

# Energía y espontaneidad de las reacciones químicas

## En contexto (Pág. 137)

a.

— Respuesta sugerida:

Pienso en las reacciones de combustión y en la transferencia de frío y de calor.

Sí que relaciono estas imágenes con hechos cotidianos; se trata del lanzamiento de fuegos artificiales y de la aplicación de frío sobre una superficie caliente.

— Respuesta sugerida:

Hay reacciones que liberan energía (normalmente mediante luz y calor) y se denominan *reacciones exotérmicas*, como es el caso de una combustión. Sin embargo, existen otras reacciones que absorben energía (p. ej., la reacción de fotosíntesis) y reciben el nombre de *endotérmicas*.

La rapidez de una reacción depende de su cinética química.

Para que una reacción tenga lugar es necesario que los reactivos venzan la *energía de activación*, como veremos al estudiar las teorías de las reacciones químicas (apartado 2 de esta unidad).

b.

— Los estromatolitos son asociaciones de algas y bacterias que crecen en capas, formando estratos y atrapanando sales como el carbonato de calcio del medio acuático que los rodea.

Hace unos 3500 millones de años, los estromatolitos llevaron a cabo por primera vez la fotosíntesis, obteniendo energía a partir de la luz. Captaron el dióxido de carbono de la antigua atmósfera y lo transformaron en oxígeno, cambiando drásticamente las características de la Tierra.

Así, su papel en la formación de nuestro planeta fue el de «llenarlo» de oxígeno, gas esencial para la respiración de los seres vivos aeróbicos.

— El carbón está formado principalmente de carbono, pero, además, tiene cantidades variables de otros elementos como hidrógeno, azufre, oxígeno y nitrógeno.

La mayor parte del carbón se formó durante el período denominado *Carbonífero*, hace entre 359 y 299 millones de años.

— No, Kelvin hizo una predicción errónea. Consideró que la Tierra, en sus inicios, había sido una esfera fundida que se encontraba a temperatura homogénea. Así, desde aquel momento se habría ido enfriando por la superficie, perdiendo calor exclusivamente por conducción.

A partir de esta suposición estimó que la edad de la Tierra era entre 24 y 100 millones de años, un dato

muy alejado de los 4500 millones de años que se aceptan hoy en día.

El error de Kelvin fue considerar que el calor se transporta solo por conducción, cuando principalmente lo hace por convección.

c.

— Una pila de combustible es un dispositivo electroquímico que transforma energía química en energía eléctrica.

— Actualmente se está trabajando en el desarrollo de pilas de combustible de hidrógeno, con las que probablemente funcionarán los coches del futuro. El hidrógeno es un combustible limpio y prácticamente inagotable, así que es una buena alternativa a los combustibles de origen fósil. A día de hoy, esta tecnología debe superar todavía obstáculos como la forma de almacenar y transportar el hidrógeno; pero, una vez resueltas estas dificultades, es muy probable que el hidrógeno se consolide como el mejor combustible.

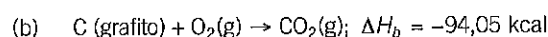
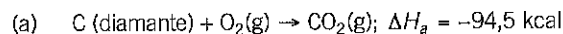
— Respuesta sugerida:

Comprobaremos de nuevo estas respuestas al finalizar la unidad.

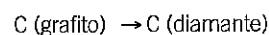
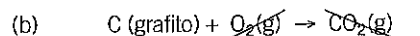
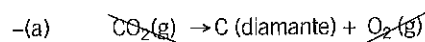
d. Accedemos al enlace y visitamos virtualmente el museo.

## Problemas resueltos (Págs. 151 y 152)

1. Datos:

Incógnitas:  $\Delta H_r^p$ 

— Como la reacción de obtención del diamante a partir del grafito se puede expresar como suma algebraica de estas ecuaciones termoquímicas dadas, calcularemos la variación de entalpía pedida aplicando la ley de Hess. Operamos con las ecuaciones (a) y (b) para obtener la ecuación buscada:

El algoritmo buscado en  $-(a) + (b)$ 

— Teniendo en cuenta este algoritmo, calculamos la variación de entalpía de la reacción pedida:

$$\Delta H_r = -\Delta H_a + \Delta H_b$$

$$\Delta H_r = -(-94,5) + (-94,05) = 0,45 \text{ kcal}$$

La entalpía de la reacción de fabricación del diamante es de 0,45 kcal.

**2. Datos:**

$$\Delta H_f^\circ[\text{C}_7\text{H}_8(\text{g})] = 49,95 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

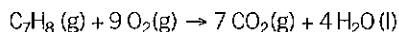
$$\Delta H_f^\circ[\text{CO}_2(\text{g})] = -393,14 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -285,56 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ[\text{O}_2(\text{g})] = 0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Incógnitas: a)  $\Delta H_f^\circ$ ; b)  $Q$

a) — Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente:



— Calculamos la variación de entalpía estándar de combustión del tolueno, aplicando la expresión siguiente:

$$\Delta H_f^\circ = \sum n \cdot \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \sum n \cdot \Delta H_f^\circ(\text{reactivos})$$

$$\Delta H_f^\circ = 4 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}] + 7 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{CO}_2] -$$

$$\Delta H_f^\circ[\text{C}_7\text{H}_8] - 9 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{O}_2];$$

$$\Delta H_f^\circ = 4 \cdot (-285,56) + 7 \cdot (-393,14) - (49,95) - 9 \cdot (0)$$

$$\Delta H_f^\circ = -3944,3 \text{ kJ}$$

La entalpía de combustión del tolueno tiene un valor de  $-3944,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

b) Hallamos la energía desprendida al quemar 23,0 g de tolueno:

$$M_r(\text{C}_7\text{H}_8): 7 \cdot 12,01 + 8 \cdot 1,01 = 92,15$$

$$M(\text{C}_7\text{H}_8): 92,15 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$Q = 23,0 \text{ g C}_7\text{H}_8 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_7\text{H}_8}{92,15 \text{ g C}_7\text{H}_8} \cdot \frac{-3944,17 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_7\text{H}_8} =$$

$$= -984 \text{ kJ}$$

Al quemar 23,0 g de tolueno se desprenden 984 kJ.

**3. Datos:**

$$\Delta H_f^\circ[\text{NO}(\text{g})] = 90,40 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

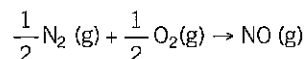
$$S^\circ[\text{N}_2(\text{g})] = 190,71 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$S^\circ[\text{O}_2(\text{g})] = 204,82 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$S^\circ[\text{NO}(\text{g})] = 210,42 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

Incógnitas:  $T_{\text{espontánea}}$

— Escribimos la ecuación química ajustada que nos proporciona el enunciado del problema:



— Calculamos la variación de entalpía estándar de reacción. Para ello, tenemos en cuenta que la ecuación química representa la formación del NO(g).

Por tanto, la variación de entalpía de formación del NO(g) que nos da el enunciado se corresponde justamente con la variación de entalpía estándar de la reacción:

$$\Delta H_f^\circ[\text{NO}(\text{g})] = \Delta H_r^\circ = 90,40 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Observemos que, como  $\Delta H_f^\circ > 0$ , la reacción es endotérmica.

— Hallamos la variación de entropía estándar de reacción con la expresión siguiente:

$$\Delta S_r^\circ = \sum n \cdot S^\circ(\text{productos}) - \sum n \cdot S^\circ(\text{reactivos})$$

$$\Delta S_r^\circ = 1 \cdot S^\circ[\text{NO}(\text{g})] - \frac{1}{2} \cdot S^\circ[\text{N}_2(\text{g})] - \frac{1}{2} \cdot S^\circ[\text{O}_2(\text{g})]$$

$$\Delta S_r^\circ = 1 \text{ mol} \cdot (210,42 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}) -$$

$$- \frac{1}{2} \text{ mol} \cdot (190,71 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}) -$$

$$- \frac{1}{2} \text{ mol} \cdot (204,82 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$$

$$\Delta S_r^\circ = 12,66 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

— Determinamos la temperatura de equilibrio:  $\Delta G^\circ = 0$ :

$$0 = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ$$

$$T = \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ} = \frac{90,40 \text{ kJ}}{12,66 \cdot 10^{-2} \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1}} = 7141 \text{ K}$$

$$T = (7141 - 273)^\circ\text{C} = 6868 \text{ }^\circ\text{C}$$

— Estudiamos el signo de  $\Delta G$  en cada intervalo de temperaturas: menores que 7141 K y mayores que 7141 K.

Para ello, podemos emplear cualquier temperatura representativa de cada intervalo, por ejemplo, 6000 K (como temperatura inferior a 7141 K) y 9000 K (como temperatura superior a 7141 K):

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ$$

$$T = 6000 \text{ K} \rightarrow \Delta G = 90,40 \text{ kJ} - 6000 \text{ K} \cdot$$

$$\cdot 12,66 \cdot 10^{-2} \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\Delta G = 14,44 \text{ kJ} > 0$$

$$T = 9000 \text{ K} \rightarrow \Delta G = 90,40 \text{ kJ} - 9000 \text{ K} \cdot 12,66 \cdot$$

$$\cdot 10^{-2} \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\Delta G = -23,54 \text{ kJ} < 0$$

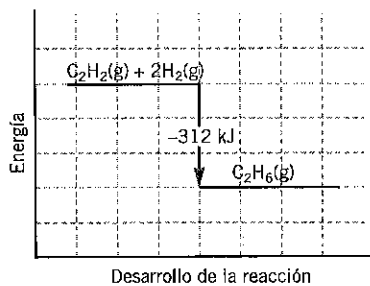
El proceso es espontáneo cuando la temperatura es superior a 7141 K (6868 °C).

**Ejercicios y problemas** (Págs. 153 a 156)

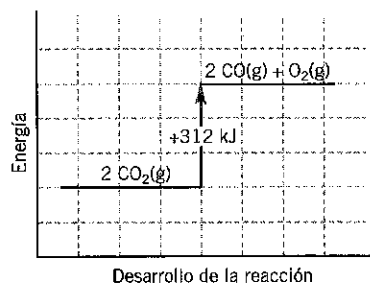
**1 INTERCAMBIO DE ENERGÍA EN LAS REACCIONES QUÍMICAS** Págs. 153 y 154

4. a) Una pila voltaica. Genera corriente eléctrica a partir de una reacción redox.
- b) Las barras luminosas que se utilizan para ser visto en la montaña y como animación en las verbenas nocturnas. Estas barras contienen unos reactivos separados por una membrana. Al agitar la barra, se rompe la membrana y los reactivos entran en contacto, produciéndose una reacción química acompañada de la emisión de luz.

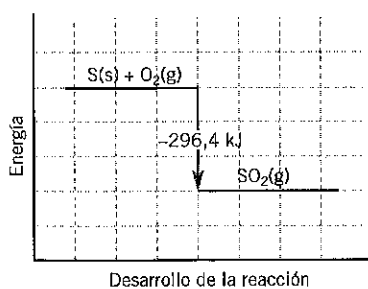
- c) El motor de combustión de un coche. Se quema el combustible mediante una reacción de combustión en la que se desprende energía, que la utiliza el motor mediante trabajo.
5. La fusión de un cubito de hielo es un proceso endotérmico, ya que se necesita un aporte de energía para producirse el cambio de estado. (Este cambio de estado corresponde con la ruptura de enlaces de hidrógeno entre moléculas de agua).
6. a) Exotérmica, el calor de reacción es menor que cero. Como  $Q$  es negativo, indica que el sistema libera energía (mediante calor) al entorno, lo que da lugar a un proceso exotérmico.



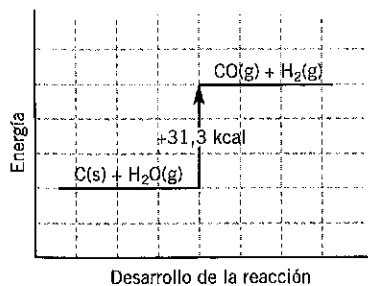
- b) Endotérmica, el calor de reacción es mayor que cero. Como  $Q$  es positivo, indica que el sistema absorbe energía (mediante calor) del entorno, lo que da lugar a un proceso endotérmico.



7. a)



b)

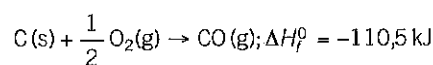


8. La combustión del butano es una reacción exotérmica, ya que el calor de reacción tiene un valor negativo. Como  $Q$  es negativo, indica que el sistema libera energía (mediante calor) al entorno, lo que da lugar a un proceso exotérmico.

9. a) Sí. El oxígeno molecular tiene entalpía estándar de formación nula, pues se encuentra en su estado estándar.  
 b) No. El agua líquida es un compuesto que se forma a partir de hidrógeno y oxígeno en estado estándar. A estos últimos se les asigna una entalpía estándar de formación nula.  
 c) No. El hidrógeno se encuentra como hidrógeno molecular en su estado estándar. Por tanto, la entalpía estándar de formación nula correspondería al hidrógeno molecular, no al atómico.  
 d) Sí. El hierro es un elemento en estado sólido en su estado estándar.

10. La entalpía de formación estándar es la variación de entalpía que acompaña a la formación de un mol de sustancia en su estado estándar a partir de sus elementos, también en estado estándar.

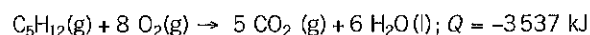
Por tanto, la ecuación termoquímica correspondiente a la reacción de formación de un mol de  $\text{CO(g)}$  es la siguiente:



11. Datos:  $m(\text{C}_5\text{H}_{12}) = 10 \text{ kg}$ ;  $Q = -3537 \text{ kJ}$

Incógnitas:  $Q$

— La ecuación termoquímica de combustión del pentano es la siguiente:



— Calculamos la cantidad de energía que se desprende al quemar 10 kg de  $\text{C}_5\text{H}_{12}$ :

$$M_r(\text{C}_5\text{H}_{12}) : 5 \cdot 12,01 + 12 \cdot 1,01 = 72,17$$

$$M(\text{C}_5\text{H}_{12}) : 72,17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$Q = 10 \text{ kg C}_5\text{H}_{12} \cdot \frac{1000 \text{ g C}_5\text{H}_{12}}{1 \text{ kg C}_5\text{H}_{12}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_5\text{H}_{12}}{72,17 \text{ g C}_5\text{H}_{12}} \cdot \frac{-3537 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_5\text{H}_{12}} = -4,9 \cdot 10^5 \text{ kJ}$$

De la combustión de los 10 kg de pentano contenido en una bombona de pentano se desprenden  $4,9 \cdot 10^5 \text{ kJ}$ .

12. Datos:  $\text{UF}_4(\text{s}) + \text{F}_2(\text{g}) \rightarrow \text{UF}_6(\text{s}) \quad \Delta H_r = -282,8 \text{ kJ}$

Incógnitas:  $\Delta H_r$

- a) La variación de entalpía de esta reacción tendrá el mismo valor, pero signo opuesto, ya que se trata de la reacción inversa:

$$\Delta H_r = -(-282,8) \text{ kJ} = +282,8 \text{ kJ}$$

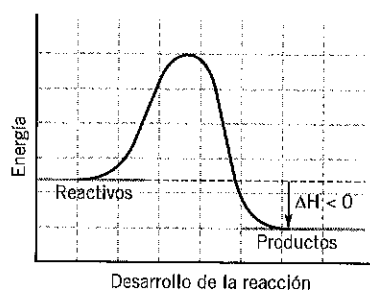
- b) Esta ecuación se obtiene multiplicando por tres los coeficientes estequiométricos de la ecuación termoquímica dada.

Como la variación de entalpía es una magnitud extensiva, es directamente proporcional a la cantidad de sustancia que interviene en el proceso.

Calculamos la variación de entalpía asociada a la ecuación química pedida multiplicando por tres el valor de la variación de entalpía de la ecuación química propuesta:

$$\Delta H_r = 3 \cdot (-282,8) \text{ kJ} = -848,4 \text{ kJ}$$

13. a) Se trata de una reacción exotérmica. La energía de los reactivos es mayor que la de los productos, y se desprende energía en el transcurso de la reacción.
- b) La siguiente gráfica representa la variación de entalpía de la reacción:



14. La afirmación es falsa. Para romper un enlace se consume energía, no se libera.

La ruptura de enlaces supone siempre un consumo de energía, mientras que la formación supone un desprendimiento de energía.

Así, los valores de entalpía de enlace tabulados tienen siempre valor positivo, ya que, por definición: la entalpía de enlace es la energía necesaria para separar dos átomos de una sustancia determinada.

Por otro lado, la entalpía de reacción se puede calcular a partir de las entalpías de enlace, según la siguiente expresión:

$$\Delta H_r^0 = \sum n \cdot \Delta H_{\text{enlaces rotos}}^0 - \sum n \cdot \Delta H_{\text{formados}}^0$$

De este modo, el valor y signo final de la entalpía de reacción depende del cómputo entre enlaces rotos y enlaces formados en la reacción química.

15. a) Verdadero. Por definición, la energía de enlace corresponde con la energía necesaria para separar dos átomos de una sustancia. Cuando se lleva a cabo en estado gaseoso, se suele expresar como la energía necesaria para romper un mol de enlaces.

Por este motivo, para calcular la entalpía de una reacción a partir de los valores de las energías de enlace, las sustancias de la reacción deben estar en estado gaseoso.

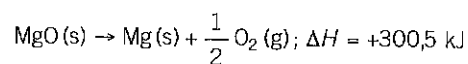
Si en la reacción interviniese una sustancia en estado no gaseoso, habría que añadir la entalpía de vaporización (si está en estado líquido) o la de sublimación (en caso de que se encontrase en estado sólido) en el cálculo.

- b) Verdadero. Los valores de energía de enlace que aparecen en las tablas se corresponden con el promedio de la energía de enlace de un determinado tipo en diferentes sustancias.

Así, por ejemplo, para estimar el valor de la energía del enlace O-H se tienen en consideración las distintas moléculas que presentan este enlace determinado (agua, ácidos carboxílicos, oxoácidos, alcoholes, etc.), y se calcula un valor promedio.

16. Para escribir la ecuación termoquímica pedida, tenemos en cuenta que los 300,5 kJ corresponden a la descomposición de 1 mol de MgO, y que se trata de una reacción endotérmica (necesita energía para producirse).

— Ajustamos entonces la ecuación química para la descomposición de un mol de MgO y ponemos la variación de entalpía con signo positivo:



17. Datos:  $m(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g}$

Para comprobar la afirmación, calcularemos la energía desprendida al formarse 18 g de  $\text{H}_2\text{O}$ :

— Calculamos la cantidad de  $\text{H}_2\text{O}$  y, mediante factores de conversión, hallamos la energía desprendida, considerando la ecuación termoquímica dada:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) : 2 \cdot 1,01 + 1 \cdot 16,00 = 18,02$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) : 18,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

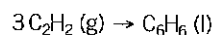
$$Q = 18 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{-483,5 \text{ kJ}}{2 \text{ mol H}_2\text{O}} = -2,4 \cdot 10^2 \text{ kJ}$$

La afirmación es falsa, se desprenden  $2,4 \cdot 10^2 \text{ kJ}$  por cada 18 g de  $\text{H}_2\text{O}$  formados en condiciones estándar.

18. Datos:  $m(\text{C}_2\text{H}_2) = 100,0 \text{ g}$ ;  $Q = -631 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ C}_6\text{H}_6$

Incógnitas:  $Q$

Se trata de una reacción exotérmica porque su variación de entalpía tiene un valor negativo, es decir, tiene lugar con desprendimiento de energía.



— Calculamos la cantidad de energía que se desprende al reaccionar 100,0 g de  $\text{C}_2\text{H}_2$ , fijándonos en la estequiometría de la reacción química:

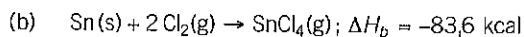
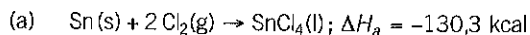
$$M_r(\text{C}_2\text{H}_2) : 2 \cdot 12,01 + 2 \cdot 1,01 = 26,04$$

$$M(\text{C}_2\text{H}_2) : 26,04 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$Q = 100,0 \text{ g C}_2\text{H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{26,04 \text{ g C}_2\text{H}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6}{3 \text{ mol C}_2\text{H}_2} \cdot \frac{-631 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6} = -808 \text{ kJ}$$

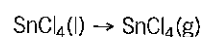
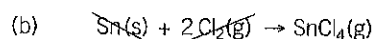
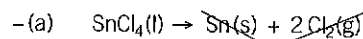
Se desprenden 808 kJ en la reacción de 100,0 g de acetileno.

19. Datos:



Incógnitas:  $\Delta H_r$

— Como la ecuación química de vaporización del tetracloruro de estaño se puede expresar como suma algebraica de estas ecuaciones químicas dadas, calcularemos la entalpía pedida aplicando la ley de Hess. Operamos con las ecuaciones (a) y (b) para obtener la ecuación buscada:



El algoritmo buscado en  $-(a) + (b)$

- Teniendo en cuenta este algoritmo, calculamos la variación de entalpía de la reacción pedida:

$$\Delta H_f^\circ = -\Delta H_a + \Delta H_b$$

$$\Delta H_f^\circ = -(-130,3) + (-83,6) = 46,7 \text{ kcal}$$

- Pasamos la variación de entalpía a kilojulios:

$$\Delta H_f = 46,7 \text{ kcal} \cdot \frac{4,18 \text{ kJ}}{1 \text{ kcal}} = 195 \text{ kJ}$$

**20. Datos:**

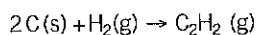
$$\Delta H_f^\circ[\text{C(s)}] = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ[\text{H}_2(\text{g})] = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

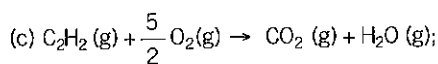
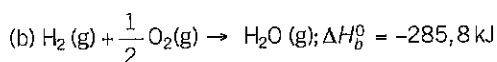
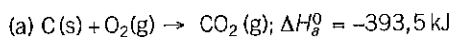
$$\Delta H_f^\circ[\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})] = -1300 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Incógnitas:  $\Delta H_f^\circ[\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})]$

- Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente a la reacción de formación del etino a partir de sus elementos en estado estándar:

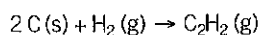
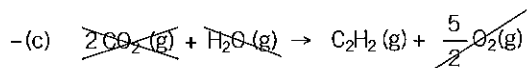
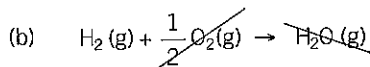
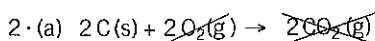


- Escribimos ecuaciones termoquímicas que corresponden a los datos del problema, ajustándolas para la combustión de un mol de sustancia:



$$\Delta H_f^\circ = -1300 \text{ kJ}$$

- Dado que la ecuación química de formación estándar del etino se puede expresar como suma algebraica de las reacciones anteriores, calcularemos la entalpía pedida aplicando la ley de Hess. Operamos con las ecuaciones (a), (b) y (c) para obtener la ecuación buscada:



El algoritmo buscado en  $2 \cdot (a) + (b) - (c)$

- Teniendo en cuenta este algoritmo, calculamos la variación de entalpía de la reacción pedida:

$$\Delta H_f^\circ = 2 \cdot \Delta H_a^\circ + \Delta H_b^\circ - \Delta H_c^\circ$$

$$\Delta H_f^\circ = 2 \cdot (-393,5) + (-285,8) - (-1300) = 227,2 \text{ kJ};$$

$$\Delta H_f^\circ[\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})] = 227,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La variación de entalpía de la reacción de formación estándar del etino es de  $227,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**21. Datos:**

$$\Delta H_f^\circ[\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})] = -526,3 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ[\text{CO}_2(\text{g})] = -94,03 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{g})] = -68,30 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ[\text{O}_2(\text{g})] = 0 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$$

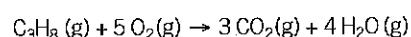
Rendimiento = 80 %

$$m[\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})] = 1 \text{ kg}$$

$$\Delta H_f^\circ[\text{C(s)}] = 5 \text{ kcal} \cdot \text{g}^{-1}$$

Incógnitas: a)  $\Delta H_f^\circ[\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})]$   $\Delta H_f^\circ$ ; b)  $m(\text{C})$

- a) — Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente a la combustión del propano:



- Calculamos la entalpía estándar de formación del propano aplicando la expresión siguiente:

$$\Delta H_f^\circ = \sum n \cdot \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \sum n \cdot \Delta H_f^\circ(\text{reactivos})$$

$$\Delta H_f^\circ = 3 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{CO}_2(\text{g})] + 4 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{g})] -$$

$$- \Delta H_f^\circ[\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})] - 5 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{O}_2(\text{g})];$$

$$-526,3 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1} = 3 \cdot (-94,03) + 4 \cdot$$

$$\cdot (-68,30) - \Delta H_f^\circ[\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})] - 5 \cdot (0);$$

$$\Delta H_f^\circ[\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})] = -28,99 \text{ kcal} = -121,2 \text{ kJ}$$

- Como la ecuación anterior está referida a un mol de propano, tenemos:

$$\Delta H_f^\circ[\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})] = -121,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La entalpía de formación del propano tiene un valor de  $-121,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

- b) — Hallamos la energía que se produce en la combustión de 1 kg de propano:

$$M_r(\text{C}_3\text{H}_8): 3 \cdot 12,01 + 8 \cdot 1,01 = 44,11$$

$$M(\text{C}_3\text{H}_8): 44,11 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ = 1,0 \text{ kg C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{1000 \text{ g C}_3\text{H}_8}{1 \text{ kg C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{44,11 \text{ g C}_3\text{H}_8}$$

$$\cdot \frac{-526,3 \text{ kcal}}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} = -1,2 \cdot 10^4 \text{ kcal}$$

- Calculamos la masa de carbono que habría que quemar suponiendo un rendimiento del 80 % para producir la misma energía que la generada en la combustión de 1 kg de propano:

$$m(\text{C}) = 1,2 \cdot 10^4 \text{ kcal obtenido} \cdot \frac{100 \text{ kcal teórico}}{80 \text{ kcal obtenido}}$$

$$\cdot \frac{1 \text{ g C necesario}}{5 \text{ kcal teórico}} = 3 \cdot 10^3 \text{ g C necesarios}$$

$$m(\text{C}) = 3 \text{ kg C necesarios}$$

Se necesitan 3 kg de carbono para producir la misma energía que la generada al quemar 1 kg de propano con un rendimiento del 80 %.

22. Datos:

$$\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{g})] = -241,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ[\text{CO}_2(\text{g})] = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

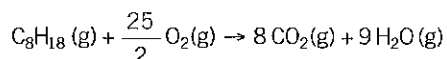
$$\Delta H_f^\circ[\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})] = -250 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ[\text{O}_2(\text{g})] = 0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$d[\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})] = 800 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

Incógnitas: a)  $\Delta H_f^\circ$ ; b)  $Q$  ( $\text{kJ} \cdot \text{km}^{-1}$ )

a) — Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente:



— Calculamos la entalpía estándar de combustión del octano líquido aplicando la expresión:

$$\Delta H_f^\circ = \sum n \cdot \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \sum n \cdot \Delta H_f^\circ(\text{reactivos})$$

$$\Delta H_f^\circ = 9 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}] + 8 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{CO}_2] -$$

$$\Delta H_f^\circ[\text{C}_8\text{H}_{18}] - \frac{25}{2} \cdot \Delta H_f^\circ[\text{O}_2];$$

$$\Delta H_f^\circ = 9 \cdot (-241,8) + 8 \cdot (-393,5) - (-250) - \frac{25}{2} \cdot (0) = -5074 \text{ kJ}$$

b) Calculamos la energía que necesita el automóvil por kilómetro recorrido, teniendo en cuenta el consumo indicado y el valor de la variación de entalpía obtenido en el apartado anterior:

$$M_r(\text{C}_8\text{H}_{18}) : 8 \cdot 12,01 + 18 \cdot 1,01 = 114,26$$

$$M(\text{C}_8\text{H}_{18}) : 114,26 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$Q = 1,0 \text{ km} \cdot \frac{5,0 \text{ g C}_8\text{H}_{18}}{100 \text{ km}} \cdot \frac{800 \text{ g C}_8\text{H}_{18}}{1 \text{ g C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{114,26 \text{ g C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{-5074 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} = -1,8 \cdot 10^3 \text{ kJ}$$

El automóvil necesita  $1,8 \cdot 10^3 \text{ kJ} \cdot \text{km}^{-1}$  que recorre.

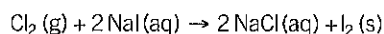
23. Datos:

$$\Delta H_f^\circ = -223,6 \text{ kJ}; \Delta H_f^\circ[\text{NaCl}(\text{aq})] = -407,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ[\text{Cl}_2(\text{g})] = 0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}; \Delta H_f^\circ[\text{I}_2(\text{s})] = 0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Incógnitas:  $\Delta H_f^\circ[\text{NaI}(\text{aq})]$

— Escribimos la ecuación química ajustada:



— Calculamos la entalpía estándar de formación del NaI(aq) aplicando la expresión:

$$\Delta H_f^\circ = \sum n \cdot \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \sum n \cdot \Delta H_f^\circ(\text{reactivos})$$

$$\Delta H_f^\circ = 2 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{NaCl}(\text{aq})] + 2 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{I}_2(\text{s})] -$$

$$- \Delta H_f^\circ[\text{Cl}_2(\text{g})] - 2 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{NaI}(\text{aq})];$$

$$-223,6 = 2 \cdot (-407,1) + 2 \cdot (0) - (0) - 2 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{NaI}(\text{aq})]$$

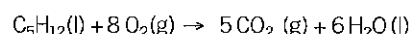
$$\Delta H_f^\circ[\text{NaI}(\text{aq})] = -295,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La entalpía estándar de formación del NaI(aq) tiene un valor de  $-295,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

24. Datos:  $m(\text{C}_5\text{H}_{12}) = 10,0 \text{ g}$ ;  $\Delta H^\circ = -398 \text{ kJ}$

Incógnitas: a)  $\Delta H_f^\circ$ ; b)  $\Delta H_f^\circ[\text{C}_5\text{H}_{12}(\text{l})]$

a) — Escribimos la ecuación química de combustión del pentano líquido:



— Calculamos la variación de entalpía correspondiente a la combustión de un mol de sustancia:

$$M_r(\text{C}_5\text{H}_{12}) : 5 \cdot 12,01 + 12 \cdot 1,01 = 72,17$$

$$M(\text{C}_5\text{H}_{12}) : 72,17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ = \frac{-398,0 \text{ kJ}}{10,00 \text{ g C}_5\text{H}_{12}} \cdot \frac{72,17 \text{ g C}_5\text{H}_{12}}{1 \text{ mol C}_5\text{H}_{12}}$$

$$\Delta H_f^\circ = -2872 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

b) Datos:

$$\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{g})] = -241,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ[\text{CO}_2(\text{g})] = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ[\text{O}_2(\text{g})] = 0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— Calculamos la entalpía estándar de formación del pentano líquido aplicando la expresión:

$$\Delta H_f^\circ = \sum n \cdot \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \sum n \cdot \Delta H_f^\circ(\text{reactivos})$$

$$\Delta H_f^\circ = 6 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}] + 5 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{CO}_2] -$$

$$\Delta H_f^\circ[\text{C}_5\text{H}_{12}] - 8 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{O}_2];$$

$$\Delta H_f^\circ = 6 \cdot (-241,8) + 5 \cdot (-393,5) - \Delta H_f^\circ[\text{C}_5\text{H}_{12}] - 8 \cdot (0) = -2872 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_f^\circ[\text{C}_5\text{H}_{12}] = -547 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La entalpía estándar de formación del pentano líquido tiene un valor de  $-547 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

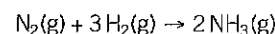
25. Datos:

$$\Delta H^\circ[\text{H} - \text{H}] = 436,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}; \Delta H^\circ[\text{N} - \text{H}] = 389 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1};$$

$$\Delta H^\circ[\text{N} \equiv \text{N}] = 945 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Incógnitas:  $\Delta H_f^\circ[\text{NH}_3(\text{g})]$

— Escribimos la ecuación química ajustada:



— Determinamos la entalpía estándar de reacción mediante la siguiente expresión:

$$\Delta H_f^\circ = \sum n \cdot \Delta H_{\text{enlaces rotos}}^\circ - \sum n \cdot \Delta H_{\text{enlaces formados}}^\circ$$

$$\Delta H_f^\circ = 1 \cdot \Delta H[\text{N} \equiv \text{N}] + 3 \cdot \Delta H[\text{H} - \text{H}] - 6 \cdot \Delta H^\circ[\text{N} - \text{H}];$$

$$\Delta H_f^\circ = 1 \text{ mol} \cdot 945 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 3 \text{ mol} \cdot 436,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - 6 \text{ mol} \cdot 389 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -80 \text{ kJ}$$

— La variación de entalpía de formación del amoníaco será:

$$\Delta H_f^\circ[\text{NH}_3(\text{g})] = \frac{\Delta H_f^\circ}{2 \text{ mol NH}_3(\text{g})} = \frac{-80 \text{ kJ}}{2 \text{ mol NH}_3(\text{g})}$$

$$\Delta H_f^\circ[\text{NH}_3(\text{g})] = -40 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— No podríamos calcular la entalpía de formación del amoníaco en estado líquido con los datos que facilita el problema, ya que deberíamos tener en cuenta la entalpía de vaporización. (Las entalpías de enlace están referidas a las sustancias en estado gaseoso).

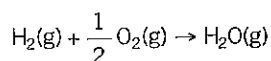
**26. Datos:**

$$\Delta H[\text{H} - \text{H}] = 436,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}; \Delta H[\text{O} = \text{O}] = 498,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1};$$

$$\Delta H[\text{O} - \text{H}] = 460,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Incógnitas:  $\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{g})]$

— Escribimos la ecuación química ajustada:



— Determinamos la entalpía estándar de reacción mediante la siguiente expresión:

$$\Delta H_f^\circ = \sum n \cdot \Delta H_{\text{enlaces rotos}}^\circ - \sum n \cdot \Delta H_{\text{enlaces formados}}^\circ$$

$$\Delta H_f^\circ = 1 \cdot \Delta H[\text{H} - \text{H}] + \frac{1}{2} \cdot \Delta H[\text{O} = \text{O}] - 2 \cdot \Delta H^\circ[\text{O} - \text{H}];$$

$$\Delta H_f^\circ = 1 \text{ mol} \cdot 436,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + \frac{1}{2} \text{ mol} \cdot 498,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - 2 \text{ mol} \cdot 460,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -234,2 \text{ kJ}$$

— La variación de entalpía de formación del agua será:

$$\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{g})] = \frac{\Delta H_f^\circ}{1 \text{ mol H}_2\text{O}(\text{g})} = \frac{-234,2 \text{ kJ}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

$$\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{g})] = -234,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— Comparamos el valor obtenido con el que aparece en la tabla de entalpías estándar de formación del apartado 1.2 de la unidad.

El valor de la entalpía de formación del agua tabulado es de  $-285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , mientras que nosotros hemos obtenido  $-234,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Esta diferencia se debe a que las entalpías de enlace que nos ofrece el problema como datos son valores promedio.

**27. Respuesta sugerida:**

El método científico es un método de investigación utilizado para explicar fenómenos observables, establecer relaciones entre hechos o enunciar leyes. Se basa en la observación y la experimentación.

Lo aplicaremos para investigar la reacción de fotosíntesis de las plantas:

**1.º Observación**

Observamos que las hojas de las plantas son de color verde y que las plantas crecen cuando están expuestas a la luz solar.

**2.º Formulación de hipótesis**

— Hipótesis 1. Las plantas realizan el proceso químico de fotosíntesis.

— Hipótesis 2. Las hojas de las plantas son de color verde porque contienen un pigmento llamado *clorofila*.

**3.º Experimentación**

— Probamos las hipótesis anteriores realizando dos experimentos:

1.º Ponemos alcohol en un frasco de vidrio e introducimos hojas de color verde. Calentamos la mezcla.

Observamos que, tras hervir, el alcohol se ha vuelto de color verde, hecho que se debe a la clorofila (pigmento verde) que poseen todos los vegetales verdes. Hemos comprobado, además, que la clorofila es soluble en alcohol. La clorofila es indispensable para realizar la reacción de fotosíntesis, ya que absorbe todas las longitudes de onda del espectro visible, excepto las del color verde, que corresponde con las radiaciones del espectro visible que no absorbe la clorofila.

2.º Mantenemos una planta en ausencia de luz durante unos días.

Observamos que las nuevas hojas no son de color verde, pero que se tornan verdes en cuanto se exponen a la luz solar y realizan la fotosíntesis.

**4.º Conclusiones**

— Tanto la hipótesis 1 como la 2 son ciertas, ya que las hojas de los vegetales son verdes por la presencia de un pigmento de este color llamado *clorofila*, indispensable para realizar la fotosíntesis.

Mediante la fotosíntesis, las plantas aprovechan la luz solar a fin de producir energía química para su crecimiento. Se trata de un proceso natural beneficioso para el medio ambiente, ya que convierte el dióxido de carbono del aire en carbohidratos y otros compuestos de carbono, y libera oxígeno a la atmósfera.

**28. Interpretaremos la figura aplicando esta rutina de pensamiento. Para ello, nos formularemos las siguientes preguntas, a las que iremos dando una respuesta:**

— ¿Qué ves?

— ¿Qué piensas sobre esto?

— ¿Qué te hace preguntarte?

Respuesta sugerida:

— Veo un coche eléctrico cargando su batería en un punto de recarga.

— Pienso que este coche funciona con electricidad y no contamina el medio ambiente. Pienso también que los coches eléctricos son una buena alternativa a los coches tradicionales, que funcionan con gasolina o gasóleo (combustibles fósiles).

— *Me pregunto* cuánto tiempo durará la batería, la velocidad que puede llegar a alcanzar y su coste.

El intercambio de energía que sugiere la fotografía consiste en una transformación de energía eléctrica en energía mecánica.

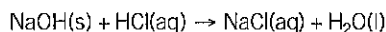
Iremos anotando las respuestas de los alumnos en la pizarra para tener una reflexión común sobre el tema. De esta forma, analizaremos conjuntamente las ventajas y los inconvenientes que hayan ido surgiendo sobre esta tecnología.

### 29. Respuesta sugerida:

Accedemos al vídeo y lo visionamos. Después, respondemos a las preguntas propuestas:

- a) Los objetivos de la práctica son los siguientes:
- Calcular la capacidad calorífica del calorímetro.
  - Determinar el calor de disolución del NaOH.
  - Determinar el calor de neutralización entre una disolución de NaOH y otra de HCl.
  - Determinar el calor de neutralización del NaOH sólido con una disolución de HCl.
  - Comprobar si se cumple la ley de Hess.

b) Tienen lugar las siguientes reacciones químicas:



c) Elaboramos una lista con el material utilizado:

Vasos de precipitados, probeta, pipeta, calorímetro, soporte metálico, resistencia, termómetro, espátula y balanza.

En el vídeo aparecen las etiquetas con los pasos seguidos durante el procedimiento experimental.

- d) Podemos concluir que se cumple la ley de Hess.  
e) Por parejas, redactamos un informe de la práctica en Word que contenga los siguientes apartados:

*Objetivos*

*Material*

*Procedimiento*

*Conclusiones*

### 30. Respuesta sugerida:

Un caso particular de las reacciones exotérmicas son las explosivas. El fundamento químico de muchas bombas y explosivos consiste en el uso de reacciones exotérmicas muy rápidas.

En muchos casos, se fabrican con derivados del nitrógeno. Se trata de dispositivos muy inestables y que puede estallar con gran facilidad en las condiciones adecuadas. Dan lugar a gran cantidad de productos gaseosos, que son los que producen la onda de choque destructiva.

Debemos utilizar el conocimiento científico para mejorar nuestra calidad de vida, pero nunca con fines bélicos o con el objetivo de perjudicar a la sociedad.

Por ejemplo, conocer la cinética y la energía que intervienen en las reacciones químicas nos ha permitido desarrollar tecnologías para combatir el frío o sintetizar nuevos medicamentos. Sin embargo, un mal uso de este conoci-

miento también nos puede conducir a provocar guerras y accidentes.

Hemos de ser conscientes de la importancia de la paz en la sociedad.

- a) Accedemos a la biografía y descubrimientos de Alfred Bernhard Nobel en Internet. Sugerimos los siguientes enlaces:

[http://es.wikipedia.org/wiki/Alfred\\_Nobel](http://es.wikipedia.org/wiki/Alfred_Nobel)

[http://www.ecured.cu/index.php/Alfred\\_Bernhard\\_Nobel](http://www.ecured.cu/index.php/Alfred_Bernhard_Nobel)

Alfred Bernhard Nobel fue un químico e ingeniero sueco, que nos dejó más de 350 patentes en inventos. Entre ellos, destaca la invención de la dinamita.

Los premios Nobel se instituyeron en 1895 como último deseo de Alfred Bernhard Nobel. Se entregaron por primera vez en 1901.

- b) Nos informamos sobre el tema y, después, bajo la moderación del profesor o profesora, organizamos un debate en clase. Citamos ejemplos de buen uso y de mal uso de este tipo de reacciones químicas.

## 2 ESPONTANEIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Pág. 155

31. Desde un punto de vista termodinámico, un proceso espontáneo es aquel que transcurre sin un aporte de energía externo. Es decir, evoluciona en el tiempo liberando energía (normalmente mediante calor) hasta alcanzar un estado energético más estable.

- a) Espontáneo.  
b) No espontáneo. Para que el agua solidifique a presión atmosférica, la temperatura debe ser igual o inferior a 0 °C.  
c) No espontáneo. Se trata de una reacción química que necesita un aporte de energía para que transcurra.  
d) Espontáneo.

32. Para predecir la variación de entropía de una reacción química, tenemos en cuenta el orden molecular y el estado físico de las sustancias que intervienen.

- a) En este proceso, un mol de hidrógeno gaseoso reacciona con un mol de bromo gaseoso para formar dos moles de bromuro de hidrógeno, también en estado gaseoso.

Todas las sustancias están en estado gaseoso, así que el sistema presenta mucho desorden molecular. Sin embargo, al calcular la variación de la cantidad de sustancia (moles) entre reactivos y productos, el resultado es cero:

$$\Delta n = (2 - 2) \text{ mol} = 0 \text{ mol} = 0$$

Por tanto, prácticamente no hay variación de entropía:  $\Delta S = 0$ .

(Como siempre existe cierta variación de entropía, en este caso podemos pensar que disminuye, ya que el sistema formado por elementos tiene mayor grado de libertad que cuando está formado por el compuesto. En el primer caso, los átomos de cada elemento son independientes de los del otro elemento, pero, después del proceso, son dependientes entre sí).

- b) Dos moles de sustancias en estado gaseoso (un mol de eteno y un mol de hidrógeno) se unen para dar lugar a un



único mol de otra sustancia en estado gaseoso (un mol de etano).

Dado que todas las sustancias están en estado gaseoso, al calcular la variación de la cantidad de sustancia entre reactivos y productos, obtenemos:

$$\Delta n = (1 - 2) \text{ mol} = -1 \text{ mol} < 0$$

Como la variación es negativa, el desorden del sistema disminuye y tenemos que  $\Delta S < 0$ .

- c) Un mol de sustancia en estado líquido se combina con un mol de sustancia en estado gaseoso para dar un mol de una nueva sustancia en estado sólido. Observamos que, en los reactivos, las sustancias se encuentran en estados más desordenados (líquido y gaseoso) que en productos (sólido). Por tanto, predecimos una disminución de entropía:  $\Delta S < 0$ .
- d) En reactivos, una sustancia está en estado líquido y la otra en estado gaseoso, mientras que, en los productos, las dos sustancias se presentan en estado gaseoso. Así tendrá lugar un aumento del desorden molecular y, por tanto, un aumento de la entropía del sistema:  $\Delta S > 0$ .

### 33. Datos:

$$S^{\circ}[\text{SiO}_2(\text{s})] = 46,9 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

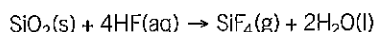
$$S^{\circ}[\text{HF}(\text{aq})] = 88,7 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$S^{\circ}[\text{SiF}_4(\text{g})] = 282,1 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$S^{\circ}[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = 69,9 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

Incógnitas:  $\Delta S^{\circ}$

— Escribimos la ecuación química ajustada:



— Determinamos la entropía estándar de reacción mediante la siguiente expresión:

$$\Delta S^{\circ} = \sum n \cdot S^{\circ}(\text{productos}) - \sum n \cdot S^{\circ}(\text{reactivos})$$

$$\Delta S^{\circ} = 1 \cdot S^{\circ}[\text{SiF}_4(\text{g})] + 2 \cdot S^{\circ}[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] -$$

$$- 1 \cdot S^{\circ}[\text{SiO}_2(\text{s})] - 4 \cdot S^{\circ}[\text{HF}(\text{aq})]$$

$$\Delta S^{\circ} = 1 \text{ mol} \cdot 282,1 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} +$$

$$+ 2 \cdot \text{mol} \cdot 69,9 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} -$$

$$- 1 \cdot \text{mol} \cdot 46,9 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} -$$

$$- 4 \cdot \text{mol} \cdot 88,7 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\Delta S^{\circ} = 20,2 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

Se produce un aumento de entropía de  $20,2 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$ .

34. a) Falso. La espontaneidad de una reacción química depende tanto de la variación de entalpía como de la variación de entropía y de la temperatura.
- b) Falso. En toda reacción química espontánea la variación de energía libre de Gibbs es positiva. La variación de entropía puede tener signo negativo o positivo, según el caso.
- c) Verdadero. El sistema pasa de un estado más ordenado (líquido) a otro más caótico (gaseoso).

35. a) Para que un proceso sea espontáneo, la variación de energía libre de Gibbs debe ser negativa:  $\Delta G < 0$ .

Escribimos la expresión matemática de la energía libre de Gibbs:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

Como sabemos que en esta reacción química:

$$\Delta G < 0 \text{ y } \Delta S > 0$$

Podemos deducir fácilmente lo siguiente, fijándonos en la fórmula anterior:

- Si  $\Delta H < 0 \rightarrow \Delta G < 0 \rightarrow$  Espontáneo.
- Si  $\Delta H > 0 \rightarrow$  El signo de  $\Delta G$  depende de la temperatura:
  - Si  $|\Delta H| > |T \cdot \Delta S| \rightarrow \Delta G > 0 \rightarrow$  No espontáneo.
  - Si  $|\Delta H| < |T \cdot \Delta S| \rightarrow \Delta G < 0 \rightarrow$  Espontáneo.

Por tanto, no podemos deducir que la variación de entalpía de la reacción sea negativa.

- b) Sí puede ser espontánea una reacción endotérmica. En toda reacción endotérmica se cumple que  $\Delta H > 0$ . A fin de que la reacción sea espontánea debe cumplirse, además, que la variación de la energía libre de Gibbs sea negativa:  $\Delta G < 0$ .

Nos fijamos en la expresión matemática de la energía libre de Gibbs:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

Así, una reacción endotérmica será espontánea si  $\Delta S > 0$  y, además, se cumple que:

$$|\Delta H| < |T \cdot \Delta S| \rightarrow \Delta G < 0$$

### 36. Datos:

$$\Delta G^{\circ}[\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})] = 209,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

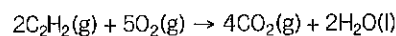
$$\Delta G^{\circ}[\text{O}_2(\text{g})] = 0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta G^{\circ}[\text{CO}_2(\text{g})] = -394,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta G^{\circ}[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = -237,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Incógnitas:  $\Delta G^{\circ}$

— Escribimos la ecuación química ajustada:



— Determinamos la entropía estándar de reacción mediante la siguiente expresión:

$$\Delta G^{\circ} = \sum n \cdot \Delta G^{\circ}(\text{productos}) - \sum n \cdot \Delta G^{\circ}(\text{reactivos})$$

$$\Delta G^{\circ} = 4 \cdot \Delta G^{\circ}[\text{CO}_2(\text{g})] + 2 \cdot \Delta G^{\circ}[\text{H}_2\text{O}(\text{l})] -$$

$$- 2 \cdot \Delta G^{\circ}[\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})] - 5 \cdot \Delta G^{\circ}[\text{O}_2(\text{g})]$$

$$4 \text{ mol} \cdot (-394,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) + 2 \text{ mol} \cdot (-237,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) -$$

$$- 2 \text{ mol} \cdot (209,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) - 5 \text{ mol} \cdot (0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$$

$$\Delta G^{\circ} = -2470,4 \text{ kJ}$$

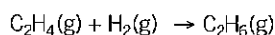
Se produce una disminución de energía libre de Gibbs de  $2470,4 \text{ kJ}$ . Como  $\Delta G^{\circ} < 0$ ; la reacción es espontánea.

37. Datos:

	$\Delta H_f^\circ (\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$	$S^\circ (\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1})$
$\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$	52,3	209,0
$\text{H}_2(\text{g})$	0	130,6
$\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$	-84,9	229,0

Incógnitas:  $\Delta H_f^\circ$ ;  $\Delta S_f^\circ$

— Escribimos la ecuación química ajustada:



— Calculamos la variación de entalpía estándar de reacción a partir de las entalpías estándar de formación:

$$\Delta H_f^\circ = \sum n \cdot \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \sum n \cdot \Delta H_f^\circ(\text{reactivos})$$

$$\Delta H_f^\circ = 1 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})] - 1 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})] -$$

$$-1 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{O}_2(\text{g})];$$

$$\Delta H_f^\circ = 1 \text{ mol} \cdot (-84,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) -$$

$$-1 \text{ mol} \cdot (52,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1})$$

$$-1 \text{ mol} \cdot (0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1});$$

$$\Delta H_f^\circ = -137,2 \text{ kJ}$$

— Determinamos la variación de entropía estándar de reacción mediante la siguiente expresión:

$$\Delta S_f^\circ = \sum n \cdot S^\circ(\text{productos}) - \sum n \cdot S^\circ(\text{reactivos})$$

$$\Delta S_f^\circ = 1 \cdot S^\circ[\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})] - 1 \cdot S^\circ[\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})] -$$

$$-1 \cdot S^\circ[\text{H}_2(\text{g})];$$

$$\Delta S_f^\circ = 1 \text{ mol} \cdot 229,0 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} -$$

$$-1 \cdot \text{mol} \cdot 209,0 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} -$$

$$-1 \cdot \text{mol} \cdot 130,6 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1};$$

$$\Delta S_f^\circ = -110,6 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

— Para evaluar la espontaneidad de la reacción, hallamos la variación de la energía libre de Gibbs estándar:

$$\Delta G_f^\circ = \Delta H_f^\circ - T \cdot \Delta S_f^\circ$$

$$\Delta G_f^\circ = -137,2 \text{ kJ} - 298 \text{ K} \cdot (-0,1106 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1})$$

$$\Delta G_f^\circ = -104,2 < 0$$

Como tiene lugar una disminución de la energía libre de Gibbs estándar, la reacción es espontánea.

38. Analizamos la figura y razonamos si las afirmaciones son verdaderas o falsas.

a) Extraemos de la gráfica los datos correspondientes a  $T = 500 \text{ K}$ :

$$T \cdot \Delta S = 70 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = 30 \text{ kJ}$$

Calculamos el incremento de energía libre de Gibbs:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

$$\Delta G = 30 \text{ kJ} - 70 \text{ kJ} = -40 \text{ kJ} < 0$$

Por tanto, la afirmación es verdadera: a  $500 \text{ K}$ , la reacción es espontánea.

b) Extraemos de la gráfica los datos correspondientes a  $T = 200 \text{ K}$ :

$$T \cdot \Delta S = 30 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = 80 \text{ kJ}$$

Calculamos el incremento de energía libre de Gibbs:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

$$\Delta G = 80 \text{ kJ} - 30 \text{ kJ} = 50 \text{ kJ} > 0$$

Por tanto, la afirmación es falsa: a  $200 \text{ K}$  la reacción no es espontánea.

c) Observamos en la gráfica que  $T = 400 \text{ K}$  se corresponde con la temperatura de equilibrio. Evaluamos entonces el signo de  $\Delta G$  a temperaturas mayores y menores que  $400 \text{ K}$ :

$$T > 400 \text{ K} \rightarrow \Delta G < 0 \rightarrow \text{Reacción espontánea.}$$

$$T < 400 \text{ K} \rightarrow \Delta G > 0 \rightarrow \text{Reacción no espontánea.}$$

Así, a  $T < 400 \text{ K}$  la reacción  $A \rightarrow B$  no tiende a producirse. Por tanto, el compuesto A es más estable que el B a esa temperatura, y la afirmación es verdadera.

d) Verdadero. A  $400 \text{ K}$  el sistema está en equilibrio y el incremento de energía libre de Gibbs a esa temperatura es cero:  $\Delta G = 0$ :

$$T \cdot \Delta S = 50 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = 50 \text{ kJ}$$

Calculamos el incremento de energía libre de Gibbs:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

$$\Delta G = 50 \text{ kJ} - 50 \text{ kJ} = 0$$

e) Extraemos de la gráfica el dato de incremento de entalpía correspondiente a  $T = 600 \text{ K}$ :

$$\Delta H = 10 \text{ kJ} > 0 \rightarrow \text{Reacción endotérmica.}$$

Por tanto, la afirmación es falsa.

39. Datos:

$$\Delta H^\circ = 30,6 \text{ kJ}; \Delta S^\circ = 66,04 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} = 6,604 \cdot 10^{-2} \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1};$$

$$T = 298 \text{ K}$$

Incógnitas: a)  $\Delta G^\circ$ ; b)  $T_{\text{espontánea}}$

a) Calculamos la variación de energía libre de Gibbs a  $298 \text{ K}$ :

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ$$

$$\Delta G^\circ = 30,6 \text{ kJ} - 298 \text{ K} \cdot 6,604 \cdot 10^{-2} \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$\Delta G^\circ = 10,92 \text{ kJ}$$

Como  $\Delta G^\circ > 0$ , la reacción no es espontánea.

b) — Determinamos partir de qué temperatura será espontánea. Para ello, hallamos la temperatura de equilibrio igualando  $\Delta G^\circ$  a cero en la ecuación de Gibbs:

$$0 = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ;$$

$$T = \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ} = \frac{30,6 \text{ kJ}}{6,604 \cdot 10^{-2} \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1}} = 463,4 \text{ K}$$

— Estudiamos el signo de  $\Delta G$  en cada intervalo de temperaturas (inferiores a 463,4 K y superiores a 463,4 K). Para ello, podemos emplear cualquier temperatura representativa de cada intervalo (p. ej., 300 K, como temperatura inferior a 463,4 K, y 1000 K, como temperatura superior a 463,4 K):

$$T = 300 \text{ K};$$

$$\Delta G = 30,6 \text{ kJ} - 300 \text{ K} \cdot 6,604 \cdot 10^{-2} \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} = 10,8 \text{ kJ} > 0$$

$$T = 1000 \text{ K};$$

$$\Delta G = 30,6 \text{ kJ} - 1000 \text{ K} \cdot 6,604 \cdot 10^{-2} \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} = -35,4 \text{ kJ} < 0$$

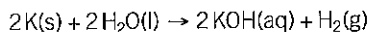
La reacción será espontánea cuando la temperatura sea superior a 463,4 K (190,4 °C).

**40. Respuesta sugerida:**

Accedemos al enlace web y visionamos el vídeo. Después, respondemos a las preguntas propuestas.

- a) Tiene lugar una reacción química entre el potasio y el agua.
- b) Los reactivos son el potasio y el agua. Los productos hidróxido de potasio e hidrógeno gaseoso.

La ecuación química que representa la reacción es la siguiente:



- c) La variación de entalpía de la reacción tendrá signo negativo,  $\Delta H < 0$ , ya que se trata de una reacción exotérmica. Podemos observar cómo se producen llamas y cómo se desprende el hidrógeno gaseoso.
- d) Sí, el proceso es espontáneo porque no requiere un aporte de energía u otro agente externo.
- e) Hacemos una puesta en común de las respuestas de los alumnos en clase. Comprobamos si todos han llegado a las mismas conclusiones.

**3 USOS Y EFECTOS DE LAS REACCIONES DE COMBUSTIÓN** Pág. 156

**41.** Las reacciones de combustión tienen múltiples aplicaciones en nuestra vida cotidiana. Por ejemplo:

- Calderas de calefacción.
- Cocinas.
- Hornos.
- Motores de los vehículos.
- Obtención de energía eléctrica en centrales termoeléctricas.

A continuación, buscamos información en Internet sobre los efectos medioambientales de las reacciones de combustión.

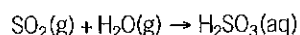
Comprobaremos cómo los gases desprendidos contribuyen al efecto invernadero y al calentamiento global.

**42. Datos:**

Combustible	Emisiones de SO <sub>2</sub> (Planta de 1000 MW, en kg · h <sup>-1</sup> )
Carbón	93000
Fuel	44000
Gas	2000

- a) El combustible que más contamina la atmósfera es el carbón, ya que es el que mayor cantidad de dióxido de azufre emite en la producción de la misma cantidad de energía (1000 MW).
- b) El dióxido de azufre, que procede de las emisiones de la industria y del transporte, reacciona con el vapor de agua de las nubes y origina ácidos que son arrastrados por la lluvia.

Así, el dióxido de azufre reacciona con el vapor de agua atmosférica y produce ácido sulfuroso, según la ecuación química siguiente:



Por tanto, el combustible que menos acidifica los suelos es el gas, pues, al producir menos dióxido de azufre, da lugar a menos cantidad de ácido en las aguas de lluvia.

Como hemos estudiado en la unidad 3, los óxidos de azufre constituyen uno de los contaminantes causantes de la lluvia ácida.

- c) Sí, en las centrales térmicas se genera dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) en el proceso de combustión. Es responsable del efecto invernadero.

El efecto invernadero consiste en el aumento de la temperatura media del planeta, como consecuencia de la acumulación de gases en la atmósfera emitidos cuando se queman combustibles fósiles.

- d) Esta medida se tomó para intentar reducir la contaminación atmosférica de las ciudades y núcleos urbanos, ya que el carbón es el combustible fósil más contaminante.

**43.** Accedemos en Internet al *applet* propuesto. A continuación, realizamos las actividades que se plantean.

- a) En el cuadro de texto *Consumption increase / year (%)* introducimos el porcentaje 1 %, y en el de *Number of years of simulation* escribimos 50. Pinchamos en *Calculate* y analizamos qué sucede con las reservas de petróleo (*oil*), gas natural (*natural gas*) y carbón (*coal*).

Vemos que solo quedarán reservas de carbón. El petróleo y el gas natural estarán agotados en 50 años, considerando solo un 1 % de incremento en la demanda.

- b) En el cuadro de texto *Consumption increase / year (%)* escribimos ahora el valor cero. Analizamos lo que sucede en 50 y 100 años, respectivamente.

Sin aumentar el ritmo de consumo, a los 50 años quedarán reservas de los tres combustibles. Sin embargo, tras 100 años solo quedarán reservas de carbón; el petróleo y el gas natural estarán agotados.

- c) Se plantea un escenario con el 100 % de aumento de la demanda energética en los próximos 20 años. Por tanto, cada año aumentará de media el 5 %.

Introducimos este valor en *Consumption increase / year (%)* del *applet*, escribimos 20 años en *Number of years of simulation* y pinchamos en *Calculate* para cada tipo de combustible.

Quedarán reservas de los tres combustibles a los 20 años, pero las de petróleo y gas natural habrán disminuido considerablemente.

#### 44. Respuesta sugerida:

En primer lugar, los alumnos deben organizarse de dos en dos para realizar la actividad:

- A continuación, deben elegir uno de los recursos web propuestos y acceder *online*.
- Pueden buscar información sobre el empleo de las reacciones de combustión en Internet. Se descargarán en el ordenador las imágenes y los vídeos que seleccionen. En el mural no debe aparecer texto.
- Sugerimos estructurar el mural en tres grandes secciones: sociedad, industria y medio ambiente, plasmando la información relativa a cada una de ellas de forma vistosa y resumida. Como no se puede utilizar texto, un icono o imagen será el título de cada sección.
- Una vez finalizado el mural, proponemos una puesta en común en clase, por turnos, utilizando la pizarra digital. De este modo, se logrará una visión global del tema y cada pareja podrá comparar su mural con el del resto de los compañeros.

#### 45. Seguiremos las instrucciones dadas para aplicar la rutina de pensamiento.

Respuesta sugerida:

Posibles puntos de vista que hay que adoptar: medioambiental, económico, social, tecnológico, etc.

Ejemplo:

- *Pienso en este tema desde el punto de vista medioambiental.*
- *Pienso que la energía nuclear es muy contaminante, y debemos sustituirla por energías limpias. También debemos sustituir los combustibles derivados del petróleo por biocombustibles.*
- *Una pregunta que tengo desde el punto de vista... es si se puede cubrir la demanda energética actual con energías de origen renovable.*

Vamos anotando en la pizarra las respuestas de cada grupo y, al finalizar, ponemos en común las diferentes perspectivas.

Cada grupo formulará las preguntas que le hayan ido surgiendo al explorar otros puntos de vista de otros grupos. Entre todos les damos respuesta e intentamos llegar a una conclusión conjunta.

## ► SÍNTESIS

Pág. 156

#### 46. Datos:



Fijándonos en la ecuación química anterior, damos respuesta a las cuestiones planteadas.

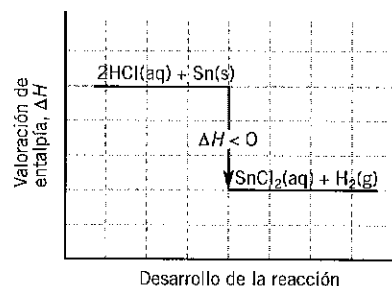
- a) Como en el transcurso de la reacción química tiene lugar un desprendimiento de energía en forma de energía térmica, la reacción es exotérmica.

La variación de entalpía se corresponde con el calor de reacción a presión constante:

$$\Delta H = Q_p$$

Como la reacción es exotérmica, el signo de la variación de entalpía es negativo:  $\Delta H < 0$ .

- b) Dibujamos un diagrama que represente la variación de entalpía de la reacción:



- c) Para predecir el signo de la variación de entropía, analizamos el orden molecular y el estado físico de las sustancias que intervienen.

Los reactivos están en estado sólido y líquido, respectivamente, mientras que uno de los productos se halla en estado gaseoso y el otro en estado líquido. Así, existe mayor orden molecular en reactivos que en productos.

Por tanto, se produce un desorden del sistema, con lo que la variación de entropía tiene signo positivo:  $\Delta S > 0$ .

- d) Para saber si la reacción es o no espontánea, debemos evaluar el signo de la variación de energía libre de Gibbs:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

Como  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S > 0 \rightarrow \Delta G < 0$ , la reacción es espontánea a cualquier temperatura.

#### 47. Datos:

$$\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{g})] = -241,82 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}_2(\text{g})] = -135,82 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$S^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{g})] = 188,83 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

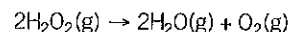
$$S^\circ[\text{H}_2\text{O}_2(\text{g})] = 335,67 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$S^\circ[\text{O}_2(\text{g})] = 205,14 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$T = 298 \text{ K}$$

Incógnitas: b)  $\Delta H_f^\circ$ ;  $\Delta S_f^\circ$

- a) Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente a la descomposición del peróxido de hidrógeno gaseoso, para dar agua y oxígeno, ambos en estado gaseoso:



- b) — Calculamos la variación de entalpía estándar de reacción a partir de las entalpías estándar de formación, aplicando la siguiente expresión:

$$\Delta H_r^\circ = \sum n \cdot \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \sum n \cdot \Delta H_f^\circ(\text{reactivos})$$

$$\begin{aligned} \Delta H_f^\circ &= 2 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{g})] + 1 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{O}_2(\text{g})] - \\ &- 2 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{H}_2\text{O}_2(\text{g})]; \\ \Delta H_f^\circ &= 2 \text{ mol} \cdot (-241,82 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) - \\ &+ 1 \text{ mol} \cdot (0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) - \\ &- 2 \text{ mol} \cdot (-135,82 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}); \\ \Delta H_f^\circ &= -212,00 \text{ kJ} \end{aligned}$$

— Determinamos la variación de entropía estándar de reacción a partir de las entropías molares estándar, aplicando la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta S_f^\circ &= \sum n \cdot S^\circ(\text{productos}) - \sum n \cdot S^\circ(\text{reactivos}) \\ \Delta S_f^\circ &= 2 \cdot S^\circ[\text{H}_2\text{O}(\text{g})] + 1 \cdot S^\circ[\text{O}_2(\text{g})] - \\ &- 2 \cdot S^\circ[\text{H}_2\text{O}_2(\text{g})]; \\ \Delta S_f^\circ &= 2 \text{ mol} \cdot 188,83 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} + \\ &+ 1 \cdot \text{mol} \cdot 205,14 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} - \\ &- 2 \cdot \text{mol} \cdot 335,67 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \\ \Delta S_f^\circ &= -88,54 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \end{aligned}$$

c) Para conocer si el peróxido de hidrógeno es o no estable a 298 K, calculamos la variación de energía libre de Gibbs y evaluamos su signo:

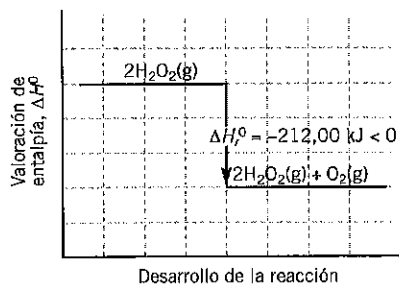
- Si  $\Delta G_f^\circ < 0$ , significa que el peróxido de hidrógeno se descompone espontáneamente en agua y oxígeno. Por tanto, no sería estable.
- Si  $\Delta G_f^\circ > 0$ , significa que el peróxido de hidrógeno no se descompone espontáneamente en agua y oxígeno. Por tanto, sería estable.

Hallamos entonces la variación de la energía libre de Gibbs estándar:

$$\begin{aligned} \Delta G_f^\circ &= \Delta H_f^\circ - T \cdot \Delta S_f^\circ \\ \Delta G_f^\circ &= -212,00 \text{ kJ} - 298 \text{ K} \cdot (-88,54 \cdot 10^{-2} \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1}) \\ \Delta G_f^\circ &= -185,62 < 0 \end{aligned}$$

Dado que tiene lugar una disminución de la energía libre de Gibbs estándar, la reacción es espontánea. Como consecuencia, el peróxido de hidrógeno es inestable a 298 K.

d) Representamos gráficamente la variación de entalpía de la reacción:



Como  $\Delta H_f^\circ = -212,00 \text{ kJ} < 0$ , la reacción es exotérmica y se acompaña de un desprendimiento de energía térmica.

48. Datos:

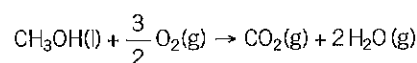
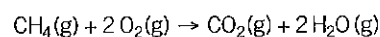
Incógnitas: rendimiento ( $\text{kJ} \cdot \text{g}^{-1}$ )

Hallamos la entalpía de combustión del metano y del metanol a partir de los datos de entalpía de enlace que extraemos de la tabla:

$$\begin{aligned} \Delta H[\text{C} - \text{H}] &= 414 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}; \quad \Delta H[\text{O} = \text{O}] = 498,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}; \\ \Delta H[\text{C} = \text{O}] &= 745 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}; \quad \Delta H[\text{O} - \text{H}] = 460 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}; \\ \Delta H[\text{C} - \text{O}] &= 351 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

Incógnitas: Rendimiento

— Escribimos las ecuaciones químicas ajustadas:



— Determinamos la entalpía estándar de cada reacción mediante la siguiente expresión:

$$\Delta H_f^\circ = \sum n \cdot \Delta H_{\text{enlaces rotos}}^\circ - \sum n \cdot \Delta H_{\text{enlaces formados}}^\circ$$

Así, para la combustión del metano obtenemos:

$$\begin{aligned} \Delta H_f^\circ(\text{metano}) &= 4 \cdot \Delta H[\text{C} - \text{H}] + 2 \cdot \Delta H[\text{O} = \text{O}] - \\ &- 2 \cdot \Delta H[\text{C} = \text{O}] - 4 \cdot \Delta H[\text{O} - \text{H}]; \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Delta H_f^\circ(\text{metano}) &= 4 \text{ mol} \cdot 414 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 2 \text{ mol} \cdot \\ &\cdot 498,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - 2 \text{ mol} \cdot 745 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - \\ &- 4 \text{ mol} \cdot 460 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{metano}) = -677 \text{ kJ}$$

Y para la combustión del metanol:

$$\Delta H_f^\circ(\text{metanol}) = \sum n \cdot \Delta H_{\text{enlaces rotos}}^\circ - \sum n \cdot \Delta H_{\text{enlaces formados}}^\circ$$

$$\begin{aligned} \Delta H_f^\circ &= 3 \cdot \Delta H[\text{C} - \text{H}] + 1 \cdot \Delta H[\text{C} - \text{O}] + 1 \cdot \Delta H[\text{O} - \text{H}] \\ &+ \frac{3}{2} \cdot \Delta H[\text{O} = \text{O}] - 2 \cdot \Delta H[\text{C} = \text{O}] - 4 \cdot \Delta H[\text{O} - \text{H}]; \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Delta H_f^\circ(\text{metanol}) &= 3 \text{ mol} \cdot 414 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 1 \text{ mol} \cdot \\ &\cdot 351 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + 1 \text{ mol} \cdot 460 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + \\ &+ \frac{3}{2} \text{ mol} \cdot 498,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - \end{aligned}$$

$$- 2 \text{ mol} \cdot 745 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - 4 \text{ mol} \cdot 460 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{metanol}) = -529 \text{ kJ}$$

Como las ecuaciones químicas están referidas a un mol de metano y un mol de metanol, tenemos:

$$\Delta H_f^\circ(\text{metano}) = -677 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{metanol}) = -529 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

— Hallamos la masa molar de cada combustible y calculamos el rendimiento, expresado en  $\text{kJ} \cdot \text{g}^{-1}$ :

$$M_r(\text{CH}_4) : 1 \cdot 12,01 + 4 \cdot 1,01 = 16,05;$$

$$M(\text{CH}_4) : 16,05 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_r(\text{CH}_3\text{OH}) : 1 \cdot 12,01 + 4 \cdot 1,01 + 1 \cdot 16,00 = 32,05;$$

$$M(\text{CH}_3\text{OH}) : 32,05 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

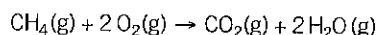
$$\text{Rendimiento}(\text{CH}_4) = \frac{-677 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{16,05 \text{ g}} = -42,2 \text{ kJ} \cdot \text{g}^{-1}$$

$$\begin{aligned} \text{Rendimiento}(\text{CH}_3\text{OH}) &= \frac{-529 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{32,05 \text{ g}} = \\ &= -16,5 \text{ kJ} \cdot \text{g}^{-1} \end{aligned}$$

Tiene mayor rendimiento el metano, ya que desprende más energía por cada grado quemado.

— Respuesta sugerida:

La reacción de combustión del metano tiene lugar según la ecuación química siguiente:



Como podemos observar, al quemar metano se genera dióxido de carbono, uno de los contaminantes gaseosos responsables del efecto invernadero. El efecto invernadero impide que el planeta emita radiación infrarroja al espacio exterior. En consecuencia, al haber menos pérdidas de energía, la energía total aumenta, por lo que la temperatura general también se incrementa.

Un efecto directo es la elevación del nivel del mar debido al deshielo de los casquetes polares. Observa la siguiente simulación:

[http://www.consumer.es/web/es/medio\\_ambiente/naturaleza/2004/08/26/140161.php](http://www.consumer.es/web/es/medio_ambiente/naturaleza/2004/08/26/140161.php)

— Respuesta sugerida:

Para investigar las aplicaciones y los procesos de extracción y producción del metano, proponemos consultar las siguientes páginas web:

<http://es.wikipedia.org/wiki/Metano>

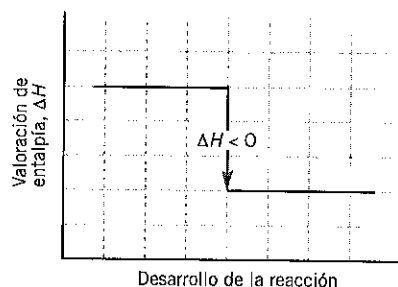
<http://www.ecured.cu/index.php/Metano>

Como hemos leído en la información anterior, sí se puede producir metano de forma alternativa sin recurrir al gas natural. Es el caso del biogás obtenido de residuos agrícolas, forestales o ganaderos.

### Evaluación (Pág. 158)

1. La opción correcta es la b).
2. La opción correcta es la b).

Representamos gráficamente la variación de entalpía de la reacción:



3. a) Verdadero.  
b) Falso, es negativo.  
c) Verdadero.

4. La afirmación es falsa.

La formación del enlace libera energía; la ruptura requiere energía. Se denomina *energía de enlace* a la energía necesaria para romper un mol de dichos enlaces, y se mide en  $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

5. a) Aunque todas las sustancias están en estado gaseoso, al calcular la variación de la cantidad de sustancia entre reactivos y productos, obtenemos:

$$\Delta n = (2 - 3) \text{ mol} = -1 \text{ mol} < 0$$

Como la variación es negativa, el desorden del sistema disminuye. Por tanto, la variación de entropía será negativa:  $\Delta S < 0$ .

b) Analizamos el estado físico de las sustancias: los reactivos se encuentran en estado sólido y gaseoso, mientras que el único producto de la reacción está en estado gaseoso. Así, existe mayor orden molecular en los reactivos, y el sistema evoluciona hacia un estado de mayor desorden. La variación de entropía será, por tanto, positiva:  $\Delta S > 0$ .

6. a) Verdadera.

El mercurio se encuentra en estado líquido en su estado estándar ( $10^5 \text{ Pa}$  y  $298 \text{ K}$ ), y a la entalpía de un elemento en dicho estado se le asigna por convenio el valor cero.

b) Verdadera.

La entropía de una sustancia cristalina perfecta es cero en el cero absoluto de temperatura,  $0 \text{ K}$ , que se corresponde justamente con  $-273,15 \text{ }^\circ\text{C}$ .

c) Falsa.

Todas las reacciones químicas en las que  $\Delta G < 0$  son espontáneas. Esto quiere decir que transcurren por sí mismas, sin necesidad de un agente externo como puede ser un aporte de energía. Por tanto, esta variable no tiene nada que ver con la velocidad de reacción.

7. Datos:

$$\Delta H_f^\circ[\text{CH}_4(\text{g})] = -74,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ[\text{CH}_3\text{Cl}(\text{l})] = -82,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ[\text{HCl}(\text{g})] = -92,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

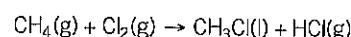
$$\Delta H[\text{C} - \text{H}] = 414 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}; \Delta H[\text{Cl} - \text{Cl}] = 243 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H[\text{C} - \text{Cl}] = 339 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}; \Delta H[\text{H} - \text{Cl}] = 432 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta S_f^\circ = 11,1 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

Incógnitas: a)  $\Delta H_f^\circ$ ; b)  $\Delta G_f^\circ$

a) — Escribimos y ajustamos la ecuación química correspondiente al proceso:



— Calculamos primero la variación de entalpía estándar de la reacción a partir de las entalpías de formación estándar:

$$\Delta H_r^\circ = \sum n \cdot \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \sum n \cdot \Delta H_f^\circ(\text{reactivos})$$

$$\begin{aligned} \Delta H_f^\circ &= 1 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{CH}_3\text{Cl}(\text{l})] + 1 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{HCl}(\text{g})] - \\ &- 1 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{CH}_4(\text{g})] - 1 \cdot \Delta H_f^\circ[\text{Cl}_2(\text{g})]; \\ \Delta H_f^\circ &= 1 \text{ mol} \cdot (-82,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) - \\ &+ 1 \text{ mol} \cdot (92,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) - \\ &- 1 \text{ mol} \cdot (-74,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) - \\ &- 1 \text{ mol} \cdot (0 \cdot \text{mol}^{-1}) \\ \Delta H_f^\circ &= -99,5 \text{ kJ} \end{aligned}$$

— Hallamos, a continuación, la variación de entalpía estándar de la reacción a partir de las entalpías de enlace:

$$\begin{aligned} \Delta H_f^\circ &= \sum n \cdot \Delta H_{\text{enlaces rotos}}^\circ - \sum n \cdot \Delta H_{\text{enlaces formados}}^\circ \\ \Delta H_f^\circ &= 4 \cdot \Delta H[\text{C}-\text{H}] + 1 \cdot \Delta H[\text{Cl}-\text{Cl}] - \\ &- 3 \cdot \Delta H^\circ[\text{C}-\text{H}] - 1 \cdot \Delta H^\circ[\text{C}-\text{Cl}] - \\ &- 1 \cdot \Delta H^\circ[\text{H}-\text{Cl}]; \\ \Delta H_f^\circ &= 4 \text{ mol} \cdot 414 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} + \\ &+ 1 \text{ mol} \cdot 243 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - \\ &- 3 \text{ mol} \cdot 414 \cdot \text{mol}^{-1} - 1 \text{ mol} \cdot 339 \cdot \text{mol}^{-1} - \\ &- 1 \text{ mol} \cdot 432 \cdot \text{mol}^{-1}; \\ \Delta H_f^\circ &= -114 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Con las entalpías de formación obtenemos un valor para la variación de entalpía de la reacción de  $-99,5 \text{ kJ}$  y, con las entalpías de enlace, un valor de  $-114 \text{ kJ}$ .

Aunque ambos son del mismo orden, se diferencian debido a que las entalpías de enlace son entalpías promedio.

b) Para hallar la variación de la energía libre de Gibbs estándar tenemos en cuenta que se considera temperatura estándar a  $298 \text{ K}$ . Además, tomaremos para el cálculo el valor de variación de entalpía obtenido a partir de las entalpías de formación por considerarlo más fiable que el obtenido a partir de las entalpías de enlace:

$$\begin{aligned} \Delta G_f^\circ &= \Delta H_f^\circ - T \cdot \Delta S_f^\circ \\ \Delta G_f^\circ &= -99,5 \text{ kJ} - 298 \text{ K} \cdot (1,11 \cdot 10^{-2} \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1}) \\ \Delta G_f^\circ &= -103 < 0 \end{aligned}$$

c) Como  $\Delta G_f^\circ < 0$ , la reacción es espontánea.

### 8. Datos: $\Delta H^\circ < 0$ ; $\Delta S^\circ < 0$

Teniendo en cuenta la ecuación de Gibbs, podemos predecir la espontaneidad de las reacciones químicas según sean las variaciones: de entalpía, de entropía y, en consecuencia, de energía libre de Gibbs:

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ$$

Como  $\Delta H^\circ < 0$  y  $\Delta S^\circ < 0$ , el signo de  $\Delta G$  depende de la temperatura:

- Si  $|\Delta H| > |T \cdot \Delta S| \rightarrow \Delta G > 0 \rightarrow$  Espontánea.
- Si  $|\Delta H| < |T \cdot \Delta S| \rightarrow \Delta G > 0 \rightarrow$  No espontánea.

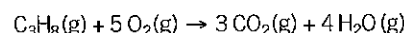
Por tanto, la espontaneidad de la reacción depende de la temperatura. La reacción será espontánea a temperaturas inferiores a la temperatura de equilibrio, cuando  $\Delta G = 0$ .

### 9. Datos:

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) = -1300 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H_c^\circ(\text{C}_3\text{H}_8) = -2220 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

a) — Escribimos las ecuaciones químicas que representan la combustión de cada uno de los combustibles:



— Predecimos el signo de la variación de entropía para cada reacción. Para ello, como todas las sustancias se hallan en estado gaseoso, calculamos la variación de cantidad de sustancia:

Combustión del etino:

$$\Delta n = (6 - 7) \text{ mol} = -1 \text{ mol} < 0 \rightarrow \Delta S^\circ < 0$$

Combustión del propano:

$$\Delta n = (7 - 6) \text{ mol} = 1 \text{ mol} > 0 \rightarrow \Delta S^\circ > 0$$

— Conociendo el signo de la variación de entropía y que  $\Delta H^\circ < 0$  en ambos casos, evaluamos el signo de  $\Delta G^\circ$ :

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ$$

Combustión del etino:

Como  $\Delta H^\circ < 0$  y  $\Delta S^\circ < 0$ , el signo de  $\Delta G$  depende de la temperatura. Por tanto, la espontaneidad de la reacción depende de la temperatura:

- Si  $|\Delta H| > |T \cdot \Delta S| \rightarrow \Delta G > 0 \rightarrow$  Espontánea.
- Si  $|\Delta H| < |T \cdot \Delta S| \rightarrow \Delta G > 0 \rightarrow$  No espontánea.

Combustión del propano:

Como  $\Delta H^\circ < 0$  y  $\Delta S^\circ > 0 \rightarrow \Delta G < 0$ , y la reacción siempre es espontánea.

b) Para elegir un combustible u otro analizamos la variación de entalpía que acompaña a cada reacción.

Ambas son negativas porque se desprende energía durante la combustión. Será más eficiente aquel combustible que libere más kilojulios por cada gramo de combustible:

$$M_r(\text{C}_2\text{H}_2) : 2 \cdot 12,01 + 2 \cdot 1,01 = 26,04;$$

$$M(\text{C}_2\text{H}_2) : 26,04 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_r(\text{C}_3\text{H}_8) : 3 \cdot 12,01 + 8 \cdot 1,01 = 44,11;$$

$$M(\text{C}_3\text{H}_8) : 44,11 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\begin{aligned} \text{Rendimiento}(\text{C}_2\text{H}_2) &= \frac{-1300 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{26,04 \text{ g}} = \\ &= -49,92 \text{ kJ} \cdot \text{g}^{-1} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Rendimiento}(\text{C}_3\text{H}_8) &= \frac{-2220 \text{ kJ}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{44,11 \text{ g}} = \\ &= -50,33 \text{ kJ} \cdot \text{g}^{-1} \end{aligned}$$

Por tanto, la eficacia energética es muy similar en ambos casos. Podríamos elegir cualquiera de los dos.

- c) Se trata de combustibles fósiles, que producen gases de efecto invernadero y contribuyen al calentamiento global del planeta.

**10.** Buscamos información en Internet y elaboramos una presentación en formato PowerPoint o Prezi.

Sugerimos incluir los siguientes contenidos, que desarrollaremos investigando en Internet:

- *Características del hidrógeno como combustible.*
- *Descripción de los métodos de producción de hidrógeno.*
- *Tecnologías de almacenamiento y transporte.*
- *Aplicaciones.*
- *Conclusiones.*

El hidrógeno es un recurso renovable, ya que no se agota. Se puede regenerar extrayéndolo del agua, y su combustión produce agua, por lo que se renueva su materia prima.

**Zona + (Pág. 159)**

— *Aditivos alimentarios*

Cada grupo debe responder a las preguntas propuestas, llevando a cabo un trabajo de investigación. Los alumnos pueden consultar libros en la biblioteca, buscar información en Internet, preguntar en casa, etc.

a) Respuesta sugerida:

El secado se utilizaba ya en la Prehistoria para conservar las frutas, por ejemplo, los higos. Otras opciones son estas: hacer conservas (como el caso de las frutas en almíbar) o la congelación. De esta forma, se aprovecha durante más tiempo la fruta de la cosecha o de temporada.

- b) Un aditivo modifica las características organolépticas de los alimentos. Es decir, puede cambiar el color, el olor, el sabor o la textura de los alimentos. Por ejemplo, los emulgentes, espesantes o gelificantes influyen sobre la textura de los alimentos.

Los aditivos alimentarios se pueden clasificar en los siguientes tipos:

- Sustancias que impiden las alteraciones químicas o biológicas (antioxidantes y conservantes).
- Sustancias estabilizadoras de las características físicas (emulgentes, espesantes, gelificantes, antiespumantes, antiapelmazantes, antiaglutinantes, humectantes, reguladores de pH).
- Sustancias correctoras de las cualidades plásticas (para mejorar la panificación, correctores de la vinificación, reguladores de la maduración).
- Sustancias modificadoras de los caracteres organolépticos (colorantes, potenciadores del sabor, edulcorantes artificiales, aromas).

- c) *Conservante:* el ácido sórbico o ácido 2,4-hexadienoico (C<sub>6</sub>H<sub>8</sub>O<sub>2</sub>).

*Potenciador de sabor:* el glutamato monosódico (C<sub>5</sub>H<sub>9</sub>NO<sub>4</sub>Na).

*Antioxidante:* el ácido láctico (C<sub>3</sub>H<sub>6</sub>O<sub>3</sub>).

*Edulcorante:* la sacarina (C<sub>7</sub>H<sub>5</sub>NO<sub>3</sub>S).

- d) Deben cumplir con el reglamento n.º 1331/2008. Proponemos consultar las siguientes páginas oficiales:

[http://aesan.msssi.gob.es/AESAN/web/cadena\\_alimentaria/detalle/aditivos.shtml](http://aesan.msssi.gob.es/AESAN/web/cadena_alimentaria/detalle/aditivos.shtml)

[http://europa.eu/legislation\\_summaries/consumers/product\\_labelling\\_and\\_packaging/sa0003\\_es.htm](http://europa.eu/legislation_summaries/consumers/product_labelling_and_packaging/sa0003_es.htm)

- e) Respuesta sugerida:

Consultamos las etiquetas de un bote de sacarina y de un paquete de azúcar. Apuntamos las kilocalorías de cada uno y, a continuación, dividimos el número de kilocalorías por la masa en gramos del bote o paquete. Así obtendremos el valor energético de cada uno (kcal · g<sup>-1</sup>).

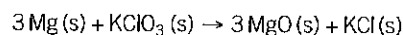
- f) Respuesta sugerida:

Proponemos realizar la encuesta por grupos para conseguir llegar a más personas y obtener más datos para el análisis.

- g) Luego, cada grupo elaborará un folleto publicitario y habrá una puesta en común en clase. Una vez reunida toda la información relevante conseguida por la clase, cada grupo completará su folleto.

— *Vaya flash de magnesio*

- La reacción química es la siguiente:



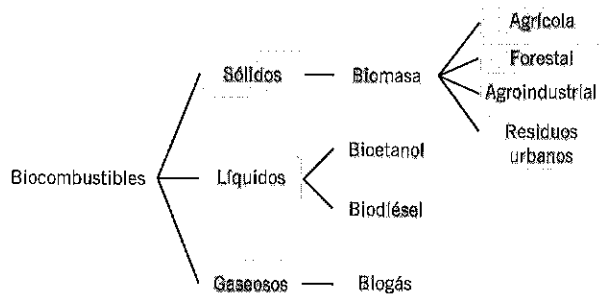
- Sugerimos el siguiente vídeo:

<https://www.youtube.com/watch?v=0wHh6GhA0mk>

- Tiene aplicación en la industria aeroespacial porque el magnesio da lugar a aleaciones duras y ligeras.

— *Biocombustibles sí, pero no todos*

- Como vimos en la unidad anterior, podemos clasificar los biocombustibles de la siguiente forma:



Organizamos un debate en clase, bajo la moderación del profesor o profesora. Aprovechamos los conocimientos adquiridos en la unidad anterior para realizar un análisis crítico, aportando ventajas e inconvenientes de cada uno de los biocombustibles.

Respuesta sugerida:

Una de las ventajas de todos ellos es que son sostenibles y, por ello, respetuosos con el medio ambiente. Sin embargo, un inconveniente es que el uso de cultivos para su fabricación puede aumentar el precio de los alimentos. Por tanto, una solución a este dilema podría ser la producción de biocombustibles solamente a partir de residuos orgánicos, vegetales y urbanos (los denominados *biocombustibles de segunda generación*).