



Energía libre de Gibbs

Química

RUTA DE APRENDIZAJE

En esta guía podrás aprender a determinar la espontaneidad de una reacción de manera directa, a través de la propiedad conocida como energía libre de Gibbs (G) o simplemente energía libre, tomando como base los conceptos asociados en guías anteriores sobre Entalpia y Entropía de una reacción.



ÍNDICE

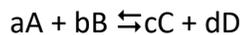
- Introducción
- Contenido
- Problemas Resueltos
- Problemas Propuestos
- Síntesis
- Bibliografía

INTRODUCCIÓN

Si bien la **entalpía describe qué energía entra en juego en una reacción** y la entropía que procesos son más probables, la **espontaneidad** solo puede explicarse a través de la energía libre de Gibbs (ΔG). Esta nueva función de estado es necesaria ya que considera los aportes de entalpía, entropía y temperatura, involucrados en una reacción química. Se resume en la ecuación de Gibbs-Helmholtz.

$$\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ}$$

Cuando los valores de energía de Gibbs son comprobados en CNPT, se expresan como ΔG° . Estos determinarán si los procesos son **espontáneos**, no espontáneos, o si el sistema está en equilibrio. Otra forma de expresar la energía de Gibbs es en función de la constante de equilibrio de una reacción química dependiente de la concentración, donde para una reacción



Se tiene:

$$K_c = \frac{C^c D^d}{A^a B^b}$$

Reemplazando K_c en ΔG° , se tiene:

$$\Delta G^{\circ} = RT \ln \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \Rightarrow \Delta G^{\circ} = -RT \ln K_c$$

Al igual que H y S, G es también una función de estado y, por lo tanto, las variaciones de energía libre, ΔG , dependen de las condiciones del estado, de los cambios entre un estado inicial, y otro final.

$$\Delta G = G_{final} - G_{inicial}$$

Por lo tanto, para un cambio de energía libre en un sistema, a Presión y Temperatura constantes, se tiene:

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

Se pueden resumir las condiciones para la espontaneidad y el equilibrio a temperatura y presión constantes, en términos de ΔG , como sigue:

- Si ΔG es negativo ($\Delta G < 0$), la reacción es espontánea en sentido directo (reacción directa). Estas reacciones se conocen como reacciones exergónicas en las que ΔG negativa.
- Si ΔG es positivo ($\Delta G > 0$), la reacción no es espontánea; o es espontánea en sentido inverso (reacción inversa). Estas reacciones se conocen como reacciones endergónicas (ΔG positiva).
- Si ΔG es igual a cero ($\Delta G = 0$), el sistema está en equilibrio. No hay cambio neto.

LEE Y ANALIZA LOS SIGUIENTES PROBLEMAS

Ejemplo 1. ¿Cuál es ΔG para la fusión de hielo a 20 °C?

El proceso que estamos considerando es el cambio de fase del agua de sólido a líquido:



Para este problema, podemos utilizar la siguiente ecuación para calcular ΔG .

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

Por suerte, ya conocemos ΔH y ΔS para este proceso. Solo tenemos que revisar nuestras unidades, lo que significa asegurarse de que las unidades de energía en la entropía y entalpía coincidan, y de que la temperatura se exprese en Kelvin:

$$T = 20\text{ °C} + 273 = 293\text{ K}$$

Si ponemos los valores para ΔH , T y ΔS en nuestra ecuación, obtenemos:

$$\begin{aligned}\Delta G &= \Delta H - T\Delta S \\ &= 6.01 \frac{\text{kJ}}{\text{mol-rxn}} - (293\text{ K}) 0.022 \frac{\text{kJ}}{\text{mol-rxn.K}} \\ &= 6.01 \frac{\text{kJ}}{\text{mol-rxn}} - 6.45 \frac{\text{kJ}}{\text{mol-rxn.K}} \\ &= -0.44 \frac{\text{kJ}}{\text{mol-rxn}}\end{aligned}$$

Ya que ΔG es negativo, vamos a predecir que el hielo se funde espontáneamente a 20 C. ¡Si no estás convencido que este resultado tiene sentido, deberías hacer el experimento!

Ejemplo 2. Verificación de conceptos: ¿Cuál sería el ΔG para la fusión del hielo a -10 °C ?

Primero tenemos que calcular la temperatura en Kelvin:

$$T = -10\text{ °C} + 273 = 263\text{ K}$$

Si ponemos los valores en la ecuación para calcular ΔG , obtenemos:

$$\begin{aligned}\Delta G &= \Delta H - T\Delta S \\ &= 6.01 \frac{\text{kJ}}{\text{mol-rxn}} - (263 \text{ K}) 0.022 \frac{\text{kJ}}{\text{mol-rxn.K}} \\ &= 6.01 \frac{\text{kJ}}{\text{mol-rxn}} - 5.79 \frac{\text{kJ}}{\text{mol-rxn.K}} \\ &= 0.22 \frac{\text{kJ}}{\text{mol-rxn}}\end{aligned}$$

Así, vemos que a $-10\text{ }^{\circ}\text{C}$ el cambio de energía libre de **Gibbs ΔG es positivo** para la fusión de agua. Por lo tanto, podríamos predecir que la reacción *no* es espontánea a $-10\text{ }^{\circ}\text{C}$. De hecho, predecimos que la reacción inversa sería espontánea: esperaríamos ver un charco de agua convertirse en hielo.

Hemos podido probar estos resultados al observar lo que le sucede a un cubo de hielo en la intemperie en un día de invierno frío (o tal vez en el congelador, aunque es más difícil ver lo que sucede cuando la puerta está cerrada). Si la temperatura exterior es de $-10\text{ }^{\circ}\text{C}$, esperaríamos que el cubo de hielo permaneciera sólido.

Ejemplo 3. A continuación, se muestran valores de ΔH , ΔS y temperatura para tres reacciones.

- I) $\Delta H = -128 \text{ kJ}$; $\Delta S = 35 \text{ J/K}$; $T = 500 \text{ K}$
- II) $\Delta H = 67 \text{ kJ}$; $\Delta S = -140 \text{ J/K}$; $T = 250 \text{ K}$
- III) $\Delta H = 75 \text{ kJ}$; $\Delta S = 95 \text{ J/K}$; $T = 800 \text{ K}$

¿Cuál(es) puede(n) ser considerada(s) **no** espontánea(s)?

➤ La reacción I

$$\Delta H = -128 \text{ kJ}; \Delta S = 35 \text{ J/K}; T = 500 \text{ K}$$

Será espontánea a cualquier temperatura, ya que ΔH es **negativo**, y ΔS , **positivo** (opción I incorrecta). Podemos comprobar esto, calculando su valor de ΔG , mediante la **ecuación de Gibbs**

$$\begin{aligned}\Delta G &= \Delta H - T\Delta S \\ \Delta G &= -128 \text{ kJ} - 500 \text{ K} * 0,035 \text{ kJ K} = -145,5 \text{ kJ}\end{aligned}$$

➤ Para la reacción II,

$$\Delta H = 67 \text{ kJ}; \Delta S = -140 \text{ J/K}; T = 250 \text{ K}$$

Podemos esperar que sea no espontánea a cualquier temperatura ya que el valor de ΔH es positivo y ΔS es negativo (opción II correcta). El cálculo del valor de ΔG permite corroborarlo.

$$\Delta G = 67 \text{ kJ} - 250 \text{ K} * -140 \text{ J K} = 102,0 \text{ kJ}$$

➤ Finalmente, para la reacción III,

$$\Delta H = 75 \text{ kJ}; \Delta S = 95 \text{ J/K}; T = 800 \text{ K}$$

Es necesario calcular el valor de ΔG , usando la ecuación de energía libre de Gibbs.

$$\begin{aligned}\Delta G &= \Delta H - T\Delta S \\ \Delta G &= 75 - (800 * 0,095) \\ \Delta G &= 75 - 76 \\ \Delta G &= -1\end{aligned}$$

Dado que ΔG es **negativo**, la reacción es **espontánea** (opción III **incorrecta**).

PON A PRUEBA TUS CONOCIMIENTOS

Ejercicios Propuestos

A continuación, encontrarás ejercicios para que practiques. Recuerda hacer lo siguiente:

- Resuélvelas siguiendo los pasos utilizados en los ejemplos resueltos.
- Si es necesario, apóyate con los apuntes expuestos al inicio.
- Si surgen dudas, registrarlas para luego consultar con el tutor.
- ¡Buen trabajo!

1. Si los cambios de la energía libre, de la entropía y de la entalpía son, respectivamente, negativo, positivo y negativo, se puede afirmar que el proceso será:

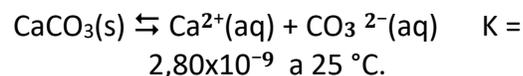
- A) espontáneo a cualquier temperatura.
- B) no espontáneo a cualquier temperatura.
- C) no espontáneo a baja temperatura.
- D) espontáneo solo a alta temperatura.
- E) espontáneo solo a baja temperatura

2. ¿Qué temperatura(s) permitirá(n) el desarrollo de una reacción espontánea, considerando $\Delta H = -350$ kJ y $\Delta S = -700$ J/K?

- I) 25 °C
- II) 227 °C
- III) 500 °C

- A) Solo I
- B) Solo II
- C) Solo III
- D) Solo I y II
- E) Solo II y III

3. Para la siguiente reacción:



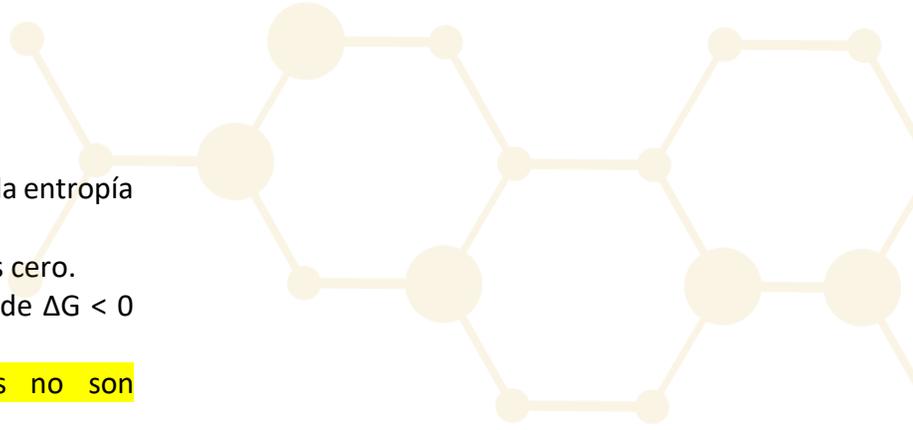
Calcule ΔG° a esta temperatura.

- a) $-48.7 \text{ kJ mol}^{-1}$
- b) 48.7 kJ mol^{-1}
- c) 69.9 kJ mol^{-1}
- d) $-21.2 \text{ kJ mol}^{-1}$
- e) 21.2 kJ mol^{-1}

4. Para una reacción, $\Delta H^\circ = -92$ kJ y $\Delta S^\circ = -65$ J/K, calcule el valor de ΔG° para esta reacción a 25 °C.

- a) +19.300 kJ
- b) -85 kJ
- c) -111 kJ
- d) -157 kJ
- e) -73 kJ





5. Señale la afirmación correcta:

- a) En todos los procesos espontáneos la entropía del sistema aumenta.
- b) La entalpía de formación del CO_2 es cero.
- c) Todas las reacciones químicas donde $\Delta G < 0$ son muy rápidas.
- d) Algunas reacciones exotérmicas no son espontáneas.

6. Cuando una sustancia pura en fase líquida congela espontáneamente, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

- a) ΔG , ΔH y ΔS son todos positivos.
- b) ΔG , ΔH y ΔS son todos negativos.
- c) ΔG , ΔH y son negativos, pero ΔS es positivo.
- d) ΔG , ΔS y son negativos, pero ΔH es positivo.
- e) ΔS , ΔH y son negativos, pero ΔG es positivo.

7. Para una reacción en equilibrio a presión y temperatura constantes, se ha de cumplir que:

- a) $\Delta H = 0$
- b) $\Delta S = 0$
- c) $\Delta U = 0$
- d) $\Delta G = 0$

8. Por el hecho de que el proceso de transformación de diamante en grafito tenga $\Delta G < 0$, se puede afirmar que:

- a) Los diamantes no son una inversión segura.
- b) El proceso no es espontáneo.
- c) El proceso es espontáneo, aunque muy lento.
- d) Aunque se aumente mucho la temperatura,

los diamantes seguirán siendo diamantes

9. Un proceso que se produce con desprendimiento de calor y disminución del desorden termodinámico es:

- a) Siempre espontáneo.
- b) Nunca espontáneo.
- c) Espontáneo a bajas temperaturas.
- d) Espontáneo a altas temperaturas.

SÍNTESIS

- La **segunda ley de la termodinámica** dice que la entropía del universo siempre aumenta para un proceso espontáneo:

$$\Delta S_{universo} = \Delta S_{sistema} + \Delta S_{alrededores} > 0$$

- A temperatura y presión constantes, el **cambio en la energía libre de Gibbs** se define como:

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

- Cuando ΔG es negativo, un proceso ocurrirá de manera espontánea, y se lo conoce como **exergónico**.
- La espontaneidad de un proceso puede depender de la temperatura.

BIBLIOGRAFÍA

1. Química. R. Chang McGraw Hill. 7ª Edición, 2002.



¿Quieres recibir orientación para optimizar tu estudio en la universidad?

CONTAMOS CON PROFESIONALES EXPERTOS EN EL APRENDIZAJE QUE TE PUEDEN ORIENTAR

[SOLICITA NUESTRO APOYO](#)



[Sitio Web de CIMA](#)



[Ver más fichas](#)



[Solicita más información](#)