



SANTILLANA

Muestra

Todos los derechos reservados - Prohibida su reproducción

Área

2

Materia, energía y sus cambios

→ Objetivos de aprendizaje

- ⌘ Comprende aspectos termodinámicos relacionados con las variaciones de energía y entropía de procesos físicos y químicos que ocurren en el entorno.
- ⌘ Aplica cálculos y procedimientos de laboratorio para calcular calores de reacción y de disolución.
- ⌘ Valora las implicaciones de los cambios energéticos que ocurren en el entorno, tomando conciencia sobre el ahorro de energía y la conservación de los recursos naturales.

→ El contexto

Desde el origen del universo la materia y la energía han estado en constante transformación. En la Antigüedad, el ser humano solo disponía de una cantidad mínima de energía proporcionada por su cuerpo y obtenida de su alimentación, la cual dependía en gran medida de los animales que cazaba. Con el tiempo, domesticó animales y descubrió el fuego, con el cual pudo cocinar, transformar la materia y calentarse. En el siglo XIX, con el advenimiento de la Revolución Industrial, contó con una mayor cantidad de energía, la que pudo utilizar para trabajar y fabricar a gran escala.

→ La situación actual

Hoy en día, con los avances científicos y tecnológicos, el ser humano puede tener a su disposición una cantidad muy superior de energía, con lo cual ha conseguido aumentar la producción y los recursos, obteniendo bienes que han cambiado su calidad de vida.



SANTILLANA

Muestra

Todos los derechos reservados - Prohibida su reproducción

¿Por qué es importante saberlo?

¿Por qué el uso de fuentes de energía renovables puede resultar beneficioso para el medio ambiente?

- Describe las principales fuentes de energía empleadas en Panamá.
- Explica de qué manera crees que los cambios de energía se relacionan con los seres vivos.
- Comenta, con un compañero, las diferencias entre los conceptos de “calor” y de “temperatura”.
- Describe situaciones de la vida cotidiana en las que se puedan utilizar los conceptos de calor y temperatura.

Ubica en el tiempo el estudio de la termodinámica

Antoine Lavoisier

Estudia la estequiometría de las reacciones, la combustión, la composición del aire y del agua.

1770

Nicolás Sadi Carnot

Presenta ante la Academia Francesa su trabajo sobre la potencia del fuego.

1824

William Thomson

Establece la escala absoluta de temperatura.

1840

Germain Hess

Formula la ley que lleva su nombre. Establece una de las aplicaciones de los principios de la primera ley de la termodinámica.

1848

Rudolf Clausius

Introduce una nueva propiedad termodinámica: la entropía. Enuncia la segunda ley de la termodinámica.

1865

Josia Gibbs

Plantea una nueva función de estado, denominada energía libre de Gibbs.

1877



Tema 1. Introducción a la termodinámica

Indicadores de logro

1. Reconoce conceptos básicos sobre termodinámica.
2. Identifica ejemplos de procesos endotérmicos y exotérmicos en el contexto.

En una reacción química no solo existe una transformación de las sustancias, sino que también se libera o absorbe energía. La parte de la química que se encarga de estudiar los cambios de energía (generalmente calor) involucrados en las reacciones químicas se llama **termoquímica**. Esta forma parte de la termodinámica que se encarga de estudiar las relaciones que se producen entre el calor y otras formas de energía.

¿En qué consiste la termodinámica?

La termodinámica (del griego *thermo* = calor y *dynamis* = fuerza) se refiere a los principios que gobiernan los intercambios de la energía y que rigen la dirección de los procesos naturales, a través de postulados que sistematizan una gran cantidad de información experimental. El análisis de los procesos se realiza a nivel macroscópico, pues no se toma en cuenta la naturaleza microscópica (molecular) de los sistemas. El factor tiempo tampoco es de interés para esta ciencia ya que las variables utilizadas para medir un sistema no dependen de este.

La termodinámica constituye una de las aproximaciones teóricas más relevantes para el estudio de los fenómenos naturales. La termodinámica clásica o del equilibrio aplica los métodos de la matemática y de la física clásica a los estudios de la química. Permite determinar cuándo ocurrirá una reacción química, predecir si liberará o absorberá calor al entorno y cuánto trabajo puede realizar. La termodinámica está presente en diversos procesos; por ejemplo, en el calor que emiten los combustibles al quemarlos.

La termodinámica se sustenta en leyes o principios que permiten entender las transformaciones de energía y la dirección de los procesos.

Sistemas termodinámicos

Un sistema termodinámico es una **parte de materia que se aísla**, mediante límites reales o ficticios, para su estudio. Todo lo que rodea al sistema, pudiendo o no relacionarse con él, se llama **entorno**. El conjunto del sistema con el entorno forma el universo. Por ejemplo, si se tiene un mol de nitrógeno (N_2) en un cilindro cerrado de un litro, y se analizan los cambios que se producen por efecto de modificaciones de la presión o la temperatura, se sabe que el mol de nitrógeno es el sistema, el límite son las paredes del cilindro y el entorno es el aire que lo rodea.

Los sistemas termodinámicos pueden realizar intercambios de materia y energía con el entorno y se clasifican en:

- **Abiertos.** Son sistemas en los que se intercambian materia y energía, generalmente en forma de calor, con su entorno. Por ejemplo, una taza con agua caliente (figura 1A).
- ⚡ **Cerrados.** Permiten solo el intercambio de energía con sus alrededores, pero no el intercambio de materia, la cual permanece constante. Un termómetro es un ejemplo de sistema cerrado (figura 1B).
- ⚡ **Aislados.** Son los que no permiten la interacción de ninguna forma con sus alrededores, es decir, no se puede transferir energía ni materia a través del límite. Estos son sistemas ideales que realmente no existen.

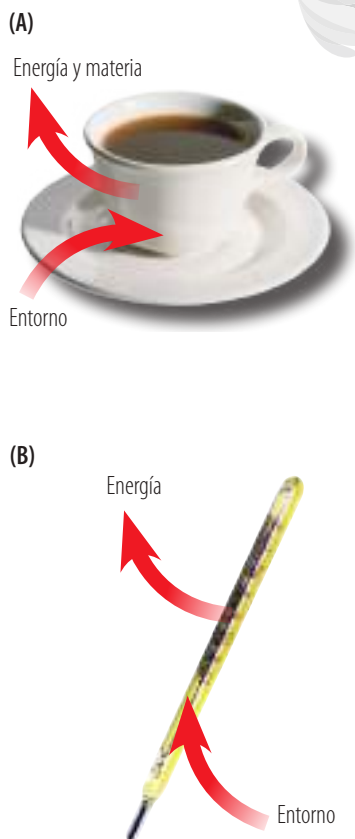


Figura 1. Ejemplo de sistema abierto (A) y sistema cerrado (B).



Variables termodinámicas

Para describir el estado de un sistema termodinámico se emplean una serie de magnitudes macroscópicas observables y medibles llamadas **variables de estado**, como presión, volumen, temperatura y masa o número de moles.

Las variables de estado permiten que cualquier científico reconstruya las condiciones exactas de un sistema. Estas variables se clasifican en:

- **Extensivas.** Son aquellas cuyo **valor depende de la cantidad de materia o sustancia**; es decir, dependerá del tamaño del sistema considerado. Por ejemplo, la masa o el volumen, entre otras propiedades.
- **Intensivas.** Son aquellas cuyo **valor no depende de la cantidad de materia**, por lo que su valor es el mismo en todo el sistema, pueden ser medidas en cualquier parte de él y no son aditivas. Es el caso de la temperatura, la densidad y la presión.

Funciones de estado

Entre las variables termodinámicas existen magnitudes llamadas funciones de estado. Estas **tienen un valor definido y único** para cada estado del sistema, sin importar los pasos intermedios que se siguen para alcanzarlo; solo **dependen del estado inicial y final del sistema** (figura 2).

Las funciones de estado se relacionan entre sí mediante una ecuación, llamada ecuación de estado. La variación del valor de una función de estado, que se puede representar con el signo delta (Δ), solo dependerá del valor de la función de estado en el estado inicial y final del sistema, y no de la trayectoria que este siguió para llegar al último estado. Si X es una función o propiedad de estado, entonces al producirse un cambio su variación será:

$$\Delta X = X_{\text{final}} - X_{\text{inicial}}$$

Entre las propiedades de un sistema, la presión, el volumen, la temperatura, la energía interna (energía cinética y potencial a nivel microscópico), la entropía (S) y otras propiedades descritas más adelante en esta área, como la entalpía (H) y la energía libre de Gibbs (G), pueden definirse como funciones de estado, porque las variaciones que experimentan solo dependen del estado inicial y el estado final del sistema, sin importar el camino de la transformación.

La palabra **entropía** procede del griego *entropé*, que significa “comienza a volverse o transformarse”. Por definición, la entropía (S) es una medida de la aptitud o capacidad para el cambio, mide la cantidad de energía no aprovechada o degradada por el sistema para realizar trabajo. Por ejemplo; si se prepara una taza de café, cuya temperatura es de 70 °C, y se deja en una habitación donde la temperatura ambiente es de 20 °C. Luego de un determinado período el café se enfría, hasta alcanzar la temperatura de la habitación. El fenómeno que ocurre es un cambio de estado, que se aprecia como una variación en la temperatura del café. Entonces:

$$\text{Cambio} = \text{magnitud de la propiedad final} - \text{magnitud de la propiedad inicial}$$

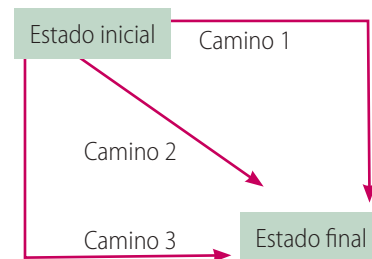


Figura 2. Como las funciones de estado solo dependen del estado inicial y final, no importa el camino elegido para realizar la transformación.

Recurso TIC

Visita la siguiente dirección electrónica:
<http://joule.qfa.uam.es/beta-2.0/temario/introduccion/introduccion.php>

– Explica en qué consisten las variables termodinámicas extensivas e intensivas.



Argumento

1. Si los procesos reversibles no existen realmente, ¿por qué crees que se les concede tanta importancia?
2. Si queremos calentar agua de 0 a 50 °C por vía reversible, ¿de qué manera debería hacerse?

Procesos termodinámicos

Cuando se modifican lentamente las propiedades termodinámicas de un sistema (por ejemplo, presión, volumen y temperatura) se produce un **cambio de estado**, entonces se habla de un proceso termodinámico, este proceso estudia el recorrido del sistema desde su estado inicial a su estado final. El cambio de estado puede producirse por procesos de tipo:

- **Cíclico.** Cuando el sistema tiene una serie de cambios de estado y finalmente vuelve a su estado inicial.
- **Reversible.** Termodinámicamente involucra un camino que es idéntico en ambos sentidos: directo e inverso, pasando por los mismos estados intermedios, que serán siempre estados de equilibrio. Es un proceso lento que implica cambios infinitesimales en las funciones, lo que desde el punto de vista real no ocurre.
- **Irreversible.** Se recorre en un sentido. El sistema no puede volver al estado inicial por los mismos pasos intermedios.

A veces se limita el número de variables de un sistema con el fin de facilitar su estudio, manteniendo alguna de ellas constante. Los procesos termodinámicos que se originan se clasifican en:

- **Adiabáticos.** No hay transferencia de calor pero sí intercambio de trabajo entre el sistema y el entorno.
- **Isotérmicos.** Ocurren a temperatura constante.
- **Isocóricos.** Se realizan a volumen constante.
- **Isobáricos.** Ocurren a presión constante.

Energía, calor y trabajo

Para llevar a cabo el estudio de la termodinámica, primero se debieron definir tres conceptos fundamentales: energía, calor y trabajo.

Energía

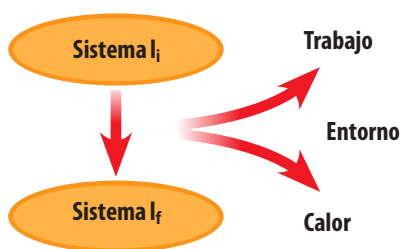
La energía se define como la capacidad de un sistema para producir un trabajo. Cualquier sistema químico, a una presión y temperatura determinada, posee una cantidad de energía almacenada en su interior debido a su composición, llamada energía interna.

La energía interna (U) es una propiedad característica del estado en que se encuentra un sistema químico, y equivale a la totalidad de la energía cinética y potencial de las partículas que lo constituyen. Es una función de estado, porque solo depende del estado inicial y final del sistema, y es una variable extensiva, ya que depende de la masa del sistema.

Cuando ocurre una transformación en un sistema, la cantidad de energía existente varía (figura 3). Esta variación se produce por el intercambio entre el sistema y el entorno, y puede ocurrir en forma de calor o trabajo.



Figura 3. Cuando se entrega calor a un sistema, aumenta la energía interna de este.





Calor (Q)

Se denomina calor (Q) a la **transferencia de energía** que se produce de un sistema a otro como consecuencia de una diferencia de temperatura. El calor fluye desde el cuerpo de mayor temperatura al de menor temperatura hasta que ambos se igualan, es decir, llegan al **equilibrio térmico**.

El calor no es una función de estado, ya que no es una propiedad del sistema, sino que dependerá de la forma en que se realice el proceso, es decir, de cómo el sistema pasa del estado inicial al final.

La **calorimetría** estudia la transferencia de calor durante procesos físicos y químicos, es una aplicación de la primera ley de la termodinámica, la cual se estudiará en el siguiente tema, e incorpora los conceptos de calor específico y capacidad calorífica.

El **calor específico** (C_e) es la cantidad de calor necesaria para aumentar la temperatura en un grado centígrado por cada unidad de masa, sin que ocurra un cambio de estado. Su unidad es el joule en un gramo por grado Celsius ($J/g \text{ } ^\circ\text{C}$).

La **capacidad calorífica** (C) es la cantidad de calor que se requiere para elevar en un grado Celsius la temperatura de una cantidad de sustancia; su unidad es el joule en un grado Celsius ($J/^\circ\text{C}$).

La relación entre estos dos conceptos en una sustancia está dada por la siguiente ecuación:

$$C = m \cdot C_e$$

Donde C es la capacidad calorífica, m es la masa de la sustancia en gramos y C_e es el calor específico.

La transferencia de calor que experimenta un sistema formado por una sustancia pura depende de su masa, de la naturaleza de la sustancia y de la variación de temperatura. Estos factores se representan en la ecuación:

$$\Delta Q = m \cdot C_e \cdot \Delta T = m \cdot C_e \cdot (T_f - T_i)$$

Donde ΔQ es el calor ganado o cedido por el sistema, m es la masa de la sustancia expresada en kilogramos, T_f es la temperatura final, T_i es la temperatura inicial y C_e es el calor específico de la sustancia pura.

Los incrementos de temperatura (ΔT) son iguales tanto si se expresan en grados Celsius como si se expresan en kelvin ($\Delta T = 1 \text{ } ^\circ\text{C} = 1 \text{ K}$).

Si la transferencia de calor se invierte en un cambio de estado del sistema, la temperatura permanece constante mientras dura el cambio de estado y la variación de calor se expresa como:

$$\Delta Q = m \cdot L$$

Donde ΔQ es el calor ganado o cedido por el sistema durante el cambio de estado, m es la masa del sistema expresada en kilogramos y L es el calor latente de cambio de estado.

El calor latente de cambio de estado (L) es la cantidad de calor absorbida o cedida durante el cambio de estado para la unidad de masa.

EJEMPLO

Calcule la capacidad calorífica de 100 g de agua. Considere que el calor específico del agua equivale a $4,184 \text{ J/g } ^\circ\text{C}$.

Se aplica la fórmula de la capacidad calorífica:

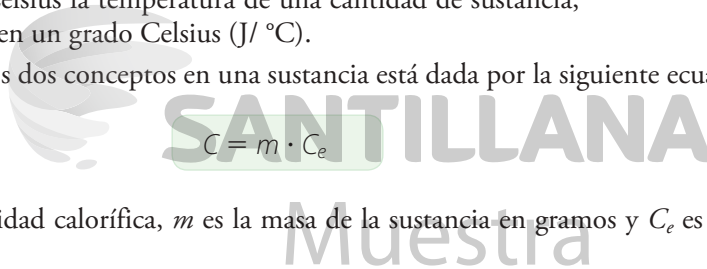
$$C = m \cdot C_e$$

Al sustituir los valores en la fórmula, se obtiene:

$$C = (100 \text{ g}) \cdot (4,184 \text{ J/g } ^\circ\text{C})$$

$$C = 418,4 \text{ J/}^\circ\text{C}$$

La capacidad calorífica de 100 g de agua es de $418,4 \text{ J/}^\circ\text{C}$.



Todos los derechos reservados - Prohibida su reproducción



Figura 4. Esquema de un calorímetro. Al producirse calor en el interior del calorímetro, las paredes absorben una parte de este calor. Para tenerlo en cuenta se define el equivalente en agua del calorímetro.

Para una reacción química, el **calor de reacción** es la cantidad de energía calorífica absorbida o cedida por el sistema durante la transformación de reactivos a productos. El calor de reacción se determina a partir de la variación de temperatura que experimenta una masa conocida de las sustancias que reaccionan.

Con el fin de medir experimentalmente el calor absorbido o cedido por un sistema en una transformación química (especialmente procesos de combustión a volumen constante), así como el calor de dilución y el de disolución, se utiliza un aparato denominado bomba calorimétrica o calorímetro (figura 4).

El equivalente en agua de un calorímetro se define como la cantidad de agua que absorbe la misma cantidad de calor que el calorímetro.

El **calor de disolución** se manifiesta al disolver un soluto en un disolvente. En esta disolución se produce una transferencia de calor entre el sistema y el entorno, como consecuencia de la ruptura de enlaces del soluto y de las interacciones entre soluto y disolvente.

Trabajo (W)

En termodinámica el trabajo se relaciona con la expansión o compresión de un gas contenido en el interior de un cilindro, cerrado con un émbolo móvil.

Cuando se expande, el gas empuja al pistón contra la presión atmosférica externa, que es constante. El trabajo que realiza el gas sobre los alrededores viene dado por la siguiente expresión (figura 5):

$$W = -P \cdot \Delta V = -P \cdot (V_2 - V_1)$$

Donde ΔV es el cambio de volumen, y P , la presión externa.

- $W < 0$ cuando es el sistema el que realiza el trabajo (aumenta el volumen).
- $W > 0$ cuando se realiza trabajo sobre el sistema (disminuye el volumen).

El trabajo termodinámico es diferente según la transformación tenga lugar de forma irreversible o reversible; por tanto, no es una función de estado.

El trabajo termodinámico, al igual que el calor, no es una función de estado, pues **depende del camino recorrido**, es decir, de la forma en que se realizará la transformación termodinámica.

Por ejemplo, si se tiene un sistema en el cual se encierra un gas en un cilindro, cerrado con un émbolo móvil, este puede realizar trabajo sobre el entorno al expandirse y desplazar el émbolo. Esto ocurrirá si la presión del gas es mayor que la presión externa. La expansión continuará hasta que ambas presiones se igualen.

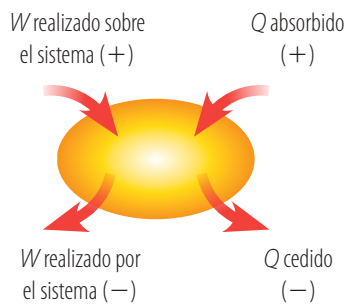
Para señalar el sentido del intercambio que se produce en un sistema, se han determinado los siguientes criterios:

- Cuando el sistema realiza un trabajo contra las fuerzas exteriores, el valor del trabajo tiene signo negativo ($-$), y disminuye su energía interna.
- Cuando el trabajo es realizado por las fuerzas exteriores sobre el sistema, el valor es positivo ($+$), y aumenta su energía interna.
- Si el sistema libera calor, el valor es negativo ($-$), y disminuye la energía interna.
- Si el sistema absorbe calor, el valor es positivo ($+$), y aumenta la energía interna.

Unidades termodinámicas	
Magnitud	Unidad
[Q]	Calorías (cal) o Joule (J)
[W]	Joule (J)

Equivalencias	
1 J = 1 Kg · m ² /s ²	
1 cal = 4,84 J	

Figura 5. Algunas unidades termodinámicas y sus equivalencias.





Procesos endotérmicos y exotérmicos

En algunas ocasiones, en las reacciones químicas los cambios energéticos tienen mayor interés que las relaciones de masa entre reactivos y productos (figura 6).

Casi todas las reacciones químicas absorben o liberan energía, generalmente en forma de calor.

Una **ecuación termoquímica** es una ecuación química ajustada, en la que se indican los reactivos y los productos, junto a la cantidad de calor intercambiado (absorbido o cedido) con el entorno.

Debido a que la energía de una reacción depende del estado físico de las sustancias que intervienen, debe indicarse entre paréntesis si la sustancia es sólida (s), líquida (l), gaseosa (g) o si se encuentra en disolución acuosa (ac). Por ejemplo:



Las condiciones de presión y temperatura también influyen en el calor intercambiado en una reacción. Para facilitar la comparación de los valores siempre se toma como referencia la reacción en condiciones estándar.

Desde el punto de vista energético hay dos tipos de reacciones químicas:

• **Exotérmicas.** Se libera calor en el transcurso de la reacción, ya que los productos resultantes poseen menos energía que las sustancias reaccionantes. Por ejemplo, en la combustión del carbón:



• **Endotérmicas.** Se absorbe calor del entorno, ya que los productos tienen mayor energía que los reactivos. Por ejemplo, en la descomposición del carbonato de calcio:



Figura 6. Las reacciones de combustión de reactivos como gas natural o gasolina son útiles por la energía térmica que liberan, no por los productos que forman (dióxido de carbono y agua).

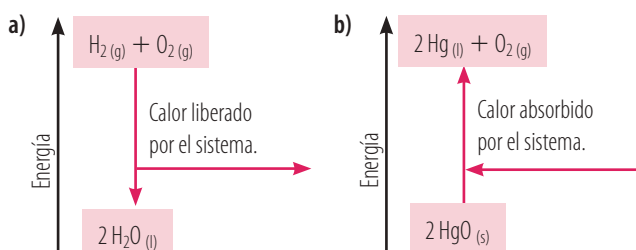
Recurso TIC

Trabaja en la siguiente dirección electrónica:

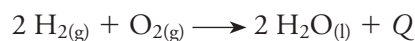
<http://www.santillana.com.pa/OD/reaccionesQ12>

EJEMPLO

Escribe las ecuaciones termoquímicas para los procesos representados en las figuras. Justifica si las reacciones son exotérmicas o endotérmicas.



a) Reacción de formación del agua:



Es un proceso exotérmico porque se libera calor del sistema hacia el entorno.

b) Reacción de descomposición del óxido de mercurio:



Es un proceso endotérmico porque el sistema absorbe calor del entorno.



INTERPRETO

1 Reconoce un sistema en cada imagen.



- Menciona el criterio que utilizaste para seleccionar los sistemas anteriores.
- Identifica el entorno y el límite en cada sistema.
- Determina si los sistemas son abiertos, cerrados o aislados.

2 Explica cuál de las siguientes propiedades no es función de estado:

- | | |
|----------------|--------------------|
| a) Temperatura | d) Energía interna |
| b) Volumen | e) Densidad |
| c) Trabajo | |

3 Identifica los procesos en que se libera o absorbe energía.

- Ebullición de agua
- Incendio forestal
- Condensación de un gas

4 Identifica en las siguientes descripciones, el sistema, el límite y el entorno:

- La variación de la temperatura de una taza de café en 20 minutos.
- La combustión de hidrógeno gaseoso con oxígeno en un recipiente.



ARGUMENTO

5 Se desea descargar una pila a temperatura constante y surgen tres posibilidades.

Conectar la pila a una bobina, para que la pila libere la energía en forma de calor, calentando la bobina (alambre).

Conectar la pila a un ventilador, para que este nos suministre aire fresco hasta que la pila se agote.

Encender una linterna con una pila.

- Indica cuál es el estado inicial y final de la pila en cada caso.
- Menciona los tipos de energía involucrados en los ejemplos.

6 La meteorología teórica se funda en un conocimiento preciso de las distintas capas de la atmósfera y de los efectos que producen en ella los rayos solares. Para el pronóstico del tiempo, se evalúan las repercusiones de índole física, química y termodinámica sobre la atmósfera. Responde:

- ¿Qué tipo de sistema es la atmósfera?
- ¿Qué propiedades de la atmósfera se pueden estudiar?



PROPONGO

7 En la cabeza de un fósforo ocurre una reacción de combustión, en la que el clorato de potasio se descompone para producir cloruro de potasio y oxígeno.

- Plantea la reacción del proceso.
- Define el tipo de reacción que ocurre.
- Menciona otras reacciones semejantes.



VERIFICO CONCEPTOS

8 Nombra los componentes de un sistema.

9 Indica las principales características de los sistemas abierto, cerrado y aislado.

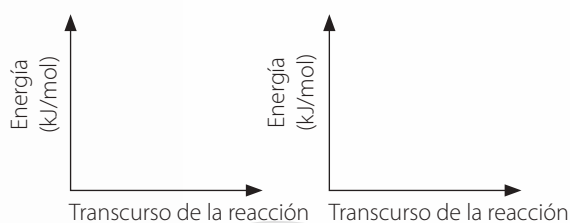


10 Responde, ¿qué diferencias existen entre las variables intensivas y extensivas?

11 Indica un ejemplo cotidiano de cada uno de los siguientes procesos:

- a) Adiabático c) Isotérmico
b) Isocórico d) Isobárico

12 Representa, en los siguientes gráficos, el proceso que se lleva a cabo en las reacciones endotérmicas y exotérmicas:



ANÁLIZO Y RESUELVO

13 Discute la veracidad de las siguientes frases:

- a) Si no hay flujo de energía y materia, un sistema está en un estado de equilibrio.
b) Cuando en un sistema varía una propiedad intensiva, el sistema está en un estado de equilibrio.
c) Un sistema cerrado siempre está en estado de equilibrio.

14 Se necesita hacer un estudio del despegue de un avión. Discute cuáles serán las propiedades del avión que debes considerar y cuáles corresponden a propiedades termodinámicas.

- a) Color f) Temperatura
b) Precio g) Forma geométrica
c) Altitud h) Humedad de la cabina
d) Presión
e) Velocidad

PROBLEMAS BÁSICOS

15 Calcula el calor absorbido de 85 g de grafito (calor específico = 0,720 J/g °C) cuando se calienta desde 14 °C a 54 °C.

16 Calcula el calor liberado de 125 g de oro cuando se enfría desde 65 °C a 41 °C (calor específico = 0,1291 J/g °C).

17 Indica la capacidad calorífica del etanol (calor específico = 2,46 J/g °C).

18 Si un recipiente contiene agua a 25 °C y 0,01 atm y varía su presión a 1 atm y su temperatura se conserva, responde:

- a) ¿A qué tipo de proceso corresponde?
b) ¿Cuáles son las variables de estado involucradas.

19 En una bomba calorimétrica se queman totalmente 100 g de un combustible, originando un aumento en la temperatura de 1 litro de agua de 30 °C. Calcula el calor desprendido en la reacción de combustión. Dato: C_e de $H_2O = 4180 J \cdot kg^{-1} \cdot K^{-1}$.

20 El aluminio se caracteriza por ser un metal versátil, es maleable, un excelente conductor de la electricidad, además posee un elevado calor específico. Calcula la cantidad de calor liberado por una lámina de aluminio, cuya masa es 243 g y su calor específico es 0,900 J/g °C, si se enfría desde 60 °C hasta 5 °C.

PROBLEMAS DE PROFUNDIZACIÓN

21 Calcula el trabajo realizado cuando se comprime un gas desde un volumen de 5,0 dm³ hasta un volumen de 1,0 dm³, a una presión constante de 105 Pa.

22 Calcula la variación de calor que tiene lugar al elevar la temperatura de un sistema formado por 1 litro de agua, desde 20 °C hasta 30 °C. ¿Se producirá un trabajo de expansión?

23 Un gas se expande desde un volumen de 4 litros hasta 9 litros a temperatura constante. Calcula el trabajo realizado por el gas cuando se expande:

- a) Contra una presión constante de 2 atm. Dato: 1 atm · L = 101,3 J
b) Contra el vacío



Tema 2. Leyes de la termodinámica

Indicador de logro

1. Realiza cálculos para determinar calores de reacción, cambios de entalpía, cambios de energía libre y cambios de entropía.
2. Compara el contenido energético de productos alimenticios y opta por un consumo adecuado de calorías.

En el primer tema de esta área se definieron los conceptos básicos de la termodinámica. En este se analizará de qué manera la termodinámica permite predecir cuánto calor liberará una reacción química, las condiciones que permiten que ocurra una reacción y, principalmente, las leyes o principios que permiten entender las transformaciones de energía y la dirección de los procesos.

Primera ley de la termodinámica

El primer principio de la termodinámica, que se basa en la ley de conservación de la energía, establece que **la energía contenida en un sistema aislado se conserva**; es decir, la energía no se puede crear ni destruir, solo se puede transformar.

La **energía interna de un sistema** es una función de estado de tipo extensivo. Se representa por el símbolo U , incluye todas las formas de energía que tiene un sistema y se puede considerar como la suma de las energías potencial y cinética de las moléculas que forman el sistema.

No se pueden medir con exactitud todas estas contribuciones ni determinar los valores absolutos de la energía interna de un sistema, aunque sí es posible establecer experimentalmente las variaciones de energía interna cuando en un sistema se produce una transformación:

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

El primer principio de la termodinámica establece que el **cambio de energía interna** (ΔU) de un sistema es la suma del intercambio de calor (Q) entre el sistema y el entorno, y el trabajo (W) realizado sobre o por el sistema. Matemáticamente se expresa como:

$$\Delta U = Q + W$$

Para utilizar adecuadamente esta expresión matemática hay que tener en cuenta el criterio de signos que se utiliza en química, que es el propuesto por la Iupac. Según este criterio, y aplicando el primer principio:

Calor	Trabajo	Variación de energía interna	Energía interna
$Q < 0$	$W < 0$	$\Delta U < 0$	Disminuye
$Q > 0$	$W > 0$	$\Delta U > 0$	Aumenta

EJEMPLO

Un sistema cede 500 J en forma de calor al exterior y se expande realizando un trabajo sobre el entorno de 400 J. Calcula la variación de energía interna del sistema e interpreta el resultado.

Cuando un sistema evoluciona cediendo o tomando calor y simultáneamente produce o se realiza un trabajo sobre él, tiene lugar una variación en la energía interna del sistema. Matemáticamente, el primer principio de la termodinámica expresa la variación de la energía interna mediante la suma de ambos términos: el calor y el trabajo.

De los datos del enunciado se tiene que el sistema cede calor (signo negativo), $Q = -500 \text{ J}$, y realiza un trabajo sobre el entorno (signo negativo), $W = -400 \text{ J}$.

Al sustituir los valores en la fórmula:

$$\Delta U = Q + W$$

$$\Delta U = -500 \text{ J} - 400 \text{ J} = -900 \text{ J}$$

El sistema ha perdido 900 J de energía, exactamente.



Entalpía

La entalpía (H) describe los **cambios térmicos** que se llevan a cabo a **presión constante**. La entalpía se calcula a partir del primer principio de la termodinámica ($\Delta U = Q + W$). En los procesos a presión constante es frecuente que, a medida que transcurre la reacción, exista un pequeño cambio de volumen, el que se expresa como: $W = -P \cdot \Delta V$. Así, el primer principio de la termodinámica toma la forma de:

$$\Delta U = Q_p - P \cdot \Delta V$$

Donde, Q_p es el calor a presión constante.

Por lo que, para el calor intercambiado en estas condiciones se cumple:

$$Q_p = (U_2 + P \cdot V_2) - (U_1 + P \cdot V_1)$$

El término $U + P \cdot V$ recibe el nombre de entalpía (H). La entalpía es una **función de estado**, puesto que no depende del camino recorrido. Además, es una **propiedad extensiva**, porque depende de la masa del sistema. La expresión matemática queda:

$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H$$

La **variación de entalpía** (ΔH) es igual a la diferencia entre la entalpía de los productos y la de los reactantes (reactivos):

$$\Delta H = H_{\text{productos}} - H_{\text{reactantes}}$$

Como se mencionó en el tema anterior, según el calor que participa en un proceso químico, las reacciones pueden ser endotérmicas o exotérmicas (figura 1).

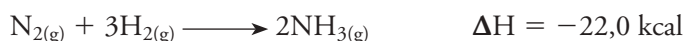
Según el criterio de signos Iupac:

- Cuando $\Delta H > 0$, el sistema absorbe calor y la reacción es endotérmica.
- Cuando $\Delta H < 0$, el sistema desprende calor y la reacción es exotérmica.

La mayoría de las reacciones químicas (oxidaciones, combustiones, fotosíntesis y fermentaciones, entre otras) se realizan a presión constante, generalmente al aire libre o en recipientes abiertos a la presión atmosférica.

Ecuaciones termoquímicas

Las ecuaciones termoquímicas indican las relaciones entre las masas de las sustancias que intervienen, y los cambios de entalpía que acompañan al proceso, en condiciones determinadas de presión y temperatura. Por ejemplo, a 1 atm y a 25 °C la ecuación



indica que a estas condiciones, 1 mol de N_2 gaseoso reacciona con 3 moles de H_2 gaseoso formando 2 moles de NH_3 gaseoso. El cambio de entalpía que acompaña esta reacción es de $-22,0$ kcal. Si la ecuación se invierte, el valor de ΔH se conserva, pero cambia de signo.

Interpreto

La evaporación del agua se caracteriza por ser un proceso endotérmico, en el que la entalpía de los productos es mayor a la entalpía de los reactivos. Las moléculas absorben energía de su entorno en forma de calor y adquieren la energía suficiente para pasar del estado líquido al gaseoso. Para comprobarlo, coloca en tu mano unas gotas de alcohol y de acetona.

- Responde, ¿por qué sientes que se enfría rápidamente la zona donde aplicaste los líquidos?, ¿qué relación existe entre la evaporación y la entalpía?

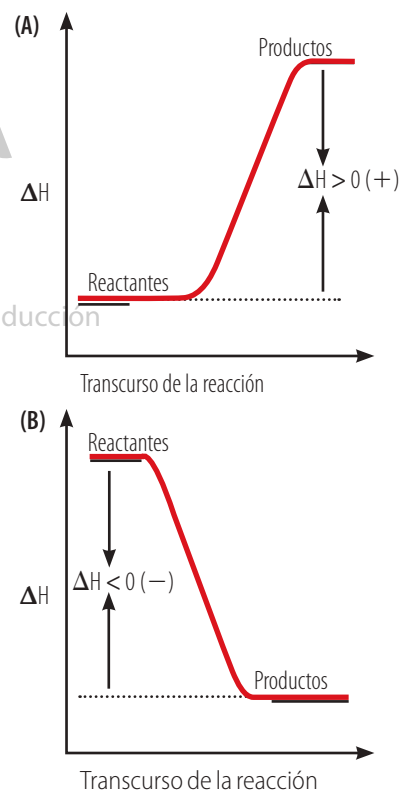


Figura 1. Proceso endotérmico (A) y exotérmico (B). En (A) la energía de los reactantes es menor que la de los productos, por lo que se absorbe energía del entorno. En (B) la energía de los reactantes es mayor que la de los productos, por lo que se libera energía al entorno.



Energías de enlace	
Enlace	Energía (KJ/mol)
H—H	436
C—C	347
O=O	497
N≡N	945
F—F	155
Cl—Cl	242
Br—Br	192
C≡N	887
C=O	735
I—I	151
C=C	610
C≡C	830
C—H	415
N—H	389
O—H	460
O—O	152
C—O	355
C—N	285
N—N	163
N=N	412

Figura 2. Entalpías de enlace.

Entalpía de enlace

Las reacciones químicas consisten en un reagrupamiento de los átomos de los reactivos para formar los productos. Para ello es necesario que los enlaces de las moléculas de los reactivos se rompan y que se formen nuevos enlaces en las moléculas de los productos.

La entalpía de enlace o energía de enlace para una molécula diatómica es la variación de entalpía que acompaña a la ruptura de un mol de moléculas en estado gaseoso para dar lugar a átomos aislados en el mismo estado.

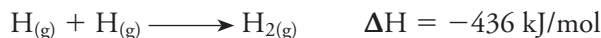
El valor de la energía de enlace se puede determinar por métodos termoquímicos, o con mayor precisión mediante métodos espectroscópicos. Para las moléculas diatómicas, como O₂, N₂ y Cl₂, y para moléculas poliatómicas que tengan todos los enlaces iguales (H₂O, NH₃ y CH₄) los valores de las entalpías son conocidos. Pero en moléculas poliatómicas con diferentes tipos de enlace el cálculo es más complicado, por lo que se toma una energía media de enlace.

Los valores de las entalpías de enlace (figura 2) se calculan a partir de valores medios de diferentes moléculas que presentan el enlace. Si la entalpía de enlace tiene un valor muy alto, significa que el enlace es muy fuerte y estable, y cuando el enlace es débil y poco estable la entalpía tiene un valor bajo.

Cuando un enlace se rompe, se absorbe energía ($\Delta E > 0$), y cuando se forma el mismo enlace, se libera exactamente la misma cantidad de energía ($\Delta E < 0$). Así, por ejemplo, la energía necesaria para romper el enlace entre átomos de hidrógeno (H—H) es de 436 kJ/mol, y corresponde a la siguiente ecuación:



Mientras que en la formación de una molécula de hidrógeno a partir de sus átomos se liberan 436 kJ/mol:

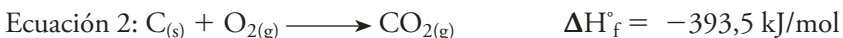
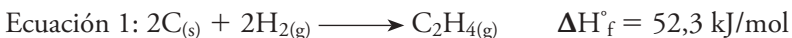


Entalpía estándar

Se llama estado normal o estándar de un elemento a la forma física más estable a 1 atm de presión y 25 °C de temperatura. A este se le asigna el valor de entalpía 0. La condición estándar se indica añadiendo el superíndice "o" a la variación de entalpía (ΔH° condición estándar).

Entalpía estándar de formación (ΔH_f°)

La entalpía estándar de formación es la cantidad de energía absorbida o liberada que resulta de la formación de 1 mol de compuesto a partir de sus elementos en condiciones estándar. Por ejemplo:



El valor de ΔH_f° proporciona una medida cuantitativa de la estabilidad de un compuesto respecto a sus elementos.



De este modo se cumple que:

- Si ΔH_f° es positivo (ecuación 1 de la página 62), el compuesto es más inestable que sus elementos, y su formación se lleva a cabo si los reactivos absorben calor.
- Si ΔH_f° es negativo (ecuación 2 de la página 62), el compuesto es más estable que sus elementos, la reacción libera calor.

En la entalpía de formación influye el estado físico y la forma alotrópica de reactivos y productos. En la figura 3 se muestran los valores de la entalpía estándar de formación de algunos compuestos químicos.

Entalpía estándar de reacción (ΔH_r°)

La entalpía de reacción es el calor puesto en juego en una reacción efectuada a presión constante. En condiciones estándar recibe el nombre de entalpía estándar de reacción, lo que se representa como ΔH_r° .

Por ejemplo:



Se debe tomar en cuenta que como la entalpía es una magnitud extensiva, **depende del número de moles** y, por lo tanto, de la estequiometría de la reacción. Si la reacción se multiplica por dos para eliminar el coeficiente fraccionario, también es necesario multiplicar por dos el valor de la entalpía, así:



De igual manera, para la reacción inversa cambiará el signo de la entalpía:



Al igual que en la entalpía de formación, en la entalpía de reacción influye el estado físico y la forma alotrópica de reactivos y productos. Por ejemplo, carbono-grafito o carbono-diamante y fósforo-rojo o fósforo-blanco.

Para una reacción general como:



ΔH_r° está dada por:

$$\Delta H_r^\circ = \sum n \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \sum m \Delta H_f^\circ(\text{reactivos})$$

$$\Delta H_r^\circ = [c \Delta H_f^\circ(C) + d \Delta H_f^\circ(D)] - [a \Delta H_f^\circ(A) + b \Delta H_f^\circ(B)]$$

Donde, n y m son los coeficientes estequiométricos de la reacción.

Entalpía estándar de combustión (ΔH_c°)

La entalpía estándar de combustión (ΔH_c°) es la variación de entalpía que se produce cuando se quema 1 mol de sustancia en condiciones estándar. Todas las entalpías de combustión **son negativas**; por ejemplo:



Entalpías estándar de formación	
Compuestos inorgánicos	ΔH_f° (kJ · mol ⁻¹)
H ₂ O _(g)	-241,82
H ₂ O _(l)	-285,83
HF _(g)	-268,60
HCl _(g)	-92,30
NaCl _(s)	-411,00
CaO _(s)	-635,09
CaCO _{3(s)}	-1206,92
CO _(g)	-110,53
CO _{2(g)}	-393,51
NO _(g)	+90,25
NH _{3(g)}	-46,11
SO _{2(g)}	-296,83
SO _{3(g)}	-395,72

Compuestos orgánicos	ΔH_f° (kJ · mol ⁻¹)
CH ₄ (g)	-74,85
C ₂ H ₆ (g)	-83,85
C ₂ H ₄ (g)	+52,51
C ₂ H ₂ (g)	+227,48
C ₃ H ₈ (g)	-104,68
C ₄ H ₁₀ (g)	-125,65
C ₆ H ₁₄ (l)	-167,20
C ₆ H ₆ (l)	+49,08
CH ₃ OH (l)	-238,66
C ₂ H ₅ OH (l)	-277,69
HCOOH (l)	-409,20
CH ₃ COOH (l)	-484,50
CHCl ₃ (l)	-131,80

Figura 3. Entalpías estándar de formación de algunas sustancias.

Interpreto

- Menciona el significado que tienen los siguientes datos:
 - $\Delta H_f^\circ SO_{2(g)} = -296,8 \text{ kJ}$
 - $\Delta H_f^\circ CO_{2(g)} = -393,5 \text{ kJ}$
 - $\Delta H_f^\circ C_2H_2(g) = +227,5$
- Escribe las ecuaciones termoquímicas correspondientes a cada apartado de la actividad 1.



EJEMPLOS

1. Calcula la entalpía estándar de reacción para la siguiente ecuación y determina si es exotérmica o endotérmica:



Datos: ΔH_f° de $\text{CH}_4(\text{g}) = -74,9 \text{ kJ/mol}$, ΔH_f° de $\text{CuO}(\text{s}) = -156,1 \text{ kJ/mol}$, ΔH_f° de $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$ y ΔH_f° de $\text{Cu}(\text{s}) = 0 \text{ kJ/mol}$

Como: $\Delta H_r^\circ = \sum n \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum m \Delta H_f^\circ (\text{reactivos})$, se reemplazan los valores de ΔH_f° :

$$\Delta H_r^\circ = [\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) + 2 \Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}) + 4 \Delta H_f^\circ (\text{Cu})] - [\Delta H_f^\circ (\text{CH}_4) + 4 \Delta H_f^\circ (\text{CuO})]$$

$$\Delta H_r^\circ = [-393,5 \text{ kJ/mol} + (2 \cdot -285,8 \text{ kJ/mol}) + (4 \cdot 0 \text{ kJ/mol})] - [-74,9 \text{ kJ/mol} + (4 \cdot -156,1 \text{ kJ/mol})]$$

$$\Delta H_r^\circ = -265,8 \text{ kJ/mol}$$

La reacción es exotérmica.

2. Calcula la entalpía estándar de combustión del propeno C_3H_6 , según la siguiente ecuación:



Datos: ΔH_c° de $\text{C}_3\text{H}_6(\text{g}) = -20,4 \text{ kJ/mol}$, ΔH_c° de $\text{O}_2(\text{g}) = 0 \text{ kJ/mol}$, ΔH_c° de $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$ y ΔH_c° de $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$

Como: $\Delta H_c^\circ = \sum n \Delta H_c^\circ (\text{productos}) - \sum m \Delta H_c^\circ (\text{reactivos})$, se reemplazan los valores de ΔH_c° :

$$\Delta H_c^\circ = [3 \cdot \Delta H_c^\circ (\text{CO}_2) + 3 \Delta H_c^\circ (\text{H}_2\text{O})] - [\Delta H_c^\circ (\text{C}_3\text{H}_6) + 9/2 \Delta H_c^\circ (\text{O}_2)]$$

$$\Delta H_c^\circ = [(3 \cdot -393,5 \text{ kJ/mol}) + (3 \cdot -285,8 \text{ kJ/mol})] - [-20,4 \text{ kJ/mol} + (9/2 \cdot 0 \text{ kJ/mol})]$$

$$\Delta H_c^\circ = -2058,3 \text{ kJ/mol}$$

Como todas las combustiones, es una reacción exotérmica.

3. Calcula la variación estándar de entalpía asociada a la siguiente ecuación:



Datos: ΔH_f° de $\text{CH}_4(\text{g}) = -74,9 \text{ kJ/mol}$, ΔH_f° de $\text{O}_2(\text{g}) = 0 \text{ kJ/mol}$, ΔH_f° de $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$ y ΔH_f° de $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$

Como: $\Delta H_r^\circ = \sum n \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum m \Delta H_f^\circ (\text{reactivos})$, se reemplazan los valores de ΔH_f° :

$$\Delta H_r^\circ = [\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2) + 2 \Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O})] - [\Delta H_f^\circ (\text{CH}_4) + 2 \Delta H_f^\circ (\text{O}_2)]$$

$$\Delta H_r^\circ = [-393,5 \text{ kJ/mol} + (2 \cdot -285,8 \text{ kJ/mol})] - [-74,9 \text{ kJ/mol} + (2 \cdot 0 \text{ kJ/mol})]$$

$$\Delta H_r^\circ = -890,2 \text{ kJ/mol}$$

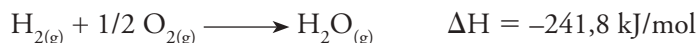
La reacción es exotérmica.



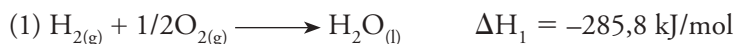
Ley de Hess

Basándose en que la entalpía es una función de estado que solo depende de los estados inicial y final, el químico suizo **German Henri Hess (1802-1850)** enunció en 1840 la ley que lleva su nombre. En su forma más sencilla, la ley de Hess establece que la variación de entalpía de una reacción química, cuando los reactivos se transforman en productos, es independiente de cómo se produzca la reacción, es decir, no varía si se realiza en una etapa o en varias.

Por ejemplo, el hidrógeno y el oxígeno reaccionan directamente formando vapor de agua, según:



También se obtiene a partir de una serie de pasos:



Si se suman los valores de la entalpía de las etapas (1) y (2) queda:

$$\Delta H_{\text{final}} = \Delta H_{(1)} + \Delta H_{(2)}$$

$$\Delta H_{\text{final}} = -285,8 \text{ kJ/mol} + 44 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{final}} = -241,8 \text{ kJ/mol}$$

Se observa entonces, que la suma de la energía liberada en cada una de estas reacciones tiene el mismo valor que cuando el proceso ocurre en una sola etapa.

$$\Delta H = \Delta H_{\text{final}} \\ -241,8 \text{ kJ/mol} = -241,8 \text{ kJ/mol}$$

Al analizar la ley de Hess, se puede determinar que es una **consecuencia directa de la ley de conservación de la energía**, ya que en una reacción química se absorbe o libera calor transformándose los mismos reactantes en los mismos productos, bajo iguales condiciones de presión y temperatura, e independiente del proceso por el cual se lleve a cabo.

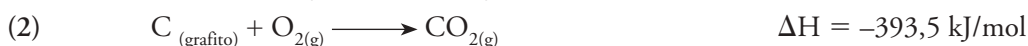
todos los derechos reservados - Prohibida su reproducción

EJEMPLOS

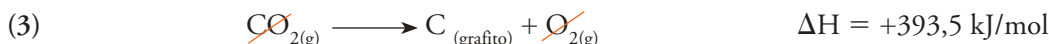
1. **Calcula la variación de entalpía (ΔH) que se produce en la reacción de transformación del diamante en grafito:**



Esta reacción demora millones de años en realizarse, por lo que es imposible medir experimentalmente el ΔH . Por ello se determina de acuerdo a sus etapas aplicando la ley de Hess:



Se puede observar que la ecuación no corresponde a la del problema planteado, por lo que para poder resolver el problema, se debe primero ordenar la información. Como el carbono grafito se encuentra en los productos, se invierte la ecuación (2), y pasa a ser un proceso endotérmico, formándose la ecuación (3).





2. Calcula ΔH_f para la formación de la acetona (CH_3COCH_3) según la reacción:

$3\text{C}_{(s)} + 3\text{H}_{2(g)} + 1/2 \text{O}_{2(g)} \longrightarrow \text{CH}_3\text{COCH}_{3(l)}$, conociendo los valores del calor de combustión:



Para resolver el problema, se debe multiplicar la ecuación (1) y (2) por 3 e invertir la ecuación (3).



Interpreto

Si se deja caer una pelota, al llegar al suelo esta rebotará alcanzando cada vez menos altura. ¿Es posible que se produzcan, sin aportar energía, rebotes cada vez más altos? ¿por qué?

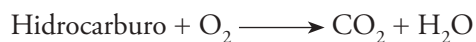
Segundo principio de la termodinámica: entropía (S)

Según lo estudiado hasta el momento, la primera ley de la termodinámica establece que la energía puede intercambiarse de una forma a otra, pero no puede crearse ni destruirse. Sin embargo, no afirma nada respecto a la posibilidad de que tenga lugar una transformación o sobre la espontaneidad de una reacción química.

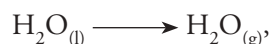
Los **procesos espontáneos** son aquellos que no necesitan de intervención externa para que tengan lugar. Por ejemplo, si se suelta una piedra desde cierta altura, la piedra caerá al suelo en forma espontánea, directamente de la observación se sabe que nunca se elevará del suelo para alcanzar la misma altura. Sin embargo, desde el punto de vista del primer principio, la energía se conserva en ambas situaciones y, por lo tanto, ambas podrían ser posibles.

Además, los procesos espontáneos son termodinámicamente irreversibles y siempre se producen en un sentido determinado. Por ejemplo, nunca sucederá que los productos de una combustión se combinen por sí solos para regenerar el combustible.

La espontaneidad de un proceso se ve favorecida por el carácter exotérmico, pero no depende únicamente de la entalpía de reacción. Existen transformaciones exotérmicas; por ejemplo, la combustión de un hidrocarburo:



Y endotérmicas, como la evaporación del agua:



que son espontáneas. Para intentar explicar la espontaneidad de todas las reacciones químicas es necesario conocer otra magnitud termodinámica: la **entropía**.

La entropía (S) es una **medida directa del desorden de un sistema**. Se puede saber si un proceso va acompañado de un aumento o de una disminución de entropía analizando el grado de desorden del estado inicial y final. A medida que aumenta el desorden de un sistema, mayor será su entropía. Por el contrario, cuanto más grande sea el orden de un sistema, menor será su entropía.

Recurso TIC

Visita la siguiente dirección electrónica:
<http://www.educ.ar/sitios/educar/recursos/ver?id=14491>

– Observa los videos y resuelve, con un compañero, los cuestionarios.



Por ejemplo, si se aumenta la temperatura de una sustancia, aumenta la movilidad de las partículas y el desorden, y como consecuencia, aumenta la entropía. Los cambios de estado, la disolución de un sólido en un líquido, la mezcla de gases, las reacciones químicas en las que aumenta el número de moles, son ejemplos en los que aumenta la entropía.

La espontaneidad y la entropía de una reacción llevaron a establecer el segundo principio de la termodinámica (figura 4). Este establece que **la entropía del universo aumenta en un proceso espontáneo**, es decir, evoluciona espontáneamente para alcanzar un estado final de máxima entropía. La expresión matemática para el segundo principio es:

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

Ahora, si el proceso es reversible, el segundo principio se puede enunciar como: “en un proceso reversible, la entropía del Universo permanece constante”. Así:

$$\Delta S_{\text{universo}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{entorno}} = 0$$

Entropía estándar de reacción

Para poder determinar el valor de $\Delta S_{\text{universo}}$, se debe conocer $\Delta S_{\text{sistema}}$ y $\Delta S_{\text{entorno}}$. Para obtener $\Delta S_{\text{sistema}}$ se calcula la energía estándar de reacción, siendo la expresión matemática:

$$\Delta S_r = [\sum nS^\circ(\text{productos})] - [\sum mS^\circ(\text{reactivos})]$$

donde, n y m son los coeficientes estequiométricos de la reacción.

Si en una reacción se produce mayor cantidad de moléculas que las que se consumen, ΔS es positivo; si disminuye el número total de moléculas, ΔS es negativo, y si no hay cambio en el número de moléculas, el valor de ΔS es muy pequeño y puede ser positivo o negativo.

En un proceso reversible a presión y temperatura constante, $\Delta S_{\text{entorno}}$ es:

$$\Delta S_{\text{entorno}} = \frac{\Delta H_{\text{entorno}}}{T} \text{ y como, } \Delta H_{\text{entorno}} = -\Delta H_{\text{sistema}}, \text{ entonces}$$

$$\Delta S_{\text{entorno}} = \frac{-\Delta H_{\text{entorno}}}{T}$$

La entropía estándar de numerosas sustancias ha sido determinada a 25 °C y 1 bar de presión (figura 5).



Figura 4. William Thomson, también conocido como lord Kelvin, en su empeño por medir la edad de la Tierra, desarrolló el segundo principio de la termodinámica.

Valores de entropía estándar

Compuesto	S° J/mol K
H _{2(g)}	130,6
NO _{2(g)}	240,0
NH _{3(g)}	192,7
H _{2O(g)}	188,7
H _{2O(l)}	69,9
O _{2(g)}	205,0
N _{2(g)}	191,5
CaO _(s)	38,1
CaCO _{3(s)}	93,0
CH _{3OH(l)}	127,0
CO _{2(g)}	213,7
CO _{4(g)}	197,6

Figura 5. Valores de entropía estándar para algunas sustancias, determinados a 25 °C y 1 bar de presión.

EJEMPLO

Determina el cambio de entropía de la siguiente reacción: $2\text{NH}_{3(g)} \longrightarrow \text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)}$

Los valores de entropía estándar del cuadro de la figura 5 se reemplazan en la siguiente ecuación:

$$\Delta S_{\text{sistema}}^\circ = S^\circ(\text{productos}) - S^\circ(\text{reactivos})$$

$$\Delta S_{\text{sistema}}^\circ = [S^\circ \text{N}_2 + 3 \cdot (S^\circ \text{H}_2)] - [2 \cdot (S^\circ \text{NH}_3)]$$

$$\Delta S_{\text{sistema}}^\circ = [191,5 \text{ J/mol K} + 3 \cdot (130,6 \text{ J/mol K})] - [2 \cdot (192,7 \text{ J/mol K})]$$

$$\Delta S_{\text{sistema}}^\circ = 197,9 \text{ J/mol K}$$



Figura 6. La entalpía y la entropía son funciones termodinámicas que no predicen la espontaneidad de un proceso. La evaporación del agua (A) y la formación de cristales (B) son dos procesos espontáneos que no se pueden explicar recurriendo solo a ΔH o a ΔS .

Energía libre de Gibbs (G)

Según el segundo principio de la termodinámica, para saber si un proceso es espontáneo, se debe conocer el $\Delta S_{\text{sistema}}$ y $\Delta S_{\text{entorno}}$. No obstante, calcular el $\Delta S_{\text{entorno}}$ resulta difícil y lo que interesa generalmente es conocer el $\Delta S_{\text{sistema}}$. Para ello, se establece una nueva magnitud termodinámica llamada energía libre de Gibbs (G), cuya expresión es:

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

La energía libre es una **función de estado extensiva** que determina si una reacción química es espontánea o no. A esta contribuyen tanto la entalpía como la entropía (figura 6).

Variación de la entalpía libre y espontaneidad

La variación de energía libre (ΔG) para un proceso a presión y temperatura constantes, es:

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

Para que el proceso se realice, $\Delta G \leq 0$. De acuerdo a esto:

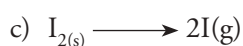
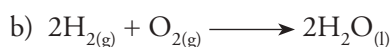
- Si $\Delta G < 0$, la reacción es espontánea.
- Si $\Delta G = 0$, la reacción está en equilibrio.
- Si $\Delta G > 0$, el proceso no es espontáneo. Se debe entregar energía del exterior para que se realice.

Teniendo en cuenta que $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$, se tienen las siguientes posibilidades para su relación:

ΔH	ΔS	ΔG	T	Tipo de proceso
< 0	> 0	< 0	A cualquier T	Siempre espontáneo
< 0	< 0	< 0	Si T es baja	Espontáneo
		> 0	Si T es alta	No espontáneo
> 0	> 0	> 0	Si T es baja	No espontáneo
		< 0	Si T es alta	Espontáneo
> 0	< 0	> 0	A cualquier T	Nunca espontáneo

EJEMPLOS

1. Prediga, para las siguientes reacciones químicas, si la variación de entalpía es positiva o negativa:

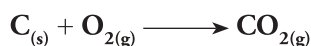


Solución:

- a) Como el número de moles de gas no varía, es imposible predecir el signo de ΔS , por consiguiente, su valor es muy pequeño y puede ser positivo o negativo.
- b) Dos gases se transforman formando un líquido; ΔS es negativo.
- c) Un sólido se convierte en gas; ΔS es positivo.



2. Calcula la variación de energía libre (ΔG°) que acompaña a la reacción de formación del dióxido de carbono:



Datos:

$$\Delta H_f^\circ (CO_2) = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$S^\circ (C) = 5,69 \text{ J/Kmol}$$

$$S^\circ (O_2) = 205 \text{ J/Kmol}$$

$$S^\circ (CO_2) = 213,6 \text{ J/Kmol}$$

Se debe aplicar la expresión matemática:

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

Pero, como no se tiene directamente ΔS° , se debe calcular, según:

$$\Delta S_r = \sum nS^\circ (\text{productos}) - \sum mS^\circ (\text{reactivos})$$

$$\Delta S_r = (213,6 \text{ J/Kmol}) - (5,69 \text{ J/Kmol} + 205 \text{ J/Kmol})$$

$$\Delta S_r = 2,91 \text{ J/Kmol} = 2,91 \times 10^{-3} \text{ kJ/Kmol}$$

Así, a 25 °C (298 K) y 1 atm, ΔG° que acompaña a la formación de un mol de CO_2 es:

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

$$\Delta G^\circ = -393,5 \text{ kJ/mol} - 298 \text{ K} \cdot 2,91 \times 10^{-3} \text{ kJ/Kmol}$$

$$\Delta G^\circ = -394,37 \text{ kJ/mol}$$

Como $\Delta G^\circ < 0$, el proceso es espontáneo.

Tercera ley de la termodinámica

La entropía definida como la tendencia al desorden se relaciona con la movilidad que posean las partículas. A mayor grado de desorden, mayor será la entropía de las partículas. Así, se puede evaluar la entropía de algunas sustancias, a partir del grado de movimiento que poseen sus partículas.

Como se puede apreciar en el gráfico de la figura 7, las moléculas de agua en un cubo de hielo están más ordenadas que en cualquiera de los otros estados. Si se aumenta la temperatura del sistema, las moléculas de agua absorben energía en forma de calor, aumenta su grado de agitación, de tal manera que pueden vencer las fuerzas de atracción y, en consecuencia, alcanzar el estado líquido, en el que las moléculas presentan mayor movilidad, y un estado de mayor entropía. Si se continúa aumentando la temperatura, las moléculas de agua en estado líquido logran mayor energía cinética y pueden cambiar el estado líquido al estado gaseoso con mayor grado de desorden y de entropía.

Como se observa, la entropía se relaciona con la temperatura, a **mayor temperatura**, las moléculas poseen **mayor energía cinética** y adquieren mayor movilidad, por lo que aumentan su entropía. Si la temperatura es inferior, existe poco desorden en las moléculas, ya que poseen menor movilidad.

En el estado sólido, las moléculas se encuentran con menor movilidad, más estructuradas y con mayor grado de organización, por lo que la entropía es menor.

De acuerdo con la tercera ley de la termodinámica, el valor para la entropía es cero en un sólido cristalino perfecto en el cero absoluto (0 Kelvin). Así, la tercera ley de la termodinámica permite determinar las entropías absolutas de sustancias, también llamadas entropías de la tercera ley, lo que no se logra para la energía interna o la entalpía. El valor de la entropía de una sustancia es absoluto, debido a que se determina a partir del valor de entropía cero en el cero absoluto, en el que se elimina el “desorden” molecular.

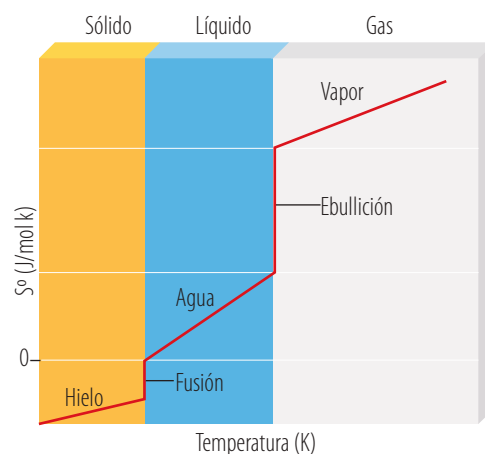


Figura 7. Al aumentar la movilidad de las partículas existe un mayor desorden y, por tanto, aumenta la entropía



Ley cero de la termodinámica

Esta ley está relacionada con el **equilibrio térmico**, y se denomina ley cero porque se alcanzó a comprender en un período posterior a la formulación de las demás leyes de la termodinámica, pero en forma lógica por su relación con la temperatura, precede a la primera y a las siguientes leyes de la termodinámica.

Considera que se tienen dos sistemas, A y B, que están en equilibrio y la temperatura del sistema A es T_A y la temperatura del sistema B es T_B , con $T_A \neq T_B$. Si ambos sistemas A y B se ponen en contacto mediante una pared que permita el intercambio térmico (pared térmicamente conductora), ambos sistemas evolucionan hasta alcanzar un equilibrio, denominado equilibrio térmico, que corresponde a cuando ambos sistemas alcanzan la misma temperatura de equilibrio (T_{eq}).

De acuerdo con la ley cero, **si dos sistemas están en equilibrio térmico con un tercer sistema, los sistemas están en equilibrio térmico entre sí**. Como se observa en el ejemplo de la siguiente imagen, al estar A y C en equilibrio térmico con B, ambos sistemas, A y C, están en equilibrio térmico entre sí. Entonces:

$$T_{eq A} = T_{eq B} \text{ y } T_{eq B} = T_{eq C} \text{ por lo tanto } T_{eq A} = T_{eq C}$$

$$T_A = T_B$$



La importancia de la ley del equilibrio térmico se demuestra en los métodos para medir temperatura, denominados **termometría**, la cual se basa en el siguiente enunciado:

Dos sistemas están en equilibrio térmico cuando se encuentran a la misma temperatura.

Un termómetro contiene una sustancia termométrica (por ejemplo, mercurio o etanol) que posee una propiedad termométrica (por ejemplo, la dilatación del líquido) que varía con la temperatura en el intervalo de medición del termómetro.

Para establecer una escala de medición, se establecen sistemas de referencia cuyas temperaturas sean reproducibles. Por ejemplo, en la escala Celsius se alcanza el equilibrio térmico del termómetro con hielo en su punto de fusión. Al nivel de dilatación de la sustancia al interior del termómetro se le asigna arbitrariamente el valor cero grados (0°C). Cuando el equilibrio térmico se alcanza con el punto de ebullición del agua a una atmósfera de presión, al nivel de dilatación de la sustancia termométrica se le asigna el valor de cien grados (100°C). La distancia entre ambos puntos se divide en cien partes iguales, tal que cada parte corresponde a un grado centígrado, conocido como grado Celsius ($^\circ\text{C}$).



Termodinámica en los seres vivos

Los seres vivos también se encuentran sometidos al cumplimiento de las leyes de la conservación de la energía y de la termodinámica. Así, la primera ley plantea que la energía es consumida como alimento por los seres vivos para la realización de sus procesos vitales; por ejemplo, su crecimiento y su reproducción.

Otros ejemplos de transformaciones de energía que ocurren en los seres vivos son la transformación de la energía solar en energía química a través de la fotosíntesis y el metabolismo de los alimentos en los mamíferos.

Fotosíntesis

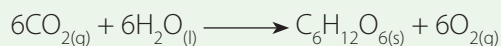
La fotosíntesis es un conjunto de **reacciones anabólicas y catabólicas** que realizan algunos organismos autótrofos, como algas y plantas, con el fin de obtener energía a partir de la luz solar. En las plantas ocurre dentro de los cloroplastos, que son organelos especializados para esta función (figura 8).

La fotosíntesis es un proceso en el cual la energía lumínica se convierte en energía química, de modo que luego pueda ser aprovechada para todas las funciones y los procesos celulares. La fotosíntesis implica la conversión de materia inorgánica, como el agua y el CO_2 , en materia orgánica, como los carbohidratos, moléculas de alto contenido energético. Se trata de un proceso muy complejo, y su estudio puede dividirse en dos partes: la fase luminosa, también llamada fotodependiente, y la fase oscura, también llamada bioquímica.

La primera parte del proceso de fotosíntesis consiste en la captación de la energía lumínica y su conversión en energía química.

Durante la fotosíntesis, las células obtienen cantidades considerables de ATP y de NADPH (moléculas que suministran energía a las células). Sin embargo, no son estos los productos finales de la fotosíntesis, sino que, durante la fase oscura, las células se encargan de utilizar estas sustancias para sintetizar moléculas que funcionen como reserva de energía. En particular, producen carbohidratos mediante un ciclo de reacciones denominado ciclo de Calvin

La fotosíntesis permite la vida en nuestro planeta, porque otro producto de este proceso es el oxígeno (O_2). La reacción general de la fotosíntesis es:



Valor energético de los alimentos

La energía necesaria para que un ser vivo desarrolle sus funciones vitales se obtiene de los alimentos. Los alimentos que ingerimos son los combustibles de nuestro cuerpo, los cuales son metabolizados a través de una serie de procesos por unas moléculas biológicas denominadas enzimas.

Durante su descomposición se libera energía que el organismo utiliza para su correcto funcionamiento, para mantener la temperatura del cuerpo constante y para movernos o realizar trabajo.



Figura 8. La clorofila es una de las moléculas responsables de absorber la energía lumínica proveniente del sol y permitir la fotosíntesis. Está contenida en los cloroplastos de las células vegetales.



Recurso TIC

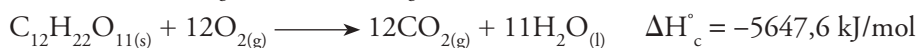
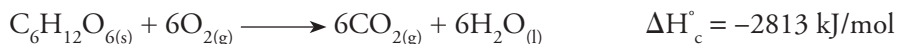
Visita la siguiente dirección electrónica:
<http://www.incap.int/index.php/es/>

– Consulta acerca del aumento de la obesidad en Panamá y discute, con el resto de la clase, la información que encuentre.

De esta forma el calor desprendido a presión constante (ΔH) en la reacción de combustión de un azúcar (glucosa, sacarosa) es el mismo, ya tenga lugar el proceso en el aire o en el interior del cuerpo humano, pero con una diferencia relevante:

❖ **Combustión al aire.** Se produce en un solo paso a altas temperaturas y, como consecuencia, la mayor parte del calor liberado durante la reacción se transfiere al entorno.

Las reacciones de combustión de la glucosa y sacarosa (azúcar) se representan mediante las siguientes ecuaciones:



❖ **Combustión biológica.** Cerca del 40 por ciento de la energía de los alimentos se conserva en forma de ATP (adenosintrifosfato), y el 60 por ciento restante se libera en forma de calor. Es necesario destacar que en la etiqueta de los alimentos es obligatorio incluir el contenido energético dentro de la información nutricional (figura 9). Conviene tener en cuenta que en algunos casos se expresa en unidades que no son del sistema internacional:

Calorías (1 cal = 4,18 J).

kcal (1000 calorías = 1 kcal = 4180 J).

Los alimentos no son sustancias puras; presentan diferente composición química y, como consecuencia, su contenido energético es diferente. Por esta razón los valores energéticos se expresan por masa de alimento (kJ/g) y no por mol de sustancia (kJ/mol).

Obesidad y el primer principio de la termodinámica

Los procesos energéticos del cuerpo humano, al igual que en las máquinas, están regidos por las leyes de la termodinámica. Por ejemplo, una persona adulta necesita ingerir a diario unas 3000 calorías, el equivalente al consumo energético de una lámpara de 100 W de potencia encendida durante 24 horas.

Si el cuerpo consume menos energía procedente de los alimentos de la que gasta en los procesos metabólicos, entonces el equilibrio energético será negativo y la persona pierde masa corporal. Si el consumo de energía es superior al gasto, el equilibrio energético será positivo y la persona aumenta masa corporal.

La mejor forma de prevenir la obesidad es seguir una dieta equilibrada, que aporte todas las sustancias que el organismo necesita y evitar el exceso de grasas, ya que contienen más calorías por gramo de alimento que las proteínas y los carbohidratos. Además, es conveniente realizar ejercicio físico con regularidad.

Sustancia	ΔH (kJ/g)	Sustancia	ΔH (kJ/g)
Pan	-1	Manzana	-2
Mantequilla	-4	Carne	-8
Queso	-8	Madera	-20
Huevos	-6	Carbón de hulla	-30
Leche	-3	Gasolina	-34
Papas	-3	Gas natural	-50

Figura 9. Valores energéticos de alimentos y combustibles comunes.

**INTERPRETO****1 Explica la relación entre:**

- La primera ley de la termodinámica y la entalpía
- La segunda ley de la termodinámica y la entropía
- La ley cero y la temperatura

2 Comenta de qué manera se relacionan las reacciones exotérmicas y endotérmicas con la primera ley de la termodinámica.**3 Indica si las siguientes reacciones son endotérmicas o exotérmicas. Justifica tu respuesta.**

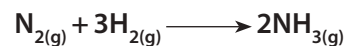
- Combustión del gas natural
- Condensación del agua
- Fotosíntesis de la glucosa
- Electrólisis del agua
- Explosión de dinamita

4 Clasifica las siguientes transformaciones como endotérmicas o exotérmicas.

- $\text{C (grafito)} + \text{O}_{2(\text{g})} \longrightarrow \text{CO}_{2(\text{g})}$
 $\Delta H = -94,1 \text{ kcal/mol}$
- $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\Delta H = +79 \text{ kcal/mol}$
- $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
 $\Delta H = -133 \text{ kcal/mol}$

5 Explica qué información deduces de la variación de entalpía, con respecto a la oxidación del monóxido de azufre:**6 Indica cuál de las siguientes opciones caracteriza a una reacción espontánea y endotérmica:**

- $G < 0$ y $H > 0$
- $G = 0$ y $H > 0$
- $G > 0$ y $H < 0$
- $G < 0$ y $H < 0$
- $G = 0$ y $H < 0$

7 Explica si aumenta o disminuye la entropía en la siguiente reacción:**ARGUMENTO****8 Explica de qué manera y por qué se utiliza el calorímetro para medir experimentalmente la variación de entalpía.****9 Explica si los procesos siguientes representan un aumento o una disminución de la entropía del sistema.**

- Formación de trióxido de azufre a partir de sus elementos
- Formación de cristales de sulfato de cobre (II)

10 El aumento de la entropía en los procesos espontáneos es una ley universal. ¿En cuál o cuáles de las siguientes reacciones químicas se verifica un aumento de la entropía? Fundamenta tu respuesta.

- $3\text{H}_{2(\text{g})} + \text{N}_{2(\text{g})} \longrightarrow 2\text{NH}_{3(\text{g})}$
- $2\text{H}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
- $2\text{SO}_{3(\text{g})} \longrightarrow 2\text{SO}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})}$

**PROPONGO****11 Predice si la variación de entropía es mayor o menor que cero para los siguientes procesos:**

- Sublimación del yodo sólido
- Disolución de cloruro de sodio en agua
- Solidificación del agua

12 Predice si la siguiente reacción es favorable a los productos o a los reactivos, de acuerdo con la segunda ley de la termodinámica:**13 Explica si estás de acuerdo con la siguiente afirmación: "Todas las reacciones que tienden al orden no son espontáneas".**



VERIFICO CONCEPTOS

14 Marca, con ✓, la opción que completa correctamente cada enunciado.

a) Un proceso disminuye el desorden y absorbe calor cuando

- posee un ΔG negativo.
- es espontáneo si $\Delta H \geq T\Delta S$.
- es espontáneo si $T\Delta S \geq \Delta H$.
- no es espontáneo a ninguna temperatura.

b) Dos cuerpos, A y B, están en equilibrio térmico con un cuerpo C, entonces A y B están en equilibrio térmico entre sí y el intercambio neto de energía entre ellos es cero. Este enunciado corresponde a la

- primera ley de la termodinámica.
- segunda ley de la termodinámica.
- tercera ley de la termodinámica.
- ley cero de la termodinámica.

c) El segundo principio de la termodinámica establece que un proceso espontáneo está siempre asociado con

- un aumento de entalpía.
- un aumento de la entropía.
- un aumento de temperatura.
- una disminución de la entropía.
- una disminución de temperatura.

15 Responde las siguientes preguntas:

- a) ¿Qué significado físico tiene la energía interna de un sistema?
- b) ¿Qué significa que la energía interna es una función de estado?
- c) ¿Se puede determinar la energía interna de un sistema? Justifica tu respuesta.

16 Comenta en qué consiste la ley de Hess y qué aplicaciones tiene.

ANALIZO Y RESUELVO

17 Un cilindro cubierto con un aislante que contiene 500 ml de un gas realiza una expansión adiabática a presión atmosférica hasta alcanzar un volumen de 780 ml. Determina el cambio de energía interna.

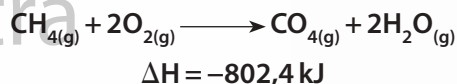
18 Explica si consideras que afirmar que una reacción A es más exotérmica que otra B, significa que las entalpías de formación de los productos finales son en el caso A más negativas que en el B.

19 Razona cuál de los datos que se indican de la entropía corresponde al bromo en estado líquido y cuál al bromo gaseoso:

- a) $S^\circ = 152 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$
- b) $S^\circ = 245 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$

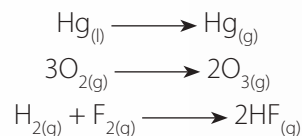
20 Una reacción es espontánea a 800 °C, pero es no espontánea a 25 °C. Indica qué signo (+ o -) tendrán ΔH y ΔS de dicha reacción.

21 Analiza la siguiente ecuación termoquímica:



- a) Indica si es endotérmica o exotérmica.
- b) Determina el calor desprendido en la combustión de 4 gramos de metano (CH_4).
- c) Responde, ¿cuál es el valor de la entalpía de los productos si la entalpía de los reactivos es $-79,9 \text{ kJ/mol}$?

22 A presión constante tienen lugar las siguientes transformaciones:



Responde:

- a) ¿En qué caso el sistema realiza trabajo sobre el entorno?
- b) ¿En cuál caso lo realiza el entorno sobre el sistema?
- c) ¿En cuál transformación no se realiza trabajo?



PROBLEMAS BÁSICOS

23 Durante el cambio de estado de 1 kg de agua líquida a 100 °C a vapor de agua a 100 °C y a la presión de 1 atm se absorben 2284 kJ de energía en forma de calor. Calcula:

- El trabajo de expansión que realiza el sistema. Asume que la densidad del agua líquida es 1 kg/L y que la densidad del vapor es despreciable.
- La variación de energía interna del sistema.

24 Calcula la variación de energía interna para un sistema que ha absorbido 2990 J y realiza un trabajo de 4000 J sobre su entorno.

25 El dióxido de nitrógeno gaseoso se disuelve en agua (líquida) y origina ácido nítrico acuoso y monóxido de nitrógeno (gas), en la etapa final de la producción de ácido nítrico de acuerdo con la siguiente ecuación:



Calcula la variación de entalpía estándar de la reacción representada. Considera los siguientes valores de ΔH_f° :

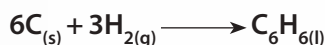
$$\Delta H_f^\circ \text{NO}_{2(g)} = 33,85 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{NO}_{(g)} = 90,4 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{HNO}_{3(ac)} = -173,2 \text{ kJ/mol}$$

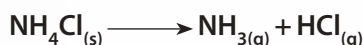
$$\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O}_{(l)} = -285,8 \text{ kJ/mol}$$

26 Para la siguiente reacción del benceno a 25 °C, $\Delta S^\circ = -253,18 \text{ kJ}$ y $\Delta H^\circ = 49,0 \text{ kJ}$:



Determina si la reacción es espontánea o no y calcula el valor de ΔG .

27 Determina si la reacción representada es espontánea a 800 K y a 1200 K.



Considera los siguientes datos:

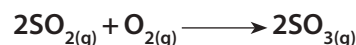
$$\Delta S = 0,55 \text{ kJ/mol K}$$

$$\Delta H = 490,7 \text{ kJ/mol}$$

28 Para una reacción: $\text{A} + 2\text{B} \longrightarrow \text{AB}_2$ los valores son $\Delta S^\circ = 0,319 \text{ kJ/K}$ y $\Delta H^\circ = 181,0 \text{ kJ}$, a una temperatura de 25 °C.

- Calcula ΔG° de la reacción.
- Indica si la reacción es espontánea o no.

29 Determina la variación de entalpía de combustión del SO_2 a partir de la siguiente ecuación química:



Considera los siguientes datos:

$$\Delta H_f^\circ \text{SO}_{3(g)} = -395,0 \text{ kJ/mol}$$

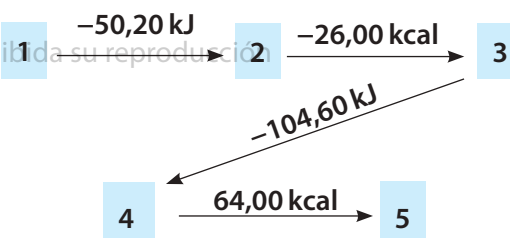
$$\Delta H_f^\circ \text{SO}_{2(g)} = -297,1 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{O}_{2(g)} = 0 \text{ kJ/mol}$$



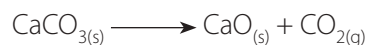
PROBLEMAS DE PROFUNDIZACIÓN

30 El siguiente esquema muestra los cambios de estado que experimenta un sistema, indicando la energía liberada en cada etapa; explica si este proceso es posible:



31 Las entalpías de formación estándar del CO_2 , H_2O y C_3H_8 son, respectivamente, $-393,5$, $-285,8$ y $-103,852$ en unidades de kJ/mol.

- Escribe la reacción de combustión del propano (C_3H_8).
- Calcula la entalpía estándar de combustión del propano.
- Determina la masa de gas necesaria para obtener 1000 kg de óxido de calcio por descomposición térmica del CaCO_3 si:



$$\Delta H^\circ = 178,1 \text{ kJ}$$



Transferencia de energía

Objetivo

1. Analizar la transferencia de energía en diferentes compuestos y reacciones químicas.

Conceptos claves

Energía, calor y reacciones químicas.

Reactivos

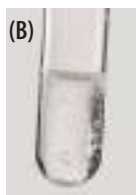
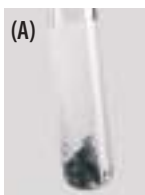
- ⌘ Hidróxido de sodio
- ⌘ Cloruro de calcio (CaCl_2)
- ⌘ Cloruro de calcio hexahidratado ($\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$)
- ⌘ Ácido sulfúrico (H_2SO_4)
- ⌘ Granallas de zinc
- ⌘ Carbonato de calcio (CaCO_3)

Materiales

- ⌘ Cronómetro
- ⌘ Bata de laboratorio
- ⌘ Poliestireno (*foam*)
- ⌘ 5 tubos de ensayo
- ⌘ 1 recipiente de vidrio
- ⌘ Tapón de corcho

Metodología de trabajo

En grupo



Experimento 2

Procedimiento

1. Pongan ácido sulfúrico en un tubo de ensayo y luego agreguen unas granallas de zinc. Observen qué ocurre (imagen A). El encargado del laboratorio les entregará el ácido sulfúrico; no lo manipulen, porque concentrado es corrosivo.
2. Pongan ácido sulfúrico en otro tubo de ensayo y luego agreguen carbonato de calcio. Observen qué ocurre (imagen B).

Pregunta problematizadora

- ⌘ ¿Cómo se determina, experimentalmente, la transferencia de energía durante una reacción química?

La transferencia de energía que ocurre durante una reacción química se debe a la ruptura y a la formación de enlaces químicos de los reactivos y de los productos, respectivamente.

Al producirse la reacción química, los reactivos pueden absorber o liberar energía para formar productos. Por esta razón, se percibe presencia o ausencia de calor, según el tipo de reacción.

Durante las reacciones es posible percibir varios cambios; por ejemplo, si la reacción disminuye o aumenta su temperatura. Cuando una reacción necesita energía para generar productos absorbe calor del entorno, y por tanto su temperatura aumenta. Cuando libera energía para generar productos, esta se manifiesta en forma de calor y su temperatura disminuye.

Experimento 1

Procedimiento

1. Envuelvan con el *foam* el recipiente de vidrio.
2. Coloquen en un tubo de ensayo 5 ml de agua y tápenlo con el tapón de corcho. Introduzcan el termómetro a través del corcho que tapa el tubo de ensayo.
3. Pongan el montaje del paso 2 dentro del recipiente envuelto en "foam" y registren la temperatura cada minuto, hasta completar 5 minutos. Registren los datos.
4. Agreguen en el tubo que contiene agua 2 g de hidróxido de sodio. Registren la temperatura alcanzada por la mezcla cada 2 minutos hasta que no varíe.
5. Repitan el paso cuatro empleando, en lugar de hidróxido de sodio, primero cloruro de calcio y luego cloruro de calcio hexahidratado.

Resultados

1. Registren los datos obtenidos en el experimento 1 en un cuadro.
2. Dibujen los sistemas utilizados en ambos experimentos.
3. Indiquen cuál es el entorno, y cuál, el límite; describan el tipo de sistema al que corresponde cada ilustración.

Conclusión

1. Según la transferencia de energía, ¿de qué manera clasificarías las reacciones de los experimentos 1 y 2? ¿por qué?

Variación de la entalpía en soluciones

Objetivo

1. Determinar la variación de la entalpía de una reacción con diferentes concentraciones.

Conceptos claves

Cambio de entalpía y calorímetro.

Reactivos

- ⌘ Nitrato de amonio (NH_4NO_3)

Materiales

- ⌘ 1 termómetro
- ⌘ 4 vasos de precipitados (*beaker*)
- ⌘ 1 agitador de vidrio
- ⌘ 2 vasos de poliuretano con tapa

Metodología de trabajo

En grupo



Pregunta problematizadora

- ⌘ ¿Qué factores influyen en los cambios de entalpía de una reacción química?

La entalpía de muchas reacciones; por ejemplo, las neutralizaciones ácido-base, las disoluciones y los calores de disolución, pueden ser medidas con un calorímetro, en el que la diferencia de calor medida a presión constante es equivalente al ΔH .

Al preparar un sistema con dos vasos de poliuretano uno sobre otro, el vaso exterior ayuda a aislar la mezcla de los alrededores. Así, se asemeja a un sistema adiabático, no absorbe ni cede calor hacia sus alrededores. Por lo tanto, el cambio de temperatura de la mezcla es proporcional a la variación de la entalpía de la disolución, ya que la capacidad calorífica del sistema de vasos de poliuretano es insignificante.

Procedimiento

1. Coloquen un vaso de poliuretano dentro de otro. Hagan dos pequeños agujeros en la tapa del vaso, para introducir el termómetro y el agitador de vidrio. Este será su calorímetro.
2. Preparen tres soluciones de NH_4NO_3 al 4%, 8% y 16% en masa, con 1, 2 y 4 gramos de NH_4NO_3 , respectivamente, en vasos de precipitados. Agreguen agua hasta completar una masa de 25 gramos en cada una de las soluciones.
3. Introduzcan, en otro vaso de precipitado, 25 gramos de agua. Dejen reposar las soluciones y verifiquen, con un termómetro, que todas se encuentren a la misma temperatura.
4. Mezclen, en el calorímetro que elaboraron en el paso 1, la disolución al 2% con los 25 gramos de agua. Registren la variación de temperatura de la mezcla.
5. Repitan el paso 4 para las soluciones al 8% y al 16%.

Resultados

1. Expliquen si las distintas mezclas absorben o liberan calor.
2. Comenten si consideran que la energía de la mezcla depende de su concentración.

Conclusiones

1. ¿Por qué se obtienen resultados diferentes con cada solución?
2. ¿De qué otra manera se puede elaborar un calorímetro?

Profundización

Investiguen el valor del calor molar de disolución del nitrato de amonio y discutan su relación con los resultados obtenidos.



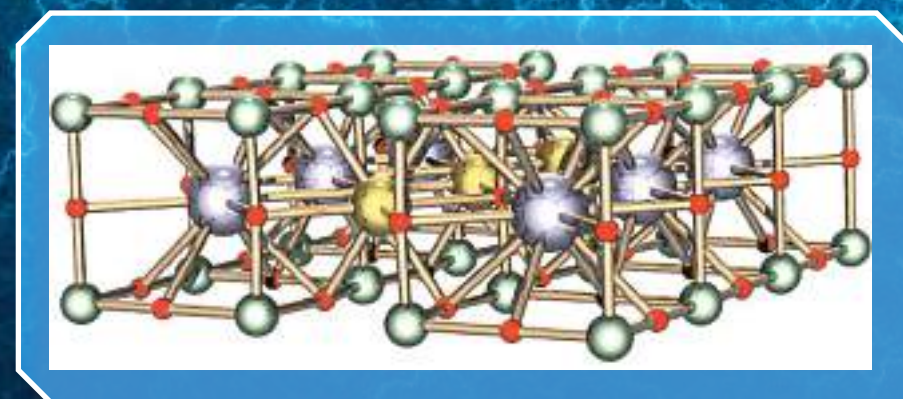
Superconductividad

La **superconductividad** es un fenómeno que permite conducir corriente eléctrica sin resistencia alguna ni pérdida de energía en forma de calor.

Este fenómeno se da en materiales con temperaturas cercanas al cero absoluto, es decir, a 0 K. Entre otros materiales que pueden adquirir esta condición están el plomo, el estaño, el aluminio y algunos semiconductores.



Quando se acerca un imán a un superconductor, se convierte en un imán de polaridad contraria, haciendo que el objeto se mantenga sobre él, generando la levitación magnética.



También existen superconductores de alta temperatura que se comportan así a 94 K. Un ejemplo es el YBCO, que es un material cerámico compuesto por itrio, bario y cobre.

En las resonancias magnéticas los superconductores se utilizan para detectar campos electromagnéticos muy débiles, como los generados por el cerebro.



El gran dewar es un contenedor que tiene cerca de 1500 L de helio líquido, que enfría los sacos de plomo a temperaturas hasta de $-271\text{ }^{\circ}\text{C}$, convirtiendo el plomo en material superconductor.

En el futuro se usará la superconductividad en computadores cuánticos, permitiendo velocidades 250 veces mayores que las actuales.

