



Entalpía y Ley de Hess

Química

RUTA DE APRENDIZAJE

En esta guía podrás adquirir destreza para determinar la entalpía de reacción a partir de la combinación de las entalpías de formación estándar.



ÍNDICE

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

INTRODUCCIÓN

Para medir el calor absorbido o liberado por un sistema durante un proceso de reacción química, se utiliza una propiedad denominada Entalpía, representada por el símbolo H . La **Entalpía es el estado energético de las sustancias, determinado por su contenido térmico**. La entalpía de una sustancia no puede medirse en valor absoluto, sólo pueden medirse las variaciones de entalpía ΔH , que sufre durante una transformación química, a presión y volumen constante. Toda reacción química está

acompañada de **absorción** o **emisión** de una cierta cantidad de calor que corresponde a una variación del contenido térmico de las diferentes especies participantes en la reacción; esta variación ΔH , denominada **entalpía de reacción**, **representa la diferencia entre la entalpía del estado final y del estado inicial, es decir es la diferencia entre la entalpía de los productos y la entalpía de los reactantes** y corresponde al intercambio de energía térmica entre el sistema y el ambiente, o sea entre el sistema y su entorno.

ENTALPIA

En otras palabras ΔH representa el calor absorbido o liberado durante una reacción. La **entalpía de reacción puede ser positiva o negativa según la reacción**. Para un proceso endotérmico (el sistema **absorbe calor** de su entorno), ΔH es positivo, es decir, $\Delta H > 0$, pero para un proceso exotérmico (el sistema **libera calor** hacia los alrededores), ΔH es negativo, es decir $\Delta H < 0$.

En el caso particular de una sustancia que se encuentre en su estado estándar, la variación de

entalpía se indica como ΔH^\ominus . **El estado estándar de una sustancia se define como la forma física más estable y pura que existe de la sustancia, a una temperatura de 298K y presión atmosférica estándar**; por ejemplo, el amoníaco gaseoso puro, el agua líquida y la glucosa sólida. Para especies en solución, el estado estándar del disolvente se define generalmente como la actividad unidad (fracción molar ideal de 1) y el estado estándar de los solutos también es la actividad unidad. En una solución ideal, el estado estándar de los solutos es 1.0 M. El cuadro No. 1 resume las convenciones sobre los estados estándar.

Cuadro 1. Convenciones para los estados estándar

ESTADO DE LA MATERIA

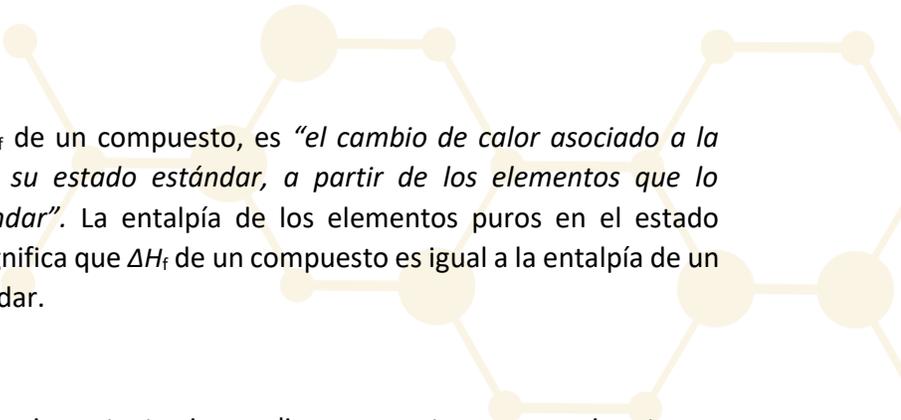
Gas
Líquido
Sólido
Elementos*
Disolución

*se refiere a la forma alotrópica más estable a 25°C y 1 atmósfera de presión.

Fuente: R. Chang. Química. 6ed. México, McGraw-Hill, 1999. p 738

ESTADO ESTÁNDAR

1 atmósfera de presión
Líquido puro
Sólido puro
 ΔH_f (elemento) = 0
Concentración molar



El calor molar estándar de formación ΔH_f de un compuesto, es “el cambio de calor asociado a la formación de un mol de compuesto en su estado estándar, a partir de los elementos que lo constituyen, también en su estado estándar”. La entalpía de los elementos puros en el estado estándar se considera igual a cero; esto significa que ΔH_f de un compuesto es igual a la entalpía de un mol de ese compuesto en su estado estándar.

LEY DE HESS

El cambio de entalpía de una reacción es el mismo, tanto si se realiza en una etapa o en varias etapas. Esto se puede describir como:



EJERCICIOS RESUELTOS

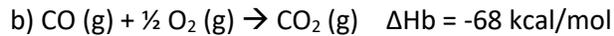
A continuación, se presentan ejercicios resueltos con sus procedimientos, en estos problemas se sugiere hacer lo siguiente:

- Lee comprensivamente.
- Revisa el paso a paso.
- Destaca lo que te resulte importante.
- Destaca lo que te genere dudas y luego consulta al tutor.

Ejemplo 1

Determinar la entalpia a 25°C y 1 atm para la reacción de combustión completa del carbono sólido.

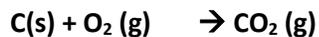
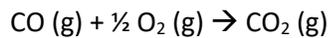
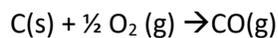
Dados



Resolución:

La ecuación deseada es: $\text{C(s)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) \quad \Delta H = ?$

Notamos que, para obtener la ecuación deseada, basta sumar las dos ecuaciones dadas, eliminando los CO intermediarios:

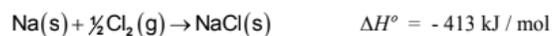


Para obtener el ΔH deseado, basta sumar las dos variaciones de entalpia dadas:

$$\Delta H = \Delta H_a + \Delta H_b = -94 \text{ kcal/mol}$$

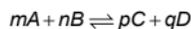
Ejemplo 2

La formación de un mol de NaCl sólido, a partir de sus elementos a temperatura y presión constantes, se produce con desprendimiento de calor.



ΔH° negativa indica que la reacción es exotérmica.

Existen tablas que registran los valores de ΔH_f° de la mayoría de los compuestos, a partir de los cuales se puede calcular ΔH° de una reacción por diferencia.



$$\Delta H_{\text{Reacción}}^{\circ} = \Delta H_f^{\circ}(\text{productos}) - \Delta H_f^{\circ}(\text{reactantes})$$

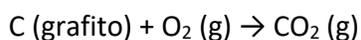
$$\Delta H^{\circ} = [p\Delta H_f^{\circ}(C) + q\Delta H_f^{\circ}(D)] - [m\Delta H_f^{\circ}(A) + n\Delta H_f^{\circ}(B)]$$

donde m, n, p y q son los coeficientes estequiométricos de la ecuación de la reacción. La ecuación se puede generalizar como:

$$\Delta H_R^{\circ} = \sum \Delta H_f^{\circ}(\text{productos}) - \sum \Delta H_f^{\circ}(\text{reactantes})$$

Ejemplo 3.

Calcular la entalpía estándar de formación del CO₂ gaseoso a partir de sus elementos constituyentes.



Aplicando la fórmula

$$\Delta H_R^{\circ} = \sum \Delta H_f^{\circ}(\text{productos}) - \sum \Delta H_f^{\circ}(\text{reactantes})$$

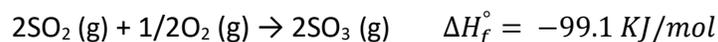
$$\Delta H^{\circ} = (1 \text{ mol})\Delta H_f^{\circ}(CO_2(\text{g})) - [(1 \text{ mol})\Delta H_f^{\circ}(C(\text{grafito})) + (1 \text{ mol})\Delta H_f^{\circ}(O_2(\text{g}))]$$

$$\Delta H^{\circ} = -393.5 \text{ kJ} - (0 + 0)$$

$$\Delta H_R^{\circ} = -393.5 \text{ kJ} = \Delta H_f^{\circ}(CO_2(\text{g}))$$

Ejemplo 4

Calcule el calor liberado cuando 96.12 g de SO₂ (masa molar = 64.07g/mol) se convierten a SO₃, según la siguiente reacción:



Solución: La ecuación muestra que por cada mol de SO₂ que se quema, se liberan 99.1 kJ de calor, por lo tanto, el calor producido por los 96.12 g de SO₂ es:

$$96.12 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol } SO_2}{64.07 \text{ g } SO_2} \times \frac{-99.1 \text{ KJ}}{1 \text{ mol } SO_2} = -148.67 \text{ KJ}$$

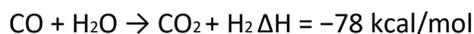
En las ecuaciones termoquímicas es importante especificar el estado físico de los constituyentes del sistema en reacción, debido a que los valores de entalpía de una especie química varían según su estado físico.

EJERCICIOS PROPUESTOS

A continuación, encontraras 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. La siguiente reacción



Puede clasificarse como

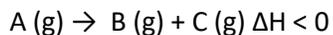
- a) Endotérmica
- b) Exotérmica**
- c) Endergónica
- d) Exergónica
- e) Catalítica

2. ¿Cuál(es) de las reacciones dadas a continuación se clasifica(n) como endotérmica(s)?

- | | | |
|------|---|--------------------------------------|
| I) | $\text{C (grafito)} + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g})$ | $\Delta H = -4,1 \text{ kcal/mol}$ |
| II) | $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ | $\Delta H = -133,0 \text{ kcal/mol}$ |
| III) | $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ | $\Delta H = +79,0 \text{ kcal/mol}$ |

- a) Solo I
- b) Solo II
- c) Solo III**
- d) Solo I y II
- e) I, II y III

3. La siguiente reacción,



se puede clasificar como

- a) cambio físico
- b) exotérmica**
- c) exergónica
- d) endotérmica

e) endergónica

4. ¿Cuál(es) de las siguientes afirmaciones es (son) correcta(s) con respecto a las reacciones exotérmicas?

- I) El calor contenido en los reactantes es mayor que el de los productos.
- II) Presentan un ΔH negativo.
- III) Se libera energía calórica durante el proceso.

- a) Solo I
- b) Solo II
- c) Solo III
- d) Solo I y II
- e) I, II y III

5. La variación de la energía interna dentro de una reacción, que ocurre a presión y volumen constantes, se conoce como

- a) cambio de entropía.
- b) reacción exotérmica.
- c) cambio de entalpía.
- d) reacción endotérmica.
- e) energía de activación.

6. ¿Cuál es el valor de ΔH para la siguiente reacción?



$$\Delta H_f^\circ = \text{Au(OH)}_3 = 34 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ = \text{H}_3\text{PO}_4 = 95 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ = \text{AuPO}_4 = 31 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ = \text{H}_2\text{O} = 7 \text{ kcal/mol}$$

- a) -70 kcal
- b) -77 kcal
- c) 70 kcal
- d) 77 kcal
- e) 79 kcal

7. Considerando la siguiente ecuación y sus valores de ΔH_f°



$$\Delta H_f^\circ = \text{C}_2\text{H}_2 = 226.7 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ = \text{O}_2 = 0 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ = \text{CO}_2 = -241.5 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ = \text{H}_2\text{O} = -393.5 \text{ kcal/mol}$$

¿Cuál es el valor de ΔH° asociado?

- a) -2510.4 kJ
- b) -861.7 kJ
- c) -408.3 kJ
- d) 861.7 kJ
- e) 2510.4 kJ

8. A partir de la entalpia de formación, calcula la entalpia de la siguiente reacción:



$$\Delta H_f^\circ \left(\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right): \text{CH}_4 = -74.9; \text{CCl}_4 = -106.6; \text{HCl} = -92.3$$

- a) -400.9 kJ
- b) -352.3 kJ
- c) -176.1 kJ
- d) 352.3 kJ

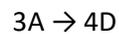
9. A partir de las entalpias de enlace, calcula la entalpia de la siguiente reacción



$$\text{Entalpias de Enlace} \left(\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right): (\text{C} - \text{H}) = 415; (\text{Cl} - \text{Cl}) = 244; (\text{C} - \text{Cl}) = 330; (\text{H} - \text{Cl}) = 430$$

- a) -404 kJ
- b) 397 kJ
- c) -1238 kJ
- d) -202 kJ

10. ¿Cuál es el valor de ΔH de la siguiente reacción?

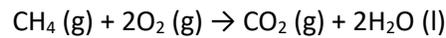


$$\text{F} \rightarrow \text{Z} + \text{H} \quad \Delta H = -100 \text{ kcal/mol}$$

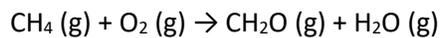


- a) -200 kcal
- b) -150 kcal
- c) 150 kcal
- d) 200 kcal
- e) 300 kcal

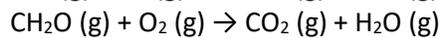
11. El metano (CH_4) combustiona en presencia de oxígeno para transformarse en anhídrido carbónico (CO_2) y agua, de acuerdo a la siguiente ecuación.



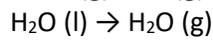
¿Cuál es el valor de ΔH° de la reacción?



$$\Delta H = -248,0 \text{ kJ}$$



$$\Delta H = -518,0 \text{ kJ}$$



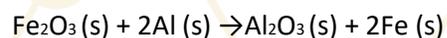
$$\Delta H = 44,0 \text{ kJ}$$

- a) -678 kJ
- b) -722 kJ
- c) -766 kJ
- d) -810 kJ
- e) -854 kJ

12. A partir de las siguientes reacciones y sus valores de ΔH

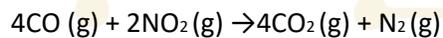


¿Cuál es la entalpía de la siguiente reacción?



- a) 200 kcal
- b) 199 kcal
- c) -199 kcal
- d) -200 kcal
- e) -399 kcal

13. Considerando la reacción



y los siguientes valores de entalpía

$$\Delta H_f^\circ(\text{NO}) = 90,2 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,5 \text{ kJ/mol}$$



¿Cuál es el valor de ΔH_r° ?

A) -316,2 kJ

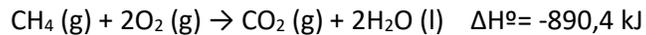
D) -1198,4 kJ

B) -470,8 kJ

E) -1312,4 kJ

C) -1149,6 kJ

14. A partir de la siguiente ecuación:



Calcule la cantidad de energía liberada por 64 gramos de metano (masa molar 16 g/mol)

a) -3561.6 kJ

b) 3561.6 kJ

c) -2541.3 kJ

d) 1557.3 kJ

14. ¿Qué cantidad de metano sería necesario para desprender 2000 kJ?

a) 30.02 gramos

b) 35.94 gramos

c) 15.98 gramos

d) 31.15 gramos

SÍNTESIS

- En una reacción exotérmica, la energía liberada no desaparece simplemente. Más bien, se convierte en energía cinética, que produce calor. Esto se observa como un aumento de temperatura a medida que avanza la reacción.
- las reacciones endotérmicas suelen requerir que se agregue energía para favorecer la formación de productos. En la práctica, esto generalmente significa manejar una reacción a una temperatura más alta con una fuente de calor.
- Para cuantificar la entalpía de reacción para un caso dado, un enfoque posible es utilizar las entalpías de formación estándar para todas las moléculas involucradas.

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](#)