

Energía libre de Gibbs

- 19.39** (a) Con respecto a un proceso que se lleva a cabo a temperatura constante, exprese el cambio de energía libre de Gibbs en términos de los cambios de entalpía y entropía del sistema. (b) En cierto proceso que se lleva a cabo a T y P constantes, el valor de ΔG es positivo. ¿Qué se concluye? (c) ¿Cuál es la relación entre el ΔG de un proceso y la velocidad a la que se lleva a cabo?
- 19.40** (a) ¿Qué significa el cambio de energía libre estándar, ΔG° , en comparación con ΔG ? (b) Con respecto a cualquier proceso que se lleva a cabo a temperatura y presión constantes, ¿qué significa el hecho de que $\Delta G = 0$? (c) En cierto proceso ΔG es grande y negativo. ¿Significa esto que el proceso se lleva a cabo necesariamente con rapidez?
- 19.41** En cierta reacción química, $\Delta H^\circ = -35.4$ kJ y $\Delta S^\circ = -85.5$ J/K. (a) ¿Es exotérmica o endotérmica la reacción? (b) ¿Provoca la reacción un aumento o una disminución del desorden del sistema? (c) Calcule la ΔG° de la reacción a 298 K. (d) ¿Es espontánea la reacción a 298 K?
- 19.42** Cierta reacción tiene un $\Delta H^\circ = -19.5$ kJ y un $\Delta S^\circ = +42.7$ J/K. (a) ¿Es exotérmica o endotérmica la reacción? (b) ¿Provoca la reacción un aumento o una disminución del desorden del sistema? (c) Calcule la ΔG° de la reacción a 298 K. (d) ¿Es espontánea la reacción a 298 K?
- 19.43** Con base en datos del apéndice C, calcule ΔH° , ΔS° y ΔG° a 298 K de las reacciones siguientes. En cada caso muestre que $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$.
- (a) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{F}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{HF}(\text{g})$
- (b) $\text{C}(\text{s, grafito}) + 2\text{Cl}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CCl}_4(\text{g})$
- (c) $2\text{PCl}_3(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{POCl}_3(\text{g})$
- (d) $2\text{CH}_3\text{OH}(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- 19.44** Con base en datos del apéndice C, calcule ΔH° , ΔS° y ΔG° a 25°C de las reacciones siguientes. En cada caso muestre que $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$.
- (a) $\text{Ni}(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{NiCl}_2(\text{s})$
- (b) $\text{CaCO}_3(\text{s, calcite}) \longrightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
- (c) $\text{P}_4\text{O}_{10}(\text{s}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow 4\text{H}_3\text{PO}_4(\text{ac})$
- (d) $2\text{CH}_3\text{OH}(\text{l}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- 19.45** Con base en datos del apéndice C, calcule ΔG° de las reacciones siguientes. Indique en cada caso si la reacción es espontánea en las condiciones estándar.
- (a) $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{SO}_3(\text{g})$
- (b) $\text{NO}_2(\text{g}) + \text{N}_2\text{O}(\text{g}) \longrightarrow 3\text{NO}(\text{g})$
- (c) $6\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) \longrightarrow 4\text{FeCl}_3(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g})$
- (d) $\text{SO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{S}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- 19.46** Con base en datos del apéndice C, calcule el cambio de energía libre de Gibbs de las reacciones siguientes. Indique en cada caso si la reacción es espontánea en las condiciones estándar.
- (a) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{HCl}(\text{g})$
- (b) $\text{MgCl}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{MgO}(\text{s}) + 2\text{HCl}(\text{g})$
- (c) $2\text{NH}_3(\text{g}) \longrightarrow \text{N}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$
- (d) $2\text{NOCl}(\text{g}) \longrightarrow 2\text{NO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
- 19.47** El ciclohexano (C_6H_{12}) es un hidrocarburo líquido a temperatura ambiente. (a) Escriba una ecuación balanceada de la combustión de $\text{C}_6\text{H}_{12}(\text{l})$ para formar $\text{CO}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$. (b) Sin usar datos termoquímicos, prediga si el ΔG° de esta reacción será más negativo o menos negativo que ΔH° .
- 19.48** El dióxido de azufre reacciona con el óxido de estroncio como sigue:
- $$\text{SO}_2(\text{g}) + \text{SrO}(\text{s}) \longrightarrow \text{SrSO}_3(\text{s})$$
- (a) Sin usar datos termoquímicos, prediga si el ΔG° de esta reacción será más negativo o menos negativo que ΔH° .