

## Repartido de ejercicios de termodinámica química. Selección de Brown "Química la Ciencia Central"

### Primera ley de la termodinámica

- 5.17 (a) Enuncie la primera ley de la termodinámica. (b) ¿A qué nos referimos con la *energía interna* de un sistema? (c) ¿Por qué mecanismos puede aumentar la energía interna de un sistema?
- 5.18 (a) Escriba una ecuación que exprese la primera ley de la termodinámica. (b) Al aplicar la primera ley, ¿necesitamos medir la energía interna de un sistema? Explique. (c) ¿En qué condiciones son números negativos las cantidades  $q$  y  $w$ ?
- 5.19 Calcule  $\Delta E$  y determine si el proceso es endotérmico o exotérmico en los casos siguientes: (a) Un sistema libera 113 kJ de calor al entorno y efectúa 39 kJ de trabajo sobre el entorno. (b)  $q = 1.62$  kJ y  $w = -874$  J; (c) el sistema absorbe 77.5 kJ de calor mientras efectúa 63.5 kJ de trabajo sobre el entorno.

### Entalpía

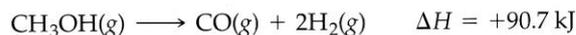
- 5.27 (a) ¿Por qué el cambio de entalpía es una cantidad importante para muchos procesos químicos? (b)  $H$  es una función de estado pero  $q$  no lo es. Explique. (c) Para un proceso dado a presión constante,  $\Delta H$  es negativo. ¿El proceso es endotérmico o exotérmico?
- 5.28 (a) ¿En qué condición el cambio de entalpía de un proceso es igual a la cantidad de calor transferida hacia o desde el sistema? (b) Decimos que la entalpía es una función de estado. ¿Por qué son tan útiles las funciones de estado? (c) Durante un proceso a presión constante, el sistema absorbe calor del entorno. ¿La entalpía del sistema aumenta o disminuye en el proceso?
- 5.29 La combustión completa de ácido acético,  $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2(l)$ , para formar  $\text{H}_2\text{O}(l)$  y  $\text{CO}_2(g)$  a presión constante produce 871.7 kJ de calor por mol de  $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ . (a) Escriba una ecuación termoquímica balanceada para esta reacción. (b) Dibuje un diagrama de entalpía para la reacción.
- 5.30 La descomposición de carbonato de zinc,  $\text{ZnCO}_3(s)$ , para formar óxido de zinc,  $\text{ZnO}(s)$  y  $\text{CO}_2(g)$  a presión constante requiere la adición de 71.5 kJ de calor por mol de  $\text{ZnCO}_3$ . (a) Escriba una ecuación termoquímica balanceada para esta reacción. (b) Dibuje un diagrama de entalpía para la reacción.
- 5.31 Considere la reacción siguiente, que se efectúa a temperatura y presión ambientes:
- $$2\text{Cl}(g) \longrightarrow \text{Cl}_2(g) \quad \Delta H = -243.4 \text{ kJ}$$
- ¿Cuál tiene la entalpía más alta en estas condiciones,  $2\text{Cl}(g)$  o  $\text{Cl}_2(g)$ ?

5.33 Considere la reacción siguiente:



(a) ¿La reacción es exotérmica o endotérmica? (b) Calcule la cantidad de calor que se transfiere cuando 2.4 g de  $\text{Mg}(s)$  reacciona a presión constante. (c) ¿Cuántos gramos de  $\text{MgO}$  se producen durante un cambio de entalpía de 96.0 kJ? (d) ¿Cuántos kilojoules de calor se absorben cuando 7.50 g de  $\text{MgO}(s)$  se descompone en  $\text{Mg}(s)$  y  $\text{O}_2(g)$  a presión constante?

5.34 Considere la reacción siguiente:



(a) ¿Se absorbe o desprende calor durante esta reacción? (b) Calcule la cantidad de calor que se transfiere cuando 1.60 kg de  $\text{CH}_3\text{OH}(g)$  se descompone por esta reacción a presión constante. (c) Para una muestra dada de  $\text{CH}_3\text{OH}$ , el cambio de entalpía en la reacción es de 64.7 kJ. ¿Cuántos gramos de hidrógeno gaseoso se producen? (d) ¿Cuánto vale  $\Delta H$  para la reacción inversa de la anterior? ¿Cuántos kilojoules de calor se desprenden cuando 32.0 g de  $\text{CO}(g)$  reacciona totalmente con  $\text{H}_2(g)$  para formar  $\text{CH}_3\text{OH}(g)$  a presión constante?

## Calorimetría

- 5.43 (a) ¿Qué unidades tiene la capacidad calorífica? (b) ¿Qué unidades tiene el calor específico?
- 5.44 Dos objetos sólidos, A y B, se colocan en agua en ebullición y se permite que alcancen la temperatura del agua. Después, se sacan y se colocan cada uno en un vaso que contiene 1000 g de agua a 10.0°C. El objeto A eleva la temperatura del agua en 3.50°C; el objeto B eleva la temperatura del agua en 2.60°C. (a) ¿Cuál objeto tiene mayor capacidad calorífica? (b) ¿Qué puede decir acerca de los calores específicos de A y B?
- 5.45 (a) ¿Cuál es el calor específico del agua líquida? (b) Calcule la capacidad calorífica de 185 g de agua líquida. (c) ¿Cuántos kJ de calor se necesitan para aumentar la temperatura de 10.00 kg de agua líquida de 24.6°C a 46.2°C?
- 5.46 (a) ¿Qué capacidad calorífica molar tiene el agua líquida? (b) Calcule la capacidad calorífica de 8.42 mol de agua líquida. (c) ¿Cuántos kJ de calor se necesitan para elevar la temperatura de 2.56 kg de agua de 44.8°C a 92.0°C?
- 5.47 El calor específico del cobre metálico es de 0.385 J/g·K. ¿Cuántos J de calor se necesitan para elevar la temperatura de un bloque de 1.4 kg de cobre de 25.0°C a 88.5°C?
- 5.48 El calor específico del tolueno (C<sub>7</sub>H<sub>8</sub>) es de 1.13 J/g·K. ¿Cuántos J de calor se requieren para elevar la temperatura de 62.0 g de tolueno de 16.3°C a 38.8°C?
- 5.49 Cuando una muestra de 9.55 g de hidróxido de sodio sólido se disuelve en 100.0 g de agua en un calorímetro de vasos para café (Figura 5.18), la temperatura se eleva

de 23.6°C a 47.4°C. Calcule  $\Delta H$  (en kJ/mol NaOH) para el proceso de disolución



Suponga que el calor específico de la disolución es el mismo que el del agua pura.

- 5.50 Cuando una muestra de 3.88 g de nitrato de amonio sólido se disuelve en 60.0 g de agua en un calorímetro de vasos para café (Figura 5.18), la temperatura baja de 23.0°C a 18.4°C. Calcule  $\Delta H$  (en kJ/mol NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>) para el proceso de disolución



Suponga que el calor específico de la disolución es el mismo que el del agua pura.

- 5.51 Una muestra de 2.200 g de quinona (C<sub>6</sub>H<sub>4</sub>O<sub>2</sub>) se quema en una bomba calorimétrica cuya capacidad calorífica total es de 7.854 kJ/°C. La temperatura del calorímetro aumenta de 23.44°C a 30.57°C. Calcule el calor de combustión por gramo de quinona. Calcule el calor de combustión por mol de quinona.
- 5.52 Una muestra de 1.800 g de fenol (C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>OH) se quemó en una bomba calorimétrica cuya capacidad calorífica total es de 11.66 kJ/°C. La temperatura del calorímetro más su contenido aumentó de 21.36°C a 26.37°C. (a) Escriba una ecuación química balanceada para la reacción de la bomba calorimétrica. (b) Calcule el calor de combustión por gramo de fenol. Calcule el calor de combustión por mol de fenol.

## Ley de Hess

5.55 Enuncie la ley de Hess. ¿Por qué es importante en termoquímica?

5.56 ¿Qué relación hay entre la ley de Hess y el hecho de que  $H$  es una función de estado?

5.57 Considere las reacciones hipotéticas siguientes:



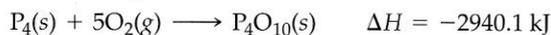
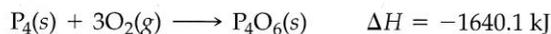
(a) Use la ley de Hess para calcular el cambio de entalpía en la reacción  $A \longrightarrow C$ . (b) Dibuje un diagrama de entalpía para las sustancias A, B y C e indique cómo se aplica la ley de Hess.

5.58 Suponga que tiene las reacciones hipotéticas siguientes:

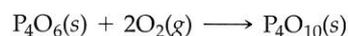


(a) Use la ley de Hess para calcular el cambio de entalpía en la reacción  $Y \longrightarrow Z$ . (b) Construya un diagrama de entalpía para las sustancias X, Y y Z. (c) ¿Sería válido hacer lo que se pide en la parte (a) si la primera reacción se hubiera efectuado a  $25^\circ\text{C}$  y la segunda a  $240^\circ\text{C}$ ? Explique

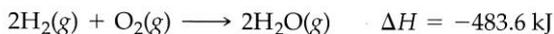
5.59 Dadas las entalpías de reacción



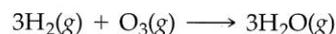
calcule el cambio de entalpía para la reacción



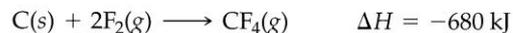
5.60 A partir de los calores de reacción



calcule el calor de la reacción



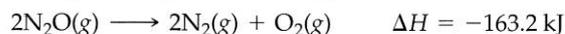
5.61 A partir de las entalpías de reacción



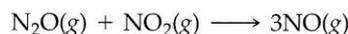
calcule  $\Delta H$  para la reacción de etileno con  $\text{F}_2$ :



5.62 Dados los datos

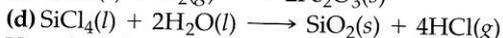
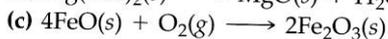
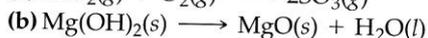
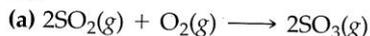


utilice la ley de Hess para calcular  $\Delta H$  en la reacción

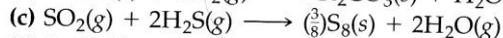
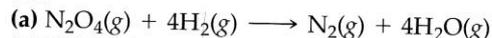


5.70 Muchos encendedores contienen butano líquido,  $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{l})$ . Empleando entalpías de formación, calcule la cantidad de calor que se produce cuando 1.0 g de butano se quema por completo en aire.

5.71 Usando valores del apéndice C, calcule el cambio estándar de entalpía para cada una de las reacciones siguientes:



5.72 Usando valores del apéndice C, calcule el cambio estándar de entalpía para cada una de las reacciones siguientes:



5.73 La combustión completa de 1 mol de acetona ( $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ ) libera 1790 kJ:

