

15

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA DEL CARBONO

15.1. EL ÁTOMO DE CARBONO

1. El silicio pertenece al mismo grupo que el carbono; por tanto, la configuración electrónica de la capa de valencia de ambos es la misma.

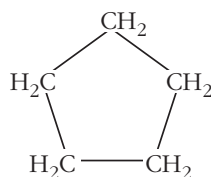
Sin embargo, el silicio no da lugar a una variedad y diversidad de compuestos tan grande como la del carbono. ¿Puedes dar alguna razón que lo explique?

La explicación puede encontrarse en el diminuto tamaño del carbono y los elementos con los que se enlaza, fundamentalmente hidrógeno y, en menor medida, oxígeno y nitrógeno. Si se tiene en cuenta que los enlaces son de naturaleza electrostática, se comprende que, cuanto menor sea el tamaño de los átomos ligados, más fuertes serán los enlaces formados.

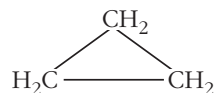
15.2. HIDROCARBUROS. ALCANOS

1. Formula los siguientes compuestos: ciclopentano, ciclopropano, hexano, octano.

- Ciclopentano:



- Ciclopropano:



- Hexano:



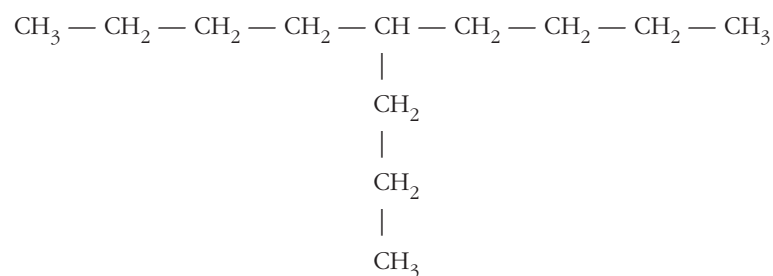
- Octano:



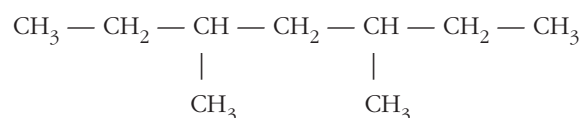
2. Formula los siguientes compuestos:

- 5-propilnonano
- 3,5-dimetilheptano
- 1,2,4-trimetilciclopentano
- n-pentano
- 2,2-dimetilpropano

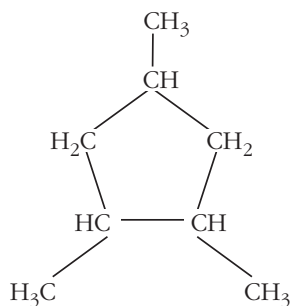
- 5-propilnonano:



- 3,5-dimetilheptano:



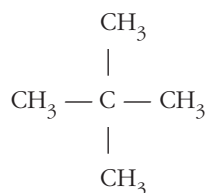
- 1,2,4-trimetilciclopentano:



- n-pentano:



- Dimetilpropano: observa que, en este caso, no es necesario señalar la numeración de los radicales:



3. De los compuestos que has formulado en la cuestión anterior, señala aquellos que presentan isomería de cadena.

Los compuestos que presentan isomería de cadena son el n-pentano y el dimetilpropano.

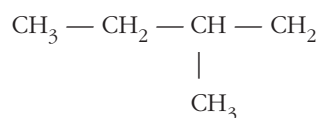
4. Escribe las fórmulas semidesarrolladas de todos los isómeros del pentano.

Teniendo en cuenta la fórmula del pentano:

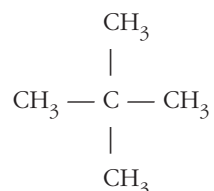


Los isómeros de cadena que presenta son los siguientes:

- Metilbutano:



- Dimetilpropano:



5. ¿Pueden presentar isomería de cadena los tres primeros alcanos? Justifica tu respuesta.

Los tres primeros alcanos no pueden presentar isomería, porque la única posibilidad de enlace de tres átomos de carbono es lineal. Dichos alcanos son los siguientes:

- Metano: CH_4
- Etano: $\text{CH}_3 - \text{CH}_3$
- Propano: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

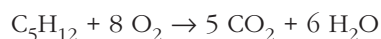
6. Nombra los siguientes radicales:

- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 -$
- $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_3 - \text{CH}_2 -$
- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 -$: radical etilo.
- $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_3 - \text{CH}_2 -$: radical pentilo.

15.3. ALCANOS: PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS

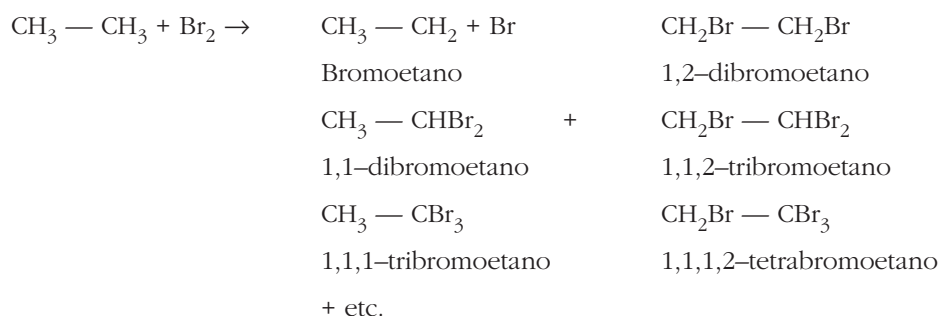
1. Escribe y ajusta la reacción de combustión del pentano.

La ecuación química que representa el proceso de combustión del pentano es:



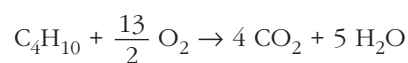
2. Escribe la reacción entre el bromo y el etano. Nombra todos los compuestos que podrían obtenerse.

Teniendo en cuenta los reactivos implicados en el proceso: $\text{CH}_3 - \text{CH}_3 + \text{Br}_2$, podemos obtener los siguientes productos:



3. Calcula el volumen de dióxido de carbono, medido en condiciones normales, y la masa de agua que se obtienen al arder 12,5 kg de butano (el contenido de una botella) con suficiente oxígeno.

La ecuación química ajustada que representa el proceso es:



Teniendo en cuenta la masa molar del butano, $M_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 58 \text{ g/mol}$, la cantidad de sustancia de butano que reacciona es:

$$n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = \frac{m_{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{M_{\text{C}_4\text{H}_{10}}} \rightarrow n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = \frac{12\,500}{58} = 215,52 \text{ mol de } \text{C}_4\text{H}_{10}$$

Planteando las relaciones estequiométricas que se indican a continuación, calculamos los datos que solicita el enunciado:

- Para el CO_2 :

$$\frac{n_{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{n_{\text{CO}_2}} = \frac{1}{4} \rightarrow n_{\text{CO}_2} = n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} \cdot 4 = 215,52 \cdot 4 = 862 \text{ mol de } \text{CO}_2 \text{ se obtienen}$$

Por tanto, el volumen de CO_2 , en condiciones normales, será:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow V_{\text{CO}_2} = \frac{n_{\text{CO}_2} \cdot R \cdot T}{P} =$$

$$= \frac{862 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 19\,298,28 \text{ l de } \text{CO}_2$$

- Para el H_2O :

$$\frac{n_{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{1}{5} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{O}} = 5 \cdot n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 5 \cdot 215,52 = 1\,077,6 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O} \text{ se obtienen.}$$

Teniendo en cuenta la masa molar del agua, $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}$, podemos calcular la masa de agua que se obtiene:

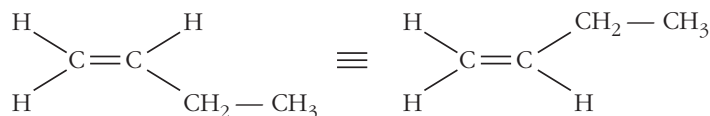
$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} \rightarrow m_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{H}_2\text{O}} \cdot M_{\text{H}_2\text{O}} = 1\,077,6 \cdot 18 =$$

$$= 19\,396,6 \text{ g} = 19,397 \text{ kg de } \text{H}_2\text{O}$$

15.4. ALQUENOS Y ALQUINOS

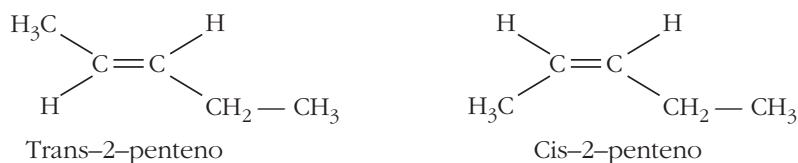
1. ¿Presenta el 1-buteno isomería cis-trans?

A la vista de la fórmula estructural desarrollada del 1-buteno, queda claro que no puede presentar isomería cis-trans:

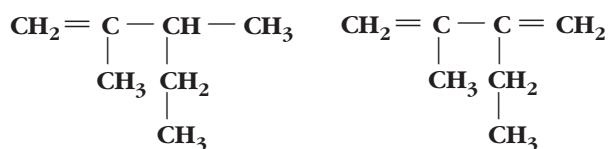


2. Formula los isómeros cis-trans del 2-penteno.

Las fórmulas de los compuestos son las que se muestran a continuación:



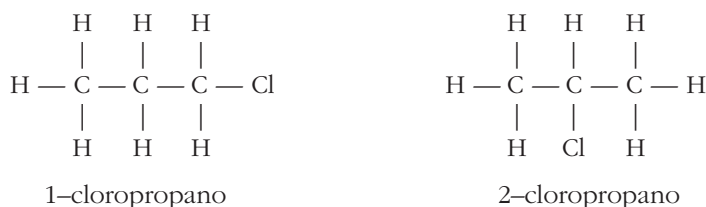
3. Nombra los siguientes compuestos:



El compuesto que aparece a la izquierda es el 2,3-dimetil-1-penteno y, el de la derecha, el 2-etil-3-metil-1,3-butadieno.

4. Dibuja la fórmula estructural desarrollada de los isómeros del 1-cloropropano.

Los isómeros del 1-cloropropano son:



5. Indica si son isómeros entre sí los siguientes compuestos y dibuja su fórmula estructural:

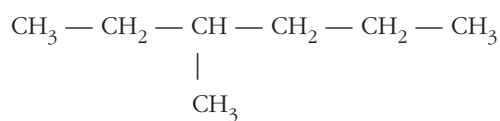
- n-heptano
- 2,3-dimetilpentano
- 3-metilhexano
- 3-metilhexeno

Las fórmulas de los compuestos que indica el enunciado son las siguientes:

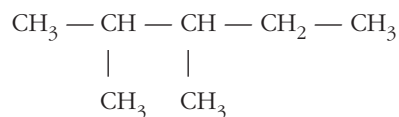
- n-heptano:



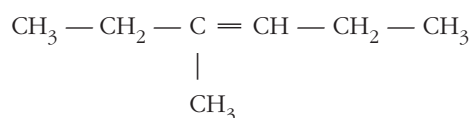
- 3-metilhexano:



- 2,3-dimetilpentano:



- 3-metil-3-hexeno:



A partir de las fórmulas se puede deducir fácilmente que son isómeros de cadena el n-heptano, el 3-metilhexano y el 2,3-dimetilpentano.

NOTA: La formulación correcta del último compuesto es 3-metil-3-hexeno, no 3-metilhexeno.

6. Escribe las reacciones de adición al propeno de los siguientes compuestos:

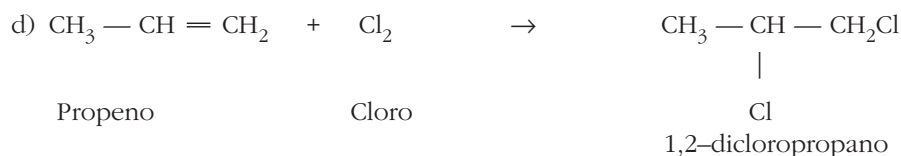
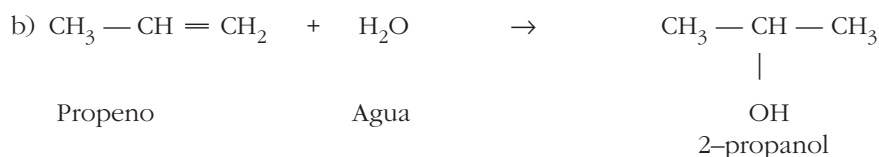
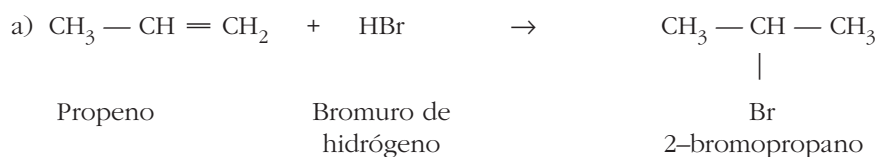
a) HBr

b) H₂O

c) H₂

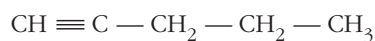
d) Cl₂

Las ecuaciones químicas que representan los procesos de adición son las siguientes:



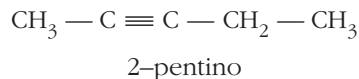
7. Formula el 1-pentino. Escribe las fórmulas de sus isómeros. Señala qué tipo de isomería presenta cada uno de ellos.

La fórmula del 1-pentino es:

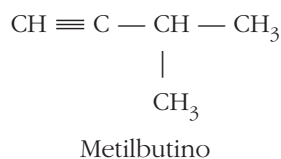


Los isómeros que presenta son:

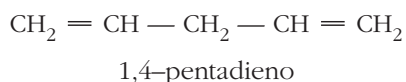
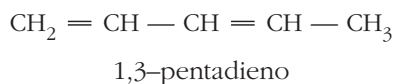
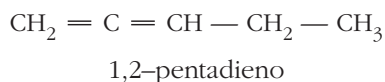
- Isómero de posición:



- Isómero de cadena:



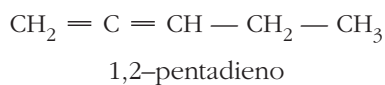
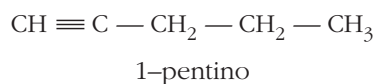
- Isómeros de función:



Estos últimos son, entre ellos, isómeros de posición. Se pueden formular, además, isómeros de cadena de estos últimos.

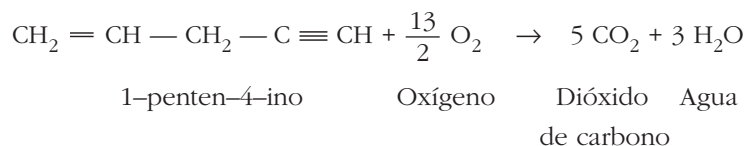
8. ¿Pueden ser isómeros un alqueno y un alquino?

Sí pueden ser isómeros. Como ejemplo se pueden citar dos de los compuestos de la actividad anterior:



9. Escribe y ajusta la ecuación química de la reacción de combustión de 1-penten-4-ino, sabiendo que, al arder, produce dióxido de carbono y vapor de agua.

La ecuación química ajustada que describe el proceso es la siguiente:



10. Calcula el volumen de CO₂ que se obtiene en el ejercicio anterior al quemar 1,28 g de compuesto. Los gases se recogen en condiciones normales.

Teniendo en cuenta la ecuación química ajustada del ejercicio anterior, podemos establecer la siguiente relación estequiométrica:

$$\frac{n_{1\text{-penten-4-ino}}}{n_{\text{CO}_2}} = \frac{1}{5} \rightarrow n_{\text{CO}_2} = 5 \cdot n_{1\text{-penten-4-ino}}$$

Para calcular la cantidad de sustancia de dióxido de carbono que se obtiene debemos hallar, en primer lugar, la cantidad de sustancia de 1-penten-4-ino que reacciona. Teniendo en cuenta que la masa molar del 1-penten-4-ino es 66 g/mol, resulta:

$$n_{1\text{-penten-4-ino}} = \frac{m_{1\text{-penten-4-ino}}}{M_{1\text{-penten-4-ino}}} = \frac{1,28}{66} = 0,0194 \text{ mol de 1-penten-4-ino}$$

Por tanto:

$$n_{\text{CO}_2} = 5 \cdot 0,0194 = 0,097 \text{ mol de CO}_2$$

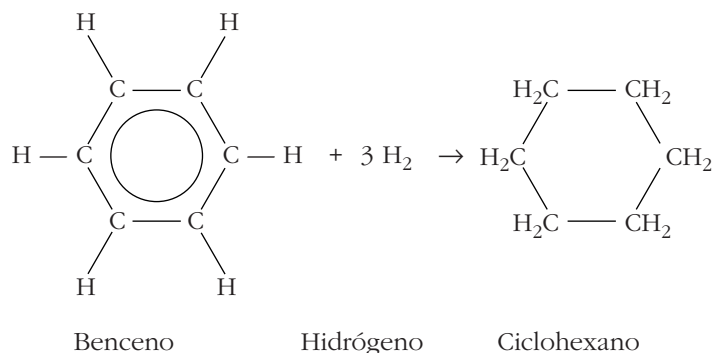
Finalmente, a partir de la ecuación de los gases ideales, obtenemos el volumen de CO₂ medido en condiciones normales de presión y temperatura:

$$\begin{aligned} P \cdot V_{\text{CO}_2} &= n_{\text{CO}_2} \cdot R \cdot T \rightarrow V_{\text{CO}_2} = \frac{n_{\text{CO}_2} \cdot R \cdot T}{P} = \\ &= \frac{0,097 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 2,17 \text{ l de CO}_2 \end{aligned}$$

15.5. HIDROCARBUROS AROMÁTICOS

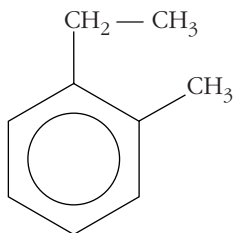
1. Escribe la reacción de obtención de ciclohexano a partir de benceno.

La ecuación química ajustada la podemos representar del siguiente modo:

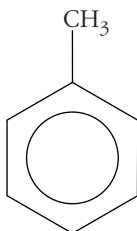


2. Formula los siguientes compuestos: 1-etil-2-metilbenceno, tolueno y propilbenceno.

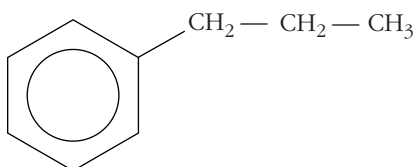
- 1-etil-2-metilbenceno:



- Tolueno:



- Propilbenceno:



15.6. EL PETRÓLEO, FUENTE NATURAL DE HIDROCARBUROS

1. ¿Existen alternativas viables a corto o medio plazo que puedan sustituir a las combustiones como fuente de energía?

En esta actividad se puede volver a hablar de las distintas fuentes de energía, incidiendo en las energías alternativas, comentando, si procede, el apartado de ciencia, tecnología y sociedad de la unidad 7.

Respecto al petróleo y el gas natural que, junto con el carbón, constituyen el grupo de los llamados combustibles fósiles, el uso que de ellos se hace como fuentes de energía queda patente en múltiples aspectos de nuestra vida diaria, lo que permite afirmar que, al menos a corto plazo, no existe una alternativa viable a su uso.

2. Investiga qué efectos tiene la combustión de las gasolinas sobre la contaminación atmosférica y sobre el efecto invernadero.

La combustión incompleta de las gasolinas provoca vertidos de hidrocarburos a la atmósfera, fundamentalmente eteno y propeno, a través del tubo de escape. Estos sufren reacciones con otras especies químicas presentes en la atmósfera, como son los óxidos de nitrógeno, originando una gran variedad de compuestos que constituyen el denominado **smog**, que se manifiesta en forma de nube contaminante sobre las grandes ciudades.

Por otra parte, el CO_2 producido en la combustión de las gasolinas, hace que aumente la concentración de dicho gas en la atmósfera, provocando lo que se conoce como **efecto invernadero**. La Tierra recibe energía procedente del Sol, y parte de esta energía la emite. La energía emitida por la Tierra al espacio exterior pertenece fundamentalmente a la franja espectral del infrarrojo, y la atmósfera absorbe parte de esta radiación. El CO_2 absorbe radiación infrarroja y actúa como una envoltura aislante. Cuanto mayor es la cantidad de CO_2 , mayor es la energía atrapada, lo que provoca un aumento global de la temperatura del planeta, con los consiguientes efectos en grandes áreas de la Tierra: sequías en zonas productivas, erosión de la capa de hielo de la Antártida, elevación del nivel del mar...

ACTIVIDADES DE LA UNIDAD

CUESTIONES

1. Termodinámicamente, el 2-metilpropano es más estable que el n-butano. ¿Cuál posee la temperatura de ebullición menor? ¿Existe alguna relación entre estabilidad termodinámica y temperatura de ebullición?

Las formas más irregulares que presentan los hidrocarburos de cadena ramificada, en relación con los de cadena lineal, pueden dificultar los contactos entre sus moléculas, lo que hace que sus temperaturas de fusión y de ebullición sean inferiores a las de los correspondientes isómeros lineales.

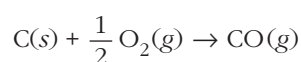
En este caso, la estabilidad termodinámica no está relacionada con la temperatura de ebullición, ya que la primera hace referencia a los enlaces intramoleculares covalentes, mientras que en el proceso de ebullición se rompen las interacciones intermoleculares.

2. ¿Por qué son tan peligrosos los braseros en los que se cubren las brasas con ceniza para mantener la combustión durante más tiempo? ¿Qué procesos químicos pueden ocurrir en un brasero que quema carbón cuando el oxígeno alcanza al carbón en cantidad suficiente? ¿Y cuándo no es así?

En un brasero en el que el aporte de oxígeno no se ve dificultado, la combustión es completa, ya que hay suficiente oxígeno para que suceda así. La ecuación química que corresponde a dicho proceso es la siguiente:



Cuando se cubre el brasero con ceniza, se dificulta el aporte de oxígeno, de manera que la combustión no es completa. Es lo mismo que ocurre cuando se produce la combustión del carbón en una atmósfera pobre en oxígeno o en lugares donde no se renueva el aire de forma clara. La ecuación química del proceso es la que se indica a continuación:



Esta reacción es muy peligrosa, ya que el monóxido de carbono es un gas muy tóxico, que provoca la muerte al inhalarlo. De ahí el consejo de no utilizar braseros cubiertos de ceniza para mantener más tiempo la combustión.

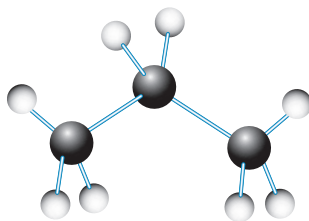
3. Si el butano que arde en una cocina es un gas, ¿qué encierran las botellas de butano? ¿Cómo lo explicas?

El butano encerrado en las bombonas se encuentra en estado líquido, porque está a una presión muy elevada. La licuación se produce comprimiendo el gas en el interior de las bombonas. La razón por la que estas son tan pesadas es que su pared es de acero y de un grosor considerable para que resista la presión. Al abrir la espita del gas, y salir a la presión atmosférica, el butano pasa a estado gaseoso.

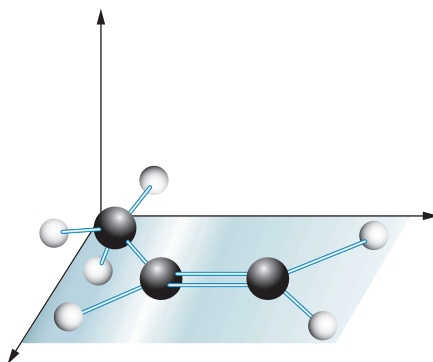
4. Representa las posibles geometrías de las siguientes moléculas: propano, propeno y propino.

La geometría de las moléculas es la siguiente:

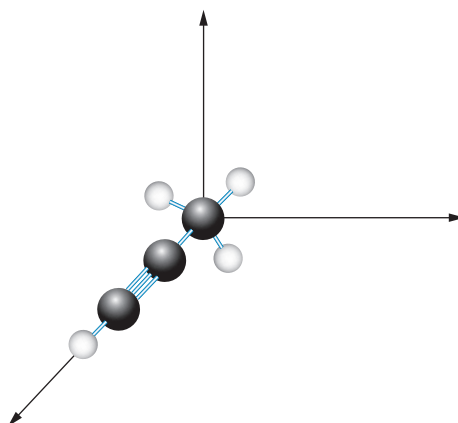
- Propano:



- Propeno:



- Propino:



5. ¿Por qué son menos reactivos los alcanos que los alquenos?

La mayor reactividad de los alquenos es debida al doble enlace. En la siguiente tabla se indica la energía que corresponde al enlace sencillo C—C y al doble enlace C=C:

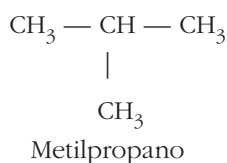
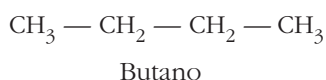
Enlace	Energía de enlace (kJ/mol)
C—C	347
C=C	598

Como se aprecia en la tabla, el doble enlace, C=C, es más fuerte que el enlace sencillo, C—C. Sin embargo, la energía que corresponde al segundo enlace C—C en el enlace doble es, tan solo, $251 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, lo que lo hace más reactivo.

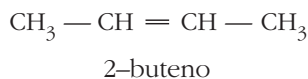
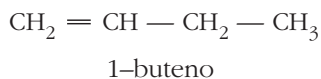
6. Define el concepto de isomería. Escribe dos compuestos que sean isómeros de posición y otros dos que lo sean de cadena.

Son isómeros dos compuestos distintos que, teniendo la misma fórmula molecular, tienen distinta fórmula estructural. Como ejemplo podemos poner los siguientes:

- Isómeros de cadena:



- Isómeros de posición:



7. Busca información sobre los CFC y cómo afectan a la destrucción de la capa de ozono estratosférica.

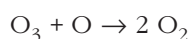
Parece ser que la vida no se habría podido desarrollar en la Tierra sin el escudo protector que constituye la capa de ozono estratosférica. El ozono, O_3 , se forma naturalmente a partir del oxígeno molecular, O_2 . En la estratosfera, la radiación ultravioleta (UV) procedente del sol tiene suficiente energía para producir la ruptura de una molécula de oxígeno en los dos átomos que la forman:



Estos átomos de oxígeno son muy reactivos, y chocan con otras moléculas de oxígeno para producir ozono:



Y, de la misma manera que se forma, el ozono se puede destruir:



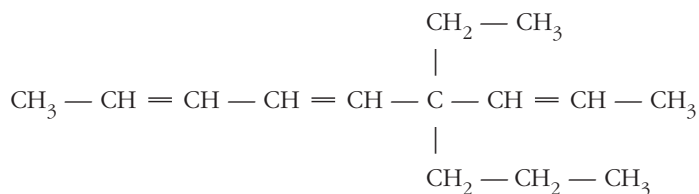
Esta última reacción es lenta, por lo que el ozono se está formando y destruyendo de forma continua y natural, alcanzándose un estado estacionario que permite que haya un remanente de ozono en la estratosfera debido a la diferencia entre las velocidades de formación y descomposición.

Los CFC o freones son compuestos clorofluorocarbonados, como, por ejemplo, el CFCl_3 o el CF_2Cl_2 . Se han utilizado ampliamente como refrigerantes y como propulsores de los aerosoles. Una vez se han vertido a la atmósfera, los CFC, que son muy estables, se difunden por la atmósfera (tienen una vida media larga, de unos 100 años, ya que los enlaces covalentes C-halógeno son muy fuertes). La difusión es lenta, pueden tardar 10 ó 15 años en llegar a la estratosfera. Una vez allí, se produce la ruptura de la molécula por la acción de la radiación UV, dando átomos de cloro, que catalizan la reacción de destrucción del ozono, acelerando dicha reacción y provocando el adelgazamiento de la capa de ozono.

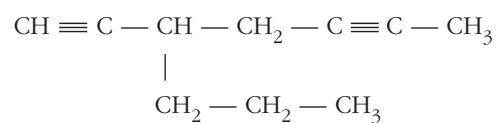
EJERCICIOS

8. Formula las siguientes especies químicas:

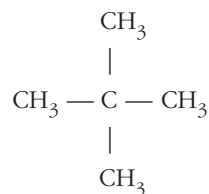
- 6-etil-6-propil-2,4,7-nonatrieno
- 3-propil-1,5-heptadieno
- 2,2-dimetilpropano
- 3-metil-1-hexeno
- 2,3-dimetil-1-octen-4,7-diino
- 1-cloro-2-metilbutano
- 3-etil-6-metil-2-hepteno
- radical 2-propenilo
- radical etenilo
- etilciclopentano
- 1,3-dimetilciclohexano
- 4-metil-1-penteno
- 5,7-decadien-2-ino
- 1-etil-2-metilbenceno
- 1-buten-3-ino
- 6-etil-6-propil-2,4,7-nonatrieno:



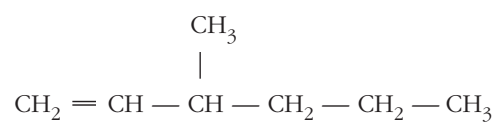
- 3-propil-1,5-heptediino:



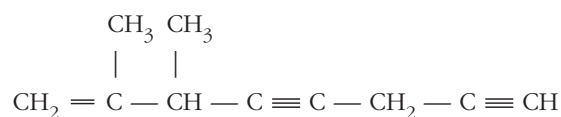
- 2,2-dimetilpropano:



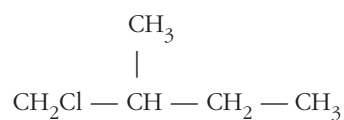
- 3-metil-1-hexeno:



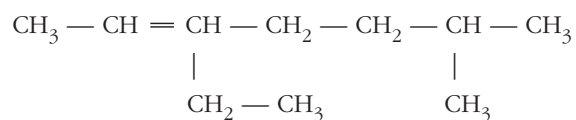
- 2,3-dimetil-1-octen-4,7-diino:



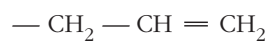
- 1-cloro-2-metilbutano:



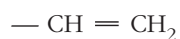
- 3-etil-6-metil-2-hepteno:



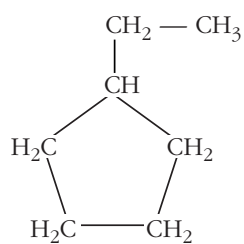
- radical 2-propenilo:



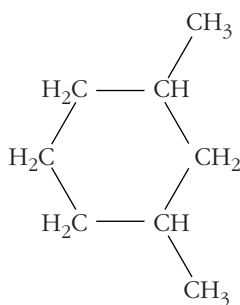
- radical etenilo:



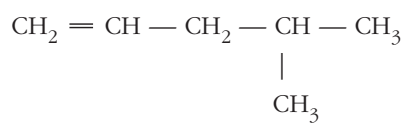
- etilciclopentano:



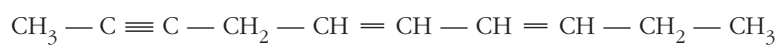
- 1,3-dimetilciclohexano:



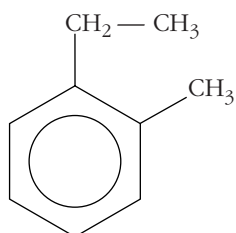
- 4-metil-1-penteno:



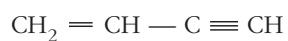
- 5,7-decadien-2-ino:



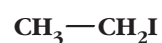
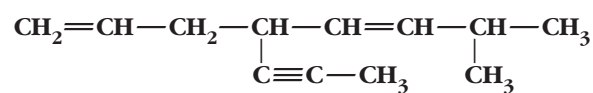
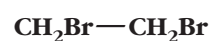
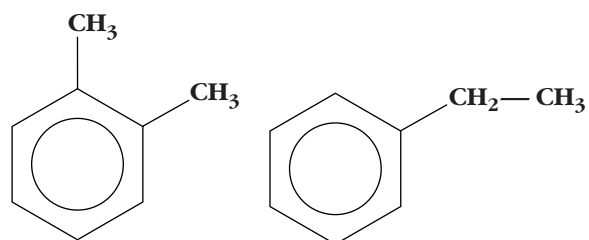
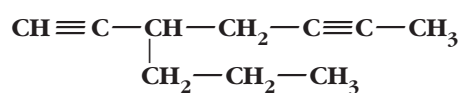
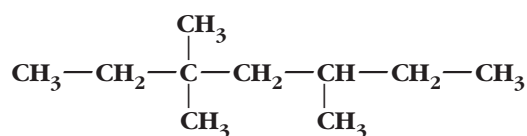
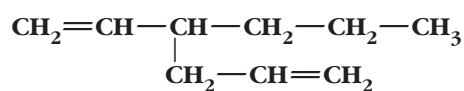
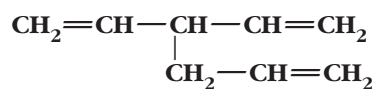
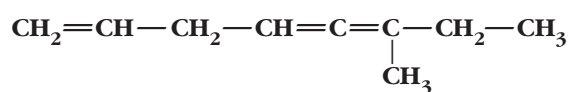
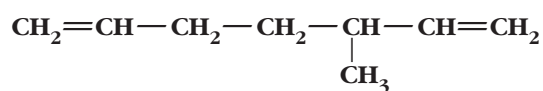
- 1-etil-2-metilbenceno:



- 1-buten-3-ino:



9. Nombra las siguientes especies químicas:



El nombre de las especies químicas, por el mismo orden en que aparecen en el enunciado, es el siguiente:

- 3-metil-1,6-heptadieno.
- 6-metil-1,4,5-octatrieno.
- 3-etenil-1,5-hexadieno.
- 3-propil-1,5-hexadieno.
- 1,3-pentadieno.

- 3,3,5-trimetil-heptano.
- Radical propilo.
- 3-propil-1,5-heptadieno.
- 1,2 dimetilbenceno ó o-metiltolueno.
- Etilbenceno.
- 1,2-dibromoetano.
- 4-(1)-propinil-7-metil-1,5-octadieno.
- Yodo etano.

10. Formula y nombra todos los isómeros que corresponden al compuesto de fórmula C_6H_{12} .

Algunos de los isómeros son los que se relacionan a continuación:

- $CH_2 = CH - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$ 1-hexeno
- $CH_3 - CH = CH - CH_2 - CH_2 - CH_3$ 2-hexeno
- $CH_3 - CH_2 - CH = CH - CH_2 - CH_3$ 3-hexeno
- $CH_2 = C - CH_2 - CH_2 - CH_3$ 2-metil-1-penteno
 $\quad \quad \quad |$
 $\quad \quad \quad CH_3$
- $CH_2 = CH - CH - CH_2 - CH_3$ 3-metil-1-penteno
 $\quad \quad \quad \quad \quad |$
 $\quad \quad \quad \quad \quad CH_3$
- $CH_2 = CH - CH_2 - CH - CH_3$ 4-metil-1-penteno
 $\quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad |$
 $\quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad CH_3$
- $CH_3 - C = CH - CH_2 - CH_3$ 2-metil-2-penteno
 $\quad \quad \quad |$
 $\quad \quad \quad CH_3$
- $CH_3 - CH = C - CH_2 - CH_3$ 3-metil-2-penteno
 $\quad \quad \quad \quad \quad |$
 $\quad \quad \quad \quad \quad CH_3$
- $CH_3 - CH = CH - CH - CH_3$ 4-metil-2-penteno
 $\quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad |$
 $\quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad CH_3$
- $CH_2 = CH - CH_2 - CH_3$ 2-etil-1-buteno
 $\quad \quad \quad |$
 $\quad \quad \quad CH_2 - CH_3$

- $$\begin{array}{c} \text{CH}_2 = \text{C} - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ | \quad | \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \end{array}$$

2,3-dimetil-1-buteno
- $$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_2 = \text{CH} - \text{C} - \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$$

3,3 dimetil-1-buteno
- $$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{C} = \text{CH} - \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \end{array}$$

2-etil-2-buteno
- $$\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{C} = \text{C} - \text{CH}_3 \\ | \quad | \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \end{array}$$

2,3-dimetil-2-buteno
- $$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C} - \text{CH}_2 \\ / \quad \backslash \\ \text{H}_2\text{C} \quad \text{CH}_2 \\ \backslash \quad / \\ \text{H}_2\text{C} - \text{CH}_2 \end{array}$$

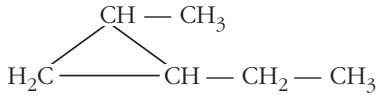
Ciclohexano
- $$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH} \\ / \quad \backslash \\ \text{H}_2\text{C} \quad \text{CH}_2 \\ \backslash \quad / \\ \text{H}_2\text{C} - \text{CH}_2 \end{array}$$

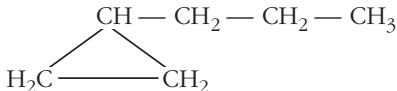
Metilciclopentano
- $$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C} - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ | \quad | \\ \text{H}_2\text{C} - \text{CH} - \text{CH}_3 \end{array}$$

1,2-dimetilciclobutano
- $$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C} - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ | \quad | \\ \text{CH}_3 - \text{HC} - \text{CH}_2 \end{array}$$

1,3-dimetilciclobutano
- $$\begin{array}{c} \text{CH} - \text{CH}_3 \\ / \quad \backslash \\ \text{CH}_3 - \text{HC} - \text{CH} - \text{CH}_3 \end{array}$$

1,2,3-trimetilciclopropano

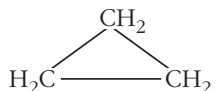
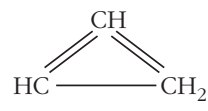
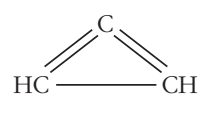
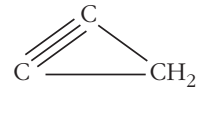
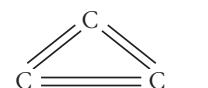
- 

1-metil-2-etil-ciclopropano
- 

Propilciclopropano

11. Representa todas las formas en que pueden unirse tres átomos de carbono. Ten en cuenta que un átomo de carbono puede formar enlaces simples, dobles y triples con otro átomo de carbono.

Las distintas formas de unirse están presentes en los compuestos que se indican a continuación:

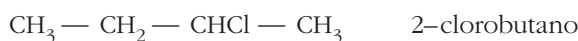
- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
- $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3$
- $\text{CH}_2 = \text{C} = \text{CH}_2$
- $\text{CH} \equiv \text{C} - \text{CH}_3$
- 
- 
- 
- 
- 

12. Escribe y nombra todos los isómeros estructurales de fórmula $\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}$.

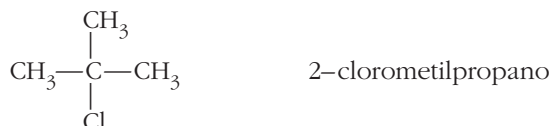
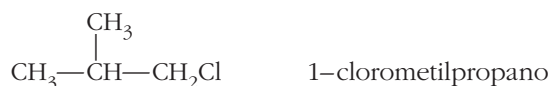
Si tenemos en cuenta la proporción en que aparece cada elemento en la fórmula del compuesto, vemos que se trata de un haloalcano, formado por la sustitución de uno de los hidrógenos del alcano (de fórmula general $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$) por un halógeno, en este caso el cloro, dando lugar a un compuesto que responde a la fórmula $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{Cl}$.

Para la fórmula propuesta en el enunciado, las posibilidades de enlazar 4 átomos de carbono con un átomo de cloro y nueve átomos de hidrógeno son las siguientes:

— Cadena lineal:



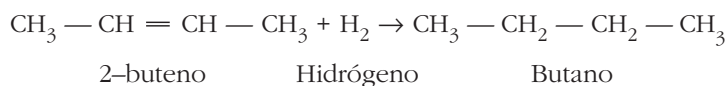
— Cadena ramificada:



NOTA: La solución de este ejercicio se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

13. Escribe la ecuación química que corresponde a la reacción de adición de hidrógeno al 2-buteno. Nombra el producto obtenido.

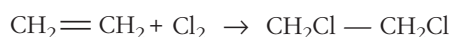
El producto que se obtiene en el proceso es el butano. La ecuación química ajustada que lo describe es la siguiente:



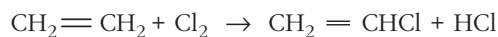
14. Escribe una reacción de sustitución y otra de adición de un halógeno a un alqueno. ¿En qué se diferencian esos dos procesos? ¿Cuál es más probable que se produzca? ¿Por qué?

Como ejemplos de ambos tipos de reacción podemos poner los siguientes:

- Reacción de adición de un halógeno a un alqueno:



- Reacción de sustitución de un hidrógeno por un halógeno:

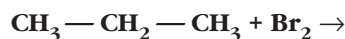


Es más probable que se produzca el primero de los procesos; la adición de un halógeno a un alqueno, ya que, para ello, es necesario aportar la energía necesaria para romper un doble enlace, menor que la que se necesita para romper un enlace simple, caso de la reacción de sustitución.

Recuerda que, aunque el doble enlace, $\text{C} = \text{C}$, es más fuerte que el enlace sencillo, $\text{C} - \text{C}$, la energía que corresponde al segundo enlace $\text{C} - \text{C}$ en el enlace doble es menor que la del enlace simple, como se aprecia en la siguiente tabla, lo que le hace más reactivo (revisa el último apartado de la página 407 del libro del alumnado).

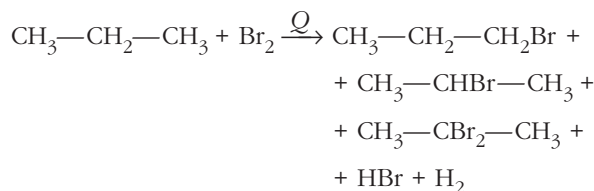
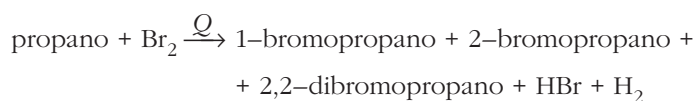
Enlace	Energía de enlace (kJ/mol)
$\text{C} - \text{C}$	347
$\text{C} = \text{C}$	610

15. Completa y ajusta las siguientes reacciones químicas:

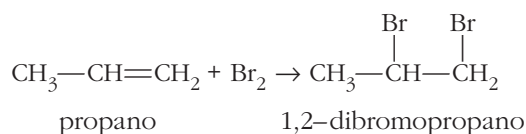


— La reacción de halogenación de un hidrocarburo saturado consiste en la sustitución de un hidrógeno del alcano por un halógeno. Es una reacción que requiere una energía de activación (por medio de luz o calor), y origina una mezcla de productos de reacción, ya que pueden producirse halogenaciones en diversos puntos de la cadena hidrocarbonada.

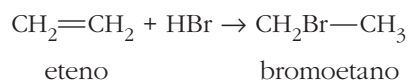
En el caso del propano, y con suficiente cantidad de sustancia en mol de cada uno de los reactivos, la reacción que se produce es la siguiente:



— La reacción de un alqueno con bromo es inmediata, no requiere activación. Es una reacción de adición del doble enlace:



— La reacción de un haluro de hidrógeno con un alqueno es también una reacción de adición al doble enlace:

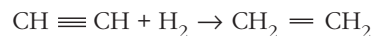


NOTA: La solución de este ejercicio se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

16. Escribe las reacciones que permiten obtener cloroetano a partir de acetileno.

La reacción transcurre en dos pasos:

- Hidrogenación:



- Halogenación:



El proceso de hidrogenación debe hacerse de forma controlada. Si no es así, se obtiene directamente etano.

PROBLEMAS

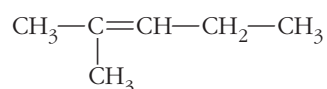
17. Calcula el número de moléculas que hay en 4,55 g de 2-metil-2-penteno.

Para calcular el número de partículas que hay en una muestra, tenemos en cuenta la relación:

$$n = \frac{N}{N_A} \quad [1]$$

donde $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ partículas/mol es la constante de Avogadro.

La muestra es de 4,55 g de 2-metil-2-penteno, cuya fórmula desarrollada es la siguiente:



La cantidad de sustancia a que equivale esta masa es, teniendo en cuenta la masa molar del compuesto, $M = 84$ g/mol:

$$n = \frac{m}{M} \quad [2]$$

Igualando las expresiones [1] y [2]:

$$\frac{m}{M} = \frac{N}{N_A}$$

Sustituyendo valores en la igualdad anterior y despejando, obtenemos el número de partículas de 2-metil-2-penteno:

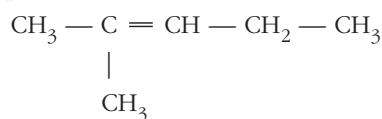
$$\frac{4,55}{84} = \frac{N}{6,022 \cdot 10^{23}} \rightarrow N = 3,26 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}$$

NOTA: La solución de este problema se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

18. Disponemos de 10 g de 2-metil-2-penteno. Calcula:

- La cantidad de sustancia, medida en mol de compuesto, a que equivalen 10 g de este hidrocarburo.**
- La masa de producto de reacción que se obtiene cuando la muestra se hace reaccionar con suficiente cantidad de bromo. En este caso, escribe y ajusta la ecuación química del proceso.**

La fórmula del 2-metil-2-penteno es:

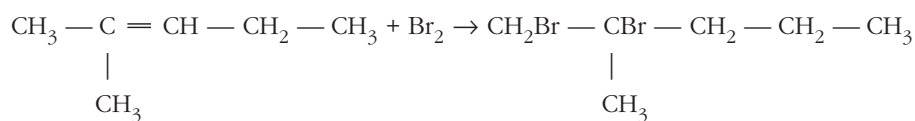


Y su masa molar, $M_{2\text{-metil-2-penteno}} = 84$ g/mol.

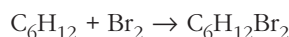
a) La cantidad de sustancia a que equivale la muestra es:

$$\begin{aligned} n_{2\text{-metil-2-penteno}} &= \frac{m_{2\text{-metil-2-penteno}}}{M_{2\text{-metil-2-penteno}}} = \frac{10}{84} = \\ &= 0,119 \text{ moles de 2-metil-2-penteno} \end{aligned}$$

b) La ecuación química que corresponde al proceso es:



Es decir:



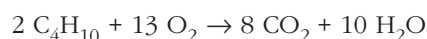
Teniendo en cuenta que $M_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{Br}_2} = 243,8$ g/mol, podemos calcular la masa de producto:

$$\frac{n_{\text{C}_6\text{H}_{12}}}{n_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{Br}_2}} = \frac{1}{1} \rightarrow n_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{Br}_2} = 0,119 \text{ mol}$$

$$m = M \cdot n \rightarrow m_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{Br}_2} = 243,8 \cdot 0,119 = 29,2 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{Br}_2$$

19. Calcula el volumen de oxígeno, medido en condiciones normales, que se consumirá en la combustión de todo el butano contenido en una bombona de 4 kg. Escribe y ajusta la ecuación química del proceso de combustión.

La ecuación química ajustada que corresponde al proceso es la siguiente:



Teniendo en cuenta que $M_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 58$ g/mol, podemos construir la siguiente tabla:

	C₄H₁₀	O₂
Ecuación	2 · 58 g	13 · 22,4 l (c. n.)
Problema	4000 g	V _{O₂}

Por tanto, podemos plantear la siguiente relación estequiométrica para calcular el volumen de oxígeno que se consumirá:

$$V_{\text{O}_2} = \frac{13 \cdot 22,4 \cdot 4000}{2 \cdot 58} = 10041 \text{ l}$$

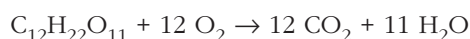
20 La combustión de la sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, produce dióxido de carbono y vapor de agua.

a) Ajusta la ecuación química del proceso.

b) Calcula la cantidad de sacarosa que se necesita quemar para obtener 18 g de agua.

c) ¿Qué volumen de oxígeno, medido en c.n., se requiere?

a) La ecuación química ajustada que corresponde al proceso es:



b) y c) Teniendo en cuenta que $M_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = 342 \text{ g/mol}$, podemos construir la siguiente tabla:

	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	O_2	H_2O
Ecuación	342 g	$12 \cdot 22,4 \text{ l (c.n.)}$	$11 \cdot 18 \text{ g}$
Problema	m	V_{O_2}	18 g

Por tanto:

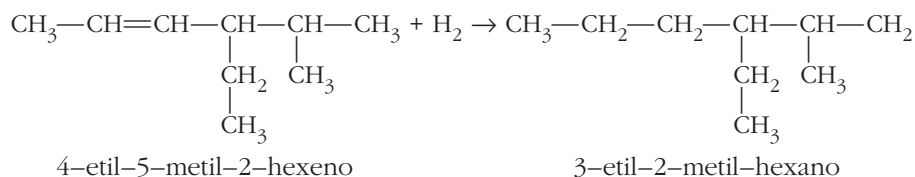
$$\frac{m}{342} = \frac{18}{11 \cdot 18} \rightarrow m = \frac{342}{11} = 31,09 \text{ g de sacarosa}$$

$$\frac{V_{\text{O}_2}}{12 \cdot 22,4} = \frac{18}{11 \cdot 18} \rightarrow V_{\text{O}_2} = \frac{12 \cdot 22,4}{11} = 26,18 \text{ l de O}_2 \text{ en c.n.}$$

21. El hidrocarburo 4-etil-5-metil-2-hexeno origina, por hidrogenación, el correspondiente hidrocarburo saturado.

- Escribe y ajusta la ecuación química del proceso y nombra el hidrocarburo que se obtiene.
- Calcula la masa de hidrocarburo insaturado que reacciona con 85 litros de hidrógeno, medido en condiciones estándar de presión y temperatura (25 °C y 1 atm).

a) La ecuación ajustada del proceso de hidrogenación es la siguiente:



b) Para obtener la masa de 4-etil-5-metil-2-hexeno que reacciona, procedemos del siguiente modo:

• Datos:

$$— V_{\text{H}_2} = 85 \text{ l; medido a } P = 1 \text{ atm y } T = 25 + 273 = 298 \text{ K.}$$

La cantidad de sustancia de H_2 que reacciona, en mol de moléculas, se calcula despejando en la ecuación de estado de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n_{\text{H}_2} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

Sustituyendo valores:

$$n_{\text{H}_2} = \frac{1 \cdot 85}{0,082 \cdot 298} = 3,48 \text{ mol de H}_2$$

• Incógnita:

— m_{hexeno} que reacciona.

Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción:

$$\frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{hexeno}}} = \frac{1}{1}$$

Luego la cantidad de sustancia, en mol de moléculas de hexeno, que reaccionará será:

$$n_{\text{hexeno}} = 3,48 \text{ mol de 4-etil-5-metil-2-hexeno}$$

La masa a que equivale esta cantidad de sustancia se obtiene despejando en la expresión:

$$n_{\text{hexeno}} = \frac{m_{\text{hexeno}}}{M_{\text{hexeno}}} \rightarrow m_{\text{hexeno}} = n_{\text{hexeno}} \cdot M_{\text{hexeno}}$$

y teniendo en cuenta que la masa molar del hexeno es $M_{\text{hexeno}} = 126 \text{ g/mol}$:

$$m_{\text{hexeno}} = 3,48 \cdot 126 = 438,48 \text{ g de 4-etil-5-metil-2-hexeno}$$

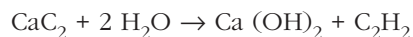
NOTA: La resolución de este problema se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

22 Al añadir agua a 80 g de carburo de calcio, CaC_2 , se produce hidróxido de calcio y acetileno.

a) Formula y ajusta la ecuación química.

b) Si todo el acetileno obtenido se quema, calcula el volumen de oxígeno, medido a 20 °C y 747 mmHg, que se consumirá en la combustión.

a) La ecuación química ajustada que corresponde al proceso es:



b) Teniendo en cuenta que:

$$M_{\text{CaC}_2} = 64 \text{ g/mol} ; M_{\text{C}_2\text{H}_2} = 26 \text{ g/mol}$$

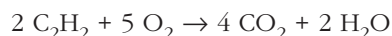
Podemos construir la siguiente tabla:

	CaC_2	C_2H_2
Ecuación	64 g/mol	26 g/mol
Problema	80 g	$m_{\text{C}_2\text{H}_2}$

La masa de acetileno que se quema en el proceso es, por tanto:

$$m_{\text{C}_2\text{H}_2} = \frac{80 \cdot 26}{64} = 32,5 \text{ g}$$

Y dicho proceso se corresponde con la siguiente ecuación química:



Construimos a continuación la siguiente tabla:

	C₂H₂	O₂
Ecuación	2 · 26 g	5 · 22,4 l (c.n.)
Problema	32,5 g	V _{O₂} (c.n.)

El volumen de oxígeno, medido en condiciones normales es, por tanto:

$$V_{\text{O}_2} (\text{c.n.}) = \frac{32,5 \cdot 5 \cdot 22,4}{2 \cdot 26} = 70 \text{ l de O}_2$$

Y el volumen de oxígeno, a 20 °C y 747 mmHg:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{P_2 \cdot T_1} = \frac{1 \cdot 70 \cdot 293}{(747/760) \cdot 273} = 76,44 \text{ l de O}_2$$

Fe de erratas de la primera edición: El valor del volumen de oxígeno que aparece en el apéndice de soluciones de libro del alumnado es la mitad del valor real.

23. Un hidrocarburo contiene un 85,71% en masa de carbono. Determina su fórmula química.

¿Qué información te da la fórmula que has obtenido? ¿Qué dato necesitarías para saber la fórmula molecular?

La riqueza en carbono del hidrocarburo es del 85,71%; por tanto, en 100 g de compuesto tendremos:

$$m_{\text{C}} = 85,71 \text{ g de C}$$

$$m_{\text{H}} = 100 - 85,71 = 14,29 \text{ g de H}$$

La cantidad de sustancia de cada elemento presente en 100 g de compuesto es:

$$n_{\text{C}} = \frac{m_{\text{C}}}{M_{\text{C}}} \rightarrow n_{\text{C}} = \frac{85,71}{12} = 7,1425 \text{ mol de C}$$

$$n_{\text{H}} = \frac{m_{\text{H}}}{M_{\text{H}}} \rightarrow n_{\text{H}} = \frac{14,29}{1} = 14,29 \text{ mol de H}$$

Siendo la proporción entre ambos:

$$\frac{n_{\text{H}}}{n_{\text{C}}} = \frac{14,29}{7,1425} = 2$$

Por tanto, la fórmula del hidrocarburo, que indica la relación más sencilla entre los átomos presentes en una molécula de compuesto, es:



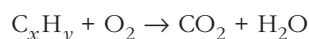
Para poder obtener la fórmula molecular, necesitaríamos conocer la masa molecular del compuesto. Esta sería: C_aH₂ · a.

24. Calcula la fórmula empírica y la fórmula molecular de un hidrocarburo saturado, sabiendo que la combustión completa de 8,6 g de este origina 12,6 g de agua.

Para obtener la fórmula empírica (C_xH_y) del hidrocarburo saturado, partimos del dato de que 8,6 g del compuesto C_xH_y originan 12,6 g de H_2O .

Tenemos que calcular la masa de H (m_H) y la masa de C (m_C) que hay en 8,6 g de compuesto, como primer paso para determinar los coeficientes x e y .

La ecuación de la reacción de combustión de un hidrocarburo (no ajustada) es:



En esta ecuación observamos que todo el hidrógeno del hidrocarburo pasa a formar parte del agua tras la combustión.

Por tanto, la masa de hidrógeno, m_H , la obtendremos a partir de la masa de agua. Para ello, calculamos, en primer lugar, la cantidad de sustancia, en mol de H_2O , a que equivale la masa de agua producto de la reacción, teniendo en cuenta que $M_{H_2O} = 18$ g/mol:

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} \rightarrow n_{H_2O} = \frac{12,6}{18} = 0,7 \text{ mol de } H_2O$$

La cantidad de sustancia, en mol de átomos de H, que hay en 0,7 mol de agua es, a partir de la información que nos proporciona la fórmula química del agua (H_2O):

$$\frac{n_{H_2O}}{n_H} \rightarrow \frac{1}{2} = \frac{0,7}{n_H} \rightarrow n_H = 1,4 \text{ mol de H}$$

Teniendo en cuenta que $M_H = 1$ g/mol, obtenemos la masa de hidrógeno:

$$m_H = n_H \cdot M_H \rightarrow m_H = 1,4 \cdot 1 = 1,4 \text{ g de H}$$

Para calcular la masa de carbono, m_C , recordamos que el hidrocarburo está compuesto exclusivamente por carbono e hidrógeno:

$$m_{\text{hidrocarburo}} = m_C + m_H$$

Despejando y sustituyendo valores:

$$m_C = m_{\text{hidrocarburo}} - m_H \rightarrow m_C = 8,6 - 1,4 = 7,2 \text{ g de C}$$

La cantidad de sustancia en mol de átomos de cada elemento que hay en 8,6 g de hidrocarburo es:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$H: n_H = 1,4 \text{ mol de H} ; C: n_C = \frac{7,2}{12} = 0,6 \text{ mol de C}$$

La relación entera más sencilla entre ambos números nos da la fórmula empírica:

$$H: \frac{1,4}{0,6} = 2,3 ; C: \frac{0,6}{0,6} = 1$$

Vemos que podemos convertir ambos coeficientes en números enteros y sencillos si los multiplicamos por 3:

$$\text{H: } 2,3 \cdot 3 = 7 \quad ; \quad \text{C: } 1 \cdot 3 = 3$$

Por tanto, la fórmula empírica es:



Aprendimos en el desarrollo de la unidad que la fórmula molecular que corresponde a un hidrocarburo saturado es: $\text{C}_n\text{H}_{2 \cdot n + 2}$. Y la fórmula molecular del hidrocarburo que estamos estudiando será de la forma: $\text{C}_{3 \cdot a}\text{H}_{7 \cdot a}$.

Igualando subíndices llegamos a un sistema de dos ecuaciones con dos incógnitas:

$$\left. \begin{array}{l} 3 \cdot a = n \\ 7 \cdot a = 2 \cdot n + 2 \end{array} \right\}$$

Sustituyendo n en la segunda ecuación:

$$7 \cdot a = 2 \cdot (3 \cdot a) + 2$$

Operando y despejando a :

$$7 \cdot a = 6 \cdot a + 2 \rightarrow a = 2$$

Luego la fórmula molecular del hidrocarburo es:



Se trata, por tanto, de un hexano.

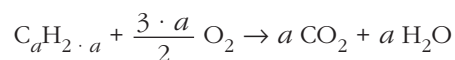
NOTA: La resolución de este problema se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

25 Dos hidrocarburos isómeros tienen un 14,28% (en masa) de hidrógeno.

- a) **Determina la fórmula molecular de ambos compuestos, teniendo en cuenta que la oxidación completa de un mol produce 134,4 litros de CO_2 , medidos en condiciones normales de presión y temperatura.**
- b) **Propón distintas fórmulas estructurales para los isómeros, sabiendo que uno de ellos es insaturado.**

De acuerdo con el resultado del problema 23, la fórmula molecular del hidrocarburo es: $\text{C}_a\text{H}_{2 \cdot a}$.

a) La ecuación química que representa el proceso de oxidación completa es:



Con los datos de que disponemos, podemos construir la siguiente tabla:

	$\text{C}_n\text{H}_{2 \cdot n}$	CO_2
Ecuación	1 mol	$a \cdot 22,4 \text{ l (c.n.)}$
Problema	1 mol	134,4 l

Por tanto, el valor de a es:

$$a = \frac{134,4}{22,4} = 6$$

Y la fórmula molecular del hidrocarburo: C_6H_{12} .

b) Algunos posibles isómeros son los siguientes: 1-hexeno, 2-hexeno, 3-hexeno, ciclohexano, 3,3-dimetilbuteno.

26. Una muestra de 35,2 gramos de un hidrocarburo ocupa, en estado gaseoso, 13,2 litros medidos a 1 atm de presión y 50 °C de temperatura. El hidrocarburo contiene un 85,5% de carbono. Determina sus fórmulas empírica y molecular.

La riqueza en carbono del hidrocarburo es del 85,5%; por tanto, en 100 g de compuesto tendremos:

$$m_C = 85,5 \text{ g de C}$$

$$m_H = 100 - 85,5 = 14,5 \text{ g de H}$$

La cantidad de sustancia de cada elemento presente en 100 g de compuesto es:

$$n_C = \frac{m_C}{M_C} \rightarrow n_C = \frac{85,5}{12} = 7,125 \text{ mol de C}$$

$$n_H = \frac{m_H}{M_H} \rightarrow n_H = \frac{14,5}{1} = 14,5 \text{ mol de H}$$

Siendo la proporción entre ambos:

$$\frac{n_H}{n_C} = \frac{14,5}{7,125} = 2,03 \approx 2$$

Por tanto, la fórmula empírica del hidrocarburo será: CH_2 .

Para obtener la fórmula molecular del hidrocarburo ($C_aH_{2 \cdot a}$) necesitamos conocer su masa molecular, la cual, a su vez, la podemos saber a partir de su masa molar. Esta última la podemos hallar teniendo en cuenta la ecuación de los gases ideales y la relación entre cantidad de sustancia y masa molar:

$$\left. \begin{array}{l} n = \frac{m}{M} \rightarrow M = \frac{m}{n} \\ P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} \end{array} \right\} M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V}$$

Por tanto:

$$M_{C_aH_{2 \cdot a}} = \frac{35,2 \cdot 0,082 \cdot 323}{1 \cdot 13,2} = 70,63 \text{ g/mol} \rightarrow M_r(C_aH_{2 \cdot a}) = 70,63$$

Finalmente, la fórmula molecular del compuesto es:

$$M_{(CH_2)_a} = 70,63 \rightarrow a = \frac{70,63}{14} = 5,04 \approx 5$$



- 27** En condiciones normales de presión y temperatura, 1,34 g de un hidrocarburo ocupan un volumen de 1 litro. Por otra parte, el análisis de 1,00 g del mismo revela una composición de 0,80 g de carbono.

Determina la fórmula empírica y la fórmula molecular del compuesto.

A partir de los datos del enunciado podemos deducir que, en 100 g de compuesto, hay:

$$m_{\text{C}} = 80 \text{ g de C}$$

$$m_{\text{H}} = 100 - 80 = 20 \text{ g de H}$$

Por tanto:

$$n_{\text{C}} = \frac{80}{12} = 6,667 \text{ mol de C}$$

$$n_{\text{H}} = \frac{20}{1} = 20 \text{ mol de H}$$

Siendo la proporción entre ambos:

$$\frac{n_{\text{H}}}{n_{\text{C}}} = \frac{20}{6,667} = 3$$

La fórmula empírica del hidrocarburo es CH_3 , y la molecular, $\text{C}_a\text{H}_3 \cdot a$.

La cantidad de sustancia de compuesto, en las condiciones de presión y temperatura que indica el enunciado, la podemos obtener a partir de la ecuación de estado de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} \rightarrow n_{\text{C}_a\text{H}_3 \cdot a} = \frac{1 \cdot 1}{0,082 \cdot 273} = 0,4467 \text{ mol de C}_n\text{H}_3 \cdot n$$

La masa molar del hidrocarburo es, por tanto:

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow M = \frac{m}{n} \rightarrow M_{\text{C}_a\text{H}_3 \cdot a} = \frac{1,34}{0,4467} = 29,997 \approx 30 \text{ g/mol}$$

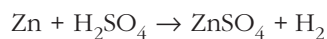
En consecuencia su fórmula molecular será:

$$M_{\text{C}_a\text{H}_3 \cdot a} = 30 \rightarrow a = \frac{30}{15} = 2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_3 \cdot 2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$$

- 28** Se tratan 98,1 g de cinc con ácido sulfúrico en exceso, obteniéndose sulfato de cinc e hidrógeno. El rendimiento del proceso es del 80%:

- Calcula el volumen de hidrógeno que se obtiene, medido a 20 °C y 700 Torr.
- Calcula la masa de propano que puede obtenerse si dicho hidrógeno se hace reaccionar con propeno y el rendimiento del proceso de hidrogenación es del 100%.

La ecuación química ajustada que corresponde al proceso es:



- Teniendo en cuenta que $A_r(\text{Zn}) = 64$, podemos construir la siguiente tabla:

	Zn	H₂
Ecuación	65,4 g/mol	22,4 l (c.n.)
Problema	$98,1 \cdot \frac{80}{100}$	V _{H₂}

Por tanto, el volumen de hidrógeno obtenido es:

$$V_{\text{H}_2} (\text{c.n.}) = \frac{98,1 \cdot 0,8 \cdot 22,4}{65,4} = 26,88 \text{ l}$$

El volumen de hidrógeno obtenido en las condiciones que indica el enunciado, es:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{P_2 \cdot T_1} \rightarrow V_{\text{H}_2} = \frac{1 \cdot 26,88 \cdot 293}{\frac{700}{760} \cdot 273} = 31,3 \text{ l de H}_2$$

b) En este caso, la ecuación química ajustada que corresponde al proceso es:



Por tanto:

	H₂	C₃H₈
Ecuación	22,4 l (c.n.)	44 g/mol
Problema	26,88	<i>m</i>

$$m = \frac{26,88 \cdot 44}{22,9} = 52,8 \text{ g de C}_3\text{H}_8$$