

5 LA ENERGÍA EN LAS REACCIONES QUÍMICAS

Para consultar los **critérios de evaluación** y los **estándares de aprendizaje evaluables**, véase la Programación.

1 TERMOQUÍMICA

CE.1.1. (EA.1.1.1.-1.1.2.) **CE.4.3.** (EA.4.3.1.)

Página 146

- 1** Razona si en una reacción endotérmica se produce un incremento o una disminución de la variación de energía interna. Busca algún ejemplo de reacciones endotérmicas.

En una reacción endotérmica, se produce un incremento de la variación de energía interna, puesto que absorbe calor ($\Delta U = Q$). Ejemplo: reacción química de las bolsas de frío instantáneo.

- 2** A partir de la siguiente tabla de valores:

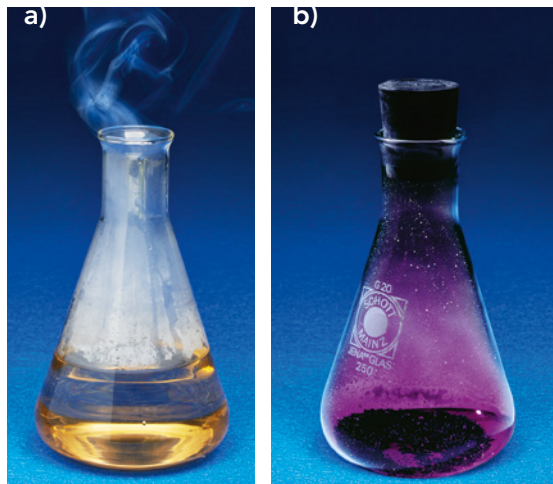
Sustancia	$Q_{\text{formación}}/(\text{kJ/mol})$
CF_4 (g)	-933,6
CCl_4 (g)	-128,2
CBr_4 (g)	29,4
Cl_4 (g)	-392,9

Justifica si la formación de dichas sustancias es endotérmica o exotérmica. Explica por qué varían como lo hacen estos valores.

Las reacciones son, respectivamente: exotérmica (CF_4), exotérmica (CCl_4), endotérmica (CBr_4) y exotérmica (Cl_4). Esto se debe a que la energía del producto de la tabla tiene más energía, si es endotérmica, o menos, si es exotérmica, que la suma de la energía de los reactivos; en este caso, sustancias simples de las que proviene.

- 3** En la columna derecha se muestran las imágenes de dos reacciones químicas; una de ellas sigue un proceso isocórico, y la otra, un proceso isobárico. Identifica cuál sigue cada una y razónalo.

- a) Proceso isobárico, porque al estar abierto el recipiente, la presión a la que se mantiene la misma es constante e igual a la presión atmosférica, mientras que el volumen sí varía.
- b) Proceso isocórico, porque al ser un recipiente cerrado su volumen no variará, aunque su presión sí puede variar.



Página 147

- 4** Razona si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas:

- a) Si el proceso es isocórico, en una reacción exotérmica, se produce un aumento de la energía interna.
- b) Si el proceso es isobárico, en una reacción endotérmica, se produce un aumento de la entalpía de reacción.
- c) Si el proceso es isobárico, en una reacción exotérmica, se produce una disminución de la energía interna.

Solucionario descargado de: <https://solucionarios.academy/>

- a) Falso. Si la reacción es exotérmica en un proceso isocórico, se produce una disminución de energía interna porque $\Delta U = Q_V < 0$.
- b) Verdadero. Si la reacción es endotérmica en un proceso isobárico, se produce un aumento de la entalpía porque $\Delta H = Q_p > 0$.
- c) Falso. Si el proceso es isobárico, se producen variaciones de entalpía, no de energía interna.

5 Al quemar 25 g de etanol (C₂H₅OH) líquido a presión atmosférica y 25 °C se desprenden 741,6 kJ de energía. Calcula:

- a) El calor que se hubiera desprendido en un recipiente cerrado.
b) La variación de entalpía que ha tenido lugar en kJ/mol.

La reacción química que se produce es: $C_2H_5OH(l) + 3 O_2(g) \rightarrow 2 CO_2(g) + 3 H_2O(l)$ y, como es inicialmente un proceso isobárico, la energía desprendida que se da como dato se corresponde con una variación de entalpía.

- a) Si el recipiente hubiera estado cerrado, el proceso sería isocórico y no isobárico por lo que:

$$Q_p = Q_V + \Delta n \cdot R \cdot T \rightarrow Q_V = Q_p - \Delta n \cdot R \cdot T$$

$$Q_V = -741,6 \text{ kJ} - (2 - 3) \text{ mol} \cdot 8,31 \cdot 10^{-3} \frac{\text{kJ}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K} = -739,1 \text{ kJ}$$

- b) $M(C_2H_5OH) = 2 \cdot 12,01 + 6 \cdot 1,01 + 1 \cdot 16,00 = 46,08 \text{ g/mol}$


$$\Delta H = \frac{-741,6 \text{ kJ}}{25 \text{ g}} \cdot 46,08 \text{ g/mol} = -1366,9 \text{ kJ/mol}$$

6 Razona si Q_p será mayor, igual o menor que Q_V en las siguientes reacciones:

- a) $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightarrow 2 NH_3(g)$
b) $H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2 HCl(g)$
c) $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$

Como $Q_p = Q_V + \Delta n \cdot R \cdot T$, que Q_p sea mayor, igual o menor, dependerá del valor de Δn .

- a) $\Delta n = 2 - (1 + 3) = -2$, por lo que Q_p será menor.
b) $\Delta n = 2 - (1 + 1) = 0$, por lo que Q_p será igual a Q_V .
c) Solo se tienen en cuenta los moles de sustancias en estado gaseoso; $\Delta n = 1 - (0 + 1) = 0$, por lo que Q_p será igual a Q_V .

7  Algunas de las centrales térmicas españolas más importantes están situadas en Andalucía; por ejemplo, la Central Térmica Litoral en Almería, o la Central Térmica de Los Barrios en Cádiz. En este tipo de centrales lo importante no son los nuevos productos que se forman en las reacciones, sino la energía que se libera en ellas, pues se transforma hasta convertirla en energía eléctrica. Investiga sobre el funcionamiento de las centrales térmicas convencionales y busca en qué se diferencian de las de ciclo combinado.

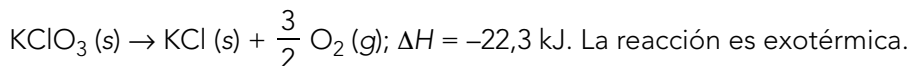
Las dos centrales térmicas mencionadas, la de Almería y la de Cádiz, son centrales térmicas de carbón del tipo convencional, es decir, no son de ciclo combinado. En ellas, la reacción de combustión que se produce es la de combustión del C ($C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$). Cuentan con una turbina de vapor que aprovecha el calor generado para evaporar agua. Esta mueve una turbina y provoca la generación de energía eléctrica en el generador. Las centrales de ciclo combinado usan como combustible gas natural, cuya combustión es mucho menos contaminante. Por otro lado, las centrales de ciclo combinado son mucho más eficientes, porque, además de la turbina de vapor, tienen previamente una turbina de gas que aprovecha la temperatura de los gases de combustión para producir electricidad antes de evaporar el agua para la turbina de vapor. Las ventajas de las centrales de ciclo combinado frente a las convencionales son: mayor eficiencia, generan menos emisiones contaminantes, consumen menos combustible, tienen un consumo de agua para refrigeración menor y son más pequeñas, por lo que su impacto visual también es menor. Además permiten cargas parciales. Se puede modular su funcionamiento.

2 ENTALPÍA DE REACCIÓN

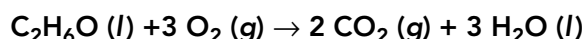
CE.1.1. (EA.1.1.1.-1.1.2.) CE.4.3. (EA.4.3.1.)

Página 148

- 8** La descomposición de un mol de KClO_3 sólido genera KCl sólido y O_2 gaseoso. La entalpía de reacción es de $-22,3$ kJ por mol de KClO_3 . Escribe la ecuación termoquímica e indica si la reacción es exotérmica o endotérmica.



- 9** Calcula el volumen de etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) que será necesario quemar para producir 500 kJ de energía, sabiendo que la ecuación química de la reacción de combustión del etanol es:

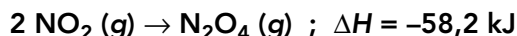


Datos: $d(\text{etanol}) = 0,789 \text{ g/cm}^3$; $\Delta H_r = -1\,366,8 \text{ kJ/mol}$

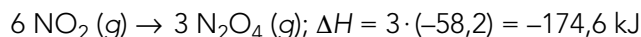
$$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 12,0 \cdot 2 + 1,0 \cdot 6 + 16,0 = 46 \text{ g/mol}$$

$$-500 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O}}{-1\,366,8 \text{ kJ}} \cdot \frac{46 \text{ g}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3}{0,789 \text{ g}} = 21,3 \text{ cm}^3$$

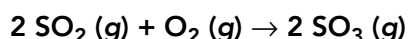
- 10** La reacción de dimerización del NO_2 (g) es la siguiente:



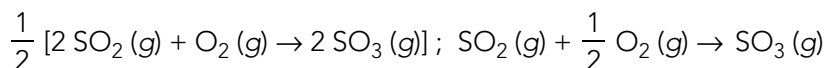
Calcula la variación de energía existente si en vez de formar un mol de N_2O_4 (g) se formaran tres.



- 11** La entalpía de reacción de la oxidación catalítica del dióxido de azufre es de $-198,2$ kJ:




¿Cuál sería la variación de energía de la reacción si la ajustáramos para obtener un mol de SO_3 ?




por lo que la nueva entalpía será:

$$\Delta H' = \frac{1}{2} \cdot (-198,2) = -99,1 \text{ kJ/mol.}$$

- 12**  En el ejercicio anterior hablamos de una reacción de oxidación catalítica, es decir, que se utiliza un catalizador para que se pueda llevar a cabo. Busca información sobre estas sustancias y explica si crees que esta reacción podría tener lugar sin este agente.

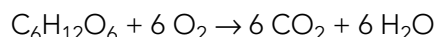
Este es un buen momento para recordar a su alumnado que en anayaeducacion.es dispone de consejos para hacer un uso seguro de las TIC.

La producción de SO_3 es importante porque es el precursor del ácido sulfúrico, H_2SO_4 , que es una sustancia fundamental para gran cantidad de industrias químicas. La oxidación de SO_2 para dar SO_3 suele estar catalizada por platino o por pentaóxido de vanadio. Si no se usara el catalizador, la reacción sería muy lenta a cualquier temperatura. Esta reacción es altamente exotérmica, y el uso del catalizador, además, permite hacerlo a altas temperaturas sin tener que enfriar el sistema para que se produzca la reacción.

- 13**  En la naturaleza se dan reacciones químicas continuamente. ¿Sabrías poner algún ejemplo? A partir de ellos, di si se trata de reacciones exotérmicas o endotérmicas. ¿Crees que es importante este hecho? ¿Por qué? Imagina que alguna de estas reacciones tuviera lugar de forma contraria a como la tiene, es decir, que un proceso absorbiera calor en vez de desprenderlo. ¿Qué ocurriría? Comparte tu opinión con el resto de compañeros y compañeras.

En anayaeducacion.es su alumnado dispone de documentación sobre cómo escribir textos argumentativos y consejos para hablar mejor en público.

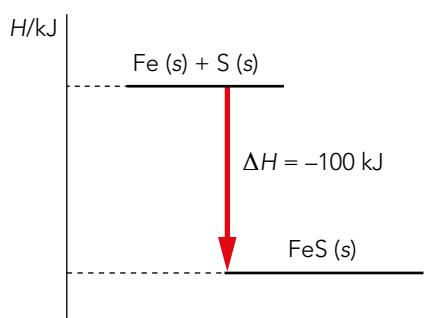
La respuesta es libre en función de la reacción que encuentren. Un ejemplo de reacción exotérmica puede ser la reacción de respiración celular:



Si se diera en sentido contrario y fuera endotérmica, no sería la base para obtener energía en los seres vivos.

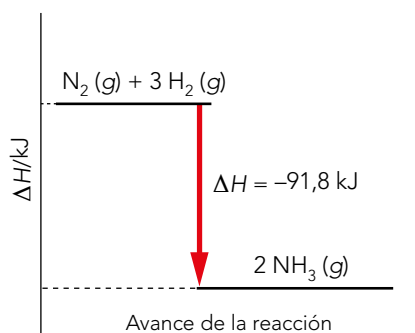
Página 149

- 14** Haz el diagrama entálpico del proceso de formación de un mol de FeS (s) a partir de sus elementos en estado sólido sabiendo que en este proceso se liberan 100 kJ de energía. Explica si es un proceso endotérmico o exotérmico.



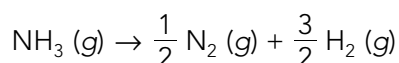
La reacción es exotérmica porque los reactivos tienen más energía que los productos y se produce una liberación de energía.

- 15** Escribe la ecuación termoquímica que representa el siguiente diagrama entálpico e indica si la reacción es endotérmica o exotérmica:



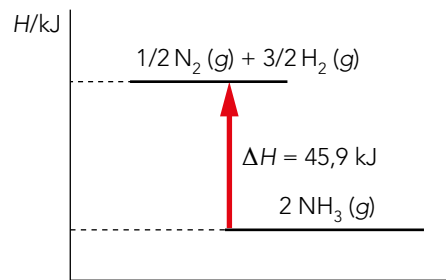
$\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3 (\text{g}) ; \Delta H = -91,8 \text{ kJ}$. La reacción es exotérmica.

- 16** Basándote en el ejercicio anterior, representa el diagrama entálpico de la reacción:



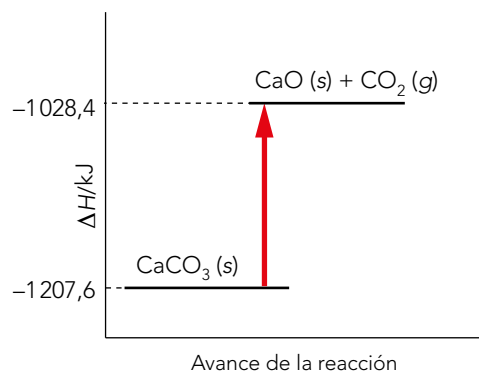
Solucionario descargado de: <https://solucionarios.academy/>

¿La reacción es endotérmica o exotérmica? ¿Por qué?

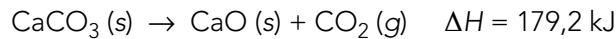


La reacción es endotérmica porque es la reacción contraria a la del ejercicio anterior, que era exotérmica.

17 A partir del diagrama entálpico, calcula la energía de reacción y escribe la ecuación termoquímica:



Como la ΔH es la variación de energía que experimenta el sistema cuando cambia de los reactivos a los productos: $\Delta H = -1028,4 - (-1207,6) = 179,2$ kJ. La energía obtenida es positiva, es decir, la reacción es endotérmica, tal y como muestra el diagrama.



3 CÁLCULOS DE ENTALPÍA

CE.1.1. (EA.1.1.1.-1.1.2.) CE.4.4. (EA.4.4.1.)

Página 150

18 Para medir la entalpía de la reacción de neutralización entre el HCl y el NaOH en un calorímetro cuyo equivalente en agua es de 25 g, se mezclan 150 mL de HCl 0,5 M que inicialmente estaba a 20,0 °C con 3,0 g de NaOH sólido. Se comprueba que tras la reacción la temperatura de la disolución asciende hasta 25,7 °C.

Determina la entalpía de neutralización.

Datos: $c_{\text{agua}} = 4186 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $d(\text{agua}) = 1 \text{ g/mL}$.

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = d \cdot V = 1 \cdot 150 = 150 \text{ g}$$

porque la disolución es acuosa.

$$Q_{\text{agua}} = m \cdot c \cdot \Delta T = (0,150 + 0,025) \cdot 4186 \cdot (298,7 - 293,0) = 4175,5 \text{ J}$$

El agua ha absorbido calor.

$$Q_{\text{reacción}} = -Q_{\text{agua}}; Q_{\text{reacción}} = -4175,5 \text{ J}$$

Solucionario descargado de: <https://solucionarios.academy/>

Reacción de neutralización: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

$$M(\text{NaOH}) = 23,0 + 16,0 + 1,0 = 40,0 \text{ g/mol}; n_{\text{NaOH}} = 3 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{40 \text{ g}} = 0,075 \text{ mol de NaOH}$$

$n_{\text{HCl}} = M \cdot V = 0,5 \cdot 0,15 = 0,075 \text{ mol de HCl}$. Por lo que no hay reactivo limitante.

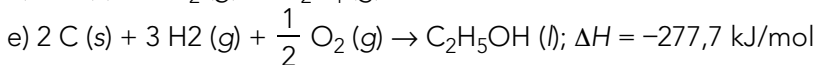
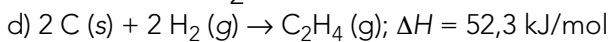
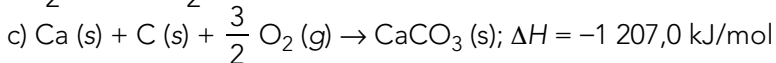
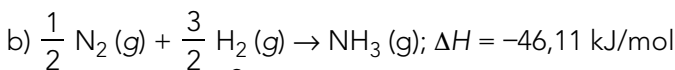
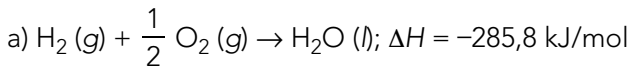
$$\Delta H = 1 \text{ mol} \cdot \frac{-4175,5 \text{ J}}{0,075 \text{ mol}} = -55673,3 \text{ J} = -55,7 \text{ kJ}$$

Página 153

Nota: para resolver estos ejercicios, utiliza los datos de la separata final del libro.

19 Escribe las ecuaciones termoquímicas correspondientes a la reacción de formación de las siguientes sustancias:

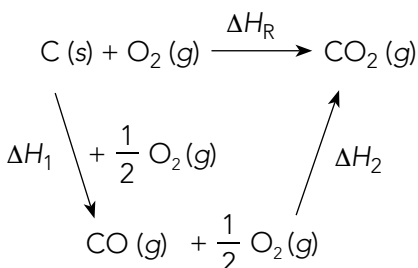
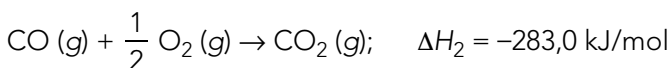
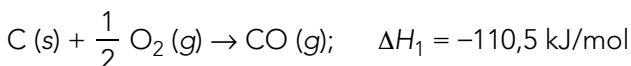
- a) Agua, $\text{H}_2\text{O} (l)$.
 b) Amoníaco, $\text{NH}_3 (l)$.
 c) Carbonato cálcico, $\text{CaCO}_3 (s)$.
 d) Eteno, $\text{C}_2\text{H}_4 (g)$.
 e) Etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} (l)$.



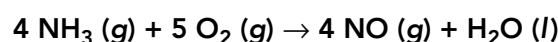
20 Comprueba que se cumple la ley de Hess para la reacción de formación del CO_2 de forma directa o pasando por la formación de CO . Escribe las reacciones correspondientes.

$$\Delta H_R = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

$$-393,5 = -110,5 + (-283); -393,5 = -393,5$$



21 A partir de las entalpías estándar de formación, calcula la entalpía de la siguiente reacción:



¿Cuál es la variación de energía si reaccionan 5 L de NH_3 a 10^5 Pa y 25°C ?

$$\Delta H^\circ = 4 \cdot \Delta H_f^\circ (\text{NO}) + \Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O} (l)) - (4 \cdot \Delta H_f^\circ (\text{NH}_3) + 5 \cdot \Delta H_f^\circ (\text{O}_2))$$

$$\Delta H^\circ = 4 \cdot (90,25) + (-285,8) - (4 \cdot (-46,11) + 0) = 259,64 \text{ kJ}$$

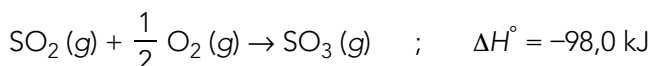
Solucionario descargado de: <https://solucionarios.academy/>

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{10^5}{101\,325} \cdot 5 = 0,2 \text{ mol de NH}_3 \quad ; \quad 0,2 \text{ mol NH}_3 \cdot \frac{259,64 \text{ kJ}}{4 \text{ mol NH}_3} = 12,98 \text{ kJ}$$

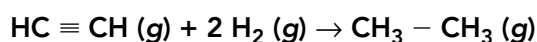
se absorben.

- 22** Escribe la ecuación termoquímica de la reacción con gas oxígeno de 1 mol de gas SO_2 para dar gas SO_3 . Calcula su entalpía de reacción a partir de las entalpías de formación.


$$\Delta H^\circ = \cdot \Delta H_f^\circ(\text{SO}_3) - \left(\Delta H_f^\circ(\text{SO}_2) + \frac{1}{2} \Delta H_f^\circ(\text{O}_2) \right) = -394,8 - \left(-296,8 + \frac{1}{2} \cdot 0 \right) = -98,0 \text{ kJ}$$

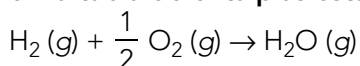


- 23** A partir de las entalpías de enlace, calcula la entalpía de la reacción de hidrogenación del etino, C_2H_2 , para dar etano, C_2H_6 :



$$\Delta H^\circ = 2 H_{\text{C-H}} + H_{\text{C} \equiv \text{C}} + H_{\text{H-H}} - (6 H_{\text{C-H}} + H_{\text{C-C}}) = 2 \cdot 413 + 839 - (6 \cdot 413 + 347) = -1\,160 \text{ kJ}$$

- 24**  Escribe la reacción de formación del vapor de agua y calcula su entalpía utilizando las entalpías de enlace correspondientes. Compara el valor obtenido con el que aparece en la tabla de entalpías estándar de formación. ¿Por qué crees que no coinciden?

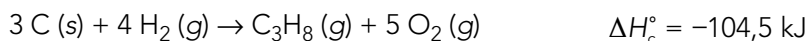
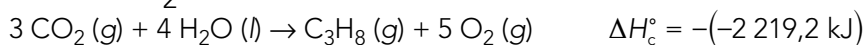


$$\Delta H^\circ = H_{\text{H-H}} + \frac{1}{2} H_{\text{O=O}} - 2 H_{\text{O-H}} = 432 + \frac{1}{2} \cdot 495 - 2 \cdot 467 = -254,5 \text{ kJ}$$

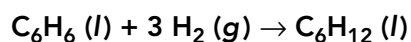
$$\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{g})) = -241,8 \text{ kJ} \rightarrow \Delta H^\circ \neq \Delta H_f^\circ$$

Seguramente es debido a que los valores de las entalpías de enlace son valores medios, no específicos de los existentes en esas moléculas.

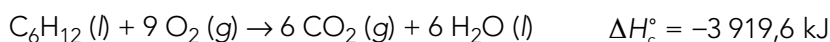
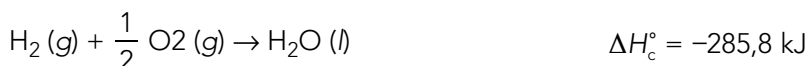
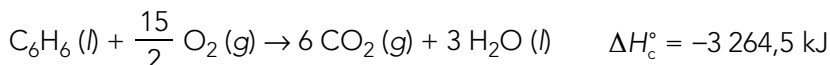
- 25** Aplicando la ley de Hess y a partir de las entalpías estándar de combustión que aparecen en la tabla, calcula la entalpía de la reacción de formación del gas propano (C_3H_8).



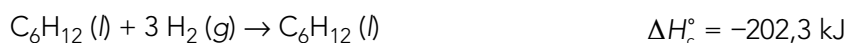
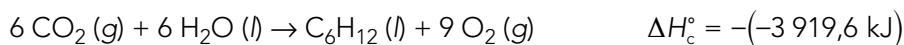
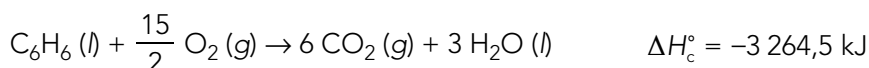
- 26** Partiendo de los calores de combustión, escribe las ecuaciones de combustión correspondientes y calcula la entalpía de la reacción de hidrogenación del benceno (C_6H_6) para dar ciclohexano (C_6H_{12}):



Indica si la reacción es exotérmica o endotérmica y calcula la energía intercambiada cuando reaccionan 10 g de benceno. Utiliza los datos de la tabla.



Con estos valores:



Es una reacción exotérmica.


$$M(\text{C}_6\text{H}_6) = 12,0 \cdot 6 + 1,0 \cdot 6 = 78 \text{ g/mol}$$

$$10 \text{ g C}_6\text{H}_6 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{78 \text{ g C}_6\text{H}_6} \cdot \frac{-202,3 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} = -25,9 \text{ kJ}$$


4 EFECTOS DE LAS REACCIONES DE COMBUSTIÓN

CE.1.1. (EA.1.1.1.-1.1.2.) CE.4.8. (EA.4.8.1.)

Página 155


- 27**  Busca la temperatura media de la superficie del planeta si no existiera el efecto invernadero natural. Razona si es compatible con la vida.

Se cree que la temperatura media de la Tierra sería unos 33 grados inferior, es decir, unos -18°C . En estas condiciones, el desarrollo de la vida es muy difícil y en ningún caso como la conocemos actualmente.

- 28**  **Objetivo 7.** La tasa mundial de eficiencia energética hace referencia a la cantidad de energía que se utiliza para poder producir, tanto en la industria como a nivel de hogar. Uno de los principales objetivos para 2030 es mejorar esta tasa de eficiencia energética, para producir más consumiendo menos energía de lo que se hace actualmente. En este objetivo tienen especial interés las energías renovables, pues su uso supone un descenso en la contaminación y un aumento en el acceso a la electricidad en muchos países. En equipos, realizad una investigación sobre este tema y escribid un artículo como si fuerais a publicarlo en un periódico. Después, leedlos en voz alta y comentad vuestras opiniones.

Respuesta libre.

En anayaeducacion.es su alumnado dispone de vídeos en los que puede consultar las principales metas que se pretenden alcanzar en 2030 para cumplir el objetivo 7 de los ODS. Además, entre los recursos correspondientes al Plan Lingüístico encontrará información sobre los diferentes tipos de textos que le será de utilidad para redactar el artículo.

- 29**  Busca información sobre qué es un sistema de alerta temprana y cuál es su propósito. Para ello, puedes recurrir a la página web de la UNESCO. A continuación, elaborad un plan de actuación propio y compartidlo con el resto del centro.

Respuesta libre.

5 ENTROPÍA

CE.1.1. (EA.1.1.1.-1.1.2.) CE.4.5. (EA.4.5.1.)

Página 157

30 Compara razonadamente la entropía molar estándar de las sustancias de cada pareja. Utiliza los datos recogidos en la tabla de la separata.


a) $\text{H}_2\text{O} (g)$ y $\text{H}_2\text{O} (l)$.b) $\text{C}_2\text{H}_4 (g)$ y $\text{C}_2\text{H}_2 (g)$.c) $\text{C}_2\text{H}_6 (g)$ y $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} (l)$.a) $S[\text{H}_2\text{O} (g)] = 188,8 \text{ J/K}$ y $S[\text{H}_2\text{O} (l)] = 69,91 \text{ J/K}$ → El estado gaseoso tiene una entropía superior.b) $S[\text{C}_2\text{H}_4 (g)] = 219,6 \text{ J/K}$ y $S[\text{C}_2\text{H}_2 (g)] = 200,9 \text{ J/K}$ → La entropía aumenta con el número de enlaces y átomos.c) $S[\text{C}_2\text{H}_6 (g)] = 229,6 \text{ J/K}$ y $S[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} (l)] = 160,7$ → La entropía del etano es mayor porque está en estado gaseoso, aunque tenga menos enlaces y menos número de átomos.

31 Predice si en las siguientes reacciones hay un aumento o disminución de entropía:

a) $\text{C} (s) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (g) \rightarrow \text{CO} (g)$.b) $\text{CaCO}_3 (s) \rightarrow \text{CaO} (s) + \text{CO}_2 (g)$.c) $\text{PCl}_3 (g) + \text{Cl}_2 (g) \rightarrow \text{PCl}_5 (g)$.a) $\text{C} (s) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (g) \rightarrow \text{CO} (g)$ → La entropía aumenta porque hay más moles gaseosas entre los productos.b) $\text{CaCO}_3 (s) \rightarrow \text{CaO} (s) + \text{CO}_2 (g)$ → La entropía aumenta porque hay más moles gaseosas entre los productos.c) $\text{PCl}_3 (g) + \text{Cl}_2 (g) \rightarrow \text{PCl}_5 (g)$ → La entropía disminuye porque hay más moles gaseosas entre los reactivos.

32 Calcula la variación de entropía de las siguientes reacciones en condiciones estándar a partir de los datos de la tabla de entropías molares estándar incluida en la separata final, e interpreta el significado del signo de dicha variación:

a) $\text{C}_2\text{H}_4 (g) + \text{H}_2 (g) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6 (g)$.b) $\text{NO}_2 (g) \rightarrow \frac{1}{2} \text{N}_2 (g) + \text{O}_2 (g)$.c) $\text{CH}_4 (g) + 2 \text{O}_2 (g) \rightarrow \text{CO}_2 (g) + 2 \text{H}_2\text{O} (l)$.a) $\text{C}_2\text{H}_4 (g) + \text{H}_2 (g) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6 (g)$; $\Delta S^\circ = 229,6 - 219,6 - 130,7 = -120,7 \text{ J/K}$ b) $\text{NO}_2 (g) \rightarrow \frac{1}{2} \text{N}_2 (g) + \text{O}_2 (g)$; $\Delta S^\circ = 205,1 + \frac{1}{2} \cdot 191,5 - 240,1 = 60,75 \text{ J/K}$ c) $\text{CH}_4 (g) + 2 \text{O}_2 (g) \rightarrow \text{CO}_2 (g) + 2 \text{H}_2\text{O} (l)$ $\Delta S^\circ = 213,7 + 2 \cdot 69,91 - 186,3 - 2 \cdot 205,1 = -242,98 \text{ J/K}$

33  A partir de lo aprendido sobre la entropía en la unidad anterior y en esta, haced grupos y cread un modelo con el que podáis explicar qué es la entropía y por qué es tan importante en la física y la química. Utilizad la técnica de **cabezas pensantes**.

Respuesta libre.

Su alumnado puede consultar en anayaeducacion.es el documento que explica cómo utilizar la técnica «Cabezas pensantes», sugerida para resolver en grupo esta actividad.Solucionario descargado de: <https://solucionarios.academy/>

6 ENERGÍA LIBRE DE GIBBS

CE.1.1. (EA.1.1.1.-1.1.2.) CE.4.6. (EA.4.6.1.-4.6.2.)

Página 159

34 Comprueba que la transformación de carbono en forma de diamante a grafito es un proceso espontáneo. Si esto es así, ¿cómo es posible que, aparentemente, los diamantes no se transformen espontáneamente en trozos de carbón grafito?

C (diamante) $\rightarrow C$ (grafito); $\Delta G^\circ = 0 - 2,9 = -2,9$ kJ. Es un proceso espontáneo porque ΔG° es negativo. Aparentemente, los diamantes no se transforman en grafito porque es una reacción muy lenta.

35 Calcula la variación de energía libre que se produce en la combustión del gas metano, CH_4 , a partir de la entalpía estándar de combustión que encontrarás en la tabla correspondiente y la variación de entropía que obtuviste para esa reacción en la actividad 32. ¿Es un proceso espontáneo?

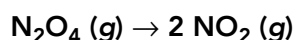
$$\Delta H_c^\circ = -890,8 \text{ kJ}$$

$$\Delta S^\circ = 213,7 + 2 \cdot 69,91 - 186,3 - 2 \cdot 205,1 = -242,98 \text{ J/K}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ \quad ; \quad \Delta G^\circ = -890800 - 298 \cdot (-242,98) = -818392 \text{ J} = -818,4 \text{ kJ}$$


Sí, es un proceso espontáneo.

36 Basándote en los valores de ΔG_f° de la tabla de la separata final, calcula ΔG° de la reacción:



A partir del resultado obtenido y los datos que has encontrado, calcula la temperatura a la cual tiene lugar este proceso. ¿Cuál será su temperatura de equilibrio? Compara resultados y extrae conclusiones.

$$\Delta G^\circ = 2 \cdot (51,29) - 97,70 = 4,88 \text{ kJ}$$

37  Existen infinidad de reacciones que se producen de forma espontánea, como la formación de agua o la oxidación del hierro. Sin embargo, muchas de ellas tardan mucho tiempo en producirse, e, incluso, no lo hacen de forma natural, sino que necesitan de unas condiciones determinadas. Busca información sobre este hecho y coméntalo en clase utilizando la técnica de **cadena de preguntas**.

Respuesta libre.

En anayaeducacion.es también dispone de un documento que explica cómo utilizar la técnica «Cadena de preguntas».

TIC: SIMULACIÓN DEL EFECTO INVERNADERO

CE.1.1. (EA.1.1.1.-1.1.2.) CE.1.2. (EA.1.2.1.-1.2.2.)

Página 160

- 1 Busca qué es un fotón. ¿Es posible ver los fotones infrarrojos a simple vista? ¿Existe alguna manera de verlos?**

Es la partícula elemental de la que se componen las radiaciones electromagnéticas como la luz. A simple vista, no es posible ver la luz infrarroja, pero sí con una cámara de visión infrarroja.

- 2 Comienza la simulación a la velocidad más rápida, usando la atmósfera de Hoy y poniendo la escala de temperaturas en grados centígrados. Deja ejecutarse la simulación durante cuatro minutos, completa la siguiente tabla y contesta a las cuestiones.**

Tiempo	T/°C	Tiempo	T/°C	Tiempo	T/°C
0 s		30 s		2 min	
15 s		1 min		4 min	

- a) ¿Por qué crees que la simulación parte de una temperatura tan baja?
- b) Habrás observado que durante los primeros 15 segundos la temperatura desciende en lugar de aumentar. Intenta explicar este resultado.
- c) A partir de los 15 s, ¿la temperatura aumenta al mismo ritmo? Interpreta lo que has observado.
- a) La temperatura tan baja simula la que habría en la Tierra si no existiera efecto invernadero.
- b) Es debido a que los fotones de luz visible aún no han llegado a la superficie terrestre y la temperatura seguiría descendiendo sin ella.
- c) La temperatura no aumenta al mismo ritmo; primero, se incrementa muy rápidamente y, después, disminuye la tendencia hasta que prácticamente se estabiliza.
- 3 Repite el mismo procedimiento pero usando la atmósfera de Edad de Hielo y anota los resultados en una nueva tabla. Compara los resultados de ambos experimentos y argumenta tus conclusiones basándote en la composición de las atmósferas.**
- La temperatura final a la que se llega es menor porque había una concentración menor de gases de efecto invernadero.
- 4 Predice qué pasaría si en concentración del gas de invernadero hubieras seleccionado mucho. Ahora, realiza la simulación. ¿Has obtenido los resultados que habías predicho?**
- La temperatura final de la superficie de la Tierra es mayor.
- 5 Introduce una nube en la simulación y observa cómo interactúan tanto los fotones de luz visible como los fotones infrarrojos con ellas. ¿Crees que esto podría influir en el calentamiento global?**
- Las nubes impiden el paso, tanto de los fotones de luz visible como de luz infrarroja. No dejan pasar hacia la superficie de la Tierra los fotones de luz visible, ni deja salir al espacio exterior los fotones infrarrojos. Por una parte, al parar la luz visible, baja la temperatura pero, al no dejar pasar la luz infrarroja, contribuye a acentuar el efecto invernadero. Su influencia dependerá del balance de ambos flujos de fotones. En general, la comunidad científica admite que el efecto de las nubes reales en el planeta es de incremento global de la temperatura.
- 6 Diseña tú un experimento para estudiar la influencia de las nubes en la temperatura global de la superficie terrestre y emite una hipótesis sobre ello. Posteriormente, realiza la simulación que has diseñado y comprueba si tu hipótesis se cumple o no.**

Respuesta libre.

- 7** Acciona la simulación sin añadir ningún panel. En función de los resultados obtenidos, ¿crees que la atmósfera de esta simulación incluye gases de efecto invernadero? ¿Por qué? Ahora, añade un panel de vidrio. ¿Cómo interaccionan los distintos tipos de fotones con el panel de vidrio?

No incluye gases de efecto invernadero porque la temperatura de la superficie terrestre es muy baja y no se incrementa. El panel de vidrio deja pasar los fotones visibles, pero no los infrarrojos.

- 8** Reinicia la simulación con un panel de vidrio y ahora recoge la evolución de la temperatura de la superficie construyendo una tabla similar a la de la actividad 2. ¿Por qué crees que se obtienen estos resultados?

Porque los paneles de vidrio acentúan mucho el efecto invernadero, mucho más que los gases de efecto invernadero actuales.

- 9** El botón de pausa nos ayudará a contar los fotones infrarrojos que se escapan del panel de vidrio al exterior. Comienza añadiendo un solo panel y dejando que se desarrolle la simulación durante 30 s antes de contar los fotones pulsando pausa. Repite esta opción dos veces más para sacar una media. Reinicia el experimento con dos paneles y repite el proceso. Por último, haz el experimento con tres paneles. Utiliza estos datos para deducir una relación entre los fotones que salen y la temperatura final en la superficie.


Si se incrementa el número de paneles, el número de fotones que salen al espacio exterior disminuyen proporcionalmente y la temperatura de la superficie del planeta aumenta.

- 10** Acciona el emisor de fotones en un flujo alto, selecciona los fotones de luz infrarroja y prueba su efecto en cada uno de los cinco gases. ¿Qué gases pueden provocar efecto invernadero? ¿Por qué? Repite la operación usando fotones de luz visible. ¿Qué resultados has obtenido? ¿Qué puedes deducir de este resultado?

Los gases que provocan efecto invernadero son el metano (CH_4), dióxido de carbono (CO_2) y el agua (H_2O) porque son los que esporádicamente interaccionan con los fotones de luz infrarroja desviando su trayectoria. Los fotones de luz visible no interaccionan con estos gases. La deducción es que toda la radiación de luz visible llega a la superficie de la Tierra sin que se vea afectada por los gases de su atmósfera.

- 11** La atmósfera es una mezcla homogénea de gases. Observa los resultados que obtienes de la simulación con fotones infrarrojos cuando construyes estas atmósferas: 4 moléculas de CO_2 ; 15 moléculas de CO_2 ; 15 moléculas de N_2 ; 15 moléculas de CH_4 ; y 15 moléculas de CO_2 . Busca información sobre la composición de la atmósfera y construye una que se parezca lo más posible a la real en composición y en concentración de gases.

Respuesta libre.

- 12**  Basándote en los resultados observados, responde a las siguientes preguntas: ¿Qué influencia tiene aumentar la cantidad de un gas como el CO_2 en la atmósfera? El hecho de que haya mucha cantidad de un determinado gas, ¿significa que va a haber efecto invernadero? ¿Cómo influye la presencia de otros gases en el efecto que causa el CO_2 ?

Si aumenta el número de moléculas de CO_2 se desvían un mayor número de fotones de luz infrarroja. No, no influye la cantidad sino la naturaleza del compuesto, es decir, solo afectan los gases de efecto invernadero, el nitrógeno y oxígeno gaseosos no afectan. La presencia de otros gases no afecta al efecto que provoca el CO_2 . Si los gases adicionales tienen efecto invernadero, sus efectos se sumarán a las consecuencias ocasionadas por la presencia de CO_2 .

TRABAJA CON LO APRENDIDO

CE.1.1. (EA.1.1.1.-1.1.2.) CE.1.2. (EA.1.2.1.-1.2.2.) CE.4.3. (EA.4.3.1.) CE.4.4. (EA.4.4.1.) CE.4.5. (EA.4.5.1.) CE.4.6. (EA.4.6.1.-4.6.2.) CE.4.8. (EA.4.8.1.)

Página 164

Termoquímica

- 1 Define *reacción endotérmica* y *reacción exotérmica*, indicando, en cada caso, si el calor se absorbe o se libera, su signo y si la energía interna varía aumentando o disminuyendo.

La respuesta se resume en la siguiente tabla:

	Definición	Calor	ΔU
R. endotérmica	Reacción química que para producirse debe absorber energía.	Se absorbe (>0)	Aumenta
R. exotérmica	Reacción química que para producirse debe liberar energía.	Se libera (<0)	Disminuye

- 2 En un proceso, un sistema desarrolla un trabajo de expansión de 150 J y absorbe 100 J de calor. ¿Cuánto varía su energía interna?

$Q = 100 \text{ J}$ y $W = -150 \text{ J}$; $\Delta U = Q + W = 100 - 150 = -50 \text{ J}$. El sistema disminuye en 50 J su energía interna.

- 3 Un sistema aumenta su energía interna en 200 J cuando desarrolla un trabajo de expansión de 500 J. Para ello, ¿necesitará absorber calor o liberarlo? ¿En qué cantidad?

$\Delta U = 200 \text{ J}$ y $W = -500 \text{ J}$; $\Delta U = Q + W$; $200 = Q - 500$; $Q = 700 \text{ J}$. El sistema absorbe 700 J en forma de calor.

- 4 Pon un ejemplo de proceso isocórico y otro de proceso isobárico que se puedan producir cocinando.

Proceso isocórico \rightarrow Cocinar en una olla rápida (olla a presión sin salida de gases).

Proceso isobárico \rightarrow Cocinar en una cazuela sin tapadera.

- 5 En una reacción química, explica cuándo las variaciones de energía interna y de entalpía coinciden numéricamente.

ΔU coincidirá con ΔH cuando Q_v sea igual a Q_p , es decir, cuando todos los compuestos que intervienen en la reacción sean sólidos, líquidos o estén en disolución, o cuando haya el mismo número de moles gaseosos en ambos miembros de la reacción.

- 6 Para la reacción: $A + 2 B \rightarrow 2 C$, propón estados de agregación para A, B y C en los que:

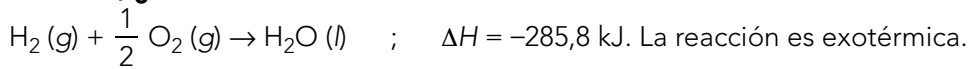
- $Q_p > Q_v$.
- $Q_p = Q_v$.
- $Q_p < Q_v$.

Existen varias respuestas posibles. Nos centraremos en la posibilidad de que sean gases o no. En caso de no ser gases serían, indistintamente, sólidos, líquidos o estarían en disolución. Algunas de las respuestas posibles son:

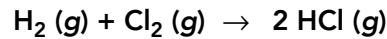
- Solo C gas o A y C gas y B no.
- Ninguno gaseoso o B y C gases y A no.
- Todos gases o solo A o B gases.

Entalpía de reacción

- 7** Escribe la ecuación termoquímica de formación de un mol de agua líquida a partir de sustancias simples en estado gaseoso, sabiendo que se liberan 285,8 kJ de energía. La reacción, ¿es endotérmica o exotérmica?



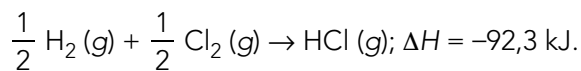
- 8** Dada la ecuación termoquímica:



$$\Delta H = -184,6 \text{ kJ}$$

Calcula la variación de entalpía y escribe la ecuación termoquímica de la formación de un mol de HCl (g).

$$\Delta H = \frac{-184,6}{2} = -92,3 \text{ kJ.}$$



- 9** En la formación de 1 mol de FeS (s) a partir de sus sustancias simples, también en estado sólido, se liberan 100,0 kJ de energía. Calcula las variaciones de entalpía en los siguientes casos:

a) Formación de 3 mol de FeS (s).

b) Descomposición de FeS (s). Esta reacción, ¿es endotérmica o exotérmica?

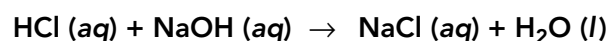
a) $\Delta H = -100,0 \cdot 3 = -300,0 \text{ kJ}$



b) $\Delta H = -(-100,0) = 100,0 \text{ kJ}$

FeS (s) → Fe (s) + S (s); ΔH = 100,0 kJ. La reacción de descomposición es endotérmica.

- 10** ¿Cuánta energía se liberará en la formación de 100,0 g de NaCl a partir de la reacción química que se presenta a continuación?

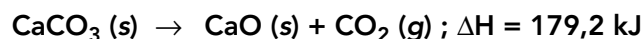


$$\Delta H = -55,8 \text{ kJ}$$

$$M(\text{NaCl}) = 23,0 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$$

$$100,0 \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{58,5 \text{ g NaCl}} \cdot \frac{-55,8 \text{ kJ}}{1 \text{ mol NaCl}} = -95,4 \text{ kJ}$$

- 11** Según la reacción de descomposición:

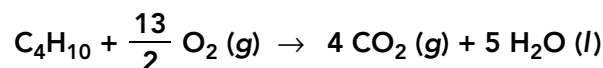


Calcula qué masa de CaCO₃ se descompone si la reacción absorbe 100 kJ.

$$M(\text{CaCO}_3) = 40,1 + 12,0 + 16,0 \cdot 3 = 100,1 \text{ g/mol}$$

$$100,0 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{179,2 \text{ kJ}} \cdot \frac{100,1 \text{ g}}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 55,9 \text{ g de CaCO}_3$$

- 12** La ecuación termoquímica de la combustión del butano es:



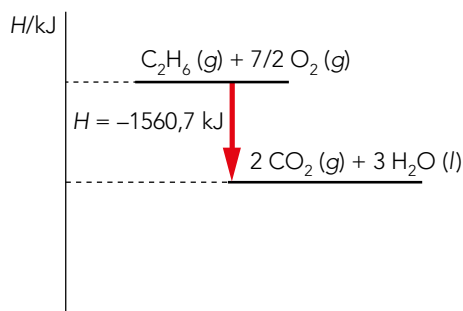
$$\Delta H = -2877,6 \text{ kJ/mol}$$

¿Qué volumen de butano (C_4H_{10}) habrá sido necesario quemar en condiciones normales para obtener 300,0 kJ de energía?

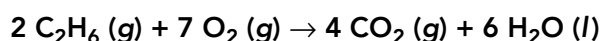
$$300,0 \text{ kJ} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_4H_{10}}{-2877,6 \text{ kJ}} \cdot \frac{22,4 \text{ L (c.n.)}}{1 \text{ mol } C_4H_{10}} = 2,3 \text{ L de } C_4H_{10} \text{ en condiciones normales.}$$

13 Haz el diagrama entálpico del proceso de combustión de un mol de etano (C_2H_6) gaseoso en presencia de gas oxígeno, para dar CO_2 gaseoso y H_2O líquida, liberándose 1560,7 kJ.

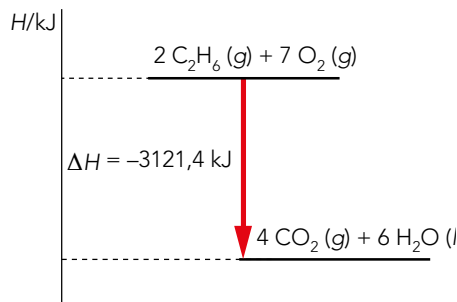
La ecuación química es: $C_2H_6(g) + \frac{7}{2} O_2(g) \rightarrow 2 CO_2(g) + 3 H_2O(l)$; $\Delta H = -1560,7 \text{ kJ}$



14 Representa, manteniendo las escalas que has usado en el ejercicio anterior, el diagrama entálpico correspondiente a la reacción:

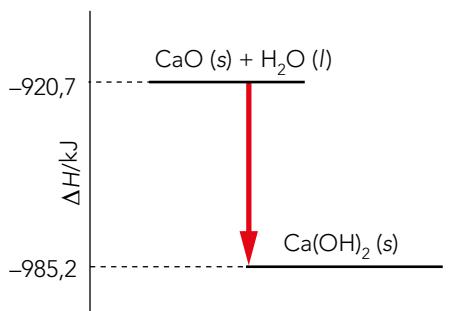


Calcula la entalpía de la reacción.



$$\Delta H = -1560,7 \cdot 2 = -3121,4 \text{ kJ}$$

15 Basándote en el siguiente diagrama entálpico, indica los reactivos, los productos, la reacción química representada, y calcula la variación de entalpía.

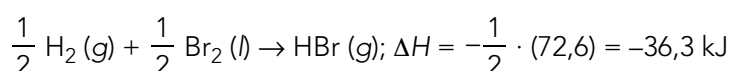
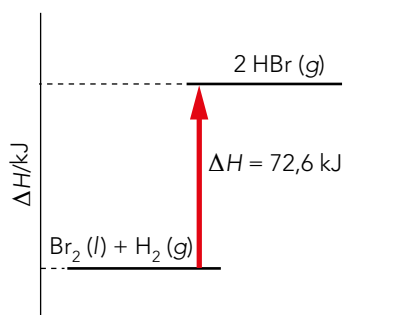


Los reactivos: $CaO(s)$ y $H_2O(l)$. Y los productos: $Ca(OH)_2(s)$.

La reacción química es: $CaO(s) + H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2(s)$.

$$\Delta H = -985,2 - (-920,7) = -64,5 \text{ kJ}$$

- 16** A partir de la información contenida en el siguiente diagrama entálpico, escribe la ecuación termoquímica de la formación de un mol de HBr (g).



Página 165

Cálculos de entalpía

- 17** ¿Cómo construirías un calorímetro casero a partir de materiales que puedas encontrar en tu casa? Normalmente, los calorímetros caseros solo sirven para procesos muy rápidos, ¿por qué crees que es así?

Respuesta abierta. Una posible respuesta sería introducir un vaso de poliestireno dentro de otro para aumentar el aislamiento y, así, conseguir un recipiente más adiabático. Y tapar con una superficie aislante (corcho, corcho blanco, etc.) en el que se hacen dos orificios, uno para introducir un termómetro, y el otro para introducir algo con lo que agitar el contenido. Es conveniente agitar la mezcla para acelerar el proceso, de forma que la temperatura final del agua se alcance rápidamente y, así, haya pocas pérdidas debido a que el recipiente no es adiabático completamente.

- 18** Para determinar la entalpía de disolución del NaOH (s) se introducen 5 g de esta sustancia dentro de un calorímetro que contiene 150 g de agua. Inmediatamente se tapa y se comprueba que existe un ascenso de temperatura de 7 °C. ¿Cuál es el valor de la entalpía de disolución?

Datos: $c_{\text{H}_2\text{O}} = 4186 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; equivalente en agua del calorímetro = 32 g.

$$Q_{\text{agua}} = m \cdot c \cdot \Delta T = (0,150 + 0,032) \cdot 4186 \cdot 7 = 5333,0 \text{ J que ha absorbido el agua.}$$

$$Q_{\text{reacción}} = -Q_{\text{agua}}; Q_{\text{reacción}} = -5333,0 \text{ J}$$

$$M(\text{NaOH}) = 23,0 + 16,0 + 1,0 = 40,0 \text{ g/mol}; n_{\text{NaOH}} = 5 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{40 \text{ g}} = 0,125 \text{ mol NaOH}$$

$$\Delta H = 1 \text{ mol} \cdot \frac{-5333,0 \text{ J}}{0,125 \text{ mol}} = -42664,0 \text{ J}; \text{ desprende } 1 \text{ mol} = -42,7 \text{ kJ/mol}$$

- 19** En un calorímetro a presión constante se queman 4 g de ácido benzoico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$, provocando que la temperatura de los 1,5 kg de agua que contiene el calorímetro aumente de los 20,2 °C a los 33,3 °C. Calcula el calor de combustión a presión constante.

Datos: Equivalente en agua del calorímetro: 423 g; $c_{\text{H}_2\text{O}} = 4186 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

$$Q_{\text{agua}} = m \cdot c \cdot \Delta T = 4186 \cdot (1,5 + 0,423) \cdot (33,3 - 20,2) = 105450,8 \text{ J}$$

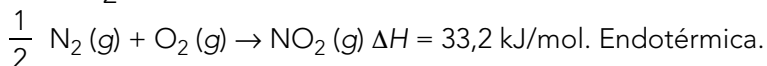
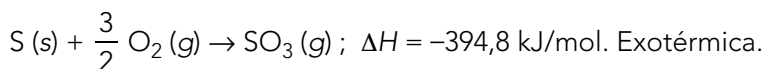
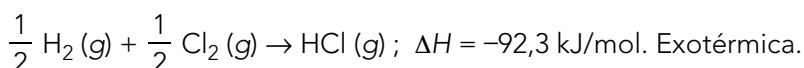
Masa molar ácido benzoico ($\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$) = 122,0 g/mol

El calor desprendido por la reacción a presión constante por mol será:

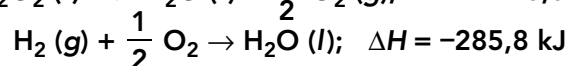
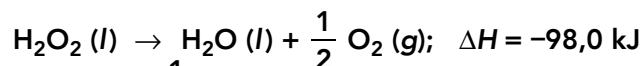
$$Q_p = -Q_{\text{agua}} = \frac{-105450,8 \text{ J}}{4 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} \cdot \frac{122,0 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = -3216,2 \text{ kJ/mol}$$

Solucionario descargado de: <https://solucionarios.academy/>

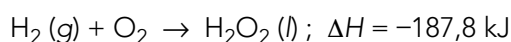
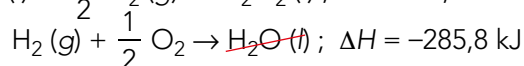
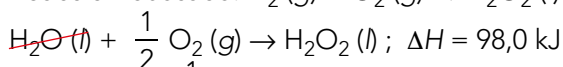
- 20** Formula las ecuaciones termoquímicas de las reacciones de formación de HCl (g), SO₃ (g) y NO₂ (g), indicando en cada caso si son exotérmicas o endotérmicas.



- 21** Aplicando la ley de Hess, y basándote en las siguientes ecuaciones termoquímicas, calcula la entalpía de formación del H₂O₂ (l):



Reacción buscada: H₂ (g) + O₂ (g) → H₂O₂ (l)

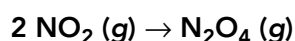


- 22** A partir de las entalpías de formación que encontrarás en la separata final, calcula la entalpía de la reacción:



$$\Delta H^\circ = \cdot \Delta H_f^\circ(\text{CaO}) + \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) - \Delta H_f^\circ(\text{CaCO}_3) = -635,1 + (-393,5) - (-1207,0) = 178,4 \text{ kJ}$$

- 23** Basándote en la tabla de entalpías de formación del final del libro, calcula la entalpía de la dimerización del NO₂ (g). Indica si es una reacción exotérmica o endotérmica.



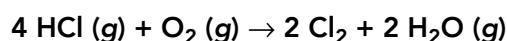
$$\Delta H^\circ = \Delta H_f^\circ(\text{N}_2\text{O}_4) - 2 \Delta H_f^\circ(\text{NO}_2) = 9,7 - 2 \cdot 33,2 = -56,7 \text{ kJ. Es una reacción exotérmica.}$$

- 24** Escribe la reacción de formación del HCl, y calcula su entalpía correspondiente a partir de sus entalpías de enlace.

La reacción buscada es $\frac{1}{2} \text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{HCl}(\text{g})$.

$$\Delta H = \frac{1}{2} H_{\text{H-H}} + \frac{1}{2} H_{\text{Cl-Cl}} - H_{\text{H-Cl}} = \frac{1}{2} \cdot 432 + \frac{1}{2} \cdot 239 - 427 = -91,5 \text{ kJ}$$

- 25** Determina la entalpía de la reacción de obtención de cloro por el proceso Deacon que aparece a continuación, basándote en los valores de entalpía de enlace.



 Busca información sobre el proceso anterior y elabora un esquema con las etapas principales y sus usos en la industria.

$$\Delta H = 4 H_{\text{H-Cl}} + H_{\text{O=O}} - (2 \cdot H_{\text{Cl-Cl}} + 2 \cdot (2 \cdot H_{\text{O-H}})) = 4 \cdot 427 + 495 - (2 \cdot 239 + 2 \cdot (2 \cdot 467)) = -143 \text{ kJ}$$

Respuesta libre. Es un proceso industrial.

Solucionario descargado de: <https://solucionarios.academy/>


- 26** Una bombona de butano, C_4H_{10} , contiene aproximadamente 12,5 kg de esta sustancia. Sabiendo que su entalpía estándar de combustión es de $-2877,6$ kJ/mol, calcula la energía total que se puede producir con una bombona de butano. ¿Qué volumen de CO_2 en condiciones normales se liberaría a la atmósfera?

$$M(C_4H_{10}) = 12,0 \cdot 4 + 1,0 \cdot 10 = 58,0 \text{ g/mol}$$

$$12\,500 \text{ g } C_4H_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{58,0 \text{ g } C_4H_{10}} \cdot \frac{-2\,877,6 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } C_4H_{10}} = -620\,172 \text{ kJ}$$

La reacción de combustión es: $C_4H_{10}(g) + \frac{13}{2} O_2 \rightarrow 4 CO_2(g) + 5 H_2O(l)$

$$12\,500 \text{ g } C_4H_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{58,0 \text{ g } C_4H_{10}} \cdot \frac{4 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_4H_{10}} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol } CO_2} = 19\,310 \text{ L de } C_4H_{10}$$

- 27**  Fíjate en los resultados obtenidos en el ejercicio resuelto 6 del epígrafe 3.5 y, basándote en ellos, razona cuáles de esos gases liberarán más energía cuando se queme 1 L de cada uno de esos gases a 1 atm de presión y 25 °C. Según ese razonamiento, ¿qué gas emplearías en un sistema de calefacción de carácter doméstico? Cuando en un hogar determinado el depósito de gas se encuentra en el exterior, se recomienda usar propano frente a butano. Busca en Internet los motivos que fundamentan esta recomendación.

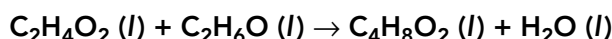
$$\text{Propano: } n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 1}{0,082 \cdot 298} = 0,041 \text{ mol de } C_3H_8$$

$$0,041 \text{ mol de } C_3H_8 \cdot \frac{-2219,2 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } C_3H_8} = -90,8 \text{ kJ}$$

$$\text{Butano: } 0,041 \text{ mol de } C_4H_{10} \cdot \frac{-2\,877,6 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } C_4H_{10}} = -118,0 \text{ kJ}$$

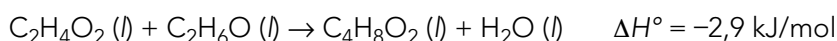
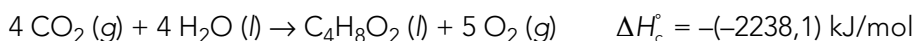
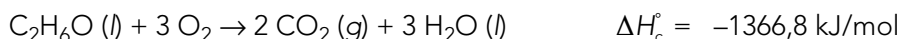
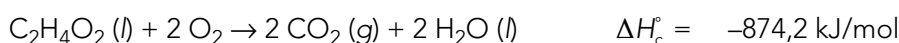
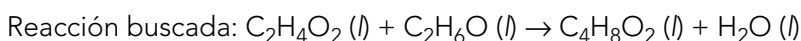
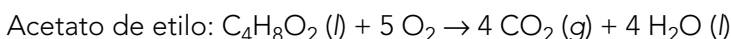
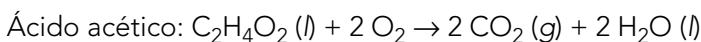
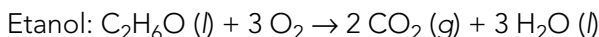
Libera más energía el butano, por lo que sería más adecuado para una instalación de calefacción doméstica. En exterior, se suele usar el propano porque su punto de ebullición es menor.

- 28** Escribe las reacciones de combustión del etanol (C_2H_6O), el ácido acético ($C_2H_4O_2$) y el acetato de etilo ($C_4H_8O_2$) y calcula la energía intercambiada en la siguiente reacción de esterificación. ¿Se absorbe o se libera energía en esta reacción?



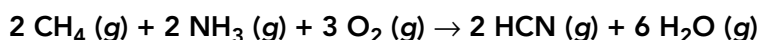
Datos: $\Delta H_c^\circ(C_2H_6O) = -1\,366,8$ kJ/mol; $\Delta H_c^\circ(C_2H_4O_2) = -874,2$ kJ/mol

y $\Delta H_c^\circ(C_4H_8O_2) = -2\,238,1$ kJ/mol.



Se libera energía.

29 El cianuro de hidrógeno (HCN) se produce industrialmente a través de la reacción del metano (CH₄) y el amoníaco (NH₃) con el gas oxígeno en presencia de un catalizador de platino:

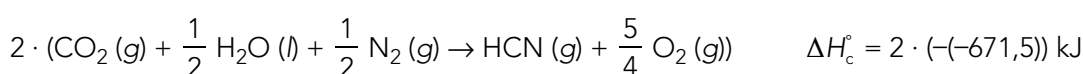
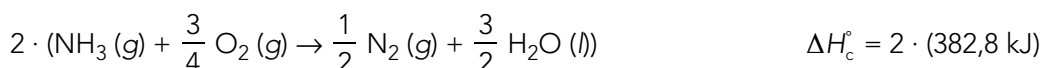
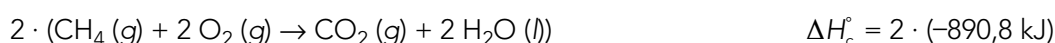


Calcula la entalpía de esta reacción a partir de las entalpías estándar de reacción indicando si la reacción es endotérmica o exotérmica.

Datos: $\Delta H_c^\circ (\text{CH}_4) = -890,8 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_c^\circ (\text{NH}_3) = 382,8 \text{ kJ/mol}$;


$\Delta H_c^\circ (\text{HCN}) = -671,5 \text{ kJ/mol}$.

Reacción buscada: $2 \text{CH}_4 (\text{g}) + 2 \text{NH}_3 (\text{g}) + 3 \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{HCN} (\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$




Se absorbe energía.

Efectos de las reacciones de combustión

30  El petróleo, además de como combustible, sirve de materia prima para muchas industrias. Sus reservas se encuentran concentradas solo en determinados lugares. Busca información sobre las reservas de petróleo existentes y cuánto se estima que durarán en función del consumo actual. Con los datos encontrados, argumenta si es urgente encontrar un cambio de los modelos energético e industrial.

Respuesta libre.

Página 166

31  ¿Sería posible la vida en la Tierra, tal y como la conocemos, si no existiera el efecto invernadero? ¿Por qué actualmente el efecto invernadero tiene consecuencias negativas?

No sería posible porque la temperatura media del planeta sería muy baja. Entorno a $-18 \text{ }^\circ\text{C}$ cuando ahora es de unos $15 \text{ }^\circ\text{C}$. Porque está aumentado rápidamente esa temperatura media del planeta y eso está provocando graves problemas medioambientales.


32 En el gráfico interactivo sobre emisiones de CO₂ (kt) que encontrarás en la web de datos del Banco Mundial, busca los datos de emisión de CO₂ a nivel mundial de los años 1980, 1990, 2000 y 2010, y haz un estudio comparativo. ¿Concuerdan con lo que has aprendido en la unidad? ¿Por qué? Comparte tu opinión con el resto del aula.

Datos extraídos de datos.bancomundial.org en millones de kilotoneladas.

Año	1974	1984	1994	2004	2014
Emisión	16,85	19,14	22,55	28,89	36,14
Diferencia	—	2,29	3,41	5,84	7,75

Algunas de las conclusiones puede ser que no solo sigue aumentando la cantidad de CO₂ que se emite a la atmósfera, sino que cada vez se emite más.


Solucionario descargado de: <https://solucionarios.academy/>

- 33**  En la quema de los combustibles fósiles, además del CO_2 , se producen también óxidos de nitrógeno y azufre que son los responsables de la lluvia ácida. Busca y explica en qué consiste este fenómeno y las consecuencias que provoca.

Respuesta libre.

- 34**  Busca información sobre plantas de generación de electricidad a partir de fuentes renovables que existan dentro de tu comunidad. ¿Son suficientes o habría que aumentarlas? Argumenta tu respuesta.

Respuesta libre.

- 35**  Se debe seguir aumentando el porcentaje de energía eléctrica que procede de fuentes renovables, pero también hay que aumentar la eficiencia energética de las centrales térmicas basadas en combustibles fósiles. Busca ejemplos de este tipo de centrales (centrales de tipo combinado) y di por qué son más eficientes que las tradicionales. Relaciona este hecho con la **meta 7.1**.

Respuesta libre.

Las centrales de ciclo combinado son más eficientes porque generan menos emisiones contaminantes ya que usan gas natural, más limpio que el carbón o el petróleo, consumen menos combustible, tienen un consumo de agua para refrigeración menor y son más pequeñas, por lo que su impacto visual también es menor. Además al permitir cargas parciales se puede modular su funcionamiento adaptándolo mejor a la demanda existente.

Le sugerimos que recomiende a su alumnado la visualización del vídeo sobre la meta 7.1 de los ODS, disponible en anayaeducacion.es.

- 36** ¿Por qué crees que incrementar las zonas verdes existentes, hacer un consumo responsable y mejorar la gestión de los desechos, reciclando lo máximo posible, contribuye al desarrollo sostenible? ¿Qué efectos positivos puede tener en tu comunidad? ¿Cómo podrías concienciar a tu entorno para que apoyaran estas iniciativas?

Respuesta libre.

Entropía

- 37** ¿Qué diferencia hay entre entropía del entorno y entropía del universo?

La entropía del universo engloba tanto a la entropía del entorno como a la entropía del sistema estudiado, mientras que la entropía del entorno es la entropía de todo lo que no sea el sistema estudiado.

- 38** Razona si es posible que se produzca una reacción endotérmica sin que la entropía del universo disminuya.

En una reacción endotérmica, la entropía del sistema aumenta porque el sistema aumenta su temperatura desordenándose. Si el entorno, al disminuir su temperatura, no disminuye su entropía tanto como ha aumentado la del sistema, la entropía del universo aumentará.

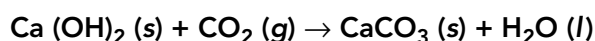
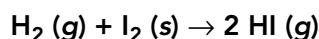
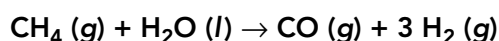
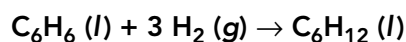
- 39** Según el segundo principio de la termodinámica, cuando un sistema evoluciona, la variación de entropía del universo aumenta. ¿Existe algún proceso en el que esta variación es nula? ¿Y negativa?

Los únicos procesos químicos en los que no varía la entropía del universo es en los procesos reversibles, cuando el sistema se encuentra en equilibrio con su entorno. No existe ningún proceso en el que el universo disminuya su entropía espontáneamente.

40 Busca información sobre si es posible alcanzar el cero absoluto de temperatura; es decir, 0 K.

La tercera ley de la termodinámica implica que no se puede alcanzar el cero absoluto. De momento, no existe ningún hecho experimental que contradiga esta ley.

41 Predice el signo de la variación de entropía de las siguientes reacciones y confirma los resultados empleando los datos de entropía molar estándar que se adjuntan:



Sustancia	$S^\circ / (\text{J} \cdot \text{K}^{-1})$	Sustancia	$S^\circ / (\text{J} \cdot \text{K}^{-1})$
$\text{C}_6\text{H}_6 (l)$	173,4	$\text{C}_6\text{H}_{12} (l)$	270,2
$\text{H}_2 (g)$	130,7	$\text{CH}_4 (g)$	186,3
$\text{H}_2\text{O} (l)$	70,0	$\text{I}_2 (s)$	116,1
$\text{CO} (g)$	197,7	$\text{HI} (g)$	206,6
$\text{Ca}(\text{OH})_2 (s)$	83,4	$\text{CO}_2 (g)$	213,8
$\text{CaCO}_3 (s)$	91,7		

$\text{C}_6\text{H}_6 (l) + 3 \text{H}_2 (g) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12} (l)$; El signo debe ser negativo porque entre los reactivos hay más moles gaseosas que entre los productos; disminuye el desorden.

$$\Delta S^\circ = 270,2 - 173,4 - 3 \cdot 130,7 = -295,3 \text{ J/K}$$

$\text{CH}_4 (g) + \text{H}_2\text{O} (l) \rightarrow \text{CO} (g) + 3 \text{H}_2 (g)$; El signo debe ser positivo porque entre los productos hay cuatro moles gaseosas y entre los reactivos solo uno; aumenta el desorden.

$$\Delta S^\circ = 197,7 + 3 \cdot 130,7 - 186,3 - 70,0 = 333,5 \text{ J/K}$$

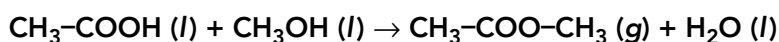
$\text{H}_2 (g) + \text{I}_2 (s) \rightarrow 2 \text{HI} (g)$; El signo debe ser positivo porque entre los productos hay dos moles gaseosas y entre los reactivos solo uno; aumenta el desorden.

$$\Delta S^\circ = 2 \cdot 206,6 - 130,7 - 116,1 = 166,4 \text{ J/K}$$

$\text{Ca} (\text{OH})_2 (s) + \text{CO}_2 (g) \rightarrow \text{CaCO}_3 (s) + \text{H}_2\text{O} (l)$; El signo debe ser negativo porque solo hay moles gaseosas en los reactivos; disminuye el desorden.

$$\Delta S^\circ = 91,7 + 70,0 - 83,4 - 213,8 = -135,5 \text{ J/K}$$

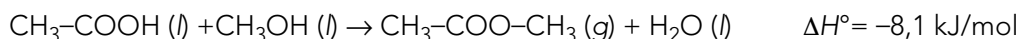
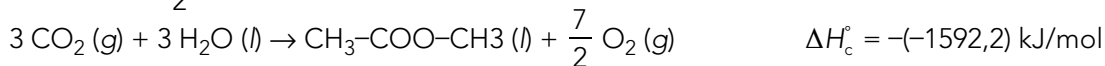
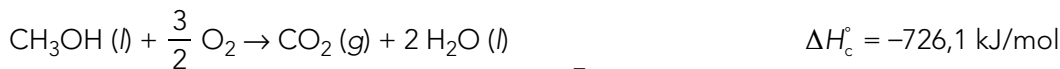
42 A partir de los datos que aparecen en la tabla, determina la variación de energía libre en condiciones estándar de la siguiente reacción:



Sustancia	$\Delta H_f^\circ / (\text{kJ/mol})$	$S_f^\circ / (\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$
$\text{CH}_3\text{-COOH} (l)$	-874,2	159,8
$\text{CH}_3\text{OH} (l)$	-726,1	126,8
$\text{CH}_3\text{-COO-CH}_3 (g)$	-1592,2	324,4
$\text{H}_2\text{O} (l)$		-237,1

Variación de entalpía:

Reacción buscada: $\text{CH}_3\text{-COOH (l)} + \text{CH}_3\text{OH (l)} \rightarrow \text{CH}_3\text{-COO-CH}_3 \text{ (g)} + \text{H}_2\text{O (l)}$



Variación de entropía:

$$\Delta S^\circ = S^\circ(\text{CH}_3\text{-COO-CH}_3) + S^\circ(\text{H}_2\text{O}) - S^\circ(\text{CH}_3\text{-COOH}) - S^\circ(\text{CH}_3\text{OH})$$

$$\Delta S^\circ = 324,4 + 70,0 - 159,8 - 126,8 = 107,8 \text{ J/K}$$

Variación de energía libre de Gibbs:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ; \Delta G^\circ = -8100 - 298 \cdot 107,8 = -40224,2 \text{ J} = -40,2 \text{ kJ}$$

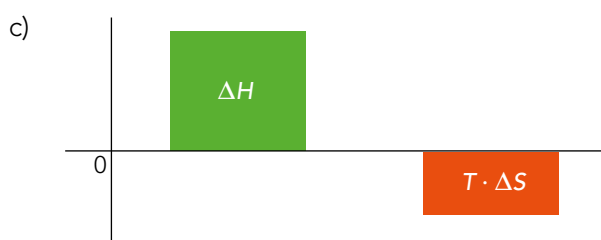
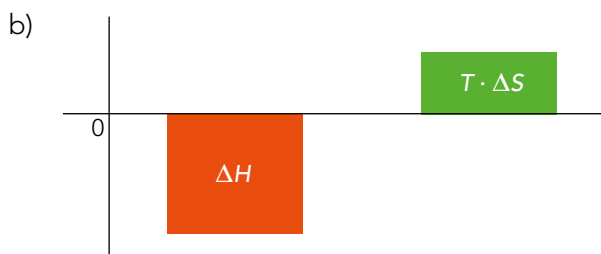
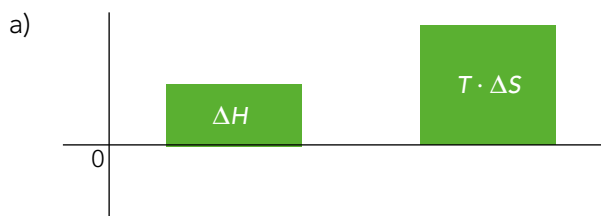
Energía libre de Gibbs

43 ¿Son espontáneas todas las reacciones exotérmicas? Razona tu respuesta.

No. No son espontáneas aquellas reacciones exotérmicas en las que la entropía es positiva, disminuye el desorden y se dan a temperaturas bajas.

44 Analiza las siguientes gráficas para predecir si el proceso que muestran será espontáneo o no:

■ > 0 ■ < 0



- a) El proceso será espontáneo porque el término en $T \cdot \Delta S^\circ$ es mayor que el término de ΔH° y ambos son positivos. Como $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ$, el término $-T \cdot \Delta S^\circ$ será negativo y, por tanto, la suma será negativa también.
- b) El proceso será espontáneo porque tanto ΔH° como $-T \cdot \Delta S^\circ$ son negativos y, por tanto, ΔG° también lo será, lo que hace que la reacción sea espontánea.
- c) El proceso no será espontáneo porque tanto ΔH° como $-T \cdot \Delta S^\circ$ serán positivos y, por tanto, ΔG° también lo será, haciendo que la reacción no se produzca de forma espontánea.

Página 167

- 45** Basándote en los datos de energía libre estándar de formación de la tabla de la separata final, calcula si la siguiente reacción de deshidratación del etanol es espontánea:



$$\Delta G^\circ = \Delta G^\circ_f(\text{C}_2\text{H}_4) + \Delta G^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) - \Delta G^\circ_f(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 68,2 + (-237,1) - (-174,8) = 5,9 \text{ kJ}$$

La reacción no será espontánea al ser la variación positiva.

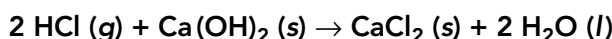
- 46** Calcula, a partir de los datos de energía libre estándar de formación, la variación de energía libre de Gibbs en la siguiente reacción. ¿Es un proceso espontáneo?



$$\Delta G^\circ = \Delta G^\circ_f(\text{CaO}) + \Delta G^\circ_f(\text{CO}_2) - \Delta G^\circ_f(\text{CaCO}_3) = (-604,0) + (-394,4) - (-1129,0) = 130,6 \text{ kJ}$$

La reacción no será espontánea al ser la variación positiva.

- 47** Determina la energía libre de Gibbs a 25 °C y 105 Pa, basándote en los datos de la tabla adjunta, para la reacción siguiente:



Especie	$\Delta H_f^\circ / (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	$S^\circ / (\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$
HCl	-92,3	186,9
Ca(OH) ₂	-985,2	83,4
CaCl ₂	-795,4	108,4
H ₂ O	-285,8	70,0

Reacción: $2 \text{HCl} (g) + \text{Ca}(\text{OH})_2 (s) \rightarrow \text{CaCl}_2 (s) + 2 \text{H}_2\text{O} (l)$

Variación de entalpía: $\Delta H^\circ = (-795,4) + 2 \cdot (-285,8) - 2 \cdot (-92,3) - (-985,2) = -197,2 \text{ kJ}$

Variación de entropía: $\Delta S^\circ = 108,4 + 2 \cdot 70,0 - 2 \cdot 186,9 - 83,4 = -208,8 \text{ J/K}$

Variación de energía libre: $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ$;

$$\Delta G^\circ = -197 200 - 298 \cdot (-208,8) = -134 978 \text{ J} = -135,0 \text{ kJ}$$

- 48** Demuestra que el proceso de combustión del etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) a 25 °C es un proceso espontáneo. ¿Será este proceso espontáneo a cualquier temperatura? De no ser así, calcula la temperatura a la que se producirá el cambio de signo de la energía libre, indicando si el proceso será espontáneo a partir o por debajo de esa temperatura.

Datos: $\Delta H_c^\circ = -1366,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta S^\circ = -138,8 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Reacción de combustión del etanol: $\text{C}_2\text{H}_6\text{O} (l) + 3 \text{O}_2 (g) \rightarrow 2 \text{CO}_2 (g) + 3 \text{H}_2\text{O} (l)$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ; \Delta G^\circ = -1\,366\,700 - 298 \cdot (-138,8) = -1\,325\,338 \text{ J} = -1\,325,3 \text{ kJ}$$

Como es negativo, efectivamente, es espontáneo a esa temperatura.


No será espontáneo a cualquier temperatura, puesto que según vaya subiendo la temperatura, el término en entropía, $-T \cdot \Delta S^\circ$, se hará mayor y, al ser positivo, hará que el proceso se convierta en no espontáneo.

La temperatura a partir de la cual el proceso pase de espontáneo a no espontáneo será la que haga que $\Delta G^\circ = 0$.

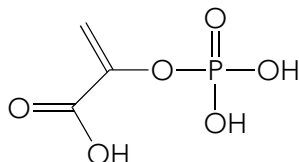
$$\Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ = 0 \rightarrow T = \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ} = \frac{-1\,366\,700}{-138,8} = 9\,847 \text{ K}$$

CIENCIA, TECNOLOGÍA Y SOCIEDAD

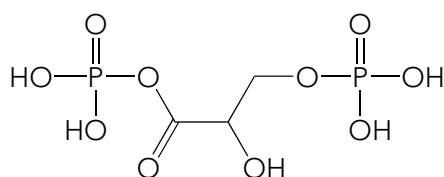
La energía de los seres vivos

 **Asamblea de ideas.** Busca las fórmulas desarrolladas de estas tres moléculas orgánicas. ¿Qué semejanzas y diferencias encuentras? Explica los valores de las entalpías de los enlaces en cada molécula.

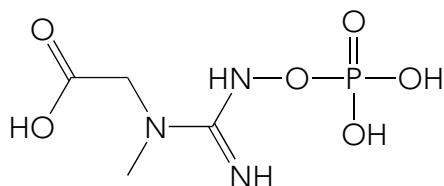
Fosfoenolpiruvato



1,3-difosfoglicerato



Fosfocreatina



Se asemejan en que todos tienen grupos fosfato. Se diferencian en el resto de la cadena.

La energía libre parece ser más negativa en estos compuestos cuanto menor es su número de átomos (sin contar los grupos fosfato).