

Termodinámica

Rama de la física que permite analizar y cuantificar la interacción entre el Calor y la Temperatura de las sustancias.

La energía mecánica (E_c y E_p) se manifiesta en calentamiento considerado como **Energía de Transferencia** o **calor** (Q =calorías) que puede absorber o ceder una sustancia y que estos efectos propician el concepto de **temperatura** ($T = ^\circ\text{C}$, $^\circ\text{K}$ y $^\circ\text{F}$), variable indicadora del cambio de calor (ΔQ).

$$\hat{W}_n = \Delta E_c \quad \Rightarrow \quad \pm \Delta Q \propto \Delta T$$

La relación de la energía mecánica y calorífica, se conoce como **Equivalente Mecánico del calor**, es decir:

$$1 \text{ cal} = 4.186 \text{ J}$$

$$1 \text{ Btu} = 1055 \text{ J} = 252 \text{ cal}$$

Termometría

La **termometría** se basa en las **Escala Termométricas**, mediante las cuales se cuantifica la temperatura de una sustancia.

Escala Termométricas

..... 672 373 212 100 ⚡ P.E agua
..... R K F C x Temperatura
..... 492 273 32 0 ⚡ P.F agua
..... 460 0 0 0 ⚡ Cero absoluto
..... 0 0 -462 -273 ⚡ Cero absoluto
Escalas absolutas		Escalas relativas		

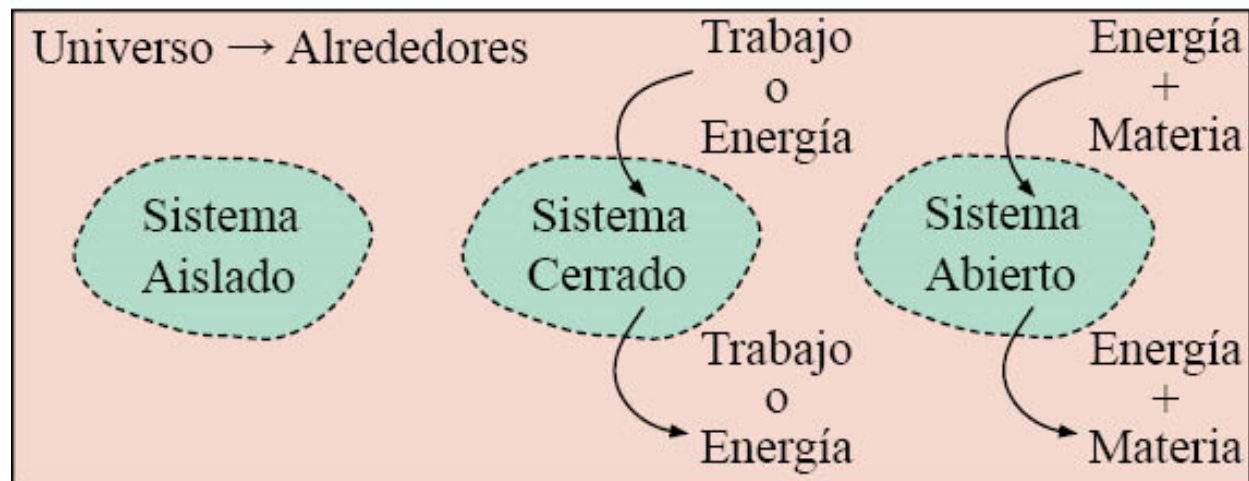
$$\frac{^{\circ}\text{C}}{5} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{9} = \frac{^{\circ}\text{K} - 273}{5} = \frac{^{\circ}\text{R} - 492}{9}$$



Sistema Termodinámico

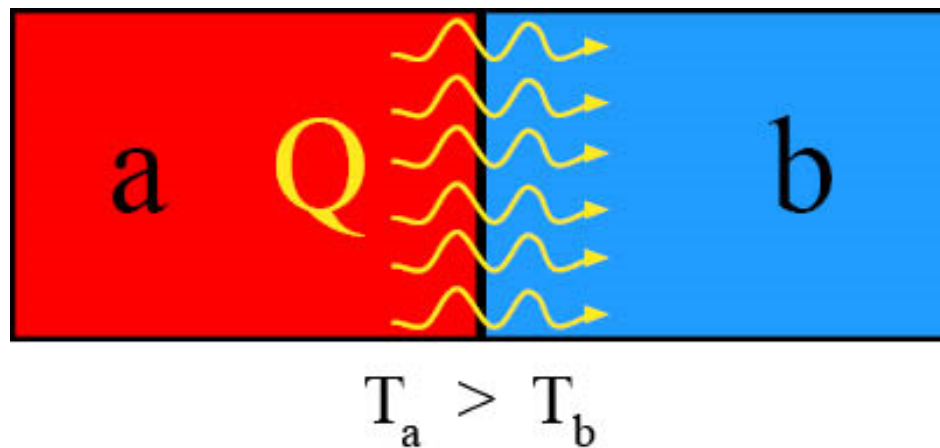
Es la cantidad de sustancia o radiación, en una cierta región del espacio limitado por su frontera que es representada por las paredes del recipiente y que lo separa del universo físico.

El **Sistema Termodinámico** interactúa con sus **Alrededores**, en función del tipo de **Paredes**, que pueden ser aislantes, adiabáticas y diatérmicas. Los intercambios mutuos de sustancia y energía en diversas formas, se llama **Proceso Termodinámico**, donde sus variables de estado p , T y V realizan un cambio.



Equilibrio Térmico

Si se ponen en contacto dos objetos con diferente temperatura, se tiene una transferencia de calor (Q) por contacto, obteniendo una temperatura de equilibrio (T_e) y el sistema llega a un equilibrio térmico conocido como **Ley Cero de la Termodinámica**, que establece que el calor se transfiere del objeto de mayor temperatura al de menor temperatura, es decir:



como hay un ΔT

$$\Rightarrow -Q_a \rightarrow +Q_b$$

$$\therefore T_e$$

Calorimetría

La calorimetría se basa en las propiedades térmicas de la sustancia para cuantificar la transferencia de calor absorbido o cedido ($\pm \Delta Q$). Las sustancias tienen la capacidad de absorber o ceder calor, conocida como capacidad térmica (C), es decir:

$$\pm \Delta Q \propto \Delta T \quad \Rightarrow \quad \pm \Delta Q = C \Delta T \quad \therefore \quad C = \frac{\pm \Delta Q}{\Delta T}$$

La capacidad térmica depende de la masa de la sustancia, relación conocida como calor específico (c_e), teniendo:

$$C \propto m \quad \Rightarrow \quad C = c_e m \quad \therefore \quad c_e = \frac{\pm \Delta Q}{m \Delta T} \text{ cal/gr}^\circ\text{C}$$

Esta relación permite calcular el calor para calentar o enfriar:

$$\pm \Delta Q_{\text{cal}} = c_e m \Delta T \text{ cal} \quad \Rightarrow \quad \Sigma - Q_{\text{cedido}} = \Sigma + Q_{\text{absorvido}}$$

2. Un recipiente de aluminio de 500 gr, contiene 118 gr de H₂O 20 °C. Se introduce en el recipiente una barra de hierro de 200 gr a 75 °C, calcular la temperatura final de esta mezcla.

$$- Q_v - Q_{clo} = Q_{agua}$$

$$\Delta Q_{cal} = m c_e \Delta T$$

$$C = m c_e$$

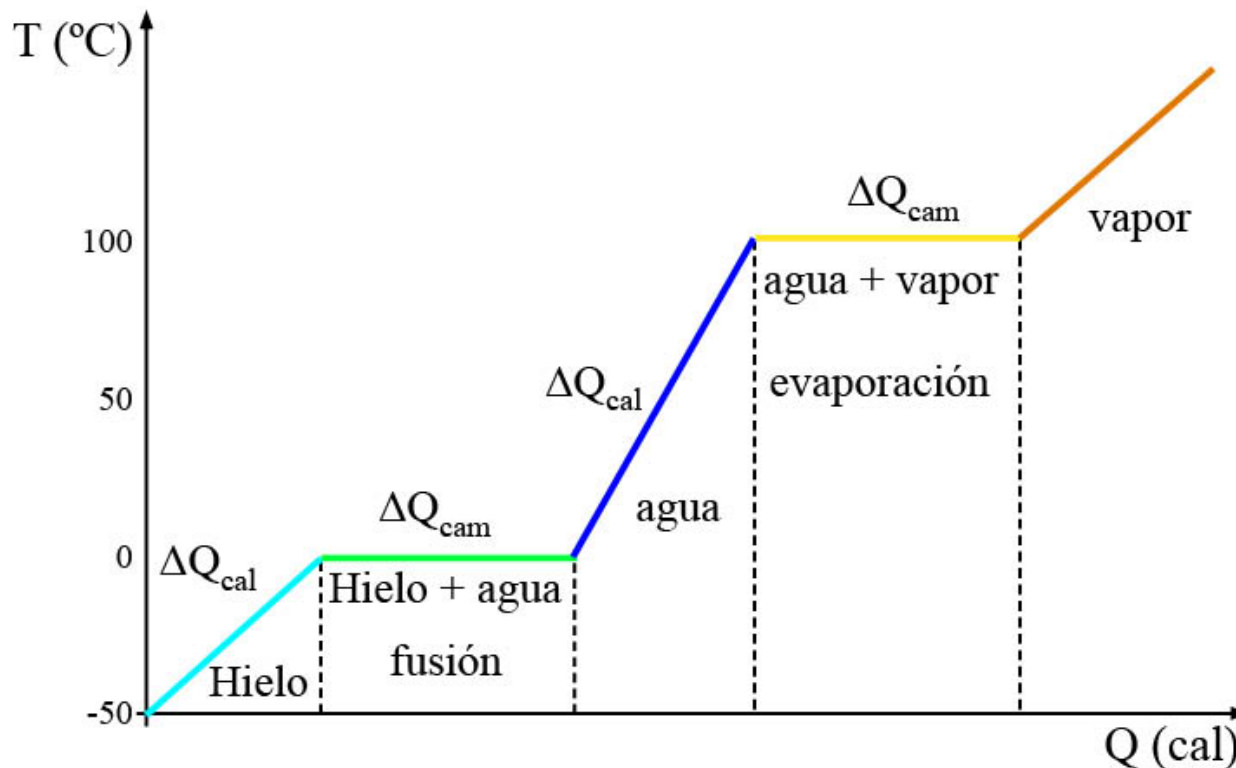


4. El vaso interior de un calorímetro de capacidad térmica $29 \text{ cal/}^{\circ}\text{C}$, contiene 100 gr de cloroformo a 35°C . El vaso está rodeado por 1.8 kg de agua a 18°C , después de cierto tiempo el conjunto alcanza una temperatura común de 28°C . ¿Cuál es el calor específico del cloroformo?

Calores Latentes

La energía que excede la capacidad de una sustancia al absorber o ceder calor sin cambiar su temperatura y provocándole un cambio de fase, se llama calor latente de fusión (L_{fus}) de sólido a líquido y latente de evaporación (L_{vap}) de líquido a vapor, es decir:

Curva de Calentamiento del Agua



Calor en el cambio de fase:

$$Q_{\text{cam}} = mL_{\text{fus. o vap.}}$$

Calor total para el cambio de fase:

$$Q_T = \Delta Q_{\text{cal}} + Q_{\text{cam}}$$

9. En una fundición hay un horno eléctrico con capacidad para fundir totalmente 540 kg de cobre. Si la temperatura inicial del cobre era de 20 °C, ¿cuánto calor en total se necesita para fundir el cobre?

$$\Delta Q_{\text{cal}} = mc_e \Delta T$$

$$Q_{\text{cam}} = mL_{\text{fus}}$$

$$Q_T = Q_{\text{cal}} + Q_{\text{cam}}$$

11. Si $7.57 \times 10^6 \text{ J}$ de calor se absorben en el proceso para fundir por completo un trozo de 16 kg de cobre, ¿calcular el calor que se aplicó en su calentamiento y cuál fue su incremento de temperatura?

$$Q_T = \Delta Q_{\text{cal}} + Q_{\text{cam}}$$

$$\Delta Q_{\text{cal}} = Q_T - Q_{\text{cam}}$$

$$Q_{\text{cam}} = mL_{\text{fus}}$$

$$\Delta Q_{\text{cal}} = mc_e \Delta T$$

$$\Delta T = T_f - T_i$$


Calor de Combustión

La energía térmica almacenada de una sustancia o la energía potencial química de un combustible, se llama calor de combustión (H), y este calor se libera (Q_{lib}) cuando se lleva a cabo una reacción química para su quema o su combustión, es decir:

$$\text{calor liberado en la combustión} \Rightarrow Q_{lib} = mH$$

		°C
		°F
kcal/kg °C	X 1.0	= btu/lb °F
	X 4.184	= kJ/kg K
btu/lb °F	X 4.1868	= kJ/kg K
	X 1.0	= kcal/kg °C

9. Para elevar la temperatura en 180 °F del agua contenida en un tanque de 50 gal (1 gal=3.785 lt), se realiza mediante la combustión de petróleo (H=15000 Btu/lb), ¿cuánto petróleo debe quemarse, suponiendo que toda la energía la absorbe el agua?

)



12. ¿Cuántos kilogramos de carbón (7200 cal/gr) deben quemarse para fundir totalmente 100 kg de hielo en un calentador? Suponga que todo el calor se aprovecha.

;

14. Un tanque de 1000 lt de capacidad está lleno de agua y se calienta desde 5 °C hasta 75 °C empleando carbón duro de 8000 cal/gr, ¿calcular la cantidad de carbón necesario, suponiendo que se aprovecha el 50 % del calor liberado?

1

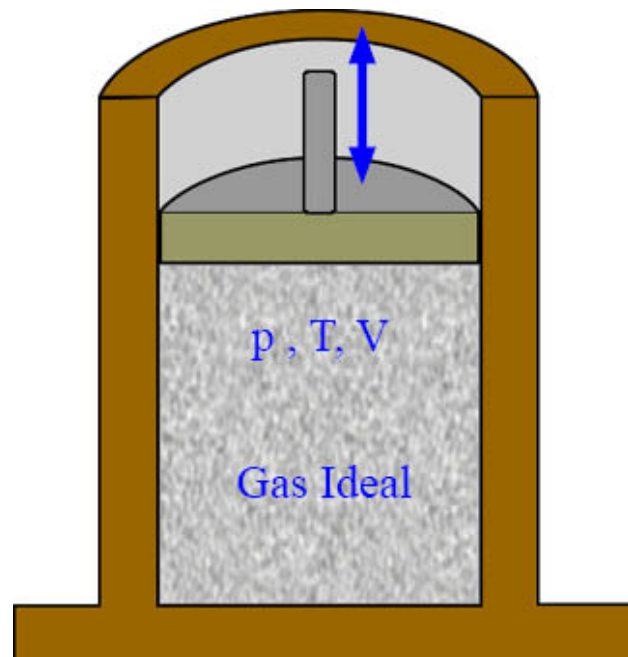


Gas Ideal

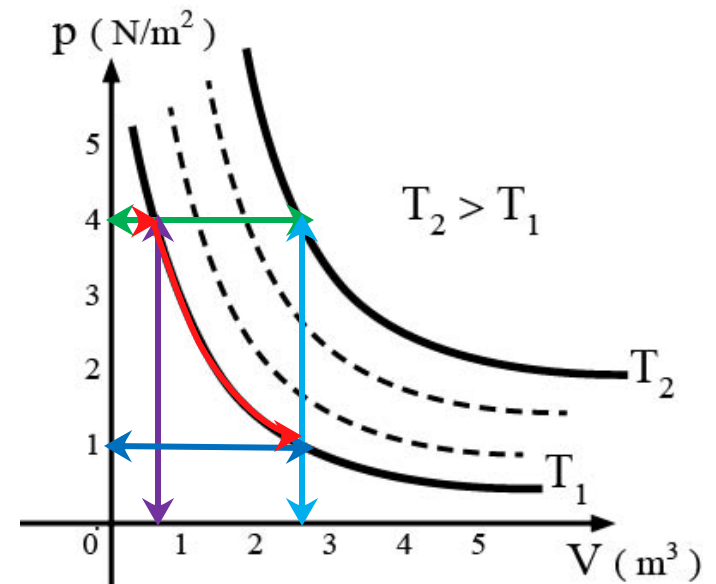
Modelo que representa el comportamiento de los gases reales, bajo la interacción de las variables de estado p , T y V .

El análisis del gas ideal es para un gas de baja densidad a presión y temperatura estándar (PTE).

Los cambios de estado o los procesos termodinámicos, se analizan en gráficas de p - V y curvas de temperatura.



Gráfica Iso-proceso



Proceso a presión constante o proceso isobárico.

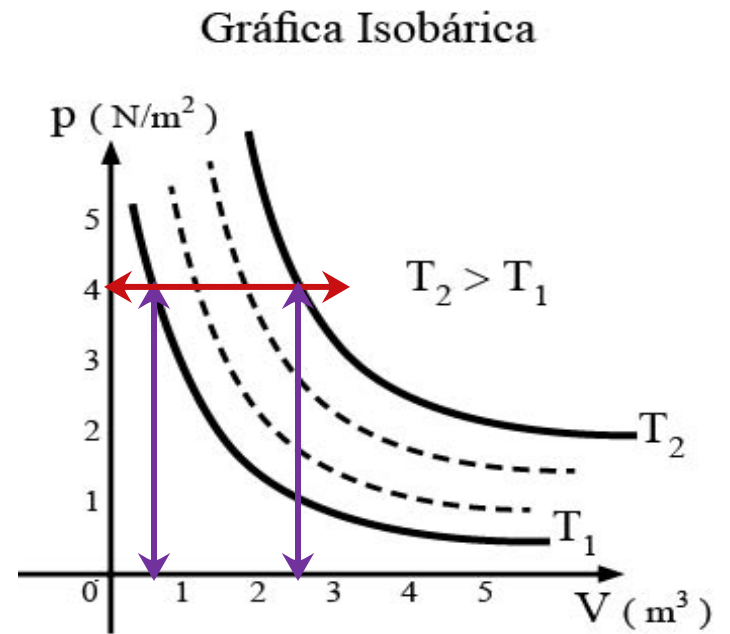
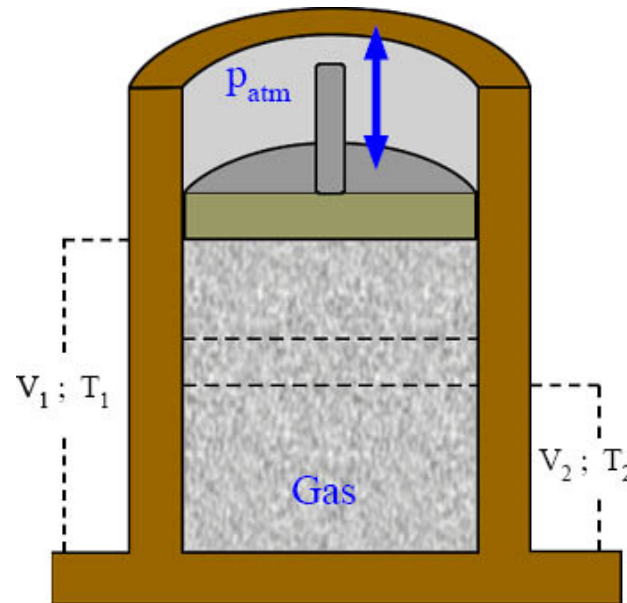
$$\text{si } p = \text{cte}$$

$$\Rightarrow V \propto T$$

$$V = kT$$

$$\therefore \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = k$$

Ley de Charles



0. El volumen de cierto gas es 24.1 lt a condiciones PTE. Calcule el volumen, cuando esté a 20 °C e igual presión.



Proceso a temperatura constante o proceso isotérmico.

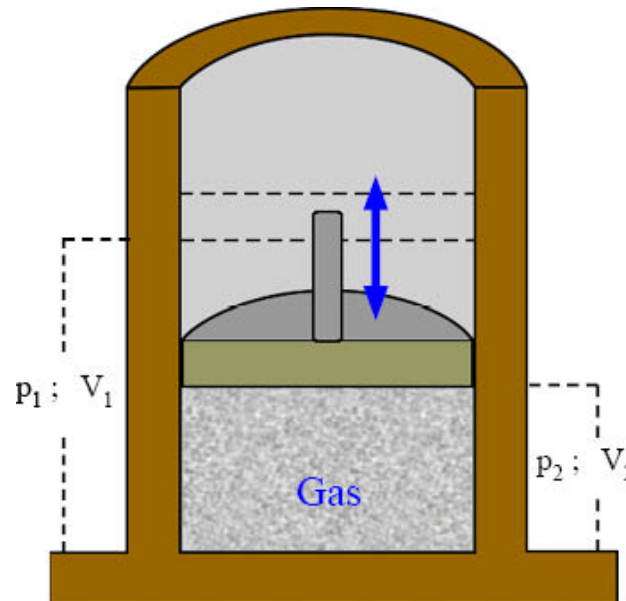
$$\text{si } T = \text{cte}$$

$$\Rightarrow p \propto \frac{1}{V}$$

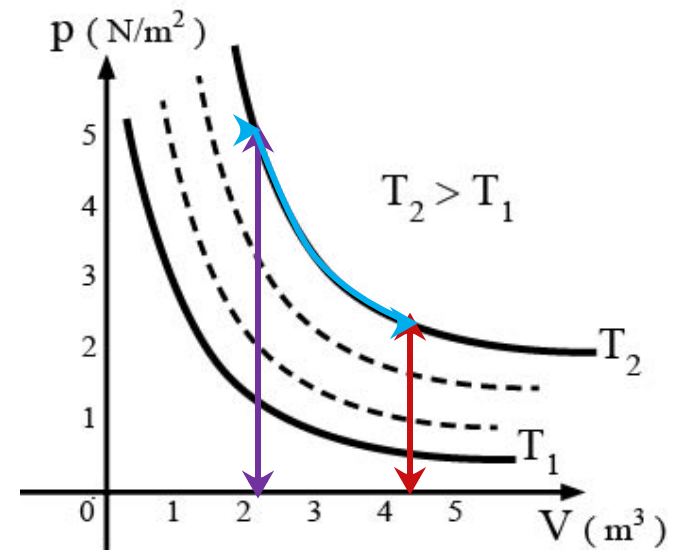
$$p = \frac{k}{V}$$

$$\therefore p_1 V_1 = p_2 V_2 = k$$

Ley de Boyle



Gráfica Isotérmica



0. El aire encerrado en una jeringa, es de 3 ml a presión atmosférica, obtenga la presión para comprimir el volumen a la mitad.

Proceso a volumen constante o isovolumétrico o isocórico.

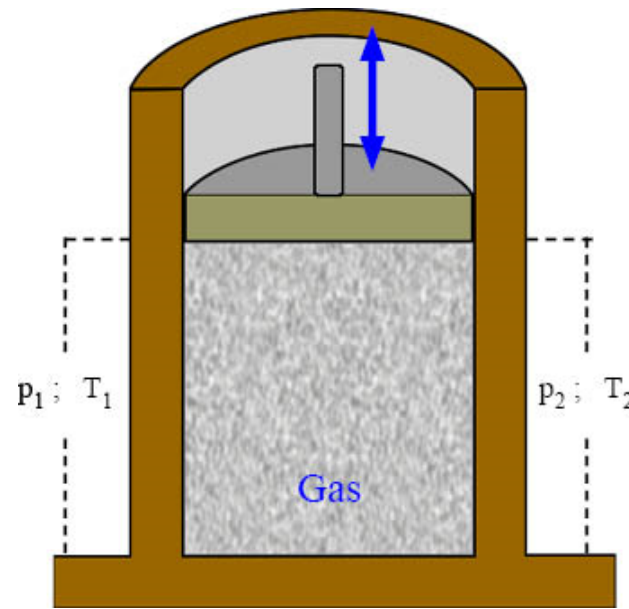
$$\text{si } V = \text{cte}$$

$$\Rightarrow p \propto T$$

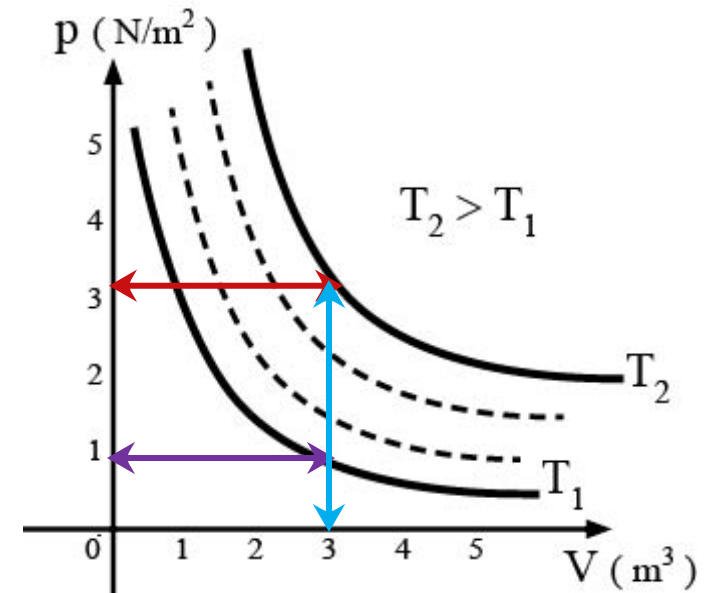
$$p = kT$$

$$\therefore \frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} = k$$

Ley de ???



Gráfica Isocórica




0. En un recipiente rígido, un gas está a 20 °C y a cierta presión. Si el gas se calienta hasta 60 °C, determine el factor de cambio de la presión.



si $\frac{V}{T} = k$ $pV = k$ $\frac{p}{T} = k \Rightarrow \frac{pV}{T} = k$

$\therefore \frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} = k$ Ecuación General



0. Cierta masa de hidrógeno ocupa 370 ml a 16 °C y 15×10^4 Pa, determine el volumen bajo las condiciones de -21 °C y 42×10^4 Pa.

;



0. Cierta gas ideal, ocupa un espacio de 1 lt a temperatura de $-20\text{ }^{\circ}\text{C}$ y 1 atm. ¿Qué presión se aplicará para comprimirlo hasta $1/2$ lt y este a $40\text{ }^{\circ}\text{C}$?

;

0. La densidad del nitrógeno en condiciones PTE es 1.25 kgr/m^3 . Determine su densidad a $42\text{ }^{\circ}\text{C}$ y 730 mm de Hg.

1



Considerando la masa (m) y la masa molecular (M) del gas, se obtiene su cantidad molar (n) y que es igual al número de moléculas (N) entre el número de Avogadro (N_A), es decir:

$$\text{si} \quad n = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A}$$

$$\text{y} \quad k \propto n$$

$$\Rightarrow \quad k = nR$$

$$\therefore \quad \frac{pV}{T} = nR$$

$$pV = nRT$$

Ecuación de Estado

Donde: $R =$ **constante universal**

$$R = 8.314 \text{ J/mol}^\circ\text{K}$$

$$R = 0.0821 \text{ atm}\cdot\text{lt/mol}^\circ\text{K}$$

$$R = 1.99 \text{ cal/mol}^\circ\text{K}.$$

0. El Determine el volumen de 8 gr de helio a 15 °C y 48 mm de Hg.



10. La densidad del aire es de 1.3 gr/lit a 1 atm y 27°C. En un compresor el aire está sometido a una presión de 10 atm y 77 °C, ¿cuál será la densidad del aire?

16. 20 gr de cierta sustancia gaseosa pura ocupa 8.2 lit a temperatura de 47 °C y presión de 2 atm. ¿Cuál sustancia es: H₂, CO₂, O₂?

?



Energía Interna

Toda sustancia contiene cierta cantidad de energía cinética por el movimiento de sus moléculas, conocida como energía interna (U) y en el caso de un gas, el calor absorbido o cedido ($\pm \Delta Q$), así como el trabajo realizado, provoca un cambio en su energía interna (ΔU) durante el proceso termodinámico, es decir:

Aplicando la conservación de la energía, se tiene:

$$\hat{W} = p\Delta V \quad \Delta U = \Delta Q - \hat{W}$$

1^{ra} Ley de la
Termodinámica

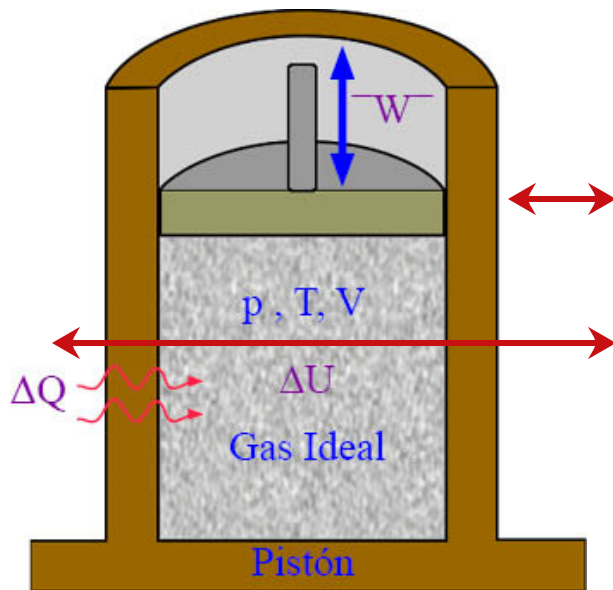
donde

$$+ \hat{W}$$

trabajo (expansión)

$$- \hat{W}$$

trabajo (compresión)



$$U = \frac{3}{2}nRT = \frac{3}{2}NkT$$

El cambio de la energía interna (ΔU) de un gas, en un proceso isobárico, se tiene:

$$\Delta U = \Delta Q - \hat{W}$$

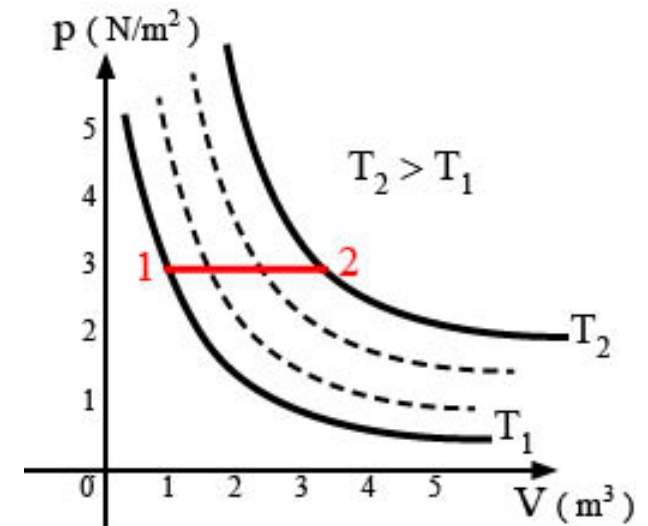
$$\hat{W} = m(C'_p - C'_v)(T_2 - T_1) = p(V_2 - V_1)$$

El cambio de la energía interna (ΔU) de un gas, en un proceso isotérmico, se tiene:

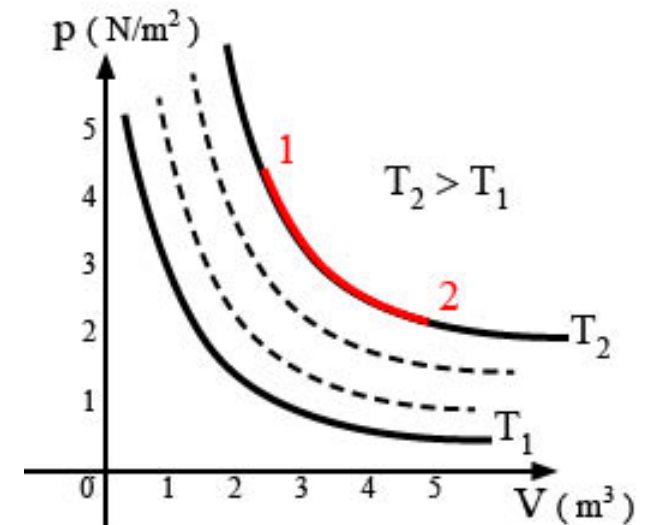
$$\Delta U = 0 \quad \Rightarrow \quad \Delta Q = \hat{W}$$

$$\hat{W} = \Delta Q = p_1 V_1 \ln \left[\frac{V_2}{V_1} \right]$$

Gráfica Isobara



Gráfica Isoterma



El cambio de la energía interna (ΔU) de un gas, en un proceso isovolumétrico, se tiene:

$$\Delta V = 0 \quad \Rightarrow \quad \overline{\hat{W}} = p\Delta V = 0$$

$$\Delta Q = \Delta U = C_v(T_2 - T_1) = mC'_v(T_2 - T_1)$$

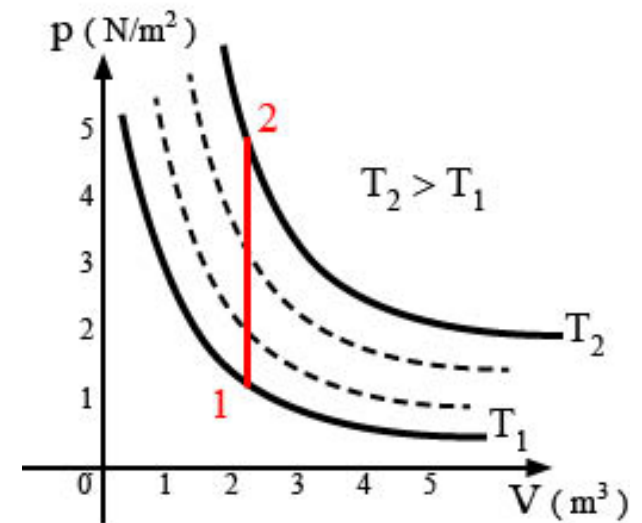
El cambio de la energía interna (ΔU) de un gas, en un proceso adiabático, se tiene:

$$\Delta Q = 0 \quad \Rightarrow \quad \overline{\Delta U = -\hat{W}}$$

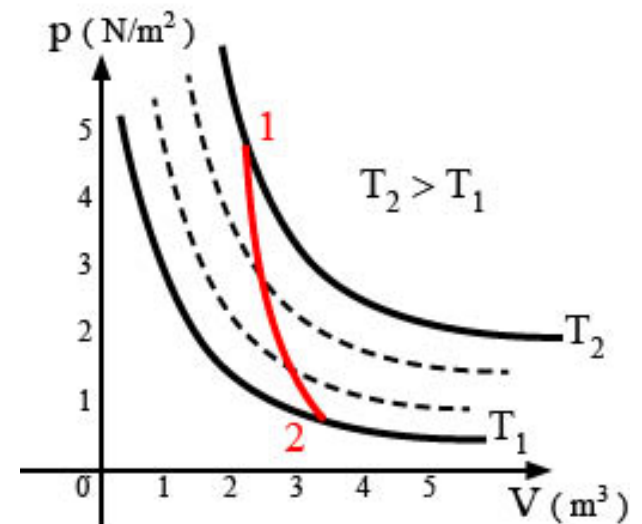
$$\hat{W} = \frac{p_1 V_1 - p_2 V_2}{\gamma - 1}$$



Gráfica Isomet



Gráfica Adiabática



0. En cierto proceso, 8 kcal se suministran a un sistema mientras éste efectúa un trabajo de 6 kJ, determine el cambio de energía interna.

0. ¿En cuánto cambia la energía interna de 50 gr de agua, si se calienta desde 20 °C hasta 37 °C? (desprecie la dilatación del agua).



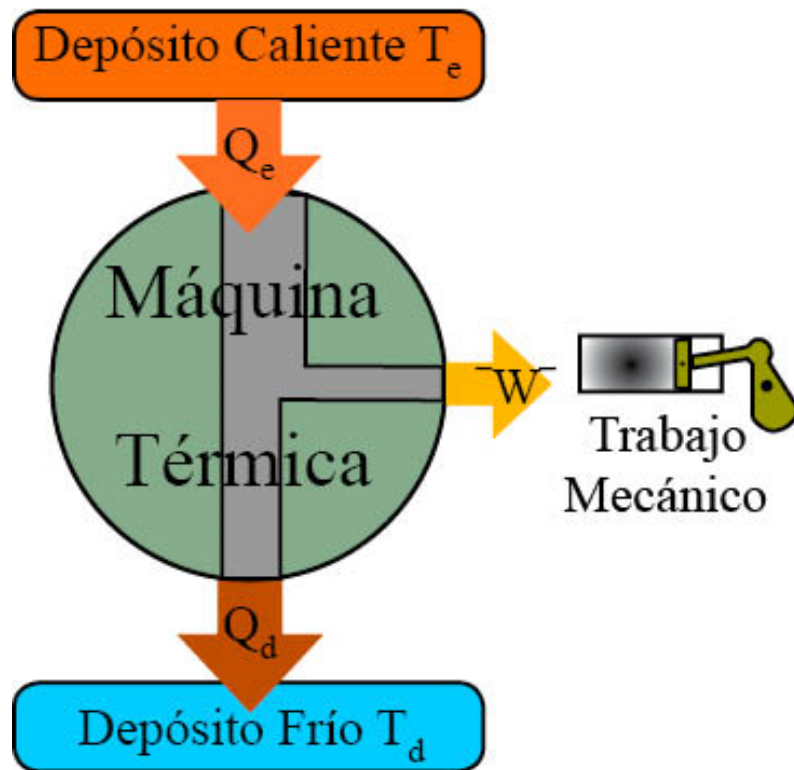
2. Un kilogramo de vapor a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ y 1 atm ocupa un volumen de 1.673 m^3 , si el volumen específico del agua a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ antes de la expansión es de $0.001\text{ m}^3/\text{kg}$, calcule el trabajo producido y la variación de energía interna en este proceso.

}



Máquinas Térmicas

Es un dispositivo que se basa en el consumo de sustancias combustibles que suministran el calor liberado en su combustión (ΔQ_{lib}) para su funcionamiento cíclico, convirtiendo la energía calorífica (Q) en energía mecánica (\hat{W}).



En una máquina térmica, al funcionar en ciclos, se tiene:

$$\text{si } \Delta U = 0 \quad \Rightarrow \quad \Delta Q = \hat{W}$$

$$\text{donde } \Delta Q = Q_e - Q_d$$

$$\therefore Q_e = \hat{W} + Q_d$$

Conservación de Energía



Es evidente que una máquina térmica operando en un ciclo, jamás realizará un trabajo igual al calor suministrado, esto define la Segunda Ley de la Termodinámica, es decir:

$$Q_e \neq \hat{W}$$

El buen funcionamiento de una máquina térmica, está en función del calor suministrado (Q_e) y del trabajo (\hat{W}) entregado, conocido como eficiencia (η) teniendo:

$$\text{si } \hat{W} \propto Q_e \Rightarrow \hat{W} = \eta Q_e$$

$$\therefore \eta = \frac{\hat{W}}{Q_e} = \left(1 - \frac{Q_d}{Q_e}\right) \times 100 \%$$

La eficiencia de una máquina térmica, también se puede expresar en términos de la potencia de entrada (P_e) y la potencia del trabajo realizado en la salida (P_s), teniendo:

$$\eta = \frac{P_s}{P_e} \times 100 \%$$



0. Una máquina absorbe 3250 J de calor en cada ciclo y en su operación realiza 750 J de trabajo, determine la eficiencia y la cantidad de calor perdido.

$$1 \text{ cal} = 4.186 \text{ J}$$

0. Una máquina absorbe 1700 J de un depósito caliente y expulsa 1200 J a un depósito frío por ciclo de 0.3 s, calcule la eficiencia, el trabajo y la potencia de salida.

0. Una máquina con potencia de salida de 5 kw y eficiencia del 25 %, expulsa en cada ciclo 8000 J de calor, determine el calor que absorbe y el tiempo que dura cada ciclo.



14. Un motor quema 1 kg de combustible con 500 kcal/kg de poder calorífico y eleva 4000 kg de agua a 40 m. Hallar el factor eficiente de calor que se transforma en trabajo útil.



17. Una grúa funciona con un motor de gas de 15 CV, teniendo pérdidas caloríficas debidas al rozamiento en la grúa, la eficiencia del motor es del 20 %. La combustión del gas proporciona 5000 kcal/m³, calcular el volumen de gas necesario para elevar 15000 N de carga a 20 m de altura.

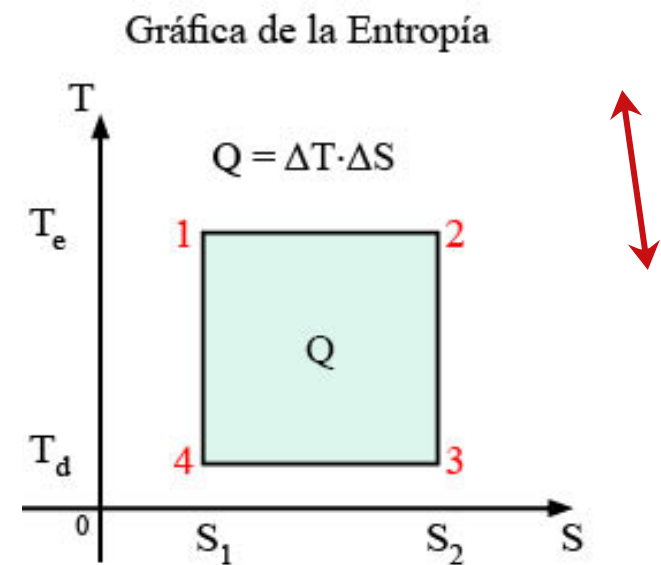
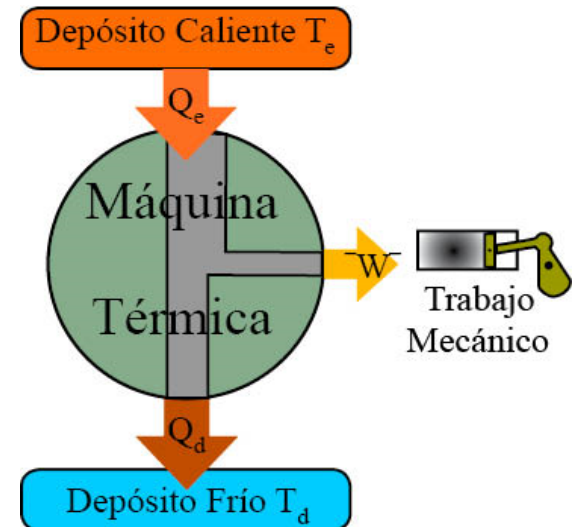


Máquina Térmica Ideal

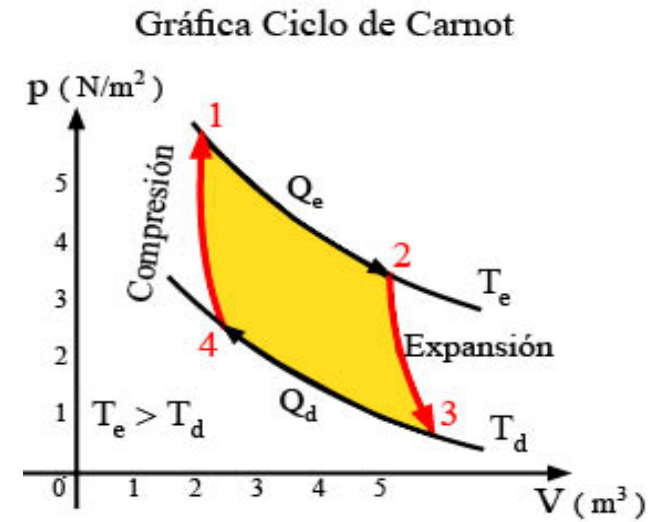
Es una máquina que absorbe calor de un depósito de alta temperatura (T_e) constante y lo expulsa a un depósito de baja temperatura (T_d) constante, idealmente éstos son procesos isotérmicos reversibles y el ciclo es complementado con dos procesos adiabáticos reversibles, conocido como Ciclo de Carnot.

En un sistema termodinámico se tiene un orden o desorden y su medición es la entropía (S), mientras más desordenado sea el sistema, mayor será su entropía o si pierde capacidad de realizar trabajo útil, aumenta su entropía. Así, el cambio de entropía (ΔS) en procesos reversibles a temperatura constante está dada por:

$$\Delta S = \frac{Q}{T}$$



El concepto de entropía avala el concepto de máquina ideal, por lo tanto, el ciclo de Carnot se representa gráficamente como:



Para la eficiencia de la máquina térmica ideal o eficiencia de Carnot (η_c), aplicaremos la definición de la eficiencia, teniendo:

$$\eta_c = \frac{\hat{W}}{Q_e} = \frac{Q_e - Q_d}{Q_e} \quad \text{si} \quad Q_e = T_e \Delta S \quad \text{y} \quad Q_d = T_d \Delta S$$

$$\Rightarrow \quad \hat{W} = (T_e - T_d) \Delta S \quad \therefore \quad \eta_c = \left(1 - \frac{T_d}{T_e}\right) \times 100 \%$$

Donde la eficiencia real nunca será mayor que la ideal, es decir:

$$\eta_c \geq \eta$$

0. Un ingeniero está diseñando un motor térmico cíclico para operar entre temperaturas de $150\text{ }^{\circ}\text{C}$ y $27\text{ }^{\circ}\text{C}$, determine la eficiencia teórica máxima que se puede lograr.

?

26. Hallar el rendimiento de una máquina térmica que funciona entre $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ y $150\text{ }^{\circ}\text{C}$. Si queremos que el rendimiento sea del 40% y manteniendo el foco de temperatura baja, ¿cuál debe ser el valor del foco de temperatura alta?



?

28. Durante un ciclo de Carnot, son absorbidas 300 cal por un gas que pasa por una expansión isotérmica a 177°C . Si se liberan 200 cal, ¿qué temperatura se tendrá en la compresión isotérmica?, ¿cuál será su eficiencia y cuánto trabajo realiza el gas en cada ciclo?



Resumen de Conceptos Termodinámicos

$$\Delta Q_{\text{cal}} = mc_e \Delta T$$

$$Q_{\text{cam}} = mL_{\text{fus o vap}}$$

$$Q_{\text{lib}} = mH$$

$$1 \text{ cal} = 4.186 \text{ J}$$

$$1 \text{ Btu} = 778 \text{ ft} \cdot \text{lb}_f = 252 \text{ cal} = 1055 \text{ J}$$

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

$$pV = nRT$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A}$$

$$R = 8.314 \text{ J/mol}^\circ\text{K} = 0.0821 \text{ atm} \cdot \text{lt/mol}^\circ\text{K} = 1.99 \text{ cal/mol}^\circ\text{K}$$

Energía Interna y 1^{ra} Ley de la Termodinámica

$$\Delta U = \frac{3nR\Delta T}{2} = \frac{3Nk\Delta T}{2}$$

para gas monoatómico (He, Ne, etc.)

$$\Delta U = \frac{5nR\Delta T}{2} = \frac{5Nk\Delta T}{2}$$

para gas diatómico (N_2 , O_2 , CO, etc.)

$$1^{\text{ra}} \text{ Ley de la Termodinámica} \quad \Delta U = \Delta Q - \hat{W}$$

$$C \text{ térmica molar} = C_n \quad c_e \text{ molar} = C'_n = \frac{C_n}{m} \quad n = \frac{m}{M}$$

$$\Delta Q_v = C_v \Delta T$$

$$\Delta Q_p = C_p \Delta T$$

$$C_p - C_v = nR \qquad \gamma = \frac{C_p}{C_v} \qquad (\gamma - 1) = \frac{nR}{C_v}$$

$$\text{monoatómico} \qquad C'_v = \frac{3R}{2M} \qquad C'_p = \frac{5R}{2M} \qquad \gamma = \frac{5}{3}$$

$$\text{diatómico} \qquad C'_v = \frac{5R}{2M} \qquad C'_p = \frac{7R}{2M} \qquad \gamma = \frac{7}{5}$$

$$1 \text{ atm} = 1.013 \text{ bar}$$

$$1 \text{ bar} = 1 \times 10^5 \text{ Pa}$$

$$\text{m}^3 = 1000 \text{ lt}$$

$$1 \text{ ml} = 1 \times 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ lt}$$

Conservación de la Energía y Procesos Termodinámicos

$$p = \text{cte.} \qquad \hat{W} = \Delta Q - \Delta U = (C_p - C_v)\Delta T = m(C'_p - C'_v)\Delta T = p\Delta V$$

$$V = \text{cte.} \qquad \Delta Q = \Delta U = C_v\Delta T = mC'_v\Delta T$$

$$T = \text{cte.} \qquad \Delta Q = \hat{W} = p_1 V_1 \ln \left[\frac{V_2}{V_1} \right] = p_1 V_1 \ln \left[\frac{p_1}{p_2} \right]$$

$$\text{proceso adiabático} \qquad p_1 V_1^\gamma = p_2 V_2^\gamma \qquad T_1 V_1^{\gamma-1} = T_2 V_2^{\gamma-1}$$

$$Q = \text{cte.} \qquad \Delta U = -\hat{W} = \frac{-(p_2 V_2 - p_1 V_1)}{\gamma - 1} = \frac{(p_1 V_1 - p_2 V_2)}{\gamma - 1}$$

Máquinas térmicas y 2^{da} Ley de la Termodinámica

$$\Delta Q = Q_e - Q_d \qquad Q_e = \hat{W} + Q_d \qquad \eta = \frac{\hat{W}}{Q_e} \times 100 \%$$

$$\eta_c = \frac{\hat{W}}{Q_e} = \frac{(T_e - T_d)\Delta S}{T_e\Delta S} = \left(1 - \frac{T_d}{T_e}\right) \times 100 \% \qquad \eta_c \geq \eta$$

$$P_e = P_s + P_d \qquad P_e = \text{valor nominal de la máquina}$$

$$P_s = \text{rapidez de } \hat{W} \text{ entregado } \left(\frac{\hat{W}}{t}\right)$$

$$P_d = \text{rapidez de } \hat{W} \text{ o energía desechada}$$

$$\eta = \frac{P_s}{P_e} \times 100 \%$$

$$1\text{HP} = 746 \text{ Watts} = 1.014 \text{ CV} = 178.2131 \text{ cal/s}$$

$$1\text{CV} = 736 \text{ Watts} = 175.8241 \text{ cal/s}$$