

Apuntes de Termodinámica

Índice general

Introducción	3
Conceptos Fundamentales	4
Sistema	4
Límite del sistema	4
Universo	4
Tipos de Sistemas	4
Fluido	4
Densidad(ρ)	5
Presión	5
Estados de un sistema	6
Coordenadas Termodinámicas	6
Sistema Termodinámico	6
Estado de un sistema	6
Pared Adiabática	6
Pared Diatérmica	6
Equilibrio térmico y temperatura	7
Equilibrio térmico	7
Ley cero de la Termodinámica	7
Temperatura	7
Procesos	7
Proceso cuasiestático	7
Proceso no cuasiestático	8
Proceso isocórico	8
Proceso isobárico	8
Proceso isotérmico	8
Variación de la presión con la profundidad	8
Ecuación de Estado (EdE)	9
EdE de un Gas Ideal	9
Formulación de las leyes de los gases ideales	9
Las hermosas ecuaciones	10
Superficie PVT para un gas ideal	10
EdE de gases reales	10

EdE de van der Waals	10
Derivadas parciales, dilatación y compresibilidad	11
Coeficiente de dilatación cúbica	11
Coeficiente de dilatación media	11
Compresibilidad isoterma	11
Compresibilidad media	11
Trabajo(W)	12
Expansión Cuasiestática	12
Proceso reversible finito	12
Procesos reversibles	12
Proceso isocórico	12
Proceso isobárico	13
Proceso isotérmico	13
Primer principio de la termodinámica	14
Experimentos de Joule	14
Generalización de forma empírica	14
Calor	14
Definición operacional de calor	14
Capacidad calorífica (C)	15
Capacidad calorífica a Presión constante	15
Capacidad calorífica a Volumen constante	15
Calor específico (c)	15
Energía interna de un gas ideal	15
Calor específico de un gas ideal	16
Proceso adiabático reversible	17
Proceso adiabático	17
Gas ideal	17
Trabajo realizado en expansión adiabática reversible con gas ideal	18
Valores para c_p y c_v para gases ($T \approx T_{\text{ambiente}}$)	18
Gases monoatómicos	18
Gases diatómicos	18
Gases poliatómicos	19
Ciclo de Carnot	20
Diagrama P-V de un ciclo de Carnot	20
Proceso a-b \rightarrow isotérmico	20
Proceso b-c \rightarrow Adiabático	20
Proceso c-d \rightarrow Isotérmico	20
Proceso d-a \rightarrow adiabático	20

Introducción

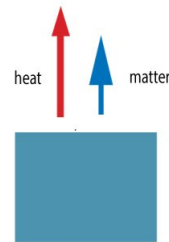
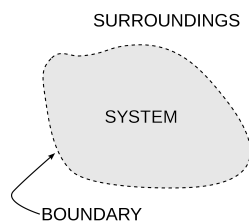
El presente apunte es el comienzo de un proyecto personal, el cual tiene como objetivo llevar donde quiera que vaya los apuntes de las clases de todos mis ramos universitarios.

Comenzaré con termodinámica, ¿Qué es la termodinámica?, pues es la ciencia completamente empírica que describe macroscópicamente las propiedades de los sistemas en equilibrio.

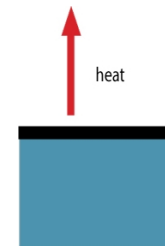
Conceptos Fundamentales

Sistema

Cantidad de materia o una región en el espacio elegida para estudio. La masa o región fuera del sistema recibe el nombre de alrededores o medio ambiente. (Entorno o medio)



- **Cerrado:** Aquel sistema que no puede intercambiar materia con el medio, pero sí energía.



Límite del sistema

Superficie o pared o frontera que delimita al sistema, la cual puede ser física o imaginaria, variable o invariable en su forma y/o volumen, adiabática o diatérmico.

Universo

Se define simplemente como el sistema unido al ambiente.

- **Aislado:** No se produce intercambio alguno de materia ni energía con el medio.



Tipos de Sistemas

Los sistemas por sus interacciones con el medio, se clasifican en cerrados, abiertos y aislados:

- **Abierto:** Aquel que puede intercambiar materia y energía.

Fluido

No resiste a la deformación, ofrece pequeña/nula resistencia a las fuerzas constantes.

Densidad(ρ)

Cantidad de masa contenida en un volumen. Matemáticamente se define como

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Presión

Fuerza(magnitud) por unidad de área, que actúa perpendicularmente a una superficie. Matemáticamente se expresa como

$$P = \frac{F}{A}$$

Estados de un sistema

Coordenadas termodinámicas

Son aquellas coordenadas macroscópicas que son independientes de cualquier marco de referencia y que sólo describen los aspectos internos del sistema.

Sistema Termodinámico

Aquel sistema que puede ser descrito en términos de sus coordenadas termodinámicas.

Estado de un sistema

Queda determinado por los valores de ciertas magnitudes medibles experimentalmente denominadas coordenadas termodinámicas o propiedades o variables de estado. Ej: Presión, volumen, Temperatura, etc.

Pared Adiabática

Capa ideal que impide toda variación de temperatura del sistema. Esta tapa no permite el intercambio de material ni el flujo de calor. Ej: Capas de hormigón, lona de vidrio.

Pared Diatérmica

Permiten el flujo de calor pero no el intercambio de materia. Ej: lámina delgada de cobre.

Equilibrio térmico, temperatura y procesos

El concepto de temperatura tiene su origen en las percepciones sensoriales del hombre. Puede vincularse con la sensación relativa de calor y frío.

Para alcanzar una medición objetiva del sentido de la temperatura, hay que establecer un criterio de igualdad de temperatura.

Consideremos el siguiente ejemplo: Dos bloques A y B del mismo material. Nuestro tacto nos dice que A está más caliente que B. Si A y B se ponen en contacto uno con el otro, encontramos que después de un tiempo suficiente, los dos parecen estar a igual temperatura. Entonces,

Se dice que A y B se encuentran en equilibrio térmico (tienen la misma temperatura)

Equilibrio térmico

Estado en el cual la temperatura del sistema es la misma en todos los puntos. **Igualdad de T en todos los puntos**

Todos los objetos ordinarios poseen una propiedad física que determina si están o no en equilibrio térmico con otros objetos en contacto. Esta propiedad es la temperatura.

Supongamos que tenemos un sistema arbitrario **aislado** y abandonado a sí mismo:

- Si es que existen diferencias de temperatura, logrará el equilibrio térmico
- Si es que existen, inicialmente, diferencias de presión, logrará el equilibrio mecánico

- Luego de un tiempo, existirá el equilibrio químico y las reacciones van a cesar

Ley cero de la Termodinámica

Si dos cuerpos, A y B, por separado están en equilibrio térmico con un tercer cuerpo C, entonces A y B están en equilibrio térmico entre sí.

Los cuerpos A y B están en equilibrio térmico si poseen igual temperatura

Temperatura

Está directamente relacionada con la **energía cinética de los átomos y moléculas que componen dicho objeto**. Nuestra comprensión de lo frío o caliente es sólo una **medida de la rapidez con la que intercambian energía los objetos**

Procesos

Cuando alguna de las propiedades del sistema cambia, el estado del sistema se modifica y se dice que experimenta un proceso de transformación

Proceso cuasiestático

Si el proceso se realiza de modo que en cada instante el sistema difiere **sólo infinitesimalmente** de un estado de equilibrio. Se

aproxima sólo a una sucesión de estados de equilibrio.

Proceso no cuasiestático

Si existen diferencias finitas con el equilibrio. Todos los procesos reales son no cuasiestáticos.

Proceso isocórico

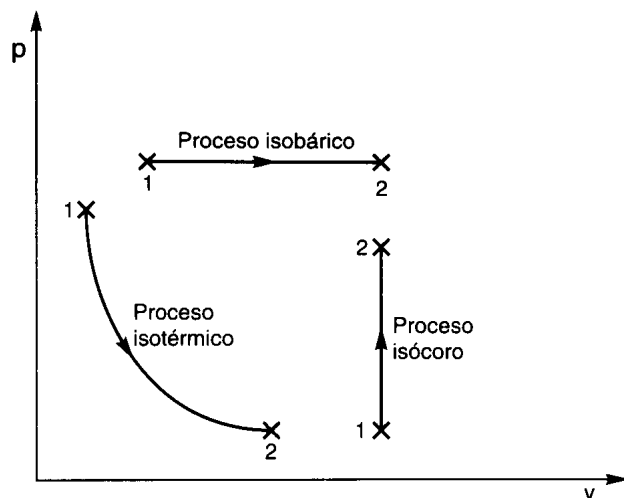
Cuando el **volumen** permanece constante

Proceso isobárico

Cuando la **presión** permanece constante

Proceso isotérmico

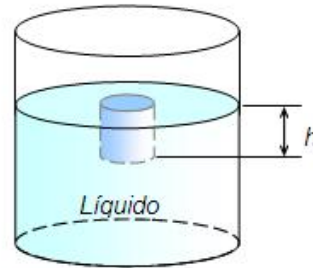
Cuando la **temperatura** permanece constante



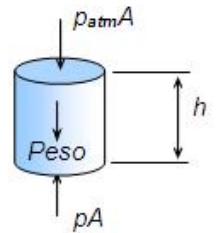
Variación de la presión con la profundidad

Un fluido se encuentra en reposo en un recipiente cuando Todas las partes del fluido estan en equilibrio hidrostático y todos los puntos que están a la misma profundidad tienen la misma presión.

Supongamos que un objeto en un fluido ha alcanzado el equilibrio hidrostático y queremos saber la presión hidrostática.



(a)



(b)

La presión atmosférica es P_o y, como el objeto ha alcanzado el equilibrio, la presión ejercida por el fluido será $F = P \cdot A$. Por sumatoria de fuerzas tenemos

$$\sum F_y = P_o \cdot A + mg = P \cdot A,$$

sin embargo, podemos expresar la masa como

$$\begin{aligned} m &= \rho \cdot V \\ &= \rho \cdot Ah \end{aligned}$$

así,

$$P \cdot A - P_o \cdot A - mg = 0$$

$$P = P_o + \rho gh$$

Ecuación de Estado (EdE)

El estado de una cierta masa m está determinada por su presión (P), Temperatura (T) y volumen (V). En general, estas cantidades no pueden variar todas ellas independientemente.

En términos matemáticos, existe una relación funcional entre estas cantidades que puede representarse simbólicamente como:

$$f(P, V, T, m) = 0$$

o también como

$$f(P, v, T) = 0$$

en este caso $v = \frac{V}{m}$

EdE de un Gas Ideal

¿Qué es un gas ideal?. Pues básicamente es un modelo idealizado que representa muy bien el comportamiento de los gases en algunas circunstancias y peor en otras.

En general, el comportamiento de un gas se aproxima más al modelo del gas ideal **a muy bajas presiones, cuando las moléculas están separadas entre sí.**

Formulación de las leyes de los gases ideales

- **Robert Boyle:** Observó que a temperatura constante, el volumen de una cantidad fija de gas es inversamente proporcional a su presión:

$$V \propto \frac{1}{P}$$

o

$$PV = cte$$

- **Joseph Gay-Lussac:** Concluye que si la presión del gas se mantiene constante, el volumen de éste no varía linealmente con la temperatura. Si los experimentos se llevan a cabo a presiones no demasiado elevadas, se obtienen rectas diferentes, una para cada presión, que se cortan en un punto común que, según puede obtenerse por extrapolación, corresponde a una temperatura de **-273.15 °C**. Su ley establece que:

$$\frac{V}{T} = cte$$

- **Amadeo Avogadro:** Establece que **Volúmenes iguales de gases a la misma temperatura y presión contienen el mismo número de moléculas**. Con esto se concluye que:

$$V \propto n$$

Las relaciones anteriores, basadas en la observación experimental pueden combinarse gloriosamente en una sola:

$$PV \propto nT$$

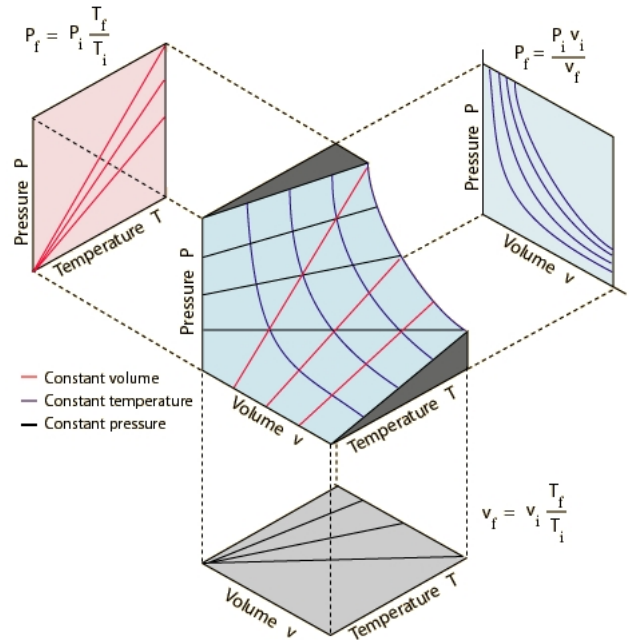
Como vemos, esto es una proporcionalidad, o sea que hace falta una constante. Pues bien, para calcularla se efectuaron medidas del volumen de una cantidad conocida de gas a distintas temperaturas y presiones, **y extrapolando a presión cero, que es**

donde se cumplen exactamente las leyes de los gases ideales, se obtiene:

$$\lim_{p \rightarrow 0} \left(\frac{PV}{nT} \right) = R$$

Este límite es llamado **Constante universal de los gases = R**

- $R = 0,08206 \text{ atm L/mol K}$
- $R = 8,3143 \text{ J/mol K}$
- $R = 8,3143 \times 10^3 \text{ J/kilomol K}$



Las hermosas ecuaciones

Las ecuaciones que gobiernan en un gas ideal son

$$PV = nRT$$

o

$$Pv = RT$$

donde

$$v = \frac{V}{n}$$

Superficie PVT para un gas ideal

Como la EdE para una masa dada de una sustancia es una relación entre las tres variables P, V y T, define una superficie en un sistema de coordenadas rectangulares en el que P, V y T están representadas a lo largo de los tres ejes.

EdE de gases reales

Se han propuesto muchas ecuaciones que describen las relaciones P-V-T de los gases con más exactitud de un gas ideal.

EdE de van der Waals

$$\left(P + \frac{a}{v^2} \right) (v - b) = RT$$

o

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2} \right) (V - nb) = nRT$$

donde $v \equiv \frac{V}{n}$ En estas ecuaciones

- a y b: Son constantes empíricas. Difieren de un gas a otro
- b: Representa aproximadamente el **volumen de un mol de moléculas**. El volumen total de moléculas es nb
- V-nb: Volumen neto disponible para que se muevan (ya que nb representa la reducción del volumen debido al tamaño finito de las moléculas)
- a: Depende de las fuerzas de atracción intermoleculares

Cuando n/V es un valor pequeño, la distancia media entre las moléculas es grande y la EdE se reduce a la del gas ideal

Derivadas parciales, dilatación y compresibilidad

Podemos imaginar la EdE de forma que una coordenada aparezca en función de las otras dos. Así,

$$V = f(T, P)$$

Un cambio infinitesimal de un estado de equilibrio a otro implica cambios dV , dT y dP . Un teorema fundamental del cálculo de derivadas parciales permite escribir:

$$dV = \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P dT + \left(\frac{\partial V}{\partial P} \right)_T dP$$

donde dV : es el diferencial total (la diferencia total de una función real de diversas variables reales corresponde a una combinación lineal de diferenciales cuyos coeficientes son los gradientes de la función).

Coeficiente de dilatación cúbica

La dependencia del volumen de un sólido, líquido o gas con la temperatura a presión constante viene dada por:

$$\beta = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P [K]^{-1}$$

NOTA: El valor de β indica cómo varia el volumen cuando varía la temperatura a presión constante.

El valor de β es difiere en cada sustancia. Para gases y sólidos es **siempre positivo**, para líquidos es **casi siempre positivo**

Coeficiente de dilatación media

Para un intervalo finito de temperaturas entre T_1 y T_2 viene dado por (a P constante):

$$\bar{\beta} = \frac{1}{V_1} \left(\frac{V_2 - V_1}{T_2 - T_1} \right)$$

Compresibilidad isoterma

La dependencia del volumen de un sólido, líquido o gas con la presión a temperatura constante viene dada por:

$$\kappa = -\frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial P} \right)_T [Pa]^{-1}$$

El signo negativo se debe a que el volumen siempre disminuye al aumentar la presión. $\left(\frac{\partial V}{\partial P} \right)_T$ es negativo. Este coeficiente resulta siempre positivo

Compresibilidad media

A temperatura constante

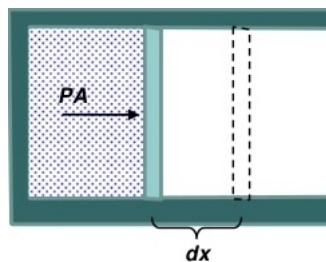
$$\kappa = -\frac{1}{V_1} \left(\frac{V_2 - V_1}{P_2 - P_1} \right)$$

Trabajo (W)

Cuando un sistema termodinámico experimenta un proceso, el trabajo que se realiza puede asociarse siempre a alguna fuerza. Sin embargo, es conveniente expresar el trabajo en función de las propiedades termodinámicas del sistema.

Expansión Cuasiestática

Consideremos un sistema hidroestático contenido en un cilindro provisto de un pistón móvil sobre el cual pueden actuar el sistema y el medio.



donde

- P: Presión ejercida por el sistema sobre el pistón
- PA: fuerza
- dx: distancia que se mueve el pistón en la dirección de la fuerza

El sistema realiza una cantidad infinitesimal del trabajo $d'W$

$$d'W = PA dx$$

$$d'v = A dx$$

por lo tanto

$$d'W = P dv$$

El trabajo total realizado por el gas cuando el volumen varía desde V_a a V_b viene dado por

$$W = \int_{V_a}^{V_b} P \cdot dv$$

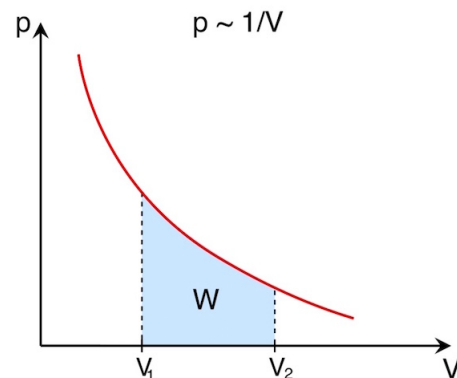
- W: Newton x metro
- Nm: Joule

Proceso reversible finito

Su sentido puede invertirse por un cambio infinitesimal en alguna propiedad del sistema.

El sistema se encuentra siempre en equilibrio con los alrededores.

El **área sombreada** representa el **W** en un pequeño cambio de volumen.



Procesos reversibles

Proceso isocórico

Es aquel donde el volumen es constante, por lo tanto no hay variación de volumen y el trabajo es 0.

Proceso isobárico

Es aquel donde la presión es constante. Tenemos:

$$W_{ab} = \int_{V_a}^{V_b} P \cdot dv = P \int_{V_a}^{V_b} dv$$

$$W_{ab} = P\Delta V = P(V_b - V_a)$$

Proceso isotérmico

Es aquel donde la temperatura es constante. Aplicando la ecuación de estado (EdE) del gas ideal:

$$PV = nRT$$

Encontramos distintos casos.

Expansión isotérmica de un gas ideal

La presión tiene la forma, despejando de la EdE anterior:

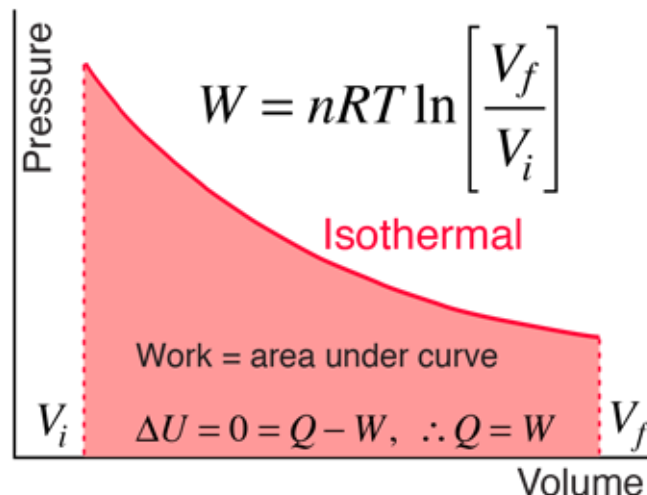
$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$W = \int_{V_a}^{V_b} P \cdot dv = \int_{V_a}^{V_b} \frac{nRT}{V} dv$$

Como nRT es constante,

$$W = nRT \int_{V_a}^{V_b} \frac{dv}{V} = nRT \cdot \ln \left(\frac{V_b}{V_a} \right)$$

Expansión un gas ideal a temperatura constante



- Si $V_b > V_a \rightarrow$ Expansión.

$$\ln \left(\frac{V_b}{V_a} \right) > 0$$

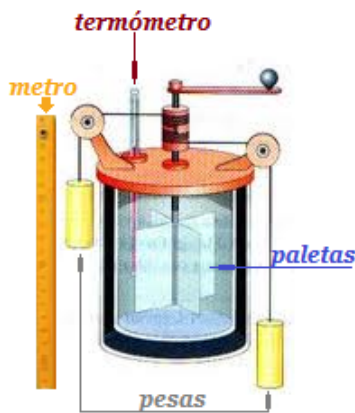
- Si $V_b < V_a \rightarrow$ Compresión.

$$\ln \left(\frac{V_b}{V_a} \right) < 0$$

Primer principio de la termodinámica

Experimentos de Joule

Realiza una serie de experimentos para producir un determinado incremento en la temperatura de una masa conocida de agua.



Joule demostró que, en condiciones adiabáticas, para pasar de un mismo estado inicial al mismo estado final se requiere la misma cantidad de trabajo, independiente de las particularidades del proceso.

Generalización de forma empírica

El trabajo que se requiere para llevar un sistema rodeado de paredes adiabáticas desde un estado inicial A a otro final depende únicamente de dichos estados.

Cuando i y F son estados de un sistema conectados mediante un proceso adiabático, existe una función termodinámica, denominada **Energía interna (U)**

$$W_{iF}^{AD} = -\Delta U$$

Convencionalmente $\Delta U \rightarrow$ valor negativo del trabajo adiabático ejercido sobre el sistema

Calor

- Energía interna (U): Energía que el sistema puede acumular debido a la propia constitución de la materia. (enlace de las moléculas, interacciones entre ellas, etc)
- Calor: En los experimentos no es común hacer evolucionar un sistema solo mediante trabajos cinéticos

Supongamos que se tiene un sistema A, a distinta temperatura del ambiente y se hace evolucionar desde el estado de equilibrio i.^a al estado de equilibrio F.^a. Primero mediante un **proceso adiabático** desde i.^a a F.^a después por cualquier transformación **NO** adiabática desde i.^a hasta F.^a, es decir, se realiza el mismo cambio de estado. Las conclusiones son:

- En trans adiabáticas $\rightarrow W = \Delta U$
- En trans NO adiabáticas $\rightarrow W \neq \Delta U$

Para que el resultado sea compatible con el principio de la conservación de la energía, debe deducirse que ha existido **Transferencia de energía por medios distintos a la realización de trabajo**. A esta 'energía transferida' en forma distinta se denomina 'Calor, flujo de calor'

Definición operacional de calor

Energía transferida por medios no mecánicos, durante la evolución de un sistema que

puede y cuando el sistema se encuentra a distinta temperatura de su ambiente.

- Calor: suma de variación de energía interna y del trabajo realizado, es decir,

$$Q_{if} = \Delta U + W_{if}$$

A la ecuación

$$\Delta U = Q_{if} - W_{if}$$

Se le conoce como **El primer principio de la termodinámica**

Capacidad calorífica (C)

Si un sistema de masa 'm' absorbe un calor 'Q', puede o no tener lugar un cambio de temperatura, dependiendo del tipo de proceso que acuna. Si en la absorción de calor 'Q' el sistema cambia su temperatura de T_i a T_f , entonces estas magnitudes se encuentran a través de la capacidad calorífica media (\bar{C}):

$$\bar{C} = \frac{Q}{\Delta T} [J/K] \rightarrow \lim_{\Delta T \rightarrow 0} \frac{Q}{\Delta T} = \frac{d'Q}{dt}$$

Capacidad calorífica a Presión constante

Capacidad calorífica en un proceso durante el cual, él se somete a una presión hidrostática externa constante

Capacidad calorífica a Volumen constante

Capacidad calorífica en un proceso donde el sistema a volumen constante, mientras se le suministra calor.

Calor específico (c)

Capacidad calorífica por unidad de masa o mol. Es característico de las sustancias que constituyen al sistema y se representa por c_p

o c_v (p=cte y v=cte respectivamente). Matemáticamente se define como

$$c = \frac{C}{n} = \frac{C}{m} [J/KNK] [J/KgK]$$

La cantidad total de calor Q que fluye en un sistema en cualquier proceso viene dado por:

$$Q = \int d'Q = \int_{T_1}^{T_2} C dT$$

o bien como

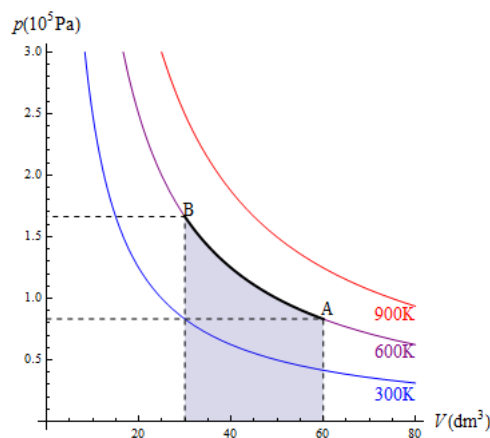
$$Q = \int_{T_1}^{T_2} nc dT = \int_{T_1}^{T_2} mc dT$$

Dentro de un intervalo de T_1 en el cual la **capacidad calorífica** puede considerarse **constante**:

$$Q = C\Delta T = nc\Delta T = mc\Delta T$$

Energía interna de un gas ideal

La energía interna de un gas ideal sólo depende de la temperatura.



Un gas ideal sufrirá la misma variación de energía interna ΔU_{AB} , siempre que su temperatura inicial sea T_A y la final sea T_B (Ley de Joule)

Elegimos una transformación a $V = \text{cte}$

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

como $W_{AB} = 0$

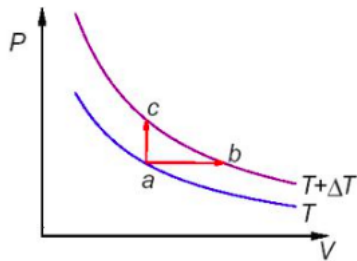
$$\Delta U_{AB} = Q_{AB}$$

$$\Delta U_{AB} = nc_V \Delta T = nc_V (T_B - T_A)$$

La ecuación anterior permite calcular ΔU sufrida por un gas ideal, conocidas T_i y T_f y es válida independientemente de la trayectoria sufrida por el gas.

Calor específico de un gas ideal

Procesos que ocurren con frecuencia: Cambios a $P=\text{cte}$ y cambios a $V=\text{cte}$.



- Para $V=\text{Cte}$ ($i \rightarrow c$):

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

Como $W_{ic} = 0$

$$\Delta U_{ic} = nc_V \Delta T$$

- Para $P=\text{Cte}$ ($i \rightarrow b$):

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

$$\Delta U_{ib} = nc_p \Delta T - P \Delta V$$

Luego, por Ley de Joule:

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

Como $W_{ic} = 0$

$$nc_V \Delta T = nc_p \Delta T - P \Delta T$$

Vemos que

$$nc_V \Delta T = nc_p \Delta T - nR \Delta T$$

$$c_V = c_p - R$$

$$c_p - c_V = R$$

Proceso adiabático reversible

Supongamos que un gas ideal se somete a una expansión adiabática reversible.

Primer principio:

$$dU = d'Q - d'W$$

Se tiene

$$PVT : d'W = Pdv$$

Proceso adiabático

En el proceso adiabático, se tiene

$$d'Q = 0,$$

además de

$$dU = -d'W$$

$$dU = -Pdv$$

Como la U del gas ideal depende sólo de la temperatura, el cambio en la energía interna es:

$$dU = nc_v dT$$

donde c_v es el calor específico a $V = cte$.

$$dT = \frac{dU}{nc_v} = -\frac{Pdv}{nc_v}$$

Gas ideal

El gas ideal se comporta como $PV = nRT$, las diferenciales totales son

$$PdV + VdP = nRdT$$

$$PdV + VdP = nR \left(-\frac{PdV}{nc_v} \right)$$

pero $\left(-\frac{PdV}{nc_v} \right) = dT$, por lo tanto

$$PdV + VdP = -\frac{RPdV}{c_v}$$

Sabemos que $c_p - c_v = R$, por lo tanto se define:

$$\frac{c_p}{c_v}$$

Que es la cantidad γ , luego

$$PdV + VdP = -\frac{(c_p - c_v)PdV}{c_v} / \frac{1}{PV}$$

$$\frac{dV}{V} + \frac{dP}{P} = -\frac{(c_p - c_v)dV}{c_v \cdot V} \rightarrow \frac{dV}{V} + \frac{dP}{P} = (1 - \gamma) \frac{dV}{V}$$

$$\cancel{\frac{dV}{V}} + \frac{dP}{P} = \cancel{\frac{dV}{V}} - \gamma \frac{dV}{V}$$

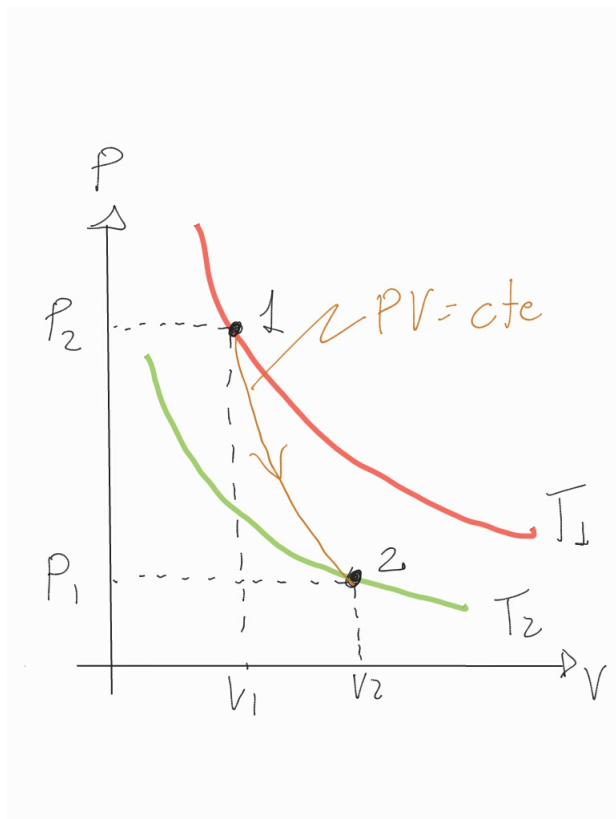
$$d\frac{dP}{P} + \gamma \frac{dV}{V} = 0$$

Al intergrar esta expresión, para un intervalo donde γ pueda considerarse constante, resulta:

$$\ln(P) + \gamma \ln(V) = cte$$

$$PV^{\gamma} = cte$$

La figura muestra el diagrama PV para una expansión adiabática reversible



Trabajo realizado en expansión adiabática reversible con gas ideal

$$PV^\gamma = cte \rightarrow P = cte V^{-\gamma}$$

Tenemos que

$$W = \int_{V_1}^{V_2} P dV = \int_{V_1}^{V_2} cte V^{-\gamma} dV$$

$$W = \frac{cte}{1-\gamma} [cte V_2^{1-\gamma} - cte V_1^{1-\gamma}]$$

$$cte = P_1 V_1^\gamma = P_2 V_2^\gamma$$

$$W = \frac{1}{1-\gamma} [P_2 V_2^\gamma V_2^{\gamma-1} - P_1 V_1^\gamma V_1^{\gamma-1}]$$

$$W = \frac{1}{1-\gamma} [P_2 V_2 - P_1 V_1]$$

Lo cual es el área bajo curva roja.

NOTAS:

- Como $\gamma > 1 \rightarrow$ La curva PV está más inclinada que para el caso de una expansión isotérmica
- El gas se enfría durante una expansión adiabática ($T_2 < T_1$)
- La T aumenta si el gas se comprime de forma adiabática

Al aplicar la ecuación

$$PV^\gamma = cte$$

a los estados iniciales y finales, tenemos que:

$$P_1 V_1^\gamma = P_2 V_2^\gamma$$

que también puede expresarse como:

$$T_1 V_1^{\gamma-1} = T_2 V_2^{\gamma-1}$$

o también

$$T_1 P_1^{(1-\gamma)/\gamma} = T_2 P_2^{(1-\gamma)/\gamma}$$

Valores para c_p y c_v para gases ($T \approx T_{\text{ambiente}}$)

Gases monoatómicos

Ejemplo, gases nobles a condiciones normales de Temperatura y presión.

$$c_p = \frac{5}{2}R$$

$$c_v = \frac{3}{2}R$$

Gases diatómicos

Ejemplo, H_2, O_2, N_2 , etc.

$$c_p = \frac{7}{2}R$$

$$c_v = \frac{5}{2}R$$

Gases poliatómicos

$$c_p = 4R$$

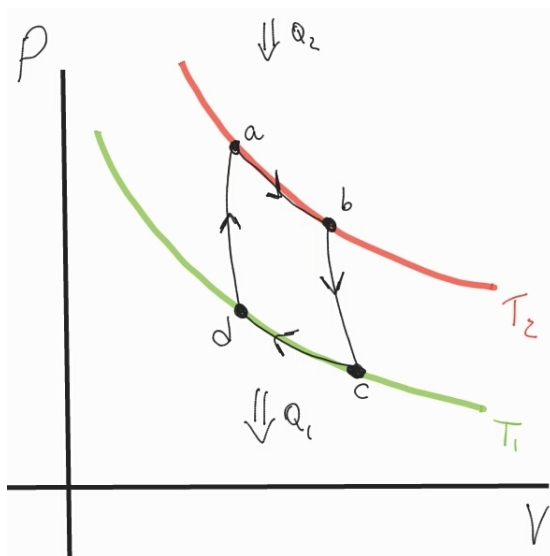
$$c_v = 3R$$

Ciclo de Carnot

Corresponde a dos procesos adiabáticos y dos procesos isotéricos. Se supone que un gas ideal contenido en un cilindro con un émbolo móvil.

Todos los procesos son reversibles

Diagrama P-V de un ciclo de Carnot



Proceso a-b → isotérmico

Expresión isotérmica a temperatura T_2 , en la cual el gas se pone en contacto con un depósito de calor que está a temperatura entre proceso, el gas absorbe el calor Q_2 del depósito y realiza un trabajo

$$W_{ab} = nRT_2 \ln \left(\frac{V_b}{V_a} \right)$$

Proceso b-c → Adiabático

El gas se expande de manera adiabática ($Q = 0$). La temperatura desciende hasta un valor inferior T_1 . El gas realiza un trabajo W_{bc} al levantar el émbolo

$$W_{bc} = \frac{1}{1 - \gamma} [P_c V_c - P_b V_b]$$

Proceso c-d → Isotérmico

El gas se pone en contacto con un depósito de calor a temperatura T_1 y se comprime isotérmicamente a la temperatura T_1 . Durante este tiempo, el gas expulsa (libera) el calor Q_1 hacia el depósito y el W realizado sobre el gas es

$$W_{cd} = nRT_1 \ln \left(\frac{V_d}{V_c} \right)$$

Proceso d-a → adiabático

Se comprime el gas de forma adiabática ($Q = 0$). La temperatura del gas aumenta a T_2 y el W realizado sobre el gas es

$$W_{da} = \frac{1}{1 - \gamma} [P_a V_a - P_d V_d]$$