

## Artículo Revisión

### Procesos y fenómenos termodinámicos: fundamento teórico-metodológico para la formación inicial del Licenciado en Educación Química

Thermodynamic processes: I base theoretical-practical for the Graduate's initial formation in Chemical Education

Josefa de la Trinidad López Fuentes, Profesora Asistente. M.Sc. Química Biológica Facultad Educación Media. Universidad de Granma. Bayamo, Granma, Cuba. [tlopezf@udg.co.cu](mailto:tlopezf@udg.co.cu) 

Niurka Vázquez De Dios, Profesora Auxiliar M.Sc: Investigación Educativa Facultad Educación Media. Universidad de Granma. Bayamo, Granma Cuba [nvazquezd@udg.co](mailto:nvazquezd@udg.co) 

Sandra María Rodés Reyes, Profesora Auxiliar. M.Sc. Química Biológica. Facultad Educación Media. Universidad de Granma. Bayamo, Granma Cuba. [srodesr@udg.co.cu](mailto:srodesr@udg.co.cu) 

**Recibido:** 24 de mayo 2021 | **Aceptado:** 1 de noviembre 2021

### Resumen

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 que los estudiantes reciben desde la Secundaria Básica, a partir del estudio de conceptos teóricos, los que se profundizan en la Enseñanza Preuniversitaria, sin embargo, al ingresar a la Educación Superior presentan insuficiencias en la interpretación de hechos, fenómenos y procesos. El presente trabajo refleja la gestión educativa desarrollada para profundizar en el conocimiento de procesos y fenómenos con enfoque termodinámico dirigidos a que los estudiantes de segundo año de la Carrera Licenciatura en Educación Química, encuentren aplicación de estos en las diferentes asignaturas y en la vida práctica.

**Palabras clave:** enfoque termodinámico; sistema termodinámico; proceso termodinámico; energía- Ley de Hess; ecuación de Gibbs-Helmholtz.

### Abstract

The thermodynamics goes into the relations and energetic dependences between different properties of substances. This leans on a system of necessary terms with numerous variables that students receive from The Basic secondary school, as from the study of theoretic concepts, the ones that go into the Pre-University Teaching and become difficult in the Higher Education to

## Procesos y fenómenos termodinámicos

treat the contentses of the subjects of study as from the interpretation of facts, phenomena and processes. The present work reflects the educational step developed to deepen in the knowledge of processes and phenomena with thermodynamic focus directed to than the Chemical sophomore students of the Race Licenciatura in Educación, find application of these in the different subjects of study in the practical life and.

**Keywords:** thermodynamic focus; thermodynamic system; thermodynamic process; energy Ley of Hess; Gibbs Helmholtz's equation.

### Introducción.

La búsqueda de vías más eficientes de aprendizaje escolar y de concepciones didácticas metodológicas que propicien una sólida formación de los estudiantes ha sido centro de atención de todos los educadores desde hace muchos años. Una de las premisas importantes para dar cumplimiento a este objetivo es concebir la acción formativa que transcurre en la escuela como un proceso, donde lo instructivo, lo educativo y lo desarrollador existan en una unidad indisoluble (Hedesa, 2015).

De todo lo anterior se deriva que los aspectos instructivos, educativos y desarrolladores conforman un sistema único, que está suficientemente explícito en los programas de disciplinas, lo cual debe ser incluido en la concepción de cada asignatura.

En el proceso de búsqueda y perfeccionamiento de estas concepciones, el papel de la didáctica ocupa un lugar muy importante. La revolución educacional que se lleva a cabo en Cuba, exige el perfeccionamiento continuo del proceso docente-educativo en correspondencia con las transformaciones y condiciones reales del país.

El modelo de formación del profesional de la Educación Superior cubana es de perfil amplio y se sustenta en dos ideas rectoras fundamentales

- La unidad entre la educación y la instrucción, que expresa la necesidad de educar al hombre a la vez que se instruye.
- El vínculo del estudio con el trabajo, que consiste en asegurar, desde el currículo, el dominio de los modos de actuación del profesional, en vínculo directo con su actividad profesional. (MES, 2016, p. 6)

El proceso de formación de dicho profesional se realiza mediante tres modalidades de estudio: presencial, semipresencial y a distancia (MES, 2018, p. 650). Siendo la penúltima y última modalidad la más utilizada motivado por la situación de la enfermedad epidémica existente, declarada como pandemia en marzo del 2020 por la Organización Mundial de la Salud (OMS),

causada por el virus conocido como Síndrome Respiratorio Agudo Grave (SARS-CoV-2) el cual provoca la enfermedad identificada como COVID-19.

El modelo de formación del profesional establece que los temas que se tratan en las disciplinas objetos de estudio encuentren amplia aplicación en diferentes asignaturas de la Educación General Media, al abordar los enfoques termodinámicos, electroquímicos y cinéticos de los procesos y fenómenos de la vida cotidiana, el conocimiento y la conservación del medio ambiente y permitan, además, el desarrollo de habilidades inherentes a su futuro trabajo profesional.

De modo que el tratamiento de los contenidos de las asignaturas se haga énfasis en la interpretación de hechos, fenómenos y procesos que se estudien de manera integrada. Por esta razón, se abordan contenidos importantes que son el resultado de la combinación de varias asignaturas, lo que hace más complejo el proceso de enseñanza-aprendizaje.

Se hace necesario consolidar y profundizar en los estudiantes de la carrera, contenidos básicos de Química, y otras disciplinas del plan de estudio, como son la Química Inorgánica y Analítica, la Química Física, la Química Orgánica, que sirven de fundamento teórico-práctico para la labor profesional que desempeñarán como egresado en las educaciones media, media superior y técnico-profesional.

Teniendo en cuenta el contexto donde se desarrolla la carrera de Licenciatura en Educación Química en la Universidad de Granma (UDG), la preparación de las asignaturas, y las insuficiencias que presentan los estudiantes en la comprensión, explicación y aplicación de los contenidos relacionados con la termodinámica. En este artículo se fundamenta desde el punto de vista teórico y metodológico los procesos y fenómenos con enfoques termodinámicos, que los estudiantes del segundo año de la Carrera Licenciatura en Educación en Química deben lograr, como parte de su formación profesional.

### **Desarrollo.**

La termodinámica es una ciencia que se ocupa del estudio de los intercambios de energía, en forma de calor y trabajo, entre las reacciones químicas y el medio que las rodea, así como de la espontaneidad y la extensión de las mismas.

El término termodinámica es el nombre que se le da al método teórico que tiene por objetivo el estudio de las leyes que rigen las transformaciones mutuas de distintos tipos de energía, ligadas a las transferencias de energía en forma de calor y trabajo entre los cuerpos.

## Procesos y fenómenos termodinámicos

La termodinámica estudia las relaciones y dependencias energéticas entre distintas propiedades de las sustancias y la generalización de aplicaciones sumamente amplias que se denominan principios de la termodinámica. Esta se apoya en una serie de conceptos tales como: sistema termodinámico, estado del sistema, función de estado, proceso termodinámico, energía, etc.

Se asume la definición de sistema termodinámico, como “el cuerpo o sustancia en que se fija la atención para estudiar los cambios de energía con el medio o los alrededores” (de Lara, Calero & Labadié, s.f., p. 261).

El estado de un sistema está caracterizado por el conjunto de todas las propiedades del sistema que describen los valores de todas las variables macroscópicas de este. La reacción química puede considerarse un sistema termodinámico con estado inicial: los reaccionantes y uno final: los productos de esta.

Las propiedades pueden ser propiedades de estado o funciones de estado si su magnitud depende solamente del estado del sistema y no de la transformación realizada para alcanzar el estado actual del mismo. Las propiedades son extensivas si dependen de la masa o la cantidad de sustancia presente o intensivas si no dependen de ellas. Los sistemas termodinámicos se pueden clasificar en cerrados, abiertos, adiabáticos y aislados.

En las condiciones en que se desarrolla el proceso de enseñanza-aprendizaje de los contenidos relacionados con la termodinámica, debido a las afectaciones provocadas por la pandemia, un aspecto esencial para que los estudiantes puedan enfrentar los nuevos contenidos, es que posean dominio de los contenidos precedentes que le sirven de base. En la asignatura Química de 10<sup>mo</sup> grado se sistematiza y profundiza todo lo relacionado con las reacciones exotérmicas y endotérmicas que el educando ha recibido en Secundaria Básica.

En la formación de conceptos de la unidad, se priorizan los niveles de formación de conceptos teóricos al tratar los principios de la termodinámica como: entalpía, variación de entalpía en las reacciones químicas, relación entre la cantidad de sustancia transformada y el calor de reacción, entalpía de formación molar y Ley de Hess.

Para enfrentar los contenidos de la asignatura los estudiantes deben dominar el significado del símbolo  $\Delta H$  (variación de entalpía) recibido en Secundaria Básica, 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. Sobre la base de ejemplos de reacciones exotérmicas y endotérmicas, se introduce el contenido relacionado con la representación de las mismas, mediante diagramas de energía total contra avance de la reacción, 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  $\Delta H$ .

Se estudia la entalpía de formación molar y la relación entre la cantidad de sustancia transformada y el calor de reacción y su vinculación con la vida práctica. Se debe explicar, sobre la base de datos experimentales, que el calor involucrado en una reacción química depende de la masa de sustancia que reacciona, para llegar a la generalización de que en una reacción química, la variación de entalpía es proporcional a la cantidad de sustancia que se transforma, lo que facilita definir la entalpía de formación molar ( $\Delta H^0_f(X)$ ), magnitud muy importante para el cálculo del calor involucrado en una reacción química a partir de la masa transformada o viceversa, y resaltar mediante ejemplos, el valor práctico que tiene en la vida diaria, ya que conocerlo bien, evita situaciones peligrosas al operar o almacenar combustibles y explosivos en el hogar, el centro laboral, etc.

Se enuncia la Ley de Hess, de manera que posibilite entender que la variación de entalpía es una función adecuada para expresar abreviadamente dicha ley y entender su expresión matemática y su aplicación práctica en el cálculo de los valores de energía calorífica sin tener que recurrir al ensayo experimental, tanto en la industria como en el laboratorio, lo que ahorra tiempo y recursos, pues muchas veces son laboriosos, costosos y en ocasiones potencialmente peligrosos. El contenido es propicio para vincular el cálculo de  $\Delta H$  con la representación de la ecuación termoquímica mediante diagramas de energía.

Los educandos de la enseñanza básica y media superior conocen por el curso de Física que el calor involucrado en un proceso depende del camino recorrido por este al pasar de su estado inicial al final, es decir, no es una función de estado. Sin embargo, si se hace constante algún parámetro del sistema como la presión o el volumen, se le estará trazando al proceso el camino a recorrer, y, por lo tanto, la energía absorbida o desprendida en forma de calor, al manifestarse en un único camino (presión o volumen constante), solamente dependerá de los estados inicial y final, entonces se comportará como una función de estado.

Así se propone a través de la guía de estudio digitalizada, sistematizar contenidos precedentes y se indica solucionar el siguiente ejercicio: Las reacciones del metano son difíciles de controlar, en la naturaleza se produce como producto final de la putrefacción anaeróbica de las plantas. Este proceso natural se puede aprovechar para producir biogás. Calcula la variación de entalpía durante la combustión de  $\text{CH}_4$  con suficiente  $\text{O}_2$  para producir  $\text{CO}_2$  y vapor de agua. Explique el significado del valor calculado y relaciónelo con la reacción química descripta.

## Procesos y fenómenos termodinámicos

El fenómeno químico ocurre a partir de la reacción de sustancias químicas inorgánicas y orgánicas presentes en el medio ambiente, al respecto a través de grupos Wasap se exhorta a los estudiantes a analizar las propiedades físico-química de estas, clasificar el tipo de reacción química que se produce teniendo en cuenta el valor de  $\Delta H^0$ . Se propone con ayuda de un diccionario investigar el significado de términos de difícil comprensión, lo que facilita la interpretación del proceso termodinámico que ocurre e investigar importancia y aplicación de este tipo de reacción química para el medio ambiente, usos que hace el hombre del metano. Es bueno sugerir a los estudiantes consultar estos contenidos a través de Google, Wikipedia, Eured.

Los estudiantes tienen la oportunidad de realizar el cálculo por dos vías, en ambos deben escribir la ecuación de la reacción de combustión del metano, determinar incógnita y buscar datos en las tablas de  $\Delta H_f^0$  o colocar convenientemente los datos y la incógnita debajo de la ecuación. Seguidamente escribir la expresión de la ley de Hess en función de  $\Delta H_f^0$  según la reacción:  $\Delta H^0 = \sum v(P) \cdot \Delta H_f^0(P) - \sum v(R) \cdot \Delta H_f^0(R)$   $\Delta H^0 = \sum \Delta H_{\text{productos}}^0 - \sum \Delta H_{\text{reaccionantes}}^0$

A continuación, sustituir los valores en la expresión o ecuación de definición, realizar el cálculo correspondiente o resolver e interpretar el valor obtenido. Por las dos vía se obtiene el valor de  $\Delta H^0 = -802,5 \text{ kJ}$  Significa que la reacción química es exotérmica, por tanto, la combustión ocurre con desprendimiento de energía en forma de calor y provoca un aumento de la temperatura en el medio en el cual ocurre la reacción, porque el excedente de energía al transformarse los reaccionantes en productos es transferido al medio. Se sugiere que pueden emplear un cuadro o tabla para representar el proceso estudiado

Teniendo en cuenta que la sumatoria de los productos y los reaccionantes fue calculada se tiene que:  $\sum \Delta H^0(P) = -877,4 \text{ kJ}$  y  $\sum \Delta H^0(R) = -74,9 \text{ kJ}$  Lo que explica la diferencia que existe entre las energía totales de los reaccionantes y de los productos; Para este tipo de reacción la energía de los reaccionantes es mayor que la de los productos o viceversa, por lo que queda un excedente de energía que se trasfiere al medio ambiente y lo calienta.

Se revela como la variación de entalpía durante un proceso químico, tiene una relación directa con la cantidad de sustancia transformada y, por tanto, esto explica que se debe ahorrar energía para evitar que se eleve su demanda, lo que implicaría quemar mayor cantidad de combustible. Se aborda 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.

En la Enseñanza Superior se amplía y profundiza la interpretación de la ecuación química al tratar cualitativa y cuantitativamente la energía involucrada en el cambio químico, por ello se estudian contenidos básicos con enfoque termodinámicos, desde distintas disciplinas. Es importante que los estudiantes dominen el concepto de sistema “la parte del universo sometida a investigación en un experimento” (Acevedo, 1990, p. 13). A partir de este se hace énfasis en la interrelación de las partes.

En Termodinámica, el resto del universo se llama medio ambiente o medio que lo rodea. Se define entonces el término alrededores “otra parte del universo sometida a investigación en un experimento, todos los demás cuerpos que pueden actuar sobre el sistema o recibir su influencia” (Acevedo, 1990, p.13).

Para el estudio de sistemas físico-químicos, es de interés la conexión sistema-alrededores por su similitud a las condiciones de trabajo en el laboratorio, una está dada por:

- Sistemas que se encuentran a volumen ( $V$ ) y temperaturas ( $T$ ) constantes, en los cuales los procesos posibles serán por tanto isocóricos e isotérmicos. Conocido como potencial isocórico-isotérmico o energía libre de Helmholtz ( $A$ ). Al respecto se utilizan criterios tales como:

Si  $dA_{V,T} < 0$  proceso espontáneo e irreversible

Si  $dA_{V,T} > 0$  proceso no espontáneo

Si  $dA_{V,T} = 0$  proceso reversible

El potencial isocórico-isotérmico o energía libre de Helmholtz, de un sistema que se encuentra a volumen y temperatura constantes, disminuye en los procesos espontáneos, aumenta en los no espontáneos y permanece constante en los reversibles.

- Sistemas que se encuentran a presión ( $p$ ) y temperaturas ( $T$ ) constantes, en los cuales los procesos posibles serán por tanto isobáricos e isotérmicos. Denominado potencial isobárico-isotérmico o energía libre de Gibbs ( $G$ ), introduciéndose una nueva función de estado  $G=A+pV$ .

El potencial isobárico-isotérmico o energía libre de Gibbs, de un sistema que se encuentra a presión y temperatura constante, disminuye en los procesos espontáneos, aumenta en los no espontáneos y permanece constante en los reversibles. Se utilizan los criterios:

Si  $dG_{p,T} < 0$  proceso espontáneo e irreversible

Si  $dG_{p,T} > 0$  proceso no espontáneo

Si  $dG_{p,T} = 0$  proceso reversible

## Procesos y fenómenos termodinámicos

Teniendo en cuenta ambas conexiones se obtiene la ecuación de Gibbs-Helmholtz expresada como sigue:  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ . La importancia de esta ecuación radica en que expresa para los procesos isobáricos e isotérmicos, la relación entre la dirección que favorece el mínimo de energía y a la que favorece el máximo de entropía en términos de oposición entre el orden y el desorden y por tanto la espontaneidad y la posición de equilibrio para proceso isobárico e isotérmico resultando de una acción combinada del factor( $\Delta H$ ) y del factor( $T \Delta S$ )

Esta asume funciones de estado como:

$\Delta G$ : espontaneidad del proceso

$\Delta H$ : calor involucrado en el proceso

$\Delta S$ : orden o desorden del proceso

Además, hay que tomar en consideración la variación de la entalpía ( $\Delta H$ ) y de la entropía ( $\Delta S$ ), puesto que a veces se contradicen. Por un lado, la entalpía expresa que un proceso tiende a la espontaneidad, mientras que la entropía manifiesta lo contrario. Es necesario evaluar a ambas para establecer si un proceso definitivamente es o no espontáneo en ciertas condiciones.

Esta ecuación relaciona la variación de entalpía ( $\Delta H$ ) y la variación de entropía ( $\Delta S$ ) y a través de ( $\Delta G$ ) o energía libre obtenemos el criterio de espontaneidad para la reacción química que tiene lugar a presión y temperatura constante, al pasar la reacción del estado inicial al estado final.

Esta función de estado tiene dimensión de energía y constituye la base de la termodinámica. Su variación da el criterio de la dirección del proceso y su valor mínimo corresponde al estado de equilibrio del sistema bajo la forma de conexión dada con los alrededores.

Si se necesita un potencial termodinámico cuyas variables naturales representen un buen indicador para la predicción de la espontaneidad y el equilibrio de las reacciones químicas, tanto de las que se producen en el laboratorio como las que ocurren en los organismos vivos, se selecciona el potencial isóbaro-isotérmico a temperatura y presión constantes.

Se hace necesario que, los estudiantes conozcan las características de los procesos a temperatura y presión constante en función de los valores relativos para determinar si los procesos son espontáneos, no espontáneos o en equilibrio (Tabla 1)

## López, Vázquez y Rodés

$\Delta H < 0$ Reacción exotérmica	$\Delta S < 0$ Tiende al orden	$T\Delta S < 0$	$\Delta G = -\Delta H + T\Delta S$	$ \Delta H  >  T\Delta S $ $ \Delta H  <  T\Delta S $ $ \Delta H  =  T\Delta S $	$\Delta G < 0$ Espontáneo a baja T $\Delta G > 0$ No Espontáneo a T muy elevada $\Delta G = 0$ Proceso en equilibrio
$\Delta H > 0$ Reacción endotérmica	$\Delta S > 0$ Tiende al desorden	$T\Delta S > 0$	$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$	$ \Delta H  <  T\Delta S $ $ \Delta H  >  T\Delta S $ $ \Delta H  =  T\Delta S $	$\Delta G < 0$ Espontáneo a alta T $\Delta G > 0$ No Espontáneo a baja T $\Delta G = 0$ Proceso en equilibrio
$\Delta H < 0$ Reacción exotérmica	$\Delta S > 0$ Tiende al desorden	$T\Delta S > 0$	$\Delta G = -\Delta H - T\Delta S$	$ \Delta H  >  T\Delta S $ $ \Delta H  <  T\Delta S $ $ \Delta H  =  T\Delta S $	$\Delta G < 0$ espontáneo a cualquier T
$\Delta H > 0$ Reacción endotérmica	$\Delta S < 0$ Tiende al orden	$T\Delta S < 0$	$\Delta G = \Delta H + T\Delta S$	$ \Delta H  <  T\Delta S $ $ \Delta H  >  T\Delta S $ $ \Delta H  =  T\Delta S $	$\Delta G > 0$ no espontáneo a cualquier T

**Tabla 1. Proceso para determinar la espontaneidad de procesos termodinámicos.**

A través de la guía de estudio, enviada a los estudiantes utilizando las TIC, se propone el análisis de ejercicios resueltos y propuestos en los que se aplica la ecuación de Gibbs-Helmholtz apoyados en las condiciones descritas, que posibilita a los estudiantes una mejor comprensión de los fenómenos y procesos termodinámicos.

Dado los datos siguientes a 298 K

Sustancia	$\Delta H_c^\circ / \text{KJmol}^{-1}$	$\Delta H_f^\circ / \text{KJmol}^{-1}$	$\Delta G_f^\circ / \text{KJmol}^{-1}$	$S_f^\circ / \text{Jmol}^{-1}\text{K}^{-1}$
$\text{CO}_{(g)}$	-	110,5	- 137,3	197,9
$\text{C}_{(s)}$	- 393,5	-	-	-
$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	-	-	- 228,6	188,7
$\text{H}_{2(g)}$ a $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	- 241,8	-	-	130,6
$\text{CO}_{2(g)}$	-	-	- 394,4	213,6

Para la reacción química representada:  $\text{H}_2\text{O}_{(g)} + \text{CO}_{(g)} = \text{H}_{2(g)} + \text{CO}_{2(g)}$

- a) Diga si el proceso es espontáneo
- b) ¿Este proceso se favorecerá si aumenta la temperatura? Explique.

A través de las plataformas digitales se exhorta a los estudiantes analizar las propiedades físico-química de las sustancias que intervienen en la reacción e investigar importancia y aplicación de cada una de ellas en el medio ambiente, se sugiere proponer acciones para evitar el aumento de  $\text{CO}$  y  $\text{CO}_2$  a la atmósfera. Se les precisa tener en cuenta que los valores ocurren a temperatura estándar lo que se indica por el supra-índice (0) y a partir de los datos pueden realizar el cálculo por dos vías:

## Procesos y fenómenos termodinámicos

$$\Delta G_r^\circ = \sum \gamma \Delta G_{f(\text{productos})}^\circ - \sum \gamma \Delta G_{f(\text{reaccionantes})}^\circ$$

$$\Delta G_r^\circ = \{1\text{mol}(-394,4\text{KJmol}^{-1})\} - \{1\text{mol}(-228,6\text{KJmol}^{-1}) + (1\text{mol}(-137,3\text{KJmol}^{-1}))\}$$

$$\Delta G_r^\circ = -394,4\text{KJ} - (-228,6\text{KJ} - 137,3\text{KJ})$$

$$\Delta G_r^\circ = -394,4\text{KJ} - (-365,9\text{KJ})$$

$$\Delta G_r^\circ = -394,4\text{KJ} + 365,9\text{KJ}$$

$\Delta G_r^\circ = -28,5\text{KJ}$ . Como el valor de  $\Delta G_r^\circ < 0$  entonces la reacción es espontánea, se verifica en su sentido de reacción, es decir por sí misma, utilizando de la propia energía del sistema, se libera más energía de la que absorbe el sistema para producirse.

Para aplicar la ecuación de Gibbs-Helmholtz se debe tener en cuenta que, se calcula  $\Delta H_r^\circ$  a partir de la expresión  $\Delta H_r^\circ = \sum \gamma \Delta H_{f(\text{productos})}^\circ - \sum \gamma \Delta H_{f(\text{reaccionantes})}^\circ$  y como en la tabla no se reportan los valores de formación del  $\text{CO}_{2(g)}$  ni del  $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$  y se sabe que el calor de formación de un compuesto químico se define como el calor involucrado en el proceso de formación de un mol de compuesto a partir de sus respectivas sustancias simples en sus modificaciones y estados de agregación más estables, bajo condiciones de presión y temperatura constantes, entonces  $\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} = \text{CO}_{2(g)}$   $\Delta H_{c_{\text{C}_{(s)}}}^\circ = -393,5\text{KJmol}^{-1}$ , según la definición se puede plantear

$$\text{que: } \Delta H_{c_{\text{C}_{(s)}}}^\circ = \Delta H_{f_{\text{CO}_{2(g)}}}^\circ \text{ entonces } \Delta H_{f_{\text{CO}_{2(g)}}}^\circ = -393,5\text{KJmol}^{-1}$$

Para el caso del  $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$

$$\text{H}_{2(g)} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(g)} = \text{H}_2\text{O}_{(g)} \quad \Delta H_{c_{\text{H}_{2(g)}}}^\circ = -241,8\text{KJmol}^{-1} \text{ entonces } \Delta H_{c_{\text{H}_{2(g)}}}^\circ = \Delta H_{f_{\text{H}_2\text{O}_{(g)}}}^\circ \text{ por tanto}$$

$$\Delta H_{f_{\text{H}_2\text{O}_{(g)}}}^\circ = -241,8\text{KJmol}^{-1}$$

Al sustituir valores en la ecuación de definición:  $\Delta H_r^\circ = \sum \gamma \Delta H_{f(\text{productos})}^\circ - \sum \gamma \Delta H_{f(\text{reaccionantes})}^\circ$  Se obtiene que:  $\Delta H_r^\circ = [\gamma \Delta H_{f(\text{CO}_{2(g)})}^\circ] - [\gamma \Delta H_{f(\text{H}_2\text{O}_{(g)})}^\circ + \gamma \Delta H_{f(\text{CO}_{(g)})}^\circ]$  A continuación se sustituye los valores de la entalpía de formación estándar y se calcula.

$$\Delta H_r^\circ = [1\text{mol}(-393,5\text{KJmol}^{-1})] - [1\text{mol}(-241,8\text{KJmol}^{-1}) + 1\text{mol}(-110,5\text{KJmol}^{-1})]$$

$$\Delta H_r^\circ = (-393,5\text{KJ}) - (-241,8\text{KJ} - 110,5\text{KJ})$$

$$\Delta H_r^\circ = -393,5\text{KJ} - (-352,3\text{KJ})$$

$$\Delta H_r^\circ = -393,5\text{KJ} + 352,3\text{KJ}$$

$\Delta H_r^\circ = -41,2\text{KJ}$  La reacción es exotérmica, cede energía en forma de calor al medio que lo rodea o a sus alrededores.

Para el cálculo de la variación de entropía ( $\Delta S^\circ$ ) se hace uso de la expresión

$$\Delta S_r^\circ = \sum \gamma \Delta S_{f(\text{productos})}^\circ - \sum \gamma \Delta S_{f(\text{reaccionantes})}^\circ$$

$$\Delta S_r^\circ = [(1\text{mol} \cdot 130,6\text{JK}^{-1}\text{mol}^{-1}) + (1\text{mol} \cdot 213,6\text{JK}^{-1}\text{mol}^{-1})] \\ - [(1\text{mol} \cdot 188,7\text{JK}^{-1}\text{mol}^{-1}) + (1\text{mol} \cdot 197,9\text{JK}^{-1}\text{mol}^{-1})]$$

$$\Delta S_r^\circ = (130,6\text{JK}^{-1} + 213,6\text{JK}^{-1}) - (188,7\text{JK}^{-1} + 197,9\text{JK}^{-1})$$

$$\Delta S_r^\circ = 349,2\text{JK}^{-1} - 386,6\text{J}$$

$$\Delta S_r^\circ = -37,4\text{JK}^{-1}$$

$\Delta S_r^\circ = -0,0374\text{KJK}^{-1}$  La reacción no contribuye a la espontaneidad, disminuye el desorden, el movimiento caótico de las partículas en el sistema es más restringido

La variación de la energía libre se calcula a partir de la ecuación de Gibbs-Helmholtz en su forma:  $\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T\Delta S_r^\circ$  Variables que son sustituidas por los valores obtenidos en los cálculos realizados, entonces:

$$\Delta G_r^\circ = -41,2\text{KJ} - 298\text{K}(-0,0374\text{KJK}^{-1})$$

$$\Delta G_r^\circ = -41,2\text{KJ} + 11,14\text{KJ}$$

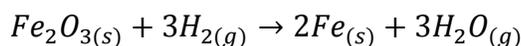
$\Delta G_r^\circ = -30,06\text{KJ}$  proceso espontáneo, se aprecia que el factor energía favorece a la espontaneidad.

.A temperaturas superiores a 110,6 K el proceso será no espontáneo pues  $|\Delta H| < |T\Delta S|$ ,  $\Delta G^\circ > 0$

Los estudiantes concluyen que: a temperaturas superiores a 110,6 K el proceso será no espontáneo pues  $|\Delta H| < |T\Delta S|$ ,  $\Delta G^\circ > 0$ , teniendo en cuenta las características de los procesos a temperatura y presión constante en función de los valores relativos:

Se propone a los estudiantes resolver el ejercicio siguiente, el que es similar al anterior; A través de este profundizan y sistematizan contenidos básicos;

Para la reacción representada y a partir de los datos que se brindan:



	$\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$	$3\text{H}_{2(g)}$	$3\text{H}_{2(g)}$	$3\text{H}_2\text{O}_{(g)}$
$\Delta H_{f_{298K}}^\circ / \text{KJmol}^{-1}$	-815,9	-	-	-241,8
$S_{f_{298K}}^\circ / \text{JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$	89,96	130,6	27,20	188,7

a).- Clasifique la reacción química según la variación del número de oxidación.

c).- Describa la información cualitativa y cuantitativa de la ecuación química representada.

## Procesos y fenómenos termodinámicos

- c).- Calcule la variación de energía libre (G) para la reacción en condiciones estándar.  
d).- Clasifique la reacción según el valor de  $\Delta H$ .  
e).- Investigue aplicación de las sustancias productos.

A través del ejercicio que se propone a continuación, se sistematiza y profundiza procesos, termodinámicos, tales como: procesos isotérmicos, isobáricos, isocóricos y adiabáticos, en los que se calcula la variación de energía interna, el calor y el trabajo según el primer principio de la termodinámica.

Para la reacción correspondiente a la ecuación:  $C_2H_6(g) + \frac{7}{2}O_2(g) = 2CO_2(g) + 3H_2O(l)$  y a partir de los siguientes datos:

$$\Delta H_f^\circ(C_2H_6(g)) = -84,7KJmol^{-1}$$

$$S_{298K}^\circ(C_2H_6(g)) = 229,5JK^{-1}mol^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ(CO_2(g)) = -393,5KJmol^{-1}$$

$$S_{298K}^\circ(CO_2(g)) = 213,6JK^{-1}mol^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ(H_2O(l)) = -285,9KJmol^{-1}$$

$$S_{298K}^\circ(H_2O(l)) = 70,02JK^{-1}mol^{-1}$$

$$S_{298K}^\circ(O_2(g)) = 205JK^{-1}mol^{-1}$$

- a) Describa la información cualitativa y cuantitativa de la ecuación química representada.  
b) Calcule la variación de entalpía. Teniendo en cuenta esta, califique la reacción química.  
c) Calcule el trabajo.  
d) Calcule la variación de energía interna.  
e) Calcule el calor involucrado a volumen constante.  
f) Calcule la variación de entropía de la reacción.  
g) Calcule la variación de energía libre del proceso e indique la espontaneidad de la reacción.  
h) ¿Existe relación entre la masa de sustancia transformada y la cantidad de calor involucrada en la reacción?

La solución de este es como sigue:

- a) Para el cálculo de la variación de entalpía, se aplica la ley de Hess:

$$\Delta H_r = \sum_i \gamma_i \Delta H_{f,i}^\circ(\text{productos}) - \sum_i \gamma_i \Delta H_{f,i}^\circ(\text{reaccionantes})$$

$$\Delta H_r = [2mol(-393,5KJmol^{-1}) + 3mol(-285,9KJmol^{-1})] - [1mol(-84,7KJmol^{-1})]$$

$$\Delta H_r = (-787,0KJ - 857,7KJ) + 84,7KJ$$

$$\Delta H_r = -1644,7KJ + 84,7KJ$$

- b)  $\Delta H_r = -1560 KJ$  Reacción exotérmica, por tanto, el sistema cede energía en forma de calor a los alrededores.  
c) Para el cálculo del trabajo se utiliza la siguiente expresión,  $W = \Delta nRT$  donde

$$\Delta n = \sum_i n_{i(\text{productos})} - \sum_i n_{i(\text{reaccionantes})}$$

$$\Delta n = 2 - \left(1 + \frac{7}{2}\right)$$

$$\Delta n = 2 - 4,5 = -2,5 \text{ mol entonces } W = \Delta nRT$$

$$W = -2,5 \text{ mol} \cdot 8,3143 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}$$

$$W = -6190,95 \text{ J}$$

$$W = -6,19 \text{ KJ} \quad \text{El sistema recibe energía en forma de trabajo de los alrededores}$$

d) Para el cálculo de  $\Delta U$  según la expresión matemática del primer principio de la termodinámica

$$\Delta U = Q_p - W \text{ y } Q_p = \Delta H, \text{ al sustituir los valores:}$$

$$\Delta U = -1560 \text{ KJ} - (-6,19 \text{ KJ})$$

$$\Delta U = -1560 \text{ KJ} + 6,19 \text{ KJ}$$

$\Delta U = -1553,81 \text{ KJ}$  Significa que Disminuye la energía interna del sistema disminuyendo el movimiento caótico de las partículas.

e) Para el cálculo de  $Q_v$  se recuerda que:  $Q_v = \Delta U$  por tanto  $Q_v = -1553,81 \text{ KJ}$  energía que se desprende en forma de calor a volumen constante.

f) De acuerdo con los datos suministrados la variación de entropía se puede calcular por:

$$\Delta S = \sum_i \gamma_i S_{i(\text{productos})}^\circ - \sum_i \gamma_i S_{i(\text{reaccionantes})}^\circ$$

$$\Delta S = [2 \text{ mol} \cdot 213,6 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1} + 3 \text{ mol} \cdot 70,02 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}]$$

$$- \left[ 1 \text{ mol} \cdot 229,5 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1} + \frac{7}{2} \cdot 205 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1} \right]$$

$$\Delta S = [427,2 \text{ JK}^{-1} + 210,06 \text{ JK}^{-1}] - [229,5 \text{ JK}^{-1} + 717,5 \text{ JK}^{-1}]$$

$$\Delta S = 637,26 \text{ JK}^{-1} - 947,0 \text{ JK}^{-1}$$

$\Delta S = -309,74 \text{ JK}^{-1}$  Disminuye el desorden en el sistema, disminuye el movimiento caótico de las partículas.

g) La variación de la energía libre de Gibbs se calcula a partir de la ecuación de Gibbs-Helmholtz  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

$$\Delta G = -1\,560\,000 \text{ J mol}^{-1} - 298 \text{ K}(-309,74 \text{ JK}^{-1})$$

$$\Delta G = -1\,560\,000 \text{ J mol}^{-1} + 92\,302,52 \text{ J mol}^{-1}$$

$$\Delta G = -1\,467\,697,48 \text{ J mol}^{-1}$$

Como  $\Delta G < 0$  el proceso termodinámico es espontáneo

Según este valor la reacción química se clasifica en exotérmica, ocurre con desprendimiento de energía al medio que le rodea. Mientras mayor sea la masa de sustancia transformada, mayor también será la cantidad de calor involucrada en el proceso. En una reacción química, la variación de entalpía es proporcional a la cantidad de sustancia que se transforma.

Se propone a los estudiantes resolver los siguientes ejercicios; A través de estos profundizan y sistematizan contenidos básicos:

- Un mol de gas ideal se expande isotérmicamente a 300 K dentro de un recipiente en el que se ha hecho al vacío de modo que desciende de 1 013,25 KPa hasta 101,325 KPa. Se expande desde un recipiente de 2,462 L a otro recipiente que está conectado, de modo que el volumen total es 24,62 L. Calcular e interpretar el resultado.

a) El calor, el trabajo

b) La variación de la energía interna, variación de entalpía, variación de entropía de la reacción, variación de energía libre del proceso.

- Un mol de gas ideal se expande a 300K isotérmica y reversiblemente de 1 013,25 KPa hasta 101,325 KPa, contra una presión que se reduce gradualmente. Calcule e interprete el resultado:

a) El calor, el trabajo y la variación de la energía interna

b) La variación de entalpía

c) La energía libre de Gibbs

## Conclusiones

A través del análisis del fundamento teórico- práctico de procesos y fenómenos termodinámicos se deduce que:

1. Para el estudio de procesos y fenómenos basados en principios termodinámicos es necesario integrar conceptos, teorías y leyes de la Física y la Química que, con la utilización de métodos y procedimientos matemáticos, permite a los estudiantes ampliar y profundizar la comprensión e interpretación de procesos físico-químicos que tienen lugar durante las reacciones químicas.
2. Las plataformas digitales permiten el intercambio con los estudiantes de los contenidos tratados, esclareciendo dudas, sistematizando y consolidando, exhortándolos a los continuar profundizando en el tema.
3. Las modalidades de estudio: semipresencial y a distancia utilizada facilitaron la asimilación de los contenidos exitosamente.

### Referencias bibliográficas

Acevedo, R. (1990). *Química Física. Tomo I*. La Habana: Pueblo y Educación.

de Lara, A. R., Calero, E., & Labadié, J. (s.f.). *Química General*. La Habana: Pueblo y Educación.

Hedesa, Y. (2015). *Didáctica y Currículo de la Química*. La Habana: Pueblo y Educación.

MES. (2016). Modelo del Profesional. *Licenciatura en Educación. Química*. La Habana: MES.

MES. (21 de Junio de 2018). *Reglamento de Trabajo Docente y Metodológico de la Educación Superior*. RESOLUCIÓN No. 2/2018. *Gaceta Oficial*, pág. 650.