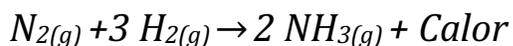


Actividad de Aprendizaje

Energía Libre de Gibbs 2

Vamos a repasar lo que ocurre cuando se tienen procesos exotérmicos y con disminución de la entropía.

El amoníaco se forma a partir del nitrógeno gaseoso y el hidrógeno según la siguiente reacción:



1. ¿Qué signo tendrá el ΔS ?
2. ¿Qué signo tendrá el ΔH ?
3. Esta reacción usted la puede clasificar como exotérmica o endotérmica.
4. ¿Según lo anterior cuál será el comportamiento de la energía libre de Gibbs para esta reacción a bajas temperaturas?,
5. ¿Cómo será el comportamiento a altas temperaturas?
6. El ΔH de reacción experimental tiene un valor de -92000 J/mol , por su parte el ΔS tiene un valor de -200 J/K mol . A continuación, calcule el valor de ΔG a 298 K y luego a 773 K .
7. Calcule en qué momento la reacción estará en equilibrio

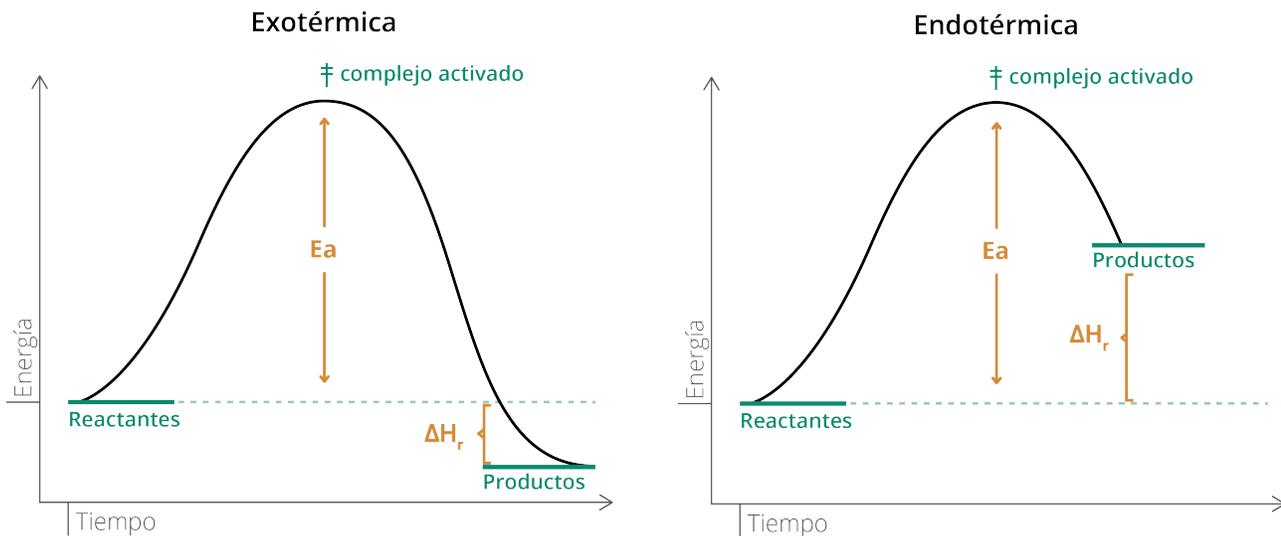
Respuestas:

1.

$$N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} \rightarrow 2 NH_{3(g)} + \text{Calor}$$

- Como podemos observar el número de moles de gas al inicio es de 4 y al final es solamente 2, aunque el amoníaco es una molécula más compleja que el nitrógeno y el hidrógeno, en este caso, es más importante la mayor cantidad de moles presentes en los productos. Por esta razón, los grados de libertad de los productos (desorden o entropía) son menos que al inicio y la diferencia de entropía nos da un resultado NEGATIVO

2. y 3.



Simbología:
Ea = Energía de activación.
 ΔH_r = Variación de la entalpía de la reacción.

Simbología:
Ea = Energía de activación.
 ΔH_r = Variación de la entalpía de la reacción.

4. y 5.

Comportamiento a bajas temperaturas

- El componente $T\Delta S$ debido a que la entropía disminuye adquiere un signo negativo, puesto que en la ecuación la contribución de la temperatura y la entropía se restan, esto da como resultado que conforme aumenta la temperatura el valor de ΔG disminuye. Además puesto que la reacción es exotérmica, el aumento de temperatura la desfavorece.

6. Para 298 K o temperatura ambiente tenemos lo siguiente:

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

$$\Delta G = -92000 \text{ J/mol} - 298 \text{ K} \cdot -200 \text{ J/K mol}$$

$$\Delta G = -32400 \text{ J/mol}$$

Para 773 K tenemos lo siguiente:

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

$$\Delta G = -92000 \text{ J/mol} - 773 \text{ K} \cdot -200 \text{ J/K mol}$$

$$\Delta G = 62600 \text{ J/mol}$$

7. A 298 K o a temperatura ambiente se da la formación de amoníaco ya que el ΔG de la reacción es negativo; no obstante, a temperaturas más altas, la reacción deja de ser espontánea. En este caso se cumple que cuando se tienen ΔH negativos y ΔS negativos, la temperatura es la que

define la espontaneidad de la reacción, por lo tanto, a temperaturas bajas la reacción será espontánea.

Resumen de lo aprendido:

Con una entalpía negativa y una entropía negativa, se necesitan BAJAS temperaturas para que la reacción sea espontánea.

En símbolos:

$\Delta H \downarrow$ $\Delta S \downarrow$ $T \downarrow$