

## Revisión

### Procesos y fenómenos termodinámicos

### Thermodynamic processes and phenomena

**Est. Aliannis Cabrera La O**, Universidad de Granma, Bayamo, Cuba <sup>(1)</sup>

**Lic. Leyanet de la Caridad Vila Hidalgo**, Universidad de Granma, Bayamo, Cuba <sup>(2)</sup>

<sup>(1)</sup> Estudiantes de 2<sup>do</sup> Año. Carrera Licenciatura en Educación. Química. Alumno ayudante. Alumno ayudante-investigador. Pertenece a Grupo científico. Facultad de Educación Media. Universidad de Granma. Bayamo. Campus Blas Roca Calderío. Cuba. [alianniscabrera3@gmail.com](mailto:alianniscabrera3@gmail.com)

<sup>(2)</sup> Profesora Instructora. Licenciada en Educación Especialidad Biología-Química. Docente. Departamento Química, Universidad de Granma, Campus Blas Roca Calderío, Granma, Cuba. [leyanetvila13@gmail.com](mailto:leyanetvila13@gmail.com)  
ORCID: <https://orcid.org/0009-0009-6755-3658>

### Resumen

El siguiente artículo está dirigido a la ciencia macroscópica que estudia el calor, el trabajo, la energía y los cambios que ellos producen en los sistemas, que es fundamental para entender el equilibrio químico y predecir las condiciones en la que se alcanza dicho equilibrio. Esta disciplina se enfoca en el análisis de las leyes termodinámicas como la ley cero, la primera ley de la Termodinámica, la segunda ley de la Termodinámica y la ley de Hess. También estudia conceptos como entalpía, la entropía y la energía libre de Gibbs, que son fundamentales para entender los procesos químicos. El tema del trabajo se ha explicado en diferentes bibliografías de forma simplificada y general, no obstante, se realiza un análisis teórico en el que sistematiza aspectos importantes de la química, se profundiza, se amplía y se particulariza en la termodinámica química como una herramienta esencial para predecir la dirección y la magnitud de los cambios energéticos que ocurren en las reacciones químicas, consideradas estas como línea directriz y concepto



primario del curso de química. El trabajo es resultado del proceso docente educativo en la carrera, constituye trabajo extracurricular de la asignatura Química Física.

**Palabras claves:** calor; cambios; energía; reacción química; sistema; trabajo

**Abstract:**

The following article is aimed at the macroscopic science that studies heat, work, energy and the changes they produce in systems, which is fundamental to understanding chemical equilibrium and predicting the conditions in which said equilibrium is reached. This discipline focuses on the analysis of thermodynamic laws such as the zero law, the first law of Thermodynamics, the second law of thermodynamics and Hess's law. He also studies concepts such as enthalpy, entropy and Gibbs free energy, which are fundamental to understanding chemical processes. The topic of the work has been explained in different bibliographies in a simplified and general way, however, a theoretical analysis is carried out in which important aspects of chemistry are systematized, chemical thermodynamics is deepened, expanded and particularized as an essential tool to predict the direction and magnitude of the energetic changes that occur in chemical reactions, considered these as a guideline and primary concept of the chemistry course. The work is the result of the educational teaching process in the major; it constitutes extracurricular work of the subject Physical Chemistry.

**Keywords:** heat; changes; energy; chemical reaction; system; work

**Introducción**

La Termodinámica es considerada una disciplina fenomenológica, que estudia los fenómenos que ocurren en los sistemas desde un punto de vista macroscópico en función de propiedades físicas macroscópicas observables y medibles. (Martin, 2015, p. 1). Es una rama de la física que se encarga



de estudiar la energía y sus transformaciones, reversibles e irreversibles en forma de calor de los sistemas, así como también su capacidad para producir un trabajo.

Surge durante el siglo XIX cuando se comenzaron a realizar estudios sobre la producción de trabajo mecánico a partir de fuentes de calor, con un interés central en las aplicaciones técnicas de las maquinas térmicas durante la revolución industrial. (Martin, 2015, p. 1). La Termodinámica estudia las relaciones y dependencias energéticas entre distintas propiedades de las sustancias. Esta se apoya en un sistema de términos necesarios con numerosas variables. Está basada en un número reducido de postulados básicos a partir de los cuales se deducen las leyes que gobiernan los fenómenos caloríficos (Martin, 2015, p. 1).

La termodinámica química (termoquímica) estudia los cambios energéticos dentro del campo de la Química, ya que las reacciones químicas van siempre acompañadas de transferencia de energía. De manera que a través del presente trabajo se expone los resultados del estudio teórico realizado a procesos y fenómenos termodinámicos como una herramienta esencial para predecir la dirección y la magnitud de los cambios energéticos que ocurren en las reacciones químicas. Tal estudio es resultado del proceso docente educativo en la carrera, constituye trabajo extracurricular de la asignatura Química Física.

El estudio se realiza a partir de la aplicación de métodos teóricos de la investigación que sustentan los resultados de la sistematización teórica y práctica, los que permiten emitir criterios y valoraciones, así como arribar a conclusiones. Se resumen procesos y fenómenos termodinámicos en los que ocurren cambios energéticos, se sistematiza aspectos de la termodinámica química, para predecir la dirección y la magnitud de los cambios energéticos que ocurren en las reacciones químicas, que se estudian en la enseñanza preuniversitaria. Se analiza la relación causa-efecto de dichos procesos y fenómenos, así como su vinculación con la naturaleza y la vida cotidiana.



## **Desarrollo**

El origen de la termodinámica data desde las civilizaciones antiguas, las que veían el calor como algo relacionado con el fuego. Los antiguos egipcios lo relacionaban con orígenes mitológicos. En el periodo moderno, se pensaba que el calor era una medida de un fluido invisible, conocido como calórico (Planas, 2018, p. 2)

La historia de la termodinámica marca sus inicios en 1824. Para esta fecha, Sadi Carnot, fue el primero en demostrar que se puede obtener trabajo del intercambio de calor entre dos fuentes a diferentes temperaturas. A través del teorema de Carnot y la máquina ideal de Carnot (basada en el ciclo de Carnot) se cuantificó este trabajo e introdujo el concepto de eficiencia termodinámica. En 1848, Lord Kelvin, utilizando la máquina de Carnot, introdujo el concepto de temperatura termodinámica efectiva y es responsable de una declaración del segundo principio de la termodinámica. En 1850 James Prescott Joule demostró la igualdad de las dos formas de energía (entonces se creía que el líquido calórico todavía existía).

Habiendo llegado a esto, se planteó el problema de que, si fuera posible obtener el calor total del trabajo, no hubiera sido posible obtener el inverso. Clausius llegó a la misma conclusión en 1855 cuando presenta su desigualdad para reconocer procesos reversibles de los irreversibles y estado de la función de la entropía (Planas, 2018, p. 2)

En 1876 Willard Gibbs publicó el tratado "Sobre el equilibrio de sustancias heterogéneas" (Sobre el equilibrio de sustancias heterogéneas). En este tratado mostraba cómo un proceso termodinámico podría representarse gráficamente y cómo estudiar de esta manera la energía, la entropía, el volumen, la temperatura y la presión podrían preverse la eventual espontaneidad del proceso considerado.



El caso de la termodinámica es emblemático en la historia y en la epistemología de la ciencia: es uno de esos casos en los que la práctica ha sido pionero en la teoría misma: la primera está diseñada para la máquina de vapor, a continuación, se sistematizó su funcionamiento teórico a través de sus principios básicos (Planas, 2018, p. 2)

En 1967 aparecen las primeras máquinas de vapor. En este momento, el estudio de la termodinámica tenía una aplicación práctica en la industria que más tarde desencadenó la Revolución Industrial.

Procesos y fenómenos termodinámicos

La termodinámica es considerada una ciencia macroscópica que estudia el calor, el trabajo, la energía y los cambios que ellos producen en los sistemas. Considerados estos como el cuerpo o grupos de cuerpos que interactúan con el medio ambiente y que son aislados mentalmente de éste.

La termodinámica es una rama de la física encargada del estudio de la interacción entre el calor y otras manifestaciones de la energía. Dicha ciencia aclaró los conceptos de calor y temperatura, proporcionando definiciones coherentes y demostrando cómo podían relacionarse éstas con los conceptos de trabajo y energía, que hasta entonces tenían un carácter mecánico.

Es el campo de la física que describe y relaciona las propiedades físicas de la materia de los sistemas macroscópicos, así como sus intercambios energéticos. Los principios de la termodinámica tienen una importancia fundamental para todas las ramas de la ciencia y la ingeniería, el uso de sus Principios en la Química constituye una de las aplicaciones más significativas, pues el enfoque energético de esta, el estudio de los calores de reacción, constantes de equilibrio, etc., han permitido junto a los enfoques estructurales, el avance de esta ciencia que tiene que ver con una de las formas del movimiento fundamental de la materia.



Diariamente se verifican en la naturaleza y en la vida cotidiana diversos fenómenos que van acompañados de cambios apreciables de energía; Al momento de encender una estufa que bien sea eléctrica o con gas, ambos agentes son llevados a un proceso para generar el fuego que se usa para calentar ollas o sartenes, cuando se quema combustible para producir el calor necesario para cocinar los alimentos. Está presente en reacciones químicas comunes como las presentes en el metabolismo animal, la fotosíntesis, el lanzamiento de cohetes espaciales, etc. En el desarrollo científico-técnico de los pueblos se toma como uno de los indicadores fundamentales, el desarrollo de las fuentes de energía y su uso eficaz y eficiente.

Las leyes o principios de la termodinámica, descubiertos en el siglo XIX a través de meticulosos experimentos, determinan la naturaleza y los límites de todos los procesos termodinámicos. Estudia las relaciones y dependencias energéticas entre distintas propiedades de las sustancias y da generalizaciones de aplicación sumamente amplias que se nombran principios de la termodinámica.

La termodinámica clásica solo considera cuerpos compuestos por gran cantidad de moléculas, llamados sistemas macroscópicos y no tiene en cuenta el comportamiento y las propiedades de las moléculas aisladas. La termodinámica química estudia los cambios energéticos dentro del campo de la Química, ya que las reacciones químicas van siempre acompañadas de transferencia de energía.

Son varias las manifestaciones que evidencian la ocurrencia de una reacción química, pero de todas ellas, el desprendimiento o absorción de energía es la más conocida y utilizada por la humanidad desde los inicios de su desarrollo histórico. Los combustibles, por la gran cantidad de calor que producen en su oxidación, son utilizados por el hombre como fuente de energía.



En la fotosíntesis, se absorbe la energía luminosa, que proviene del Sol, para sintetizar los carbohidratos en las plantas verdes. De igual forma, la oxidación de los alimentos proporciona la energía necesaria para los procesos vitales que tienen lugar en los animales y en las plantas. Estas afirmaciones permiten comprender la importancia del conocimiento acerca de los cambios energéticos que se producen en las reacciones químicas y de su control (Colectivo de autores, 2019, p. 128)

Termodinámica química: herramienta esencial

Son varias las manifestaciones que evidencian la ocurrencia de una reacción química, pero de todas ellas, el desprendimiento o absorción de energía es la más conocida y utilizada por la humanidad desde los inicios de su desarrollo histórico. Los combustibles, por la gran cantidad de energía en forma de calor que producen en su oxidación, son utilizados por el ser humano como fuente de energía (Colectivo de autores, 2019, p. 140).

En la fotosíntesis, se absorbe la energía luminosa, que proviene del Sol, para sintetizar los carbohidratos en las plantas verdes. De igual forma, la oxidación de los alimentos proporciona la energía necesaria para los procesos vitales que tienen lugar en los animales y en las plantas. Estos fenómenos permiten comprender la importancia del conocimiento acerca de los cambios energéticos que se producen en las reacciones químicas y de su control. La parte de la Química que estudia las manifestaciones térmicas de las reacciones químicas se denomina Termoquímica (Colectivo de autores, 2019, p. 140).

La termoquímica o termodinámica química en su desarrollo, ha acumulado un conjunto de conocimientos teóricos sobre las sustancias y las reacciones químicas, que permiten mediante el cálculo predecir el calor involucrado en una reacción química dada. Esto facilita el diseño de aparatos y dispositivos para la industria química. También posibilita determinar de forma



anticipada el tipo de combustible y la masa de este a emplear en un proceso productivo establecido.

La posibilidad que ofrece la termoquímica para determinar teóricamente la energía absorbida o desprendida en las reacciones químicas, promueve el desarrollo de otras ciencias, como es el caso de las ciencias biológicas. Mediante los conocimientos termoquímicos se profundiza en el estudio del balance energético durante el metabolismo de plantas y animales. Si no hay calor corporal permanente, es imposible la vida. También se puede calcular la energía que suministran los distintos tipos de alimentos al hombre, con el fin de balancear la dieta humana.

La termodinámica química se basa en leyes, principios y categorías claves, entre los que se incluyen:

- Leyes termodinámicas: la termodinámica química se basa en las leyes termodinámicas: ley cero, la primera y la segunda ley de la termodinámica y la ley de Hess.
- Entalpía: es una medida de la cantidad de energía que se libera o se absorbe durante una reacción química.
- Entropía: es una medida de la cantidad de desorden o aleatoriedad en un sistema
- Energía libre de Gibbs: es una energía de la cantidad de energía disponible para realizar trabajo útil en un sistema.
- Equilibrio químico: es un estado en el que la velocidad de la reacción inversa, y las concentraciones de los productos y los reactivos permanecen constantes.

Estas ideas son fundamentales para entender los procesos químicos y predecir la dirección y la magnitud de los cambios energéticos que ocurren en las reacciones químicas. En su objeto de estudio los estudiantes deben:



- Clasificar reacciones químicas desde el punto de vista termodinámico a partir de los valores de variación de entalpía ( $\Delta H$ ), la variación de energía libre ( $\Delta G$ ), y la variación de energía total contra avance de la reacción.
- Resolver problemas sencillos de cálculos de variación de entalpía ( $\Delta H$ ) y de la variación de energía libre ( $\Delta G$ ) en una reacción química, a partir de la Ley de Hess, la expresión fundamental de la termodinámica y la ecuación de Nerst.

Para analizar las reacciones químicas desde el punto de vista termodinámico, se retoma el estudio de la variación de entalpía ( $\Delta H$ ) y se introduce su estudio como función de estado junto a la variación de entropía ( $\Delta S$ ) y la variación de energía libre ( $\Delta G$ ) como las propiedades termodinámicas que caracterizan el estado de un sistema teniendo en cuenta que la reacción química es un sistema termodinámico que intercambia energía con el medio o alrededores; en la termodinámica química.

Estos sistemas tienen límites supuestos o reales y se determinan mediante las propiedades macroscópicas del mismo, las que describen su estado macroscópico en un instante dado, y se describe con los valores de las variables macroscópicas necesarias, las cuales deben permitir reproducir el sistema en dicho estado, con toda la precisión posible, a partir de dicha información.

Es necesario definir el estado inicial y final del sistema, ya que estos solo dependen de estos estados y no del camino recorrido para alcanzar el cambio. Es importante asociar el valor de  $\Delta G$  a la producción o no de energía para realizar trabajo útil y la clasificación de las reacciones en espontáneas o no espontáneas, haciéndose énfasis en la relación entre estas funciones de estado. Es importante trabajar con esquemas o diagramas de energía contra avance de la reacción .

Termoquímica que se estudia en la enseñanza preuniversitaria



En el 10<sup>mo</sup> grado de la enseñanza preuniversitaria, se sistematiza y profundiza todo lo relacionado con las reacciones exotérmicas y endotérmicas que el educando ha recibido en Secundaria Básica. Dicha clasificación depende del desprendimiento o absorción de energía en forma de calor, representada de forma convencional, a partir del criterio:

- ✓ Si la reacción es exotérmica:  $\Delta H < 0$  (signo negativo).
- ✓ Si la reacción es endotérmica:  $\Delta H > 0$  (signo positivo).

La forma de representar la reacción química, en la que también se expresa el desprendimiento o absorción de calor, se denomina ecuación termoquímica; en ella se representan los estados de agregación de todos los reaccionantes y los productos y, además al final de la ecuación se escribe el valor de  $\Delta H$ , como aparece en el cuadro que sigue:

Cuadrado 1.  
Clasificación de las reacciones químicas

Criterio de clasificación	Tipo de reacción	Ejemplos
De acuerdo con la energía absorbida o desprendida durante el proceso.	Exotérmica (la mayoría de las reacciones): desprende energía en forma de calor.	$2 \text{Ca(s)} + \text{O}_2\text{(g)} = 2 \text{CaO(s)} \quad \Delta H < 0$
	Endotérmica: absorbe energía en forma de calor.	$\text{CaCO}_3\text{(s)} = \text{CaO(s)} + \text{CO}_2\text{(g)} \quad \Delta H > 0$

Para revolve los contenidos de la asignatura los estudiantes en dicha enseñanza deben dominar el significado del símbolo  $\Delta H$  (variación de entalpía), la causa del signo positivo o negativo de  $\Delta H$  a partir de la relación entre la energía total de los productos y la de los reaccionantes. Ejemplo: en la combustión del monóxido de carbono se sabe que se desprende calor. La ecuación termoquímica se representa por:  $\text{CO (g)} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \text{(g)} = \text{CO}_2 \text{(g)} \quad \Delta H < 0$

Pero si se conoce que la cantidad de calor que se desprende por cada mole de monóxido de carbono que reacciona con dióxígeno es de 283,03 kJ, entonces se puede representar la ecuación



termoquímica de la siguiente manera:  $\text{CO (g)} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \text{(g)} = \text{CO}_2 \text{(g)} \Delta H = -283,03 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ . El signo negativo del valor de  $\Delta H$  indica que es un calor desprendido.

Cuando se estudia una reacción química se delimita real o mentalmente una porción de la materia integrada por una o varias sustancias simples o compuestas en estado de interacción, sometida a una determinada observación y separada del medio que la rodea, constituyendo un sistema Químico. El conjunto de las sustancias reaccionantes y productos contenidas en un recipiente constituye el sistema.

Por ello cuando una reacción química es exotérmica desprende energía y provoca un aumento de la temperatura en el medio en el cual ocurre dicha reacción, porque el excedente de energía al transformarse los reaccionantes en productos es transferido al medio. De aquí se infiere que la energía de los reaccionantes es mayor que la energía de los productos.

De igual forma la ecuación termoquímica de un proceso endotérmico como la descomposición del hidróxido de calcio se puede representar por:  $\text{Ca(OH)}_2 \text{(s)} = \text{CaO (s)} + \text{H}_2\text{O (g)} \quad \Delta H > 0$ . Pero si se conoce que absorbe 109,23 kJ por cada mol del hidróxido, entonces puede representarse por:



Cuando una reacción química es endotérmica absorbe energía y provoca una disminución de la temperatura del medio en el cual ocurre dicha reacción, porque la energía necesaria para transformarse los reaccionantes en productos es tomada del medio. Al final de la reacción puede afirmarse que la energía de los productos es mayor que la energía de los reaccionantes.

Durante una reacción química las sustancias reaccionantes (estado inicial del sistema) pueden disminuir su contenido energético, al transformarse en las sustancias productos (estado final del sistema), pero también puede ocurrir que después de la reacción, las sustancias productos posean



un contenido energético mayor que el correspondiente a los reaccionantes. Si las variaciones energéticas del sistema se manifiestan en forma de calor, se dice que en el primer caso se desprendió calor, mientras que en el segundo se absorbió calor. El calor absorbido o desprendido por un sistema durante una reacción química se llama calor de reacción (Colectivo de autores, 1992, p.143).

La entalpía (H) es una función de estado que depende de los estados inicial y final del sistema. La variación de entalpía ( $\Delta H$ ) de una reacción se llama Entalpía de reacción y viene dada por la ecuación de definición:  $\Delta H = \Delta H_{\text{productos}} - \Delta H_{\text{reactivos}}$

- Para la reacción exotérmica: si en la reacción se cede calor,  $\Delta H < 0$   $\Delta H_{\text{T reactivos}} > \Delta H_{\text{T productos}}$ .
- Para la reacción endotérmica: si en la reacción se absorbe calor,  $\Delta H > 0$   $\Delta H_{\text{T reactivos}} < \Delta H_{\text{T productos}}$

La H es una magnitud extensiva; por tanto, para formar un número de moles doble de un determinado compuesto, se requiere el doble de energía. Por otro lado, es una función de estado, por lo que la entalpía de cualquier reacción tiene el mismo valor pero de signo contrario que la entalpía de la reacción inversa. La  $\Delta H$  depende de la temperatura y la presión del proceso. Por ello, cualquier ecuación termoquímica está incompleta si no se conocen los valores de estos dos parámetros.

De manera que la causa del valor relativo de la  $\Delta H$  en una reacción química (mayor o menor que cero) está dada por el aumento o disminución de la energía total del sistema que se produce por absorción o desprendimiento de calor. Que se resume en el cuadro que sigue:



Cuadrado 2.

Clasificación de las reacciones químicas según la relación entre las energías totales de los productos y los reaccionantes

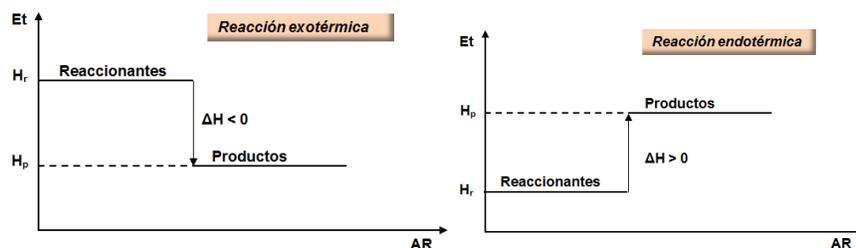
Tipo de reacción	Variación de la energía en la reacción química	Relación entre las energías totales de los productos y los reaccionantes	Signo de $\Delta H$
EXOTÉRMICA	Disminuye (desprende energía en forma de calor)	$H_p < H_r$	Negativo ( $\Delta H < 0$ )
ENDOTÉRMICA	Aumenta (absorbe energía en forma de calor)	$H_p > H_r$	Positivo ( $\Delta H > 0$ )

Se revela en dicha enseñanza como la  $\Delta H$  durante un proceso químico, tiene una relación directa con la cantidad de sustancia transformada y, por tanto, ...esto explica que debemos ahorrar energía para evitar que se eleve su demanda, lo que implicaría quemar mayor cantidad de combustible, es decir, podemos abordar lo relativo al uso racional de los recursos energéticos y la cultura del ahorro, como una vía para trabajar los objetivos de la educación ambiental (Programa de Química Décimo grado, 2019, p.15).

Sobre la base de ejemplos de reacciones exotérmicas y endotérmicas, se introduce el contenido relacionado con la representación de estas, mediante diagramas de energía total ( $E_t$ ) contra avance de la reacción ( $AR$ ), en los que se muestra la diferencia de energía entre reaccionantes y productos en una reacción química y se consolida la comprensión del signo de  $\Delta H$ , como se muestra en la figura que sigue:



Figura 1.  
Diagramas que muestran la diferencia de energía entre reaccionantes y productos en una reacción química.



Al seguir el sentido del AR de izquierda a derecha, los reaccionantes se sitúan siempre a la izquierda de los productos, aunque en el eje de la Et puedan estar abajo o arriba de los mismos, en dependencia del tipo de reacción. La flecha que representa  $\Delta H$  indica el aumento o disminución de la energía asociada a los reaccionantes según el tipo de reacción química (exotérmica o endotérmica); esta debe ser paralela al eje de la energía total y su sentido se sitúa convencionalmente de reaccionantes a productos (Colectivo de autores, 1992, p.147).

En el punto de intersección de los dos ejes del diagrama no necesariamente se coloca el cero, toda vez que el avance de la reacción es adimensional, solo indica el sentido en que ocurre la reacción química: de reaccionantes a productos, y los valores de  $\Delta H$  pueden ser indistintamente positivos o negativos (Colectivo de autores, 1992, p.148).

Para cada reacción química en particular, se deben colocar las fórmulas de reaccionantes y productos con sus correspondientes estados de agregación y coeficientes estequiométricos en la ecuación química.

Aunque en la enseñanza preuniversitaria no es objetivo, llegar hasta el concepto de entalpía de formación molar, es bueno precisar, como refiere el libro de texto, que la entalpía de formación molar es una magnitud que caracteriza a las sustancias compuestas, es la energía involucrada en la formación de 1 mol de una sustancia compuesta a partir de las sustancias simples en su estado



estándar (a TPEA, o sea a temperatura ambiente: 25°C y a una presión de 100 kPa) lo que se indica por el supraíndice (0) y se simboliza por  $\Delta H_f^0(X)$ . Su unidad es el kJ/mol o  $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Se sugiere realizar algunos ejercicios de cálculo aplicando estos valores de  $\Delta H$ , por ejemplo:

- Buscar la variación de entalpía de formación molar de una sustancia.
- Clasificar la reacción de formación de esta sustancia en endotérmica o exotérmica.
- Representar ese proceso en una gráfica de energía total vs avance de la reacción.
- Calcular el calor que se libera o se absorbe durante la formación de n moles de esta sustancia o dado el calor involucrado determinar la cantidad de sustancia que se formaron.

Cuando se calcula la cantidad de calor a presión constante (atmosférica), ( $Q_p$ ) se tendrá en cuenta que el calor absorbido o desprendido no tiene signo, pero  $\Delta H$  sí lo tiene. Se ha demostrado experimentalmente que la cantidad de calor a presión constante ( $Q_p$ ), que se calcula a partir de datos experimentales para una reacción química determinada, es igual al valor absoluto de su variación de entalpía ( $\Delta H$ ). Lo que se representa de la manera siguiente:  $Q_p = |\Delta H|$ .

También en la enseñanza se hace estudio de la Ley de Hess, la que los alumnos deben lograr enunciar, y para ello se puede analizar el ejemplo de la figura 3.4 del libro de texto del grado en la página 46. Igualmente analizar el siguiente hecho: si se pretende obtener  $\text{CO}_2$  gaseoso a partir de sus respectivas sustancias simples se puede proceder por dos vías:

- Reacción directa de las sustancias simples para obtener el  $\text{CO}_2$ , este proceso involucra 393,6 kJ de energía que se libera por cada mole de monóxido de carbono (CO) que se forma.
- Reacción de las sustancias simples para obtener CO gaseoso, lo que provoca que se liberen 110,57  $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ , si ahora se continúa oxidando este óxido para obtener un mole



de monóxido de carbono se libera  $283,03 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ , lo que implica un resultado total de  $394,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

Como se aprecia en ambos casos, los estados iniciales ( $\text{C}_{(s)}$  y  $\text{O}_{2(g)}$ ) y finales ( $\text{CO}_{2(g)}$ ) son los mismos, la energía involucrada es la misma.

El cálculo de la variación de entalpía de una reacción a partir de las entalpías de formación molar de las sustancias involucradas en la misma, constituye una aplicación práctica de la ley de Hess o de la suma constante de calor, utilizando la expresión matemática:  $H = H_{\text{productos}} - H_{\text{reaccionantes}}$

Para los cálculos de la variación de entalpía en estado estándar ( $\Delta H^0$ ), a partir de las entalpías de formación de los productos y los reaccionantes, aplicando la ley de Hess:

$$H^0 = \sum H_{\text{productos}}^0 - \sum H_{\text{reaccionantes}}^0 \quad (\text{Expresión 1})$$

En las tablas aparecen las variaciones de entalpía de formación molar y como:  $\Delta H_f^0(X) = \frac{\Delta H^0(X)}{n(X)}$  (Expresión 2).

Despejando  $H^0(X)$  obtenemos:  $H^0(X) = n(X) \cdot \Delta H_f^0(X)$  (Expresión 3)

Sustituyendo la expresión 3 en la 1 resulta:

$$H^0 = \sum n(P) \cdot \Delta H_f^0(P) - \sum n(R) \cdot \Delta H_f^0(R)$$

## Conclusiones

1- Este artículo recoge una amplia información de otras investigaciones, además, un estudio por parte de la autora basados en los conocimientos de algunas asignatura como Química física y Química General, pudiendo servir el mismo como material de consulta para estudiantes que cursan el 1er y 2to año de la carrera de Licenciatura en Educación. Química.



2- Permitted to raise the intellectual level for a good development both in the personal and in the professional, developing investigative skills and incentivizing the study of chemistry from the point of view as a subject and its relationship in actual life.

### **Referencias bibliográficas**

Colectivo de autores (1992). Química. Décimo grado. Pueblo y Educación. La Habana.

Colectivo de autores. (2019). Programa de Química Décimo grado. Pueblo y Educación. La Habana.

Martín, A. (2015). Apuntes de los temas de Termodinámica.

<http://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/3.0/es>

Planas, O. (2018). Historia de la termodinámica, línea del tiempo y rigen. Energía Solar.

<http://solar-energia.net/termodinamica/historia-de-la-termodinamica>

