

## Tema 4. Energía de las reacciones químicas

### CUESTIONES

- Indicar justificadamente, cuál de las siguientes especies químicas presentaría una entalpía normal de formación nula: (a) hidrógeno molecular; (b) hidrógeno atómico; (c) oxígeno molecular; (d) ozono; (e) zinc metálico. (Junio 1996)
- De las siguientes reacciones, cada una de ellas a 1 atm de presión:

REACCION	$\Delta H$ (kJ)	$\Delta S$ (kJ/K)
$\frac{1}{2} \text{H}_2 (g) + \frac{1}{2} \text{I}_2 (g) \rightarrow \text{HI} (g)$	+ 25,94	+ $34,63 \times 10^{-2}$
$2 \text{NO}_2 (g) \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4 (g)$	- 58,16	- $73,77 \times 10^{-2}$
$\text{S} (s) + \text{H}_2 (g) \rightarrow \text{H}_2\text{S} (g)$	- 16,73	+ $18,19 \times 10^{-2}$

Razonar: (a) las que son espontáneas a todas las temperaturas; (b) las que son espontáneas a bajas temperaturas y no espontáneas a altas temperaturas; (c) las que son espontáneas a altas temperaturas y no espontáneas a bajas temperaturas. (Sept. 1997)

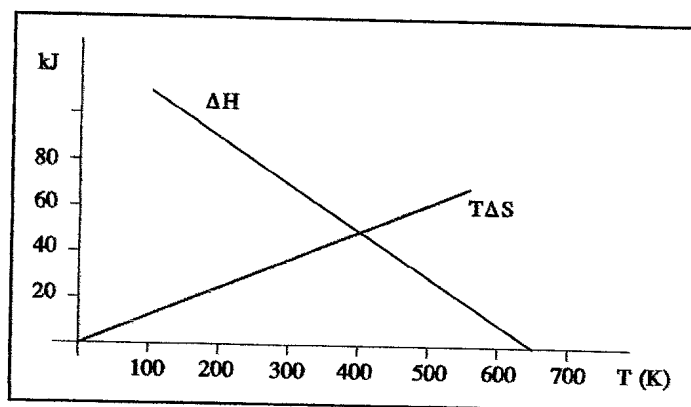
- Las energías de los enlaces C-C, C=C y C $\equiv$ C son respectivamente, 347,0; 611,0 y 833,0 kJ/mol. Justificar el por qué de estas diferencias.
  - Si la energía libre de Gibbs de formación del carbono grafito es nula y la del carbono diamante vale 2,87 kJ/mol a 1 atm y 25°C, razonar si puede convertirse el grafito en diamante en esas condiciones. (Sept. 1998)

- Consultando la tabla de datos termodinámicos a 298 K adjunta, justificar si para dicha temperatura las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: (a) La formación de NO a partir de nitrógeno y oxígeno, en condiciones normales, es un proceso endotérmico. (b) El NO es una sustancia más estable que el NO<sub>2</sub>. (c) La oxidación con oxígeno, en condiciones normales de NO a NO<sub>2</sub> es exotérmica. (d) La oxidación con oxígeno, en condiciones normales de NO a NO<sub>2</sub> es espontánea. (Sept. 1999)

Sustancia	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	$\Delta G_f^\circ$ (kJ/mol)
NO (g)	90,25	86,57
NO <sub>2</sub> (g)	33,18	51,30

- Definir la magnitud denominada entalpía de enlace. (b) ¿Cuál es la unidad internacional en que se mide la entalpía de enlace? (c) ¿Cómo se puede calcular la entalpía de una reacción determinada si disponemos de una tabla de valores de las entalpías de enlace? (d) ¿Cómo se explica que la entalpía del enlace C=C no alcance el doble del valor de la entalpía del enlace C-C? (Junio 2000)
- Justificar cuáles de los procesos siguientes serán siempre espontáneos, cuáles no lo serán nunca y en cuáles dependerá de la temperatura. (a) Proceso con  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S > 0$ . (b) Proceso con  $\Delta H > 0$  y  $\Delta S < 0$ . (c) Proceso con  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S < 0$ . (d) Proceso con  $\Delta H > 0$  y  $\Delta S > 0$ . (Junio 2001)

7. Teniendo en cuenta la gráfica que representa los valores de  $\Delta H$  y  $T\Delta S$  para la reacción  $A \rightarrow B$ , razonar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: (a) a 500 K la reacción es espontánea; (b) el compuesto A es más estable que el B a temperaturas inferiores a 400 K; (c) a 400 K el sistema se encuentra en equilibrio; (d) la reacción de transformación de A en B es exotérmica a 600 K. (Junio 2002)



8. En una reacción de combustión de etano en fase gaseosa se consume todo el etano (equilibrio totalmente desplazado hacia los productos): (a) Escribir y ajustar la reacción de combustión. (b) Escribir la expresión para el cálculo de entalpía de reacción ( $\Delta H^{\circ}$ ), a partir de las entalpías de formación ( $\Delta H_f^{\circ}$ ). (c) Escribir la expresión para el cálculo de entropía de reacción ( $\Delta S^{\circ}$ ), a partir de las entropías ( $S^{\circ}$ ). (d) Justificar el signo de las magnitudes  $\Delta H^{\circ}$ , y  $\Delta G^{\circ}$ . (Junio 2004)
9. Considerar la combustión de carbón, hidrógeno y metanol. (a) Igualar las correspondientes reacciones de combustión de cada sustancia. (b) Indicar cuáles de los reactivos o productos tienen entalpía de formación nula. (c) Escribir las expresiones para calcular las entalpías de combustión a partir de las entalpías de formación. (d) Indicar cómo calcular la entalpía de formación del metanol a partir únicamente de las entalpías de combustión de las reacciones del apartado (a). (Junio 2006)
10. Considerar la reacción química siguiente:  $2 \text{Cl} (g) \rightarrow \text{Cl}_2 (g)$   
 Contestar de forma razonada: (a) ¿Qué signo tiene la variación de entalpía de dicha reacción? (b) ¿Qué signo tiene la variación de entropía de esta reacción? (c) ¿La reacción será espontánea a temperaturas altas o bajas? (d) ¿Cuánto vale  $\Delta H$  de la reacción, si la energía de enlace Cl-Cl es 243 kJ/mol? (Junio 2008)
11. El etanol y el dimetil éter son dos isómeros de función, ambos líquidos, cuyas entalpías de formación son  $\Delta H_f^{\circ}$  (etanol) = -235 kJ/mol y  $\Delta H_f^{\circ}$  (dimetil éter) = -180 kJ/mol. (a) Escribir las reacciones de formación y de combustión de ambos compuestos. (b) Justificar cuál de las dos entalpías de combustión de estos compuestos es mayor en valor absoluto, teniendo en cuenta que los procesos de combustión son exotérmicos. (Junio 2009)
12. La reacción de combustión completa de un hidrocarburo saturado es:  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2} + \frac{3n+1}{2} \text{O}_2 \rightarrow n \text{CO}_2 + (n+1) \text{H}_2\text{O}$   
 Justificar que las siguientes afirmaciones son verdaderas:
- (a) Si todos los hidrocarburos tuviesen igual valor de entalpía de formación, se desprendería mayor cantidad de energía cuanto mayor fuera el valor de n.
- (b) El valor de la entalpía de reacción no cambia si la combustión se hace con aire en lugar de oxígeno.
- (c) Cuando la combustión no es completa se obtiene CO y la energía que se desprende es menor.
- (d) El estado de agregación del  $\text{H}_2\text{O}$  afecta al valor de la energía desprendida, siendo mayor cuando se obtiene en estado líquido. (Sept. 2009)

Compuesto	$\Delta H_f^{\circ}$ (kJ/mol)
$\text{CO}_2 (g)$	-393
$\text{CO} (g)$	-110
$\text{H}_2\text{O} (lq)$	-285
$\text{H}_2\text{O} (vap)$	-241



## Tema 4. Energía de las reacciones químicas

### PROBLEMAS

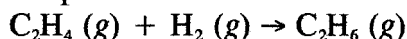
1. Con los datos de la tabla adjunta, calcular la variación de energía interna para la reacción de combustión del benceno.

DATO:  $R = 8,314 \text{ J/molK}$

(Junio 1996)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
CO <sub>2</sub> (g)	-393,13
H <sub>2</sub> O (l)	-285,8
Benceno (l)	49

2. (a) Calcular la variación de entalpía de la reacción:



a partir de los siguientes datos:

REACCION	$\Delta H^\circ$ (kJ)
$\text{H}_2 (g) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (g) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (l)$	- 285,8
$\text{C}_2\text{H}_4 (g) + 3 \text{O}_2 (g) \rightarrow 2 \text{CO}_2 (g) + 2 \text{H}_2\text{O} (l)$	- 1386,09
$\text{C}_2\text{H}_6 (g) + \frac{7}{2} \text{O}_2 (g) \rightarrow 2 \text{CO}_2 (g) + 3 \text{H}_2\text{O} (l)$	- 1539,9

- (b) Calcular el calor puesto en juego cuando 11,2 litros de H<sub>2</sub> (g) a 1 atm y 0°C hidrogena la correspondiente cantidad de eteno. (Sept. 1996)

3. Calcular: (a) el calor de la reacción de hidratación de la cal viva, CaO; (b) el calor desprendido cuando se apaga, añadiendo suficiente cantidad de agua, un megagramo de cal viva.

DATOS: Masas atómicas: Ca = 40; O = 16 (Sept. 1997)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
H <sub>2</sub> O (l)	-285,8
CaO (s)	-634,9
Ca(OH) <sub>2</sub> (s)	-985,6

4. El proceso Deacon para la obtención de cloro gaseoso se basa en hacer reaccionar cloruro de hidrógeno y oxígeno gaseosos. (a) Formular la ecuación igualada del proceso, sabiendo que además de cloro se obtiene también vapor de agua. (b) Determinar la variación de entalpía por mol de cloro formado, interpretando el resultado obtenido. (Junio 1999)

Energías de enlace (kJ/mol)	
H-Cl	432
O=O	499
Cl-Cl	243
O-H	460

5. Utilizando los datos de la tabla, determinar la energía libre de Gibbs a 25°C para la reacción de combustión de 1 mol de monóxido de carbono, e indicar si es o no un proceso espontáneo.

(Junio 1999)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	$S^\circ$ (J/molK)
CO <sub>2</sub> (g)	-393,5	213,3
CO (g)	-110,5	197,9
O <sub>2</sub> (g)	0,0	205,0

6. Sabiendo que las entalpías estándar de combustión del hexano líquido, carbono sólido e hidrógeno gas, son de -4192,0; -393,1 y -285,8 kJ/mol respectivamente, calcular: (a) la entalpía de formación del hexano líquido a 25°C; (b) el número de moles de hidrógeno consumidos en la formación del hexano líquido cuando se han liberado 30 kJ. (Junio 2000)

7. Dados los datos adjuntos, calcular: (a) la cantidad de calor desprendido en la combustión de 14,5 kg de n-butano; (b) la variación de la energía interna del sistema, considerando 25°C de temperatura.

DATOS:  $R = 8,314 \text{ J/molK}$ ;

Masas atómicas:  $C = 12,0$ ;  $H = 1,0$  (Sept. 2000)

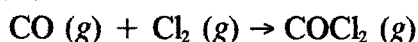
Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
$C_4H_{10} (g)$	-124,7
$CO_2 (g)$	-393,5
$H_2O (g)$	-241,8

8. (a) Utilizando los datos adjuntos, calcular las entalpías de combustión del carbón C (s) y del etano  $C_2H_6 (g)$ . (b) A partir de los resultados del apartado anterior, calcular qué sustancia produce más energía por gramo de combustible y por mol de dióxido de carbono formado.

DATOS: Masas atómicas:  $C = 12,0$ ;  $H = 1$  (Junio 2001)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
$C_2H_6 (g)$	-84,7
$CO_2 (g)$	-394,0
$H_2O (l)$	-286,0

9. Utilizando los valores que aparecen en la tabla, todos obtenidos a la temperatura de 25°C, y considerando la reacción:



(a) Calcular  $\Delta S^\circ$  de la reacción.

(b) Calcular  $\Delta H^\circ$  de la reacción.

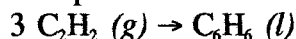
(c) Calcular  $\Delta G^\circ$  de la reacción.

(d) Razonar si la reacción es o no espontánea.

(Junio 2001)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	$S^\circ$ (J/molK)
$CO (g)$	-110,4	197,7
$Cl_2 (g)$	0,0	222,8
$COCl_2 (g)$	-222,8	288,8

10. El benceno ( $C_6H_6$ ) se puede obtener a partir del acetileno ( $C_2H_2$ ) según la reacción:

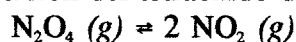


Las entalpías de combustión, a 25°C y 1 atm, para el acetileno y el benceno son, respectivamente, -1300 kJ/mol y -3267 kJ/mol. (a) Calcular  $\Delta H^\circ$  de la reacción de formación del benceno a partir del acetileno y deducir si es un proceso endotérmico o exotérmico. (b) Determinar la energía (expresada en kJ) que se libera en la combustión de 1 gramo de benceno.

DATOS: Masas atómicas:  $C = 12,0$ ;  $H = 1,0$

(Sept. 2001)

11. La descomposición del tetraóxido de dinitrógeno



ocurre espontáneamente a temperaturas altas. Los datos termodinámicos a 298 K se incluyen en la tabla adjunta. Determinar para dicha reacción: (a)  $\Delta H^\circ$  e  $\Delta S^\circ$  a 298 K. (b) La variación de energía interna a 298 K. (c) Si la reacción es espontánea a 298 K en condiciones estándar. (d) La temperatura a partir de la cual el proceso es espontáneo (considerar que  $\Delta H^\circ$  y  $\Delta S^\circ$  son independientes de la temperatura).

DATO:  $R = 8,314 \text{ J/Kmol}$

(Junio 2002)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	$S^\circ$ (J/molK)
$N_2O_4 (g)$	9,2	304
$NO_2 (g)$	33,2	240

12. La tabla adjunta suministra datos termodinámicos, a 298 K y 1 atm de presión, para el agua en estado líquido y gaseoso. (a) Calcular  $\Delta H^\circ$ ,  $\Delta S^\circ$  y  $\Delta G^\circ$  para el proceso de vaporización del agua. (b) Determinar la temperatura a la que las fases líquida y gaseosa se encuentran en estado de equilibrio. (Considerar que  $\Delta H^\circ$  y  $\Delta S^\circ$  no cambian con la temperatura).

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	$S^\circ$ (J/molK)
H <sub>2</sub> O (l)	- 286	70
H <sub>2</sub> O (g)	- 242	188

(Sept. 2002)

13. Calcular para la formación del etanol: (a) la energía libre estándar. (b) la entropía estándar. DATOS:  $\Delta G_f^\circ$  (kJ/mol): CO<sub>2</sub> (g) = -394,0; H<sub>2</sub>O (l) = -236,9; O<sub>2</sub> (g) = 0  
Datos para el etanol:  $\Delta H_f^\circ$  (l) = -277,3;  $\Delta G^\circ_{\text{combustión}}$  (l) = -1282,5

(Junio 2003)

14. La entalpía de combustión del butano es  $\Delta H_c = - 2642$  kJ/mol, si todo el proceso tiene lugar en fase gaseosa. (a) Calcular la energía media del enlace O-H. (b) Determinar el número de bombonas de butano (6 kg de butano en cada bombona) que hacen falta para calentar una piscina de 50 m<sup>3</sup> de 14 a 27°C.

DATOS: Masas atómicas: C = 12; H = 1;

$c_e$  (calor específico del agua) = 4,18 kJ/kgK (Junio 2003)

Energías de enlace (kJ/mol)	
C-C	346
C=O	730
O=O	487
C-H	413

15. Para la reacción de combustión del etanol, C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH, que es un líquido a 25°C, contestar a las siguientes preguntas, con ayuda de los datos de la tabla que se adjunta: (a) Escribir la reacción y calcular su  $\Delta G$  a 25°C. (b) Calcular la variación de la energía interna a 25°C. (c) Explicar si la reacción sería o no espontánea a 727°C (suponer que  $\Delta H_f^\circ$  y  $S^\circ$  son independientes de la temperatura).

DATO: R = 8,31 J/molK

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	$S^\circ$ (J/molK)
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH (l)	-277,3	160,5
O <sub>2</sub> (g)	0,0	205,0
CO <sub>2</sub> (g)	-393,5	213,6
H <sub>2</sub> O (l)	-285,8	69,9

(Sept. 2003)

16. Si se dispone de naftaleno (C<sub>10</sub>H<sub>8</sub>) como combustible: (a) Calcular su entalpía molar estándar de combustión. (b) Calcular la energía que se desprenderá al quemar 100 g de naftaleno. (c) Calcular el volumen que ocupará el CO<sub>2</sub> desprendido en la combustión de los 100 g de naftaleno si se recoge a temperatura de 25°C y presión 1,20 atm.

DATOS: Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16 (Junio 2004)

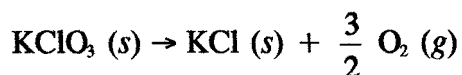
Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
C <sub>10</sub> H <sub>8</sub> (s)	-58,6
CO <sub>2</sub> (g)	-393,6
H <sub>2</sub> O (l)	-284,7

17. La entalpía para la reacción de obtención de benceno líquido a partir de etino gaseoso,  $3 \text{ C}_2\text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6 (\text{l})$ , es - 631 kJ/mol. En todo el proceso la temperatura es 25°C y la presión 15 atm. Calcular: (a) Volumen de etino necesario para obtener 0,25 L de benceno líquido. (b) Cantidad de calor que se desprende en dicho proceso. (c) Densidad del etino en dichas condiciones.

DATOS: d (benceno) = 0,874 g/cm<sup>3</sup>. Masas atómicas: H = 1; C = 12.

(Junio 2004)

18. Para la reacción:



calcular:

- (a) La variación de entalpía estándar.  
 (b) La variación de entropía estándar.  
 (c) La variación de energía de Gibbs estándar.  
 (d) El volumen de oxígeno, medido a 25°C y 1 atm, que se produce a partir de 36,8 g de KClO<sub>3</sub>.

DATOS: Masas atómicas: K = 39,1; Cl = 35,5; O = 16,0

(Sept. 2004)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	$S^\circ$ (J/molK)
KClO <sub>3</sub> (s)	-391,2	143,0
KCl (s)	-435,9	82,7
O <sub>2</sub> (g)	0,0	205,0

19. El ciclohexano se puede obtener por hidrogenación catalítica del benceno. Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción, calcular: (a) Las variaciones de entalpía y energía libre de Gibbs de reacción para dicho proceso. (b) El calor desprendido si se emplean 10 L de hidrógeno, medidos a 1 atm y 298 K, para hidrogenar benceno.

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	$\Delta G_f^\circ$ (kJ/mol)
Benceno (l)	+49	-124
Ciclohexano (l)	-156	+27

(Junio 2005)

20. En el proceso de descomposición térmica del carbonato de calcio, se forma óxido de calcio y dióxido de carbono. Sabiendo que el horno en el que ocurre el proceso tiene un rendimiento del 65%, contestar a los siguientes apartados.

- (a) Formular la reacción y calcular su variación de entalpía.  
 (b) Calcular el consumo de combustible (carbón mineral) que se requiere para obtener 500 kg de óxido de calcio.

DATO: 1 kg de carbón mineral desprende 8330 kJ.

Masas atómicas: Ca = 40; O = 16

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
CaCO <sub>3</sub> (s)	-1206,9
CaO (s)	-635,1
CO <sub>2</sub> (g)	-393,1

(Junio 2005)

21. Sabiendo que la combustión de 1 g de TNT libera 4600 kJ y considerando los valores de entalpías de formación que se proporcionan, calcular: (a) La entalpía estándar de combustión del CH<sub>4</sub>. (b) El volumen de CH<sub>4</sub>, medido a 25°C y 1 atm de presión, que es necesario quemar para producir la misma energía que 1 g de TNT.

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
CH <sub>4</sub> (g)	-75
CO <sub>2</sub> (g)	-394
H <sub>2</sub> O (g)	-242

(Junio 2006)

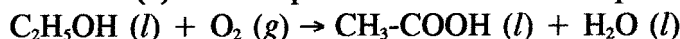
22. Consultando la tabla de datos termodinámicos a 298 K adjunta, y sabiendo que la temperatura de ebullición de un líquido es la temperatura a la que el líquido puro y el gas puro coexisten en el equilibrio a 1 atm de presión, es decir  $\Delta G = 0$ , y considerando el siguiente proceso:  $\text{Br}_2 (l) \rightleftharpoons \text{Br}_2 (g)$

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	$S^\circ$ (J/mol K)
Br <sub>2</sub> (g)	30,91	245,4
Br <sub>2</sub> (l)	0	152,2

- (a) Calcular  $\Delta H^\circ$  a 25°C. (b) Calcular  $\Delta S^\circ$ .  
 (c) Calcular  $\Delta G^\circ$  a 25°C e indicar si el proceso es espontáneo a dicha temperatura.  
 (d) Determinar la temperatura de ebullición del Br<sub>2</sub>, suponiendo que  $\Delta H^\circ$  y  $\Delta S^\circ$  no varían con la temperatura.

(Sept. 2006)

23. Sabiendo que las entalpías de combustión del etanol y del ácido etanoico en condiciones estándar son, respectivamente,  $-1372,9 \text{ kJ/mol}$  y  $-870,5 \text{ kJ/mol}$  y que las entalpías normales de formación del agua líquida y del dióxido de carbono son respectivamente  $-285,5 \text{ kJ/mol}$  y  $-393,04 \text{ kJ/mol}$ , calcular: (a) La entalpía de la reacción correspondiente al proceso:



(b) La entalpía de formación del etanol.

(Junio 2007)

24. Para la reacción de hidrogenación del eteno, determinar: (a) La entalpía de reacción a 298 K. (b) La variación de la energía libre de Gibbs a 298 K. (c) La variación la de entropía a 298 K. (d) El intervalo de temperaturas para el que dicha reacción no es espontánea. (Sept. 2008)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	$\Delta G_f^\circ$ (kJ/mol)
Eteno (g)	52,3	68,1
Etano (g)	-84,7	-32,9

25. Para la reacción  $2 \text{NO} (g) + \text{O}_2 (g) \rightarrow 2 \text{NO}_2 (g)$

(a) Calcular la entalpía de reacción a  $25^\circ\text{C}$ . (b) Calcular hasta qué temperatura la reacción será espontánea, sabiendo que para esta reacción  $\Delta S^\circ = -146,4 \text{ J/K}$ . (c) Si reaccionan 2 L de NO, medidos a 293 K y 1,2 atm, con exceso de  $\text{O}_2$ , ¿cuánto calor se desprenderá?

(Junio 2009)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
NO (g)	90,25
NO <sub>2</sub> (g)	33,18

26. Uno de los métodos de propulsión de misiles se basa en la reacción de la hidracina,  $\text{N}_2\text{H}_4 (l)$ , y el peróxido de hidrógeno,  $\text{H}_2\text{O}_2 (l)$ , para dar nitrógeno molecular y agua líquida, siendo la variación de entalpía del proceso  $-643 \text{ kJ/mol}$ . (a) Formular e igualar la reacción que tiene lugar. (b) ¿Cuántos litros de nitrógeno, medidos a  $20^\circ\text{C}$  y 50 mm de presión de mercurio se producirán si reaccionan 128 g de  $\text{N}_2\text{H}_4 (l)$ ? (c) ¿Qué cantidad de calor se liberará en el proceso? (d) Calcular la entalpía de formación de la hidracina,  $\text{N}_2\text{H}_4 (l)$ .

DATOS: Masas atómicas: H = 1; N = 14.

(Sept. 2009)

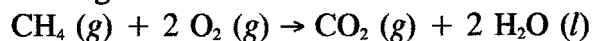
Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> (l)	-187,8
H <sub>2</sub> O (l)	-241,8

27. En la reacción de combustión del metanol líquido se produce  $\text{CO}_2 (g)$  y  $\text{H}_2\text{O} (l)$ . Sabiendo que el metanol tiene una densidad de  $0,79 \text{ g/cm}^3$ , calcular: (a) La entalpía estándar de combustión del metanol líquido. (b) La energía desprendida en la combustión de 1 L de metanol. (c) El volumen de oxígeno necesario para la combustión de 1 L de metanol, medido a  $37^\circ\text{C}$  y 5 atm.

DATOS: Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1. (Junio 2010)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
Metanol (l)	-239
CO <sub>2</sub> (g)	-393
H <sub>2</sub> O (l)	-294

28. Sabiendo que se desprenden 890,0 kJ por cada mol de  $\text{CO}_2$  producido según la siguiente reacción:



calcular: (a) La entalpía de formación del metano. (b) El calor desprendido en la combustión completa de un 1 kg de metano. (c) El volumen de  $\text{CO}_2$ , medido a  $25^\circ\text{C}$  y 1 atm, que se produce en la combustión completa de 1 kg de metano.

DATOS: Masas atómicas: C = 12; H = 1

(Junio 2010)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
CO <sub>2</sub> (g)	-393,5
H <sub>2</sub> O (l)	-285,8



29. Los combustibles de automóvil son mezclas complejas de hidrocarburos. Supongamos que la gasolina responde a la fórmula  $C_9H_{20}$ , cuyo calor de combustión es  $\Delta H_c = -6160$  kJ/mol, mientras que el gasoil responde a la fórmula  $C_{14}H_{30}$ , cuyo calor de combustión es  $\Delta H_c = -7940$  kJ/mol. (a) Formular las reacciones de combustión de ambos compuestos y calcular la energía liberada al quemar 10 L de cada uno. (b) Calcular la masa de dióxido de carbono liberada cuando se queman 10 L de cada uno.

DATOS: Masas atómicas: O = 16; C = 12; H = 1.

Densidades: gasolina = 718 g/L; gasoil = 763 g/L

(Junio 2010)

30. El octano es un componente de las gasolinas y su densidad es 0,70 g/mL. Calcular: (a) La entalpía de combustión estándar de un mol de octano líquido. (b) La energía desprendida en la combustión de 2 L de octano. (c) El volumen de oxígeno, medido a 37°C y 2 atm, que se gastará en la combustión anterior.

DATOS: Masas atómicas: C = 12; H = 1

(Junio 2010)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
CO <sub>2</sub> (g)	-393
H <sub>2</sub> O (l)	-286
octano (l)	-250

31. Para el proceso  $Fe_2O_3 (s) + 2 Al (s) \rightarrow Al_2O_3 (s) + 2 Fe (s)$  calcular: (a) La entalpía de reacción en condiciones estándar. (b) La cantidad de calor que se desprende al reaccionar 16 g de  $Fe_2O_3$  con cantidad suficiente de aluminio. (c) La masa de óxido de aluminio obtenido en la reacción del apartado anterior.

DATOS: Masas atómicas: Fe = 56; Al = 27; O = 16

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s)	-1672
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s)	-836

(Sept. 2010)

32. El etanol se utiliza como alternativa a la gasolina en algunos motores de vehículos. (a) Escribir la reacción igualada de combustión del etanol, y calcular la energía liberada cuando se quema una cantidad de etanol suficiente para producir 100 L de dióxido de carbono, medido a 1 atm de presión y 25°C. (b) Calcular la energía necesaria para romper todos los enlaces de una molécula de etanol, expresando el resultado en eV.

DATOS:  $N_A = 6,022 \times 10^{23}$ ; 1 eV =  $1,6 \times 10^{-19}$  J

(Sept. 2010)

Energías de enlace (kJ/mol)	
C-C	347
C-O	351
C-H	414
O-H	460

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
Etanol (l)	-277,6
H <sub>2</sub> O (l)	-285,8
CO <sub>2</sub> (g)	-393,5

33. Para la reacción  $PCl_5 (g) \rightleftharpoons PCl_3 (g) + Cl_2 (g)$ ,

calcular: (a) La entalpía y la energía Gibbs de reacción estándar a 298 K. (b) La entropía de reacción estándar a 298 K. (c) La temperatura a partir de la cual la reacción es espontánea. (d) ¿Cuál es el valor de la entropía molar del Cl<sub>2</sub>?

Compuesto	$\Delta G_f^\circ$ (kJ/mol)	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	S° (J/mol K)
PCl <sub>5</sub> (g)	-305,0	-374,9	365
PCl <sub>3</sub> (g)	-267,8	-287,0	312

(Junio 2011)

34. La entalpía de combustión de un hidrocarburo gaseoso  $C_nH_{2n+2}$  es de  $-2220$  kJ/mol. Calcular: (a) La fórmula molecular de este hidrocarburo. (b) La energía desprendida en la combustión de 50 L de este gas, medidos a  $25^\circ\text{C}$  y 1 atm. (c) La masa de  $H_2O$  (l) que se obtendrá en la combustión anterior.

DATOS: Masas atómicas: H = 1; O = 16

(Junio 2011)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
$CO_2$ (g)	-393
$H_2O$ (l)	-285
$C_nH_{2n+2}$ (g)	-106

35. El acetileno o etino ( $C_2H_2$ ) se hidrogena para producir etano. Calcular a  $25^\circ\text{C}$ :

(a) La entalpía estándar de la reacción.

(b) La energía de Gibbs estándar de reacción.

(c) La entropía estándar de reacción.

(d) La entropía molar del hidrógeno.

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	$\Delta G_f^\circ$ (kJ/mol)	$S^\circ$ (J/molK)
$C_2H_2$ (g)	227	209	200
$C_2H_6$ (g)	-85	-33	230

(Sept. 2011)

36. Se queman 1000 kg de carbón, que contiene un 8% (en masa) de azufre, liberando como gases de combustión  $CO_2$  y  $SO_2$ . Calcular: (a) El calor total obtenido en dicha combustión. (b) El volumen de  $CO_2$  desprendido, medido a 1 atm y 300 K. (c) La masa de  $SO_2$  desprendida. (d) Si todo el  $SO_2$  se convirtiese en ácido sulfúrico, generando lluvia ácida, ¿qué masa de ácido sulfúrico se puede producir? Suponer que un mol de  $SO_2$  produce un mol de  $H_2SO_4$ .

DATOS: Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16; S = 32.

(Junio 2012)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
$CO_2$ (g)	-393
$SO_2$ (g)	-297

37. Se quema benceno en exceso de oxígeno, liberando energía.

(a) Formular la reacción de combustión del benceno. (b) Calcular la entalpía de combustión estándar de un mol de benceno líquido. (c) Calcular el volumen de oxígeno, medido a  $25^\circ\text{C}$  y 5 atm, necesario para quemar 1 L de benceno líquido. (d) Calcular el calor necesario para evaporar 10 L de benceno líquido.

DATOS: Densidad benceno (l) = 0,879 g/mL.

Masas atómicas: C = 12; H = 1

(Junio 2012)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
benceno (l)	49
benceno (v)	83
agua (l)	-286
$CO_2$ (g)	-393

38. El método de Berthelot para la obtención de benceno consiste en hacer pasar acetileno (etino) a través de un tubo de porcelana calentado al rojo: etino (g)  $\rightarrow$  benceno (l)

(a) Escribir e igualar la reacción de obtención. (b) Determinar la energía (expresada en kJ) que se libera en la combustión de 1 gramo de benceno. (c) Calcular  $\Delta H^\circ$  de la reacción de formación del benceno a partir del acetileno.

DATOS: Masas atómicas: H = 1; C = 12.

Entalpías de combustión (kJ/mol): Acetileno: 1300; Benceno: 3270. (Junio 2012)

39. La levadura y otros microorganismos fermentan la glucosa a etanol y dióxido de carbono:



(a) Aplicando la ley de Hess, calcular la entalpía estándar de la reacción.

(b) Calcular la energía desprendida en la obtención de 4,6 g de etanol a partir de glucosa.

(c) ¿Para qué temperaturas será espontánea la reacción? Razonar la respuesta.

DATOS: Entalpías de combustión estándar (kJ/mol): glucosa = -2813; etanol = -1367.

Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16.

(Sept. 2012)

40. En un acuario es necesario que haya una cierta cantidad de  $\text{CO}_2$  disuelto en el agua para que las plantas sumergidas puedan realizar la fotosíntesis, en la que se libera oxígeno que ayuda a su vez a la respiración de los peces. Si suponemos que en la fotosíntesis el  $\text{CO}_2$  se transforma en glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ): (a) Formular e igualar la reacción global del proceso de la fotosíntesis. (b) Calcular cuántos gramos de  $\text{CO}_2$  hay que aportar al acuario en un día, para mantener una población de peces que consume en ese periodo 10 L de  $\text{O}_2$ , medidos a 700 mm de Hg y  $22^\circ\text{C}$ . (c) Calcular cuántos gramos de glucosa se producen en las plantas del acuario en un día. (d) Determinar la entalpía de reacción del proceso de la fotosíntesis.  
DATOS: Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 (s)$	-1271
$\text{CO}_2 (g)$	-394
$\text{H}_2\text{O} (l)$	-286

(Junio 2013)

41. El propano es uno de los combustibles fósiles más utilizados.  
(a) Formular e igualar su reacción de combustión.  
(b) Calcular la entalpía estándar de combustión e indicar si el proceso es exotérmico o endotérmico.  
(c) Calcular los litros de dióxido de carbono que se obtienen, medidos a  $25^\circ\text{C}$  y 760 mm de Hg, si la energía intercambiada ha sido de 5990 kJ.

Energías de enlace (kJ/mol)	
C-C	346
C=O	730
O=O	487
O-H	460
C-H	413

(Junio 2013)

42. Un método para obtener acetileno (etino) consiste en tratar con agua el carburo de calcio ( $\text{CaC}_2$ ). Como productos se obtienen acetileno e hidróxido de calcio. A partir de los datos de la tabla:  
(a) Escribir la reacción igualada. (b) Calcular la entalpía de formación estándar del acetileno. (c) Calcular la entalpía de la reacción de obtención del acetileno del enunciado.

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
$\text{CO}_2 (g)$	-393
$\text{H}_2\text{O} (l)$	-286
$\text{CaC}_2 (s)$	-59
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	-986

DATO: Entalpía de combustión del acetileno = -1296 kJ/mol.

(Junio 2013)

43. En condiciones estándar, al quemar 2,5 g de etanol se desprenden 75 kJ y al hacer lo mismo con 1,5 g de ácido acético se obtienen 21 kJ.

(a) Escribir e igualar las reacciones de combustión del etanol y del ácido acético.

(b) Averiguar los calores de combustión molares de etanol y ácido acético.

Para el proceso:  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} (l) + \text{O}_2 (g) \rightarrow \text{CH}_3\text{-COOH} (l) + \text{H}_2\text{O} (l)$

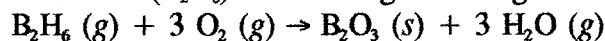
(c) Calcular el valor de  $\Delta H^\circ$  de esta reacción.

(d) Calcular el valor de  $\Delta U^\circ$  de esta reacción.

DATOS: R = 8,31 J/molK. Masas atómicas: H = 1, C = 12, O = 16.

(Sept. 2013)

44. La combustión del diborano ( $\text{B}_2\text{H}_6$ ) ocurre según la siguiente reacción:



(a) Calcular la entalpía de la reacción de combustión. (b) Calcular la energía que se libera cuando reaccionan 4,0 g de  $\text{B}_2\text{H}_6$ .

(c) ¿Qué dato adicional sería necesario para calcular la entalpía de formación del diborano gaseoso si solo dispusiera de la entalpía de combustión del diborano (g) y de las entalpías de formación del  $\text{B}_2\text{O}_3 (s)$  y del agua líquida?

DATOS: Masas atómicas: B = 10,8; O = 16,0; H = 1,0.

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
$\text{B}_2\text{H}_6 (g)$	-57
$\text{B}_2\text{O}_3 (s)$	-1273
$\text{H}_2\text{O} (g)$	-241

(Junio 2014)

45. El denominado «gas de síntesis» se obtiene al calentar carbón a temperaturas elevadas en presencia de vapor de agua, obteniéndose hidrógeno molecular y monóxido de carbono. (a) Formular la reacción de obtención del gas de síntesis. (b) Calcular el calor intercambiado cuando reaccionan 150 g de carbón, suponiendo que su contenido en carbono es del 80% en masa. (c) Calcular el volumen de monóxido de carbono desprendido en la reacción del apartado anterior, medido a 2000 mm Hg y 300°C.

DATO: Masa atómica: C = 12.

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
CO (g)	-110,5
H <sub>2</sub> O (g)	-242,8

(Junio 2014)

46. El pentaborano-9, B<sub>5</sub>H<sub>9</sub>, es un líquido cuya reacción con oxígeno molecular genera B<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (s) y agua líquida. (a) Escribir e igualar la reacción de combustión descrita en el enunciado. (b) Calcular  $\Delta H^\circ$  de dicha reacción de combustión. (c) Razonar si la reacción de combustión del B<sub>5</sub>H<sub>9</sub> será o no espontánea en algún intervalo de temperatura. (d) Calcular el calor intercambiado en la combustión de 22 g de B<sub>5</sub>H<sub>9</sub>.

DATOS: Masas atómicas: H = 1,0; B = 10,8. (Junio 2014)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
B <sub>5</sub> H <sub>9</sub> (l)	-73,2
B <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s)	-1270
H <sub>2</sub> O (l)	-286

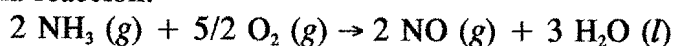
47. Se denominan gases licuados del petróleo (GLP) a mezclas de propano y butano que pueden utilizarse como combustible en diferentes aplicaciones. Cuando se quema 1 kg de una muestra de GLP con exceso de oxígeno, se desprenden  $4,95 \times 10^4$  kJ. Calcular: (a) Las entalpías molares de combustión del propano y del butano. (b) La masa de propano y butano presentes en 1 kg de la muestra de GLP. (c) El volumen (medido en condiciones normales) de CO<sub>2</sub> emitido a la atmósfera por la combustión de 1 kg de la muestra de GLP.

DATOS: Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
Propano (l)	-119,8
Butano (l)	-148,0
CO <sub>2</sub> (g)	-393,5
H <sub>2</sub> O (l)	-285,8

(Sept. 2014)

48. Para la reacción:



- (a) Calcular la entalpía estándar de la reacción. Indicar si la reacción es exotérmica. (b) Predecir el signo de la entropía y justificar en qué condiciones de temperatura la reacción es espontánea. (c) Calcular la masa (en kg) de NO que se produce en la combustión de 1 kg de amoníaco.

DATOS: Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
NH <sub>3</sub> (g)	-46,19
NO (g)	90,29
H <sub>2</sub> O (l)	-265,8

(Junio 2015)

49. Considerando como combustibles el metano y el propano:

- (a) Escribir e igualar sus reacciones de combustión. (b) Calcular las entalpías de las reacciones de combustión del metano y del propano. (c) Determinar los gramos de CO<sub>2</sub> que se desprenden cuando se quema 1 kg de cada combustible. (d) Justificar si se obtiene más energía al quemar 1 kg de metano o 1 kg de propano.

DATOS: Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
metano (g)	-74,8
propano (g)	-103,8
CO <sub>2</sub> (g)	-393,6
H <sub>2</sub> O (l)	-285,8

(Junio 2015)

50. Considerar la reacción de combustión del butano gaseoso. (a) Formular e igualar dicha reacción. (b) Estimar la variación de entalpía de la reacción a partir de las energías de enlace. (c) Calcular la variación de entalpía de la reacción a partir de las entalpías de formación. (d) Teniendo en cuenta que en el apartado (b) se supone que los productos están en estado gaseoso, utilizar los resultados de los apartados (b) y (c) para estimar la entalpía de vaporización molar del agua. (Sept. 2015)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
butano (g)	-126,6
CO <sub>2</sub> (g)	-393,5
H <sub>2</sub> O (l)	-285,8

Energías de enlace (kJ/mol)	
C-H	415,0
C-C	347,0
O-H	460,0
C=O	802,0
O=O	498,0

51. El amoníaco gas, a 25°C, puede oxidarse en presencia de oxígeno molecular, dando NO y agua.  
 (a) Escribir e igualar esta reacción, y calcular su variación de entalpía.  
 (b) Calcular  $\Delta G^\circ$  para la reacción indicada.  
 (c) Calcular  $\Delta S^\circ$  a 25°C y justificar su signo.  
 (d) Determinar la temperatura a partir de la cual la reacción es espontánea.

Sustancia	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	$\Delta G_f^\circ$ (kJ/mol)
NH <sub>3</sub> (g)	-46	-17
NO (g)	90	86
H <sub>2</sub> O (l)	-286	-237

(Junio 2016)

52. Para la reacción  $N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2 NO(g)$ , con  $\Delta H = 180,8 \text{ kJ}$

- (a) Calcular el valor de temperatura a partir del cual la reacción es espontánea. (b) Calcular la variación de energía interna para la reacción a 100°C. (c) Calcular el calor absorbido al quemar 10 L de N<sub>2</sub> (g) medidos a 25°C y 1 atm.

DATO: Masa atómica: N = 14,0

(Junio 2016)

Compuesto	S <sup>o</sup> (J/molK)
NO (g)	210
O <sub>2</sub> (g)	200
N <sub>2</sub> (g)	190

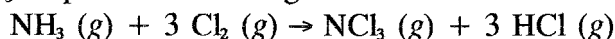
53. Para la descomposición térmica del carbonato de calcio,  $CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$ , calcular: (a) La variación de entalpía de la reacción. (b) La variación de entropía de la reacción. (c) La temperatura a partir de la cual el carbonato de calcio se descompone espontáneamente. (d) El calor intercambiado en la descomposición total de una muestra de CaCO<sub>3</sub> Si se obtienen 10,1 g de CaO.

DATOS: Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ca = 40.

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)	S <sup>o</sup> (J/molK)
CaCO <sub>3</sub> (s)	-1206,9	93
CaO (s)	-635,1	40
CO <sub>2</sub> (g)	-393,1	214

(Junio 2016)

54. El NCl<sub>3</sub> se puede obtener según la reacción:



- Si se liberan 15,5 kJ cuando reacciona totalmente 1 L de NH<sub>3</sub>, medido a 25°C y 0,75 atm, calcular: (a)  $\Delta H^\circ$  de la reacción de obtención de NCl<sub>3</sub> descrita en el enunciado. (b)  $\Delta H_f^\circ$  para el NCl<sub>3</sub>.

(Sept. 2016)

Compuesto	$\Delta H_f^\circ$ (kJ/mol)
NH <sub>3</sub> (g)	-46,1
HCl (g)	-92,3