

PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA

“El trabajo realizado al llevar un sistema termodinámico en forma adiabática desde un estado inicial arbitrario de equilibrio hasta otro estado final tiene un valor único que depende solamente de ambos extremos”.

Primera ley de la termodinámica: $\Delta U = Q + W$

en forma diferencial: $dU = \delta Q + \delta W$

Energía interna: Propiedad de un sistema termodinámico que es función de sus estados de equilibrio, cuya diferencia entre dos estados cualquiera queda medida por el trabajo realizado en un proceso adiabático. (propiedad extensiva).

Paredes Adiabáticas \rightarrow Trabajo Adiabático.

En esta condición se alcanza un mismo estado final a partir de un mismo estado inicial, cuando la cantidad de trabajo adiabático realizado es la misma.

TRABAJO W

En termodinámica, a menudo se encuentra trabajo efectuado por una fuerza distribuida sobre un área, por ejemplo, por una presión P que actúa a través de un volumen V , como en el caso de una presión de fluido ejercida sobre un pistón. En este caso, el trabajo diferencial se expresa como:

$$\delta W = -PdV$$

donde P es la presión externa ejercida sobre el sistema, pero el trabajo en termodinámica NO siempre es de ese tipo. Por ejemplo: considere un alambre (sistema termodinámico) que se estira desde una longitud L_1 hasta L_2 . La fuerza aplicada es infinitesimalmente mayor que la tensión del alambre, por lo que podemos considerar el proceso como cuasiestático. Además, el alambre obedece a la **Ley de Hooke**, por lo que $F = kL$. En ese caso, el trabajo realizado al alambre es:

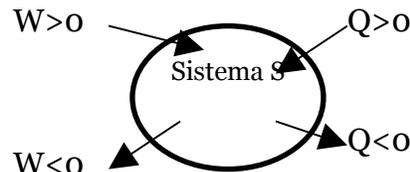
$$W = \frac{k}{2}(L_2^2 - L_1^2)$$

Para los casos **no cuasiestáticos**, cuando la presión cambia bruscamente, entonces, si se conoce la diferencia de la presión exterior, es posible obtener el trabajo del sistema de esta manera: $\delta W = -\delta W_{ext}$ ya que la presión que ejerce el medio sobre el sistema es menos la presión que ejerce el sistema sobre el medio.

CALOR Q

Energía transferida entre el sistema y su medio durante una transformación que no implica realización de trabajo de ninguna especie.

Convención de Signos:



Principio básico de calorimetría:

Si dos cuerpos aislados adiabáticamente del exterior sólo intercambian calor entre sí, el calor absorbido por uno es igual al calor cedido por el otro.

Capacidad calórica a P constante:

$$C_p = \left. \frac{dQ}{dT} \right|_p \Rightarrow dQ_p = C_p(T) dT$$

Capacidad calórica a V constante:

$$C_v = \left. \frac{dQ}{dT} \right|_v \Rightarrow dQ_v = C_v(T) dT$$

En general $C_p > C_v$

Todo proceso REVERSIBLE es necesariamente CUASIESTÁTICO.

ENERGÍA INTERNA

Para un *gas ideal* se tiene que, independientemente del volumen

$$dU = C_v dT$$

(La energía interna depende sólo de la temperatura)

Ecuación de Estado de un gas ideal: $PV = nRT$ donde n = número de moles $n = \frac{m}{PM}$

$$R = cte = 1,987 \frac{\text{cal}}{\text{mol-K}} = 8,317 \frac{\text{J}}{\text{mol-K}} = 0,082 \frac{\text{lit-atm}}{\text{mol-K}}$$

Valores de C_p y C_v para gases ideales

Gas ideal	C_p	C_v
Monoatómico	$5/2 nR$	$3/2 nR$
Biatómico	$7/2 nR$	$5/2 nR$

Otras relaciones:

$$\gamma = \frac{C_p}{C_v}$$

Relación de Mayer: (válida sólo para gases ideales) $C_p - C_v = nR$

Para procesos adiabáticos cuasiestáticos de un gas ideal: $PV^\gamma = cte$ y $TV^{\gamma-1} = cte$

ENTALPÍA

$$H = U + PV$$

Cantidad de energía de un sistema termodinámico que éste puede intercambiar con su entorno. Por ejemplo, en una reacción química a presión constante, el cambio de entalpía del sistema es el calor absorbido o desprendido en la reacción. En un cambio de fase, por ejemplo de líquido a gas, el cambio de entalpía del sistema es el calor latente, en este caso el de vaporización. En un simple cambio de temperatura, el cambio de entalpía por cada grado de variación corresponde a la capacidad calorífica del sistema a presión constante.

El calor latente (λ) es el calor necesario para que una sustancia cambie de fase.

Relaciones para capacidades caloríficas:

$$dQ = dU + PdV \qquad C_V = \left. \frac{dQ}{dT} \right|_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V$$
$$dQ = dH - VdP \qquad C_P = \left. \frac{dQ}{dT} \right|_P = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_P$$

Esto sólo considera Primera Ley de la Termodinámica y puede que me haya faltado agregar algo, así es que porfa no se fíen. Si alguien considera que faltó incluir algo, porfa posteen en ucursos o mándenme un mail.

Además de esto, deben saber las relaciones que vio Andrés la primera clase y todo lo concerniente a termometría (que no es mucho).

La profe hace hartas preguntas conceptuales así es que les recomiendo leer las cátedras y poner ojo con los experimentos que la profe discute en clase.

Recuerden además, que es super probable que entre un problema donde les da un ciclo y les pide calcular W, Q, U y H del ciclo y de cada proceso, así es que les recomiendo saber calcular W para procesos isocóricos, isobáricos, isotérmicos y adiabáticos.

A continuación les dejo una especie de formulario con relaciones que se tienen que saber para el control. Espero que les ayude para estudiar.

Nos vemos el jueves!

Gabriela

Convención de Signos

$W > 0$: realizado **sobre** el sistema

$Q > 0$: **absorbido** por el sistema

$W < 0$: realizado **por** el sistema

$Q < 0$: **cedido** por el sistema

Primera Ley

$$\Delta U = Q + W \Rightarrow dU = \delta Q + \delta W$$

Además, por lo general en el curso se ocupa $\delta W = -PdV$

$$dU = \delta Q - PdV$$

Entalpía

$$H = U + PV$$

$$dH = dU + PdV + VdP$$

$$dH = \delta Q - PdV + PdV + VdP$$

$$dH = \delta Q + VdP$$

Relaciones para capacidades caloríficas

$$dQ = dU + PdV \quad \Rightarrow \quad C_V = \left. \frac{dQ}{dT} \right|_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V \quad \Rightarrow \quad dU_V = C_V dT$$

Válido sólo para procesos a volumen constante.

En particular, para un **GAS IDEAL**, se tiene que $dU = C_V dT$ independiente de la naturaleza del proceso.

$$dQ = dH - VdP \quad \Rightarrow \quad C_P = \left. \frac{dQ}{dT} \right|_P = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_P \quad \Rightarrow \quad dH_P = C_P dT$$

Válido sólo para procesos a presión constante.

En particular, para un **GAS IDEAL**, se tiene que $dH = C_P dT$ independiente de la naturaleza del proceso.

Otras Relaciones

$$\gamma = \frac{C_P}{C_V}$$

$$C_P - C_V = nR \quad (\text{sólo gas ideal})$$

$$PV^\gamma = \text{cte} \quad \text{y} \quad TV^{\gamma-1} = \text{cte} \quad (\text{para procesos adiabáticos cuasiestáticos de un gas ideal})$$