

1.2. Propiedades de los compuestos del carbono

Se caracterizan por ser muy numerosos. Tanto es así, que su número total es mucho mayor que el de los compuestos formados por el resto de los elementos juntos.

Sin embargo, pese a su gran diversidad, presentan unas propiedades comunes:

- Son **poco solubles en agua** pero **solubles en disolventes orgánicos**, como benceno, ciclohexano, acetona y otros. Esto es debido a que los compuestos orgánicos, en su gran mayoría, están formados por moléculas apolares.
- **No conducen la corriente eléctrica** ni en disolución ni fundidos porque no poseen iones ni moléculas polarizadas.
- Poseen **poca estabilidad térmica**; es decir, se descomponen o se inflaman fácilmente al ser calentados.
- **Reaccionan lentamente** debido a la gran estabilidad de sus enlaces covalentes, que requieren altas energías de activación. Por ello es frecuente el uso de catalizadores en las reacciones orgánicas.

Fórmulas de los compuestos orgánicos

Como todos los compuestos químicos, las sustancias orgánicas se representan mediante fórmulas. Ahora bien, dada su diversidad y su complejidad estructural, en la mayoría de los casos utilizaremos su fórmula desarrollada o semidesarrollada.

También son muy útiles los modelos moleculares porque reflejan la disposición espacial de los átomos.

Nombre (fórmula molecular)	Fórmula semidesarrollada	Fórmula desarrollada	Modelo molecular
Etano (C ₂ H ₆)	CH ₃ —CH ₃	$\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} \\ & \\ \text{H}-\text{C} & -\text{C}-\text{H} \\ & \\ \text{H} & \text{H} \end{array}$	

ACTIVIDADES

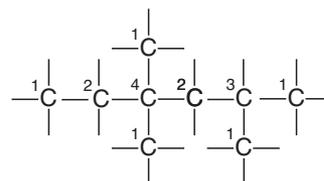
1. Cita objetos de tu entorno formados total o parcialmente por sustancias orgánicas.
 - Nombra dos objetos de cuya composición no forman parte sustancias orgánicas.
2. Justifica por qué son tan numerosos los compuestos del carbono.
3. Formula una cadena carbonada que contenga dos átomos de carbono terciarios y dos cuaternarios, además de otros átomos de carbono primarios y secundarios.
 - Formula una cadena carbonada que solo contenga carbonos primarios.
4. Explica por qué los compuestos inorgánicos acostumbran a expresarse mediante su fórmula empírica o molecular y, en cambio, para representar los compuestos orgánicos, normalmente empleamos su fórmula desarrollada o semidesarrollada.
5. Investiga acerca de las estructuras del carbono grafito y del carbono diamante, y di cuál es el número de coordinación del carbono en ambas estructuras.
6. Investiga qué elementos suelen formar parte de las moléculas orgánicas, además del carbono, y cítalos.
 - Di qué tipos de enlace aparecen en las moléculas orgánicas.

Cadenas carbonadas

El carbono posee capacidad para formar largas cadenas de átomos de carbono unidos mediante enlaces covalentes. Estas cadenas carbonadas pueden ser abiertas o cerradas, lineales o ramificadas.

Un átomo de carbono puede unirse a uno, dos, tres o cuatro átomos de carbono.

De acuerdo con estas cuatro posibilidades, decimos que un átomo de carbono es *primario*, *secundario*, *terciario* o *cuaternario*.



- 1: átomos de carbono primarios
- 2: átomos de carbono secundarios
- 3: átomo de carbono terciario
- 4: átomo de carbono cuaternario

Propiedades de los hidrocarburos

- **Puntos de fusión y ebullición bajos.** Aumentan al crecer la masa molecular.
- **Poco solubles en agua,** pero solubles en **disolventes orgánicos.**
- Menor densidad que el agua.
- **Combustibles.** En las reacciones de combustión desprenden H_2O (g), CO_2 (g) y gran cantidad de energía en forma de calor.

FÍJATE

Hidrocarburo saturado: solo está formado por enlaces sencillos.

Hidrocarburo insaturado: tiene algún enlace doble o triple.

Insaturación: doble o triple enlace.

Determinación del carbono

Para determinar si una sustancia contiene carbono:

- Se calienta en presencia de óxido de cobre (II).
- Se recogen los gases desprendidos en una disolución de hidróxido de calcio.

Si la sustancia contiene carbono, este reaccionará con el CuO y producirá dióxido de carbono gas.

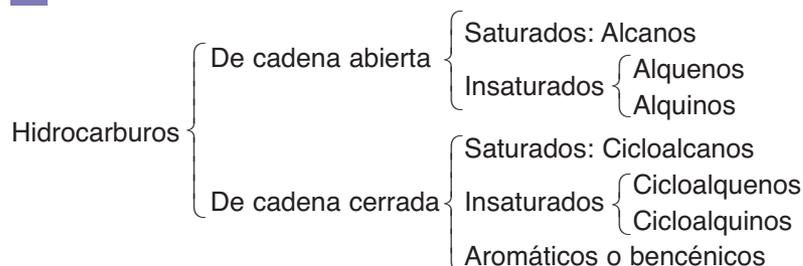
El CO_2 (g) reaccionará con el $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (aq) y formará un precipitado blanco de CaCO_3 (s).



2. Hidrocarburos de cadena abierta

El petróleo, el gas natural y los carbones naturales son productos formados principalmente por unas sustancias orgánicas de gran importancia: los *hidrocarburos*. Tienen interés práctico como combustibles y como materias primas para obtener otras sustancias.

➔ Llamamos **hidrocarburos** a los compuestos orgánicos en cuya molécula solo hay átomos de carbono y de hidrógeno.



2.1. Alcanos

Hidrocarburos de cadena abierta que solo poseen enlaces C—C sencillos. Su fórmula molecular es $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ (n , número natural). Dentro de este grupo distinguiremos los compuestos lineales de los ramificados.

Formulación y nomenclatura de alcanos de cadena lineal

N.º de átomos de C	Fórmula	Nombre
1	CH_4	metano
2	$\text{CH}_3\text{—CH}_3$	etano
3	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_3$	propano
4	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$	butano
5	$\text{CH}_3\text{—}(\text{CH}_2)_3\text{—CH}_3$	pentano
6	$\text{CH}_3\text{—}(\text{CH}_2)_4\text{—CH}_3$	hexano

terminación **-ano**

Prefijo griego que indica el número de átomos de carbono: **hept-** (7); **oct-** (8); **non-** (9); **dec-** (10); **undec-** (11); **dodec-** (12); ...; **eicos-** (20)...

A partir del pentano, el nombre consta de un prefijo, que indica el número de átomos de carbono presentes en la molécula, y de la terminación *-ano*.



Los alcanos de cadena lineal constituyen una *serie homóloga*.

➔ Llamamos **serie homóloga** a un conjunto de compuestos orgánicos en el que cada uno difiere del que le precede en un grupo metileno ($\text{—CH}_2\text{—}$).

Las propiedades químicas de los miembros de una serie homóloga son similares, mientras que las propiedades físicas varían regularmente. Así, los cuatro primeros alcanos son gases, del pentano al heptadecano son líquidos y a partir del octadecano son sólidos.

2.2. Alquenos

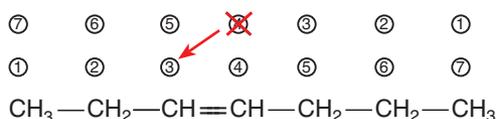
Son hidrocarburos de cadena abierta que poseen, al menos, un doble enlace $C=C$ en su molécula.

Su fórmula molecular es C_nH_{2n} si solo poseen un doble enlace.

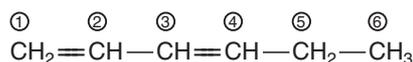
Esta serie homóloga comienza con el *eteno* ($CH_2=CH_2$). Como este compuesto también recibe el nombre de *etileno*, los alquenos se denominan en ocasiones *hidrocarburos etilénicos*.

Los **alquenos lineales** se nombran como los alcanos lineales, con las siguientes modificaciones:

- La terminación **-ano** se sustituye por **-eno**.
- La cadena principal se empieza a numerar por el extremo más cercano al doble enlace.
- Se indica el localizador del doble enlace, si es necesario, antes de nombrar la cadena.
- Si la cadena tiene dos dobles enlaces, la terminación **-eno** se transforma en **-dieno**.



Nombre: 3-hepteno

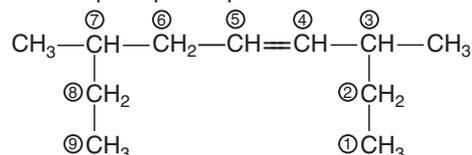


Nombre: 1,3-hexadieno

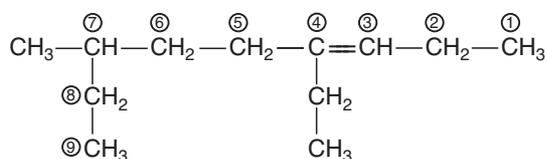
Los **alquenos ramificados** se nombran como los alcanos ramificados, con las siguientes modificaciones:

— La cadena principal es la cadena más larga que contiene al doble enlace.

Si existe más de un doble enlace, se escoge como cadena principal la que tiene más dobles enlaces.



Nombre: 3,7-dimetil-4-noneno



Nombre: 4-etil-7-metil-3-noneno

2.3. Alquinos

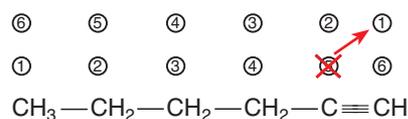
Son hidrocarburos de cadena abierta que poseen, al menos, un triple enlace $C\equiv C$ en su molécula.

Su fórmula molecular es C_nH_{2n-2} si solo poseen un triple enlace.

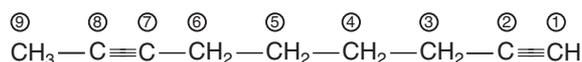
Esta serie homóloga comienza con el *etino* ($CH\equiv CH$). Como este compuesto también recibe el nombre de *acetileno*, los alquinos se denominan en ocasiones *hidrocarburos acetilénicos*.

Los **alquinos lineales** se nombran como los alcanos lineales, con las siguientes modificaciones:

- La terminación **-ano** se sustituye por **-ino**.
- La cadena principal se empieza a numerar por el extremo más cercano al triple enlace.
- Se indica el localizador del triple enlace, si es necesario, antes de nombrar la cadena.
- Si la cadena tiene dos triples enlaces, la terminación **-ino** se transforma en **-diino**.



Nombre: 1-hexino

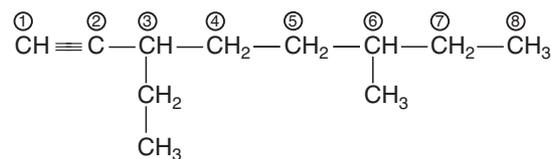


Nombre: 1,7-nonadiino

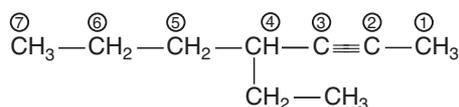
Los **alquinos ramificados** se nombran como los alcanos ramificados, con las siguientes modificaciones:

— La cadena principal debe contener el triple enlace.

Si existe más de un triple enlace, se escoge como cadena principal la que tiene más triples enlaces.



Nombre: 3-etil-6-metil-1-octino



Nombre: 4-etil-2-heptino

EJEMPLO 1

Nombra los siguientes alquenos y alquinos:

- a) $\text{CH}_2=\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}-\text{CH}_2-\overset{\text{CH}_3}{\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}}-\text{CH}_3$ 1,3-butadieno
2,4,4-trimetil-1-penteno
- b) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$
- c) $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_2\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{C}\equiv\text{CH}$ 3-etil-4-metil-1-pentino
- d) $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{C}\equiv\text{C}-\underset{\text{CH}_2\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$ 5-etil-2,7-dimetil-3-octino
- e) $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$ 1,3-pentadieno
- f) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$ 1,4-hexadieno

2.4. Derivados halogenados

En las condiciones apropiadas, los átomos de los elementos halógenos, F, Cl, Br, I, pueden introducirse en las cadenas hidrocarbonadas formando los *derivados halogenados de los hidrocarburos*. Estos se producen mediante sustitución de átomos de H, o bien, mediante reacciones de adición a los enlaces múltiples.

Los derivados halogenados se nombran aplicando a los átomos de halógeno las reglas ya utilizadas para los grupos alquilo en los hidrocarburos ramificados, añadiendo los prefijos *fluoro-*, *bromo-*, *cloro-* o *yodo-*.

EJEMPLO 2

Nombra los siguientes compuestos:

- a) $\text{ClCH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ 1-cloro-2-metilbutano
- b) $\text{BrCH}_2-\text{CH}_2-\text{CHBr}_2$ 1,1,3-tribromopropano
- c) $\text{CH}_3-\underset{\text{F}}{\text{C}}=\text{CH}_2$ 2-fluoropropeno
- d) $\text{CH}\equiv\text{C}-\underset{\text{Br}}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{CH}_3$ 3-bromo-1,5-hexadieno

ACTIVIDADES

11. Nombra los siguientes alcanos:

- a) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\overset{\text{CH}_3}{\underset{\text{CH}_2\text{CH}_3}{\text{C}}}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
- b) $\text{CH}_3-\overset{\text{CH}_3}{\underset{\text{CH}_2\text{CH}_3}{\text{C}}}-\text{CH}_2-\overset{\text{CH}_3}{\underset{\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3}{\text{C}}}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

12. Formula los siguientes compuestos: octano; 2,3-dimetilpentano; 3-etil-3,4-dimetilheptano; 4-etil-2,4-dimetiloctano y 2,2-dimetil-4-propilheptano.

13. Nombra los siguientes compuestos:

- a) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
- b) $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

- c) $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\underset{\text{CH}_2\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{C}\equiv\text{CH}$
- d) $\text{CH}\equiv\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$
- e) $\text{CH}_3-\text{CH}=\underset{\text{Br}}{\text{C}}-\text{CH}=\text{CH}_2$

14. Formula los siguientes compuestos: 3-metil-2-penteno; 2,4-hexadieno; metil-2-pentino; 2,2-dimetil-3-hexino; 4-etil-3-metil-1-hexino; 2,5-octadieno y 6-metil-1-hepteno.

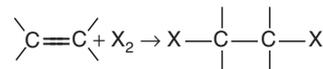
15. Formula estos compuestos: 1-cloro-3-etil-3,4-dimetilheptano; 2-cloro-4-metil-1,3-hexadieno; triclorometano; 3,3-dibromo-2,2-dimetilpentano; 6-cloro-4,5-dietil-3-hepteno; 5-cloro-4,4-dimetil-2-hepteno.

Reacciones de adición

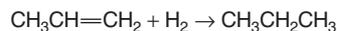
Reacciones de adición al doble enlace.

En ellas un doble enlace carbono-carbono se sustituye por un enlace sencillo y dos átomos o radicales, uno unido a cada carbono.

En general, se puede expresar así:

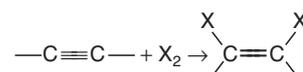


Ejemplos

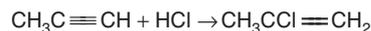
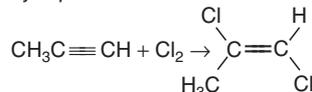


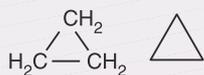
Reacciones de adición al triple enlace.

En ellas un triple enlace queda transformado en doble enlace:

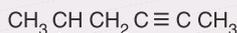


Ejemplos

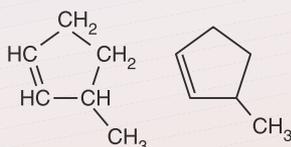




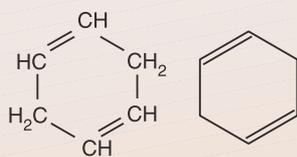
Ciclopropano



5-ciclobutil-2-hexino



3-metilciclopenteno



1,4-ciclohexadieno

3. Hidrocarburos de cadena cerrada

La denominación de *hidrocarburos de cadena cerrada* o *cíclicos* incluye los hidrocarburos *alicíclicos* y los *aromáticos* o *bencénicos*.

3.1. Hidrocarburos alicíclicos

Estos hidrocarburos, a su vez, pueden ser:

- *Cicloalcanos*, si todos sus enlaces C—C son simples; por lo que su fórmula general es C_nH_{2n} , siendo $n = 3, 4, 5\dots$
- *Cicloalquenos*, si contienen algún doble enlace —C=C—.
- *Cicloalquinos*, si contienen algún triple enlace —C≡C—. El cicloalquino de menor tamaño tiene ocho átomos de carbono en su cadena cerrada.

Todos ellos se nombran anteponiendo el prefijo **ciclo-** al nombre del alcano, el alqueno o el alquino de igual número de átomos de carbono.

Si aparecen varios dobles enlaces o varios *sustituyentes*, es decir, átomos de halógeno o grupos alquilo, los átomos de carbono se numeran de modo que los números más bajos correspondan siempre a los dobles enlaces.

Cuando el compuesto tiene una cadena lateral compleja, se nombra el hidrocarburo cíclico como grupo sustituyente.

Es común representar estos compuestos mediante una línea poligonal cerrada donde cada vértice corresponde a un átomo de C y cada lado a un enlace carbono-carbono.

El benceno

En 1825, el científico británico M. Faraday (1791-1867) aisló por primera vez este compuesto, cuya *fórmula empírica*, de acuerdo con los análisis, resultó ser CH.

Posteriormente, se estableció su *fórmula molecular*, C_6H_6 . La búsqueda de una *fórmula estructural*, apropiada a las características del benceno, más semejantes a las de los hidrocarburos saturados que a las de los insaturados, condujo a una larga controversia en la que se aportaron distintas estructuras posibles.

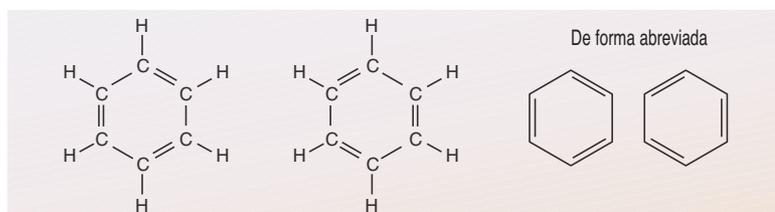
En 1865, el químico alemán F. A. Kekulé (1829-1896) propuso una estructura cerrada: los seis átomos de C constituirían un *anillo hexagonal* en el que tres enlaces dobles C=C alternarían con otros tres enlaces simples C—C.

3.2. Hidrocarburos aromáticos

Los *hidrocarburos aromáticos*, denominados así por el fuerte aroma que caracteriza a muchos de ellos, pueden considerarse como *derivados del benceno*, cuya estructura cíclica se halla presente en todos los compuestos.

La estructura del **benceno** presenta las características siguientes:

- Se trata de una **estructura cerrada** en forma de *hexágono regular*, si bien no existe alternancia de enlaces simples y dobles carbono-carbono.



- Los seis átomos de carbono son **equivalentes**, ya que los derivados monosustituídos son idénticos.
- Las **longitudes de enlace** entre dos átomos de carbono contiguos son todas **iguales**. Esta distancia mide 139 pm, que no corresponde a la longitud media del doble enlace, 133 pm, ni a la del simple, 154 pm.

3.3. Derivados del benceno

Mediante reacciones de sustitución, los átomos de H del benceno pueden ser reemplazados por sustituyentes muy variados: *halógenos*, *grupos alquilo*, *nitro*, $-\text{NO}_2$, etc.

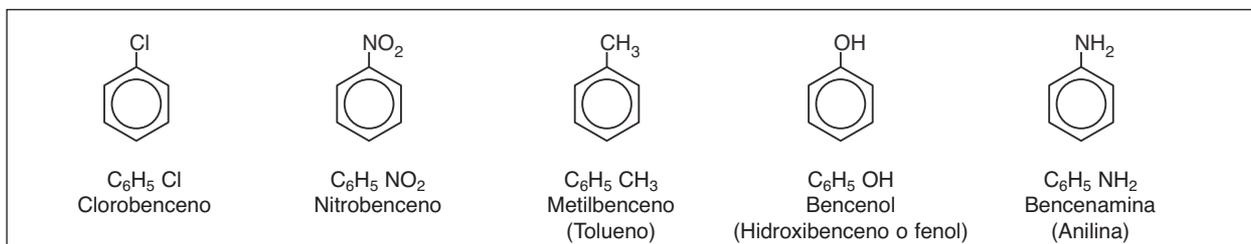
Derivados monosustituídos

El sustituyente puede unirse a cualquiera de los seis átomos de C, por ser todos equivalentes. El nombre del sustituyente, si no tiene prioridad sobre el hidrocarburo, se antepone a la palabra *benceno*.

Grupos arilo

El grupo $-\text{C}_6\text{H}_5$, procedente de eliminar un átomo de H al benceno, se denomina *grupo fenilo*.

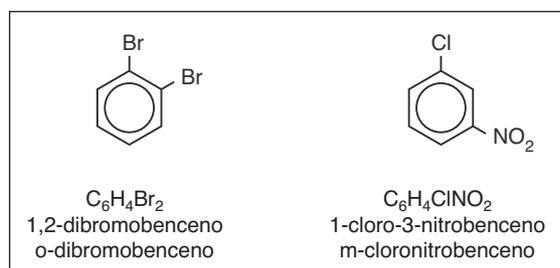
En general, los grupos procedentes de los hidrocarburos aromáticos se denominan *arilo* y se designan abreviadamente *-Ar*.



Derivados disustituídos

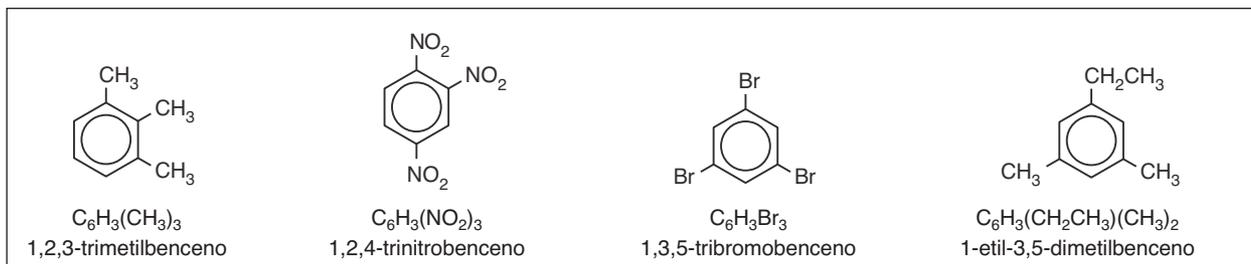
Para nombrar los derivados *polisustituídos* es preciso numerar los átomos de C del benceno de modo que se asignen a los sustituyentes los números más bajos que sea posible. Los sustituyentes pueden colocarse en los derivados disustituídos en tres posiciones distintas y se nombran por orden alfabético:

- Carbonos 1 y 2: posición **orto-** (o-)
- Carbonos 1 y 3: posición **meta-** (m-)
- Carbonos 1 y 4: posición **para-** (p-)



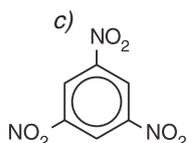
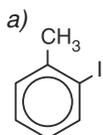
Derivados trisustituídos

Los sustituyentes pueden ocupar tres posiciones diferentes uniéndose a los átomos de carbono 1, 2 y 3, a los átomos 1, 2 y 4, o bien, a los átomos 1, 3 y 5.



ACTIVIDADES

16. Nombra los siguientes compuestos:



17. Formula los compuestos:

- etilbenceno
- p-dinitrobenceno
- 1,3,5-triclorobenceno
- 1-etil-3-metilbenceno
- 1-3-ciclohexadieno
- 3,3-dimetilciclopenteno

Grupos funcionales

Un **grupo funcional** es un átomo o grupo de átomos unidos de una forma característica que, presente en una molécula orgánica, determina su comportamiento químico.

Familia	Grupo funcional
Compuestos oxigenados	
Alcoholes	—OH
Éteres	—O—
Aldehídos	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—H} \end{array}$
Cetonas	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \end{array}$
Ácidos carboxílicos	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—O—H} \end{array}$
Ésteres	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—O—} \end{array}$
Compuestos nitrogenados	
Aminas	—NH ₂ —NH— —N—
Amidas	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—NH}_2 \end{array}$
Nitrilos	—C≡N

4. Compuestos oxigenados

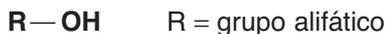
Un gran número de compuestos orgánicos contiene en su molécula oxígeno además de carbono e hidrógeno: son los compuestos *oxigenados*. Dependiendo de su grupo funcional, estos pueden ser *alcoholes y fenoles, éteres, aldehídos y cetonas, ácidos o ésteres*.

4.1. Alcoholes y fenoles

Podemos considerar los alcoholes como procedentes de los hidrocarburos alifáticos mediante sustitución de átomos de H por el grupo funcional **hidroxilo** —OH. Se llaman alcoholes *primarios, secundarios o terciarios* según si el grupo —OH está unido a un C primario, secundario o terciario, respectivamente.

Por otra parte, los llamamos *monoalcoholes o polialcoholes* dependiendo de que posean un solo grupo —OH o varios, respectivamente. En este último caso se intercalan los prefijos *di-, tri-...* para indicar el número de grupos —OH.

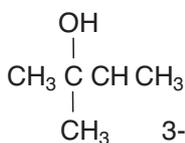
La fórmula general de un monoalcohol es:



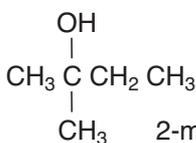
Para la nomenclatura de los alcoholes debemos tener en cuenta:

- El nombre del alcohol se deriva del de la cadena más larga que posee el grupo —OH más la terminación **-ol**.
- La posición del grupo funcional se determina comenzando a numerar por el extremo de la cadena más próximo al grupo.
- Los sustituyentes se nombran de la forma acostumbrada precediendo al nombre del alcohol.
- Si la cadena tiene algún enlace múltiple, la función —OH tiene prioridad sobre aquel.
- Cuando el grupo —OH es considerado como sustituyente, por tener prioridad otras funciones, se denomina **hidroxi**.

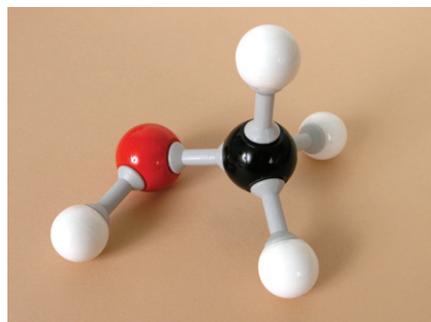
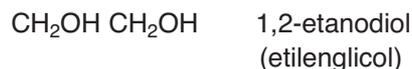
Veamos algunos alcoholes:



3-metil-2-butanol



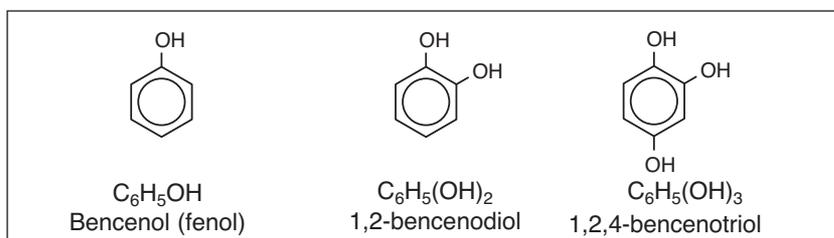
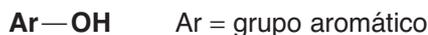
2-metil-2-butanol



■ Modelo molecular de la molécula de metanol, CH₃OH.

Los **fenoles** o **bencenoles** proceden de la sustitución de átomos de H en los hidrocarburos aromáticos y, en especial, en el benceno.

La fórmula general de los monofenoles es:

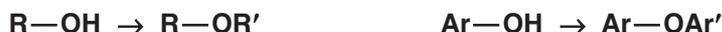


4.2. Éteres

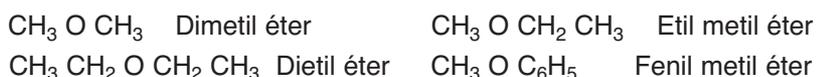
Los *éteres* son compuestos en los que un átomo de oxígeno está enlazado a dos grupos alquilo o arilo mediante la siguiente estructura:



Pueden considerarse como derivados de los alcoholes o de los fenoles en los que se ha sustituido el átomo de hidrógeno del $-\text{OH}$ por un grupo alquilo o arilo. Es decir:



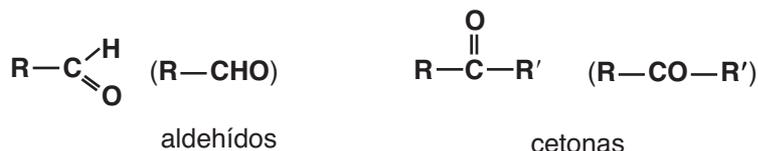
Se denominan con los nombres de los grupos alquilo o arilo, según su orden alfabético, más la palabra **éter**. Por ejemplo:



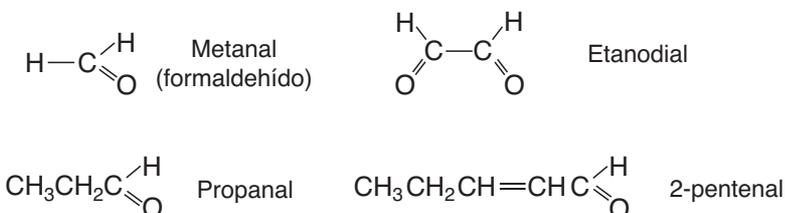
4.3. Aldehídos y cetonas

Estas dos clases de compuestos orgánicos, *aldehídos* y *cetonas*, se caracterizan por la presencia en sus moléculas del grupo funcional *carbonilo* $-\text{C}=\text{O}$.

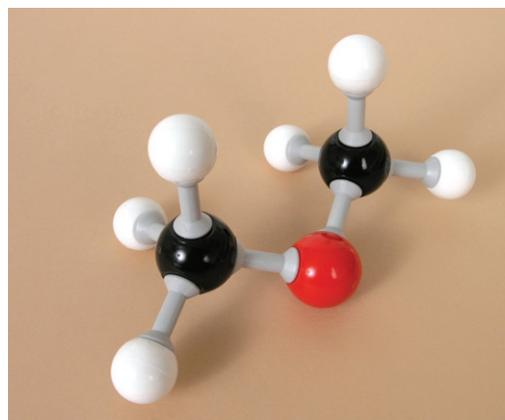
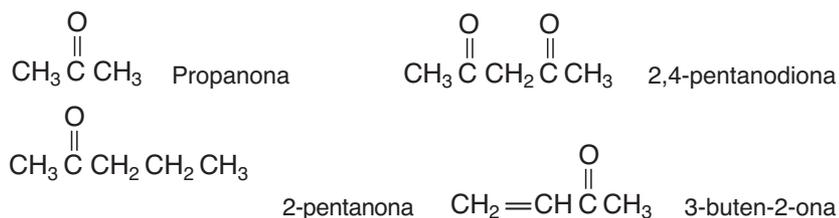
En los **aldehídos** el carbono de este grupo funcional es *primario*, mientras que en las **cetonas** el carbono es *secundario*:



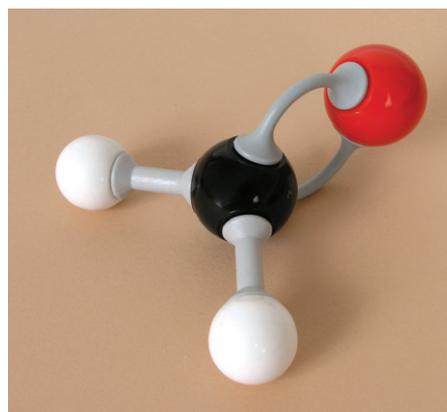
Los aldehídos se nombran considerándolos como derivados de los hidrocarburos pero cambiando la terminación *-o* de estos por **-al**. Si existe un grupo carbonilo en cada extremo de la cadena, el nombre del aldehído lleva la terminación **-dial**. La función carbonilo es prioritaria a los dobles o triples enlaces. Por ejemplo:



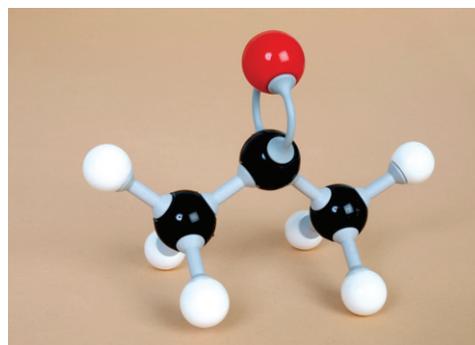
Para nombrar las cetonas, la terminación *-o* del hidrocarburo se cambia por **-ona** y, mediante un número localizador, se indica la posición del carbonilo. Si hay más de un carbonilo, se intercalan los prefijos *di-*, *tri-*... Por ejemplo:



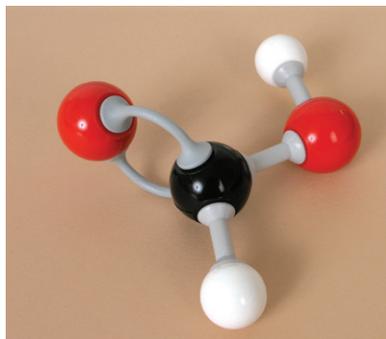
■ Modelo molecular de la molécula de dimetil éter, $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$.



■ Modelo molecular de la molécula de metanal, H-CHO .



■ Modelo molecular de la molécula de propanona, $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$.



■ Modelo molecular de la molécula de ácido metanoico, HCOOH .

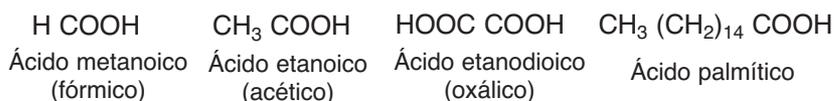
4.4. Ácidos carboxílicos y ésteres

Los *ácidos orgánicos*, denominados **ácidos carboxílicos**, se caracterizan por la presencia en su molécula del grupo funcional **carboxilo** ($-\text{COOH}$). La estructura general de los ácidos es:



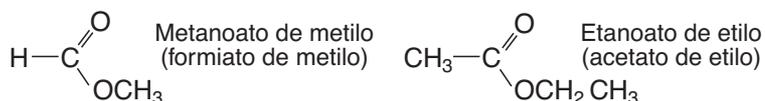
Su nomenclatura se deriva de la de los hidrocarburos. En este caso se sustituye la terminación *-o* de estos por **-oico** y se antepone la palabra **ácido**.

Veamos algunos ejemplos:



Los **ésteres** constituyen una clase de compuestos derivados de los ácidos carboxílicos en los que el $-\text{OH}$ ha sido sustituido por el grupo $-\text{OR}'$, de modo que su estructura general es **$\text{R}-\text{COOR}$** .

Se les denomina a partir del nombre del ácido de procedencia sustituyendo la terminación *-oico* de este por **-oato** y añadiendo la preposición **de** y el nombre del radical **R'**. Por ejemplo:



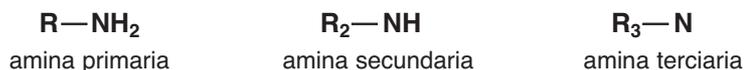
Si accedes a la página <http://www.educaplus.org/moleculas3d/index.html> puedes observar una visión tridimensional de distintas moléculas.

5. Compuestos nitrogenados

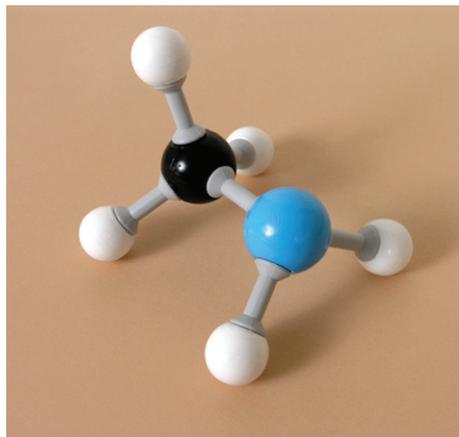
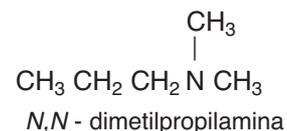
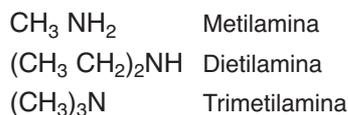
Llamamos compuestos nitrogenados a las sustancias orgánicas caracterizadas por la presencia de nitrógeno en su molécula. A este grupo pertenecen las *aminas*, las *amidas* y los *nitrilos*.

5.1. Aminas

Las aminas pueden considerarse como derivadas formalmente del amoníaco, NH_3 , por sustitución de átomos de H por grupos alquilo o arilo. Dependiendo del número de átomos sustituidos, resultan las aminas *primarias*, *secundarias* y *terciarias*, cuyas estructuras son:



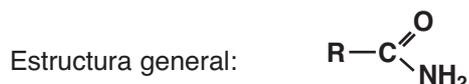
Se denominan con el nombre del grupo alquilo o arilo más la terminación **-amina** y añadiendo el prefijo *di-* o *tri-* para las aminas secundarias o terciarias. Estas también pueden nombrarse considerando el mayor grupo alquilo como fundamental y situando antes de los otros grupos la letra **N-**.



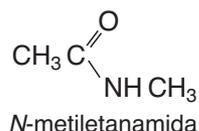
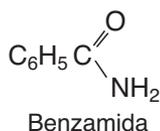
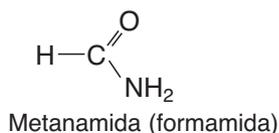
■ Modelo molecular de la molécula de metilamina, CH_3-NH_2 .

5.2. Amidas

Estos compuestos derivan de los ácidos carboxílicos por sustitución del grupo —OH del carboxilo por —NH_2 .



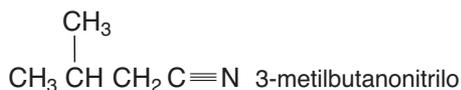
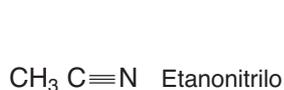
Se nombran reemplazando la terminación *-oico* del ácido carboxílico por la terminación **-amida**. En las amidas sustituidas deben especificarse los sustituyentes unidos al nitrógeno anteponiendo la letra **N**. Veamos algunos ejemplos:



5.3. Nitrilos

En esta clase de compuestos está presente el grupo funcional **ciano**, $\text{—C}\equiv\text{N}$, unido a un grupo alquilo o arilo: $\text{R—C}\equiv\text{N}$

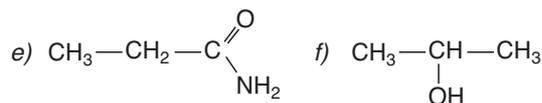
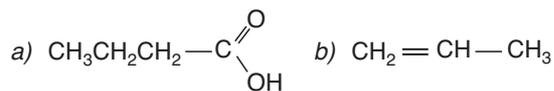
Se nombran sustituyendo la terminación *-oico* del ácido carboxílico de igual número de carbonos por **-nitrilo**. Veamos algunos ejemplos:



■ Modelo molecular de la molécula de etanonitrilo, $\text{CH}_3\text{C}\equiv\text{N}$.

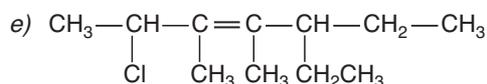
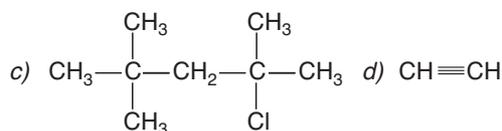
ACTIVIDADES

18. Identifica el grupo funcional en cada uno de los compuestos siguientes e indica a qué función orgánica pertenecen:



— Escribe la fórmula molecular y la fórmula desarrollada de los compuestos anteriores.

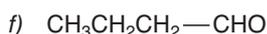
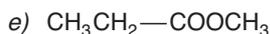
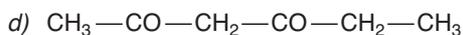
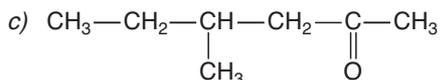
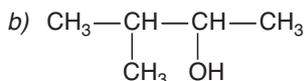
19. Nombra los siguientes compuestos:



20. Formula los siguientes compuestos: 1-cloro-3-etil-3,4-dimetilheptano; 2-cloro-3-metilhexano; dietilamina; 1,4-dibromobenceno; propanamida; dimetilamina; butilamina; butanamida; octanamida.

21. Escribe la fórmula desarrollada de los siguientes compuestos: metanol, 2-propanol, etanal, propanona, etanamida y metilamina.

22. Nombra los siguientes compuestos oxigenados:



23. Formula: 2-hexanona; acetato de propilo; ácido 2-metilbutanoico; 2,4-pentanodiol; ácido benzoico; fenol; metilpropanal; 2-etil-3-metilhexanal y benzoato de etilo.

6. Isomería

Entre los compuestos orgánicos es muy frecuente el hecho de que *dos o más compuestos diferentes tengan la misma fórmula molecular*. Este fenómeno se denomina **isomería** y estas sustancias reciben el nombre de *isómeros*.

➔ **Isómeros** son los compuestos que, teniendo la misma fórmula molecular, difieren en su estructura o en su configuración en el espacio.

La isomería se puede clasificar en *estructural o plana* y *estereo-isomería*.

6.1. Isomería estructural

Isómeros estructurales son los isómeros que difieren entre sí en el orden en que están enlazados los átomos en la molécula.

Isomería de cadena	Isomería de posición	Isomería de función
<p>Esta forma de isomería es propia de los compuestos que solo se diferencian en la <i>distinta colocación de algunos átomos o grupos de átomos</i> en la cadena carbonada. Por ejemplo el C_5H_{12}:</p> $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \text{ CH}_2 \text{ CH}_2 \text{ CH}_2 \text{ CH}_3 \\ \text{pentano} \\ \text{CH}_3 \text{ CH}_2 \text{ CH} \text{ CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \\ \text{metilbutano} \end{array}$	<p>Aparece cuando los isómeros se diferencian en la <i>posición del grupo funcional</i> en la cadena. Por ejemplo, el $C_4H_{10}O$:</p> $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \text{ CH}_2 \text{ CH}_2 \text{ CH}_2\text{OH} \\ \text{1-butanol} \\ \text{CH}_3 \text{ CHOH CH}_2 \text{ CH}_3 \\ \text{2-butanol} \end{array}$	<p>Esta isomería se produce cuando los isómeros se diferencian en el <i>grupo funcional</i>. Por ejemplo, el C_4H_8O:</p> $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3 \text{ C CH}_2 \text{ CH}_3 \\ \text{butanona} \\ \text{CH}_3 \text{ CH}_2 \text{ CH}_2 \text{ C} \begin{array}{l} \text{H} \\ \text{O} \end{array} \\ \text{butanal} \end{array}$

6.2. Estereoisomería

Llamamos **estereoisómeros** a los compuestos que, teniendo *estructuras iguales*, difieren en la *disposición tridimensional de sus átomos*. Esta isomería puede ser *geométrica* u *óptica*.

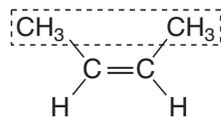
Isomería geométrica o cis-trans

Esta isomería se presenta en los hidrocarburos etilénicos y se debe a la rigidez del doble enlace $C=C$. Este hecho impide la rotación de los átomos en torno al doble enlace, a diferencia de lo que ocurre en el enlace simple $C-C$.

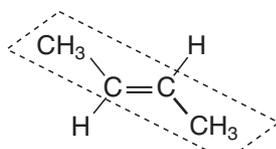
La isomería se produce cuando los dos enlaces restantes de cada C se utilizan para unirse a sustituyentes distintos. En tal caso existen dos isómeros, el *cis-* y el *trans-*.

- El isómero **cis-** es el que tiene dos sustituyentes iguales al mismo lado del enlace.
- En el isómero **trans-** los sustituyentes iguales se colocan a distinto lado.

Un ejemplo de isomería cis-trans es el $CH_3 CH=CH CH_3$.



cis-2-buteno



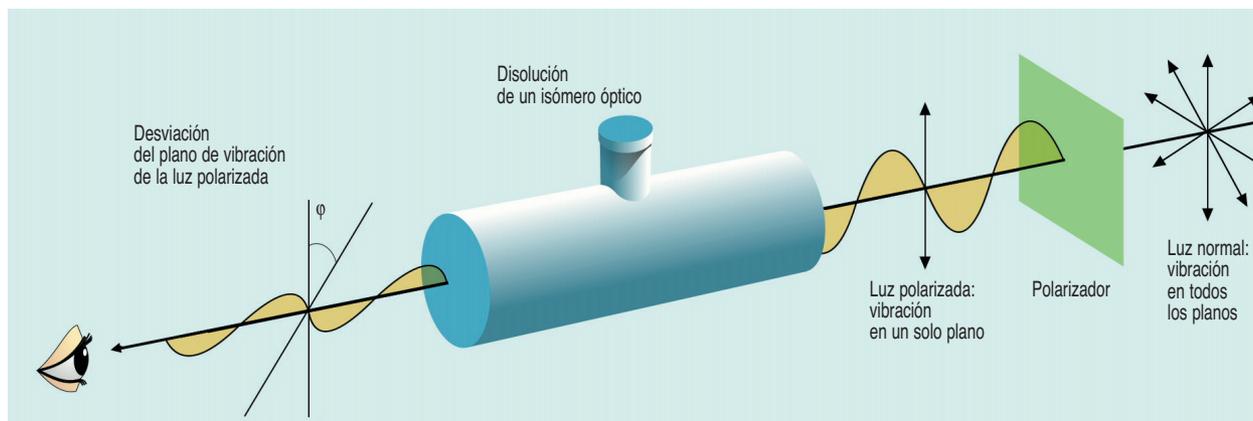
trans-2-buteno

Isomería óptica

Los isómeros ópticos manifiestan diferente comportamiento ante la luz polarizada, desviando el plano de polarización cierto ángulo respecto de un observador que mirase hacia la fuente de luz.

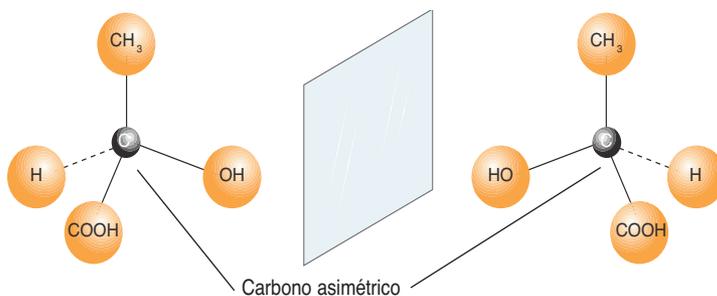
- En el caso del isómero **levógiro**, el desvío es hacia la *izquierda*.
- El isómero **dextrógiro** lo desvía el mismo ángulo hacia la *derecha*.

Decimos de ellos que son *ópticamente activos*.



Esta isomería se debe a la presencia en la molécula de **átomos de carbono asimétricos**, o sea, unidos a cuatro sustituyentes distintos, como ocurre en el ácido láctico.

■ Desviación de la luz polarizada por una sustancia ópticamente activa.



La diferencia estructural entre los dos isómeros ópticos radica en que sus moléculas *no son superponibles*, ya que guardan entre sí la misma relación que un objeto y su imagen reflejada en un espejo.

↻ **Enantiómeros** son dos compuestos cuyas moléculas son imágenes especulares no superponibles.

Las moléculas cuya imagen especular no es superponible a ellas se denominan **quirales**.

La mezcla en igual concentración de las disoluciones de los dos isómeros se llama **mezcla racémica** o **racemato** y es *ópticamente inactiva* por compensación de los dos giros en sentido contrario.

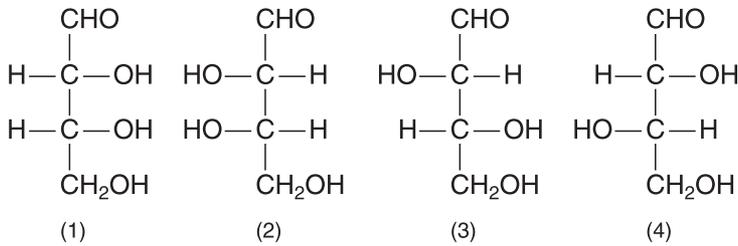
Una molécula puede tener varios carbonos asimétricos y, en función del número de estos, aumenta el número de isómeros ópticos posibles. Si en la molécula hay n átomos de C asimétricos, el número máximo de isómeros posibles es 2^n .

La palabra *quiral* procede del griego y significa 'mano'.

El *carbono asimétrico*, unido a cuatro grupos diferentes, se denomina también *carbono quiral*.

Diastereoisómeros

El 2,3,4-trihidroxiбутanal tiene dos átomos de C asimétricos. Las fórmulas de sus cuatro isómeros ópticos proyectados sobre el plano del papel son:



Los compuestos (1) y (2) son *enantiómeros*, como puede observarse. Y lo mismo ocurre con los compuestos (3) y (4).

La mezcla equimolar de cada una de estas parejas produciría un *racemato*.

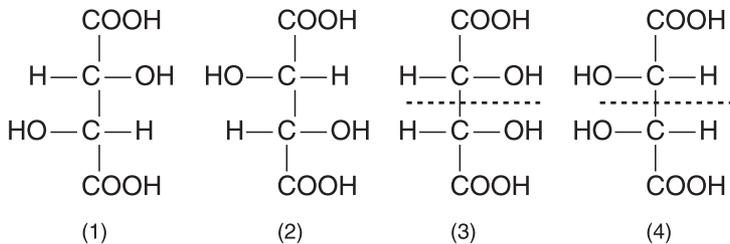
Pero es fácil advertir que tanto la pareja (1) y (3) como la (2) y (4) no son enantiómeros; se les denomina *diastereoisómeros*.



Diastereoisómeros o diasteriómeros son los isómeros ópticos que no son enantiómeros entre sí.

Compuestos meso-

Puede ocurrir que un compuesto con carbonos asimétricos sea ópticamente inactivo. Esto sucede, por ejemplo, en algunas formas del ácido tartárico que tiene dos carbonos asimétricos.



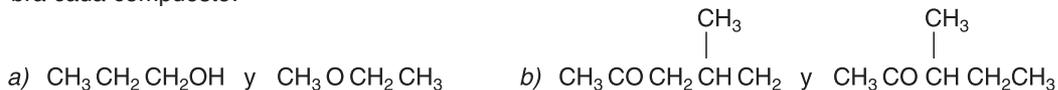
Las formas (1) y (2) son enantiómeros, pero no lo son la (3) y la (4), ya que tienen un plano de asimetría, por lo que no son ópticamente activas; corresponden al mismo compuesto, el ácido mesotartárico.



Un **compuesto meso-** es aquel que es ópticamente inactivo a pesar de tener algún átomo de C asimétrico, debido a la ausencia de asimetría en la molécula.

ACTIVIDADES

24. Dados los siguientes grupos de isómeros, identifica el tipo de isomería que se da en cada uno de ellos y nombra cada compuesto:



25. Escribe un isómero de posición, uno de función y uno de cadena, del 1-butanol.

26. Dados los siguientes compuestos, indica si presentan isomería geométrica, en cuyo caso desarrolla las moléculas en el plano y nombra cada isómero:

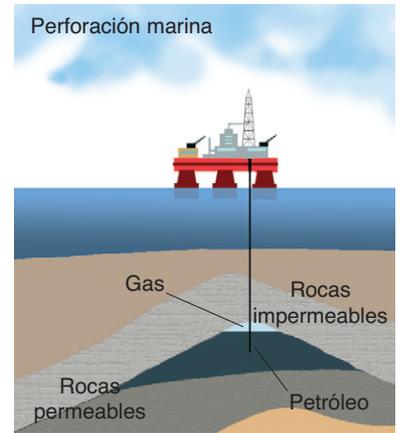
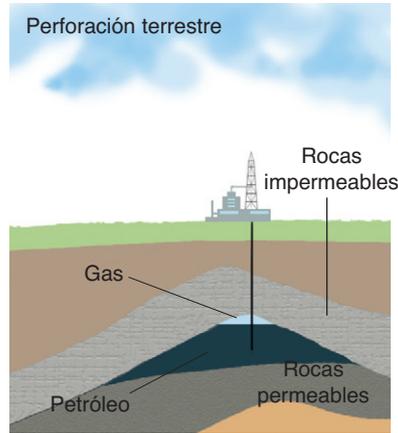
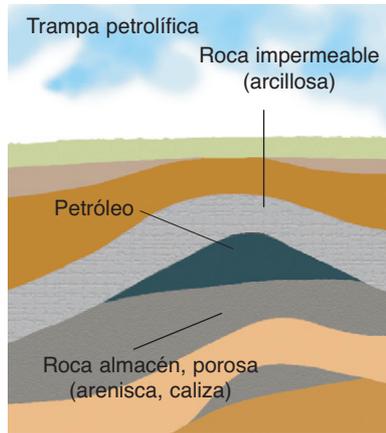


7. Derivados del petróleo

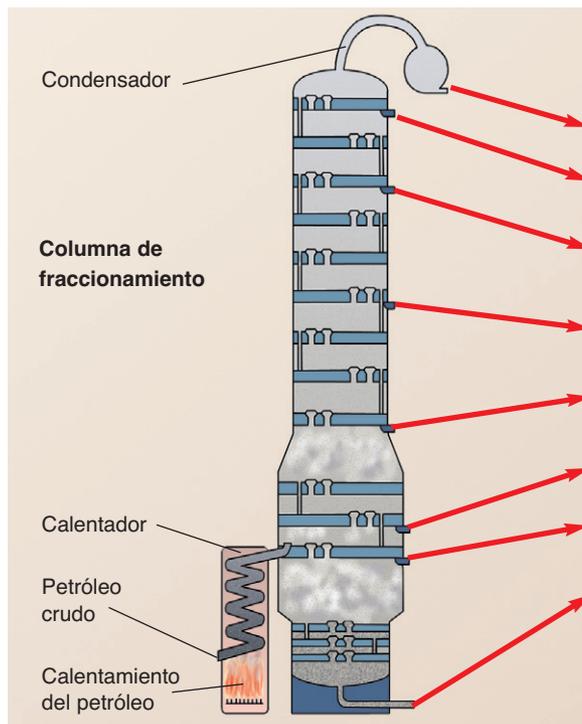
El petróleo es una mezcla líquida de hidrocarburos. Su composición varía de unos yacimientos a otros. Su color va del rojo al negro pasando por el pardo y el verde oscuro. Por lo general, es muy viscoso.

El petróleo tiene su origen en grandes cantidades de restos orgánicos, vegetales y animales que fueron sepultados en las cuencas sedimentarias marinas.

Durante miles de años estos restos soportaron elevadas presiones y temperaturas y la acción bacteriana.



Una vez perforado el subsuelo y extraído el petróleo, este es transportado mediante barcos petroleros o por oleoductos hasta las *refinerías*.



	Temperatura (°C)	N.º de C en las moléculas	Aplicaciones
Gas	<20	1 - 4	Combustible
Éter de petróleo	30 - 70	5 - 7	Disolvente
Gasolina	60 - 200	6 - 10	Combustible en motores de explosión
Queroseno	200 - 300	10 - 16	Combustible, calefacción
Gasóleo	275 - 400	15 - 18	Combustible en motores diésel, calefacción
Lubricantes	>350	18 - 30	Lubricación
Parafina, vaselina	>360	20 - 40	Velas, pomadas
Alquitrán	Residuo	—	Betunes, asfalto

Cada fracción es sometida posteriormente a distintas operaciones de separación de sus componentes.

Antidetonantes

Durante años, el índice de octanos de la gasolina se ha mejorado mediante la adición de sustancias antidetonantes, entre las que destaca el tetraetilplomo, $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$.

El problema de este compuesto es la dispersión en la atmósfera de plomo, un metal muy contaminante.

Por ello, en la actualidad se tiende al uso de gasolinas sin plomo.

Gasolina

Es la fracción del petróleo que hierve entre $60\text{ }^\circ\text{C}$ y $200\text{ }^\circ\text{C}$. Está constituida por una mezcla de moléculas de hidrocarburos de 6 a 10 átomos de carbono. En la actualidad es el derivado del petróleo que más interesa, debido a su gran consumo para motores de combustión.

Una buena gasolina para motor se caracteriza por:

- Contener un buen porcentaje de hidrocarburos volátiles para que el motor arranque fácilmente.
- Estar libre de residuos gomosos, que ocasionan el mal funcionamiento de las válvulas y forman carbonilla en la cabeza del cilindro.
- Permitir recorrer un elevado número de kilómetros por unidad de volumen de gasolina consumida.
- No ser detonante.

Índice de octanos

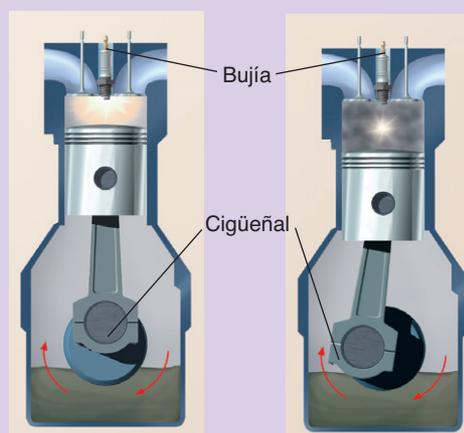
La mezcla de gasolina y aire debe comprimirse en el motor antes de que una chispa de la bujía provoque su explosión.

Si la mezcla explota en el interior del cilindro antes de que los pistones hayan acabado su recorrido, se dice que ha *detonado*. En este caso la cabeza del pistón recibe un choque repentino, como un martillazo, en lugar de un empuje suave y regular. Esto origina una pérdida de potencia y es muy perjudicial para el motor.

La capacidad de detonación de una gasolina se cuantifica mediante el *índice de octanos*, una escala arbitraria que asigna el valor 0 octanos al *n*-heptano, o heptano lineal, y el valor 100 octanos al 2,2,4-trimetilpentano. Estos compuestos son extremos de la escala porque los hidrocarburos lineales tienen tendencia a detonar con intensidad en los motores, mientras que los ramificados se queman más lentamente y producen un funcionamiento suave del motor. Una gasolina de 96 octanos origina la misma cantidad de detonaciones que una mezcla formada por un 96 % de 2,2,4-trimetilpentano y un 4 % de *n*-heptano.

Explosión provocada por la chispa de la bujía

Detonación de la mezcla



La gasolina solo representa el 20 % de los productos obtenidos por fraccionamiento del petróleo y esta proporción resulta insuficiente. Por ello se han ideado métodos para convertir en gasolina otras fracciones obtenidas en la destilación del petróleo.

Craqueo o <i>cracking</i>	Reformado	Alcoholación o alquilación
<p>Proceso en el que las moléculas de hidrocarburos con mayor número de carbonos que las gasolinas se someten a temperaturas y presiones muy elevadas.</p> <p>De esta manera se consigue su rotura y la obtención de gasolinas. El proceso puede efectuarse en condiciones más suaves si se utilizan catalizadores.</p> <p>Tiene la ventaja de que las gasolinas obtenidas poseen, generalmente, un índice de octanos alto.</p>	<p>Modificación de la estructura de las gasolinas obtenidas en la primera destilación del petróleo.</p> <p>La finalidad del reformado es mejorar la calidad de las gasolinas aumentando su índice de octanos y su volatilidad.</p> <p>Incluye diversas reacciones, entre las que destacan el craqueo, la polimerización y la isomerización (proceso por el que moléculas lineales se transforman en ramificadas).</p>	<p>Obtención de gasolinas mediante la combinación de alcanos de peso molecular bajo y de alquenos.</p> <p>Generalmente, el índice de octanos del producto es muy elevado.</p>

Síntesis orgánica

La **síntesis orgánica** consiste en la elaboración artificial en el laboratorio de moléculas orgánicas mediante procesos químicos de todo tipo.

Las características del carbono y de los enlaces que puede formar hacen que el número de compuestos existentes sea muy grande. Por otra parte, las moléculas orgánicas suelen ser muy complejas en su composición.

Finalidad de la síntesis orgánica

Los fines de la investigación relativa a la síntesis orgánica se clasifican en dos tipos: la investigación aplicada y la investigación básica.

- La **síntesis orgánica aplicada**. Busca desarrollar un producto cuya aplicación farmacéutica, agrícola o industrial es inmediata.
- La **síntesis orgánica básica**. Se sintetizan productos que no tienen un aplicación inmediata previsible, pero que se cree que podrán tener un interés como puerta de líneas de investigación desconocidas. En estos casos su utilidad se manifiesta después de algún tiempo.

Tipos de síntesis orgánica

En general se distinguen dos tipos de síntesis orgánicas: la *síntesis parcial* y la *síntesis total*.

- La **síntesis parcial** se produce cuando se parte de alguna molécula que existe en la naturaleza y que se puede producir con cierta facilidad a través de algún recurso natural. El opio, por ejemplo, ha sido un punto de partida en la síntesis de numerosos productos farmacéuticos.
- La **síntesis total** consiste en la construcción de moléculas partiendo de los compuestos orgánicos básicos. Todas las complejas cadenas de radicales se van ensamblando concienzudamente hasta obtener el compuesto deseado.

Fases de una investigación de síntesis orgánica

Podemos distinguir diferentes fases en una investigación de síntesis orgánica: descubrimiento, optimización, aplicación y contraindicaciones.

- Todo historial de grandes hallazgos en síntesis orgánica comienza con lo que podríamos llamar la *idea feliz*, es decir, el **descubrimiento** de la secuencia de reacciones o procesos que dan lugar a una molécula de interés. El descubrimiento se puede producir de dos maneras: la *casualidad* o la *planificación*.

La casualidad hace que, en ocasiones, una molécula generada en una fase intermedia pueda tener propiedades desconocidas e impredecibles que la conviertan en un compuesto de gran utilidad. No obstante, para que la casualidad llegue a aparecer es necesario llamar a su puerta muchas veces.

Otras veces, la *planificación* fruto de la experiencia de los investigadores hace prever claramente el comportamiento de la molécula y, en consecuencia, su utilidad. En ocasiones es muy útil el *análisis retrosintético*, consistente en planificar la cadena de reacciones hacia atrás, es decir, partiendo de los compuestos que queremos obtener y llegando finalmente a los productos de partida convencionales.

- A continuación comienza un proceso de verificación y de optimización.

Un proceso de síntesis orgánica solo es útil si tiene un buen rendimiento, es decir, un razonable equilibrio entre los recursos que hemos de aplicar para su obtención y los resultados en cantidad y calidad obtenidos. No solamente hemos de pensar en la rentabilidad económica de los costes, sino en la rentabilidad ecológica, es decir, ¿existen suficientes recursos en la naturaleza para producir esta sustancia?, ¿es posible que la naturaleza pueda reponer el débito de esa materia prima que generamos?

- Después, es necesaria la fase de **aplicaciones**. Probablemente las aplicaciones ya eran previsibles en el punto de partida. No obstante, generalmente es necesario diseñar una serie de aspectos complementarios que permitan la planificación directa del descubrimiento. Así, por ejemplo, la penicilina no pudo ser aplicada médicamente hasta que no se consiguió evitar que destruyera los glóbulos rojos de la sangre tal y como ocurría con las primeras muestras obtenidas.



Nuevos productos fruto de la síntesis orgánica como los grandes avances de la farmacología (anestésias, antibióticos, sedantes...) o las múltiples ventajas del envasado moderno (envasado al vacío, bolsas térmicas, protecciones esterilizantes...) suponen, sin duda, importantes mejoras en nuestra calidad de vida.

El gran inconveniente de la investigación de síntesis orgánica es que no siempre se da suficiente peso al inconveniente que puede suponer desde el punto de vista del mantenimiento de equilibrio ecológico. Consideraciones de sostenibilidad o biodegradabilidad se tienen en cuenta de una manera superficial. En muchos casos la producción de un determinado producto puede acarrear el vertido de residuos altamente contaminantes y este aspecto apenas se tiene en cuenta.

A

Un compuesto orgánico gaseoso tiene la siguiente composición centesimal: 24,25 % de carbono, 4,05 % de hidrógeno y 71,70 % de cloro. Además, 1 L de dicho gas, medido a 743 mm de mercurio y a 110 °C, tiene una masa de 3,068 g. Calcula la fórmula molecular del compuesto.

— Datos: C = 24,25 %; H = 4,05 %; Cl = 71,70 %

$$P = 743 \text{ mm} \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm}} = 0,978 \text{ atm} \quad V = 1 \text{ L}$$

$$T = 110 \text{ °C} = (110 + 273) \text{ K} = 383 \text{ K} \quad m = 3,068 \text{ g}$$

— Primero determinamos la fórmula empírica a partir de la composición centesimal.

Calculamos los moles de cada elemento en 100 g de compuesto:

$$n(\text{C}) = 24,25 \text{ g} \frac{1 \text{ mol}}{12,0 \text{ g}} = 2,02 \text{ mol de C}$$

$$n(\text{H}) = 4,05 \text{ g} \frac{1 \text{ mol}}{1,0 \text{ g}} = 4,05 \text{ mol de H}$$

$$n(\text{Cl}) = 71,70 \text{ g} \frac{1 \text{ mol}}{35,5 \text{ g}} = 2,02 \text{ mol de Cl}$$

Dividimos los moles hallados por el valor más pequeño:

$$\frac{n(\text{C})}{n(\text{C})} = \frac{2,02 \text{ mol}}{2,02 \text{ mol}} = 1 \quad \frac{n(\text{H})}{n(\text{C})} = \frac{4,05 \text{ mol}}{2,02 \text{ mol}} = 2$$

$$\frac{n(\text{Cl})}{n(\text{C})} = \frac{2,02 \text{ mol}}{2,02 \text{ mol}} = 1 \quad \text{C : H : Cl} \rightarrow 1 : 2 : 1$$

Fórmula empírica: CH_2Cl

— A continuación, determinamos la masa molecular, M_r , a partir de la ley de los gases ideales:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{0,978 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 383 \text{ K}} = 0,031 \text{ mol}$$

Hallamos m (1 mol) y de aquí la masa molecular M_r :

$$M = \frac{3,068 \text{ g}}{0,031 \text{ mol}} = 98,97 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}; \quad M_r = 98,97 \text{ u}$$

— Para determinar la fórmula molecular hallamos la masa de la fórmula empírica, dividimos la masa molecular M_r entre esta masa y multiplicamos los subíndices de la fórmula empírica por el valor del cociente:

$$m(\text{CH}_2\text{Cl}) = 12 \text{ u} + 2 \cdot 1 \text{ u} + 35,5 \text{ u} = 49,5 \text{ u}$$

$$98,97 \text{ u} : 49,5 \text{ u} = 2$$

Fórmula molecular: $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$

27. Un hidrocarburo gaseoso tiene un 85,64 % de C. Si a 100 °C y 101 293 Pa, 0,284 g del compuesto ocupan 100 mL, calcula su fórmula molecular.

28. Un hidrocarburo gaseoso tiene un 82,70 % de carbono. Si la densidad de dicho hidrocarburo a 25 °C de temperatura y 755 mm de mercurio de presión es de $2,36 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$, ¿cuál es su fórmula molecular?

29. La composición centesimal de un compuesto es la siguiente: 4,800 % de hidrógeno, 57,100 % de carbono y 38,100 % de azufre. Si en 5 g del compuesto hay $1,8 \cdot 10^{22}$ moléculas, calcula su fórmula molecular.

30. Halla la fórmula molecular de un compuesto cuya masa molecular es inferior a 100 u y tiene un 74,074 % de C, un 8,642 % de H y un 17,284 % de O.

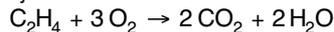
B

Efectuamos la combustión de 1,93 g de eteno con 5,92 g de O_2 . Si reaccionan con un rendimiento del 80 %, determina el reactivo en exceso y la masa de agua formada.

— Datos: $m(\text{C}_2\text{H}_4) = 1,93 \text{ g}$; $m(\text{O}_2) = 5,92 \text{ g}$

Rendimiento: 80 %

— Ajustamos la reacción:



— Para determinar el reactivo en exceso, calculamos la masa de un reactivo que debe reaccionar con la masa inicial del otro reactivo:

$$1,93 \text{ g C}_2\text{H}_4 \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_4}{28 \text{ g C}_2\text{H}_4} \cdot \frac{3 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_4} \cdot \frac{32 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2}$$

$$m(\text{C}_2\text{H}_4) = 6,62 \text{ g O}_2$$

No hay 6,62 g de O_2 iniciales. Por ello, el C_2H_4 está en exceso y efectuaremos los cálculos estequiométricos a partir de la masa inicial de O_2 .

— Calculamos la masa de agua producida:

$$5,92 \text{ g O}_2 \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{3 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{80}{100}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1,78 \text{ g}$$

31. Mezclamos 100 g de CaC_2 con 225 g de H_2O y reaccionan dando etino e hidróxido de calcio. Determina el reactivo en exceso y la masa de etino obtenida si el rendimiento de la reacción es del 65 %.

Sol.: 26,4 g

32. Quemamos 22 L de gas metano con 50 L de gas oxígeno, ambos medidos a 3 atm y 50 °C. Determina el reactivo en exceso y la masa de CO_2 formada si el rendimiento de la reacción fue del 90 %.

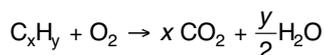
Sol.: 99 g

C

La combustión de 0,42 g de cierto hidrocarburo gaseoso produce 1,32 g de dióxido de carbono y 0,54 g de agua. Determina su fórmula empírica. Calcula su fórmula molecular si la densidad del hidrocarburo es $1,88 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ a 0°C y 1 atm .

— Datos: $m_{\text{hidroc.}} = 0,42 \text{ g}$ $m(\text{CO}_2) = 1,32 \text{ g}$
 $m(\text{H}_2\text{O}) = 0,54 \text{ g}$ $d_{\text{hidroc.}} = 1,88 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$

— La reacción de combustión es:



— Moles de CO_2 y H_2O producidos:

$$n(\text{CO}_2) = 1,32 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{44,01 \text{ g}} = 0,03 \text{ moles}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 0,54 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{18,016 \text{ g}} = 0,03 \text{ moles}$$

— Moles de C y H en el hidrocarburo:

$$n(\text{C}) = n(\text{CO}_2) = 0,03 \text{ moles}$$

$$n(\text{H}) = 2 n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 0,03 \text{ moles} = 0,06 \text{ moles}$$

$$\text{Relación molar: } \frac{n(\text{H})}{n(\text{C})} = \frac{0,06 \text{ mol H}}{0,03 \text{ mol C}} = \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol C}}$$

La fórmula empírica es CH_2 .

— Masa molar del hidrocarburo:

$$d = \frac{m}{V_m} = \frac{M(\text{hidrocarburo})}{22,4 \text{ L}}$$

$$M = d \cdot V_m = 1,88 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}} = 42,11 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

— Masa molecular experimental: 42,11 u

— Masa fórmula para CH_2 : 14,026 u

$$\text{Por tanto: } \frac{42,11 \text{ u}}{14,026 \text{ u}} = 3$$

— Fórmula molecular: $3 \cdot \text{CH}_2 \rightarrow \text{C}_3\text{H}_6$

Respuesta

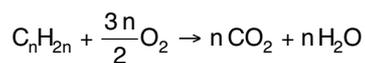
La fórmula empírica es CH_2 y la molecular, C_3H_6 .

D

Al quemar 2,8 L de un hidrocarburo gas de fórmula C_nH_{2n} , medidos a 0°C y 1 atm , se han producido 9,0 g de agua, además de dióxido de carbono. Calcula la fórmula molecular del hidrocarburo.

— Datos: $V_{\text{hidroc.}} = 2,8 \text{ L}$ $m(\text{H}_2\text{O}) = 9,0 \text{ g}$

— Expresamos la reacción de combustión:



— Moles de C en el hidrocarburo:

$$\begin{aligned} n(\text{C}) &= \text{moles de H}_2\text{O obtenidos} = \\ &= n(\text{H}_2\text{O}) = 9,0 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{18,016 \text{ g}} = 0,5 \text{ moles} \end{aligned}$$

— Moles de H en el hidrocarburo:

$$\begin{aligned} n(\text{H}) &= 2 n(\text{C}) = 1,0 \text{ moles} \\ \text{Relación molar: } \frac{n(\text{H})}{n(\text{C})} &= \frac{1,0 \text{ mol H}}{0,5 \text{ mol C}} = \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol C}} \end{aligned}$$

La fórmula empírica es CH_2 .

— Cálculo de la masa molecular:

$$n(\text{hidrocarburo}) = 2,8 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = 0,125 \text{ moles}$$

Masa de hidrocarburo:

$$\begin{aligned} m(\text{C}) &= 0,5 \text{ mol} \cdot 12,01 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 6,005 \text{ g} \\ m(\text{H}) &= 1 \text{ mol} \cdot 1,008 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 1,008 \text{ g} \end{aligned} \quad \text{Total: } 7,013 \text{ g}$$

$$\text{Masa molar: } \frac{7,013 \text{ g}}{0,125 \text{ mol}} = 56,104 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Masa molecular: 56,104 u

— Fórmula molecular

Masa molecular experimental: 56,104 u

Masa fórmula para CH_2 : 14,026 u

$$\frac{56,104 \text{ u}}{14,026 \text{ u}} = 4 \rightarrow \text{Fórmula molecular: } 4 \cdot \text{CH}_2 \rightarrow \text{C}_4\text{H}_8$$

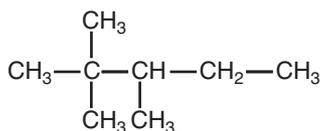
Respuesta

La fórmula molecular del hidrocarburo es C_4H_8 .

33. Calcula la fórmula molecular de un hidrocarburo saturado sabiendo que al quemar 8,6 g de este se producen 12,6 g de agua. Elige entre las siguientes fórmulas cuál podría ser: C_5H_{12} , C_6H_{14} , C_7H_{16} , C_8H_{18} .

Sol.: C_6H_{14}

34. Identifica los átomos de carbono primarios, secundarios, terciarios y cuaternarios que aparecen en el compuesto orgánico siguiente:



35. Escribe la fórmula desarrollada de una cadena carbonada que contenga átomos de carbono primarios, secundarios, terciarios y cuaternarios, e identifica cada tipo de átomo de carbono.

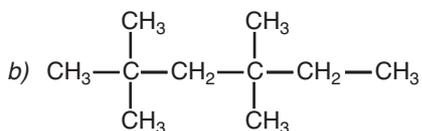
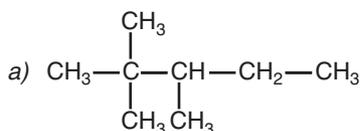
— Formula otro compuesto con el mismo número de carbonos pero sin carbonos cuaternarios.

36. Explica qué clase de enlace une los átomos de las moléculas orgánicas y qué clase de enlace existe entre una molécula y otra.

37. Razona si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas:

- Un átomo de carbono puede formar cuatro enlaces covalentes.
- Entre dos átomos de carbono puede haber hasta cuatro enlaces covalentes.
- Todas las cadenas carbonadas ramificadas tienen algún carbono terciario.
- Los átomos de carbono situados en los extremos de la cadena carbonada pueden ser primarios o secundarios.
- Hay cadenas carbonadas cerradas que son al mismo tiempo ramificadas.

38. Nombra los siguientes alcanos:



39. Formula los siguientes compuestos:

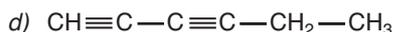
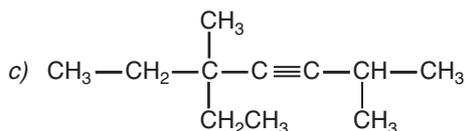
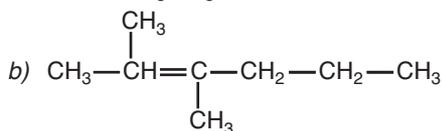
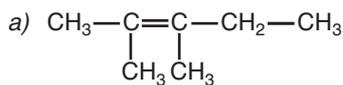
2,2,4-trimetilpentano; 2,2,4,4-tetrametiloctano;
3-etil-2,3-dimetilhexano; 3-etil-4-metiloctano;
3,5-dietil-2,3-dimetilnonano.

40. Escribe las estructuras de Lewis del propano y del butano, y sus fórmulas empíricas.

41. Formula los siguientes compuestos:

5-metil-1-hexeno; dimetil-2-buteno; 3-etil-4-metil-1,3-pentadieno; 4-etil-4-metil-1-hexino; 3,4-dimetil-1-pentino; 4,5-dietil-2-heptino.

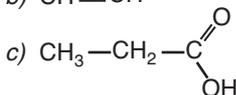
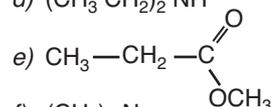
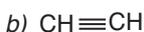
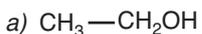
42. Nombra los siguientes compuestos:



43. Razona si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas, y justifica tu respuesta:

- Las propiedades más características de un compuesto orgánico dependen de su grupo funcional.
- El grupo funcional de las amidas es el grupo $-\text{NH}_2$.
- Una fórmula empírica puede corresponder a varios compuestos, pero una fórmula molecular solo puede corresponder a un compuesto determinado.
- Los ácidos carboxílicos de cadena lineal forman una serie homóloga.

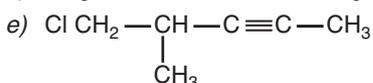
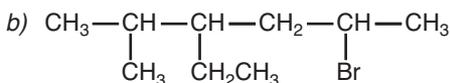
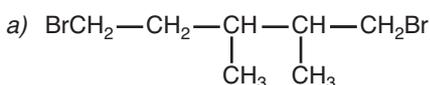
44. Identifica el grupo funcional en cada uno de los compuestos siguientes e indica a qué función orgánica pertenece cada uno de ellos.



45. Indica cuáles de las siguientes fórmulas pueden corresponder a un alcano, cuáles a un alqueno con un solo doble enlace y cuáles a un alquino con un único triple enlace:

C_5H_{10} , C_7H_{12} , $\text{C}_{15}\text{H}_{32}$, C_2H_4 , C_5H_8 , C_3H_4 , $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$

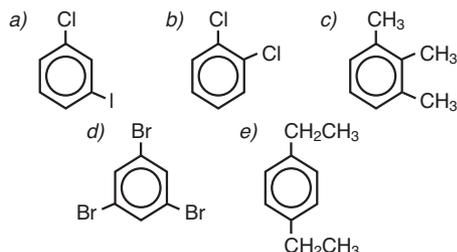
46. Nombra los siguientes compuestos:



47. Formula los compuestos:

- a) 5-bromo-2,4-dimetil-1-hexeno
 b) 1-bromo-1-butino
 c) 1,2,3-tribromopropano

48. Nombra los compuestos siguientes y escribe la fórmula molecular de cada uno de ellos:



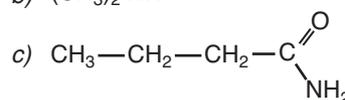
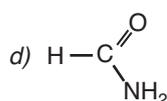
49. Formula los siguientes compuestos:

- a) ciclopenteno c) 1,2,4-trimetilciclohexano
 b) 1,2-dietilbenceno d) 1,4-dietilbenceno

50. Formula los siguientes compuestos nitrogenados:

- a) dietilamina c) etanamida
 b) dipropilamina d) 2-metilpropanamida

51. Nombra los compuestos siguientes:

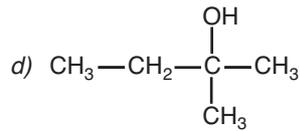
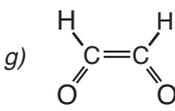
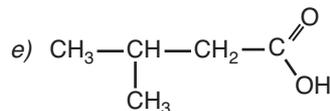
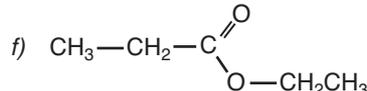
- a) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—NH}_2$
 b) $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$
 c) 
 d) 

52. Explica a qué se debe la existencia de tres clases de aminas: primarias, secundarias y terciarias.

53. Escribe las estructuras de Lewis de los compuestos: propeno, propino, metanol y etanal.

54. Escribe la fórmula desarrollada de cada uno de estos compuestos: etanol, 1-propanol, propanal, butanona y ácido propanoico.

55. Nombra los siguientes compuestos oxigenados:

- a) $\text{CH}_3\text{—CHOH—CHOH—CH}_3$
 b) $\text{CH}_3\text{—CO—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
 c) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CO—CH}_3$
 d)  g) 
 e) 
 f) 

56. Formula los siguientes compuestos:

- a) 1-cloro-2,4-pentanodiona g) propanona
 b) butanodial h) 4-etil-2-hexanol
 c) ácido butanoico i) butanamida
 d) metilamina j) 2-metil-2-butanol
 e) ácido 2-metilpropanoico k) metanamida
 f) propanoato de etilo l) ácido hexanoico

57. Los aldehídos y las cetonas tienen el grupo funcional carbonilo. Explica qué diferencia existe entre ellos.

58. Escribe las fórmulas desarrolladas de todos los isómeros de cadena de los alcanos de fórmula molecular C_6H_{14} .

— Formula y nombra todos los isómeros de posición de la hexanona.

59. Calcula la masa molecular de un compuesto orgánico gaseoso si 2,38 L de dicho compuesto, medidos a 97°C y 720 mm, tienen una masa de 2,81 g.

Sol.: 37,8 u

60. Un hidrocarburo gaseoso contiene 85,63 % de carbono y 14,37 % de hidrógeno. Si la densidad del gas a 0°C y 1 atm es $1,258\text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$, halla la fórmula molecular del compuesto.

61. Cierta compuesto orgánico gaseoso tiene la siguiente composición centesimal: 38,40 % de carbono, 4,80 % de hidrógeno y 56,80 de cloro.

Si 2,00 g del compuesto ocupan un volumen de 0,798 L a 750 mm de presión y 27°C , calcula la fórmula molecular del compuesto.

62. El propano reacciona con el O_2 y produce CO_2 y H_2O (g). Determina el volumen de CO_2 que se produce al quemar 10 L de propano con 40 L de O_2 , si el rendimiento de la reacción es del 80 % y todo el proceso se efectúa a 0°C y 1 atm.

— ¿Qué reactivo estaba en exceso?

Sol.: 19,2 L



63. Escribe en una hoja de cálculo la fórmula desarrollada de un hidrocarburo cualquiera, de gran tamaño. Coloca en cada celda un carbono, un hidrógeno o un enlace.

- a) Programa en una celda el contador de carbonos y en otra el contador de hidrógenos.
 b) Programa en otras celdas la fórmula molecular del hidrocarburo y la masa molar.
 c) Modifica a placer el hidrocarburo y comprueba que se actualizan los cálculos.

64. Con la ayuda de un programa de presentación prepara una exposición con material gráfico y datos estadísticos sobre las consecuencias del consumo de drogas.