



UNIVERSIDAD  
TECNOLOGICA  
DEL PERU

*FISICA QUIMICA*

*2018 - 1*

**PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA.  
TERMOQUIMICA. CALOR DE REACCIONES A PRESION  
CONSTANTE Y A VOLUMEN CONSTANTE.  
LEY DE HESS. ENTALPIAS MOLARES DE  
COMBUSTION Y DE FORMACION**

---

La **primera ley de la termodinámica** relaciona el **trabajo** y el **calor** transferido intercambiado en un sistema a través de una nueva variable termodinámica, la **energía interna**. Dicha energía ni se crea ni se destruye, sólo se transforma.

### **Energía interna**

La **energía interna** de un sistema es una caracterización macroscópica de la energía microscópica de todas las partículas que lo componen. Un sistema está formado por gran cantidad de partículas en movimiento. Cada una de ellas posee:

**Energía cinética**, por el hecho de encontrarse a una determinada velocidad.

**Energía potencial gravitatoria**, por el hecho de encontrarse en determinadas posiciones unas respecto de otras.

**Energía potencial elástica**, por el hecho vibrar en el interior del sistema.

En termodinámica la **energía interna** de un sistema ( $U$ ) es una **variable de estado**. Representa la suma de todas las energías de las partículas microscópicas que componen el sistema. Su unidad de medida en el Sistema Internacional es el joule ( $J$ ).

Observa que el valor de  $U$  es la suma de todas las energías *del interior* del sistema, por lo que no se incluye ni la energía cinética global ni la energía potencial gravitatoria global ni la energía potencial elástica global del mismo.

### **Energía interna en gases ideales**

En los gases ideales, la **energía interna** se puede aproximar a la energía cinética media de las partículas que lo componen. La expresión que se recoge más abajo permite determinar su variación en un proceso cuyo volumen permanece constante (proceso isocórico).

La energía interna de un gas ideal depende únicamente de la **temperatura** que tenga el gas. La **variación de energía interna** que experimenta un gas al cambiar de temperatura viene dada por:

$$\Delta U = m \cdot c_v \cdot \Delta T$$

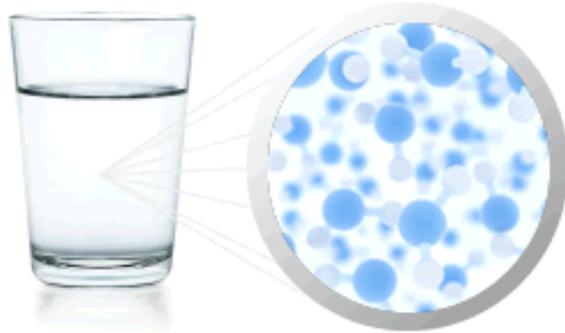
$\Delta U$  : *Incremento de energía interna* del gas (  $\Delta U = U_{final} - U_{inicial}$  ). Su unidad de medida en el Sistema Internacional es el joule (  $J$  )

$m$  : *Masa*. Cantidad de gas considerada. Su unidad de medida en el Sistema Internacional es el kilogramo (  $kg$  )

$c_v$  : *Calor específico a volumen constante*. Representa la facilidad que el gas tiene para variar su temperatura cuando intercambia calor con el entorno. Su unidad de medida en el Sistema Internacional es el joule por kilogramo por kelvin (  $J/kg \cdot K$  ) aunque también se usa con frecuencia la caloría por gramo y por grado centígrado (  $cal/g \cdot ^\circ C$  ). Cuando conocemos el número de moles de sustancia en lugar de su peso (nos dan  $m$  en moles), podemos usar el calor específico molar que se suele especificar en  $J/mol \cdot K$  ó  $cal/g \cdot ^\circ C$ .

$\Delta T$  : *Variación de temperatura*. Viene determinada por la diferencia entre la temperatura inicial y la final  $\Delta T = T_f - T_i$ . Su unidad de medida en el Sistema Internacional es el kelvin ( K ) aunque también se suele usar el grado centígrado o Celsius ( °C ).

La expresión anterior nos da un método operativo para medir la variación de energía interna en un sistema gaseoso, proporcional al cambio de temperatura. Para llegar a ella aplicamos la primera ley de la termodinámica a un proceso a volumen constante (denominado isocórico) como podrás comprobar **mas abajo**.



### Energía Interna

La energía de cada una de las partículas que componen el agua que observas en la figura contribuye al valor de su energía interna.

## Ejemplo

Determina la variación de energía interna que experimentan 10 g de gas cuya temperatura pasa de 34 °C a 60 °C en un proceso a volumen constante sabiendo que su calor específico viene dado por  $c_v = 0.155$  cal/g·°C.

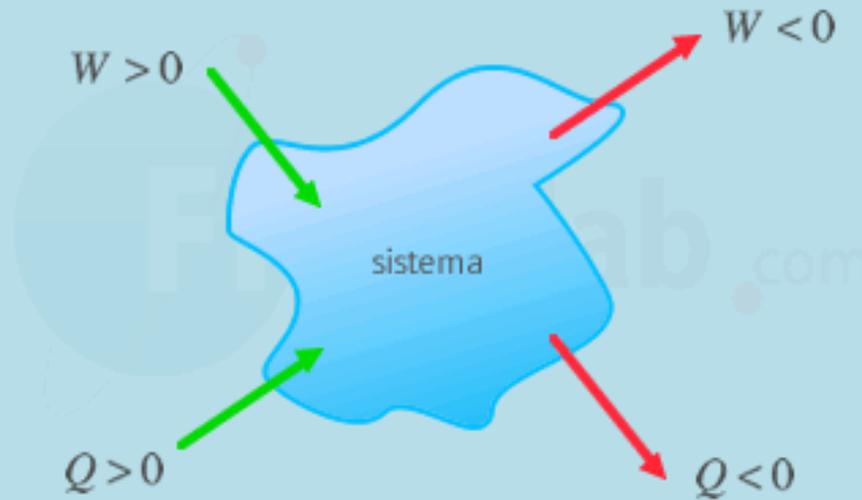
$$\Delta U = m \cdot c_v \cdot \Delta T = m \cdot c_v \cdot (T_f - T_i) = 10 \cdot 0.155 \cdot 26 = 40.3 \text{ cal} = 168.61 \text{ J}$$

## Primera ley de la termodinámica

La primera ley de la termodinámica establece una relación entre la energía interna del sistema y la energía que intercambia con el entorno en forma de calor o trabajo.

La **primera ley de la termodinámica** determina que la energía interna de un sistema aumenta cuando se le transfiere *calor* o se realiza un *trabajo* sobre él. Su expresión depende del **criterio de signos para sistemas termodinámicos** elegido:

## Criterio IUPAC

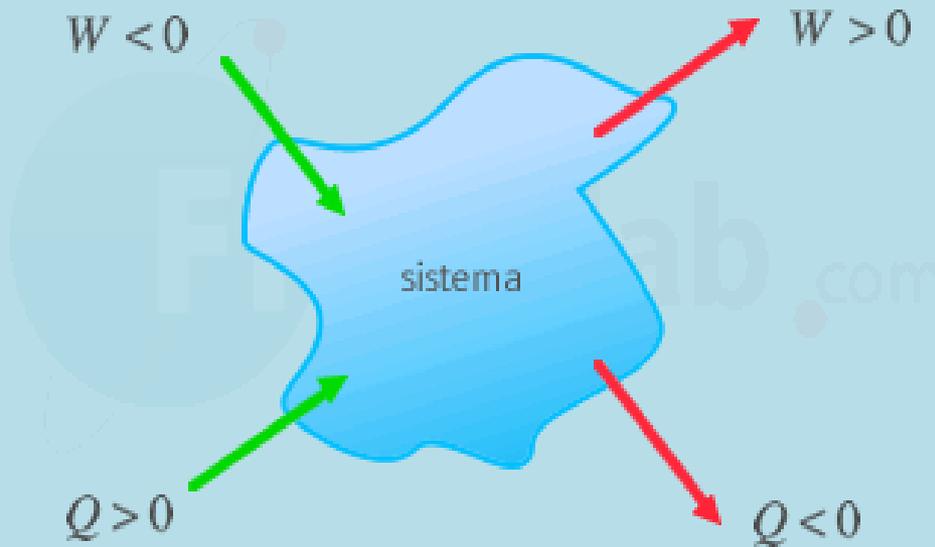


Se considera positivo aquello que aumenta la energía interna del sistema, o lo que es lo mismo, el trabajo recibido o el calor absorbido.

$$\Delta U = Q + W$$

### **Criterio tradicional**

Se considera positivo el calor absorbido y el trabajo que realiza el sistema sobre el entorno.



$$\Delta U = Q - W$$

Donde:

$\Delta U$  : *Incremento de energía interna* del sistema (  $\Delta U = U_{final} - U_{inicial}$  ).  
Su unidad de medida en el Sistema Internacional es el joule (  $J$  )

$Q$  : *Calor intercambiado* por el sistema con el entorno. Su unidad de medida en el Sistema Internacional es el julio (  $J$  ), aunque también se suele usar la caloría (  $cal$  ).  $1 cal = 4.184 J$

$W$  : *Trabajo intercambiado* por el sistema con el entorno. Su unidad de medida en el Sistema Internacional es el julio ( $J$ )

Al igual que todos los principios de la termodinámica, el primer principio se basa en *sistemas en equilibrio*.

Por otro lado, es probable que hayas oído más de una vez que *la energía ni se crea ni se destruye, solo se transforma*. Se trata del principio general de conservación de la energía. Pues bien, la primera ley de la termodinámica es la aplicación a procesos térmicos de este principio. En un sistema aislado, en el que no se intercambia energía con el exterior, nos queda:

$$\Delta U = 0$$

El universo en su totalidad se podría considerar un sistema aislado, y por tanto, su energía total permanece constante.

Finalmente observa que, al ser una función de estado, *la diferencia de energía interna solo depende de los estados inicial y final*,

$\Delta U = U_f - U_i$ , y no del camino que haya seguido el proceso.

El calor y el trabajo, en cambio, no son funciones de estado, por lo que sus valores dependen del camino seguido por el proceso. Esto quedará bien ilustrado en los **diagramas presión - volumen** para gases ideales, como verás más abajo.

## **Trabajo termodinámico**

La energía interna de un cuerpo no incluye la energía cinética global o potencial mecánica del mismo, tal y como señalamos anteriormente. Es por ello que no se ve alterada con el trabajo mecánico. En termodinámica nos interesa otro tipo de trabajo, capaz de variar la energía interna de los sistemas. Se trata del **trabajo termodinámico**.

Se denomina **trabajo termodinámico** a la transferencia de energía entre el sistema y el entorno por métodos que no dependen de la diferencia de temperaturas entre ambos. Es capaz de variar la energía interna del sistema.

Normalmente el trabajo termodinámico está asociado al movimiento de alguna parte del entorno, y resulta indiferente para su estudio si el sistema en sí está en movimiento o en reposo.

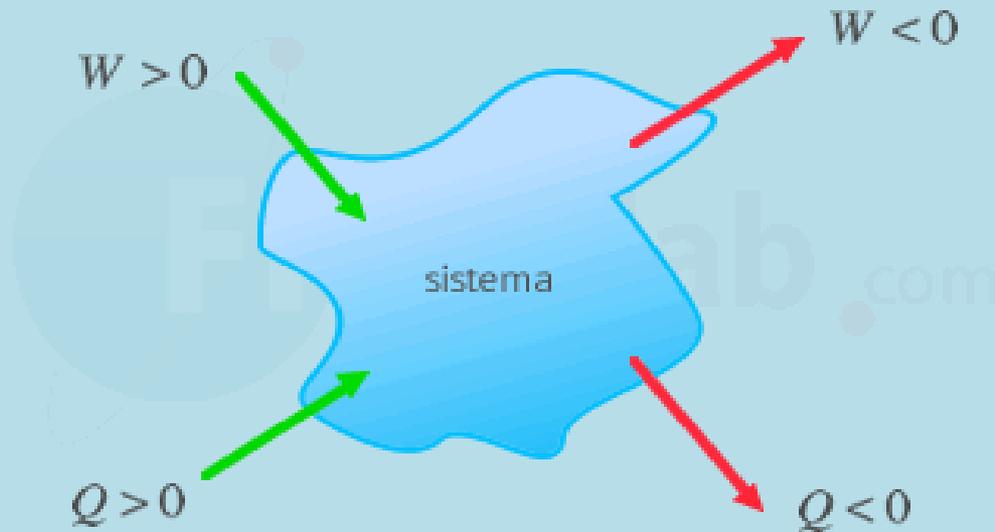
Por ejemplo, cuando calientas un gas ideal en un recipiente con un pistón móvil en su parte superior, las partículas adquieren mayor energía cinética. Este aumento en la energía de las partículas se traduce en un aumento de la energía interna del sistema que, a su vez, puede traducirse en un desplazamiento del pistón. El estudio de este proceso desde el punto de vista de la termodinámica es independiente de si el sistema, como un todo, se encuentra en reposo o en movimiento, que sería una cuestión de mecánica. Sin embargo sí es cierto que, tal y como ocurre en una máquina de vapor, la **energía** de dicho trabajo termodinámico puede transformarse en energía mecánica.

### **Trabajo termodinámico presión - volumen**

El trabajo termodinámico más habitual tiene lugar cuando un sistema se comprime o se expande y se denomina **trabajo presión - volumen** ( $p - v$ ). En este nivel educativo estudiaremos su expresión en procesos *isobáricos* o *isobaros*, que son aquellos que se desarrollan a presión constante.

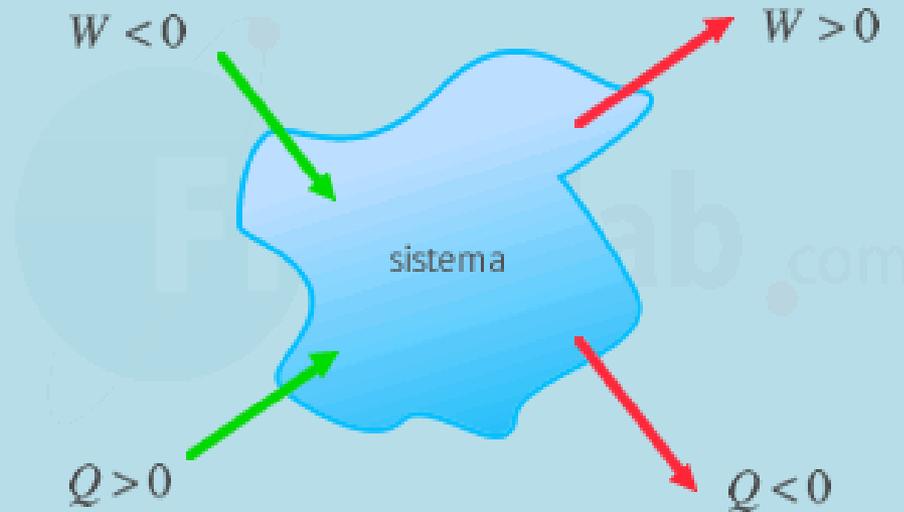
El **trabajo presión - volumen** realizado por un sistema que se comprime o se expande *a presión constante* viene dado por la expresión:

## **Criterio IUPAC**



$$W_{\text{sistema}} = -p \cdot \Delta V$$

## Criterio tradicional



$$W_{\text{sistema}} = p \cdot \Delta V$$

Donde:

$W_{\text{sistema}}$  : *Trabajo* intercambiado por el sistema con el entorno. Su unidad de medida en el Sistema Internacional es el julio ( $J$ )

$p$  : *Presión*. Su unidad de medida en el Sistema Internacional es el pascal ( $Pa$ ) aunque también se suele usar la atmósfera ( $atm$ ).  $1 atm = 101325 Pa$

$\Delta V$  : *Variación de volumen* (  $\Delta V = V_f - V_i$  ). Su unidad de medida en el Sistema Internacional es metro cúbico (  $m^3$  ) aunque también se suele usar el litro (  $l$  o  $L$  ).  $1 L = 1 dm^3 = 10^{-3} m^3$

Presta atención al signo del trabajo, realizado por el sistema, en función del criterio de signos.

**Presta atención al signo del trabajo, realizado por el sistema, en función del criterio de signos.**

## Criterio IUPAC

**Compresión**  $V_i > V_f \Rightarrow W_{sistema} > 0 \Rightarrow$  El trabajo lo recibe el sistema del entorno  $\Rightarrow$  Aumenta la energía interna del sistema  $\Rightarrow \Delta U > 0$

**Expansión:**  $V_i < V_f \Rightarrow W_{sistema} < 0 \Rightarrow$  El trabajo lo cede el sistema al entorno  $\Rightarrow$  Disminuye la energía interna del sistema  $\Rightarrow \Delta U < 0$

## Criterio tradicional

**Compresión**  $V_i > V_f \Rightarrow W_{sistema} < 0 \Rightarrow$  El trabajo lo recibe el sistema del entorno  $\Rightarrow$  Aumenta la energía interna del sistema  $\Rightarrow \Delta U > 0$

**Expansión:**  $V_i < V_f \Rightarrow W_{sistema} > 0 \Rightarrow$  El trabajo lo cede el sistema al entorno  $\Rightarrow$  Disminuye la energía interna del sistema  $\Rightarrow \Delta U < 0$

### Ejemplo

¿Qué calor se intercambia en un proceso cuando se realiza un trabajo de 850 J, sabiendo que la diferencia de energía interna entre sus estados inicial y final es de 3 kJ? Suponiendo que el trabajo lo realiza un gas a una presión de 2 atm, ¿qué variación de volumen tiene lugar en el proceso?

### Solución

## Datos

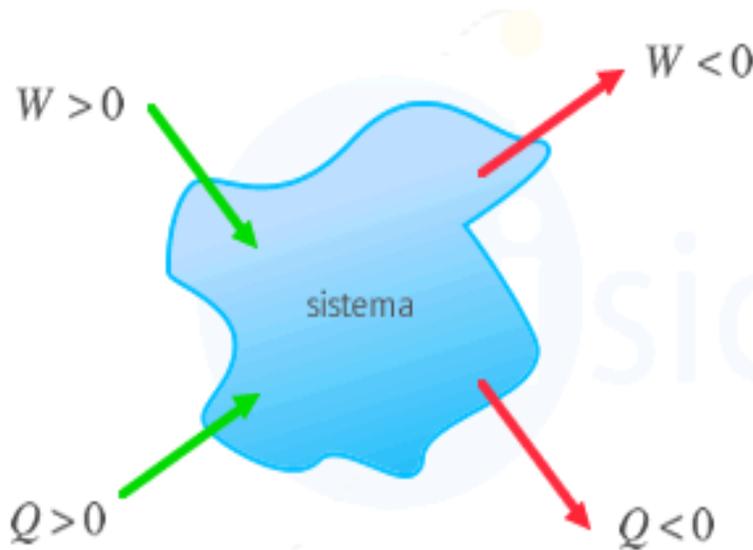
Variación de energía interna  $\Delta U = 3\text{kJ} = 3 \cdot 10^3 \text{ J}$

Trabajo  $W = 850 \text{ J}$

Presión  $p = 2 \text{ atm} = 2 \cdot 101325 = 202650 \text{ Pa}$

## Consideraciones previas

**Usaremos el criterio** de signos propio de la **IUPAC** según el cual el trabajo es positivo cuando aumenta la energía interna del sistema



### Criterio de signos de la IUPAC

Se considera positivo aquello que aumenta la energía interna del sistema, o lo que es lo mismo, el trabajo recibido o el calor absorbido.

## Resolución

La **Primera Ley de la Termodinámica** establece la relación entre trabajo termodinámico, calor intercambiado y variación de energía interna. Así, nos queda:

$$\Delta U = Q + W \Rightarrow Q = \Delta U - W = 3 \cdot 10^3 - 850 = 2150 \text{ J}$$

En cuanto a la variación de volumen experimentada por el gas, lo calculamos aplicando la expresión del trabajo termodinámico:

$$W = -p \cdot \Delta V \Rightarrow \Delta V = W - p = 850 - 202650 = -4.19 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

Es decir, el gas reduce su volumen.

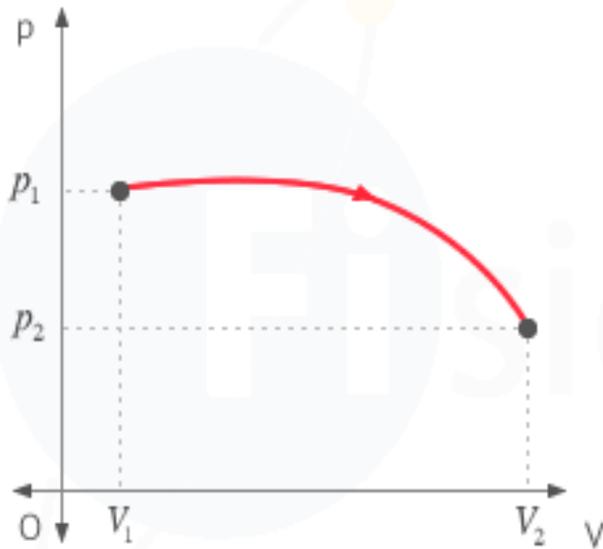
## Gráficas presión - volumen

En el estudio del trabajo realizado por un sistema termodinámico con gases ideales es bastante común el uso de **diagramas presión - volumen** ( $p - v$ ).

Se representa el *volumen*  $V$  en el eje  $x$

Se representa la *presión*  $p$  en el eje  $y$

Se representa el proceso mediante una línea que une los puntos  $(V, p)$  por los que este pasa entre el punto inicial  $(V_i, p_i)$  y el final  $(V_f, p_f)$ . Utilizaremos una flecha sobre la línea para indicar el sentido de la transformación termodinámica.



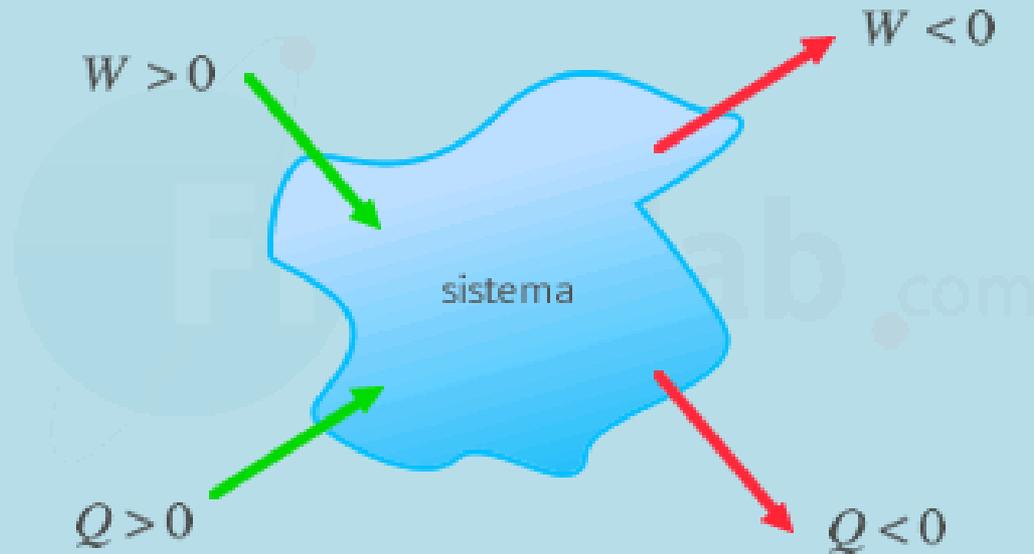
### Diagrama presión-volumen

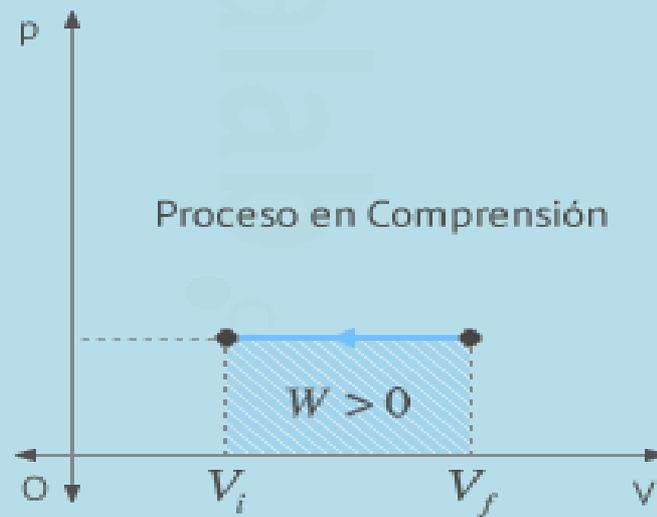
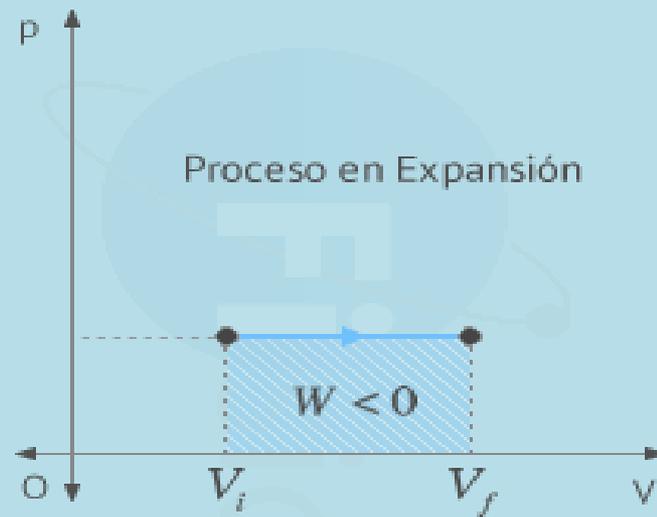
En este tipo de diagramas se representa el volumen ( $V$ ) en el eje X y la presión ( $p$ ) en el eje Y. La línea roja representa los valores de presión y volumen que adquiere un determinado sistema. La flecha determina el sentido de dicha transformación.

Las gráficas presión volumen nos sirven para calcular el trabajo realizado en un proceso en el que la presión no necesariamente tenga que ser constante.

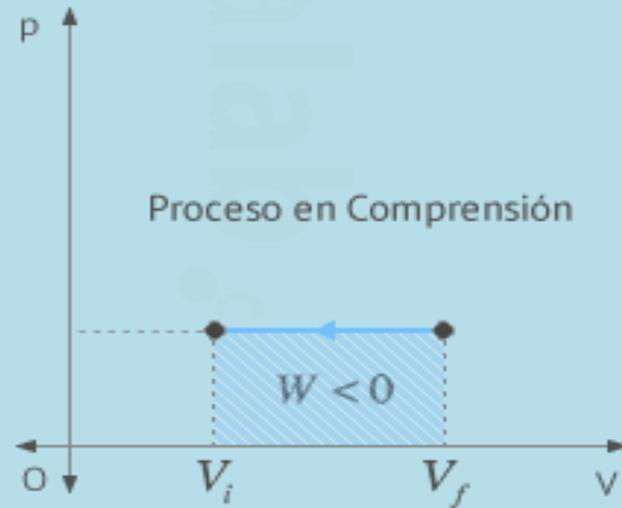
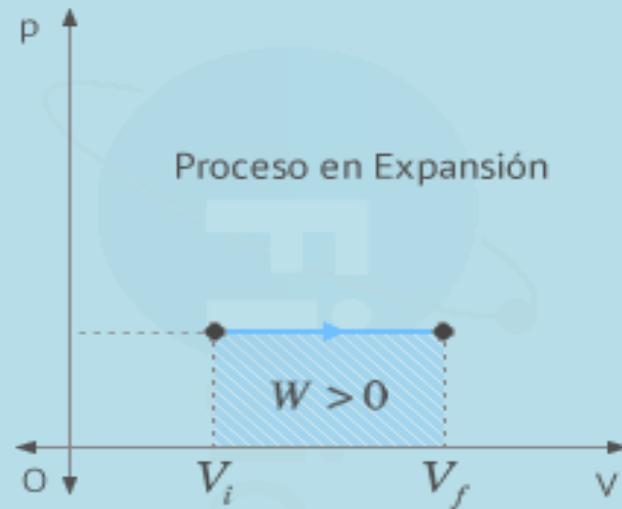
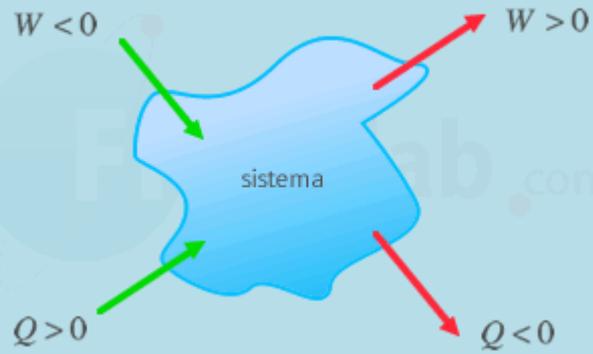
El **trabajo** realizado por un sistema termodinámico coincide numéricamente con el área encerrada bajo la gráfica presión - volumen entre los valores de volumen inicial  $V_i$  y final  $V_f$ . El sentido de la flecha sobre la línea indica el signo del trabajo, según el criterio elegido.

## Criterio IUPAC



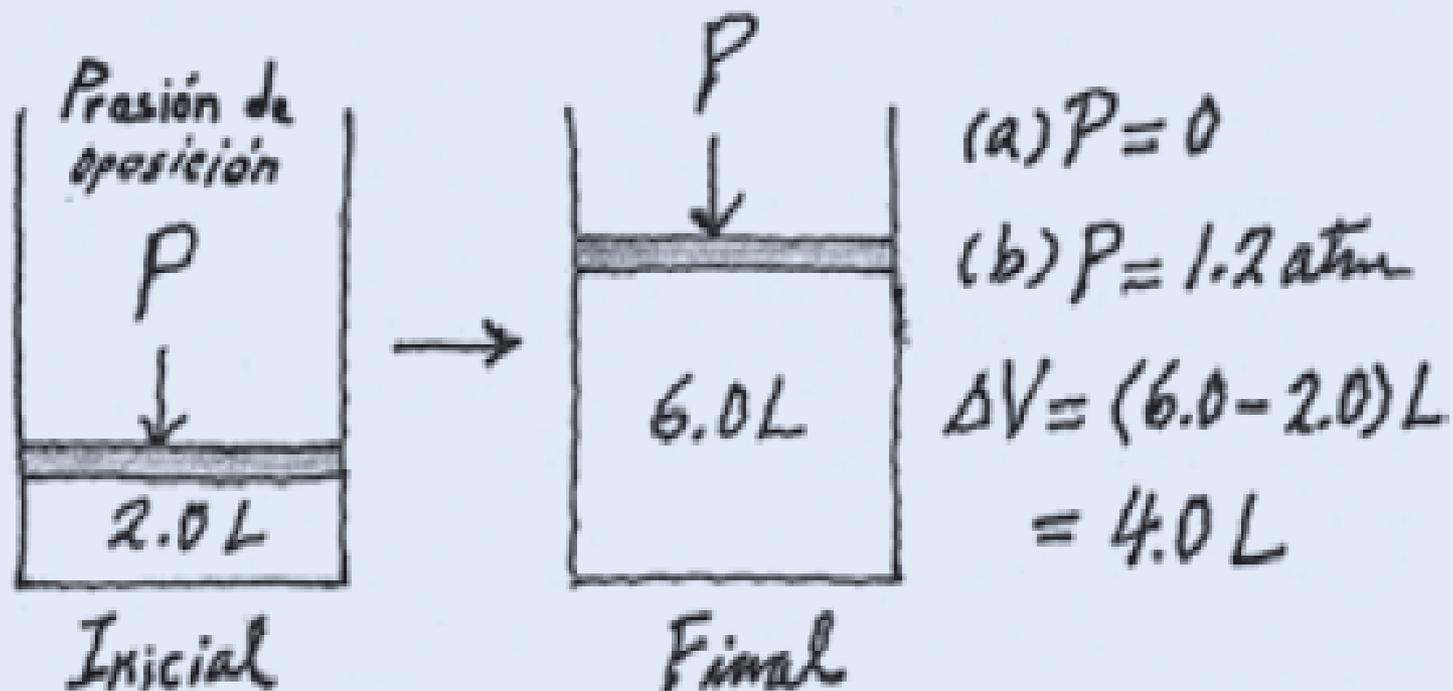


# Criterio tradicional



Cierto gas se expande de un volumen de 2.0 L a 6.0 L a temperatura constante. Calcule el trabajo realizado por el gas si la expansión ocurre: *a)* contra el vacío y *b)* contra una presión constante de 1.2 atm.

**Estrategia** En este caso es útil un simple esquema de la situación:



El trabajo realizado durante la expansión de un gas es igual al producto de la presión externa de oposición por el cambio de volumen. ¿Cuál es el factor de conversión entre  $\text{L} \cdot \text{atm}$  y  $\text{J}$ ?

## Solución

a) Debido a que la presión externa es cero, no se realiza trabajo durante la expansión

$$\begin{aligned}w &= -P\Delta V \\ &= -(0) (6.0 - 2.0) \text{ L} \\ &= 0\end{aligned}$$

b) La presión externa de oposición es de 1.2 atm, así

$$\begin{aligned}w &= -P\Delta V \\ &= -(1.2 \text{ atm}) (6.0 - 2.0) \text{ L} \\ &= -4.8 \text{ L} \cdot \text{atm}\end{aligned}$$

Para convertir las unidades en joules, escribimos

$$\begin{aligned}w &= -4.8 \text{ L} \cdot \text{atm} \times \frac{101.3 \text{ J}}{1 \text{ L} \cdot \text{atm}} \\ &= -4.9 \times 10^2 \text{ J}\end{aligned}$$

**Verificación** Debido a que se trata de una expansión de gas (el trabajo lo realiza el sistema sobre los alrededores), el trabajo realizado tiene un signo negativo.

**Ejercicio de práctica** Un gas se expande de 264 a 971 mL a temperatura constante. Calcule el trabajo realizado por el gas (en joules) si se expande *a)* contra el vacío y *b)* contra una presión constante de 4.00 atm.

En el ejemplo 6.1 se muestra que el trabajo no es una función de estado. A pesar de que el estado inicial y final es el mismo en los incisos *a)* y *b)*, la cantidad de trabajo realizado es diferente porque las presiones externas de oposición son distintas. *No podemos* escribir  $\Delta w = w_f - w_i$  para un cambio. El trabajo realizado no sólo depende de los estados inicial y final, sino también de cómo se lleva a cabo el proceso.

## Calor

El otro componente de la energía interna es el calor,  $q$ . Igual que el trabajo, el calor no es una función de estado. Por ejemplo, se necesitan 4 184 J de energía para elevar la temperatura de 100 g de agua de 20 a 30°C. Esta energía se puede obtener *a*) directamente como energía calorífica mediante un mechero de Bunsen, sin hacer nada al agua; *b*) haciendo trabajo sobre el agua, pero sin añadirle energía calorífica (por ejemplo, batiéndola con un agitador magnético) o *c*) combinando los procedimientos descritos en *a*) y *b*). Esta sencilla ilustración muestra que el calor asociado con determinado proceso, como el trabajo, depende de cómo se lleve a cabo dicho proceso. Es importante observar que sin importar el procedimiento que se utilice, el cambio en energía interna del sistema,  $\Delta E$ , depende de la suma de  $(q + w)$ . Si cambiar la ruta del estado inicial al final incrementa el valor de  $q$ , entonces esta acción disminuirá el valor de  $w$  en la misma cantidad y viceversa, así que  $\Delta E$  permanece sin cambio.

En resumen, el calor y el trabajo no son funciones de estado porque no son propiedades de un sistema. Se manifiestan sólo durante un proceso (durante un cambio). Así, sus valores dependen de la trayectoria que sigue el proceso y varían de acuerdo con ella.

El trabajo realizado cuando se comprime un gas en un cilindro, como el que se muestra en la figura 6.5, es de 462 J. Durante este proceso hay transferencia de calor de 128 J del gas hacia los alrededores. Calcule el cambio de energía para este proceso.

**Estrategia** La compresión es el trabajo realizado sobre el gas, así que, ¿cuál es el signo para  $w$ ? El gas libera calor hacia los alrededores. ¿Se trata de un proceso endotérmico o exotérmico? ¿Cuál es el signo de  $q$ ?

**Solución** Para calcular el cambio de energía del gas, necesitamos la ecuación (6.1). El trabajo de compresión es positivo y debido a que el gas libera calor, el valor de  $q$  es negativo. Por tanto, tenemos

$$\begin{aligned}\Delta E &= q + w \\ &= -128 \text{ J} + 462 \text{ J} \\ &= 334 \text{ J}\end{aligned}$$

Como resultado, la energía del gas aumenta en 334 J.

**Ejercicio de práctica** Un gas se expande y realiza un trabajo  $P$ - $V$  sobre los alrededores igual a 279 J. Al mismo tiempo, absorbe 216 J de calor de los alrededores. ¿Cuál es el cambio en la energía del sistema?

## Signos del calor y el trabajo en termodinámica.

Describimos las relaciones de energía de cualquier proceso termodinámico en términos de la cantidad de calor  $Q$  agregada al sistema y el trabajo  $W$  realizado por él. Tanto  $Q$  como  $W$  pueden ser positivos o negativos o cero.

Un valor positivo de  $Q$  representa un flujo de calor hacia el sistema, con el correspondiente aporte de energía; un  $Q$  negativo representa un flujo de calor hacia afuera del sistema.

Un valor positivo de  $W$  representa trabajo realizado por el sistema contra su entorno, como el de un gas en expansión, y por tanto corresponde a energía que sale del sistema.

Un  $W$  negativo, como el realizado durante la compresión de un gas, cuando el entorno realiza trabajo sobre el gas, representa energía que entra al sistema. Usaremos estas convenciones de signos en este estudio.

**Trabajo realizado al cambiar de volumen:** Un gas en un cilindro con un pistón móvil es un ejemplo sencillo de un sistema termodinámico. Los motores de combustión interna, las máquinas de vapor y los compresores de los refrigeradores y acondicionadores de aire usan alguna versión de ese tipo de sistemas

La figura muestra un sólido o un fluido en un cilindro con un pistón móvil. Suponga que el área transversal del cilindro es  $A$  y la presión ejercida por el sistema en la cara del pistón es  $P$ . La fuerza total  $F$  ejercida por el sistema sobre el pistón es:  $F = PA$ . Si el pistón se mueve una distancia infinitesimal  $dx$ , el trabajo  $dW$  realizado por dicha fuerza es

$$dW = Fdx = PA dx$$

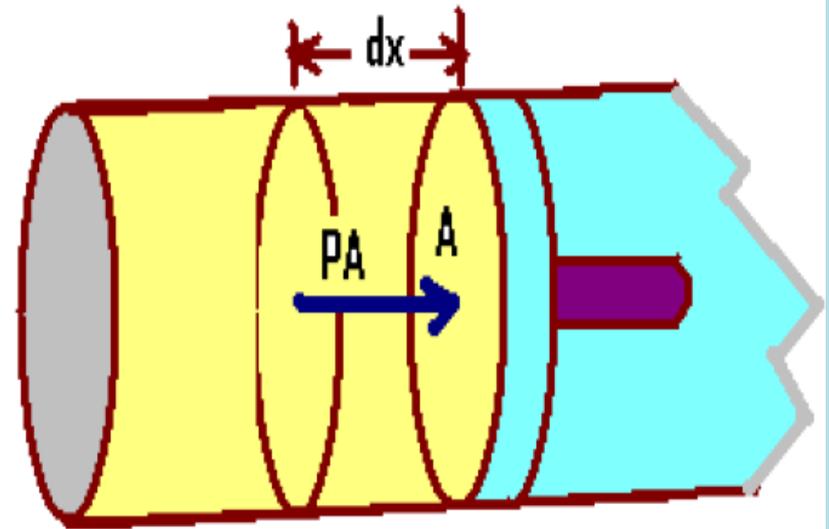
pero :  $A dx = dV$

donde  $dV$  es el cambio infinitesimal del volumen del sistema. Así, podemos expresar el trabajo efectuado por el sistema en éste cambio infinitesimal de volumen como:

$$dW = PdV$$

en un cambio finito de volumen de  $V_1$  a  $V_2$

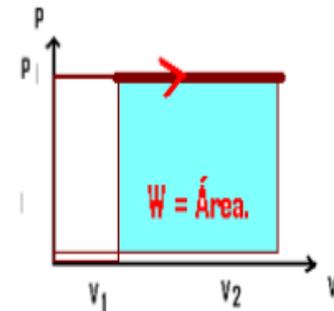
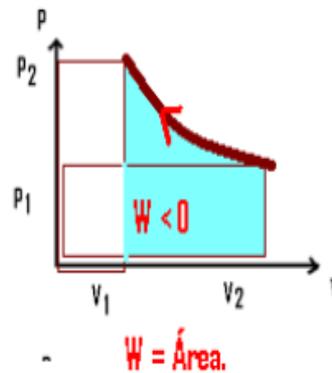
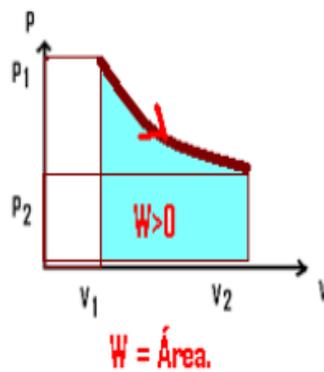
$$W = \int_{V_1}^{V_2} P dV \quad \text{que corresponde al trabajo efectuado por el sistema en un cambio de volumen.}$$



Se puede establecer que :

$$W = P(V_2 - V_1)$$

**En cualquier proceso en el que el volumen es constante , el sistema no efectúa trabajo porque no hay desplazamiento.**



## Expansión isotérmica de un gas ideal.

Un gas ideal experimenta una expansión isotérmica ( a temperatura constante ) a una temperatura  $T$  , durante la cual su volumen cambia de  $V_1$  a  $V_2$  . ¿Cuánto trabajo efectúa el gas?

De la ecuación :  $W = \int_{V_1}^{V_2} P dV$  , la presión de n moles de gas ideal que ocupan un volumen V

a una temperatura absoluta T es

$P = \frac{nRT}{V}$  , donde R es la constante de los gases . Sustituimos esto en la integral , se obtiene :

$$W = nRT \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} = nRT \ln \frac{V_2}{V_1} \text{ (gas ideal, proceso isotermico)}$$

En una expansión ,  $V_2 > V_1$  , W es positivo. Además cuando T es constante:

Así que el trabajo isotermico también puede expresarse como:  $W = nRT \ln \frac{P_1}{P_2}$  (gas ideal, proceso isotérmico)

*En una expansión isotermica , el volumen aumenta y la presión disminuye , así que el trabajo es positivo.*

## Energía interna y la primera ley de la termodinámica.

Es uno de los conceptos más importantes en la termodinámica. Al calentar un cuerpo aumenta su energía interna y al enfriarlo la disminuye.

La energía interna de un sistema es la suma de las energías cinéticas de todas sus partículas constituyentes, más la suma de todas las energías potenciales de interacción entre ellas.

La energía interna no incluye la energía potencial debida a la interacción entre el sistema y su entorno

Durante un cambio de estado de un sistema, la energía interna puede cambiar de un valor inicial  $U_1$  a uno final  $U_2$ , de modo entonces que el cambio corresponderá a

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

La transferencia de calor es transferencia de energía. Si agregamos cierta cantidad de calor  $Q$  a un sistema y este no realiza trabajo, la energía interna aumenta en una cantidad igual a  $Q$

Si el sistema efectúa trabajo  $W$  expandiéndose contra su entorno y no se agrega calor, sale energía del sistema y  $U$  disminuye, es decir  $W$  es positivo.

Por lo tanto se puede resumir todo esto en la ecuación:

$$\Delta U = Q - W$$

Esta ecuación corresponde a la primera ley de la termodinámica.

## **Clases de procesos termodinámicos:**

Hay cuatro clases específicas de procesos termodinámicos que ocurren en situaciones prácticas y que podemos resumir como “sin transferencias de calor” o adiabáticos, “a volumen constante” o “isocóricos”, a “presión constante” o “isobáricos” y a “temperatura constante” o isotérmicos. Con algunos de ellos podemos usar una nueva versión de la primera ley de la termodinámica.

### **Proceso adiabático**

En un proceso adiabático no entra ni sale calor de un sistema;  $Q=0$ . Podemos evitar el flujo de calor ya sea rodeando el sistema con material térmicamente aislante o realizando el proceso con tal rapidez que no haya tiempo para un flujo de calor apreciable. Por la primera ley de la termodinámica, para todo proceso adiabático,

$$U_2 - U_1 = \Delta U = -W$$

Cuando un sistema se expande adiabáticamente,  $W$  es positivo (el sistema efectúa trabajo sobre su entorno), así que  $\Delta U$  es negativo y la energía interna disminuye. Si un sistema se comprime adiabáticamente,  $W$  es negativo (el entorno efectúa trabajo sobre el sistema) y  $U$  aumenta. En muchos sistemas (no en todos), el aumento de energía interna va acompañado por un aumento de temperatura.

La carrera de compresión en un motor de combustión interna es un proceso aproximadamente adiabático. La temperatura aumenta al comprimirse la mezcla aire-combustible en el cilindro. La expansión del combustible quemado durante la carrera de potencia también es aproximadamente adiabática, con un descenso de temperatura.

### **Proceso isocórico.**

Un proceso isocórico se efectúa a volumen constante. Si el volumen de un sistema termodinámico es constante, no efectúa trabajo sobre su entorno,  $W=0$  y

$$U_2 - U_1 = \Delta U = Q$$

En un proceso isocórico, toda la energía agregada como calor permanece en el sistema como un aumento de energía interna . Calentar un gas en un recipiente cerrado de volumen constante es un ejemplo de un proceso isocórico ( observe que hay tipos de trabajo que no implican un cambio de volumen. Por ejemplo, podemos efectuar trabajo sobre un fluido agitándolo).

### **Proceso isobárico.**

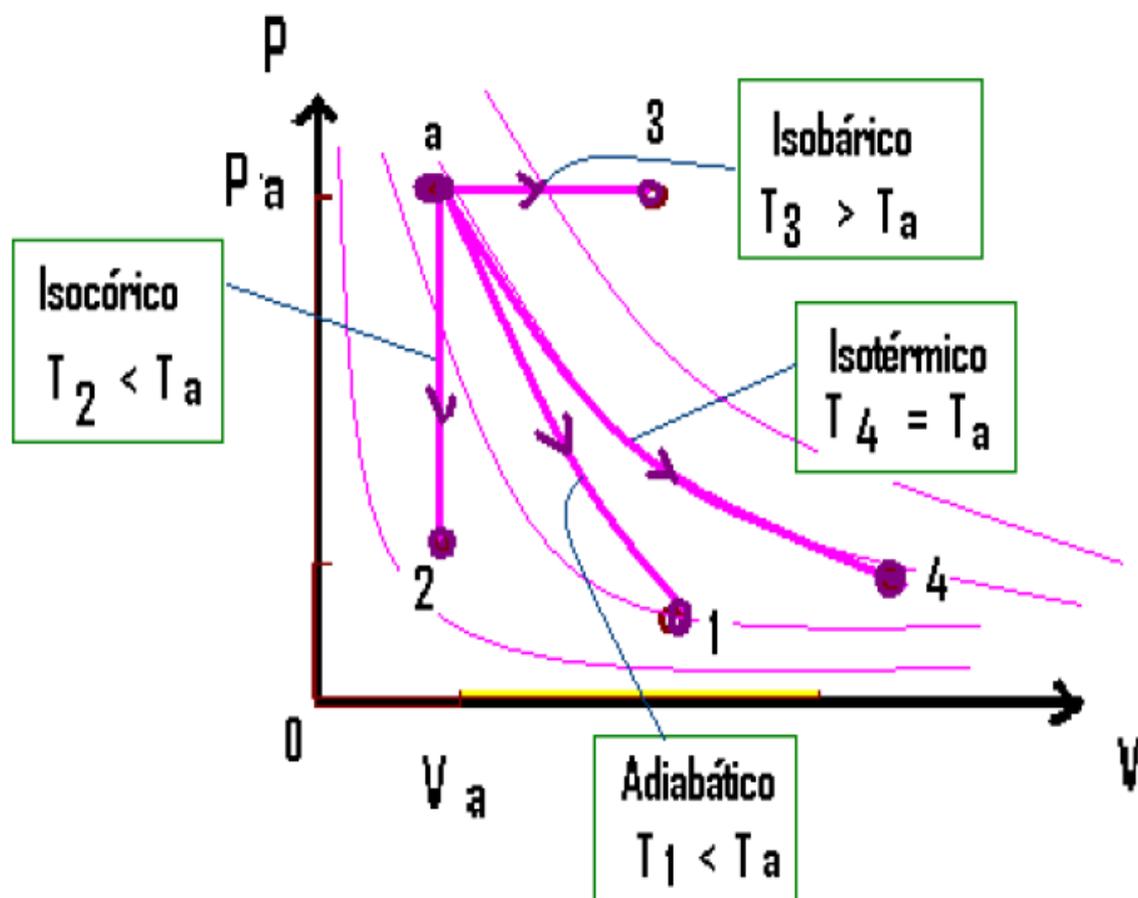
Un proceso isobárico se efectua a presión constante . en general, ni  $\Delta U$ , ni  $Q$ , ni  $W$  son 0 en un proceso isobárico, pero aún asi es fácil calcular  $W$ , por la ecuacion :

$$W = P(V_2 - V_1)$$

### **Proceso isotérmico:**

Un proceso isotérmico se efectua a temperatura constante . para ello, todo intercambio de calor con el entorno debe ocurrir con tal lentitud que se mantenga el equilibrio térmico. En generl, ni  $\Delta U$ , ni  $Q$ , ni  $W$  son cero en un proceso isotérmico.

En algunos casos especiales, la energía interna de un sistema depende solo de su temperatura, no de su presión ni su volumen. El sistema de este tipo más conocido es un gas ideal. En tales sistemas si  $T$  es constante,  $U$  también lo es;  $\Delta U=0$  y  $Q=W$ . Es decir toda la energía que entra en un sistema como calor  $Q$  deberá salir como trabajo  $W$  efectuado por el sistema



# TERMOQUÍMICA

La **Termoquímica** (del gr. *thermos*, calor y química) consiste en el estudio de las transformaciones que sufre la **energía calorífica** en las **reacciones químicas**, surgiendo como una **aplicación de la termodinámica a la química**. Frecuentemente podemos considerar que las reacciones químicas se producen a presión constante (atmósfera abierta, es decir,  $P=1 \text{ atm}$ ), o bien a **volumen constante** (el del receptáculo donde se estén realizando).

## Proceso a presión constante

El calor intercambiado en el proceso es equivalente a la variación de entalpía de la reacción.  $Q_p = \Delta_r H$

## Proceso a volumen constante

El calor que se intercambia en estas condiciones equivale a la variación de energía interna de la reacción.  $Q_v = \Delta_r U$

## CALOR DE REACCION A VOLUMEN CONSTANTE

Cuando una reacción se lleva a cabo en un recipiente cerrado a volumen constante, obviamente  $\Delta V=0$ , por tanto el primer principio de la termodinámica nos quedaría que:

$$\Delta U = q_v$$

es decir, que a volumen constante (proceso isócoro):

- El calor de reacción a volumen constante es igual a la variación de energía interna del sistema
- El calor de reacción a volumen constante es una función de estado, puesto que  $U$  lo es.

## CALOR DE REACCION A PRESIÓN CONSTANTE. ENTALPÍA

La mayoría de las reacciones ocurren en recipientes abiertos y por tanto a presión constante, la atmosférica.

Para el estudio de estos procesos a presión constante, y en los que generalmente el volumen varía, se define una magnitud llamada Entalpía como:

$$H = U + PV$$

- La entalpía es una energía, puesto que  $U$  y  $PV$  tienen dimensiones de energía
- La entalpía es una función de estado porque  $U$ ,  $P$  y  $V$  lo son.
- No se puede conocer la entalpía de un estado del sistema, porque no se puede conocer  $U$ , pero sí la variación de entalpía entre dos estados del sistema

Si escribimos el primer principio para una reacción que tiene lugar a presión constante (por tanto el calor en juego le llamaremos  $q_p$ ):

$$\Delta U = q_p - P\Delta V$$

despejando

$$q_p = \Delta U + P\Delta V = \underbrace{U_2}_{\text{orange}} - \underbrace{U_1}_{\text{purple}} + \underbrace{PV_2}_{\text{orange}} - \underbrace{PV_1}_{\text{purple}} = H_2 - H_1 = \Delta H$$
$$q_p = \Delta H$$

lo que quiere decir que en una reacción a presión constante el calor de reacción:

- El calor de reacción a presión constante es igual a la variación de entalpía
- El calor de reacción a presión constante es una función de estado, puesto que la entalpía lo es.
- El primer principio podemos escribirlo también como  $\Delta U = \Delta H - P\Delta V$

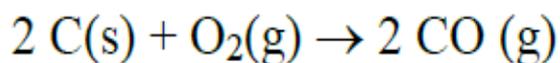
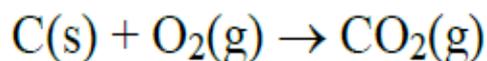
## RELACIÓN ENTRE $Q_v$ y $Q_p$

Teniendo en cuenta que el primer principio de la termodinámica puede escribirse como  $\Delta U = \Delta H - P\Delta V$  y teniendo en cuenta que  $q_v = \Delta U$  y que  $q_p = \Delta H$  podemos escribir que:

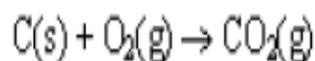
$$q_v = q_p - P\Delta V$$

- En las reacciones en que solo intervienen sólidos y líquidos, como las variaciones de volumen son despreciables, tenemos que  $\Delta U = \Delta H$  o bien que  $q_v = q_p$
- En las reacciones donde intervienen gases, si tenemos en cuenta la ecuación general de los gases perfectos,  $W = P\Delta V = \Delta nRT$ , el primer principio puede escribirse como más arriba o bien como  $\Delta U = \Delta H - \Delta nRT$  o bien  $q_v = q_p - \Delta nRT$

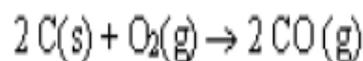
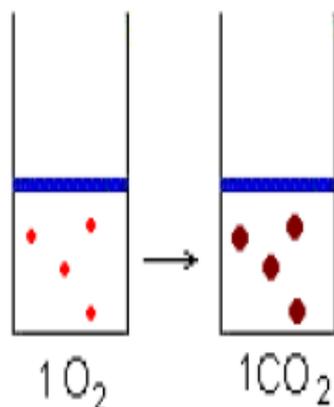
Quiere decir que en aquellas reacciones donde intervengan gases el calor de reacción a volumen y a presión constante son diferentes, siempre y cuando haya variación en el número de moles de gases de reactivos y de productos. Por ejemplo:



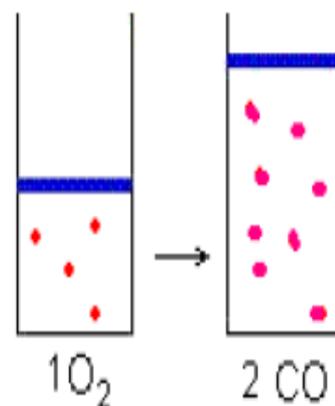
En la primera reacción hay 1 mol de reactivos gaseosos y un mol de productos gaseosos, por tanto al no haber variación del número de moles  $q_v = q_p$ . Eso es predecible ya que, de acuerdo con la hipótesis de Avogadro, al haber antes y después el mismo número de moles (si no varía la presión ni la temperatura) ocupan el mismo volumen. Dicho de otra forma, el volumen no varía aunque la reacción no se haga en un recipiente cerrado.



$P, T = \text{cte.}$



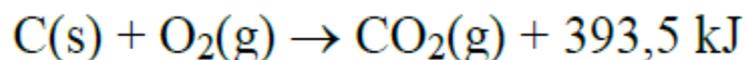
$P, T = \text{cte.}$



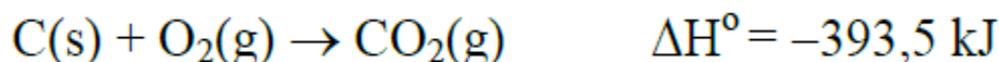
En la segunda reacción hay una variación de moles gaseosos de  $\Delta n = 2 - 1 = 1 \text{ mol}$ , por tanto los calores no son iguales. En este caso:  $q_v = q_p - 1.RT$ . Como vemos el calor a volumen constante es menor, y también es predecible, ya que al haber más moles de gases al final, el sistema ocupa un volumen mayor, de acuerdo con Avogadro, por tanto el sistema debe realizar un trabajo para expandirse ( $W = P\Delta V = \Delta nRT$ ) y por eso la energía resultante es menor. (Siempre que haya más moles de gases al final que al principio  $\Delta n$  será positivo, corresponderá a una expansión del sistema y el trabajo restará, siendo  $q_v < q_p$ )

## ECUACIONES TERMOQUÍMICAS

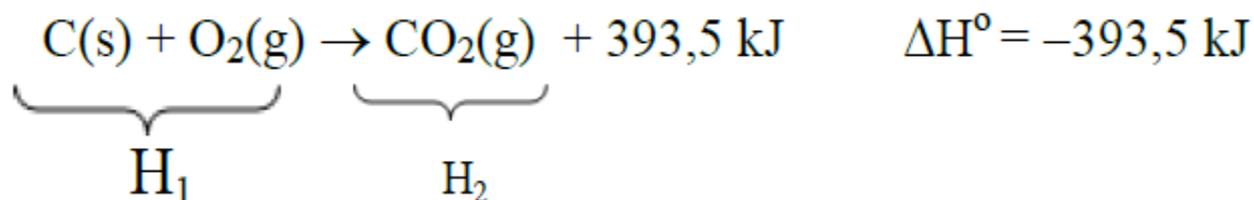
Una ecuación termoquímica no es más que una ecuación normal, en la que además se escribe la energía que se pone en juego, por ejemplo:



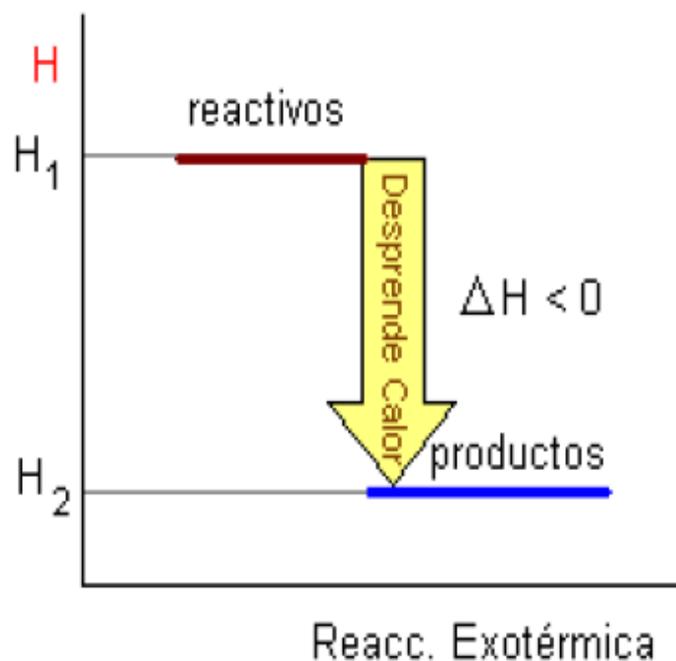
Quiere decir que por 1 mol de carbono reacciona con 1 mol de oxígeno y da lugar a 1 mol de dióxido de carbono y se desprende un calor de 393,5 kJulios. Es por tanto una reacción exotérmica. Sin embargo es más frecuente escribirlo de la siguiente forma:



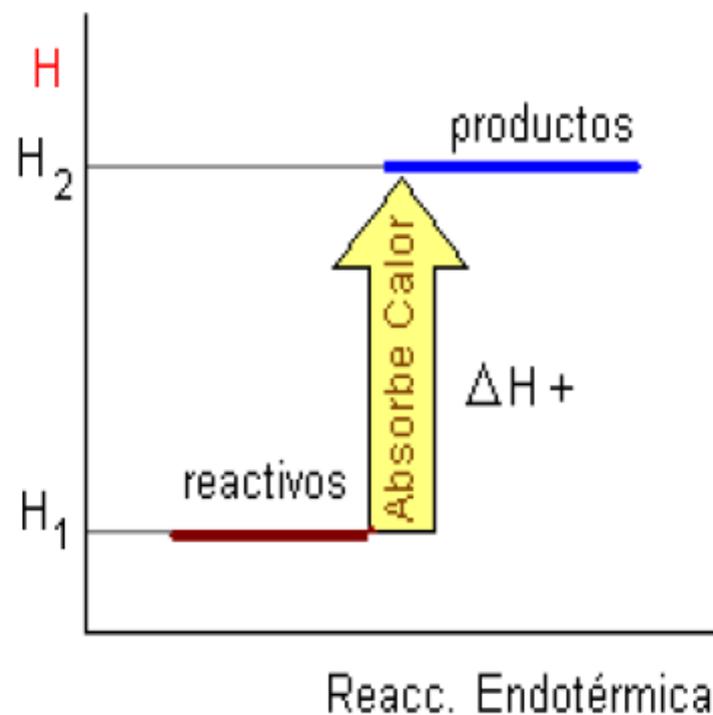
En una reacción exotérmica el calor se desprende y por eso, de acuerdo con el criterio de signos,  $\Delta H^\circ$  es negativo. A veces también suelen combinarse ambos conceptos y la reacción sería:



ten en cuenta que si se desprende calor es porque la energía de los reactivos es mayor que la de los productos y por tanto desciende la entalpía. Puedes comprenderlo mejor mirando el siguiente diagrama entálpico:



Por el contrario, en una reacción endotérmica se absorbe calor, y por tanto la energía de los productos es mayor que la de los reactivos y en consecuencia  $\Delta H$  es positiva:



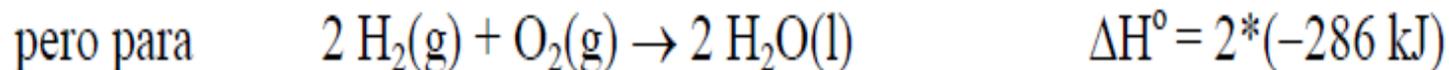
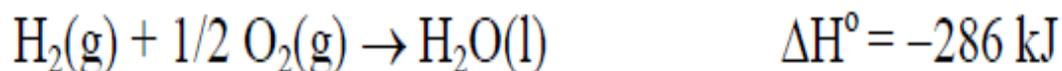
Como sabemos, la variación de entalpía es el calor puesto en juego a presión constante  $q_p = \Delta H$ , y podemos particularizarlo para diferentes situaciones, así:

- Entalpía o calor de combustión de una sustancia es la energía desprendida cuando arde completamente 1 mol de sustancia a la presión de 1 atmósfera. La entalpía de combustión de algunas sustancias es:

Sustancia	Reacción de combustión	$\Delta H_{\text{combust}}$
Hidrógeno	$\text{H}_2(\text{g}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	- 286 kJ/mol
Carbono	$\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$	- 390 kJ/mol
Metano	$\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$	- 880 kJ/mol
Etanol	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	- 1360 kJ/mol

Es muy importante reparar que se define como energía que se desprende cuando se quema “1 mol”, y que por tanto debemos procurar que el coeficiente de la sustancia sea 1. Por la misma razón observa que las unidades de  $\Delta H$  en la tabla son kJ/mol, y sin embargo las

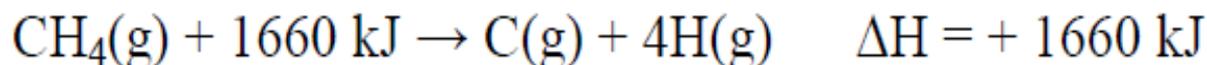
unidades cuando se añade a la reacción son solo kJ, porque en este caso ya se está teniendo en cuenta el coeficiente y por tanto los moles que se han quemado:



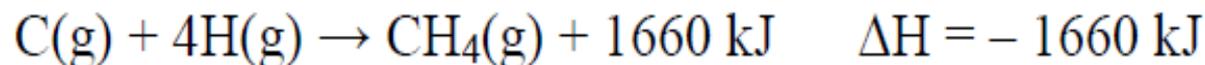
- Entalpía o calor de disociación de una sustancia es la energía necesaria para descomponer 1 mol de sustancia en los átomos que la forman “en estado gaseoso.”

Sustancia	Ecuación de disociación	$\Delta H_{\text{disociac.}}$
Hidrógeno	$\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}(\text{g})$	+ 436 kJ/mol
Nitrógeno	$\text{N}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{N}(\text{g})$	+ 946 kJ/mol
Oxígeno	$\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{O}(\text{g})$	+ 494 kJ/mol
Flúor	$\text{F}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{F}(\text{g})$	+ 50 kJ/mol
Cloro	$\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{Cl}(\text{g})$	+ 240 kJ/mol

- Entalpía o energía de enlace de un enlace puede definirse de dos formas: Es la energía necesaria para romper 1 mol de dichos enlaces y separar los elementos "en estado gaseoso". Es un concepto similar a la energía de red de un cristal.



Pero también puede definirse como: Es la energía que se desprende cuando se forma 1 mol enlaces a partir de los elementos en estado gaseoso.



De cualquiera de las dos reacciones anteriores se deduce que, puesto que el metano tiene 4 enlaces C–H, la energía del enlace C–H será cuarta parte de la energía de la reacción, igual a 415 kJ/mol.

En el caso del enlace H–H coincide con la entalpía de disociación porque es exactamente lo mismo, pero no es lo mismo la energía de los enlaces O–O o del N–N que la energía de disociación del O<sub>2</sub> o del N<sub>2</sub>, ya que los átomos de estas moléculas están unidos por un doble y triple enlace respectivamente. Sin embargo las entalpías de enlace O=O y N≡N sí que coinciden con las respectivas entalpías de disociación de O<sub>2</sub> y N<sub>2</sub>.

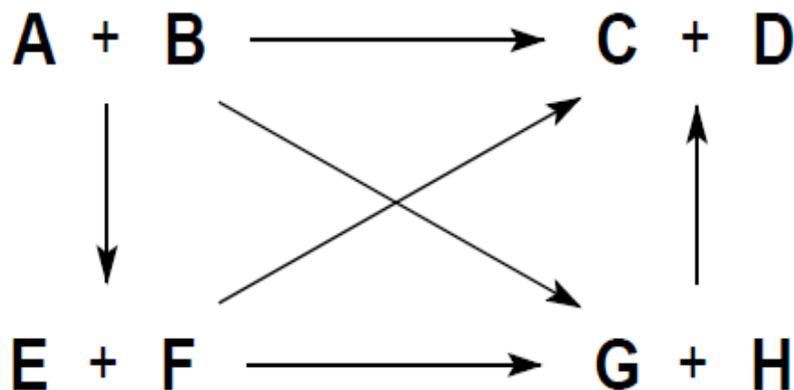
Enlace	Energía (kJ/mol)	Enlace	Energía (kJ/mol)
H – H	436	C = C	610
C – H	415	C = N	615
N – H	390	C = O	730
O – H	460	N = N	418
C – C	347	O = O	494
C – N	285	C ≡ C	830
C – O	352	C ≡ N	887
N – N	159	N ≡ N	946
O – O	146		

## “LA LEY DE HESS”

La Ley de Hess establece que:

*“si una serie de reactivos (por ej. A y B) reaccionan para dar una serie de productos (por ej. C y D), la cantidad de calor involucrado (liberado o absorbido), es siempre la misma, independientemente de si la reacción se lleva a cabo en una, dos o más etapas; siempre y cuando, las condiciones de presión y temperatura de las diferentes etapas sean las mismas”.*

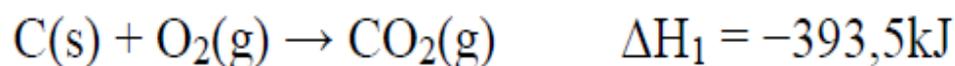
Una forma sencilla de comprender esto, es empleando el esquema siguiente:



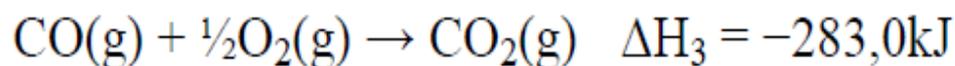
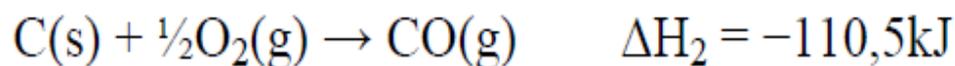
## LEY DE HESS

Sabemos que la entalpía es una función de estado, es decir, que no depende de los pasos intermedios, sino solamente de las sustancias iniciales y finales. Ello permitió a Hess decir que: Cuando una reacción puede escribirse como suma de varias reacciones, la entalpía de la primera es igual a la suma de la entalpía de las reacciones intermedias.

Por ejemplo la combustión del carbono hasta formar  $\text{CO}_2$  puede tener lugar en un solo paso como:

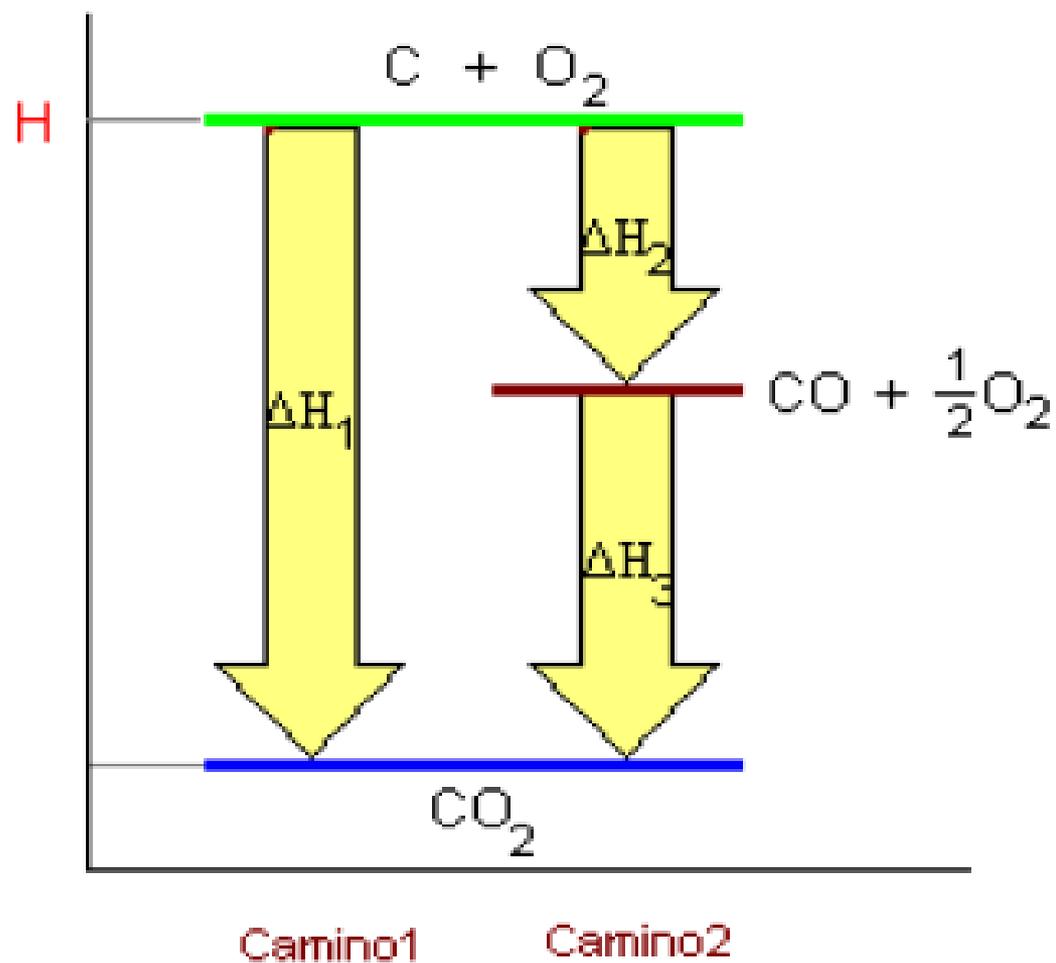


o bien puede realizarse en los dos pasos siguientes:

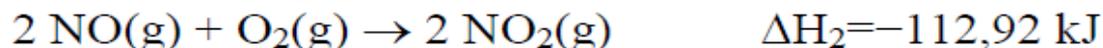
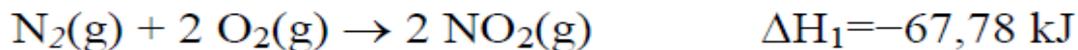


Puesto que la suma de las dos últimas reacciones es igual a la primera, puede escribirse que:

$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$$



Dadas las siguientes ecuaciones termoquímicas:



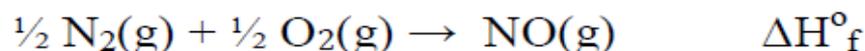
a) Calcule la entalpía de formación del monóxido de nitrógeno, en las mismas condiciones de presión y temperatura

b) Determine la cantidad de calor, a presión constante, que se desprende en la combustión de 90 g de monóxido de nitrógeno, en las mismas condiciones.

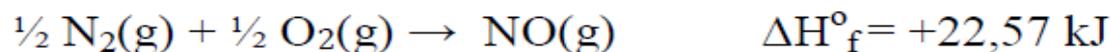
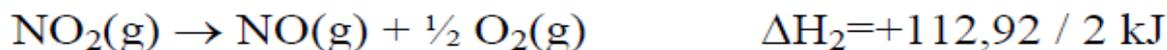
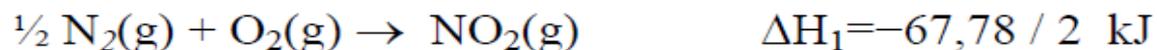
Masas atómicas. N=14, O=16

c) Calcular el calor que se desprende, a volumen constante, en la combustión de 90 g de monóxido de nitrógeno. (Suponga que todas las entalpías se midieron a 1 atm y 25°C) Dato:  $R = 8,3 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

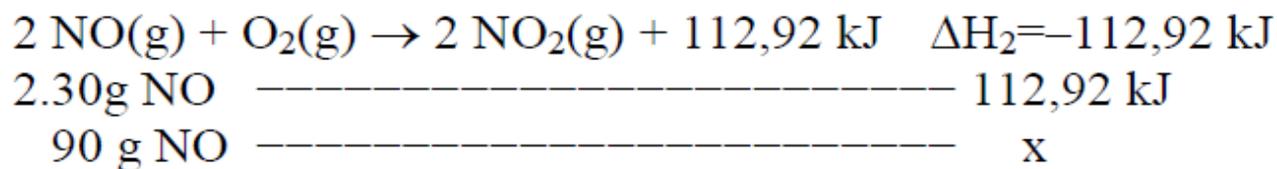
a) La reacción de formación del monóxido de nitrógeno, es aquella en la que como único producto se forma un mol de NO a partir de los elementos que lo componen en estado normal, es decir a 25°C y 1 atm.



Como es fácil de ver, esta reacción se puede obtener sumando las dos reacciones siguientes: (Fíjate que las hemos dividido por dos, y también sus entalpías)



b) El calor de reacción a presión constante, es decir la entalpía, se calcula como un balance más de la reacción, sin más que tener en cuenta que al ser la entalpía negativa quiere decir que se trata de una reacción exotérmica, por tanto:



de donde  $x = 169,38 \text{ kJ}$  es la energía desprendida en la combustión de 90g de monóxido de nitrógeno (óxido nítrico)

c) Teniendo en cuenta que  $2 \text{ NO(g)} + \text{ O}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{ NO}_2\text{(g)}$

$$\left. \begin{array}{l}
 \text{a volumen constante: } \Delta U = q_v - p\Delta V \\
 \text{a presión constante: } \Delta U = q_p - p\Delta V
 \end{array} \right\} q_v = q_p - p\Delta V = q_p - \Delta nRT$$

Si en la reacción hubiese el mismo número de moles de gases antes y después, los calores a volumen y presión constante serían iguales, pero en este caso finalmente hay dos moles de productos e inicialmente hay 3 moles: así que  $\Delta n = 2 - 3 = -1$ .

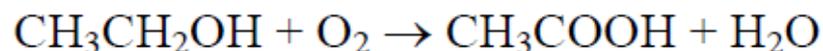
Sustituyendo:

$$q_v = q_p - \Delta nRT \rightarrow q_v = 169,38 \text{ kJ} - (-1 \text{ mol}) \cdot 8,3 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K} = 171,85 \text{ kJ}$$

Para esta reacción el calor a volumen constante es mayor que el calor a presión constante. La explicación es que al haber menos moles de gases, el sistema, cuando trabaja a presión constante, se comprime por el trabajo realizado desde fuera (por la presión atmosférica (igual a  $\Delta nRT$ ) y por eso el calor desprendido es mayor en esa cantidad, porque estamos haciendo trabajo sobre el sistema.

En condiciones estándar, en la combustión de 1 gramo de etanol se desprenden 29,8 kJ y en la combustión de 1 gramo de ácido acético se desprenden 14,5 kJ. Calcule:

- La entalpía de combustión estándar del etanol y la del ácido acético.
- La variación de entalpía estándar de la siguiente reacción;



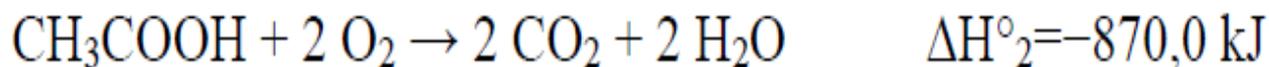
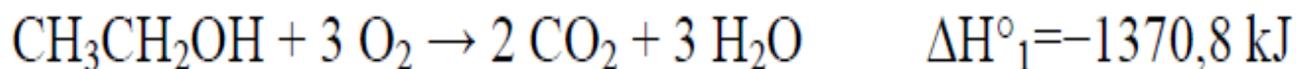
- La entalpía estándar de cualquier sustancia se refiere siempre al calor de reacción de 1 mol de sustancia, por tanto los valores que nos presentan referidos a 1 gramo tendremos que multiplicarlos por la masa molecular de cada compuesto.

Además tendremos en cuenta que, de acuerdo con el criterio de signos de la IUPAC, al decirnos que “se desprende calor” eso quiere decir que ambas reacciones son exotérmicas y que por tanto su entalpía es negativa, de manera que las entalpías por gramo serían  $-29,8 \text{ kJ/gr}$  y  $-14,5 \text{ kJ/gr}$  para el etanol y acético respectivamente.

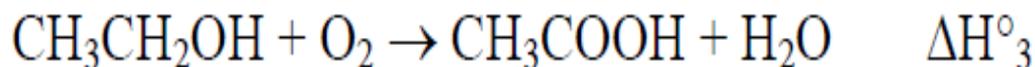
$$P_m \text{ CH}_3\text{CH}_2\text{OH} = 46 \text{ gr/mol} \rightarrow \Delta H^\circ_{\text{Comb, CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} = 46 \text{ gr/mol} * -29,8 \text{ kJ/gr} = -1370,8 \text{ kJ/mol}$$

$$P_m \text{ CH}_3\text{COOH} = 60 \text{ gr/mol} \rightarrow \Delta H^\circ_{\text{Comb, CH}_3\text{COOH}} = 60 \text{ gr/mol} * -14,5 \text{ kJ/gr} = -870 \text{ kJ/mol}$$

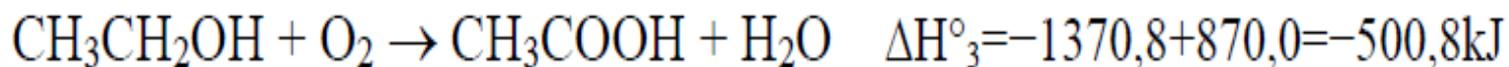
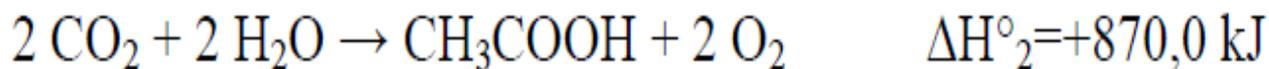
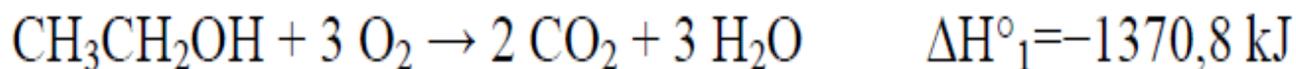
- Si escribimos las reacciones de combustión del etanol y del ácido acético, para las que acabamos de calcular su entalpía estándar, tendremos:

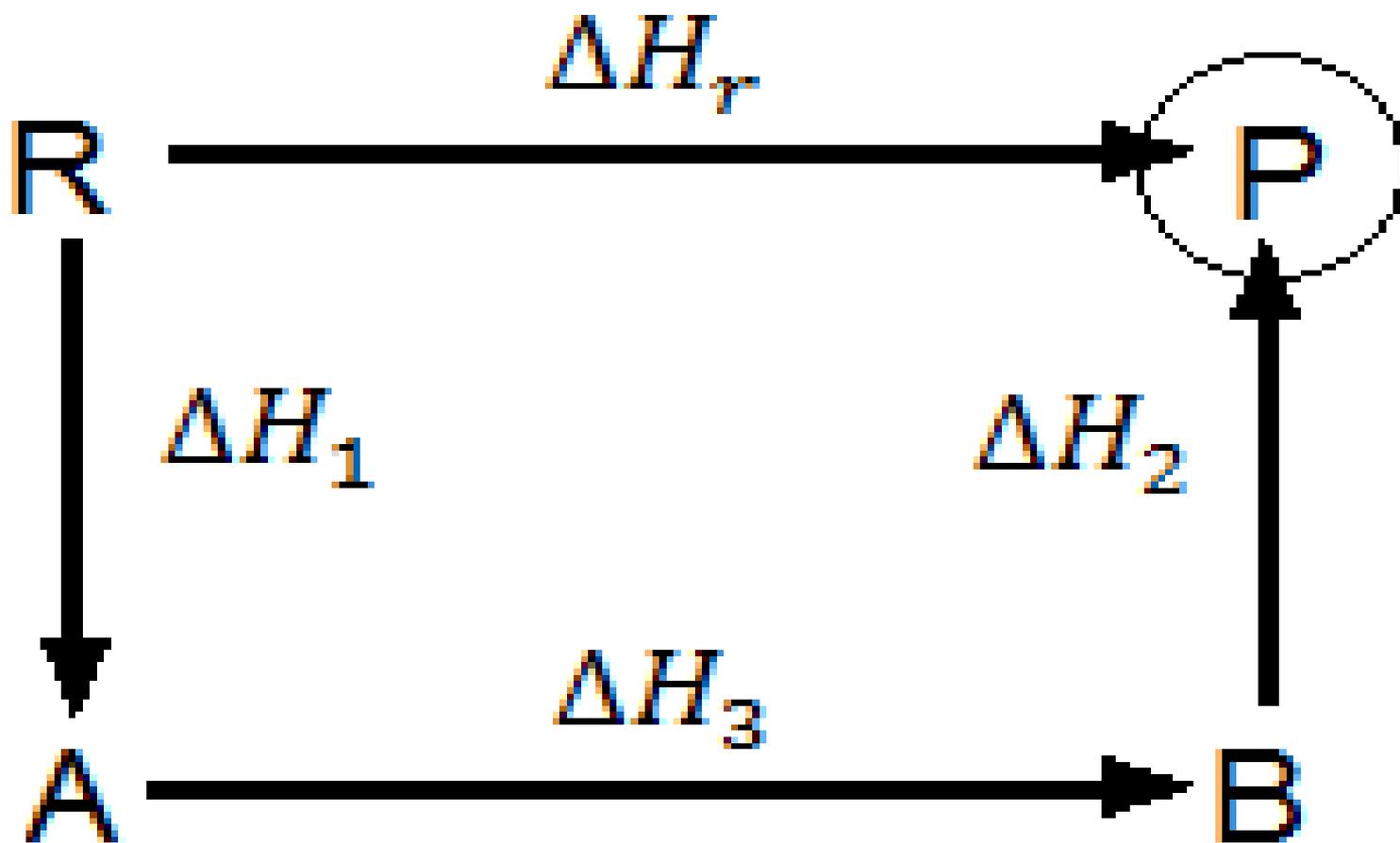


por otro lado, la reacción de oxidación del alcohol hasta ácido acético es



Si te das cuenta verás que si a la primera reacción le sumamos la opuesta a la segunda obtendremos la tercera, por tanto:  $\Delta H^\circ_3 = \Delta H^\circ_1 - \Delta H^\circ_2$





$$\Delta H_r = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

Calcula la variación de entalpía en la reacción de obtención de benceno a partir de etino, según:



sabiendo que las entalpías estándar de formación del etino y del benceno son, respectivamente:  $-226,7 \text{ kJ/mol}$  y  $+49 \text{ kJ/mol}$ .

La ecuación de obtención del benceno es:  $3 \text{C}_2\text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6 (\text{l})$ , y utilizando la ecuación:

$$\Delta H_R^0 = \sum \Delta H_f^0 (\text{productos}) - \sum \Delta H_f^0 (\text{reactivos}), \text{ tendremos:}$$

$$\Delta H_R^0 = [(+49)] - [3 \cdot (-226,7)]$$

$$\Delta H_R^0 = (+49) + (680,1)$$

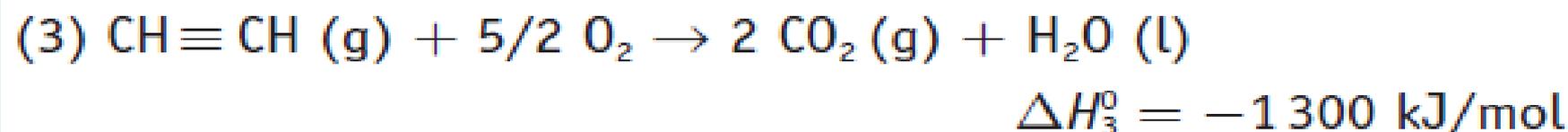
$$\Delta H_R^0 = +729 \text{ kJ/mol benceno}$$

Calcula la entalpía de formación estándar del etino ( $\text{CH} \equiv \text{CH}$ ), sabiendo que las entalpías de combustión del C (s),  $\text{H}_2$  (g) y etino (g) son, respectivamente:  $-393,5$ ;  $-285,8$ ; y  $-1300$  kJ/mol.

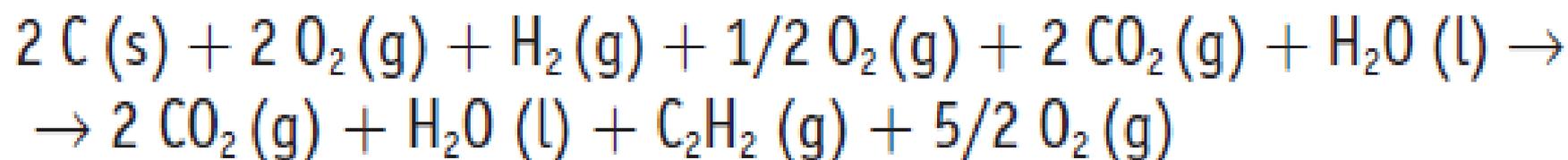
La ecuación de formación del etino a partir de sus elementos es:



Los datos que ofrece el enunciado del problema se pueden expresar mediante las ecuaciones:



Si se multiplica la ecuación (1) por dos, se mantiene la ecuación (2), se invierte la ecuación (3) y se suman todas las sustancias de las tres ecuaciones ya modificadas, se obtiene:



Que, simplificando, equivale a:  $2 \text{ C (s)} + \text{ H}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{ CH} \equiv \text{ CH (g)}$

Aplicando la ley de Hess, las operaciones aritméticas que se han realizado con las ecuaciones (1), (2) y (3) también se realizan con las entalpías de la reacción. Por tanto:

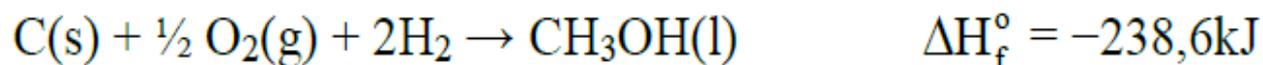
$$\Delta H_R^0 = 2 \cdot \Delta H_1^0 + \Delta H_2^0 + (-\Delta H_3^0)$$

$$\Delta H_R^0 = 2 \cdot (-393,5) + (-285,8) + (1300)$$

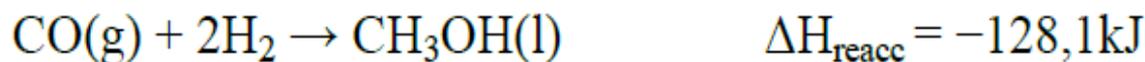
$$\Delta H_R^0 = +227,2 \text{ kJ/mol etino}$$

## ENTALPIA DE FORMACIÓN

Como que hay muchísimas reacciones y nos llevaría toda la vida calcular el calor de reacción de cada una, se ha definido el concepto de entalpía normal de formación,  $\Delta H_f^\circ$  como la entalpía de una reacción imaginaria en la que, como único producto, se forme 1 mol de compuesto a partir de los elementos que lo componen, todos ellos en estado normal, es decir como se encuentran a 1 atm de presión y 25°C de temperatura. Por ejemplo, la reacción de formación del metanol sería:



Como ves, el único producto es el metanol y como reactivos están los elementos que lo forman, en estado normal, sin embargo, esa reacción rara vez ocurre así en la práctica, y el metanol se obtiene haciendo reaccionar monóxido de carbono con hidrógeno:



Pero esta reacción mediante la que se obtiene el metanol no es la reacción de formación, porque el producto final no se obtiene a partir de los elementos en estado normal.

Es evidente que la entalpía de formación de cualquier elemento en estado normal es cero, ya que sería:



Conociendo las entalpías normales de formación de todas las sustancias que intervienen en una reacción es fácil calcular la entalpía de la reacción sin más que tener en cuenta que:

$$\Delta H^\circ_{\text{reacc}} = \sum \Delta H^\circ_f (\text{productos}) - \sum \Delta H^\circ_f (\text{reactivos})$$

Compuestos inorgánicos	$\Delta H_f^\circ$ kJ/mol	Compuestos orgánicos	$\Delta H_f^\circ$ kJ/mol
H <sub>2</sub> O(g)	-241,8	Metano	-74,9
H <sub>2</sub> O(l)	-285,8	Etano	-84,7
HF(g)	-268,6	Eteno	+52,3
HCl(g)	-92,3	Etino	+226,8
NaCl(s)	-411,0	Propano	-103,8
CaO(s)	-635,1	n-Butano	-124,7
CaCO <sub>3</sub> (s)	-1206,9	n-Hexano	-167,2
CO(g)	-110,5	Benceno	+49,0
CO <sub>2</sub> (g)	-393,5	Metanol	-238,6
NO(g)	+90,4	Etanol	-277,6
NH <sub>3</sub> (g)	-46,2	Ac. fórmico	-409,2
SO <sub>2</sub> (g)	-296,1	Ac. acético	-487,0
SO <sub>3</sub> (g)	-395,2	Cloroformo	-131,8

## Ejemplo: E1B.S2009

Considere la reacción de combustión del etanol.

a) Escriba la reacción ajustada y calcule la entalpía de reacción en condiciones estándar.

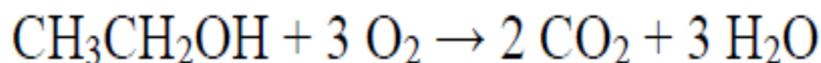
b) Determine la cantidad de calor, a presión constante, que se libera en la combustión completa de 100 gr de etanol, en las mismas condiciones de presión y temperatura.

Datos:  $\Delta H^{\circ}_f[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l})] = -277,7 \text{ kJ/mol}$ ,  $\Delta H^{\circ}_f[\text{CO}_2(\text{g})] = -393,5 \text{ kJ/mol}$ ,

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

Masas atómicas: C=12, H=1, O=16

a) Puesto que los alcoholes, al igual que los hidrocarburos, arden formando dióxido de carbono y agua:



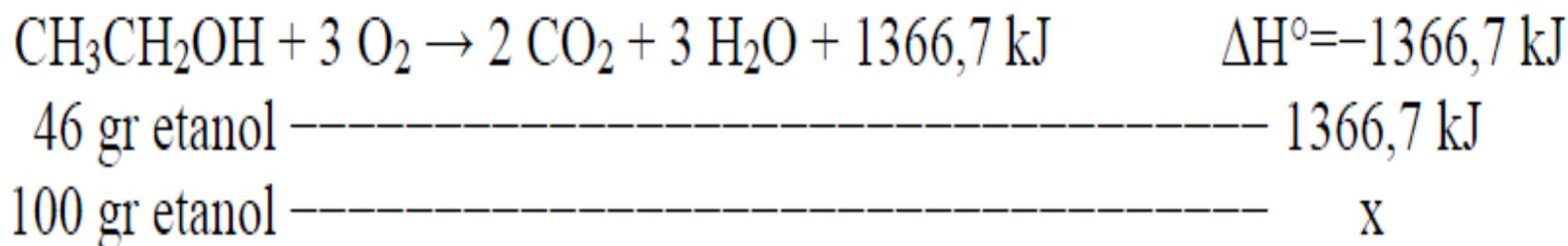
Como conocemos las entalpías normales de formación de todas las sustancias que intervienen en una reacción, la entalpía de la reacción es:

$$\Delta H^{\circ}_{\text{reacc}} = \sum \Delta H^{\circ}_{\text{f}}(\text{productos}) - \sum \Delta H^{\circ}_{\text{f}}(\text{reactivos})$$

$$\Delta H^{\circ}_{\text{reacc}} = (2 * \Delta H^{\circ}_{\text{CO}_2} + 3 * \Delta H^{\circ}_{\text{H}_2\text{O}}) - (\Delta H^{\circ}_{\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}})$$

$$\Delta H^{\circ}_{\text{reacc}} = (2 * -393,5 + 3 * -285,8) - (-277,7) = -1366,7 \text{ kJ}$$

b) Como el calor a presión constante es igual a la entalpía, y en esas condiciones de presión y temperatura ya la hemos calculado para esa reacción, no hay más que hacer un balance normal considerando que por cada mol de etanol (46gr) se desprenden 1366,7 kJ



de donde tenemos que se desprenderían 2971,1 kJ de energía en forma de calor

**FIN**