



## Conceptos previos

### Algunas consideraciones respecto de la primera ley de la termodinámica.

#### Primera ley de la termodinámica

Cada vez que conducimos un coche, encendemos un acondicionador de aire, o usamos un aparato eléctrico, obtenemos los beneficios prácticos de la termodinámica, el estudio de las relaciones calor, trabajo mecánico y otros aspectos de la energía y de su transferencia.

Por ejemplo para licuar un gas, un método es comprimir primero el gas a una presión muy alta manteniendo constante la temperatura, y después aislarlo y dejarlo que se expanda. El gas se enfría tanto durante la expansión que se licua. Éste es un ejemplo de proceso termodinámico.

La primera ley de la termodinámica, crucial para el entendimiento de tales procesos, amplía el principio de conservación de la energía para incluir el intercambio de energía tanto por transferencia de calor como por trabajo mecánico e introduce el concepto de la energía interna de un 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  $V_2$

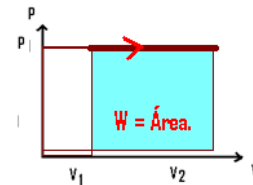
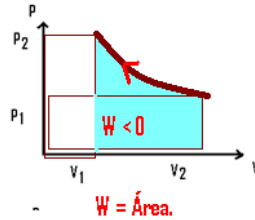
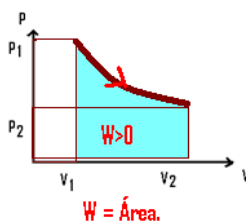
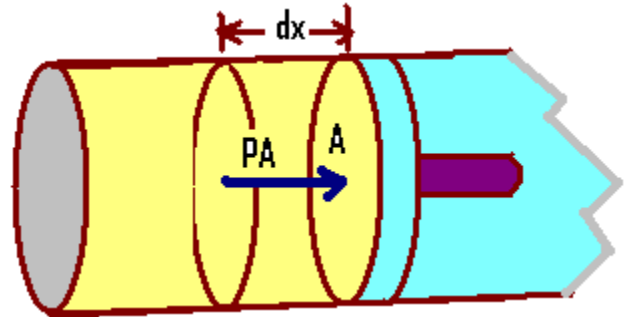
$$W = \int_{V_1}^{V_2} P dV$$

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:

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

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

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

En una expansión isotérmica, 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 agítándolo).

### Proceso isobárico.

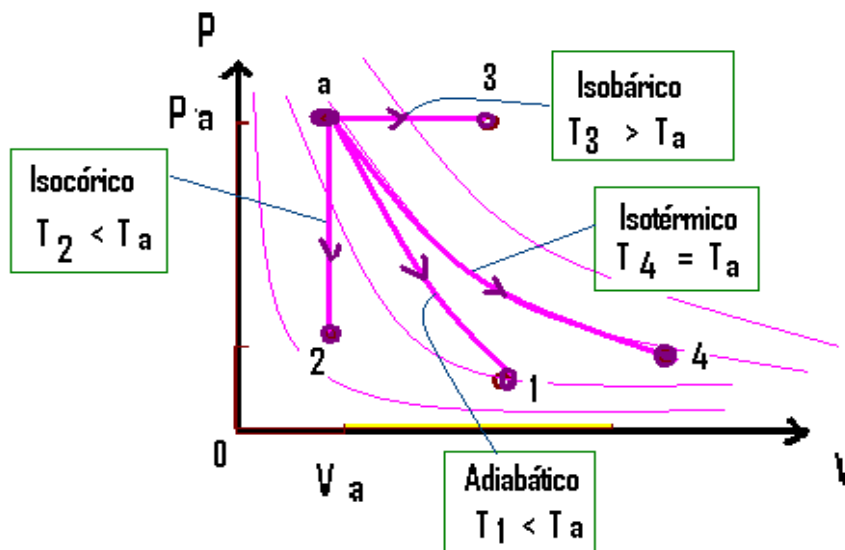
Un proceso isobárico se efectua a presión constante . en general, ni  $\Delta U$  , ni Q , ni W son 0 en un proceso isobárico, pero aún asi es fácil calcular W , por la ecuacion :

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

### 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 mas conocido es un gas ideal. En tales sistemas si T es constante , U tambien 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



Cuatro procesos distintos para una cantidad constante de un gas ideal, todos los cuales parten del estado a. Para el proceso adiabático,  $Q=0$  ; para el isocórico,  $W =0$  , y para el isotérmico ,  $\Delta U =0$  . La temperatura solo aumenta durante la expansión isobárica.

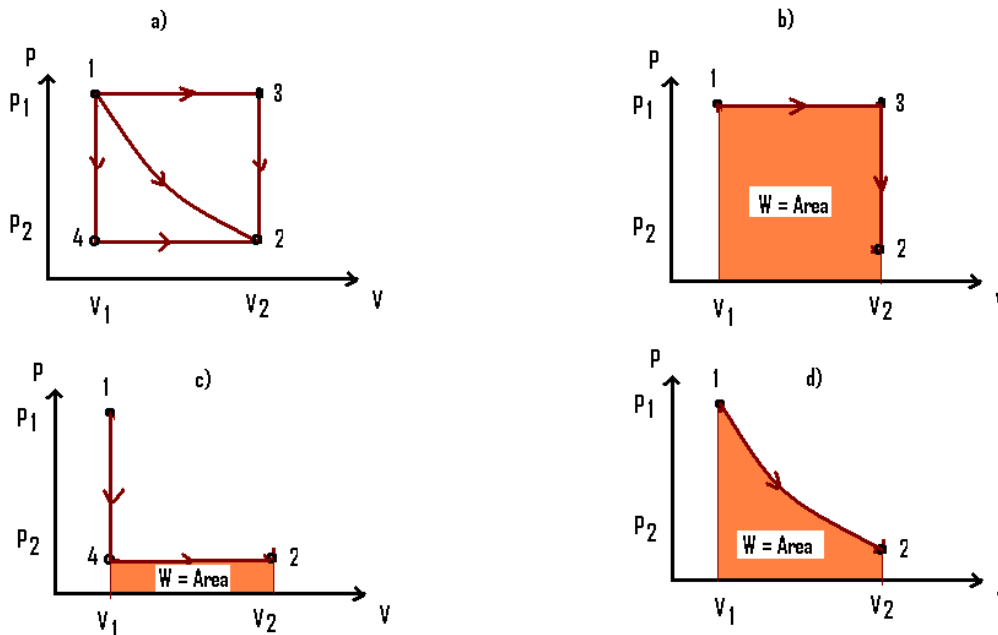
### Camino entre los estados termodinámicos

Si un proceso termodinámico implica un cambio de volumen , el sistema realiza trabajo ( positivo o negativo) sobre su entorno. También entrará o saldrá calor del sistema durante el proceso si hay una diferencia de temperatura entre el sistema y su entorno.

El trabajo efectuado y el calor agregado al sistema durante un proceso termodinámico depende de cómo se realiza este proceso.

Cuando un sistema termodinámico cambia de un estado inicial a uno final , pasa por una serie de estados intermedios. Si todos son estados de equilibrio, el camino podrá representarse gráficamente en un diagrama PV

Aquí se muestran tres caminos distintos en un proceso que cambia de un estado a otro:



Tres caminos distintos entre el estado 1 y el estado 2 .

El trabajo efectuado por el sistema durante una transición entre dos estados depende del camino seguido.

Se concluye que el trabajo realizado por el sistema depende no solo de los estados inicial y final, sino también de los estados intermedios, es decir, del camino.

Además podemos llevar al sistema por una serie de estados que formen un ciclo

El trabajo total efectuado por el sistema en un ciclo se representa por el área encerrada por el ciclo.

La primera ley de la termodinámica establece que:  $\Delta U = \Delta Q - \Delta W$ . Este cambio en la energía interna, es independiente del camino. El cambio de energía de un sistema en un proceso termodinámico depende solo del estado inicial y final, y no del camino que lleva de un estado a otro.

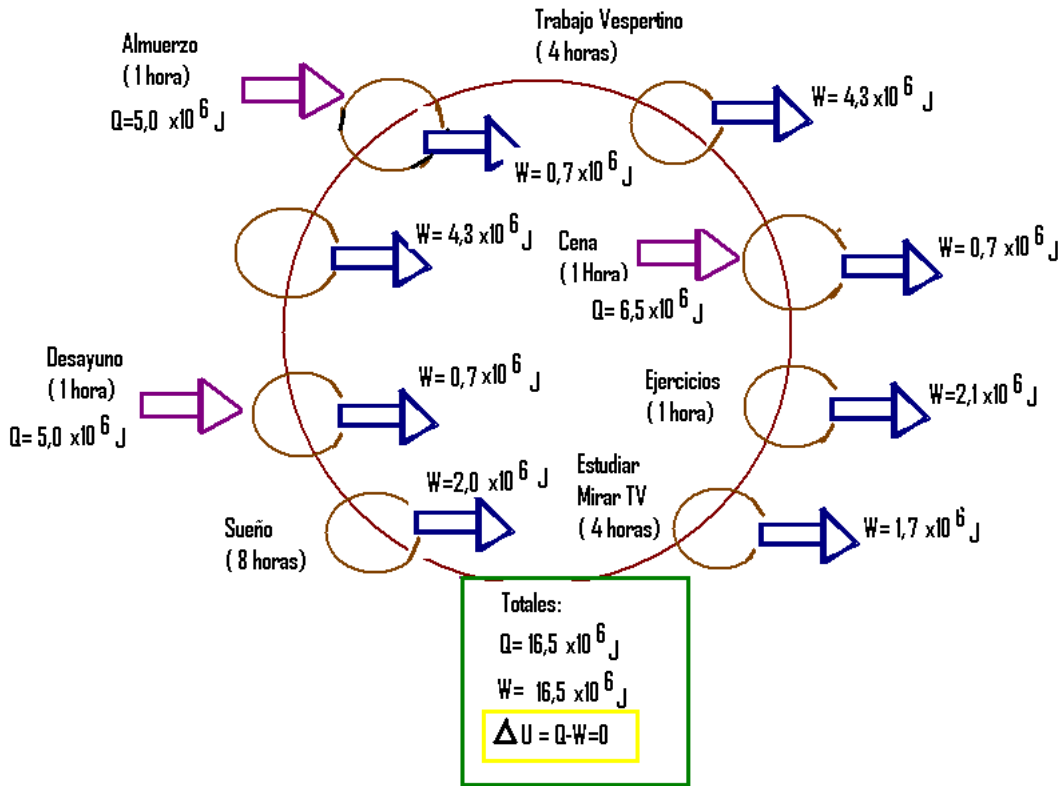
La primera ley  $\Delta U = \Delta Q - \Delta W$ , representa la conservación de la energía en los procesos termodinámicos, pero el aspecto adicional más importante de la primera ley es el hecho de que la energía interna del sistema, depende solo del estado del sistema. En cambios de estado, el cambio de energía interna es independiente del camino por el cual se llega al estado final.

La experimentación, pues, es la justificación final para creer que un sistema termodinámico en un cierto estado tiene una energía interna única que depende solo de ese estado. un planteamiento equivalente es que la energía interna  $U$  de un sistema es función de las coordenadas  $P, V$  y  $T$  (de hecho dos de ellas, ya que las tres variables están relacionadas por la ecuación de estado)

Todo esto puede parecer un tanto abstracto si nos contentamos con pensar que la energía interna es energía mecánica microscópica. nada tiene de malo ese punto de vista, pero si se quiere definir objetivamente y de manera precisa, la energía interna como el calor, puede y debe definirse independientemente de la estructura microscópica detallada del material

Vale la pena mencionar dos casos especiales de la primera ley de la termodinámica. Un proceso que vuelve un sistema a su estado inicial es un proceso cíclico. En un proceso así, el estado inicial, es el mismo que el final, así que el cambio total de energía interna debe ser cero

Ejemplo:



Todos los días nuestro cuerpo (un sistema termodinámico) realiza un proceso termodinámico cíclico como el que se indica en el esquema. Se agrega calor  $Q$ , metabolizando comida y el cuerpo realiza un trabajo  $W$  al respirar, caminar y efectuar otras actividades. Si volvemos al mismo estado al final del día,  $Q=W$  y el cambio neto de energía es cero.

Entonces el cambio de energía interna debe ser cero, entonces:

$$U_2 = U_1 \text{ y } Q=W$$



Si el sistema realiza una cantidad neta de  $W$  durante el proceso, debe haber entrado al sistema una cantidad igual de energía como  $Q$ , pero no es necesario que  $Q$  o  $W$  individualmente sea cero.

Otro caso especial ocurre en un sistema aislado, que no realiza trabajo sobre su entorno, ni intercambia calor con el.

Para cualquier proceso que ocurre en un sistema aislado:

$$W = Q = 0$$

$$\text{Y por lo tanto: } U_2 - U_1 = \Delta U = 0$$

Es decir la energía interna del sistema aislado es constante

### **Resumen:**

1.- El cambio de energía interna en cualquier proceso termodinámico o serie de procesos es independiente del camino, sea la sustancia un gas ideal o no. Esto es crucial para resolver problemas. A veces se tiene suficiente información acerca de un camino entre el estado inicial y el final, para calcular el cambio de energía para este camino.

Dado que podemos relacionar las diversas cantidades de energía para otros caminos. En un proceso cíclico, el cambio de la energía interna es siempre cero.

2.- Como siempre la coherencia en las unidades es vital. La presión debe estar en Pa y el volumen en metros cúbicos. La capacidad calorífica en términos de calorías, lo mejor es convertirla en Joule.

Los moles, se usa  $n = m \text{ (total)}/M$ , para convertir masa total a moles, recuerde que si la masa  $m$  esta en kg,  $M$  debe estar en Kg/Mol

3.- Si un proceso consta de varios pasos distintos, es útil dibujar un grafico para  $Q$ ,  $W$  y  $U$  para cada paso. Coloque las cantidades para cada paso sobre una línea distinta y organícelas en columnas. Así podrá aplicar la primera ley a cada línea, y podrá sumar las columnas y aplicar la primera ley a las sumas. ¿Entiende por qué?.

## Veamos algunos ejemplos.

1.- Ud. Se propone comer un apetitoso completo de 900 cal (con mayonesa , palta...,) y luego subir corriendo varios tramos de escaleras para quemar la energía que ingirió. ¿A que altura debe subir?. Suponga que su masa corporal es de 60kg.

Solución: el sistema consiste en Ud. y la tierra . Recuerde que una caloría de valor alimentario es  $1\text{kcal}=1000\text{cal}= 4190\text{J}$ .

La energía ingerida es:  $Q= 900 \text{ kcal} \times 4190 \text{ J/Kcal} = 3770000 \text{ J}$

La energía requerida para subir una altura  $h$  está dada por :

$$W= mgh$$

$$W= 60\text{kg} \times 10 \text{ m/s}^2 \times h = 598 \text{ Nh}$$

Si el estado final del sistema es el mismo que el estado inicial ( ni mas gordo , ni mas delgado), estas dos cantidades de energía deben ser iguales. Así:

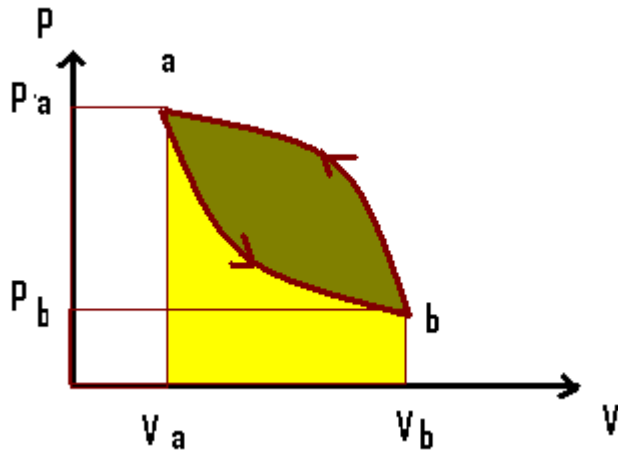
$$H=3770000 \text{ J} / 598\text{N} = 6410 \text{ m}$$

¡Buena suerte , hemos supuesto una eficiencia de conversión de energía alimentaria en trabajo mecánico del 100% , esto no es muy realista . Ya abordaremos el tema de la eficiencia más adelante.

La figura es un diagrama  $P/V$  para un proceso cíclico, en el que los estados final e inicial son iguales.. Se inicia en  $a$  y procede en sentido anti horario en el diagrama  $P/V$  hasta  $b$  y vuelve a  $a$  , siendo el trabajo total  $W= -500\text{J}$

¿Por qué es negativo el trabajo?

Calcular el cambio de energía interna y el calor añadido en el proceso.



Solución: el trabajo realizado es igual al área bajo la curva, tomando el área como positiva cuando aumenta el volumen y negativa cuando disminuye. El área bajo la curva inferior de a a b es positiva, pero es menor que el valor absoluto del área negativa bajo la curva superior de b a a . Por tanto el área encerrada por la trayectoria y el trabajo son negativos. Dicho de otro modo, se efectúan 500J mas de trabajo sobre el sistema que por el sistema.

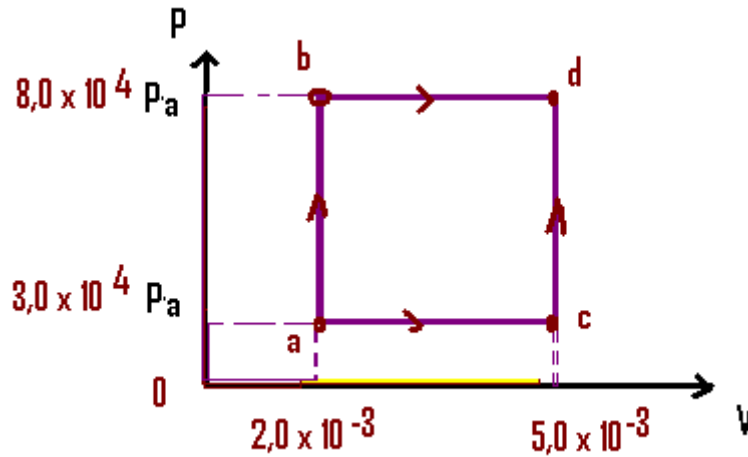
En este y cualquier otro proceso cíclico,  $\Delta U = 0$  (la variación de energía interna es cero), así que  $Q+W=0$ , es decir  $Q= 500J$  . Es decir deben salir 500J de calor del sistema.

El diagrama PV, muestra una serie de procesos termodinámicos. En el proceso ab se agregan 150J de calor al sistema.

En el proceso bd , se agregan 600J de calor al sistema.

Calcule

- 1.-El cambio de energía interna en el proceso ab
- 2.- El cambio de energía interna en el proceso abd.
- 3.- El calor total agregado en el proceso acd



Solución :

No hay cambio de volumen en el proceso ab , así es que  $W_{ab}=0$  y  $\Delta U=Q =150J$

El proceso bd ocurre a presión constante, así es que el trabajo efectuado por el sistema durante la expansión es :

$$\begin{aligned}
 W_{bd} &= P(V_2 - V_1) + 0 \\
 &= 8 \times 10^4 (5 \times 10^{-3} - 2 \times 10^{-3}) \\
 &= 240J
 \end{aligned}$$

El trabajo total para el proceso abd es:

$$\begin{aligned}
 W_{abd} &= W_{ab} + W_{bd} \\
 &= 0 + 240J = 240J
 \end{aligned}$$

Y el calor total es :

$$\begin{aligned}
 Q_{abd} &= Q_{ab} + Q_{bd} \\
 &= 150J + 600J = 750J.
 \end{aligned}$$

Aplicando la ecuación de estado:

$$\Delta U_{abd} = Q_{abd} - W_{abd}$$

$$U = 750J - 240J = 510J.$$

3.- Como  $\Delta U$  es independiente del camino, es igual para el camino acd que para el camino abd , es decir.

$$\Delta U_{acd} = \Delta U_{abd} = 510 \text{ J}$$

El trabajo total para el camino acd es :

$$W_{acd} = W_{ac} + W_{cd} = P(V_2 - V_1) + 0$$

$$3,0 \times 10^4 \times (5,0 \times 10^{-3} - 2,0 \times 10^{-3}) = 90 \text{ J}$$

Ahora aplicamos la ecuación de estado al proceso acd:

$$Q_{acd} = \Delta U_{acd} + W_{acd} = 510 \text{ J} + 90 \text{ J} = 600 \text{ J}$$

Termodinámica del agua hirviendo.

Un gramo de agua ( $1 \text{ cm}^3$ ) se convierte en  $1671 \text{ cm}^3$  de vapor cuando se hierve a presión constante de una atm ( $1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$ ). El calor de vaporización a esta presión es de  $H_v = 2,256 \times 10^6 \text{ J/kg}$ . Calcule:

El trabajo efectuado por el agua al vaporizarse.

Su aumento de energía interna.

Solución:

En un proceso a presión constante podemos usar la ecuación :

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

$$= 1.013 \times 10^5 (1671 \times 10^{-6} \text{ m}^3 - 1 \times 10^{-6}) = 169 \text{ J}$$

El calor agregado al agua es el de vaporización:

$$Q = mH_v$$

$$Q = 10^{-3} \text{ kg} \times 2,256 \times 10^6 \frac{\text{J}}{\text{kg}} = 2256 \text{ J}$$

### Guía de ejercicios:

1.- En cierto proceso, 800 cal, de calor son suministradas a un sistema mientras que este efectúa un trabajo de 6000 J. ¿En cuánto cambio la energía interna del sistema?

(27,5 KJ)

2.- En cierto proceso, 1000 cal de calor son suministradas a un sistema mientras este efectúa un trabajo de 8000 J. ¿En cuánto cambio la energía interna del sistema durante el proceso?

(33,84 KJ)

3.- El calor específico del agua es de 4184 J/kg. ¿En cuántos Joule cambia la energía interna de 50 g de agua cuando se calienta desde 21°C hasta 27°C?

(3,35 KJ)

4.- Se suministran 12000 cal de calor a un sistema y este efectúa un trabajo hacia el exterior de 10000J. ¿Calcular la variación de energía interna del sistema experimentada durante el proceso?

(40.208KJ)

5.- ¿En cuánto cambia la energía interna de 5g de hielo a 0°C al transformarse en agua a 0°C? (no considere el pequeño cambio de volumen).

(1,67 KJ)

6.- El calor específico del agua es 4184 J/kg. ¿En cuántos Joules cambia la energía interna de 100gr de agua cuando se calienta desde 20°C hasta 60°C?

(16,736KJ)

7.- ¿En cuánto cambia la energía interna de 10gr de hielo a 0°C al transformarse en agua a 0°C?

(3,34KJ)

8.- Encuéntrese el trabajo que se debe realiza y la energía interna para un cubo de hierro de 6 cm. de lado, cuando se calienta de 20°C hasta 300°C. Para el hierro, el calor específico  $c = 0.11 \text{ cal/g}^\circ\text{C}$  y el coeficiente de dilatación volumétrico es de  $3.6 \times 10^{-5} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$ . La masa del cubo es de 1700g.

(218 KJ)

9.- Encuéntrese el trabajo y la variación de energía interna que experimenta un cilindro de hierro de 3 cm. de radio basal y 10 cm. de altura, cuando se calienta desde los 30°C hasta los 330°C. ( $c_H = 0.11 \text{ cal/gr}^\circ\text{C}$  y el coeficiente lineal del hierro es de  $1.2 \times 10^{-5} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$ , la densidad del hierro es  $7.6 \text{ gr/cm}^3$ )

(0.3J , ;296.42 J , nótese que  $\Delta W$  que se realiza contra la atmósfera es muy pequeño en comparación con  $\Delta Q$  , el trabajo contra la atmósfera se puede despreciar)

10.- Un motor suministra una potencia de 0.4 hp para agitar 5kg de agua .Si se supone que todo el trabajo calienta el agua por fricción. ¿Cuanto tiempo tomara incrementar la temperatura del agua 6°C?

(7 min.)

11.- En cada una de las siguientes situaciones, determine el cambio de energía interna del sistema:

11.1.- Un sistema absorbe 500 cal de calor y al mismo tiempo realiza un trabajo de 400 J.

11.2.-Un sistema absorbe 300 cal, mientras se efectúa sobre el un trabajo de 420 J.

11.3.- 1200 cal. Son eliminadas de un gas manteniendo constante su volumen.

(1.7 ; 1.68 ; -5 KJ)

12.-En cada caso calcule la energía interna del sistema.

12.1.- Un sistema absorbe 600 cal de calor y al mismo tiempo realiza un trabajo sobre el exterior o alrededor de 500J.

12.2.- Un sistema absorbe 400cal mientras se efectúa un trabajo sobre el de 340J

12.3.- 1600 cal son eliminados de un gas manteniendo su volumen constante.

12.4.- 1800 cal son suministradas a un gas manteniendo su volumen constante.

(2.50 ; 2.01 ; -6.69 ; 7.53 J)

13.- Para cada uno de los siguientes procesos adiabáticos, determínese el cambio en la energía interna del sistema.

13.1.- Un gas efectúa un trabajo de 5 J cuando se expande adiabáticamente.

13.2.- Durante una compresión adiabática se realiza un trabajo de 80 J sobre un gas.

(-5 ; +80 J)

14.- un gas efectúa un trabajo de 10 J cuando se expande adiabáticamente. Determine el incremento o decremento de energía interna.

(-10J)

15.- Calcule el cambio de la energía interna de un gas que se comprime adiabáticamente si se realiza para este efecto un trabajo de 80J.

(+80J)

16.- 1kg de vapor de agua a 100°C y a una presión de 101 KPa ocupa un volumen de 1,68 m<sup>3</sup>. Determine el trabajo necesario para producir la expansión del gas.

(1.69 KJ)

17.- Calcule la variación de energía interna de 1 Kg. de agua cuando se vaporiza a 100°C.

(2.07 MJ)

18.- Encuentrese  $\Delta W$  y  $\Delta U$ , para un cubo de hierro de 6cm de lado, cuando se calienta de 20°C hasta 300°C. Para el hierro,  $c=0,11\text{cal/g}^\circ\text{C}$  y el coeficiente de dilatación volumétrica es de  $3,6 \times 10^{-5} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$ . La masa del cubo es de 1700g

(0,22J, 218KJ)

19.- Para el Nitrógeno,  $C_v= 740 \text{ J/Kg}^\circ\text{K}$ . Determínese el calor específico a presión constante. (La masa molecular del gas nitrógeno es 28 kg/kmol)

(1040 J/kg °K)

20 ¿Cuánto trabajo realiza un gas en una expansión isotérmica desde un volumen inicial de 3 litros a 20 atmósferas hasta un volumen final de 24 litros?

(12,6 KJ)



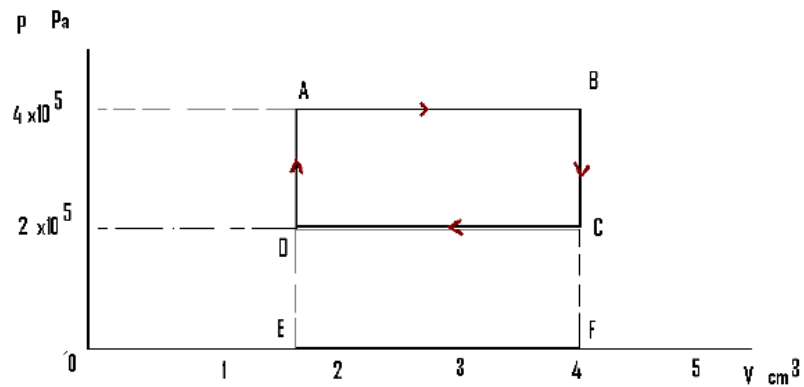
21.- En el diagrama P/V que se indica en la fig., se representa un gas en un sistema pistón-cilindro. ¿Cuál es el trabajo realizado por el gas?,

21.1.- En el tramo AB

21.2.- En el tramo BC

21.3.- En el tramo CD

21.4.- En el tramo DA



22.- ¿Cuál es el trabajo neto generado por un ciclo, para el ciclo termodinámico mostrado en la fig.

