

13

INTRODUCCIÓN A LAS REACCIONES QUÍMICAS

13.1. LA REACCIÓN QUÍMICA

1. Indica la información que nos proporciona la fórmula de los siguientes compuestos:

- Cloruro de amonio
- Sulfato de hierro (II)
- $(\text{SO}_4)_2\text{Fe}(\text{NH}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

- Cloruro de amonio: NH_4Cl . Es un compuesto iónico, por lo que la fórmula indicada es una fórmula empírica. Su fórmula nos proporciona la siguiente información:

	N	H	Cl
1 mol de NH_4Cl	1 mol de átomos de N	4 mol de átomos de H	1 mol de átomos de Cl
53,5 g de NH_4Cl (masa molar de NH_4Cl)	14 g de N (masa molar de N)	4 g de H (4 · masa molar de H)	35,5 g de Cl (masa molar de Cl)

- Sulfato de hierro (II): FeSO_4 . También es un compuesto iónico. Su fórmula nos proporciona la siguiente información:

	Fe	S	O
1 mol de FeSO_4	1 mol de átomos de Fe	1 mol de átomos de S	4 mol de átomos de O
152 g de FeSO_4 (masa molar de FeSO_4)	56 g de Fe (masa molar de Fe)	32 g de S (masa molar de S)	64 g de O (4 · masa molar de O)

- $(\text{SO}_4)_2\text{Fe}(\text{NH}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Esta sustancia se conoce con el nombre de sal de Mohr, y es también un compuesto iónico, un sulfato de hierro y amonio hidratado. Su fórmula nos proporciona la siguiente información:

	S	O	Fe	N	H
1 mol de $(\text{SO}_4)_2\text{Fe}(\text{NH}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	2 mol de átomos de S	14 mol de átomos de O	1 mol de átomos de Fe	2 mol de átomos de N	20 mol de átomos de H
392 g de $(\text{SO}_4)_2\text{Fe}(\text{NH}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (masa molar de $(\text{SO}_4)_2\text{Fe}(\text{NH}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$)	64 g de S (2 · masa molar de S)	224 g de O (14 · masa molar de O)	56 g de Fe (masa molar de Fe)	28 g de N (2 · masa molar de N)	20 g de H (20 · masa molar de H)

2. Determina la composición centesimal de los tres compuestos que se han citado en el ejercicio anterior.

- Cloruro de amonio: NH_4Cl . La masa molar de este compuesto es: $M_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 53,5 \text{ g/mol}$. Por tanto, en 53,5 g de compuesto hay:

$$35,5 \text{ g de Cl} ; 4 \text{ g de H} ; 14 \text{ g de N}$$

Su composición centesimal es:

$$\% \text{ Cl} \rightarrow \frac{35,5}{53,5} \cdot 100 = 66,35\% \text{ de Cl}$$

$$\% \text{ H} \rightarrow \frac{4}{53,5} \cdot 100 = 7,48\% \text{ de H}$$

$$\% \text{ N} \rightarrow \frac{14}{53,5} \cdot 100 = 26,17\% \text{ de N}$$

- Sulfato de hierro (II): FeSO_4 . La masa molar de este compuesto es: $M_{\text{FeSO}_4} = 152 \text{ g/mol}$. Por tanto, en 152 g de compuesto hay:

$$56 \text{ g de Fe} ; 32 \text{ g de S} ; 64 \text{ g de O}$$

Su composición centesimal es:

$$\% \text{ Fe} \rightarrow \frac{56}{152} \cdot 100 = 36,84\% \text{ de Fe}$$

$$\% \text{ S} \rightarrow \frac{32}{152} \cdot 100 = 21,05\% \text{ de S}$$

$$\% \text{ O} \rightarrow \frac{64}{152} \cdot 100 = 42,11\% \text{ de O}$$

- Sal de Mohr: $(\text{SO}_4)_2\text{Fe}(\text{NH}_4)_2 \cdot 6 \text{ H}_2\text{O}$. La masa molar que corresponde a este compuesto es $M_{(\text{SO}_4)_2\text{Fe}(\text{NH}_4)_2} = 392 \text{ g/mol}$. Por tanto, en 392 g de compuesto hay:

$$64 \text{ g de S} ; 224 \text{ g de O} ; 56 \text{ g de Fe} ; 28 \text{ g de N} ; 20 \text{ g de H}$$

Su composición centesimal es:

$$\% \text{ S} \rightarrow \frac{64}{392} \cdot 100 = 16,33\% \text{ de S}$$

$$\% \text{ O} \rightarrow \frac{224}{392} \cdot 100 = 57,14\% \text{ de O}$$

$$\% \text{ Fe} \rightarrow \frac{56}{392} \cdot 100 = 14,29\% \text{ de Fe}$$

$$\% \text{ N} \rightarrow \frac{28}{392} \cdot 100 = 7,14\% \text{ de N}$$

$$\% \text{ H} \rightarrow \frac{20}{392} \cdot 100 = 5,10\% \text{ de H}$$

3. Escribe y ajusta las ecuaciones químicas que corresponden a los siguientes procesos químicos:

- Al reaccionar carbonato de sodio con ácido sulfúrico se obtienen sulfato de sodio, dióxido de carbono y agua.
- El carbonato de calcio se descompone al calentarlo en óxido de calcio y dióxido de carbono. Por su parte el óxido de calcio reacciona con agua y se obtiene hidróxido de calcio.
- El magnesio reacciona con el oxígeno y con el nitrógeno del aire, originando, respectivamente, óxido de magnesio y nitruro de magnesio.
- El carbonato de calcio reacciona con el ácido nítrico. En la reacción se obtienen nitrato de calcio, dióxido de carbono y agua.

Las ecuaciones químicas ajustadas, por el orden en que aparecen en el enunciado, son las siguientes:

- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
 $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
- $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$
 $3\text{Mg} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2$
- $\text{CaCO}_3 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

4. Una sustancia presenta una composición en la que el 40% es carbono, el 6,7% hidrógeno y el resto oxígeno. Sabiendo que en 24 mg de sustancia hay, aproximadamente, $2,4 \cdot 10^{20}$ moléculas, deduce su fórmula empírica y su fórmula molecular.

La sustancia está compuesta por carbono, hidrógeno y oxígeno, $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$, en la siguiente proporción:

40% C ; 6,7% H ; 53,3% O

- Su fórmula empírica la obtenemos del siguiente modo:

$$n_{\text{C}} = \frac{m_{\text{C}}}{M_{\text{C}}} \rightarrow n_{\text{C}} = \frac{40}{12} = 3,33 \text{ mol de C}$$

$$n_{\text{H}} = \frac{m_{\text{H}}}{M_{\text{H}}} \rightarrow n_{\text{H}} = \frac{6,7}{1} = 6,7 \text{ mol de H}$$

$$n_{\text{O}} = \frac{m_{\text{O}}}{M_{\text{O}}} \rightarrow n_{\text{O}} = \frac{53,3}{16} = 3,33 \text{ mol de O}$$

La relación entera más sencilla que existe entre las cantidades anteriores es:

$$\text{C} \rightarrow \frac{3,33}{3,33} = 1 \quad \text{H} \rightarrow \frac{6,67}{3,33} \approx 2 \quad \text{O} \rightarrow \frac{3,33}{3,33} = 1$$

Por tanto, su fórmula empírica será: CH_2O .

- Para calcular su fórmula molecular, $C_aH_b \cdot aO_c$, tendremos en cuenta que en 24 mg de sustancia hay $2,4 \cdot 10^{20}$ moléculas, y las siguientes relaciones:

$$n = \frac{m}{M}; n = \frac{N}{N_A} \rightarrow \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A}$$

Por tanto:

$$\frac{24 \cdot 10^{-3}}{M} = \frac{2,4 \cdot 10^{20}}{6,022 \cdot 10^{23}} \rightarrow M = 60,22 \text{ g/mol}$$

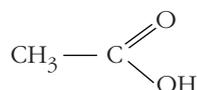
Teniendo en cuenta que:

$$M = a \cdot M_{\text{empírica}} \rightarrow a = \frac{M}{M_{\text{empírica}}} = \frac{60,22}{30} \approx 2$$

La fórmula molecular será:



que puede corresponder, por ejemplo, al ácido acético:



13.2. DISOLUCIONES

Nota: Consulta las masas atómicas que necesites en la tabla periódica.

1. Indica si las siguientes sustancias son disoluciones o no: agua del mar, gasolina, zumo de naranja, sangre, una gota de aceite en agua.

Una disolución es una mezcla homogénea, en la que no es posible distinguir los componentes por métodos ópticos y que, además, presenta las mismas propiedades en todos sus puntos.

De acuerdo con lo anterior, el agua del mar y la gasolina son disoluciones, y el resto de sustancias que indica el enunciado, mezclas heterogéneas.

2. Se disuelven 5 g de cloruro de hidrógeno en 35 g de agua. La densidad de la disolución resultante es 1,06 g/ml. Calcula su concentración, en molaridad, en porcentaje en masa y en gramos por litro.

La masa total de disolución es:

$$m_{\text{disolución}} = 5 \text{ g (HCl)} + 35 \text{ g (H}_2\text{O)} = 40 \text{ g}$$

Con este dato y la densidad de la disolución, podemos calcular su volumen:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m}{d} \rightarrow V_{\text{disolución}} = \frac{m_{\text{disolución}}}{d_{\text{disolución}}} = \frac{40}{1,06} = 37,74 \text{ ml}$$

La concentración de la disolución es, por tanto:

- Molaridad:

$$C_m = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow C_m = \frac{\frac{m_{\text{HCl}}}{M_{\text{HCl}}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{\frac{5}{36,5}}{37,74} = \frac{0,137}{37,74} = 3,6 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

- Tanto por ciento en masa:

$$\% \text{ masa} = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 \rightarrow \% \text{ masa} = \frac{5}{40} \cdot 100 = 12,5\%$$

- Gramos partido por litro:

$$\frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{5}{37,74 \cdot 10^{-3}} = 132,5 \text{ g/l de HCl}$$

3. Calcula la masa de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, que se necesita para preparar 100 ml de una disolución 0,2 M.

A partir de la expresión de la concentración molar, podemos obtener la cantidad de sustancia de glucosa:

$$C_m = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow n_{\text{soluto}} = C_m \cdot V_{\text{disolución}}$$

$$n_{\text{soluto}} = 0,2 \cdot 0,1 = 0,02 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6$$

Por tanto, la masa de glucosa necesaria será:

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow m_{\text{glucosa}} = n_{\text{glucosa}} \cdot M_{\text{glucosa}} = 0,02 \cdot 180 = 3,6 \text{ g de } C_6H_{12}O_6$$

4. Se desean preparar 200 ml de una disolución acuosa de amoníaco 1 M. En el laboratorio se dispone de una disolución más concentrada, del 23% en masa, cuya densidad es 0,914 g/ml.

Calcula el volumen de esta última disolución que necesitamos para, añadiéndole agua, preparar la primera.

La masa de amoníaco que se necesita para preparar 200 ml de una disolución acuosa de amoníaco 1 M es:

$$C_m = \frac{n}{V} = \frac{M}{V} \rightarrow m_{NH_3} = C_m \cdot V \cdot M = 1 \cdot 0,2 \cdot 17 = 3,4 \text{ g de } NH_3$$

La disolución de que disponemos tiene una concentración del 23% en masa, y una densidad de 0,914 g/ml. Como necesitamos 3,4 g de NH_3 , la masa de esta disolución que necesitamos es:

$$R = \frac{m_{NH_3}}{m_{\text{disol}}} \cdot 100 \rightarrow m_{\text{disol}} = \frac{m_{NH_3} \cdot 100}{R} =$$

$$= \frac{3,4 \cdot 100}{23} = 14,78 \text{ g de disolución concentrada de } NH_3$$

A partir de la densidad de esta última disolución, obtenemos el volumen necesario:

$$d_{\text{disol}} = \frac{m_{\text{disol}}}{V_{\text{disol}}} \rightarrow V_{\text{disol}} = \frac{m_{\text{disol}}}{d_{\text{disol}}} =$$

$$= \frac{14,78}{0,914} = 16,17 \text{ ml de disolución concentrada de } NH_3$$

5. Calcula la concentración molar de una disolución preparada mezclando 50 ml de ácido sulfúrico 0,136 M con 70 ml de agua. Supón que los volúmenes son aditivos.

Calculamos, en primer lugar, la cantidad de sustancia en mol de ácido sulfúrico presente en 50 ml de disolución 0,136 M:

$$C_m = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = C_m \cdot V_{\text{disolución}} = 0,136 \cdot 0,05 = 6,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Al mezclar estos 50 ml con 70 ml de agua, la concentración molar de la nueva disolución será:

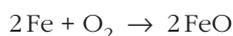
$$C'_m = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V'_{\text{disolución}}} \rightarrow C'_m = \frac{6,8 \cdot 10^{-3}}{0,05 + 0,07} = \frac{6,8 \cdot 10^{-3}}{0,12} = 0,057 \text{ M}$$

13.3. ALGUNOS TIPOS DE REACCIÓN QUÍMICA

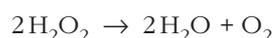
1. Señala algún proceso de la vida diaria en el que se produzca una reacción de:

- **Síntesis.**
- **Descomposición.**
- **Sustitución.**
- **Precipitación.**

- La formación de óxidos es un proceso muy habitual. Cuando ocurre en metales, hablamos de corrosión. Se produce cuando el metal reacciona con el oxígeno del aire. Vamos a escribir la ecuación de la síntesis del óxido de hierro (II), por ser este óxido uno de los más comunes:

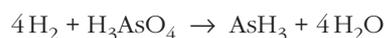


- Un ejemplo de reacción de descomposición es la del agua oxigenada, que se descompone en agua y oxígeno. Es una reacción que se produce con gran facilidad; en ella se basan las aplicaciones del agua oxigenada como antiséptico y decolorante (en disoluciones diluidas). La reacción es la siguiente:

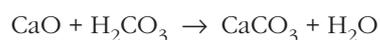


- La reacción de sustitución que se describe a continuación se utiliza para averiguar si alguien falleció a consecuencia de una ingestión de arsénico.

Para ello se hace pasar hidrógeno a través del estómago del cadáver. De ese modo, el arsénico que haya podido ingerir (que se encontrará en forma de ácido arsénico), reaccionará con el hidrógeno para dar arsina. La reacción que tiene lugar es:



- La reacción de precipitación que vamos a formular es la de obtención del carbonato de calcio, un agente abrasivo que se utiliza en las pastas dentífricas. Se obtiene a partir del óxido de calcio, cuando reacciona con ácido carbónico.



2. Escribe y ajusta la ecuación química que corresponde a los siguientes procesos:

- **Reacción de síntesis del óxido de magnesio (II).**
- **Reacción de descomposición del cloruro de amonio.**
- **Reacción de sustitución del hidrógeno por magnesio en el ácido clorhídrico.**
- **Reacción de precipitación del hidróxido de hierro (III) a partir de sulfato de hierro (III) e hidróxido de sodio.**
- **Reacción de desplazamiento entre el carbonato de calcio y el ácido clorhídrico, dando cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua.**
- **Reacción de precipitación del cromato de plata a partir de sendas disoluciones de cromato de sodio y nitrato de plata.**
- **Reacción de síntesis del óxido de mercurio (II) a partir de sus elementos.**
- **Reacción entre la plata y el ácido nítrico para dar nitrato de plata, que queda en la disolución, con desprendimiento de hidrógeno.**

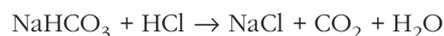
Las ecuaciones químicas ajustadas, por el orden en que se indican en el enunciado, son las siguientes:

- $2 \text{Mg (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{MgO (s)}$
- $\text{NH}_4\text{Cl (s)} \rightarrow \text{NH}_3 \text{ (g)} + \text{HCl (g)}$
- $\text{Mg (s)} + 2 \text{HCl (aq)} \rightarrow \text{MgCl}_2 \text{ (aq)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$
- $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ (aq)} + 6 \text{NaOH (aq)} \rightarrow 2 \text{Fe(OH)}_3 \text{ (s)} + 3 \text{Na}_2\text{SO}_4$
- $\text{CaCO}_3 \text{ (s)} + 2 \text{HCl (aq)} \rightarrow \text{CaCl}_2 \text{ (aq)} + \text{CO}_2 \text{ (g)} + \text{H}_2\text{O (l)}$
- $\text{Na}_2\text{CrO}_4 \text{ (aq)} + 2 \text{AgNO}_3 \text{ (aq)} \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4 \text{ (s)} + 2 \text{NaNO}_3 \text{ (aq)}$
- $2 \text{Hg (l)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow 2 \text{HgO (s)}$
- $2 \text{Ag (s)} + 2 \text{HNO}_3 \text{ (aq)} \rightarrow 2 \text{AgNO}_3 \text{ (aq)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$

13.4. REACCIONES DE TRANSFERENCIA

1. **El bicarbonato de sodio es un remedio casero contra la acidez de estómago producida por un exceso de ácido clorhídrico. Escribe y ajusta la ecuación química que corresponde a la reacción de neutralización entre ambos compuestos.**

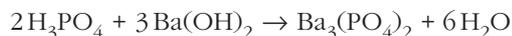
La ecuación que corresponde a la neutralización es la siguiente:



El dióxido de carbono y el agua provienen de la descomposición del ácido carbónico, H_2CO_3 .

2. Escribe y ajusta la ecuación química que corresponde a la reacción de neutralización que se produce al mezclar ácido ortofosfórico con hidróxido de bario.

La reacción de neutralización se corresponde con la siguiente ecuación química ajustada:

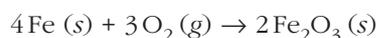


3. El azul de tornasol es de color rojo en medio ácido y de color azul en medio básico. ¿Qué color presentará si añadimos unas gotas de este indicador a un vaso de agua pura?

El agua pura es neutra, por lo que el indicador presentará un color violáceo intermedio entre el rojo (color ácido) y el azul (color básico).

4. ¿Qué sucede cuando un clavo de hierro se deja durante un tiempo a la intemperie?

Un clavo de hierro, dejado a la intemperie, experimenta un proceso de oxidación:

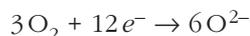


El clavo de hierro, que inicialmente presenta un brillo metálico característico, se vuelve de color rojo tras oxidarse. La reacción que se produce es de transferencia de electrones entre el hierro y el oxígeno, de acuerdo con las siguientes semirreacciones:

- Semirreacción de oxidación:



- Semirreacción de reducción:



5. Escribe la semirreacción de oxidación y la de reducción que corresponden a los siguientes procesos de transferencia de electrones:

- **Combustión del carbón.**
- **Síntesis del cloruro de sodio a partir de sus elementos.**
- **Oxidación del magnesio.**
- **Síntesis de nitruro de magnesio a partir de magnesio y nitrógeno.**
- **Sustitución de cobre por plata en el sulfato de cobre.**
- Combustión del carbón: $\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$
 - Semirreacción de oxidación: $\text{C} \rightarrow \text{C}^{4+} + 4e^{-}$
 - Semirreacción de reducción: $\text{O}_2 + 4e^{-} \rightarrow 2\text{O}^{2-}$
- Síntesis de cloruro de sodio a partir de sus elementos: $2\text{Na}(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NaCl}(\text{s})$
 - Semirreacción de oxidación: $2\text{Na} \rightarrow 2\text{Na}^{+} + 2e^{-}$
 - Semirreacción de reducción: $\text{Cl}_2 + 2e^{-} \rightarrow 2\text{Cl}^{-}$

- Oxidación del magnesio: $2\text{Mg (s)} + \text{O}_2\text{ (g)} \rightarrow 2\text{MgO (s)}$
 - Semirreacción de oxidación: $2\text{Mg} \rightarrow 2\text{Mg}^{2+} + 4e^-$
 - Semirreacción de reducción: $\text{O}_2 + 4e^- \rightarrow 2\text{O}^{2-}$
- Síntesis de nitruro de magnesio a partir de Mg y N₂: $3\text{Mg(s)} + \text{N}_2\text{(g)} \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2$
 - Semirreacción de oxidación: $3\text{Mg} \rightarrow 3\text{Mg}^{2+} + 6e^-$
 - Semirreacción de reducción: $\text{N}_2 + 6e^- \rightarrow 2\text{N}^{3-}$
- Sustitución del cobre por plata en el sulfato de cobre: $2\text{Ag (s)} + \text{CuSO}_4\text{ (aq)} \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4\text{ (aq)} + \text{Cu (s)}$
 - Semirreacción de oxidación: $2\text{Ag} \rightarrow 2\text{Ag}^+ + 2e^-$
 - Semirreacción de reducción: $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$

6. Indica los pasos que debes seguir para construir una pila electroquímica en la que intervengan cinc y sulfato de plomo (II) y en la que se produzcan sulfato de cinc y plomo.

El material necesario para construir la pila es:

- Dos vasos de precipitación
- Una barra de cinc
- Una barra de plomo
- Hilo conductor
- Tubo de vidrio en forma de U
- Algodón
- Disolución de ZnSO₄
- Disolución de PbSO₄
- Disolución de NaCl
- Polímetro para detectar el paso de corriente

El procedimiento para construir la pila es el siguiente:

1. En uno de los vasos de precipitados se sumerge parcialmente una barra de cinc, que actuará como electrodo, dentro de una disolución de sulfato de cinc, y en el otro se sumerge una barra de plomo, que será el segundo electrodo, en una disolución de sulfato de plomo (II). Las dos barras se conectan externamente mediante el hilo conductor, que será por donde pasará la corriente (los electrones).
2. Al oxidarse, los átomos de cinc del electrodo pasan a la disolución:



Ello hace que, transcurrido cierto tiempo, apreciemos un adelgazamiento en la barra de cinc.

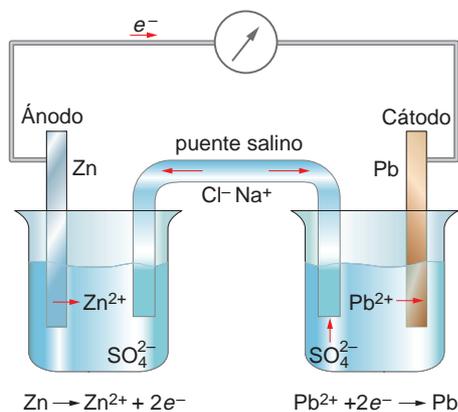
3. Los dos electrones pasarán de la barra de cinc a la barra de plomo, utilizando para ello el circuito exterior. Llegados a este, serán captados por un ion Pb²⁺, que se reducirá a plomo:



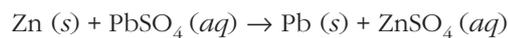
El plomo se deposita sobre la barra de plomo, por lo que esta se engrosa a medida que transcurre el tiempo.

Para evitar que se interrumpa el paso de corriente eléctrica por acumulación de carga positiva en el electrodo de zinc, y carga negativa en el electrodo de plomo, se coloca un tubo en U invertido, relleno con algodón impregnado con la disolución de cloruro de sodio que no interviene en la reacción. Este tubo, llamado *punto salino*, permite el paso de los iones Cl^- a la disolución de Zn^{2+} y de los iones Na^+ a la disolución de Pb^{2+} , haciendo que estas permanezcan neutras.

El esquema de la pila es el que se muestra a continuación:



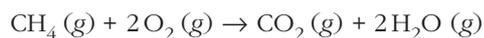
Y la reacción que se produce:



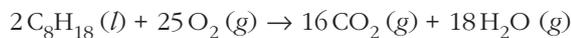
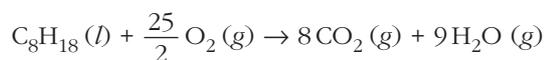
13.5. ENERGÍA EN LAS REACCIONES QUÍMICAS

1. Escribe y ajusta las reacciones de combustión de CH_4 (metano; principal componente del gas natural), C_8H_{18} (octano; uno de los componentes de la gasolina), $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ (etanol o alcohol etílico) y $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (glucosa).

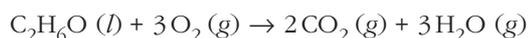
- Combustión del metano:



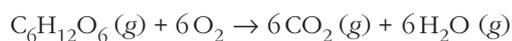
- Combustión del octano:



- Combustión del etanol:

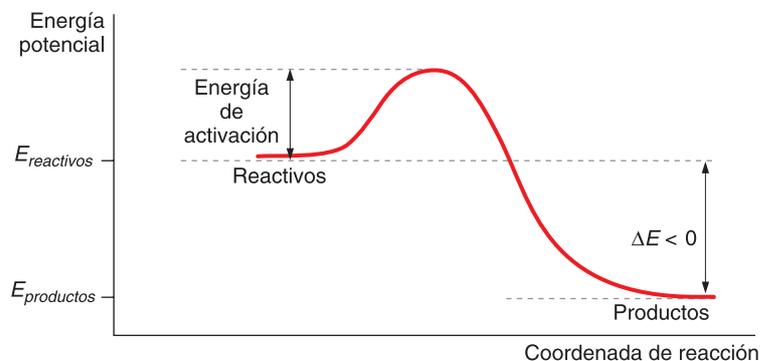


- Combustión de la glucosa:



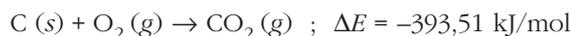
2. Dibuja el diagrama energético que corresponde a una reacción de combustión.

Una reacción de combustión es una reacción exotérmica: la diferencia de energía entre los productos y los reactivos es negativa (los productos de la reacción son más estables que los reactivos). El diagrama energético que le corresponde es el siguiente:



3. Calcula la energía que se desprende cuando se queman 5 kg de carbón, sabiendo que en la combustión del carbono se desprenden 393,51 kJ/mol.

La reacción de combustión del carbón es la siguiente:



La cantidad de sustancia, en mol, de carbón, es:

$$n_{\text{C}} = \frac{m_{\text{C}}}{M_{\text{C}}} \rightarrow n_{\text{C}} = \frac{5 \cdot 10^3}{12} = 416,7 \text{ mol de C}$$

Para hallar la energía desprendida, establecemos la siguiente relación:

$$\frac{1 \text{ mol de C}}{-393,51 \text{ kJ}} = \frac{416,7 \text{ mol de C}}{Q}$$

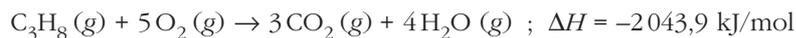
$$Q = -393,51 \cdot 416,7 = -163\,962,5 \text{ kJ}$$

Por tanto, esa es la cantidad de energía que se desprende al quemar 5 kg de carbón.

4. Calcula la cantidad de calor que se desprende cuando arden 10 litros de propano gas (C₃H₈) en condiciones normales de presión y temperatura.

Dato: $\Delta H_{\text{combustión}}(\text{C}_3\text{H}_8) = -2\,043,9 \text{ kJ/mol}$.

La ecuación química ajustada de la combustión del propano es:



La cantidad de sustancia, en mol, de propano que se quema la obtenemos a partir de la ecuación de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n_{\text{C}_3\text{H}_8} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 10}{0,082 \cdot 273} = 0,4467 \text{ mol de C}_3\text{H}_8$$

Por tanto:

$$\frac{1 \text{ mol de C}_3\text{H}_8}{-2043,9 \text{ kJ}} = \frac{0,4467 \text{ mol de C}_3\text{H}_8}{Q}$$

$$Q = -2043,9 \cdot 0,4467 = -913,03 \text{ kJ}$$

Se desprenden 913,03 kJ al quemar 10 l de C₃H₈ en condiciones normales.

ACTIVIDADES DE LA UNIDAD

Nota: Consulta las masa atómicas que necesites en la tabla periódica.

CUESTIONES

1. El proceso de disolución de una sustancia en agua, ¿es una reacción química?

El proceso de disolución de una sustancia en agua no es una reacción química. Es un proceso físico en el que se producen interacciones entre las partículas de la sustancia en cuestión y las moléculas de agua, pero no se rompen los enlaces de la molécula de agua ni de la sustancia que se disuelve. A partir de la disolución se pueden separar el agua y la sustancia o sustancias disueltas por métodos físicos.

2. Señala las diferencias más importantes que existen entre mezcla homogénea, mezcla heterogénea y sustancia pura.

Una mezcla es una agrupación de varias sustancias, de composición variable, en la que estas sustancias pueden separarse unas de otras por métodos físicos. Además, las propiedades de la mezcla están relacionadas con las de las sustancias que la componen.

En algunas mezclas se aprecian los componentes, ya sea a simple vista, con una lupa o con un microscopio; son **mezclas heterogéneas**. Ejemplo de ellas son el granito o la leche. En otras mezclas, como una disolución de sal en agua, la disolución tiene el mismo aspecto que el agua, y no es posible distinguir la sal por métodos ópticos; se trata de una **mezcla homogénea**, y presenta las mismas propiedades en todos sus puntos.

Por su parte, una sustancia pura no puede separarse en sus componentes por métodos físicos (para separar los componentes es necesario romper los enlaces; se necesita una reacción química). Además, la composición química entre los elementos que componen la sustancia es constante y, en general, sus propiedades son diferentes a las de sus componentes.

3. ¿Cómo se puede distinguir una sustancia pura de una disolución?

En el siguiente cuadro se indican las diferencias más importantes entre disolución y sustancia pura:

Disolución	Sustancia pura
Sus componentes pueden separarse por métodos físicos.	No puede separarse en sus componentes por métodos físicos (para separar los componentes, es necesario romper los enlaces; se necesita una reacción química).
La composición es variable según las cantidades de componentes que se utilicen para preparar la disolución.	La composición química entre los elementos que componen la sustancia es constante.
Sus propiedades están relacionadas con las de sus componentes.	En general, sus propiedades son diferentes a las de sus componentes.

4. ¿Puede existir una disolución de un gas en un líquido? ¿Y de un líquido en un sólido?

En ambos casos, la respuesta es afirmativa. Un ejemplo de disolución de un gas en un líquido es cualquier bebida carbonatada: agua con gas, gaseosa o, en general, cualquier bebida con burbujas.

Un ejemplo de disolución de un líquido en un sólido es la amalgama de los dentistas.

5. ¿Por qué carece de unidades la fracción molar de una sustancia?

La fracción molar del componente i de una disolución indica la proporción entre la cantidad de sustancia de dicho componente, y la cantidad de sustancia total:

$$\chi_i = \frac{n_i}{n_t}$$

Como puede verse en la expresión anterior, la fracción molar es adimensional, y, en consecuencia, no tiene unidades.

6. ¿Por qué debemos ajustar una ecuación química?

En una ecuación química se escriben las fórmulas de los reactivos y de los productos de la reacción. Si la ecuación química no se ajusta, puede suceder que no se cumpla la ley de conservación de la masa de Lavoisier.

7. ¿Qué analogías y diferencias existen entre reacción química y ecuación química?

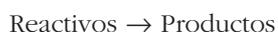
La ecuación química es la forma simplificada de representar una reacción química. En la ecuación se escriben las fórmulas de los reactivos y de los productos de la reacción separados por una flecha que indica el sentido en que transcurre la misma:



También se indica el estado de agregación de las sustancias que intervienen en la reacción: gas (g), líquido (l), sólido (s) o en disolución acuosa (aq).

8. ¿Qué información proporciona una ecuación química?

En una ecuación química se escriben las fórmulas de los reactivos y de los productos de la reacción separados por una flecha que indica el sentido en que transcurre esta:



También se indica el estado de agregación de las sustancias que intervienen en la reacción: gas (*g*), líquido (*l*), sólido (*s*) o en disolución acuosa (*aq*).

9. ¿Por qué hay reacciones que transcurren a mayor velocidad si se aumenta la temperatura?

En una reacción química solo se produce una redistribución o reorganización de los átomos. Se rompen enlaces en los reactivos y se forman nuevos enlaces, originando los productos. Para que esto suceda, se han de producir choques efectivos entre las sustancias reaccionantes. Al aumentar la temperatura, aumenta la velocidad de las partículas y, en consecuencia, aumenta el número de choques entre ellas, de modo que la reacción transcurre más rápidamente.

10. ¿Qué significado tiene el signo que acompaña al calor de reacción?

Se denomina calor de reacción a la energía que se transfiere en una reacción química en forma de calor. Es una medida de la diferencia energética entre los reactivos y los productos de cada reacción.

Si los productos de reacción son más estables que los reactivos, se desprenderá energía. En ese caso, la reacción es exotérmica. En el caso contrario, si los reactivos son más estables que los productos, habrá que aportar energía para que la reacción se produzca, y la reacción es endotérmica.

Teniendo en cuenta que la situación de mayor estabilidad se corresponde con menor energía, en una reacción exotérmica, $Q (\Delta E) < 0$, mientras que, en una reacción endotérmica, $Q (\Delta E) > 0$.

11. En una reacción química, ¿qué diferencia el calor de reacción de la variación de entalpía?

En general, se denomina calor de reacción a la energía que se transfiere en una reacción química en forma de calor. Es una medida de la diferencia energética entre los reactivos y los productos de cada reacción.

Cuando la reacción se lleva a cabo en un recipiente abierto, a presión constante, al calor de reacción se le denomina variación de entalpía: ΔH .

12. ¿Por qué se denomina reacción de neutralización a una reacción entre un ácido y una base?

Los ácidos y las bases tienen propiedades bien caracterizadas y antagónicas. Cuando un ácido reacciona con una base, si ambos están en cantidades estequiométricas se neutralizan mutuamente. Por ese motivo, a estas reacciones se las denomina reacciones de neutralización.

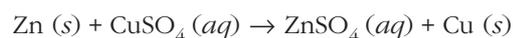
EJERCICIOS

13. ¿Qué quiere decir que una disolución de cloruro de sodio es 2 M?

Una disolución de cloruro de sodio 2 M contiene dos moles de cloruro de sodio en un litro de disolución.

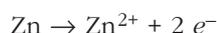
14. El cinc desplaza al cobre en una disolución acuosa de sulfato de cobre (II). Escribe la reacción ajustada, diferenciando las semirreacciones de oxidación y de reducción.

La reacción de desplazamiento del cobre por el cinc en el sulfato de cobre es la siguiente:



Las dos semirreacciones que se producen son:

- Semirreacción de oxidación:



- Semirreacción de reducción:



15. Explica el fundamento de una pila electroquímica. Indica los pasos a seguir para construir una pila a partir de la reacción del ejercicio anterior.

Una de las aplicaciones más útiles de las reacciones de transferencia de electrones es la producción de energía eléctrica. Para ello, se aprovecha el paso de los electrones que se desplazan de uno a otro de los reactivos por un circuito eléctrico externo. En esto se basan las llamadas **pilas electroquímicas**.

El fundamento de una pila electroquímica consiste en separar las dos semirreacciones, de manera que los electrones circulen externamente, por un hilo conductor. Ello permite aprovechar la energía de la reacción en forma de corriente eléctrica, con la ventaja adicional de poder controlar el proceso, ya que se puede conectar el circuito a voluntad.

El material necesario y el esquema de la pila es el mismo que el indicado en el ejercicio 6 del epígrafe 13.4., pero sustituyendo Pb por Cu.

Procedimiento para construir la pila:

1. En uno de los vasos de precipitados se sumerge parcialmente una barra de cinc, que actuará como electrodo, dentro de una disolución de sulfato de cinc y en el otro se sumerge una barra de cobre, que será el segundo electrodo, en una disolución de sulfato de cobre (II). Las dos barras se conectan externamente mediante el hilo conductor, que será por donde pasará la corriente (los electrones).
2. Al oxidarse, los átomos de cinc del electrodo pasan a la disolución:



Ello hace que, transcurrido cierto tiempo, apreciemos un adelgazamiento en la barra de cinc.

3. Los dos electrones pasarán de la barra de cinc a la barra de cobre, utilizando para ello el circuito exterior. Llegados a este, serán captados por un ion Cu^{2+} , que se reducirá a cobre:



El cobre se deposita sobre la barra de cobre, por lo que esta se engrosa a medida que transcurre el tiempo.

Para evitar que se interrumpa el paso de corriente eléctrica por acumulación de carga positiva en el electrodo de cinc, y carga negativa en el electrodo de cobre, se coloca un tubo en U invertido, relleno de algodón impregnado con una disolución de cloruro de sodio, que no interviene en la reacción. Este tubo, llamado *punte salino*, permite el paso de los iones Cl^{-} a la disolución de Zn^{2+} y de los iones Na^{+} a la disolución de Cu^{2+} , haciendo que estas permanezcan neutras.

16. La fórmula química de un compuesto es $\text{C}_8\text{H}_6\text{O}_2$. Indica toda la información que puedas deducir de ella.

La información que nos proporciona la fórmula $\text{C}_8\text{H}_6\text{O}_2$ se recoge en la siguiente tabla:

1 molécula de $\text{C}_8\text{H}_6\text{O}_2$	8 átomos de C	6 átomos de H	2 átomos de O
$6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de $\text{C}_8\text{H}_6\text{O}_2$	$8 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de C	$6 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de H	$2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de O
1 mol de moléculas de $\text{C}_8\text{H}_6\text{O}_2$	8 mol de átomos de C	6 mol de átomos de H	2 mol de átomos de O
134 g de $\text{C}_8\text{H}_6\text{O}_2$ (masa molar de $\text{C}_8\text{H}_6\text{O}_2$)	96 g de C (8 · masa molar de C)	6 g de H (6 · masa molar de H)	32 g de O (2 · masa molar de O)

17. Deduce toda la información que proporciona la fórmula química: $\text{CH}_3\text{OCOC}_6\text{H}_4\text{COOH}$ que corresponde el ácido acetilsalicílico (aspirina).

La información que nos proporciona la fórmula $\text{CH}_3\text{OCOC}_6\text{H}_4\text{COOH}$ ($\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$) se recoge en la siguiente tabla:

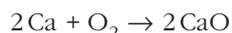
1 molécula de $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$	9 átomos de C	8 átomos de H	4 átomos de O
$6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$	$9 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de C	$8 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de H	$4 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de O
1 mol de moléculas de $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$	9 mol de átomos de C	8 mol de átomos de H	4 mol de átomos de O
180 g de $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ (masa molar de $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$)	108 g de C (9 · masa molar de C)	8 g de H (8 · masa molar de H)	64 g de O (4 · masa molar de O)

18. Justifica si las siguientes ecuaciones químicas están escritas de forma correcta. En caso de que alguna de ellas no lo esté, escríbela adecuadamente:

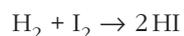


a) Correcta. El carbono es atómico, y el oxígeno, diatómico.

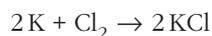
b) Incorrecta. El oxígeno es diatómico; la escritura correcta de la ecuación química es:



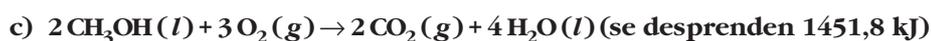
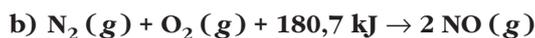
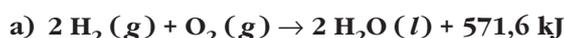
c) Incorrecta. La ecuación química, escrita correctamente, es:



d) Incorrecta. El potasio, en estado natural, no es diatómico. Por tanto:



19. Indica cuál de las siguientes reacciones es exotérmica y cuál endotérmica:



Teniendo en cuenta el signo de la energía y el miembro de la ecuación química en que se encuentra, podemos clasificar las ecuaciones anteriores en:

a) Al indicar el calor de reacción como un producto más en la ecuación química que representa el proceso, se está indicando que en dicha reacción se obtiene calor (se desprende calor), luego esta reacción química es exotérmica.

b) En este caso, por el contrario, se indica el calor de reacción como un reactivo más, es decir, se trata de un proceso químico en el que hay que suministrar calor. Es, por tanto, una reacción endotérmica.

c) La información de que en este proceso se desprende calor, indica que se trata de un proceso exotérmico.

20. Dada la siguiente ecuación termoquímica:



indica cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas y cuáles falsas:

a) Cuando se forman 36 g de agua se desprenden 483,6 kJ.

b) La reacción de formación de agua es muy rápida.

c) Es necesario suministrar 483,6 kJ para obtener, a partir de agua, 2 g de hidrógeno y 16 g de oxígeno.

d) Es necesario suministrar 483,6 kJ para obtener, a partir de agua, 4 g de hidrógeno y 32 g de oxígeno.

- a) La lectura que puede hacerse de la reacción es que cuando se forma 2 mol de agua se desprenden 483,6 kJ. La masa de 2 mol de agua es de 36 g, luego el enunciado es correcto.
- b) A partir de la ecuación termoquímica no podemos obtener ninguna información acerca de la velocidad a la que transcurre la reacción de formación del agua.
- c) Falso: será necesario suministrar 483,6 kJ para descomponer 36 g de agua (2 mol de agua) en los elementos que la forman: 4 g de hidrógeno y 32 g de oxígeno.
- d) Verdadero, por lo indicado en el apartado anterior.

21. Representa en un diagrama las variaciones de entalpía que acompañan a los siguientes procesos de síntesis:

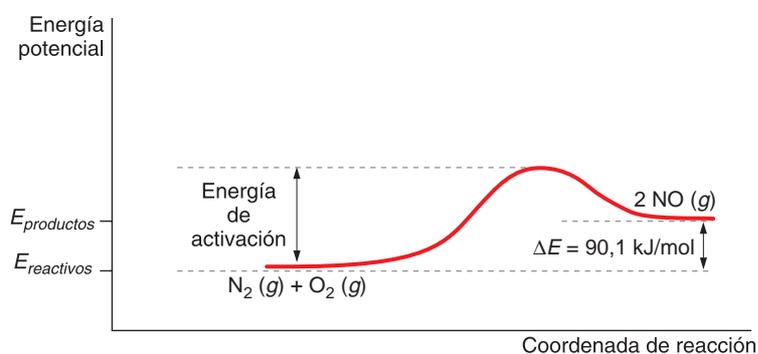
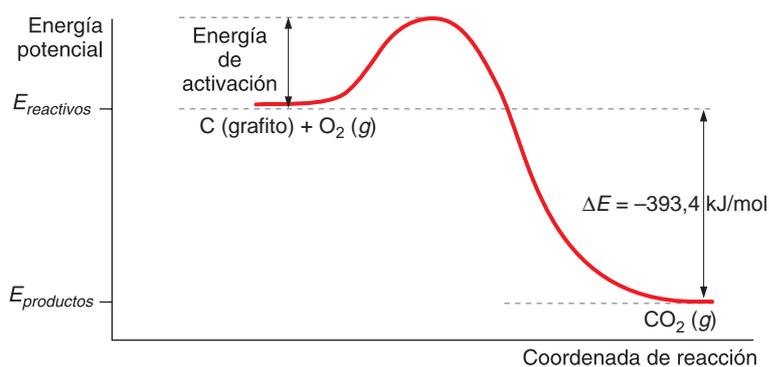


(se desprenden 393,4 kJ por mol de grafito)



(es necesario suministrar 90,1 kJ por mol de NO)

Los diagramas que solicita el enunciado son los que se muestran a continuación:



22. Explica qué enlaces se rompen y qué enlaces se forman en los siguientes procesos:

a) Formación de agua a partir de los elementos que la forman.

b) Formación de cloruro de sodio a partir de sus elementos.

c) Combustión de carbón.

d) Combustión de metano (CH₄).

a) $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$. En este proceso se rompen dos enlaces entre H—H y O = O, y se forman dos enlaces H—O.

b) $\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$. En este caso se rompen los enlaces de la red cristalina del sodio y los enlaces Cl—Cl, formándose enlaces iónicos Na—Cl.

c) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$. Se rompen los enlaces de la red cristalina del carbón y los del oxígeno, O = O. Se forman los enlaces entre el carbono y el oxígeno: O = C = O.

d) $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$. Se rompen los enlaces C—H y los enlaces O = O. Se forman los enlaces O = C = O y H—O—H.

23. Escribe y ajusta las ecuaciones químicas que corresponden a los siguientes procesos:

a) El nitrógeno y el oxígeno del aire reaccionan a temperaturas elevadas, produciendo óxido de nitrógeno (II).

b) El óxido de nitrógeno (II) se oxida a óxido de nitrógeno (IV).

c) El óxido de nitrógeno (IV) reacciona con agua dando ácido nítrico y óxido de nitrógeno (II).

d) Neutralización de ácido sulfúrico e hidróxido de calcio.

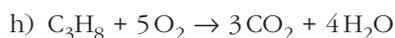
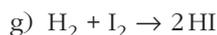
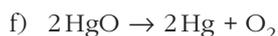
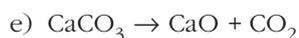
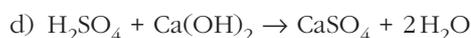
e) Descomposición de carbonato de calcio.

f) Descomposición de óxido de mercurio (II) en los elementos que lo forman.

g) Formación de yoduro de hidrógeno a partir de sus elementos.

h) Combustión completa de propano (C₃H₈).

Las ecuaciones químicas ajustadas son las siguientes:

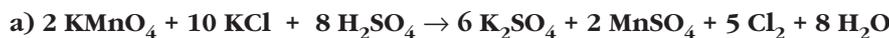


24. Clasifica las reacciones químicas correspondientes a los procesos que hemos analizado en los dos ejercicios anteriores.

La mayor parte de las reacciones químicas se corresponden a más de un tipo de las vistas a lo largo de la unidad. Dicho esto, una posible clasificación de las reacciones de los ejercicios 22 y 23 puede ser:

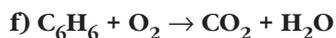
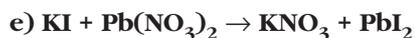
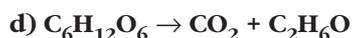
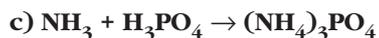
- 22-a) Reacción de síntesis.
- 22-b) Reacción de síntesis y también reacción de transferencia de electrones.
- 22-c) Esta y todas las reacciones de combustión son reacciones de transferencia de electrones. Además, esta es la reacción de síntesis del CO_2 .
- 22-d) Reacción de transferencia de electrones.
- 23-a) Reacción de síntesis.
- 23-b) Puede considerarse una reacción de transferencia de electrones.
- 23-c) Reacción de transferencia de electrones.
- 23-d) Reacción ácido-base, de neutralización o de transferencia de protones.
- 23-e) Reacción de descomposición.
- 23-f) Reacción de descomposición.
- 23-g) Reacción de síntesis.
- 23-h) Reacción de transferencia de electrones.

25. Comprueba si están ajustadas las siguientes ecuaciones químicas. Si no es así, ajústalas correctamente:

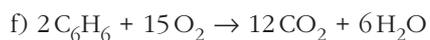
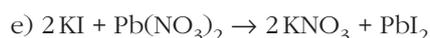
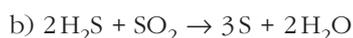


Ambas ecuaciones están correctamente ajustadas.

26. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:



Las ecuaciones químicas ajustadas son las siguientes:



PROBLEMAS

27. Explica cómo prepararías 250 ml de una disolución 1 M de hidróxido de sodio.

1. Pesamos la cantidad de NaOH necesaria para preparar 250 ml de disolución 1 M. Dicha cantidad la hallamos a partir de la definición de concentración molar:

$$C_m = \frac{n}{V} \rightarrow n = C_m \cdot V \rightarrow n_{\text{NaOH}} = 0,25 \cdot 1 = 0,25 \text{ mol de NaOH}$$

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{M_{\text{NaOH}}} \rightarrow m_{\text{NaOH}} = n_{\text{NaOH}} \cdot M_{\text{NaOH}} = 0,25 \cdot (23 + 16 + 1) = 10 \text{ g}$$

2. En un matraz aforado de 250 ml se echan, aproximadamente, 125 ml de agua destilada.
3. Se introduce la sal sódica (con mucho cuidado, ya que es corrosiva).
4. Se agita hasta que se produce la total disolución.
5. Se añade agua destilada hasta el enrase.

28. Calcula la masa de hidróxido de sodio contenidos en 50 ml de una disolución 0,5 M de dicho compuesto.

Los datos de que disponemos son los siguientes:

$$V = 50 \text{ ml} = 0,05 \text{ l} ; C_m = 0,5 \text{ M} ; M_{\text{NaOH}} = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol}$$

La masa de NaOH la obtenemos teniendo en cuenta las expresiones:

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

$$m_{\text{NaOH}} = V_{\text{disol}} \cdot C_m \cdot M_{\text{NaOH}} = 0,05 \cdot 0,5 \cdot 40 = 1 \text{ g de NaOH}$$

29. Expresa en g/l la concentración de una disolución de ácido sulfúrico 2 M.

Para expresar la concentración en gramos por litro, hacemos lo siguiente:

$$C_m = 2 \text{ M} = 2 \frac{\text{mol}}{\text{l}} ; C_m = \frac{n}{V} \rightarrow n = 2 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \text{ en 1 l de disolución}$$

Teniendo en cuenta que $M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ g/mol}$, obtenemos:

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = n \cdot M \rightarrow m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \cdot 98 = 196 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

Por tanto, la concentración es $c = 196 \text{ g/l}$.

30. Calcula la composición centesimal de:

a) Bicarbonato de sodio.

c) Carbonato de bario.

b) Sulfato de potasio.

d) Tetraóxido de dinitrógeno.

a) La masa molecular relativa del bicarbonato de sodio es: $M_r(\text{NaHCO}_3) = 84$. Su composición centesimal es:

$$-\% \text{Na: } \frac{A_r(\text{Na})}{M_r(\text{NaHCO}_3)} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \frac{23 \cdot 100}{84} = 27,38\% \text{ de Na}$$

$$-\% \text{H: } \frac{A_r(\text{H})}{M_r(\text{NaHCO}_3)} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \frac{1 \cdot 100}{84} = 1,19\% \text{ de H}$$

$$-\% \text{C: } \frac{A_r(\text{C})}{M_r(\text{NaHCO}_3)} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \frac{12 \cdot 100}{84} = 14,29\% \text{ de C}$$

$$-\% \text{O: } \frac{3 \cdot A_r(\text{O})}{M_r(\text{NaHCO}_3)} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \frac{3 \cdot 16 \cdot 100}{84} = 57,14\% \text{ de O}$$

b) La masa molecular relativa del sulfato de potasio es: $M_r(\text{K}_2\text{SO}_4) = 174$. Su composición centesimal es:

$$-\% \text{K: } \frac{2 \cdot A_r(\text{K})}{M_r(\text{K}_2\text{SO}_4)} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \frac{2 \cdot 39 \cdot 100}{174} = 44,83\% \text{ de K}$$

$$-\% \text{S: } \frac{A_r(\text{S})}{M_r(\text{K}_2\text{SO}_4)} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \frac{32 \cdot 100}{174} = 18,39\% \text{ de S}$$

$$-\% \text{O: } \frac{4 \cdot A_r(\text{O})}{M_r(\text{K}_2\text{SO}_4)} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \frac{4 \cdot 16 \cdot 100}{174} = 36,78\% \text{ de O}$$

c) La masa molecular relativa del carbonato de bario es: $M_r(\text{BaCO}_3) = 197,3$. Su composición centesimal es:

$$-\% \text{Ba: } \frac{A_r(\text{Ba})}{M_r(\text{BaCO}_3)} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \frac{137,3 \cdot 100}{197,3} = 69,59\% \text{ de Ba}$$

$$-\% \text{C: } \frac{A_r(\text{C})}{M_r(\text{BaCO}_3)} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \frac{12 \cdot 100}{197,3} = 6,08\% \text{ de C}$$

$$-\% \text{O: } \frac{3 \cdot A_r(\text{O})}{M_r(\text{BaCO}_3)} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \frac{3 \cdot 16 \cdot 100}{197,3} = 24,33\% \text{ de O}$$

d) La masa molecular relativa del tetraóxido de dinitrógeno es: $M_r(\text{N}_2\text{O}_4) = 92$. Su composición centesimal es:

$$-\% \text{N: } \frac{2 \cdot A_r(\text{N})}{M_r(\text{N}_2\text{O}_4)} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \frac{2 \cdot 14 \cdot 100}{92} = 34,69\% \text{ de N}$$

$$-\% \text{O: } \frac{4 \cdot A_r(\text{O})}{M_r(\text{N}_2\text{O}_4)} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \frac{4 \cdot 16 \cdot 100}{92} = 65,31\% \text{ de O}$$

- 31** Al reaccionar 94,2 g de yodo con exceso de magnesio se obtienen 103,2 g de yoduro de magnesio. Deduce la composición centesimal del compuesto que se forma.

La composición centesimal del yoduro de magnesio se calcula del siguiente modo:

$$-\%I: \frac{m_I}{m_{MgI_2}} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \frac{100 \cdot 94,2}{103,2} = 91,28\% \text{ de I}$$

$$-\%Mg: y = 100 - 91,28 = 8,72\% \text{ de Mg}$$

- 32.** Se sabe que en 4,638 g de un óxido de hierro hay 3,358 g de hierro. Calcula la fórmula química de dicho óxido.

La masa de cada elemento que hay en la muestra de sustancia es:

$$m_{Fe} = 3,358 \text{ g de Fe}$$

$$m_O = m_{\text{óxido}} - m_{Fe} = 4,638 - 3,358 = 1,28 \text{ g de O}$$

La relación entre estas masas y la masa molar de cada elemento (mol de átomos de cada elemento) es:

$$n_{Fe} = \frac{m_{Fe}}{M_{Fe}} = \frac{3,358}{55,8} = 0,060 \text{ mol de átomos de Fe}$$

$$n_O = \frac{m_O}{M_O} = \frac{1,28}{16} = 0,08 \text{ mol de átomos de O}$$

Siendo la relación entre ambas:

$$\frac{0,06}{0,08} = \frac{3}{4}$$

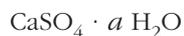
Por tanto, la fórmula química del óxido es:



- 33.** El yeso es sulfato de calcio hidratado. Sabiendo que al calentar 3,273 g de yeso se obtienen 2,588 g de sulfato anhidro, calcula la fórmula del yeso.

Un compuesto hidratado (hidrato) es un compuesto que contiene agua de cristalización en su estructura. Para determinar la fórmula de un hidrato, es necesario calcular el número de moléculas de agua de cristalización que contiene.

En el caso del yeso, la fórmula a determinar es:



donde a representa el número de moléculas de agua de cristalización.

Sabiendo que al calentar 3,273 g de yeso se obtienen 2,588 g de $CaSO_4$, la diferencia nos dará la masa de agua que contenía el yeso:

$$m_{\text{agua}} = 3,273 - 2,588 = 0,685 \text{ g de } H_2O$$

Para obtener a , calculamos la cantidad de sustancia medida en mol de $CaSO_4$ y H_2O , respectivamente, teniendo en cuenta las masas molares de ambos:

$$M_{\text{CaSO}_4} = 136 \text{ g/mol} ; M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{CaSO}_4} = \frac{m_{\text{CaSO}_4}}{M_{\text{CaSO}_4}} \rightarrow n_{\text{CaSO}_4} = \frac{2,588}{136} = 0,019 \text{ mol de CaSO}_4$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{0,685}{18} = 0,038 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

La relación entera más sencilla entre los números anteriores nos proporciona el valor del coeficiente a :

$$\text{CaSO}_4: \frac{0,019}{0,019} = 1$$

$$\text{H}_2\text{O}: \frac{0,038}{0,019} = 2$$

Por tanto, la fórmula del yeso es: $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

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

34. En la obtención de un yoduro de mercurio se sabe que han reaccionado 10,83 g de mercurio y 13,71 g de yodo. ¿Cuál es su fórmula empírica? ¿Se puede determinar su fórmula molecular?

Los datos de que disponemos son los siguientes:

$$m_{\text{Hg}} = 10,83 \text{ g} ; M_{\text{Hg}} = 108,3$$

$$m_{\text{I}} = 13,71 \text{ g} ; M_{\text{I}} = 137,1$$

Siendo la proporción entre ambos elementos en la fórmula del yoduro de mercurio:

$$\left. \begin{aligned} n_{\text{Hg}} &= \frac{m_{\text{Hg}}}{M_{\text{Hg}}} = \frac{10,83}{108,3} = 0,1 \text{ mol de átomos de Hg} \\ n_{\text{I}} &= \frac{m_{\text{I}}}{M_{\text{I}}} = \frac{13,71}{137,1} = 0,1 \text{ mol de átomos de I} \end{aligned} \right\} \frac{0,1}{0,1} = \frac{1}{1}$$

Por tanto, la fórmula empírica es:



Al tratarse de un compuesto iónico, no cabe hablar de fórmula molecular. La fórmula del compuesto, HgI, tan solo indica la proporción en que se encuentran los iones I^- y Hg^+ en el compuesto.

35 El análisis de un compuesto químico dio la siguiente composición: 26,57% de potasio, 35,36% de cromo y 38,07% de oxígeno. Determina su fórmula empírica y nómbralo.

A partir de la composición centesimal, podemos calcular la cantidad de sustancia, en mol, que hay de cada elemento en 100 g de muestra:

$$- \text{K: } n_{\text{K}} = \frac{m_{\text{K}}}{M_{\text{K}}} \rightarrow n_{\text{K}} = \frac{26,57}{39,1} = 0,680 \text{ mol de átomos de K}$$

$$- \text{Cr: } n_{\text{Cr}} = \frac{m_{\text{Cr}}}{M_{\text{Cr}}} \rightarrow n_{\text{Cr}} = \frac{35,36}{52} = 0,680 \text{ mol de átomos de Cr}$$

$$- \text{O: } n_{\text{O}} = \frac{m_{\text{O}}}{M_{\text{O}}} \rightarrow n_{\text{O}} = \frac{38,07}{16} = 2,379 \text{ mol de átomos de O}$$

La relación entre esas cantidades es:

$$- \text{K: } \frac{0,680}{0,680} = 1$$

$$- \text{Cr: } \frac{0,680}{0,680} = 1$$

$$- \text{O: } \frac{2,379}{0,680} = 3,5$$

Si multiplicamos esos resultados por dos, obtenemos la relación de números enteros más sencilla entre los elementos que forman el compuesto, que es el dicromato de potasio:



Fe de erratas de la primera edición: Hay una errata en la numeración de las soluciones en el apéndice del libro. La solución del problema 35 se corresponde, en realidad, con la del siguiente problema.

36. El análisis de otro compuesto químico indica que contiene: 40,25% en masa de potasio, 26,79% de cromo y 32,95% de oxígeno. Determina su fórmula empírica y nómbralo.

A partir de la composición centesimal, podemos calcular la cantidad de sustancia, en mol, que hay de cada elemento en 100 g de compuesto:

$$- \text{K: } n_{\text{K}} = \frac{m_{\text{K}}}{M_{\text{K}}} \rightarrow n_{\text{K}} = \frac{40,25}{39,1} = 1,03 \text{ mol de átomos de K}$$

$$- \text{Cr: } n_{\text{Cr}} = \frac{m_{\text{Cr}}}{M_{\text{Cr}}} \rightarrow n_{\text{Cr}} = \frac{26,79}{52} = 0,515 \text{ mol de átomos de Cr}$$

$$- \text{O: } n_{\text{O}} = \frac{m_{\text{O}}}{M_{\text{O}}} \rightarrow n_{\text{O}} = \frac{32,95}{16} = 2,06 \text{ mol de átomos de O}$$

La relación entre esas cantidades es:

$$- \text{K: } \frac{1,03}{0,515} = 2$$

$$- \text{Cr: } \frac{0,515}{0,515} = 1$$

$$- \text{O: } \frac{2,06}{0,515} = 4$$

Por tanto, la fórmula empírica es:



Y su nombre, cromato de potasio.

37. Los compuestos de los problemas anteriores, ¿cumplen la ley de las proporciones múltiples?

Los subíndices numéricos que acompañan a cada elemento en la fórmula de un compuesto nos indican la proporción en que está presente cada uno de esos elementos. Esta proporción es tanto en número de átomos como en cantidad de sustancia (mol de cada uno de ellos). Teniendo esto en cuenta, podemos escribir las siguientes relaciones:



$$- m_K = 2 \cdot 39,1 = 78,2 \text{ g}$$

$$- m_{Cr} = 2 \cdot 52 = 104 \text{ g}$$

$$- m_O = 7 \cdot 16 = 112 \text{ g}$$



$$- m'_K = 2 \cdot 39,1 = 78,2 \text{ g}$$

$$- m'_{Cr} = 52 \text{ g}$$

$$- m'_O = 4 \cdot 16 = 64 \text{ g}$$

Para comprobar si se cumple la ley de las proporciones múltiples, hemos de verificar que las proporciones anteriores mantienen entre ellas una relación numérica sencilla, como así ocurre:

$$\frac{m_{Cr}}{m'_{Cr}} = \frac{104}{52} = \frac{2}{1} ; \frac{m_O}{m'_O} = \frac{112}{64} = \frac{7}{4}$$

Por tanto, sí se cumple la ley de las proporciones múltiples.

38. Determina la fórmula empírica de un óxido de manganeso que contiene un 63,19% de metal.

La composición centesimal del compuesto es la siguiente:

$$\% \text{ Mn} = 63,19\%$$

$$\% \text{ O} = 100 - 63,19 = 36,81\%$$

A partir de la composición centesimal, podemos calcular la cantidad de sustancia, en mol, que hay de cada elemento en 100 g de muestra:

$$- \text{Mn: } n_{\text{Mn}} = \frac{m_{\text{Mn}}}{M_{\text{Mn}}} \rightarrow n_{\text{Mn}} = \frac{63,19}{54,94} = 1,15 \text{ mol de átomos de Mn}$$

$$- \text{O: } n_{\text{O}} = \frac{m_{\text{O}}}{M_{\text{O}}} \rightarrow n_{\text{O}} = \frac{36,81}{16} = 2,30 \text{ mol de átomos de O}$$

La proporción entre estas cantidades es:

$$\frac{\text{Mn}}{\text{O}} \rightarrow \frac{1,15}{2,30} = \frac{1}{2}$$

Por tanto, la fórmula empírica del óxido es:



39. Una muestra de 2,5 g de uranio se calienta en presencia de oxígeno. El óxido resultante pesa 2,949 g. Determina su fórmula empírica.

Los datos de que disponemos son los siguientes:

$$m_U = 2,5 \text{ g} ; m_O = m_{\text{óxido}} - m_U = 2,949 - 2,5 = 0,449 \text{ g}$$

Con ellos podemos obtener la cantidad de sustancia, medida en mol de átomos de cada elemento presente en la muestra:

$$- \text{U: } n_U = \frac{m_U}{A_U} \rightarrow n_U = \frac{2,5}{238} = 0,0105 \text{ mol de átomos de U}$$

$$- \text{O: } n_O = \frac{m_O}{A_O} \rightarrow n_O = \frac{0,449}{16} = 0,028 \text{ mol de átomos de O}$$

La relación entre ambas cantidades es:

$$- \text{U: } \frac{0,0105}{0,0105} = 1$$

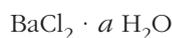
$$- \text{O: } \frac{0,028}{0,0105} = 2,67 = \frac{8}{3}$$

Para obtener una relación sencilla de números enteros, multiplicamos las cantidades anteriores por tres. De ese modo, la fórmula empírica del óxido resultante es:



40. Se calientan 1,763 g de cloruro de bario hidratado hasta sequedad, quedando 1,505 g de la sal anhidra. Determina la fórmula del hidrato.

La fórmula del hidrato es:



Los datos de que disponemos son los siguientes:

$$m_{\text{BaCl}_2 \cdot a \text{H}_2\text{O}} = 1,763 \text{ g} ; m_{\text{BaCl}_2} = 1,505 \text{ g}$$

Por tanto:

$$m_{a \text{H}_2\text{O}} = m_{\text{BaCl}_2 \cdot a \text{H}_2\text{O}} - m_{\text{BaCl}_2} = 1,763 - 1,505 = 0,258 \text{ g de H}_2\text{O}$$

Teniendo en cuenta la masa molar de la sal anhidra y del agua:

$$M_{\text{BaCl}_2} = 208,24 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}$$

Podemos calcular la cantidad de sustancia, en mol, de cada uno de ellos:

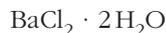
$$n_{\text{BaCl}_2} = \frac{m_{\text{BaCl}_2}}{M_{\text{BaCl}_2}} \rightarrow n_{\text{BaCl}_2} = \frac{1,505}{208,24} = 7,227 \cdot 10^{-3} \text{ mol de BaCl}_2$$

$$n_{a \text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{a \text{H}_2\text{O}}}{M_{a \text{H}_2\text{O}}} = \frac{0,258}{18} = 0,0143 \text{ mol de } a \text{H}_2\text{O}$$

La relación entre ambas cantidades es:

$$\frac{m_{a\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{BaCl}_2}} = \frac{0,0143}{7,227 \cdot 10^{-3}} \approx 2$$

Por tanto, $a = 2$, y la fórmula del hidrato es:



41. Un hidrocarburo tiene un 82,66% de carbono. La densidad de vapor es 0,2308 g/l a 75 Torr y 30 °C. Determina su fórmula molecular.

La fórmula del hidrocarburo es C_xH_y .

A partir de los datos que proporciona el enunciado, podemos obtener, aplicando la ecuación de estado de los gases ideales, la masa molar del hidrocarburo:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{P}$$

$$M_{\text{C}_x\text{H}_y} = \frac{0,2308 \cdot 0,082 \cdot 303}{75/760} = 58,1 \text{ g/mol}$$

Podemos, a continuación, establecer la siguiente igualdad:

$$M = 12 \cdot x + 1 \cdot y \rightarrow 58,1 = 12 \cdot x + y$$

Por tanto, para el carbono:

$$\frac{12 \cdot x}{58,1} = 0,8266 \rightarrow x = \frac{0,8266 \cdot 58,1}{12} = 4$$

Y para el hidrógeno:

$$y = 58,1 - 12 \cdot x = 58,1 - 12 \cdot 4 \approx 10$$

Finalmente, la fórmula del hidrocarburo corresponde al butano:



42. Un compuesto tiene la siguiente composición centesimal: 24,2% de carbono, 4,0% de hidrógeno y el resto es cloro. Se sabe que un litro de dicho compuesto gaseoso, medido a la presión de 710 Torr y 110 °C, tiene una masa de 3,085 g. Deduce su fórmula empírica y molecular.

Con los datos de la composición centesimal podemos determinar la fórmula empírica del compuesto:

$$\% \text{ C} = 24,2\%$$

$$\% \text{ H} = 4,0\%$$

$$\% \text{ Cl} = 100 - (24,2 + 4,0) = 71,8\%$$

Con estos valores se calcula la cantidad de sustancia, en mol de cada elemento, a que equivalen 100 g de sustancia, teniendo en cuenta la relación:

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

Por tanto:

$$n_{\text{C}} = \frac{24,2}{12} = 2,02 \text{ mol de carbono}$$

$$n_{\text{H}} = \frac{4,0}{1} = 4,0 \text{ mol de hidrógeno}$$

$$n_{\text{Cl}} = \frac{71,8}{35,5} = 2,02 \text{ mol de cloro}$$

La relación entera más sencilla entre los números anteriores se obtiene dividiendo todos entre el menor de ellos, y resulta ser:

$$\text{C} : \text{H} : \text{Cl}$$

$$1 : 2 : 1$$

Por tanto, la fórmula empírica del compuesto es:



La fórmula molecular será $(\text{CH}_2\text{Cl})_a$, donde a es la incógnita que debemos calcular. Para determinarla, hemos de calcular la masa molar del compuesto. Disponemos de los siguientes datos:

$$V = 1 \text{ l}$$

$$P = 710 \text{ Torr} = 710 \text{ Torr} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ Torr}} = 0,934 \text{ atm}$$

$$T = 110 \text{ }^\circ\text{C} = (110 + 273) \text{ K} = 383 \text{ K}$$

$$m = 3,085 \text{ g}$$

Se puede calcular la masa molar del compuesto a partir de la ecuación de los gases ideales y teniendo en cuenta la relación entre la cantidad de sustancia y la masa:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T ; n = \frac{m}{M}$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

Despejando la masa molar en la expresión anterior:

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V}$$

Y sustituyendo valores obtenemos:

$$M = \frac{3,085 \cdot 0,082 \cdot 383}{0,934 \cdot 1} = 103,7 \text{ g/mol}$$

La masa molar del compuesto es un múltiplo de la masa molar empírica:

$$\text{Masa molar real} = a \cdot \text{Masa molar empírica}$$

Despejando a :

$$a = \frac{\text{Masa molar real}}{\text{Masa molar empírica}}$$

Sustituyendo los valores de la masa molar real obtenida anteriormente, y la masa molar empírica ($M = 49,5 \text{ g/mol}$), obtenemos:

$$a = \frac{103,7}{49,5} \approx 2$$

La fórmula molecular es, por tanto, $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$.

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

43. El análisis de un compuesto, del que se sabe que es un hidrato de carbono, nos da la siguiente composición: 40% de carbono, 6,67% de hidrógeno y oxígeno.

- a) **Determina su fórmula molecular. Se sabe que su masa molecular relativa es 182.**
- b) **Escribe la ecuación química que corresponde a la reacción de combustión completa.**
- c) **¿Cuáles serán los productos de la reacción si la combustión se produce en una atmósfera pobre en oxígeno? Escribe la ecuación química correspondiente.**

- a) La proporción en que se encuentra cada uno de los elementos en el compuesto es la siguiente:

$$\text{C: } 40\% \quad ; \quad \text{H: } 6,67\% \quad ; \quad \text{O: } 100 - (40 + 6,67) = 53,33\%$$

La cantidad de sustancia, en mol de átomos de cada elemento, presente en una muestra de 100 g, es:

$$n_{\text{C}} = \frac{m_{\text{C}}}{A_{\text{C}}} \rightarrow n_{\text{C}} = \frac{40}{12} = 3,33 \text{ mol de C}$$

$$n_{\text{H}} = \frac{m_{\text{H}}}{A_{\text{H}}} \rightarrow n_{\text{H}} = \frac{6,67}{1} = 6,67 \text{ mol de H}$$

$$n_{\text{O}} = \frac{m_{\text{O}}}{A_{\text{O}}} \rightarrow n_{\text{O}} = \frac{53,33}{16} = 3,33 \text{ mol de O}$$

A continuación, buscamos la relación entera más sencilla posible entre los números obtenidos, dividiendo todos por el menor de ellos:

$$\text{C: } \frac{3,33}{3,33} = 1$$

$$\text{H: } \frac{6,67}{3,33} = 2$$

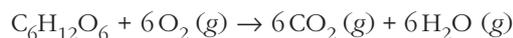
$$\text{O: } \frac{3,33}{3,33} = 1$$

La fórmula empírica es, por tanto, CH_2O . La fórmula molecular será $(\text{CH}_2\text{O})_a$, donde a se calcula del siguiente modo:

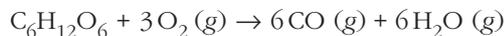
$$\text{Masa molecular} = a \cdot \text{Masa empírica} \rightarrow a = \frac{\text{Masa molecular}}{\text{Masa empírica}} = \frac{182}{30} \approx 6$$

Por tanto, la fórmula molecular es: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

b) La ecuación de la reacción de combustión completa es:



c) En una atmósfera pobre en oxígeno, la combustión origina monóxido de carbono como producto de la reacción:



44. Una mezcla gaseosa de hidrógeno y nitrógeno contiene un 10% de hidrógeno. Calcula la fracción molar de cada uno de los gases.

Si la mezcla tiene un 10% de hidrógeno, en 100 g de ella tendremos 10 g de hidrógeno y 90 g de nitrógeno. La cantidad de sustancia, en mol de moléculas de cada gas presente en la mezcla es:

$$n_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{H}_2}}{M_{\text{H}_2}} \rightarrow n_{\text{H}_2} = \frac{10}{2} = 5 \text{ mol de H}_2$$

$$n_{\text{N}_2} = \frac{m_{\text{N}_2}}{M_{\text{N}_2}} \rightarrow n_{\text{N}_2} = \frac{90}{34} = 2,647 \text{ mol de N}_2$$

La composición molar de la mezcla será, por tanto:

$$\chi_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2}} \rightarrow \chi_{\text{H}_2} = \frac{5}{5 + 2,647} = 0,654$$

$$\chi_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2}} \rightarrow \chi_{\text{N}_2} = \frac{2,647}{5 + 2,647} = 0,346$$

45 Se tiene una mezcla de butano (C_4H_{10}) y propano (C_3H_8) cuya composición en masa contiene un 88% de butano, siendo el resto propano. Calcula la composición volumétrica y la composición molar de dicha mezcla en estado gaseoso.

De acuerdo con la composición en masa, en 100 g de mezcla habrá:

$$m_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 88 \text{ g}$$

$$m_{\text{C}_3\text{H}_8} = 100 - 88 = 12 \text{ g}$$

Y la cantidad de sustancia, en mol, de cada hidrocarburo presente en la mezcla será:

$$n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = \frac{m_{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{M_{\text{C}_4\text{H}_{10}}} \rightarrow n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = \frac{88}{58} = 1,517 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}$$

$$n_{\text{C}_3\text{H}_8} = \frac{m_{\text{C}_3\text{H}_8}}{M_{\text{C}_3\text{H}_8}} \rightarrow n_{\text{C}_3\text{H}_8} = \frac{12}{44} = 0,273 \text{ mol de C}_3\text{H}_8$$

La cantidad de sustancia total de la mezcla es:

$$n_T = n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} + n_{\text{C}_3\text{H}_8} \rightarrow n_T = 1,517 + 0,273 = 1,79 \text{ mol}$$

Por tanto, la composición molar es:

– Butano:

$$\frac{n_{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{n_T} \cdot 100 = \frac{1,517 \cdot 100}{1,79} = 84,75\%$$

– Propano:

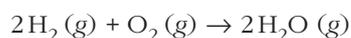
$$\frac{n_{\text{C}_3\text{H}_8}}{n_T} \cdot 100 = \frac{0,273 \cdot 100}{1,79} = 15,25\%$$

La composición volumétrica es igual a la composición molar.

Fe de erratas de la primera edición: Hay un error en la solución ofrecida en el apéndice de soluciones.

- 46. Al hacer saltar una chispa eléctrica en una mezcla de hidrógeno y oxígeno, se obtiene vapor de agua. Partimos de una mezcla formada por 100 ml de hidrógeno y 100 ml de oxígeno. Calcula el volumen y la composición volumétrica, una vez transcurrida la reacción, si todos los gases se miden en las mismas condiciones de presión y temperatura.**

La ecuación química del proceso que describe el enunciado es la siguiente:



Los coeficientes estequiométricos de la ecuación pueden considerarse coeficientes volumétricos, puesto que los tres gases se miden en las mismas condiciones de P y T .

Así pues, podemos completar la siguiente tabla:

	2 H ₂	O ₂	2 H ₂ O
V _{inicial} (ml)	100	100	–
ΔV (ml)	100 (reaccionan)	50 (reaccionan)	100 (se forman)
V _{final} (ml)	–	50	100

La composición volumétrica, una vez transcurrida la reacción es:

$$V_T = 150 \text{ ml} \rightarrow \% \text{O}_2 = \frac{50}{150} \cdot 100 = 33,3\%$$

$$\% \text{H}_2\text{O} = \frac{100}{150} \cdot 100 = 66,6\%$$

- 47. Un recipiente cerrado de 10 dm³ contiene una mezcla formada por 2,0 g de metano (CH₄), 2,0 g de propano (C₃H₈) y 20 g de oxígeno.**

a) **Calcula la composición volumétrica y la composición molar de la mezcla.**

b) **Se hace saltar una chispa eléctrica, y los gases reaccionan obteniéndose dióxido de carbono y vapor de agua. Escribe las ecuaciones químicas correspondientes a los procesos químicos que han tenido lugar.**

- a) Puesto que los tres gases se encuentran en el mismo recipiente, están en las mismas condiciones de presión y temperatura, lo que significa que la composición volumétrica y la composición molar de la mezcla coincidirán.

Con la expresión que relaciona la cantidad de sustancia con la masa molar, M , se calcula la cantidad de sustancia en mol de cada uno de los gases:

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

$$M_{\text{CH}_4} = 16 \text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{CH}_4} = \frac{2}{16} = 0,125 \text{ mol de CH}_4$$

$$M_{\text{C}_3\text{H}_8} = 44 \text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{C}_3\text{H}_8} = \frac{2}{44} = 0,045 \text{ mol de C}_3\text{H}_8$$

$$M_{\text{O}_2} = 32 \text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{O}_2} = \frac{20}{32} = 0,625 \text{ mol de O}_2$$

La composición molar (y volumétrica) de la mezcla, en porcentaje, se calcula para cada gas mediante la expresión:

$$\% \text{ gas } i = \frac{n_i}{n_{\text{total}}} \cdot 100$$

donde n_{total} representa el número de mol total de la mezcla de gases:

$$n_{\text{total}} = n_{\text{CH}_4} + n_{\text{C}_3\text{H}_8} + n_{\text{O}_2} \rightarrow n_{\text{total}} = 0,795 \text{ mol de (CH}_4 + \text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2)$$

Por tanto:

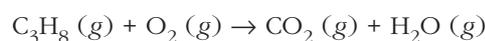
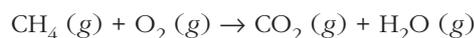
$$\% \text{ CH}_4 = \frac{0,125}{0,795} \cdot 100 = 15,72\%$$

$$\% \text{ C}_3\text{H}_8 = \frac{0,045}{0,795} \cdot 100 = 5,66\%$$

$$\% \text{ O}_2 = \frac{0,625}{0,795} \cdot 100 = 78,62\%$$

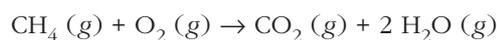
- b) Al hacer saltar la chispa se producen las reacciones de combustión tanto de metano con oxígeno como propano con oxígeno.

Las ecuaciones químicas sin ajustar de ambos procesos son:



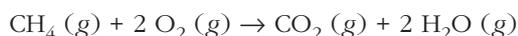
En ambas ecuaciones, se ajusta primero el carbono, a continuación el hidrógeno y finalmente el oxígeno. En la primera de ellas, el carbono está ya ajustado, puesto que hay el mismo número de carbonos en los reactivos y en los productos.

En cuanto al hidrógeno, tenemos cuatro átomos en los reactivos y solo dos en los productos, por lo que, para igualarlos, hemos de poner un dos delante de la molécula de H_2O en los productos:

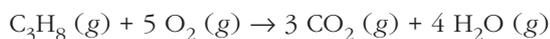


Para ajustar el oxígeno, escribiremos otro dos delante de la molécula de oxígeno gaseoso en los reactivos.

De este modo, la ecuación ajustada del primer proceso es:



Procediendo en la misma forma con la segunda ecuación, obtenemos:



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

48. El límite legal de cromo en los vertidos de las refinerías de petróleo es 0,05 mg/l y el de plomo, 0,1 mg/l. Expresa dichos límites en concentraciones molares.

En un litro de disolución hay $m_{\text{Cr}} = 0,05 \text{ mg} = 5 \cdot 10^{-5} \text{ g}$. Teniendo en cuenta la masa molar del cromo: $M_{\text{Cr}} = 52 \text{ g/mol}$, obtenemos la concentración molar del cromo:

$$n_{\text{Cr}} = \frac{m_{\text{Cr}}}{M_{\text{Cr}}} \rightarrow n_{\text{Cr}} = \frac{5 \cdot 10^{-5}}{52} = 9,62 \cdot 10^{-7} \text{ mol}$$

$$C_m = \frac{n_{\text{Cr}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow C_m = \frac{9,62 \cdot 10^{-7}}{1} = 9,62 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

En el caso del plomo, la cantidad máxima, por litro, es de 0,1 mg, es decir, 10^{-4} g . Por tanto, el cálculo de la concentración molar del plomo, teniendo en cuenta que $M_{\text{Pb}} = 207,2 \text{ g/mol}$, se calcula del siguiente modo:

$$n_{\text{Pb}} = \frac{m_{\text{Pb}}}{M_{\text{Pb}}} \rightarrow n_{\text{Pb}} = \frac{10^{-4}}{207,2} = 4,83 \cdot 10^{-7} \text{ mol}$$

$$C_m = \frac{n_{\text{Pb}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow C_m = \frac{4,83 \cdot 10^{-7}}{1} = 4,83 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

49 Una disolución acuosa de ácido fosfórico contiene 300 g de dicho ácido por litro de disolución. Su densidad es $1,153 \text{ g/cm}^3$. Calcula:

a) Su concentración en tanto por ciento en masa.

b) Su molaridad.

a) La masa de la disolución acuosa del ácido fosfórico, H_3PO_4 , la podemos obtener a partir de la densidad. Si consideramos $V = 1 \text{ l}$:

$$d = \frac{m_{\text{disolución}}}{V} \rightarrow m_{\text{disolución}} = d \cdot V = 1,153 \text{ g/l} \cdot 1 \text{ l} = 1,153 \text{ g}$$

Por tanto, la concentración en % en masa es:

$$c = \frac{300}{1,153} \cdot 100 = 26,02\%$$

b) La masa molar del ácido fosfórico es: $M_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 3 + 31 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g/mol}$. Con este dato, la concentración molar es:

$$C_m = \frac{n_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{\frac{m_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{M_{\text{H}_3\text{PO}_4}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow C_m = \frac{\frac{300}{98}}{1} = 3,06 \text{ M}$$

50. Se disuelven 2 g de ácido sulfúrico puro en 100 ml de agua, resultando una disolución cuyo volumen es de 0,111 litros. Calcula la concentración de la disolución en tanto por ciento en masa, sabiendo que la densidad del agua es 1 g/cm^3 , y su molaridad.

Para calcular la concentración en tanto por ciento, necesitamos conocer la masa de disolvente, m_d ; la masa de soluto, m_s , y la masa de la disolución, m_D :

$$m_d = 100 \text{ g de agua}$$

$$m_s = 2 \text{ g de ácido sulfúrico puro}$$

$$m_D = m_s + m_d = 2 + 100 = 102 \text{ g de disolución}$$

La concentración en tanto por ciento es:

$$c = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100 \rightarrow c = \frac{2}{102} \cdot 100 = 1,96\%$$

Para calcular la molaridad obtenemos, en primer lugar, $n_{\text{H}_2\text{SO}_4}$. Teniendo en cuenta que $M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ g/mol}$, resulta:

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{2}{98} = 0,02 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Por tanto, la concentración molar de la disolución es:

$$C_m = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow C_m = \frac{0,02}{0,111} = 0,18 \text{ M}$$

51 **Calcula la molaridad de una disolución preparada al mezclar 75 ml de ácido clorhídrico 0,5 M con 75 ml de una disolución de ácido clorhídrico 0,05 M. Supón que los volúmenes son aditivos.**

Los datos de que disponemos son:

$$V_1 = 75 \text{ ml} ; C_{m_1} = 0,5 \text{ M}$$

$$V_2 = 75 \text{ ml} ; C_{m_2} = 0,05 \text{ M}$$

Para calcular la molaridad de la disolución resultante, necesitamos conocer la cantidad de sustancia de soluto, y el volumen total de disolución. La cantidad de sustancia de ácido clorhídrico presente en cada una de las disoluciones que se mezclan la calculamos como sigue:

$$n_1 = C_{m_1} \cdot V_1 = 0,5 \cdot 0,075 = 0,0375 \text{ mol de HCl}$$

$$n_2 = C_{m_2} \cdot V_2 = 0,05 \cdot 0,075 = 0,00375 \text{ mol de HCl}$$

Por tanto:

$$n_T = n_1 + n_2 = 0,0375 + 0,00375 = 0,04125 \text{ mol}$$

Como en el enunciado se indica que los volúmenes son aditivos:

$$V_D = V_1 + V_2 = 75 + 75 = 150 \text{ ml} = 0,15 \text{ l}$$

Finalmente, la molaridad de la disolución resultante es:

$$C_M = \frac{n_T}{V_D} = \frac{0,04125}{0,15} = 0,275 \text{ M}$$

52. Disponemos de 500 ml de una disolución de ácido clorhídrico al 10%, que tiene una densidad de 1,055 g/ml.

Calcula la molaridad de dicha disolución.

Los datos que proporciona el enunciado del problema son los siguientes:

$$V_D = 500 \text{ ml} = 0,5 \text{ l de disolución de HCl}$$

$$R = 10\% \text{ en masa}$$

$$d_D = 1,055 \text{ g/ml}$$

Con estos datos podemos calcular la masa de disolución:

$$d_D = \frac{m_D}{V_D} \rightarrow m_D = d_D \cdot V_D = 1,055 \cdot 500 = 527,5 \text{ g}$$

Como la riqueza en masa es del 10%, la masa de soluto será:

$$R = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100 \rightarrow m_s = m_D \cdot \frac{R}{100} = 527,5 \cdot \frac{10}{100} = 52,75 \text{ g de HCl}$$

Y la cantidad de sustancia de soluto:

$$n_s = \frac{m_s}{M_s} \rightarrow n_s = \frac{52,75}{36,45} = 1,447 \text{ mol de HCl}$$

Finalmente, la molaridad de la disolución será:

$$C_m = \frac{n_s}{V_D} \rightarrow C_m = \frac{1,447}{0,5} = 2,89 \text{ M}$$

53. Añadimos un litro de agua a la disolución anterior. Calcula:

a) La concentración molar de la disolución resultante.

b) El porcentaje en masa de ácido clorhídrico.

c) La concentración de la disolución, en g/l.

a) La nueva concentración molar es:

$$C_m = \frac{n_s}{V'_D} \rightarrow C_m = \frac{1,447}{0,5 + 1} = 0,96 \text{ M}$$

b) Para calcular el porcentaje en masa de ácido clorhídrico utilizamos la siguiente expresión:

$$R = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100$$

donde m_D es la masa de la disolución (masa de soluto + masa de disolvente).

Necesitamos conocer, por tanto, la masa de soluto, m_s , y la masa de disolvente, m_d . La primera, de acuerdo con el problema anterior, es: $m_s = 52,75$ g de HCl. La masa de disolución, también calculada anteriormente es $m_D = 527,5$ g. Por tanto:

$$m_D = m_s + m_d \rightarrow m_d = m_D - m_s = 527,5 - 52,75 = 474,75 \text{ g}$$

Considerando, además, el litro de agua que añadimos, el porcentaje en masa de ácido clorhídrico (riqueza) es:

$$R = \frac{52,75}{52,75 + (474,75 + 1000)} \cdot 100 = 3,45 \cdot 10^{-2}\%$$

c) La concentración de la disolución, en g/l, la calculamos como sigue:

$$c = \frac{m_s}{V_D} \rightarrow c = \frac{52,75}{1,5} = 35,17 \text{ g/l}$$

54. Calcula la molaridad de una disolución de ácido sulfúrico concentrado cuya densidad es $1,84 \text{ g/cm}^3$, sabiendo que su riqueza en masa es del 98%.

La densidad, d , proporciona la relación entre la masa y el volumen de la disolución:

$$d = \frac{m_{\text{disolución}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow d = 1,84 \text{ g/cm}^3$$

La riqueza, R , nos indica la masa de ácido sulfúrico en 100 g de disolución:

$$R = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 \rightarrow R = 98\%$$

Nos piden calcular la molaridad de dicha solución:

$$C_m = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{disolución}}}$$

Para ello, fijamos un volumen de disolución, y calculamos la cantidad de sustancia, en mol de H_2SO_4 , que contiene dicho volumen:

$$V = 1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ ml} = 10^{-3} \text{ l}$$

Con la densidad calculamos la masa de disolución que corresponde a dicho volumen:

$$d = \frac{m_{\text{disolución}}}{V} \rightarrow m_{\text{disolución}} = d \cdot V = 1,84 \cdot 1 = 1,84 \text{ g de disolución}$$

La riqueza indica que el 98% de esta masa es H_2SO_4 :

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{disolución}} \cdot R}{100} \rightarrow m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{1,84 \cdot 98}{100} = 1,80 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

La cantidad de sustancia a que equivale esta masa, se calcula a partir de la expresión:

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}$$

siendo la masa molar del ácido sulfúrico, $M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ g/mol}$. Por tanto:

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{1,80}{98} = 0,0184 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Esta cantidad de sustancia es la que hay en 10^{-3} l (1 cm^3) de disolución, luego la molaridad de dicha disolución será:

$$C_m = \frac{0,0184}{10^{-3}} = 18,4 \text{ M}$$

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

55. Se prepara una disolución disolviendo 20 g de cloruro de potasio en un litro de agua. Calcula la molaridad de la disolución resultante, sabiendo que su densidad es $1,015 \text{ g/cm}^3$.

Dato: la densidad del agua es $1,00 \text{ g/cm}^3$.

Los datos de que disponemos son:

$$m_s = 20 \text{ g}$$

$$M_{\text{KCl}} = 39,1 + 35,5 = 74,6 \text{ g/mol}$$

$$V_d = 1 \text{ l} \rightarrow m_d = 1000 \text{ g (ya que la densidad del agua es } 1,00 \text{ g/cm}^3)$$

$$d_D = 1,015 \text{ g/cm}^3 = 1015 \text{ g/l}$$

La cantidad de sustancia de soluto es:

$$n_s = \frac{m_s}{M_s} \rightarrow n_s = \frac{20}{74,6} = 0,268 \text{ mol de KCl}$$

Y el volumen de la disolución resultante, teniendo en cuenta la densidad:

$$V_D = \frac{m_D}{d_D} \rightarrow V_D = \frac{1000 + 20}{1015} = 1,0049 \text{ l}$$

Finalmente, la molaridad de la disolución es:

$$C_m = \frac{n_s}{V_D} \rightarrow C_m = \frac{0,268}{1,0049} = 0,267 \text{ M}$$

56 Se toman 50 ml de una disolución de ácido nítrico, de densidad $1,405 \text{ g/ml}$, y que contiene un 68,1% en masa de dicho ácido. Se diluyen en un matraz aforado de 500 ml hasta enrasar. Calcula la molaridad de la disolución obtenida.

Los datos de que disponemos son los siguientes:

$$V_{\text{dis. inicial}} = 50 \text{ ml}$$

$$d_{\text{dis. inicial}} = 1,405 \text{ g/ml}$$

$$R_{\text{dis. inicial}} = 68,1\% \text{ en masa de HNO}_3$$

$$V_{\text{dis. final}} = 500 \text{ ml} = 0,5 \text{ l}$$

La masa de la disolución inicial es:

$$m_{\text{dis. inicial}} = d_{\text{dis. inicial}} \cdot V_{\text{dis. inicial}} = 1,405 \cdot 50 = 70,25 \text{ g}$$

Teniendo en cuenta la concentración de esa disolución, la masa de soluto será:

$$R = \frac{m_s}{m_{\text{dis. inicial}}} \cdot 100 \rightarrow m_s = 70,25 \cdot \frac{68,1}{100} = 47,84 \text{ g de HNO}_3$$

Por tanto, la cantidad de sustancia de soluto será:

$$n_s = \frac{m_s}{M_s} \rightarrow n_s = \frac{47,84}{1 + 14 + 3 \cdot 16} = 0,759 \text{ mol de HNO}_3$$

Finalmente, la molaridad de la disolución resultante será:

$$C_m = \frac{n_s}{V_D} \rightarrow C_m = \frac{0,759}{0,5} = 1,52 \text{ M}$$

57. Se dispone de ácido clorhídrico concentrado de densidad 1,18 g/ml y 36% de riqueza en masa. Calcula:

a) Su molaridad.

b) La cantidad de sustancia, en mol, de NaOH que reaccionarán con 20 ml de este ácido.

Los datos que proporciona el enunciado del problema son:

$$d_D = 1,18 \text{ g/ml}$$

$$R = 36\% \text{ en masa de HCl}$$

a) Para calcular la molaridad, suponemos que disponemos de un litro de disolución, cuya masa será:

$$m_D = \frac{m_D}{V_D} \rightarrow m_D = d_D \cdot V_D = 1,18 \cdot 1000 = 1180 \text{ g}$$

La masa de soluto contenida será:

$$R = \frac{m_s}{m_{\text{Dis. inicial}}} \cdot 100 \rightarrow m_s = m_D \cdot \frac{R}{100} = 1180 \cdot \frac{36}{100} = 424,8 \text{ g de HCl}$$

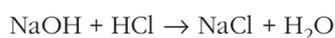
Y la cantidad de sustancia de soluto:

$$n_s = \frac{m_s}{M_s} \rightarrow n_s = \frac{424,8}{1 + 35,45} = 11,65 \text{ mol de HCl}$$

Por tanto, la molaridad de la disolución será:

$$C_m = \frac{n_s}{V_D} \rightarrow C_m = \frac{11,65}{1} = 11,65 \text{ M}$$

b) La reacción de neutralización que se produce es:



La masa que corresponde a 20 ml de disolución es:

$$m_D = \frac{m_D}{V_D} \rightarrow m_D = d_D \cdot V_D = 1,18 \cdot 20 = 23,6 \text{ g}$$

Como la riqueza es del 36% en masa de HCl, la masa de soluto será:

$$m_s = m_D \cdot \frac{R}{100} = 23,6 \cdot \frac{36}{100} = 8,496 \text{ g de HCl}$$

Y la cantidad de sustancia que corresponde a esa masa de soluto:

$$n_s = \frac{m_s}{M_s} \rightarrow n_s = \frac{8,496}{35,45 + 1} = 0,233 \text{ mol de HCl}$$

Observa que este dato podríamos haberlo obtenido directamente a partir de la expresión de la concentración molar:

$$C_m = \frac{n_s}{V_D} \rightarrow n_s = C_m \cdot V_D = 11,65 \cdot 0,020 = 0,233 \text{ mol de HCl}$$

Como la relación entre la cantidad de sustancia de NaOH y de HCl que reacciona es 1:1, reaccionarán 0,233 mol de NaOH con 20 ml del HCl del problema.

58. Se prepara una disolución de ácido sulfúrico mezclando 95,94 g de agua y 10,66 g de ácido. El volumen de la disolución resultante es 0,100 l. Calcula:

a) La fracción molar de soluto y disolvente.

b) La molaridad y la riqueza (% en masa) de la disolución.

Los datos de que disponemos son:

$$m_d = 95,94 \text{ g de H}_2\text{O}$$

$$m_s = 10,66 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

$$V_D = 0,100 \text{ l}$$

a) Para calcular la fracción molar de soluto y disolvente, necesitamos obtener, en primer lugar, la cantidad de sustancia de cada uno de ellos:

$$n_s = \frac{m_s}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}} \rightarrow n_s = \frac{10,66}{98} = 0,109 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

$$n_d = \frac{m_d}{M_{\text{H}_2\text{O}}} \rightarrow n_d = \frac{95,94}{18} = 5,33 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

Por tanto:

$$\chi_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} \rightarrow \chi_s = \frac{0,109}{0,109 + 5,33} = 0,02$$

$$\chi_d = \frac{n_d}{n_s + n_d} \rightarrow \chi_d = \frac{5,33}{0,109 + 5,33} = 0,98$$

b) La molaridad de la disolución es:

$$C_m = \frac{n_s}{V_D} \rightarrow C_m = \frac{0,109}{0,100} = 1,09 \text{ M}$$

Y la riqueza, en tanto por ciento en masa:

$$R = \frac{m_s}{m_s + m_d} \cdot 100 \rightarrow R = \frac{10,66}{10,66 + 95,94} \cdot 100 = 10\% \text{ de H}_2\text{SO}_4$$

59. Calcula la masa de carbonato de sodio, Na_2CO_3 , necesaria para preparar 1 litro de una disolución al 15% en masa y cuya densidad es de 1,15 g/ml.

Explica los pasos que seguirías para preparar dicha disolución en el laboratorio.

Los datos de que disponemos son los siguientes:

$$V_D = 1 \text{ l} = 1000 \text{ ml}$$

$$R = 15\% \text{ en masa}$$

$$d_D = 1,15 \text{ g/ml}$$

La masa de la disolución resultante es:

$$d_D = \frac{m_D}{V_D} \rightarrow m_D = d_D \cdot V_D = 1,15 \cdot 1000 = 1150 \text{ g}$$

La masa de soluto (carbonato de sodio) presente en ella, es:

$$m_s = m_D \cdot \frac{R}{100} \rightarrow m_s = 1150 \cdot \frac{15}{100} = 172,5 \text{ g de } \text{Na}_2\text{CO}_3$$

Para conocer los pasos necesarios para preparar la disolución, consúltese la página 341 del libro del alumnado.

60. El calor desprendido en la combustión de 1,6 g de metano (CH_4) es 88,2 kJ. Calcula el calor molar de combustión del metano.

Los datos de que disponemos son:

$$m_1 = 1,6 \text{ g de } \text{CH}_4 \rightarrow \Delta H_1 = -88,2 \text{ kJ}$$

La masa de un mol de metano es:

$$M_{\text{CH}_4} = 12 + 4 \cdot 1 = 16 \text{ g/mol}$$

Podemos establecer las siguientes proporciones para calcular el calor molar de combustión del metano:

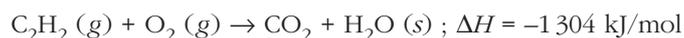
$$\frac{\Delta H_2}{M_{\text{CH}_4}} = \frac{\Delta H_1}{m_1} \rightarrow \Delta H_2 = \frac{\Delta H_1 \cdot M_{\text{CH}_4}}{m_1} \rightarrow \Delta H_2 = \frac{-88,2 \cdot 16}{1,6} = -882 \text{ kJ/mol}$$

61. El acetileno es un gas de fórmula molecular C_2H_2 , que arde con oxígeno originando dióxido de carbono y vapor de agua. La reacción es fuertemente exotérmica: se desprenden 1304 kJ por cada mol de acetileno que se quema.

a) Formula y ajusta la ecuación química del proceso.

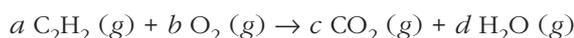
b) Calcula la energía que se desprenderá al arder 200 g de acetileno.

a) La ecuación química que corresponde a la reacción de combustión del acetileno es:



Esta ecuación está sin ajustar. Vamos a ajustarla por el método de los coeficientes de modo que quede ajustada a 1 mol de acetileno, ya que el dato de la energía desprendida corresponde a esta cantidad de sustancia de acetileno.

Asignamos coeficientes a , b , c y d a cada sustancia:



Igualando el número de átomos de cada elemento que hay en los reactivos y en los productos, resulta:

$$\text{Carbono: } 2 \cdot a = 1 \cdot c \quad [1]$$

$$\text{Hidrógeno: } 2 \cdot a = 2 \cdot d \quad [2]$$

$$\text{Oxígeno: } 2 \cdot b = 2 \cdot c + 1 \cdot d \quad [3]$$

Debemos fijar el cociente $a = 1$ (1 mol de C_2H_2), con lo que la ecuación [1] queda:

$$2 \cdot 1 = 1 \cdot c \rightarrow c = 2$$

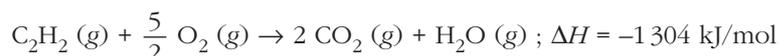
Y la ecuación [2]:

$$2 \cdot 1 = 2 \cdot d \rightarrow d = 1$$

Sustituyendo en la ecuación [3]:

$$2 \cdot b = 2 \cdot 2 + 1 \cdot 1 \rightarrow b = \frac{5}{2}$$

La ecuación química ajustada a 1 mol de acetileno es, por tanto:



- b) Para calcular la energía en forma de calor (Q) que se desprende cuando arden 200 g de acetileno, hallamos, en primer lugar, la cantidad de sustancia, en mol de acetileno, a que dicha masa equivale, teniendo en cuenta que $M_{\text{C}_2\text{H}_2} = 26 \text{ g/mol}$:

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

$$n_{\text{C}_2\text{H}_2} = \frac{200}{26} = 7,69 \text{ mol de C}_2\text{H}_2$$

El calor desprendido por esa cantidad de acetileno es:

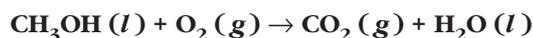
$$Q = n_{\text{C}_2\text{H}_2} \cdot \Delta H_{\text{combustión C}_2\text{H}_2}$$

$$Q = 7,69 \cdot (-1\,304) = -10\,030,8 \text{ kJ}$$

Recuerda el criterio de signos que utilizamos al considerar la energía puesta en juego en una reacción química: si en una reacción se desprende energía en forma de calor, entonces $Q < 0$.

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

62 Al quemar un mol de metanol, en un recipiente abierto, se desprenden 725,9 kJ. La ecuación química no ajustada del proceso es:

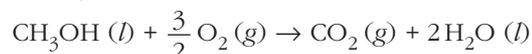


a) Ajusta la ecuación química.

b) Calcula la energía que se desprende en forma de calor en la combustión de 10 g de metanol.

c) Calcula la energía que se desprende en forma de calor en la combustión de 100 ml de metanol (la densidad del metanol es 0,792 g/cm³).

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



b) Teniendo en cuenta la masa molar del metanol:

$$M_{\text{CH}_3\text{OH}} = 12 + 3 \cdot 1 + 16 + 1 = 32 \text{ g/mol}$$

Para calcular la energía desprendida en la combustión de $m_2 = 10$ g de metanol, establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{\Delta H_2}{m_2} = \frac{\Delta H_1}{M_{\text{CH}_3\text{OH}}} \rightarrow \Delta H_2 = \frac{m_2 \cdot \Delta H_1}{M_{\text{CH}_3\text{OH}}} \rightarrow \Delta H_2 = \frac{10 \cdot (-725,9)}{32} = -226,84 \text{ kJ}$$

c) Teniendo en cuenta la densidad del metanol, la masa que corresponde a 100 ml de CH₃OH es:

$$d = \frac{m_3}{V_3} \rightarrow m_3 = d \cdot V_3 = 0,792 \cdot 100 = 79,2 \text{ g}$$

Al igual que en el apartado anterior, establecemos una proporción para calcular la energía desprendida en forma de calor:

$$\frac{\Delta H_3}{m_3} = \frac{\Delta H_1}{M_{\text{CH}_3\text{OH}}} \rightarrow \Delta H_3 = \frac{\Delta H_1 \cdot m_3}{M_{\text{CH}_3\text{OH}}} \rightarrow \Delta H_3 = \frac{(-725,9) \cdot 79,2}{32} = -1796,6 \text{ kJ}$$

63. El butano comercial es una mezcla que contiene, en masa, un 92% de butano (C₄H₁₀), un 6% de propano (C₃H₈) y otros gases, que se consideran no aprovechables. Una botella de butano contiene 12 kg de producto.

Cuando se quema un mol de butano se desprenden 2 658,3 kJ y cuando se quema un mol de propano se desprenden 2 043,9 kJ.

Calcula la cantidad de energía que se desprende en forma de calor al arder todo el gas contenido en la botella.

Los datos de que disponemos son:

– *Riqueza*: 92% de C₄H₁₀; 6% de C₃H₈

– $m = 12 \text{ kg} = 12000 \text{ g}$

– La masa molar del butano y del propano es:

$$M_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 = 58 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{C}_3\text{H}_8} = 3 \cdot 12 + 8 \cdot 1 = 44 \text{ g/mol}$$

– En la combustión de un mol de C₄H₁₀ se desprenden: $\Delta H_1 = -2658,3 \text{ kJ}$

– En la combustión de un mol de C₃H₈ se desprenden: $\Delta H_2 = -2043,9 \text{ kJ}$

Para calcular la cantidad de energía que se desprende en forma de calor al arder todo el gas contenido en la botella, necesitamos calcular la cantidad de sustancia de cada gas. Teniendo en cuenta las riquezas y las masas molares respectivas, obtenemos:

– Cantidad de sustancia de butano:

$$m_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 12000 \cdot \frac{92}{100} = 11040 \text{ g} \rightarrow n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = \frac{11040}{58} = 190,34 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}$$

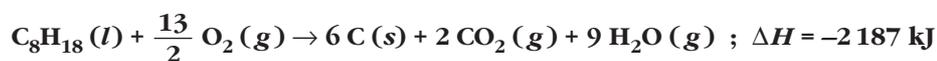
– Cantidad de sustancia de propano:

$$m_{\text{C}_3\text{H}_8} = 12000 \cdot \frac{6}{100} = 720 \text{ g} \rightarrow n_{\text{C}_3\text{H}_8} = \frac{720}{44} = 16,36 \text{ mol de C}_3\text{H}_8$$

La energía desprendida la calculamos del siguiente modo:

$$\begin{aligned} \Delta H &= \Delta H'_1 + \Delta H'_2 = \Delta H_1 \cdot n_1 + \Delta H_2 \cdot n_2 \\ \Delta H &= (-2658,3) \cdot 190,34 + (-2043,9) \cdot 16,36 = -539439,3 \text{ kJ} \end{aligned}$$

64 **Calcula la energía perdida en la combustión incompleta de un litro de octano, C_8H_{18} , de acuerdo con la reacción:**



si la comparamos con la que corresponde a la combustión completa del mismo, en la que se desprenden 2849 kJ/mol. La densidad del octano es 0,703 g/cm³.

Fe de erratas de la primera edición: La variación de la entalpía correspondiente a la reacción de combustión del octano tiene signo negativo, puesto que la reacción es exotérmica.

Los datos que proporciona el enunciado del problema son:

$$\Delta H_1 = -2187 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_2 = -2849 \text{ kJ/mol}$$

La energía perdida en la combustión de un mol de octano es:

$$\Delta H = |\Delta H_2| - |\Delta H_1| = 2849 - 2187 = 662 \text{ kJ/mol}$$

Por tanto, para n moles de octano: $E_{\text{perdida}} = n \cdot \Delta H$

Debemos calcular, por tanto, la cantidad de sustancia a que equivale 1 litro de octano. Teniendo en cuenta su densidad, la masa que le corresponde es:

$$d_{\text{C}_8\text{H}_{18}} = \frac{m_{\text{C}_8\text{H}_{18}}}{V_{\text{C}_8\text{H}_{18}}} \rightarrow m_{\text{C}_8\text{H}_{18}} = d_{\text{C}_8\text{H}_{18}} \cdot V_{\text{C}_8\text{H}_{18}} = 0,703 \cdot 1000 = 703 \text{ g}$$

La cantidad de sustancia de octano es:

$$n_{\text{C}_8\text{H}_{18}} = \frac{m_{\text{C}_8\text{H}_{18}}}{M_{\text{C}_8\text{H}_{18}}} \rightarrow n_{\text{C}_8\text{H}_{18}} = \frac{703}{8 \cdot 12 + 18} = 6,17 \text{ mol de C}_8\text{H}_{18}$$

Y la energía perdida:

$$E_{\text{perdida}} = 6,17 \cdot 662 = 4082,3 \text{ kJ}$$

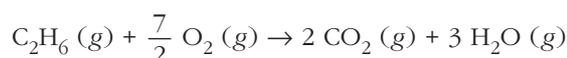
65. Escribe las ecuaciones químicas que corresponden a la combustión del etano (C₂H₆) y del butano (C₄H₁₀), respectivamente.

En un recipiente se tiene una mezcla formada por 0,5 dm³ de etano, 2,5 dm³ de butano y 20 dm³ de oxígeno. Se hace saltar una chispa eléctrica y los gases reaccionan, formándose dióxido de carbono y vapor de agua.

Calcula el volumen y la composición volumétrica final si todos los gases se miden en las mismas condiciones de presión y temperatura.

En ambos casos podemos ajustar las ecuaciones químicas correspondientes por el método de tanteo o por el método de los coeficientes, como hicimos en el problema 61 de esta unidad.

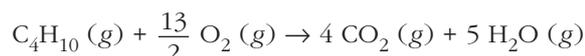
Para la combustión del etano, la ecuación química ajustada a 1 mol de etano que resulta es:



Y para considerar todos los coeficientes estequiométricos como números enteros, hemos de multiplicarlos por dos:



Del mismo modo, para la combustión del butano, la ecuación química ajustada a un mol de butano es:



Multiplicando por dos todos los coeficientes estequiométricos, conseguimos que sean números enteros.



Los coeficientes estequiométricos de ambas reacciones podemos considerarlos molares o volumétricos. (En la unidad 9 vimos que el volumen, V , y la cantidad de sustancia, n , son directamente proporcionales).

Para calcular el volumen tras la combustión de la mezcla al hacer saltar la chispa eléctrica, establecemos las proporciones que nos indica cada reacción:

— Combustión de 0,5 dm³ de etano.

Según nos indica la ecuación [1]:



Las proporciones estequiométricas respecto al C₂H₆ son, para 0,5 dm³ de este:

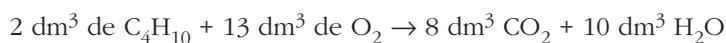
$$\frac{V_{\text{C}_2\text{H}_6}}{V_{\text{O}_2}} \rightarrow \frac{2}{7} = \frac{0,5}{V_{\text{O}_2}} \rightarrow V_{\text{O}_2} = 1,75 \text{ dm}^3 \text{ de } \text{O}_2 \text{ se consumen}$$

$$\frac{V_{\text{C}_2\text{H}_6}}{V_{\text{CO}_2}} \rightarrow \frac{2}{4} = \frac{0,5}{V_{\text{CO}_2}} \rightarrow V_{\text{CO}_2} = 1 \text{ dm}^3 \text{ de } \text{CO}_2 \text{ se forma}$$

$$\frac{V_{\text{C}_2\text{H}_6}}{V_{\text{H}_2\text{O}}} \rightarrow \frac{2}{6} = \frac{0,5}{V_{\text{H}_2\text{O}}} \rightarrow V_{\text{H}_2\text{O}} = 1,5 \text{ dm}^3 \text{ de } \text{H}_2\text{O} \text{ se forman}$$

— Combustión de 2,5 dm³ de butano.

La ecuación [2] nos proporciona la siguiente información:



Las proporciones estequiométricas respecto al C₄H₁₀ son:

$$\frac{V_{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{V_{\text{O}_2}} \rightarrow \frac{2}{13} = \frac{2,5}{V_{\text{O}_2}} \rightarrow V_{\text{O}_2} = 16,25 \text{ dm}^3 \text{ de O}_2 \text{ se consumen}$$

$$\frac{V_{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{V_{\text{CO}_2}} \rightarrow \frac{2}{8} = \frac{2,5}{V_{\text{CO}_2}} \rightarrow V_{\text{CO}_2} = 10 \text{ l de CO}_2 \text{ se forman}$$

$$\frac{V_{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{V_{\text{H}_2\text{O}}} \rightarrow \frac{2}{10} = \frac{2,5}{V_{\text{H}_2\text{O}}} \rightarrow V_{\text{H}_2\text{O}} = 12,5 \text{ l de H}_2\text{O se forman}$$

Tras la combustión, el volumen de la mezcla de gases, V , será la suma de los volúmenes de los productos de las dos reacciones y el volumen de oxígeno sobrante, es decir, el exceso de oxígeno que no ha reaccionado:

$$V = V_{\text{total CO}_2} + V_{\text{total H}_2\text{O}} + V_{\text{O}_2 \text{ sobrante}}$$

donde:

$$V_{\text{total CO}_2} = 1 + 10 = 11 \text{ dm}^3 \text{ de CO}_2$$

$$V_{\text{total H}_2\text{O}} = 1,5 + 12,5 = 14 \text{ dm}^3 \text{ de H}_2\text{O}$$

$$V_{\text{O}_2 \text{ sobrante}} = V_{\text{O}_2 \text{ inicial}} - V_{\text{O}_2 \text{ consumido}} = 20 - (1,75 + 16,25) = 2 \text{ dm}^3 \text{ de O}_2$$

Por tanto, el volumen total es:

$$V = 11 + 14 + 2 = 27 \text{ dm}^3$$

La composición volumétrica final, en porcentaje, la calculamos para cada gas:

$$\% \text{ gas } i = \frac{V_i}{V} \cdot 100$$

Sustituyendo valores:

$$\% \text{ CO}_2 = \frac{11}{27} \cdot 100 = 40,74\%$$

$$\% \text{ H}_2\text{O} = \frac{14}{27} \cdot 100 = 51,85\%$$

$$\% \text{ O}_2 = \frac{2}{27} \cdot 100 = 7,41\%$$

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

66 Se quema una muestra de 0,210 g de un hidrocarburo gaseoso y se obtienen 0,660 g de dióxido de carbono. Calcula:

a) La fórmula empírica del hidrocarburo.

b) Su fórmula molecular, sabiendo que, en condiciones normales, su densidad es 1,87 g/dm³.

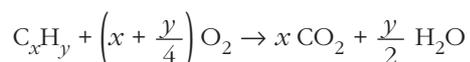
Los datos de que disponemos son:

$$m_{C_xH_y} = 0,210 \text{ g}$$

$$m_{CO_2} = 0,660 \text{ g}$$

$$d_{C_xH_y} = 1,87 \text{ g/cm}^3$$

a) La ecuación de combustión que corresponde al proceso es:



En ella se puede observar que la cantidad de sustancia de carbono obtenida, en mol, coincide con la de dióxido de carbono. Por tanto:

$$n_{CO_2} = n_C = \frac{0,66}{44} = 0,015 \text{ mol de C}$$

La masa del carbono es, entonces:

$$n_C = \frac{m_C}{A_C} \rightarrow m_C = n_C \cdot A_C \rightarrow m_C = 0,015 \cdot 12 = 0,18 \text{ g de C}$$

En consecuencia, la masa de hidrógeno será:

$$m_H = m_{C_xH_y} - m_C \rightarrow m_H = 0,210 - 0,18 = 0,03 \text{ g de H}$$

Y la cantidad de sustancia que contiene:

$$n_H = \frac{m_H}{A_H} \rightarrow n_H = \frac{0,03}{1} = 0,03 \text{ mol de H}$$

La relación entera más sencilla entre la cantidad de sustancia de carbono e hidrógeno nos proporciona los coeficientes que buscamos:

$$x \rightarrow C: \frac{0,015}{0,015} = 1$$

$$y \rightarrow H: \frac{0,03}{0,015} = 2$$

Por tanto, la fórmula empírica es CH₂.

b) Para obtener la fórmula molecular, necesitamos conocer la masa molar del hidrocarburo. Esta la podemos obtener a partir de la densidad y aplicando la ecuación de estado de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow M = \frac{m \cdot R \cdot T}{V \cdot P} = \frac{d \cdot R \cdot T}{P}$$

$$M = \frac{1,87 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 41,86 \text{ g/mol}$$

La fórmula molecular será de la forma:



El valor de a lo calculamos del siguiente modo:

$$M_{\text{molecular}} = a \cdot M_{\text{empírica}} \rightarrow a = \frac{M_{\text{molecular}}}{M_{\text{empírica}}}$$

$$a = \frac{41,86}{12 + 2} \approx 3$$

Por tanto, la fórmula molecular será:

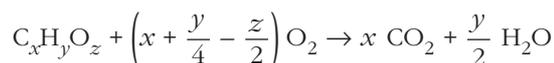


Como se estudiará más adelante, en la unidad 15, este hidrocarburo es el propeno:



67. Un compuesto orgánico está formado por carbono, hidrógeno y oxígeno. Al quemar 1,570 g del compuesto se obtienen 3,00 g de dióxido de carbono y 1,842 g de agua. Calcula su fórmula empírica. ¿Qué dato se necesitaría para determinar su fórmula molecular?

La ecuación química que describe el proceso de combustión es:



De acuerdo con la ecuación anterior, podemos escribir lo siguiente:

• Carbono:

$$n_{CO_2} = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} \rightarrow n_{CO_2} = \frac{3,00}{12 + 2 \cdot 16} = 0,068 \text{ mol de } CO_2$$

$$n_C = n_{CO_2} = 0,068 \text{ mol de C}$$

$$m_C = n_C \cdot 12 = 0,068 \cdot 12 = 0,818 \text{ g de C}$$

• Hidrógeno:

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} \rightarrow n_{H_2O} = \frac{1,842}{2 \cdot 1 + 16} = 0,1023 \text{ mol de } H_2O$$

$$n_H = 2 \cdot n_{H_2O} = 2 \cdot 0,1023 = 0,2046 \text{ mol de H}$$

$$m_H = n_H \cdot 1 = 0,2046 \cdot 1 = 0,2046 \text{ g de H}$$

• Oxígeno:

$$m_O = m_{C_xH_yO_z} - (m_C + m_H) = 1,570 - (0,818 + 0,2046) = 0,5473 \text{ g de O}$$

$$n_O = \frac{m_O}{A_O} \rightarrow n_O = \frac{0,5473}{16} = 0,034 \text{ mol de O}$$

Para obtener la fórmula empírica, buscamos la relación más sencilla entre las cantidades de sustancia de cada elemento que forma el compuesto:

$$- \text{C: } \frac{0,068}{0,034} = 2$$

$$- \text{H: } \frac{0,2046}{0,034} = 6$$

$$- \text{O: } \frac{0,034}{0,034} = 1$$

Por tanto, la fórmula empírica del compuesto orgánico es:



Para determinar la fórmula molecular, es necesario conocer la masa molecular del compuesto.

68 El ácido cítrico es la sustancia responsable del sabor de muchas frutas. Está formada por carbono, hidrógeno y oxígeno. En un ensayo se quemaron 2,885 g de ácido cítrico y se obtuvieron 3,967 g de dióxido de carbono y 1,082 g de agua. Por otra parte, al disolver la misma cantidad de ácido cítrico en suficiente agua se obtuvo un litro de disolución cuya concentración era $1,50 \cdot 10^{-2}$ M. Deduce la fórmula empírica y la fórmula molecular del ácido cítrico.

Para obtener la fórmula empírica del ácido cítrico, tendremos en cuenta que si la fórmula del compuesto es $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$, en los productos de la combustión de este todo el carbono estará en el CO_2 y todo el hidrógeno formará parte del H_2O .

Por tanto, con los datos de la combustión podemos establecer las cantidades de C, H y O que hay en 2,885 g de muestra.

Según la ley de las proporciones definidas y teniendo en cuenta que $M_{\text{CO}_2} = 44$ g/mol y $M_{\text{C}} = 12$ g/mol, la masa de carbono que hay en 3,967 g de CO_2 es:

$$\frac{44 \text{ g de CO}_2}{12 \text{ g de C}} = \frac{3,967 \text{ g de CO}_2}{m_{\text{C}}} \rightarrow m_{\text{C}} = 1,082 \text{ g de C}$$

Del mismo modo, utilizando los valores de las masas molares del agua y del hidrógeno (18 g/mol y 1 g/mol, respectivamente), la masa de hidrógeno presente en 1,082 g de H_2O resulta:

$$\frac{18 \text{ g de H}_2\text{O}}{2 \cdot 1 \text{ g de H}} = \frac{1,082 \text{ g de H}_2\text{O}}{m_{\text{H}}} \rightarrow m_{\text{H}} = 0,120 \text{ g de H}$$

La masa de oxígeno en 2,885 g de ácido cítrico nos la proporciona la ley de conservación de la masa:

$$m_{\text{O}} = m_{\text{ácido cítrico}} - (m_{\text{C}} + m_{\text{H}})$$

$$m_{\text{O}} = 2,885 - (1,082 + 0,120) = 1,683 \text{ g de O}$$

Calculemos ahora la relación molar entera más sencilla posible entre esas masas utilizando la expresión que relaciona la cantidad de sustancia y la masa:

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

Para cada uno de los componentes del ácido cítrico obtenemos:

$$\text{C: } n_{\text{C}} = \frac{1,082}{12} = 0,090 \text{ mol de C}$$

$$\text{H: } n_{\text{H}} = \frac{0,120}{1} = 0,120 \text{ mol de H}$$

$$\text{O: } n_{\text{O}} = \frac{1,683}{16} = 0,105 \text{ mol de O}$$

Dividiendo entre el menor de ellos:

$$\text{C: } \frac{0,090}{0,090} = 1$$

$$\text{H: } \frac{0,120}{0,090} = 1,33$$

$$\text{O: } \frac{0,105}{0,090} = 1,17$$

Vemos que, al multiplicar estos coeficientes por 6, se obtienen números enteros sencillos:

$$\text{C: } 1 \cdot 6 = 6$$

$$\text{H: } 1,33 \cdot 6 \approx 8$$

$$\text{O: } 1,17 \cdot 6 \approx 7$$

Por tanto, la fórmula empírica del ácido cítrico es: $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$.

La fórmula molecular será un múltiplo de la relación encontrada para la fórmula empírica, $\text{C}_6 \cdot a \text{H}_8 \cdot a \text{O}_7 \cdot a$, o, lo que es lo mismo, $(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7)_a$. Para calcular a , necesitamos conocer previamente la masa molar del compuesto.

Sabemos que al disolver 2,885 g de ácido cítrico en suficiente agua se obtiene un litro de disolución cuya concentración es $1,50 \cdot 10^{-2} \text{ M}$.

Teniendo en cuenta la expresión de la molaridad:

$$C_m = \frac{n}{V}$$

obtenemos la cantidad de sustancia a que equivalen 2,885 g de ácido cítrico:

$$n = C_m \cdot V \rightarrow n = 1,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol de ácido cítrico}$$

A partir de este valor, podemos calcular la masa molar del ácido cítrico, utilizando la expresión que la relaciona con la cantidad de sustancia:

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

$$M = \frac{2,885}{1,50 \cdot 10^{-2}} = 192,3 \text{ g/mol}$$

La masa molar así obtenida será un múltiplo de la masa molar que correspondería a la fórmula empírica:

$$\text{Masa molar real} = a \cdot \text{Masa molar empírica}$$

$$a = \frac{\text{Masa molar real}}{\text{Masa molar empírica}}$$

En nuestro caso, la masa molar correspondiente a la fórmula empírica del ácido cítrico es $M_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7} = 192 \text{ g/mol}$, por lo que:

$$a = \frac{192,3}{192} \approx 1$$

Por tanto, la fórmula molecular del ácido cítrico es:



Como vemos, coincide con su fórmula empírica.

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