

*¡Una nueva generación de libros  
para un ingreso seguro!*



**INFORMES Y VENTAS**  
Av. ALFONSO UGARTE N° 1310  
OF. 212 - BREÑA  
☎ 458-5294

# TERMODINÁMICA

TEORÍA Y PROBLEMAS



**15 FÍSICA**

Ing. ALEJANDRO VERA LÁZARO



**FÍSICA**

**GASES IDEALES  
Y  
TERMODINÁMICA**

*Editorial*  
**CUZCAN**   
*Aportando en la Difusión de la Ciencia y la Cultura*

# FÍSICA

## GASES IDEALES Y TERMODINÁMICA



Composición Diagramación y Montaje :

Editorial Cuzcano S.A.C.

R.U.C. N°20510252021

Esta obra se terminó de imprimir en el mes de Junio del 2005

© EDITORIAL CUZCANO S.A.C

Derechos Reservados

Prohibida la reproducción de esta obra por cualquier medio, total o parcialmente, sin permiso expreso de la Editorial.

Hecho el depósito legal en la

Biblioteca Nacional del Perú N°2005-3506

Pedidos:

Av. Alfonso Ugarte 1310 Of. 212 - Breña - Teléfono 458-5294

LIMA - PERÚ

# Presentación

Uno de los grandes problemas que tiene un estudiante preuniversitario; es cubrir completamente todos los temas que plantean los prospectos de las universidades peruanas.

El presente trabajo; sólo es un ladrillo de la enorme pared que significa la construcción del conocimiento necesario para el ingreso a la universidad.

La Termodinámica se define como la ciencia de la energía, proviene de los vocablos griegos *thermos* (calor) y *dynamis* (potencia), describe los primeros esfuerzos por convertir el calor en potencia, en la actualidad abarca todos los aspectos de la energía, sus transformaciones y las propiedades de las sustancias involucradas, asimismo la producción de potencia y la refrigeración.

La primera ley de la Termodinámica, es una expresión sencilla del principio de la conservación de la energía, afirma que ésta es una propiedad Termodinámica. Según la segunda ley de la Termodinámica, la energía tiene tanto calidad como cantidad, y los procesos reales tienden a la disminución de la calidad de la energía.

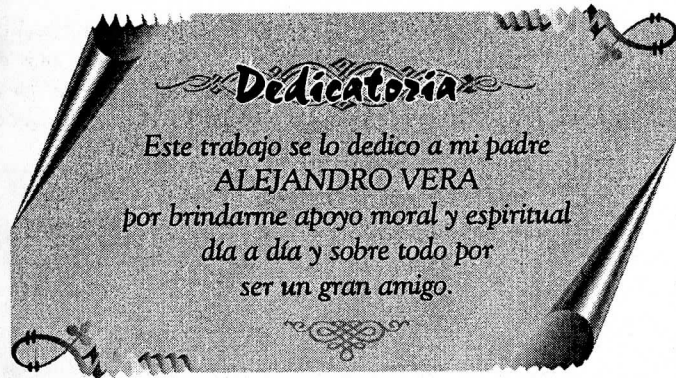
La Termodinámica aparece como una ciencia cuando se construyen las primeras máquinas a vapor que fueron operadas con éxito en Inglaterra por Thomas Savery en 1697 y Thomas Newcomen en 1712; eran artefactos muy lentos e ineficientes pero abrieron el camino a una nueva ciencia.

Las leyes de la Termodinámica fueron postulados en forma simultánea en la década de 1850 principalmente por los trabajos de William Rankine; Rudolph Clausius y Lord Kelvin (William Thomson) quién acuñó el nombre de Termodinámica en 1849; es importante el aporte del joven ingeniero francés Sadi Carnot sobre el ciclo Termodinámico que lleva su nombre.

Espero que este trabajo sea uno de los tantos apoyos que el estudiante necesita para lograr el éxito de ingresar a la universidad.

Finalmente quiero agradecer al Sr. Enrique Cuzcano Puza por la confianza depositada en mí y a todas las personas que de una u otra manera colaboraron para que esta obra llegue a sus manos.

*El Autor*

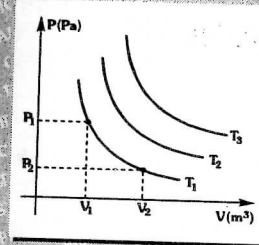


# Índice

|  | <i>Pág.</i> |
|--|-------------|
| <b>☐ GASES IDEALES</b>                               |             |
| - GAS IDEAL .....                                    | 7           |
| - ECUACIÓN DE ESTADO .....                           | 7           |
| - PROCESOS RESTRINGIDOS .....                        | 8           |
| - ECUACIÓN UNIVERSAL .....                           | 11          |
| - CAPACIDAD CALORÍFICA MOLAR .....                   | 11          |
| - ENERGÍA INTERNA DE UN GAS IDEAL .....              | 12          |
| - PROBLEMAS RESUELTOS DE GASES IDEALES .....         | 16          |
| <b>☐ TERMODINÁMICA I</b>                             |             |
| - CONCEPTOS PREVIOS .....                            | 37          |
| - SISTEMA TERMODINÁMICO .....                        | 37          |
| - ESTADO TERMODINÁMICO .....                         | 39          |
| - EQUILIBRIO TERMODINÁMICO .....                     | 39          |
| - PROCESO TERMODINÁMICO .....                        | 40          |
| - CICLO TERMODINÁMICO .....                          | 40          |
| - LEY CERO DE LA TERMODINÁMICA .....                 | 41          |
| - PRIMERA LEY PARA UN SISTEMA CERRADO .....          | 41          |
| - CÁLCULO DEL TRABAJO PARA DIFERENTES PROCESOS ..... | 42          |
| - PROBLEMAS RESUELTOS .....                          | 49          |
| <b>☐ TERMODINÁMICA II</b>                            |             |
| - CONCEPTOS PREVIOS .....                            | 74          |
| - MÁQUINA TÉRMICA .....                              | 74          |
| - EFICIENCIA DE UNA MÁQUINA TÉRMICA .....            | 75          |
| - MÁQUINA REFRIGERADORA .....                        | 76          |
| - BOMBA DE CALOR .....                               | 77          |
| - SEGUNDA LEY DE LA TERMODINÁMICA .....              | 79          |
| - PROCESO REVERSIBLE .....                           | 80          |
| - CICLO DE CARNOT .....                              | 82          |
| - CICLO DE CARNOT INVERSO .....                      | 84          |
| - PROBLEMAS RESUELTOS .....                          | 86          |
| <b>☐ PROBLEMAS PROPUESTOS</b> .....                  | 114         |
| <b>☐ CLAVES DE LOS PROBLEMAS PROPUESTOS</b> .....    | 131         |



Finca



# GASES IDEALES

## GAS IDEAL

Llamado también gas perfecto; son aquellos que cumplen con los postulados de la Teoría Cinético Molecular. La mayor parte de los gases a temperatura ambiente y a la presión atmosférica se comportan como gases ideales.

## ECUACIÓN DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES

Se aplica para una masa de gas finita donde el gas puede estar sujeto a cambios de presión, volumen o temperatura absoluta (P, V, T).

Se cumple :

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \dots = \frac{P_n V_n}{T_n} = \text{CTE}$$

**PROCESOS RESTRINGIDOS :**

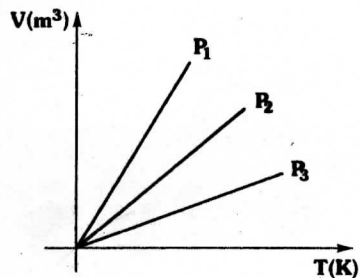
**a) Ley de Charles (Proceso Isobárico)**

Para una misma masa de gas y a presión constante los cambios de volumen y temperatura absoluta son directamente proporcionales.

Para dos estados :

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

Gráfica "V" vs "T"



donde :  $P_1, P_2, P_3$  se denominan Isóbaras.

Además :

$$P_3 > P_2 > P_1$$

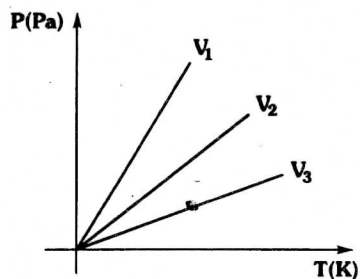
**b) Ley de Gay-Lussac (Proceso Isócoro)**

Para una misma masa de gas y a volumen constante la variación de la presión y temperatura absoluta son directamente proporcionales.

Para dos estados :

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Gráfica "P" vs "T"



donde :  $V_1, V_2, V_3$  se denominan Isócoras.

Además :

$$V_3 > V_2 > V_1$$

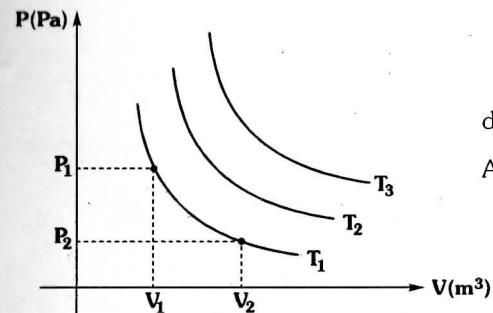
**c) Ley de Boyle - Mariotte (Proceso Isotérmico)**

Para una misma masa de gas y a temperatura constante los cambios de presión y volumen son inversamente proporcionales.

Para dos estados :

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Gráfica "P" vs "V"



donde :  $T_1, T_2, T_3$  se denominan Isotermas

Además :

$$T_3 > T_2 > T_1$$

**d) Proceso Adiabático**

Es aquel en el cual no hay transferencia de calor ( $\Delta Q = 0$ ) y se cumple para dos estados :

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

donde :  $\gamma$  : constante adiabática

Además se cumple :

$$\frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{P_2}{P_1}\right)^{\frac{\gamma-1}{\gamma}} = \left(\frac{V_1}{V_2}\right)^{\gamma-1}$$

**Ejemplo 1 :**

Un gas ocupa un volumen de 30 litros cuando su temperatura es  $27^\circ\text{C}$  y su presión 2 atm. Hallar su volumen si su temperatura se reduce a  $-13^\circ\text{C}$  sin alterar su presión.

**Resolución**

Datos :

$$V_1 = 30 \text{ litros} , T_1 = 27^\circ\text{C} + 273 = 300\text{K} , V_2 = ? , T_2 = -13^\circ\text{C} + 273 = 260\text{K}$$

Por ser proceso ISOBÁRICO (presión constante); aplicamos la Ley de Charles :

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{30}{300} = \frac{V_2}{260}$$

$$\therefore V_2 = 26 \text{ litros}$$



**Ejemplo 2 :**

Una botella de oxígeno contiene 10 m<sup>3</sup> de gas a 0° C y a la presión de 2,73 atm. ¿Qué presión se ejerce cuando se calienta hasta 40° C?

**Resolución**

Datos :

$$T_1 = 0^\circ\text{C} + 273 = 273\text{ K} , P_1 = 2,73\text{ atm} , T_2 = 40^\circ\text{C} + 273 = 313\text{K} , P_2 = ?$$

Como el volumen no cambia se trata de un proceso ISÓCORO. Aplicamos la ley de Gay-Lussac.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \left\| \quad 0,01 = \frac{P_2}{313} \right.$$

$$\frac{2,73}{273} = \frac{P_2}{313} \quad \left. \therefore P_2 = 3,13\text{ Pa} \right.$$

**Ejemplo 3 :**

Se tiene una cierta cantidad de gas ideal de un cilindro que no permite la entrada ni salida de calor (proceso adiabático). La presión inicial del gas es P<sub>1</sub> = 10<sup>5</sup> Pa; se conoce que la relación de los volúmenes  $\frac{V_1}{V_2} = 100$ . Hallar la presión final P<sub>2</sub>.

La constante adiabática  $\gamma = 1,5$ .

**Resolución**

Datos :

$$P_1 = 10^5\text{ Pa} ; \frac{V_1}{V_2} = 100 ; P_2 = ? ; \gamma = 1,5$$

Para un proceso adiabático :

$$P_1 V_1^\gamma = P_2 V_2^\gamma \quad \left\| \quad P_2 = (100)^{3/2} \cdot 10^5 \right.$$

$$\left(\frac{V_1}{V_2}\right)^\gamma = \frac{P_2}{P_1} \quad \left. P_2 = 10^3 \cdot 10^5 \right.$$

$$(100)^{1,5} = \frac{P_2}{10^5} \quad \therefore P_2 = 10^8\text{ Pa}$$

**ECUACIÓN UNIVERSAL DEL GAS IDEAL**

En esta ecuación se ven involucradas las propiedades de un gas de masa "m" confinado en un recipiente de volumen "V" a una presión "P" y a una temperatura "T".

$$PV = nRT \quad \dots (*)$$

Donde :

P : Presión Absoluta (Pa)

T : Temperatura absoluta (K)

V : Volumen (m<sup>3</sup>)

R : Constante universal de los gases

n : N° de moles (mol)

$$R = 8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol K}}$$

Se conoce :  $n = \frac{m}{M}$  donde : m : masa del gas ; M : masa molecular del gas

Reemplazando en (\*)

$$PV = \frac{m}{M} \cdot RT \rightarrow PV = m \frac{R}{M} T \rightarrow PV = m \bar{R} T$$

donde :  $\bar{R} = \frac{R}{M}$  , se denomina constante particular del gas.

**CAPACIDAD CALORÍFICA MOLAR DE UN GAS IDEAL**

Un gas puede ser calentado mediante dos procesos :

a) A volumen constante.

b) A presión constante.

Para cada caso se necesita una cantidad diferente de calor :

**a) Capacidad calorífica molar a volumen constante (C<sub>v</sub>)**

Es la cantidad de calor que necesita un mol de una sustancia (gas ideal) para que su temperatura varíe en una unidad de grado, mientras su volumen permanece constante.

$$C_v = \frac{Q_v}{n \Delta T}$$

de donde se desprende :

$$Q_v = n C_v \Delta T$$

$$Q_v = n C_v (T_f - T_o)$$

**b) Capacidad calorífica molar a presión constante (Cp)**

Es la cantidad de calor que necesita un mol de una sustancia (gas ideal) para que su temperatura varíe en una unidad de grado, mientras su presión permanece constante.

$$C_p = \frac{Q_p}{n \Delta T}$$

de donde se desprende :  $Q_p = nC_p \Delta T$

$$Q_p = nC_p (T_f - T_o)$$

**Observaciones**

- ① "Qp" es mayor que "Qv", por lo tanto :  $C_p > C_v$
- ② Es importante la relación ( $\gamma$  : cte. adiabática) :  $\gamma = \frac{C_p}{C_v}$
- ③ Otra relación importante :  $C_p - C_v = R$
- ④ Para gases ideales se cumple :

| Gas         | Cv (cal/mol K) | Cp (cal/mol K) | $\gamma = \frac{C_p}{C_v}$ |
|-------------|----------------|----------------|----------------------------|
| monoatómico | 3              | 5              | 1,66                       |
| diatómico   | 5              | 7              | 1,40                       |

**ENERGÍA INTERNA DE UN GAS IDEAL (U)**

La energía interna (U) de un gas ideal es una función directa de la temperatura absoluta (T). Esto significa que si la temperatura del gas permanece constante, la energía interna no cambiará.

**VARIACIÓN DE LA ENERGÍA INTERNA DE UN GAS IDEAL ( $\Delta U$ )**

La variación de la energía interna ( $\Delta U$ ) de un gas depende de la temperatura final e inicial, mas no del proceso que sigue el gas.

**a) Para gas Monoatómico**

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

**b) Para gas Diatómico**

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

**ENERGÍA CINÉTICA INTERNA DE UN GAS**

Consideremos un gas compuesto de "N" moléculas a la temperatura "T". La energía cinética interna se puede determinar :

$$E_{c(interna)} = \frac{3}{2} RT$$

Por lo tanto si la temperatura aumenta, aumenta la energía interna, y si la temperatura disminuye también disminuye la energía interna.

**ENERGÍA INTERNA DE UN GAS POLIATÓMICO**

La expresión  $E_c = \frac{3}{2} RT$  es válida cuando las moléculas del gas se tratan como si fueran esferas sin estructura interna. Pero esto sólo es verdad para los gases monoatómicos como el helio, el argón, etc. En los casos de moléculas diatómicas (como el monóxido de carbono, CO), triatómicas (dióxido de carbono CO<sub>2</sub>, vapor de agua H<sub>2</sub>O), ó poliatómicas (NH<sub>3</sub>, ClCH<sub>3</sub>) hay que tener en cuenta la posibilidad de que la molécula tenga movimiento de rotación o que los átomos se encuentren animados de movimiento oscilatorio relativo.

En este caso la energía de la molécula es :

$$E_{mol} = \frac{3}{2} RT + E_{rotación} + E_{vibración}$$

donde el primer término corresponde a la energía cinética de traslación de la molécula.

Por tanto, para calcular la energía interna de un gas poliatómico, es necesario tener en cuenta la forma en que la temperatura afecta los movimientos de rotación y de vibración de las moléculas.

Si hay que tener en cuenta además las fuerzas intermoleculares, el problema del cálculo de la energía interna de un gas se hace aún más complejo.

**Ejemplo 4 :**

Hallar el cambio de energía interna de 15 moles de un gas diatómico cuando su temperatura aumenta en 10 K. (1 cal = 4,2J)

**Resolución**

Datos :

$$n = 15 \text{ moles} \quad , \quad \Delta T = 10K$$



• Por ser gas diatómico :  $C_v = 5 \frac{\text{cal}}{\text{mol K}} = \frac{5(4,2 \text{ J})}{\text{mol K}}$

$$C_v = 21 \frac{\text{J}}{\text{mol K}}$$

• La variación de la energía interna :  $\Delta U = nC_v\Delta T$

$$\Delta U = (15)(21)(10)$$

$$\therefore \Delta U = 3150 \text{ J}$$

**Ejemplo 5 :**

Dos litros de un gas monoatómico ideal se expanden mediante un pistón hasta 6 litros. ¿Cuánto calor recibió si la presión sobre el pistón es en todo momento la atmosférica ( $P_o = 10^5 P_a$ )?

**Resolución**

El proceso es ISOBÁRICO (presión cte).

$$Q = nC_p\Delta T$$

Para un gas monoatómico  $C_p = \frac{5R}{2}$ , entonces :

$$Q = n\left(\frac{5}{2}R\right)\Delta T$$

$$Q = \frac{5}{2} n R \Delta T$$

$$Q = \frac{5}{2} P \Delta V$$

$$Q = \frac{5}{2} P (V_2 - V_1)$$

$$Q = \frac{5}{2} (10^5)(6 \times 10^{-3} - 2 \times 10^{-3})$$

$$Q = 2,5 \times 10^5 (4 \times 10^{-3})$$

$$\therefore Q = 1000 \text{ J}$$

**Ejemplo 6 :**

En un recipiente que soporta una presión constante se tienen 56 g de nitrógeno cuya masa molecular  $M=28 \text{ g/mol}$ . Se conoce que la temperatura inicial  $T_o = 200 \text{ K}$  y la

temperatura final  $T_f = 500 \text{ K}$ . Considere que la capacidad calorífica molar del gas es  $C_v = 21,7 \text{ J/mol K}$ . Hallar el calor suministrado durante el proceso isobárico. ( $R=8,3 \text{ J/mol K}$ )

**Resolución**

Datos :

$$m=7 \text{ g} , M=28 \text{ g/mol} , C_v = 21,7 \text{ J/mol K} , T_o = 200 \text{ K} , T_f = 500 \text{ K}$$

Como es un proceso ISOBÁRICO (presión cte.)

$$Q = n C_p \Delta T \quad \dots (I)$$

Se conoce :

$$a) n = \frac{m}{M} \quad \dots (II)$$

$$b) C_p - C_v = R$$

$$C_p = R + C_v \quad \dots (III)$$

Reemplazando (II) y (III) en (I) :

$$Q = \frac{m}{M}(R + C_v)(T_f - T_o)$$

$$Q = \frac{56}{28}(8,3 + 21,7)(500 - 200)$$

$$Q = 2(30)(300)$$

$$Q = 18000 \text{ J}$$

$$\therefore Q = 18 \text{ KJ}$$



# PROBLEMAS RESUELTOS

*Gas Ideal*

## PROBLEMA 1

Un gas ideal con presión inicial de 4 Pa realiza un proceso adiabático. Si su volumen final es 8 veces su volumen inicial. Determine la presión final. Considere la constante adiabática = 4/3.

- A) 0,25Pa    B) 0,20Pa    C) 0,5Pa  
D) 0,15 Pa    E) 0,25Pa

### RESOLUCIÓN

Datos :

$$P_1 = 4\text{Pa} \quad , \quad V_1 = V \quad , \quad P_2 = ?$$

$$V_2 = 8V \quad , \quad \gamma = 4/3$$

- Para un proceso adiabático :

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

$$4(V)^\gamma = P_2 (8V)^\gamma$$

$$4(V^{4/3}) = (P_2)(8)^{4/3} (V)^{4/3}$$

$$4 = P_2 (8)^{4/3}$$

$$P_2 = 4 \left(\frac{1}{8}\right)^{4/3}$$

$$P_2 = 4 \left(\frac{1}{2^3}\right)^{4/3}$$

$$P_2 = 4 \left(\frac{1}{2}\right)^4$$

$$P_2 = 4 \left(\frac{1}{16}\right) = \frac{1}{4}$$

$$\therefore P_2 = 0,25 \text{ Pa} \quad \text{Rpta.}$$

**Clave E**

## PROBLEMA 2

Un proceso adiabático realizado por un gas ideal se inicia a  $P_1 = 3 \times 10^5$  Pa y  $V_1 = 1,2 \text{ m}^3$  y termina cuando  $P_2 = 15 \times 10^5$  Pa y  $V_2 = 0,6^3 \text{ m}^3$ . Hallar la constante adiabática aproximadamente ( $\log 2 = 0,3$ ).

- A) 5,4    B) 4,5    C) 2,3  
D) 4,3    E) 3,2

### RESOLUCIÓN

Datos :

$$P_1 = 3 \times 10^5 \text{ Pa} \quad , \quad P_2 = 15 \times 10^5 \text{ Pa}$$

$$V_1 = 1,2 \text{ m}^3 \quad , \quad V_2 = 0,6 \text{ m}^3$$

- Para un proceso adiabático :

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

$$\left(\frac{V_1}{V_2}\right)^\gamma = \frac{P_2}{P_1}$$

- Aplicando logaritmos

$$\gamma \log\left(\frac{V_1}{V_2}\right) = \log\left(\frac{15}{3}\right)$$

$$\gamma \log\left(\frac{1,2}{0,6}\right) = \log(5)$$

$$\gamma \log(2) = \log\left(\frac{10}{2}\right)$$

$$\gamma \log(2) = \log(10) - \log(2)$$

$$\gamma = \frac{\log(10) - \log(2)}{\log 2}$$

$$\gamma = \frac{1-0,3}{0,3} = \frac{0,7}{0,3}$$

$$\therefore \gamma = 2,3 \quad \text{Rpta.}$$

**Clave C**

## PROBLEMA 3

Una masa de gas ocupa un volumen de 4 litros a una presión de una atmósfera y a una temperatura de 300 K. Se comprime adiabáticamente hasta reducir su volumen a un litro. Hallar :

- a) La presión final. (en atm)  
b) La temperatura final, suponiendo que es gas ideal para el cual  $\gamma = 1,5$ . (en K)  
A) 8; 300    B) 4; 300    C) 8; 300  
D) 8; 600    E) 8; 1 200

### RESOLUCIÓN

Datos :

$$P_1 = 1 \text{ atm} \quad , \quad T_1 = 300\text{K} \quad , \quad V_1 = 4 \text{ litros}$$

$$V_2 = \frac{1}{4} V_1 = 1 \text{ litro} \quad , \quad \gamma = 1,5 = 3/2$$

- a) Para un proceso adiabático se cumple :

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

$$(1)(4)^{3/2} = P_2 (1)^{3/2}$$

$$P_2 = 4^{3/2}$$

$$\therefore P_2 = 8 \text{ atm}$$

- b) También se cumple :

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

$$\frac{T_2}{300} = \left(\frac{4}{1}\right)^{1,5-1}$$

$$\frac{T_2}{300} = 4^{1/2}$$

$$T_2 = (2)(300)$$

$$\therefore T_2 = 600\text{K}$$

**Clave D**

## PROBLEMA 4

Un gas ideal experimenta una transformación adiabática ( $\gamma = 1,5$ ), si  $T_1 = 27^\circ \text{C}$  y la razón de las presiones final e inicial es 1/8. Hallar la temperatura final en  $^\circ \text{C}$ .

- A)  $-123^\circ \text{C}$     B)  $-130^\circ \text{C}$     C)  $-273^\circ \text{C}$   
D)  $150^\circ \text{C}$     E)  $123^\circ \text{C}$

### RESOLUCIÓN

Datos :

$$T_1 = 27^\circ \text{C} + 273 = 300 \quad , \quad \frac{P_2}{P_1} = \frac{1}{8}$$

- Para un proceso adiabático se conoce :

$$\frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{P_2}{P_1}\right)^{\frac{\gamma-1}{\gamma}}$$

$$\frac{T_2}{300} = \left(\frac{1}{8}\right)^{\frac{0,5}{1,5}}$$

$$\frac{T_2}{300} = \left(\frac{1}{8}\right)^{\frac{1}{3}}$$

$$T_2 = 300 \left(\frac{1}{8}\right)^{\frac{1}{3}}$$

$$T_2 = 300 \left(\frac{1}{2}\right)$$

$$T_2 = 150\text{K}$$

- Luego :  $T_2 = 150 - 273$

$$\therefore T_2 = -123^\circ \text{C} \quad \text{Rpta.}$$

**Clave A**



**PROBLEMA 5**

¿Cuántas veces pesará más el aire que llena un local en invierno (7°C) que el que lo llena en verano (37°C)? La presión es la misma.

- A) 1,02      B) 1,1      C) 2,1  
D) 3,5      E) 4,2

**RESOLUCIÓN**

Datos :

a) Invierno

$$T_1 = 7^\circ\text{C} + 273 = 280\text{K}$$

$$V_1 = V$$

$$P_1 = P$$

b) Verano :

$$T_2 = 37^\circ\text{C} + 273 = 310\text{K}$$

$$V_2 = V$$

$$P_2 = P$$

• Aplicando la ecuación :

$$\boxed{PV = RTn}$$

$$PV = RT \frac{m}{M}$$

$$\frac{PM}{RT} = \frac{m}{V}$$

$$\frac{PM}{RT} = \rho$$

Donde la densidad "ρ" indica cuántas veces mas pesado es el aire en invierno que en verano.

• Relación de densidades (peso) :

$$\frac{\rho_{\text{inv.}}}{\rho_{\text{verano}}} = \frac{\frac{P_1 M}{RT_1}}{\frac{P_2 M}{RT_2}}$$

$$\frac{\rho_{\text{inv.}}}{\rho_{\text{verano}}} = \frac{T_2}{T_1} = \frac{310}{280}$$

$$\therefore \frac{\rho_{\text{inv.}}}{\rho_{\text{verano}}} = 1,1 \quad \text{Rpta.}$$

**Clave B**

**PROBLEMA 6**

¿Cuánto % menos de aire se respira al ascender del nivel del mar ( $P_{\text{atm}} = P_o$  y  $T_o = 21^\circ\text{C}$ ) hasta la sierra en la cual  $T = -3^\circ\text{C}$  y  $P = 0,9 P_o$  ?

- A) 1%      B) 12%      C) 2%  
D) 3%      E) 4%

**RESOLUCIÓN**

Datos :

a) A nivel del mar :

$$T_o = 21^\circ\text{C} + 273 = 294\text{K}$$

$$P = P_o$$

$$n = n_o$$

$$V = V$$

b) En la sierra :

$$T_s = -3^\circ\text{C} + 273 = 270\text{K}$$

$$P_s = 0,9 P_o$$

$$n_s = n$$

$$V_s = V$$

Hay que hacer notar que el volumen de la capacidad torácica de una persona no cambia al subir a la sierra.

• A nivel del mar :

$$P_o V = n_o RT_o \quad \dots (I)$$

• En la sierra :

$$P_s V_s = n_s RT_s$$

$$(0,9 P_o)(V) = n_s RT_s \quad \dots (II)$$

• Dividendo (I) ÷ (II) :

$$\frac{P_o V}{(0,9 P_o) V} = \frac{n_o RT_o}{n_s RT_s}$$

$$\frac{1}{0,9} = \frac{n_o (294)}{n_s (270)}$$

$$n_s = \frac{294 (0,9) n_o}{270}$$

$$n_s = 0,98 n_o$$

Esto indica que el número de moles finales ( $n_s$ ) que ingresa a los pulmones representa el 98% del número de moles iniciales de aire, por lo tanto se respira **2% menos de aire.**

**Clave C**

**PROBLEMA 7**

Determinar la masa del anhídrido sulfuroso ( $\text{SO}_2$ ;  $M=64$  g/mol) que ocupa un volumen de 25 litros a la temperatura de  $27^\circ\text{C}$  y a la presión de 760 mmHg.

$$\left( R = 8,3 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} \right)$$

A) 32,5g      B) 64,25g      C) 82,5g

D) 94,75g      E) 100,15g

**RESOLUCIÓN**

Datos :

$$M = 64 \text{ g/mol}$$

$$V = 25 \text{ litros} = 25 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$T = 27^\circ\text{C} + 273 = 300\text{K}$$

$$P = 760 \text{ mmHg} = 1 \text{ atm} = 10^5 \text{ Pa}$$

$$R = 8,3 \frac{\text{J}}{\text{mol K}}$$

• Aplicando la ecuación :

$$\boxed{PV = RTn}$$

$$PV = RT \frac{m}{M}$$

$$(10^5)(25 \times 10^{-3}) = (8,3)(300) \frac{m}{64}$$

$$2500 = \frac{2490}{64} m$$

$$\therefore \boxed{m = 64,25 \text{ g}} \quad \text{Rpta.}$$

**Clave B**

**PROBLEMA 8**

Un recipiente "A" de capacidad  $V_1 = 2$  litros, está lleno de gas a la presión  $P_{oA} = 2$  atm. Otro recipiente "B" de capacidad  $V_2 = 3$  litros, está lleno de este mismo gas a la presión  $P_{oB} = 1$  atm.

Ambos recipientes están a la misma temperatura. ¿A qué presión se encontrará el gas si los recipientes "A" y "B" se unen entre sí por medio de un tubo?

- A) 1,4 atm      B) 2 atm      C) 4 atm  
D) 2,8 atm      E) 6 atm

**RESOLUCIÓN**

Datos :

a) Gas "A"

$$V_1 = 2 \text{ litros} , \quad P_1 = 2 \text{ atm} , \quad T_1 = T$$

b) Gas "B"

$$V_2 = 3 \text{ litros} , \quad P_2 = 1 \text{ atm} , \quad T_2 = T$$

• Número de moles del gas "A"

$$P_1 V_1 = RT n_1$$

$$n_1 = \frac{P_1 V_1}{RT} \quad \dots (I)$$

- Número de moles del gas "B"

$$P_2 V_2 = RT n_2$$

$$n_2 = \frac{P_2 V_2}{RT} \quad \dots (II)$$

- Cuando los gases se unen y reemplazando (I) y (II) :

$$P_T V_T = RT n_T$$

$$P_T (V_1 + V_2) = RT (n_1 + n_2)$$

$$P_T (2+3) = RT \left[ \frac{P_1 V_1}{RT} + \frac{P_2 V_2}{RT} \right]$$

$$P_T (5) = \frac{RT}{RT} [P_1 V_1 + P_2 V_2]$$

$$P_T (5) = P_1 V_1 + P_2 V_2$$

$$P_T (5) = (2)(2) + (1)(3)$$

$$P_T = \frac{7}{5}$$

∴  **$P_T = 1,4 \text{ atm}$**  Rpta.

**Clave A**

**PROBLEMA 9**

22 g de anhídrido carbónico (CO<sub>2</sub>; M=44 g/mol) y 11 g de óxido nitroso (N<sub>2</sub>O; M=44 g/mol) llenan un recipiente cuya capacidad es de 2 litros. ¿Cuál será la presión total en dicho recipiente a la temperatura de 127°C? (en factor 10<sup>5</sup> Pa)

- A) 9,82
- B) 10,62
- C) 10,50
- D) 11,48
- E) 12,45

**RESOLUCIÓN**

Datos :

- a) CO<sub>2</sub>  
m<sub>1</sub> = 22 g

- M<sub>1</sub> = 44 g/mol
- T<sub>1</sub> = 127°C + 273 = 400K
- V<sub>1</sub> = 2 litros = 2 × 10<sup>-3</sup> m<sup>3</sup>

- b) N<sub>2</sub>O
- m<sub>2</sub> = 11 g
- M<sub>2</sub> = 44 g/mol
- V<sub>2</sub> = 2 litros = 2 × 10<sup>-3</sup> m<sup>3</sup>

Notamos que el volumen es el mismo V<sub>1</sub> = V<sub>2</sub> = 2 × 10<sup>-3</sup> m<sup>3</sup> y la temperatura :  
T<sub>1</sub> = T<sub>2</sub> = 127°C + 273 = 400K

- Se conoce :

$$PV = RTn$$

$$PV = RT \frac{m}{M}$$

$$P = \frac{RTm}{MV}$$

- La presión total es la suma de P<sub>1</sub> y P<sub>2</sub>

$$P_1 + P_2 = \frac{RTm_1}{M_1 V} + \frac{RTm_2}{M_2 V}$$

$$P_1 + P_2 = \frac{RT}{V} \left( \frac{m_1}{M_1} + \frac{m_2}{M_2} \right)$$

$$P_1 + P_2 = \frac{(8,3)(400)}{2 \times 10^{-3}} \left[ \frac{22}{44} + \frac{11}{44} \right]$$

$$P_1 + P_2 = 1\,660 \times 10^3 \left( \frac{1}{2} + \frac{1}{4} \right)$$

$$P_1 + P_2 = 1\,660 \left( \frac{3}{4} \right) \times 10^3$$

$$P_1 + P_2 = 1\,245 \times 10^3 \text{ Pa}$$

∴  **$P_1 + P_2 = 12,45 \times 10^5 \text{ Pa}$**  Rpta.

**Clave E**

**PROBLEMA 10**

La temperatura de un horno es 400 K. Después de cierto tiempo su temperatura aumenta hasta 500 K. La capacidad del horno es 83 m<sup>3</sup> y la presión en él es 100 k Pa. ¿Cuánto habrá variado la masa de aire que había en dicho horno? M<sub>aire</sub> = 29 g/mol

Considere R=8,3 J/mol K

- A) 14,5 kg
- B) 16,5 kg
- C) 18 kg
- D) 20 kg
- E) 25,5 kg

**RESOLUCIÓN**

Datos :

- a) Estado inicial :

$$T_1 = 400 \text{ K}$$

$$P_1 = P = 100 \text{ kPa} = 100 \times 10^3 \text{ Pa}$$

$$V_1 = 83 \text{ m}^3$$

- b) Estado final :

$$T_2 = 500 \text{ K}$$

$$P_2 = P = 100 \text{ kPa} = 100 \times 10^3 \text{ Pa}$$

$$V_2 = 83 \text{ m}^3$$

- Aplicando la ecuación de estado :

$$P_1 V_1 = RT_1 \frac{m_1}{M}$$

$$m_1 = \frac{P_1 V_1 M}{RT_1} \quad \dots (I)$$

$$m_2 = \frac{P_2 V_2 M}{RT_2} \quad \dots (II)$$

- Restando (I) - (II) :

$$m_1 - m_2 = \frac{P_1 V_1 M}{RT_1} - \frac{P_2 V_2 M}{RT_2}$$

$$\Delta m = \frac{PVM}{RT_1} - \frac{PVM}{RT_2}$$

$$\Delta m = \frac{PVM}{R} \left[ \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right]$$

$$\Delta m = \frac{(10^5)(83)(29)}{8,3} \left[ \frac{1}{400} - \frac{1}{500} \right]$$

$$\Delta m = 29 \times 10^6 \left[ \frac{5-4}{2\,000} \right]$$

$$\Delta m = \frac{29 \times 10^6}{2\,000}$$

$$\Delta m = 14,5 \times 10^3 \text{ g}$$

∴  **$\Delta m = 14,5 \text{ kg}$**  Rpta.

**Clave A**

**PROBLEMA 11**

En un recipiente hay una mezcla de 11 gramos de anhídrido carbónico (CO<sub>2</sub>; M=44 g/mol) y 14 gramos de nitrógeno (N<sub>2</sub>; M=28 g/mol). Hallar la densidad de esta mezcla a 27°C de temperatura y a la presión de 1,494 × 10<sup>5</sup> N/m<sup>2</sup> (Considere R=8,3 J/mol K)

- A) 0,5 kg/m<sup>3</sup>
- B) 1 kg/m<sup>3</sup>
- C) 2 kg/m<sup>3</sup>
- D) 4 kg/m<sup>3</sup>
- E) 8 kg/m<sup>3</sup>

**RESOLUCIÓN**

Datos :

- a) CO<sub>2</sub>  
M=44 g/mol  
m=11 g = 11 × 10<sup>-3</sup> kg  
T = 27°C + 273 = 300K  
P = 1,494 × 10<sup>5</sup> N/m<sup>2</sup>  
R = 8,3  $\frac{\text{J}}{\text{mol K}}$



b)  $N_2$

$M = 28 \text{ g/mol}$

$m = 14 \text{ g} = 14 \times 10^{-3} \text{ kg}$

• Aplicando la relación del problema anterior :

$$P_1 + P_2 = \frac{RTm_1}{VM_1} + \frac{RTm_2}{VM_2}$$

$$P_1 + P_2 = \frac{RT}{V} \left( \frac{m_1}{M_1} + \frac{m_2}{M_2} \right)$$

$$(P_1 + P_2)V = RT \left( \frac{m_1}{M_1} + \frac{m_2}{M_2} \right)$$

$$V = \frac{RT}{P_1 + P_2} \left( \frac{m_1}{M_1} + \frac{m_2}{M_2} \right) \dots (I)$$

• La densidad "ρ" y reemplazando (I) :

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

$$\rho = \frac{m_1 + m_2}{\frac{RT}{P_1 + P_2} \left( \frac{m_1}{M_1} + \frac{m_2}{M_2} \right)}$$

$$\rho = \frac{(m_1 + m_2)(P_1 + P_2)}{RT \left( \frac{m_1}{M_1} + \frac{m_2}{M_2} \right)}$$

• Reemplazando datos :

$$\rho = \frac{(11 + 14) \times 10^{-3} (1,494 \times 10^5)}{(8,3)(300) \left[ \frac{11}{44} + \frac{14}{28} \right]}$$

$$\rho = \frac{(25)(1,494 \times 10^2)}{(8,3)(300) \left( \frac{1}{4} + \frac{1}{2} \right)}$$

$$\rho = \frac{37,35 \times 10^2}{(8,3)(300) \left( \frac{3}{4} \right)}$$

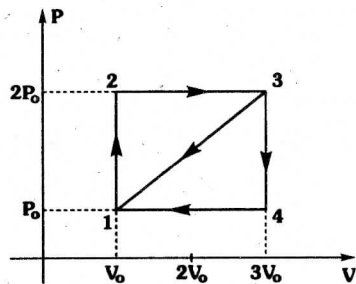
$$\rho = \frac{3735}{1867,5}$$

∴  $\rho = 2 \text{ kg/m}^3$  Rpta.

**Clave C**

**PROBLEMA 12**

• En el diagrama se representan dos ciclos que realiza un gas ideal monoatómico : 1-2-3-1 y 1-3-4-1. Hallar el calor que recibe en el proceso 1-2.



- A)  $5/2 P_0 V_0$  B)  $3/2 P_0 V_0$  C)  $1/2 P_0 V_0$
- D)  $2/3 P_0 V_0$  E)  $2/5 P_0 V_0$

**RESOLUCIÓN**

• Según la gráfica el proceso 1-2 es ISÓCORO (volumen cte.), entonces el calor que recibe se determina :

$$Q = n C_v \Delta T \dots (I)$$

• Se conoce que :

$$C_p - C_v = R \dots (II)$$

• Para un gas monoatómico se tiene :

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

• Reemplazando en (II) :

$$\frac{5R}{2} - C_v = R$$

$$C_v = \frac{3}{2} R \dots (III)$$

• Reemplazando (III) en (I) :

$$Q = n \left( \frac{3}{2} R \right) \Delta T$$

$$Q = \frac{3}{2} n R \Delta T$$

pero  $P_0 V_0 = n R \Delta T$

∴  $Q = \frac{3}{2} P_0 V_0$  Rpta.

**Clave B**

**PROBLEMA 13**

• Se tiene 0,5 mol de un gas ideal a presión constante y a una temperatura de 400 K. Se conoce que el gas se expande "X" veces cuando se ha suministrado 9 000 J. Hallar "X" considerar :  $C_v = 21,7 \text{ J/mol K}$  y  $R = 8,3 \text{ J/mol K}$ .

- A) 1 B) 1,5 C) 2
- D) 2,5 E) 3

**RESOLUCIÓN**

Datos :

$n = 0,5 \text{ mol}$  ,  $T_1 = 400 \text{ K}$  ,  $V_0 = V$

$V_1 = X V$  (X : número de veces que aumentará el volumen)

$Q = 9000 \text{ J}$  ,  $C_v = 21,7 \text{ J/mol K}$

• Por ser un proceso ISOBÁRICO :

$$Q = n C_p \Delta T$$

$$Q = n (C_v + R) (T_2 - T_1) \dots (I)$$

• Aplicando la Ley de Charles :

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

$$\frac{V}{400} = \frac{XV}{T_2}$$

$T_2 = 400X$  ... (II)

• Reemplazando los datos y (II) en (I) :

$$9000 = 0,5 (21,7 + 8,3) (400X - 400)$$

$$9000 = 0,5 (30) (400X - 400)$$

$$300 = 0,5 (400X - 400)$$

$$600 = 400X - 400$$

$$400X = 1000$$

∴  $X = 2,5 \text{ veces}$  Rpta.

**Clave D**

**PROBLEMA 14**

• ¿A qué será igual la energía interna de un gas diatómico contenido en un recipiente de dos litros de capacidad a la presión de  $1,5 \times 10^5 \text{ Pa}$  ?

- A) 500 J B) 650 J C) 750 J
- D) 800 J E) 1050 J

**RESOLUCIÓN**

Datos :

$V = 2 \text{ litros} = 2 \times 10^{-3} \text{ m}^3$

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

• Por ser gas diatómico :

$$U = \frac{5}{2} n R T$$

$$U = \frac{5}{2} P V$$

$$U = \frac{5}{2} (1,5 \times 10^5) (2 \times 10^{-3})$$

$$U = 7,5 \times 10^2$$

∴  $U = 750 \text{ J}$  Rpta.

**Clave C**

**PROBLEMA 15**

¿Cuál es la energía interna de 100 g de helio a 77 K?  $M_{He} = 4 \text{ g/mol}$  (en J) (considere  $1 \text{ cal} = 4,2\text{J}$ ).

- A) 20323      B) 24255      C) 30800  
D) 32425      E) 35628

**RESOLUCIÓN**

Datos :

$$m = 100 \text{ g} , M = 4 \text{ g/mol} , T = 77\text{K}$$

$$C_v = 3 \frac{\text{cal}}{\text{mol K}} = \frac{3(4,2 \text{ J})}{\text{mol K}} = 12,6 \frac{\text{J}}{\text{mol K}}$$

• Cálculo de "U" :

$$U = nC_v T$$

$$U = \frac{m}{M} C_v T$$

$$U = \frac{100}{4} (12,6)(77)$$

$$\therefore U = 24255 \text{ J} \quad \text{Rpta.}$$

**Clave B**

**PROBLEMA 16**

Hallar el calor específico del oxígeno a volumen y a presión constante en cal/g K.

- A) 2/3 ; 8/3      B) 5/13 ; 7/13  
C) 5/18 ; 7/18      D) 5/32 ; 7/32  
E) 5/64 ; 7/64

**RESOLUCIÓN**

• Por ser  $O_2$  gas diatómico, se tiene :

$$C_v = 5 \frac{\text{cal}}{\text{mol K}} \quad \dots \text{ (I)}$$

$$C_p = 7 \frac{\text{cal}}{\text{mol K}} \quad \dots \text{ (II)}$$

• Pero para el oxígeno  $O_2$   
1 mol de  $O_2 = 32 \text{ g } O_2$ .  
Reemplazando en (I) y (II) :

$$C_v = \frac{5 \text{ cal}}{32 \text{ g K}}$$

$$C_p = \frac{7 \text{ cal}}{32 \text{ g K}}$$

**Clave D**

**PROBLEMA 17**

Si la capacidad calorífica molar de un gas a volumen constante es  $b \frac{\text{cal}}{\text{mol K}}$ .

Hallar la capacidad calorífica a presión constante. R : cte. universal de los gases. (en cal/mol K)

- A) R/b      B) Rb      C) R(1-b)  
D) R(1+b)      E) (b -1)/R

**RESOLUCIÓN**

Datos :

$$C_v = bR \frac{\text{cal}}{\text{mol K}}$$

• Se conoce la relación :

$$C_p - C_v = R$$

$$C_p - bR = R$$

$$C_p = R + bR$$

$$\therefore C_p = R(1+b) \frac{\text{cal}}{\text{mol K}} \quad \text{Rpta.}$$

**Clave D**

**PROBLEMA 18**

Calcule el cambio de energía interna de 3 moles de gas helio cuando su temperatura aumenta en 2K. Dar la respuesta en J. Considere  $1 \text{ cal} = 4,2 \text{ J}$ .

- A) 50,2 J      B) 58,2 J      C) 64,8 J  
D) 75,6 J      E) 84,6 J

**RESOLUCIÓN**

Datos :

$$n = 3 \text{ moles} , \Delta T = 2\text{K}$$

• Como el helio es gas monoatómico, se tiene :

$$C_v = 3 \frac{\text{cal}}{\text{mol K}} = \frac{3(4,2\text{J})}{\text{mol K}}$$

$$C_v = 12,6 \frac{\text{J}}{\text{mol K}}$$

• Cálculo de la variación de la energía interna :

$$\Delta U = nC_v \Delta T$$

$$\Delta U = (3)(12,6)(2)$$

$$\therefore \Delta U = 75,6\text{J} \quad \text{Rpta.}$$

**Clave D**

**PROBLEMA 19**

Se calientan dos moles de gas oxígeno de 300 K a 320 K. ¿Cuánto calor en J se transfirió sobre el gas si el proceso ocurre a :

- a) Volumen constante.  
b) Presión constante. (considere  $1 \text{ cal} = 4,2\text{J}$ )  
A) 840 ; 500      B) 840 ; 1 176  
C) 200 ; 400      D) 840 ; 840  
E) 920 ; 1 176

**RESOLUCIÓN**

Datos :

$$n = 2 \text{ moles} , \Delta T = 320 - 300 = 20\text{K}$$

• Para un gas diatómico

$$C_v = 5 \frac{\text{cal}}{\text{mol K}} = \frac{5(4,2\text{J})}{\text{mol K}} = 21 \frac{\text{J}}{\text{mol K}}$$

$$C_p = 7 \frac{\text{cal}}{\text{mol K}} = \frac{7(4,2\text{J})}{\text{mol K}} = 29,4 \frac{\text{J}}{\text{mol K}}$$

a) A volumen constante :

$$Q_v = nC_v \Delta T$$

$$Q_v = (2)(21)(20)$$

$$\therefore Q_v = 840\text{J}$$

b) A presión constante :

$$Q_p = nC_p \Delta T$$

$$Q_p = (2)(29,4)(20)$$

$$\therefore Q_p = 1176\text{J}$$

**Clave B**

**PROBLEMA 20**

La capacidad calorífica C, de un gas monoatómico medida a presión constante es 63 J/K. Hallar :

- a) El número de moles del gas.  
b) La capacidad calorífica a volumen constante (en J/K).  
c) La energía interna del gas a 350 K (en J).  
Considere  $1 \text{ cal} = 4,2 \text{ J}$

- A) 2 ; 20,4 ; 9 800      B) 3 ; 30,4 ; 9 800  
C) 3 ; 38,1 ; 13335      D) 8 ; 10 ; 15 000  
E) 3 ; 20,8 ; 18 000

**RESOLUCIÓN**

Datos :

$$C = 63 \text{ J/K}$$

• Como es gas monoatómico :

$$C_p = 5 \frac{\text{cal}}{\text{mol K}} = \frac{5(4,2\text{J})}{\text{mol K}}$$

$$C_p = 21 \frac{\text{J}}{\text{mol K}}$$

a) Se conoce :

$$C_p = \frac{C}{n}$$

$$21 = \frac{63}{n}$$

∴ **n = 3 moles**

b) Como conocemos el número de moles "n" :

$$C_p - C_v = R \cdot n$$

$$63 - C_v = (8,3)(3)$$

∴ **C<sub>v</sub> = 38,1 J/K**

c) La energía interna (T=350 K)

$$U = C_v T$$

$$U = (38,1)(350)$$

∴ **U = 13335 J**

**Clave C**

**PROBLEMA 21**

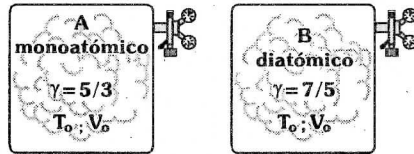
Dos gases distintos con el mismo número de moles cada uno, uno de los cuales es monoatómico y el otro diatómico, se encuentran a igual temperatura y ocupan el mismo volumen. Ambos gases se comprimen adiabáticamente de manera que sus volúmenes se reducen a la mitad. ¿Cuál de los gases se calienta más?

- A) T<sub>B</sub>
- B) T<sub>A</sub>
- C) T<sub>A</sub> = T<sub>B</sub>
- D) 2T<sub>A</sub> = T<sub>B</sub>
- E) N.A

**RESOLUCIÓN**

Datos :

Estado inicial



Estado final :

Después de comprimirse adiabáticamente su volumen :

$$V_F = \frac{V_o}{2}$$

• Se conoce : Para el gas "A"

$$T_{oA} V_{oA}^{\gamma-1} = T_{FA} V_{FA}^{\gamma-1}$$

$$T_o (V_o)^{\gamma-1} = T_{FA} \left(\frac{V_o}{2}\right)^{\gamma-1}$$

$$T_o (V_o)^{\gamma-1} = T_{FA} (V_o)^{\gamma-1} \left(\frac{1}{2}\right)^{\gamma-1}$$

$$T_o = T_{FA} \left(\frac{1}{2}\right)^{\gamma-1}$$

$$T_{FA} = T_o (2)^{\gamma-1}$$

$$T_{FA} = T_o (2)^{\frac{5}{3}-1}$$

$$T_{FA} = 2^{\frac{2}{3}} T_o \cong 1,58 T_o$$

• Para el gas "B"

$$T_{oB} V_{oB}^{\gamma-1} = T_{FB} V_{FB}^{\gamma-1}$$

$$T_o (V_o)^{\gamma-1} = T_{FB} \left(\frac{V_o}{2}\right)^{\gamma-1}$$

$$T_o V_o^{\gamma-1} = T_{FB} (V_o)^{\gamma-1} \left(\frac{1}{2}\right)^{\gamma-1}$$

$$T_o = T_{FB} \left(\frac{1}{2}\right)^{\gamma-1}$$

$$T_o = T_{FB} \left(\frac{1}{2}\right)^{\frac{7}{5}-1}$$

$$T_{FB} = T_o (2)^{\frac{2}{5}} \cong 1,3 T_o$$

• Comparando las temperaturas finales :

∴ **T<sub>FA</sub> > T<sub>FB</sub>** Rpta.

El gas "A" se calienta.

**Clave B**

**PROBLEMA 22**

¿A qué serán iguales los calores específicos C<sub>v</sub> y C<sub>p</sub> respectivamente, de cierto gas diatómico si su densidad a la presión de 10<sup>5</sup> Pa y 27°C de temperatura es igual a 1 kg/m<sup>3</sup>?

Expresar en  $\frac{J}{g^\circ K}$

A) 2/3 ; 4/5    B) 1/2 ; 3/7    C) 3/5 ; 4/7

D) 5/7 ; 6/5    E) 5/6 ; 7/6

**RESOLUCIÓN**

Datos :

$$T = 27 + 273 = 300K$$

$$\rho = 1 \text{ kg/m}^3 = 1000 \text{ g/m}^3$$

$$P = 10^5 \text{ Pa}$$

• Cálculo de  $\bar{R}$

$$PV = \frac{m}{M} RT$$

$$P = \left(\frac{m}{V}\right) \left(\frac{R}{M}\right) T$$

$$P = \rho \bar{R} T$$

$$\bar{R} = \frac{P}{\rho T}$$

$$\bar{R} = \frac{10^5}{10^3(300)}$$

$$\bar{R} = \frac{1}{3}$$

• Se conoce para un gas diatómico la relación de C<sub>p</sub> y C<sub>v</sub> están en relación de 7 y 5.

$$C_p - C_v = \bar{R}$$

$$7x - 5x = \frac{1}{3}$$

$$2x = \frac{1}{3}$$

$$x = \frac{1}{6}$$

• Luego :

a) C<sub>p</sub> = 7x = 7  $\left(\frac{1}{6}\right)$

∴ **C<sub>p</sub> =  $\frac{7}{6} \frac{J}{g^\circ K}$**

b) C<sub>v</sub> = 5x = 5  $\left(\frac{1}{6}\right)$

∴ **C<sub>v</sub> =  $\frac{5}{6} \frac{J}{g^\circ K}$**

**Clave E**

**PROBLEMA 23**

¿A qué será igual la energía del movimiento térmico (energía interna) de 16 gramos de oxígeno a 27°C de temperatura? ¿Qué parte de esta energía le corresponderá al movimiento de traslación y que parte al de la rotación? (R: constante de los gases ideales en J/mol°K) Expresar en R mol K.

- A) 225; 150; 300    B) 150; 225; 150
- C) 375; 225; 150    D) 300; 300; 300
- E) 375; 200; 150



**RESOLUCIÓN**

Datos :

$$m = 16 \text{ g}$$

$$T = 27 + 273 = 300\text{K}$$

$$M = 32 \text{ g/mol}$$

• Cálculo de la energía interna (gas diatómico)

$$U = \frac{5}{2} nRT$$

$$U = \frac{5}{2} \left( \frac{m}{M} \right) RT$$

$$U = \frac{5}{2} \left( \frac{16}{32} \right) R(300)$$

∴ **U = 375 R mol K**

• Cálculo de la energía de traslación :

$$E_k = \frac{3}{2} nRT$$

$$E_k = \frac{3}{2} \left( \frac{m}{M} \right) RT$$

$$E_k = \frac{3}{2} \left( \frac{16}{32} \right) R(300)$$

∴ **E<sub>k</sub> = 225 R mol K**

• Cálculo de la energía de rotación "E<sub>r</sub>" :

$$U = E_k + E_r$$

$$375R = 225R + E_r$$

∴ **E<sub>r</sub> = 150 R mol K**

**Clave C**

**PROBLEMA 24**

¿A qué será igual la energía del movimiento de rotación de las moléculas que hay en 1 kg de nitrógeno a la temperatura de 7° donde R es la constante de los gases ideales. En R mol K

- A) 10<sup>2</sup>
- B) 10<sup>3</sup>
- C) 10<sup>4</sup>
- D) 10<sup>5</sup>
- E) 10<sup>6</sup>

**RESOLUCIÓN**

Datos :

$$m = 1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$$

$$T = 7^\circ + 273 = 280\text{K}$$

$$M = 28 \text{ g/mol}$$

• Cálculo de la energía interna (gas diatómico)

$$U = \frac{5}{2} nRT$$

$$U = \frac{5}{2} \left( \frac{m}{M} \right) RT$$

$$U = \frac{5}{2} \left( \frac{1000}{28} \right) R(280)$$

**U = 25 000 R mol K**

• Cálculo de la energía de traslación :

$$E_k = \frac{3}{2} nRT$$

$$E_k = \frac{3}{2} \left( \frac{m}{M} \right) RT$$

$$E_k = \frac{3}{2} \left( \frac{1000}{28} \right) R(280)$$

**E<sub>k</sub> = 15 000 R mol K**

• Cálculo de la energía de rotación "E<sub>r</sub>" :

$$U = E_k + E_r$$

$$25\ 000R = 15\ 000R + E_r$$

$$E_r = 10\ 000 R$$

∴ **E<sub>r</sub> = 10<sup>4</sup> R mol K** Rpta.

**Clave C**

**PROBLEMA 25**

De las siguientes afirmaciones :

- 1) La energía interna de una sustancia está ligada al comportamiento microscópico de sus moléculas.
- 2) El calor necesario para calentar un gas depende del proceso elegido.
- 3) En un gas ideal la energía interna en un proceso isotérmico es igual a cero.

son ciertas :

- A) 1,2
- B) 1,3
- C) 2
- D) 3
- E) Todas

**RESOLUCIÓN**

• Analizando cada una de las afirmaciones :

- 1) VERDADERA, pues es una medida de su orden molecular.

- 2) VERDADERA, pues el calor necesario para calentar un gas depende del proceso elegido, puede ser :

- A presión constante
- A volumen constante

- 3) VERDADERA, la energía interna "U" es una función directa de la temperatura U = f(T).

Pues en un proceso isotérmico la temperatura se mantiene constante

(T<sub>o</sub> = T<sub>f</sub> = T) y como la variación de la energía interna ΔU es función de la temperatura, entonces no hay cambio.

$$\Delta U = nC_v (T_f - T_o)$$

$$\Delta U = nC_v (T - T)$$

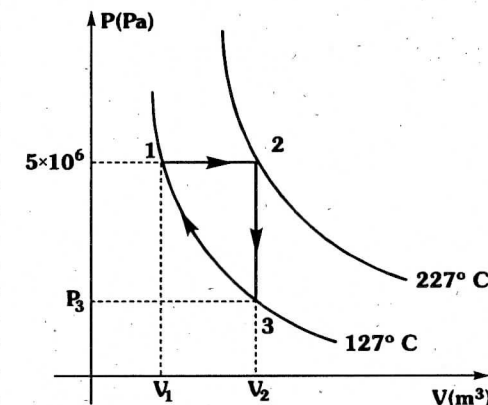
$$\Delta U = nC_v (0)$$

$$\Delta U = 0$$

**Clave E**

**PROBLEMA 26**

Un mol de un gas ideal realiza el siguiente proceso cíclico. Determinar P<sub>3</sub>; V<sub>1</sub>; V<sub>2</sub> (R = 8,3 J/mol K) en 10<sup>5</sup> Pa y 10<sup>-3</sup> m<sup>3</sup>.



- A) 4; 8,3; 6,64
- B) 2; 8,3; 6,64
- C) 4; 8; 12
- D) 2; 6,64; 8
- E) 4; 8,3; 6

**RESOLUCIÓN**

Datos :

$$n = 1 \text{ mol}$$

$$T_2 = 227^\circ\text{C} + 273 = 500\text{K}$$

$$T_1 = T_3 = 127^\circ\text{C} + 273 = 400\text{K}$$

- Proceso 2-3 (ISÓCORO), aplicamos la ley de Gay - Lusacc.

$$\frac{P_3}{T_3} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$\frac{P_3}{400} = \frac{5 \times 10^5}{500}$$

$$\therefore P_3 = 4 \times 10^5 \text{ Pa}$$

- En el estado 3 :

$$P_3 V_3 = RT_3 n$$

$$(4 \times 10^5) V_3 = 8,3(400)(1)$$

$$V_3 = 8,3 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

Por ser proceso ISÓCORO :  $V_2 = V_3$ , luego :

$$\therefore V_2 = 8,3 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

- En el proceso 3-1 (ISOTÉRMICO), aplicando la ley de Boyle - Mariotte.

$$P_1 V_1 = P_3 V_3$$

$$(4 \times 10^5) V_1 = (4 \times 10^5)(8,3 \times 10^{-3})$$

$$\therefore V_1 = 6,64 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

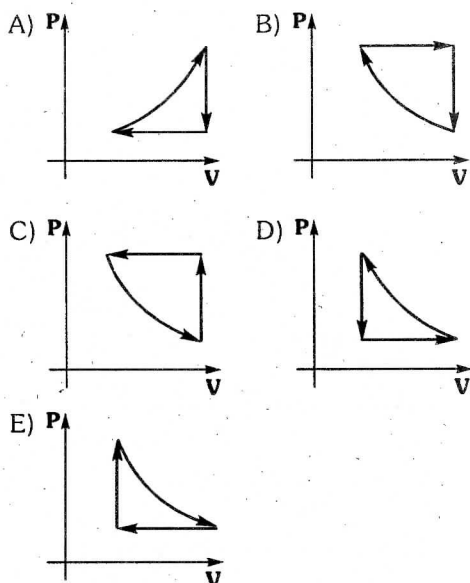
**Clave A**

**PROBLEMA 27**

Un gas ideal sufre las siguientes transformaciones sucesivas.

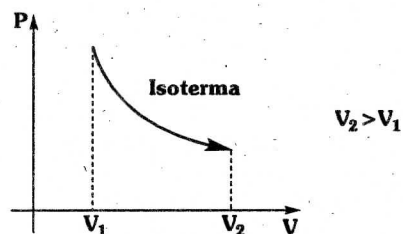
- Se expande isotérmicamente, luego
- Se comprime a presión constante, luego
- Se calienta a volumen constante hasta llegar a su estado inicial.

De los siguientes gráficos P-V. ¿Cuál es la más representativa?

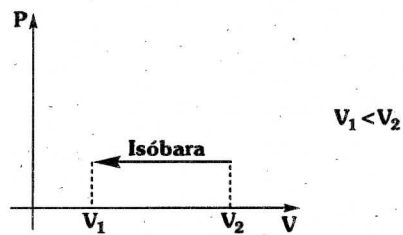


**RESOLUCIÓN**

- Expansión isotérmica, es decir una isoterma con aumento de volumen.

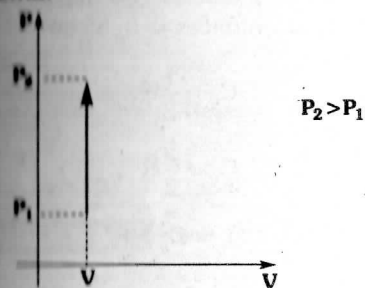


- Compresión a presión constante, es decir una isóbara con disminución de volumen.

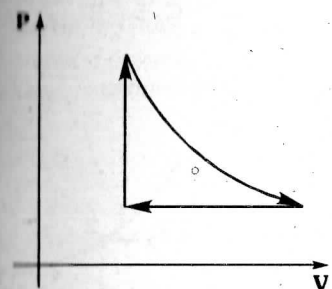


- El gas regresa a su estado inicial manteniendo el volumen constante (ISÓCORA).

Debido al calentamiento; la presión aumenta.



Uniendo las tres gráficas en un solo diagrama P-V :



**Clave E**

**PROBLEMA 28 (Sem. CEPRE UNI 2004-I)**

Respecto de las siguientes proposiciones responder verdadero(V) o falso(F) :

- Los calores específicos de sólidos y líquidos sólo dependen primordialmente de la temperatura y sus valores son casi constantes.
- Los calores específicos de los gases dependen del proceso que realizan.
- Se pueden hallar  $C_p$  y  $C_v$  para todos los tipos de gases sean estos monoatómicos, diatómicos ó poliatómicos.

- A) FFV B) FVF C) VVF
- D) FFF E) VVV

**RESOLUCIÓN**

- VERDADERO : Los calores específicos de los sólidos y líquidos dependen de la temperatura y la diferencia entre ellos es muy insignificante por eso sus valores son casi constantes.
- VERDADERO : En este caso dependen del tipo de proceso termodinámico que realicen y pueden ser a volumen constante ( $C_v$ ) o presión constante ( $C_p$ ) y la diferencia entre ellos es apreciable ( $C_p > C_v$ ).
- VERDADERO : Para un gas poliatómico se cumple :

$$C_v = \frac{i}{2} R$$

$i$  : número de grados de libertad; y entre ellos se relacionan a través de :

$$C_p - C_v = R$$

**Clave E**

**PROBLEMA 29 (Sem. CEPRE UNI 2004-I)**

Un recipiente contiene 320 g de oxígeno a la temperatura de 20°C. Determine la cantidad de calor que se le debe suministrar (en KJ) para elevar su temperatura hasta 220°C manteniendo la presión constante ( $C_p = 7R/2$ ).

- A) 230,1 B) 124,8 C) 18,6
- D) 58,17 E) 63,26

**RESOLUCIÓN**

Datos :

$$m = 320 \text{ g}$$

$$M = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{ (oxígeno)}$$

$$\Delta T = 220^\circ \text{C} - 20^\circ \text{C}$$

$$\Delta T = 220^\circ\text{C} = 200\text{K}$$

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

• El número de moles :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{320}{32}$$

$$n = 10 \text{ moles}$$

• El calor suministrado a presión constante "Q<sub>p</sub>" :

$$Q_p = n C_p \Delta T$$

$$Q_p = n \left( \frac{7R}{2} \right) \Delta T$$

$$Q_p = 10 \left( \frac{7}{2} \right) (8,31)(200)$$

$$Q_p = 58\,170 \text{ J}$$

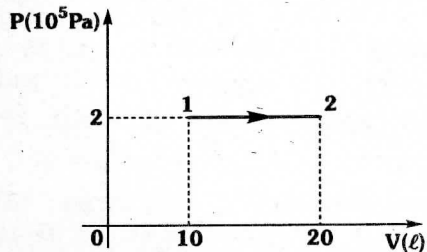
$$\therefore Q_p = 58,17 \text{ KJ} \quad \text{Rpta.}$$

**Clave D**

**PROBLEMA 30** (Sem. CEPRE UNI 2004-I)

1 mol de N<sub>2</sub> se expande isobáricamente tal como muestra la figura. Determine el calor (en KJ) recibido por el gas. Considere

$$T_1 = 300\text{K}$$



- A) -7                      B) 7                      C) -9,5  
D) 9,5                      E) 8,7

**RESOLUCIÓN**

• Se tiene n=1 mol de N<sub>2</sub>, que es un gas diatómico, entonces i=5, luego :

$$C_v = \frac{i}{2} R$$

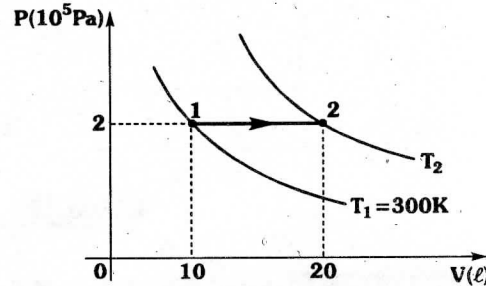
$$C_v = \frac{5}{2} R$$

Además :  $C_p - C_v = R$

$$C_p - \frac{5}{2} R = R$$

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

• Del gráfico observamos :



• Por ser proceso isobárico, usamos la Ley de Charles :

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

$$\frac{10}{300} = \frac{20}{T_2}$$

$$T_2 = 600\text{K}$$

• El calor recibido por el gas a presión constante :

$$Q_p = n C_p \Delta T$$

$$Q_p = n \left( \frac{7}{2} R \right) (T_2 - T_1)$$

$$Q_p = (1) \left( \frac{7}{2} \right) (8,31)(600 - 300)$$

$$Q_p = 8725,5 \text{ J}$$

$$Q_p = 8,7 \text{ KJ} \quad \text{Rpta.}$$

**Clave E**

**PROBLEMA 31** (Sem. CEPRE UNI 2004-I)

Se calienta un mol de gas oxígeno desde una temperatura de 20°C y presión de 1 atm, hasta una temperatura de 100°C. Suponiendo que el gas oxígeno es un gas ideal determine (en J) el calor que deberá suministrarse si durante el calentamiento se mantiene constante (a) el volumen (b) la presión.

- A) 1662 ; 2466,6      B) 1422; 1682,8  
C) 1662 ; 2326,8      D) 1422; 2326,8  
E) 2466,6 ; 288,6

**RESOLUCIÓN**

• Como el oxígeno (O<sub>2</sub>) es un gas diatómico, entonces i=5

$$C_v = \frac{i}{2} R$$

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

Además :  $C_p - C_v = R$

$$C_p - \frac{5}{2} R = R$$

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

a) Calor suministrado a volumen constante (n=1 mol ; ΔT = 100°C - 20°C = 80°C)

$$Q_v = n C_v \Delta T$$

$$Q_v = n \left( \frac{5}{2} R \right) \Delta T$$

$$Q_v = (1) \left( \frac{5}{2} \right) (8,31)(80)$$

$$\therefore Q_v = 1662 \text{ J}$$

b) Calor suministrado a presión constante :

$$Q_p = n C_p \Delta T$$

$$Q_p = n \left( \frac{7}{2} R \right) \Delta T$$

$$Q_p = (1) \left( \frac{7}{2} \right) (8,31)(80)$$

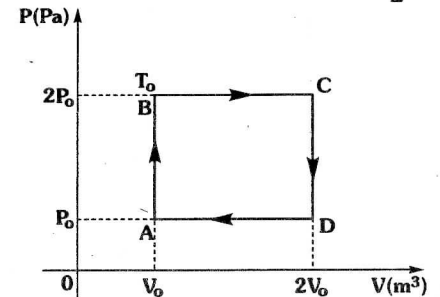
$$\therefore Q_p = 2326,8 \text{ J}$$

**Clave C**

**PROBLEMA 32** (Sem. CEPRE UNI 2004-II)

Un mol de gas ideal monoatómico realiza los procesos termodinámicos mostrados en la gráfica adjunta. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda a las siguientes proposiciones :

- I. El calor en el proceso AB es  $Q_{AB} = \frac{3}{4} RT_0$ .  
II. El calor en el proceso BC es  $Q_{BC} = \frac{5}{2} RT_0$ .  
III. El calor en el proceso CD es  $Q_{CD} = \frac{-3}{2} RT_0$ .



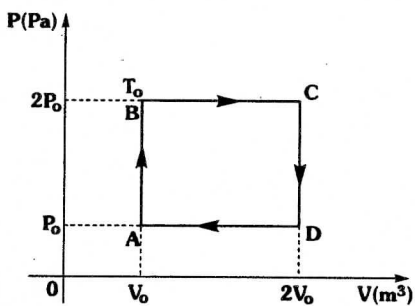


- A) VVV B) FVV C) VFV  
 D) VVF E) FFF

**RESOLUCIÓN**

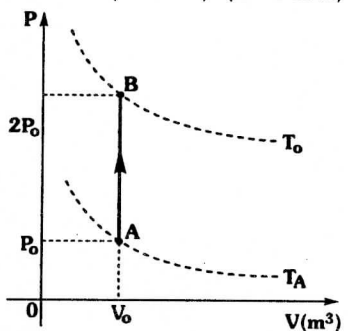
- Se conoce :  $C_v = \frac{i}{2}R$   
 para un gas monoatómico  $i=3$  :  
 $C_v = \frac{3}{2}R$
- Además :  $C_p - C_v = R$   
 $C_p - \frac{3}{2}R = R$   
 $C_p = \frac{5}{2}R$

Analizaremos el ciclo :



**I. VERDADERO :**

Proceso AB (isócoro) ( $n=1$  mol)



Ecuación de estado entre A y B

$$\frac{P_A V_A}{T_A} = \frac{P_B V_B}{T_B}$$

$$\frac{P_0 V_0}{T_A} = \frac{2P_0 V_0}{T_0}$$

$$T_A = \frac{T_0}{2}$$

Entonces :

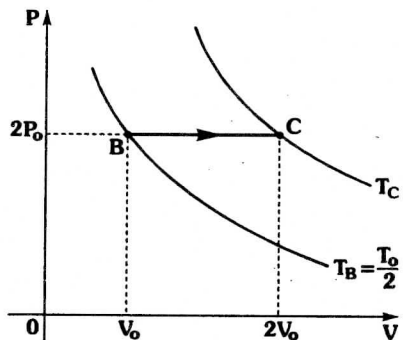
$$Q_{AB} = nC_v (T_B - T_A)$$

$$Q_{AB} = (1) \left( \frac{3}{2}R \right) \left( T_0 - \frac{T_0}{2} \right)$$

$$Q_{AB} = \frac{3}{4}RT_0$$

**II. VERDADERO**

Proceso isobárico



Ecuación de estado entre B y C (Ley de Charles)

$$\frac{V_B}{T_B} = \frac{V_C}{T_C}$$

$$\frac{V_0}{T_0} = \frac{2V_0}{T_C}$$

$$T_C = 2T_0$$

Entonces :

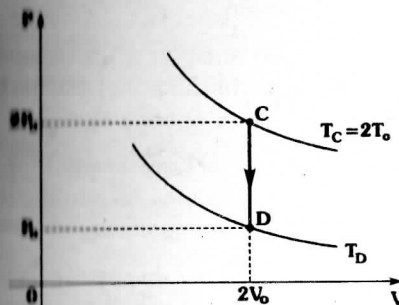
$$Q_{BC} = nC_p (T_C - T_B)$$

$$Q_{BC} = (1) \left( \frac{5}{2}R \right) (2T_0 - T_0)$$

$$Q_{BC} = \frac{5}{2}RT_0$$

**III. VERDADERO**

Proceso isócoro



Ecuación de estado entre C y D (Ley de Gay - Lussac)

$$\frac{P_C}{T_C} = \frac{P_D}{T_D}$$

$$\frac{2P_0}{2T_0} = \frac{P_0}{T_D}$$

$$T_D = T_0$$

Entonces :  $Q_{CD} = n C_v (T_D - T_C)$

$$Q_{CD} = (1) \left( \frac{3}{2}R \right) (T_0 - 2T_0)$$

$$Q_{CD} = -\frac{3RT_0}{2}$$

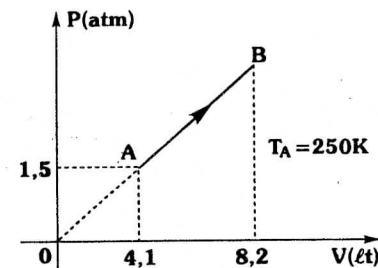
El signo (-) indica que cede calor.

∴ **VVV**

**Clave A**

**PROBLEMA 33** (Sem. CEPRE UNI 2003-I)

- Determine la veracidad (V) o falsedad (F) de las proposiciones siguientes en relación al proceso  $A \rightarrow B$  que sigue un gas ideal, según la gráfica pvs V.
- I. En el proceso, participa 0,3 mol de este gas.
- II. Si entre A y B el gas recibe 9,225 atm - lt de calor, su energía interna se mantiene constante.
- III. Se cumple que  $T_B = 500K$ .

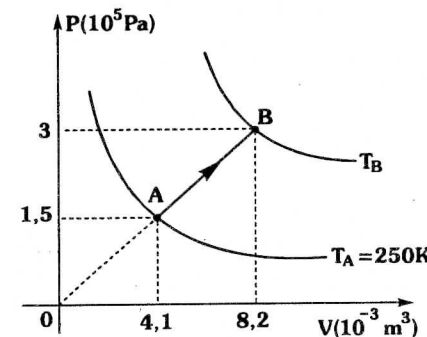


- A) VVF B) FFV C) VFF  
 D) FFF E) VVV

**RESOLUCIÓN**

**I. VERDADERO**

Como :  $1 \text{ atm} = 10^5 \text{ Pa}$   
 $1 \text{ litro} = 10^{-3} \text{ m}^3$



• De la ecuación universal de los gases ideales en el estado "A" ( $R = 8,31 \frac{J}{mol K}$ )

$$P_A V_A = R T_A n_A$$

$$n_A = \frac{P_A V_A}{R T_A}$$

$$n_A = \frac{(1,5 \times 10^5)(4,1 \times 10^{-3})}{(8,31)(250)}$$

$$n_A = 0,29 \text{ mol} \cong 0,3 \text{ mol}$$

II. FALSO

La energía interna es función directa de la temperatura  $U = f(T)$ , cuando pasa de "A" hasta "B", la temperatura del gas ideal cambia pues  $T_B > T_A$ , por lo tanto la energía interna **aumenta**  $U_B > U_A$ .

III. FALSO

Usando la ecuación universal de los gases en el estado "B":

$$P_B V_B = R T_B n$$

$$T_B = \frac{P_B V_B}{R n}$$

$$T_B = \frac{(3 \times 10^5)(8,2 \times 10^{-3})}{(8,31)(0,3)}$$

$$T_B = 986,7K$$

∴ **VFF** Rpta.

Clave **C**

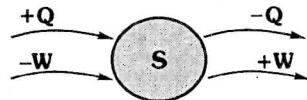
**PROBLEMA 34** (Sem. CEPRE UNI 2003-I)

¿Cuál de las proposiciones, representa mejor el enunciado de la primera ley de la termodinámica?

- A) Del calor neto que ingresa a un cuerpo, parte se usa para elevar su temperatura y el resto para cambiar su energía interna.
- B) La variación de la energía interna de un sistema, es igual al calor recibido más el trabajo realizado.
- C) El calor neto añadido a un sistema es igual al trabajo hecho por el sistema más la variación de su energía interna.
- D) En un proceso : el calor añadido más el trabajo realizado más la variación de energía interna, es igual a cero.
- E) El trabajo hecho por un sistema es igual al calor transformado más la variación de su energía interna.

**RESOLUCIÓN**

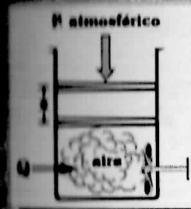
La primera ley de la termodinámica explica el principio de conservación de la energía :



"El calor añadido (absorbido) o perdido (cedido) por un sistema (S) termodinámica es igual al trabajo realizado por o sobre el sistema (S) más el cambio de su energía interna ( $\Delta U$ )"

$$Q = W + \Delta U$$

Clave **C**



# TERMODINÁMICA I

**Concepto**

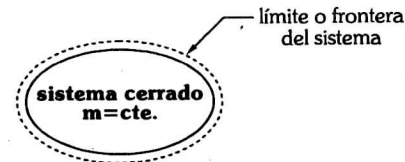
Es la ciencia que analiza las leyes de las transformaciones de la energía y el estudio de las propiedades de las sustancias involucradas.

**PTOS PREVIOS**

**DEFINICIÓN DE SISTEMA TERMODINÁMICO**

Es aquella región del espacio que se va a seleccionar para analizar los fenómenos que ocurren en él. Un sistema termodinámico puede ser :

a) **Cerrado** : Cuando no existe transferencia de masa entre el sistema y sus alrededores o ambiente.



El sistema cerrado a su vez puede ser :

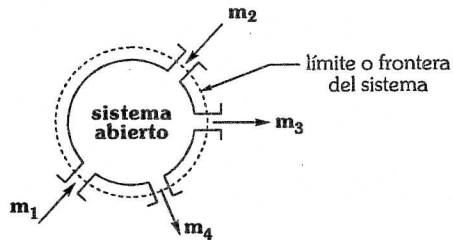
a.1 **Sistema aislado** : es un sistema cerrado incapaz de interactuar energéticamente con el medio que lo rodea, es decir, no intercambia calor, masa, ni trabajo con el medio circundante.

a.2 **Sistema adiabático** : es un sistema cerrado que se caracteriza por ser impermeable al calor fundamentalmente, es decir, no admite ni emite calor a través de su límite o frontera.



b) **Sistema abierto** : es aquel que intercambia masa con el medio que le rodea a través de su límite o frontera.

Ejm : El motor de un automóvil, una bomba de agua, una turbina, etc.



**SUSTANCIA DE TRABAJO**

Es aquel fluido empleado como medio de transporte de energía al cual le podemos adicionar o sustraer energía. Es decir, es la sustancia en la cual el calor es transformado en trabajo. La sustancia de trabajo, normalmente, forma parte de un sistema termodinámico y puede ser :

- **Sustancia pura** : es aquel fluido cuyas moléculas tienen una composición química homogénea e invariable (sus átomos no se disocian y muy difícilmente reaccionan).  
La sustancia pura puede existir en una o varias fases. Ejm : el agua, el gas ideal, aire seco, nitrógeno, alcohol etílico, etc.
- **Sustancia impura** : es aquella asociación de sustancias (mezcla o soluciones) que se caracteriza por ser reactivas. Ejm : el petróleo, bagazo, leña, carbón, alcohol, gasolina, etc.

**PROPIEDADES TERMODINÁMICAS**

Es la característica de un sistema y que puede observarse directa o indirectamente. Ejm: la temperatura, la presión, el peso, etc.

Las propiedades termodinámicas se clasifican en :

- **Intensivas** : cuando son independientes de la masa del sistema.  
Ejm : La densidad, la temperatura, etc.
- **Extensivas** : es aquella que depende de la masa del sistema.  
Ejm : El peso, la energía cinética, la energía potencial.
- **Específicas** : cuando resultan de dividir las extensivas entre la masa.  
Ejm :  $v = V/m = \text{volumen específico}$ ,  $e_k = E_k / m = \text{energía cinética específica}$ .

Las propiedades intensivas nos permiten definir el ESTADO TERMODINÁMICO de un sistema y reciben el nombre de **parámetros termodinámicos**, siendo, los más usuales: la temperatura, la presión, el volumen específico (o la densidad) de la sustancia de trabajo.

Cuando la sustancia de trabajo es un gas ideal, su estado queda definido por :

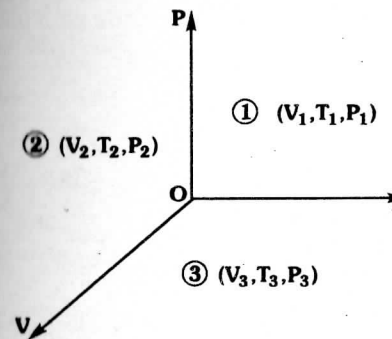
$$f_{(P,T,V)} = 0$$

**ESTADO TERMODINÁMICO**

Un estado queda identificado por el conjunto de valores que tiene las propiedades termodinámicas en un instante dado.

**COORDENADAS TERMODINÁMICAS BÁSICAS**

Luego de muchas experiencias se observó que un estado básicamente queda determinado por los valores que en un momento dado tengan la presión, temperatura y el volumen, el resto de propiedades se expresan en función de ellas. Es por ello que estas propiedades fueron adoptadas como coordenadas dado que son funciones puntuales de estado.



Cada punto representa un ESTADO TERMODINÁMICO en el sistema de COORDENADAS TERMODINÁMICAS.

**EQUILIBRIO TERMODINÁMICO**

Un sistema se encuentra en equilibrio termodinámico con su medio interior cuando no hay transferencia de energía que altere sus propiedades termodinámicas, o sea, no hay cambio de estado.

**EQUILIBRIO TÉRMICO**

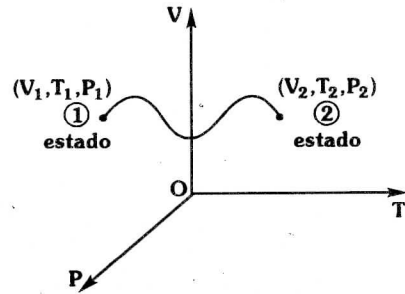
Sucede cuando entre el sistema y su medio exterior no hay transferencia de calor. Esto se observa cuando las temperaturas son iguales.



**PROCESO TERMODINÁMICO**

Es la sucesión de cambios de estado de equilibrio por las cuales se hace evolucionar un sistema.

En la figura, la línea geométrica representa el proceso termodinámico.



**CLASES DE PROCESOS**

Existen diversas clases de procesos. Los más importantes son :

1. **Proceso Isotérmico** : Si la temperatura permanece constante ( $T=cte$ ).
2. **Proceso Isobárico** : Si la presión permanece constante ( $P=cte$ ).
3. **Proceso Isométrico o Isócoro** : Si el volumen del sistema permanece constante ( $V=cte$ ).
4. **Proceso Politrópico** : Si se cumple :  $P V^n = cte$ . Donde :  $P$ =presión del sistema,  $V$ =volumen específico,  $n$ =constante politrópica ( $-\infty < n < \infty$ ).
5. **Proceso Isoentrópico** : Es un proceso adiabático, reversible donde para gases ideales se cumple :

$$PV^\gamma = cte$$

Donde :

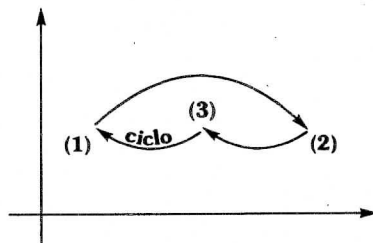
$$\gamma = \frac{C_p}{C_v}$$

( $\gamma > 1$ )

$$\left\{ \begin{array}{l} C_p = \text{calor específico a presión constante.} \\ C_v = \text{calor específico a volumen constante.} \\ \gamma = \text{constante adiabática.} \end{array} \right.$$

**CICLO TERMODINÁMICO**

Es la sucesión de procesos de modo que, el último de éstos termine en el estado inicial del primer proceso.



**LEY CERO DE LA TERMODINÁMICA**

Esta ley, así como las distintas leyes de la termodinámica; es una observación basada en la experiencia. La ley cero dice : "Si dos cuerpos aislados del medio exterior están en equilibrio térmico con otro, también lo están entre sí."

**PRIMERA LEY PARA UN SISTEMA CERRADO**

También conocido también como el principio de la conservación de la energía :

$$\left[ \begin{array}{l} \text{Transferencia neta} \\ \text{de energía a (o de)} \\ \text{el sistema como} \\ \text{calor y trabajo.} \end{array} \right] = \left[ \begin{array}{l} \text{Incremento (o} \\ \text{decremento) neto} \\ \text{en la energía total} \\ \text{del sistema.} \end{array} \right]$$

$$Q - W = \Delta E$$

$$Q = W + \Delta E$$

$Q$  : Transferencia de calor a través de las fronteras del sistema. ( $\sum Q_{\text{entrada}} - \sum Q_{\text{salida}}$ )

$W$  : Trabajo neto hecho en todas las formas ( $\sum W_{\text{salida}} - \sum W_{\text{entrada}}$ )

$\Delta E$  : Cambio neto en la energía total del sistema ( $E_2 - E_1$ )

$$\Delta E = \Delta U + \Delta E_k + \Delta E_p + \sum E_i$$

Donde :

$$\Delta E_k : \text{variación de energía cinética} = 1/2m(v_2^2 - v_1^2)$$

$$\Delta E_p : \text{variación de energía potencial} = mg(z_2 - z_1)$$

$$\Delta U : \text{variación de energía interna} = m(u_2 - u_1)$$

$$\sum E_i : \text{suma de otras formas de energía (eléctrica, magnética, etc)}$$

En general si se trabaja con sistemas en reposo y con pequeñas alturas se puede considerar :

$$\Delta E_k = 0 ; \Delta E_p = 0 ; \Delta E_i = 0$$

Luego la fórmula de la primera Ley se reduce a la siguiente expresión :

$$Q = W + \Delta U$$

**PRIMERA LEY PARA UN CICLO TERMODINÁMICO**

En todo proceso cíclico, los estados inicial y final son idénticos y en consecuencia  $\Delta E = E_2 - E_1 = 0$ . La ecuación de la primera ley para un ciclo se simplifica.

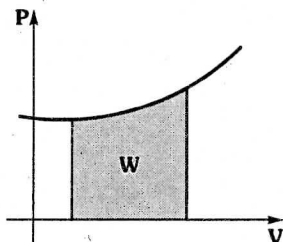
$$Q_{\text{NETO}} = W_{\text{NETO}}$$

**CONVENCIÓN DE SIGNOS**



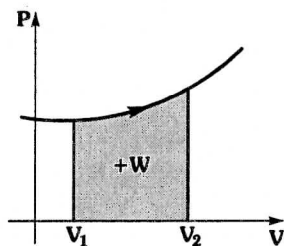
**CÁLCULO DEL TRABAJO**

En un diagrama P-V el trabajo que realiza un gas es numéricamente igual al área bajo la curva.

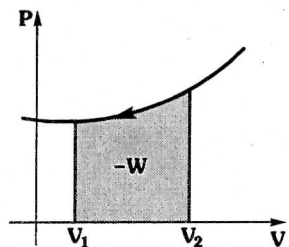


$W = \text{área}$

- En un proceso de EXPANSIÓN, es decir, cuando el volumen del gas aumenta el trabajo es POSITIVO (+).



- En un proceso de COMPRESIÓN, es decir, cuando el volumen del gas disminuye el trabajo es NEGATIVO (-).



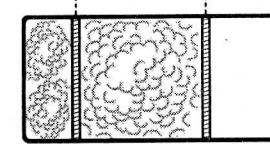
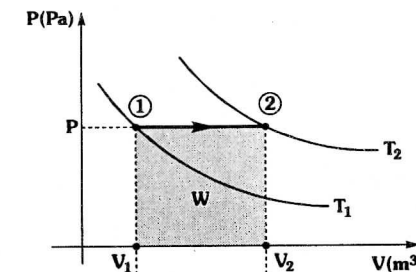
**PROCESO ISOBÁRICO**

Es aquel proceso termodinámico en el cual el gas ideal evoluciona del estado ① hasta el estado ② a **presión constante**.

**Ley de Charles**

En todo proceso isobárico se cumple :

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



- a) **Trabajo Isobárico (W<sub>p</sub>)** : Depende del cambio de volumen que experimenta el gas ideal.

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

- b) **Calor (Q<sub>p</sub>)** : Depende del calor específico a presión constante (C<sub>p</sub>) ; o de la capacidad calorífica molar (C̄<sub>p</sub>) del gas ideal :

$$Q_p = mC_p(T_2 - T_1)$$

m : masa del gas ideal.

$$Q_p = n\bar{C}_p(T_2 - T_1)$$

n : número de moles del gas ideal.

- c) **Variación de Energía Interna (ΔU)** : No depende del proceso, sino de la temperatura; siempre se usa el calor específico a volumen constante C<sub>v</sub> o capacidad calorífica molar a volumen constante. (C̄<sub>v</sub>)

$$\Delta U = mC_v\Delta T$$

$$\Delta U = n\bar{C}_v\Delta T$$

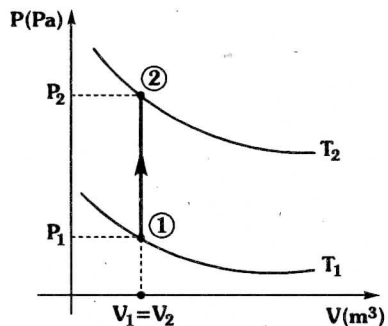
**PROCESO ISÓCORO**

Es aquel proceso termodinámico en el cual el gas ideal evoluciona del estado ① hasta el estado ② a **volumen constante**.

Ley de Gay – Lussac

En todo proceso isócoro se cumple :

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$



a) **Trabajo Isócoro ( $W_i$ )** : Como no hay cambio de volumen, no hay área bajo la curva, por lo tanto el trabajo es nulo.

$$W_i = 0$$

b) **Calor ( $Q_v$ )** : Depende del calor específico a volumen constante ( $C_v$ ) o de la capacidad calorífica a volumen constante ( $\bar{C}_v$ ) a volumen constante.

$$Q_v = m C_v (T_2 - T_1)$$

$$Q_v = n \bar{C}_v (T_2 - T_1)$$

c) **Variación de la Energía Interna ( $\Delta U$ )** : Es función directa de la temperatura, depende de  $C_v$ .

$$\Delta U = m C_v (T_2 - T_1)$$

$$\Delta U = n \bar{C}_v (T_2 - T_1)$$

También se obtiene aplicando la primera ley de la termodinámica :

$$Q_v = W_i + \Delta U$$

$$Q_v = 0 + \Delta U$$

$$\Delta U = Q_v$$

PROCESO ISOTÉRMICO

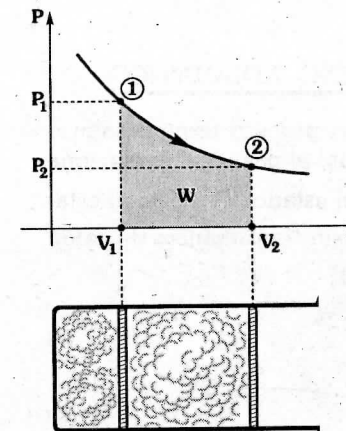
Es aquel proceso termodinámico en el cual el gas ideal evoluciona del estado inicial ① hasta el estado final ② a temperatura constante.

Ley de Boyle – Mariotte

En todo proceso isotérmico

se cumple :

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$



b) **Trabajo** : Se determina a través de la siguiente ecuación :

$$W = nRT \ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right)$$

$$W = 2,3 nR \log\left(\frac{V_2}{V_1}\right)$$

$$W = P_1 V_1 \ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right)$$

$$W = P_2 V_2 \ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right)$$

- \* n : número de moles del gas ideal.
- \* R : constante universal de los gases ideales.
- \*  $R = 8,31 \frac{J}{mol K}$
- \* T : temperatura absoluta.
- \*  $V_1, V_2$  : volumen inicial y final.

b) **Variación de la Energía Interna** : Como la temperatura permanece constante, no hay cambio de energía interna.

$$\Delta U = 0$$

c) **Calor** : Aplicando la primera ley de la termodinámica

$$Q = W + \Delta U$$

$$Q = W$$

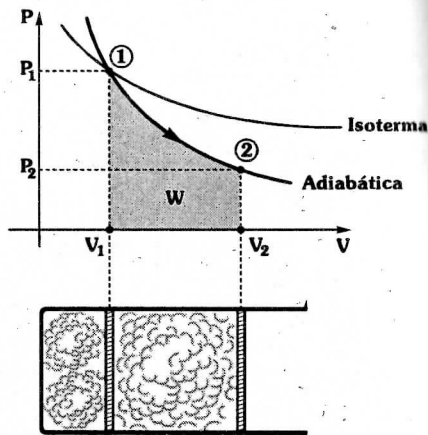
$$Q = nRT \ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right)$$

*Handwritten note: P1V1 = P2V2*



**PROCESO ADIABÁTICO**

Es aquel proceso termodinámico en el cual el gas ideal evoluciona desde el estado ① hasta el estado ② sin transferencia de calor. ( $\Delta Q = 0$ )



a) **Trabajo** : Se determina :

$$W = \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{1 - \gamma} \quad \text{ó} \quad W = \frac{mR(T_2 - T_1)}{1 - \gamma}$$

b) **Calor** : Como no hay transferencia de calor :

$$\Delta Q = 0$$

c) **Variación de la Energía Interna** : Depende de  $C_v$  y  $\bar{C}_v$  :

$$\Delta U = m C_v (T_2 - T_1)$$

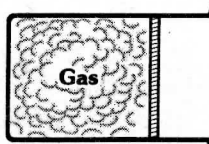
$$\Delta U = n \bar{C}_v (T_2 - T_1)$$

En todo proceso adiabático se cumple :

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

**Ejemplo 1 :**

Si el trabajo realizado por un gas ideal cuando se calienta isobáricamente ( $P = 2 \times 10^5 \text{ Pa}$ ) desde los  $127^\circ\text{C}$  hasta  $327^\circ\text{C}$  es "W"; el recipiente es cerrado por un émbolo móvil y su volumen inicial es 20 litros. Hallar "W".



**Resolución**

Datos :

$$P = 2 \times 10^5 \text{ Pa} \quad ; \quad T_o = 127 + 273 = 400\text{K} ;$$

$$T_f = 327 + 273 = 600\text{K} \quad ; \quad V_o = 20 \text{ litros} = 20 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

Aplicando la ley de Charles :

$$\frac{V_o}{T_o} = \frac{V_f}{T_f} \rightarrow \frac{20 \times 10^{-3}}{400} = \frac{V_f}{600} \rightarrow V_f = 30 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

El trabajo en un proceso isobárico :

$$W = P(V_f - V_o)$$

$$W = (2 \times 10^5)(30 \times 10^{-3} - 20 \times 10^{-3})$$

$$\therefore W = 2000 \text{ J}$$

**Ejemplo 2 :**

Se tienen "n" moles de un gas a la temperatura de  $127^\circ\text{C}$  encerrados en un cilindro, si el pistón se desplaza hasta lograr reducir su volumen 10 veces el inicial, conservando la temperatura constante. Hallar "n" si el trabajo desarrollado sobre el gas es  $-38180 \text{ J}$ .

Considere  $R = 8,3 \frac{\text{J}}{\text{mol K}}$ .

**Resolución**

Datos :

$$T = 127 + 273 = 400\text{K} \quad ; \quad R = 8,3 \text{ J/mol K} \quad ; \quad V_o = 10V \quad ; \quad V_f = V \quad ; \quad n = ?$$

$$W = -38180 \text{ J (es negativo porque el volumen se reduce)}$$

El trabajo isotérmico :

$$W = 2,3 nRT \log\left(\frac{V_f}{V_o}\right)$$

$$-38180 = (2,3)n(8,3)(400) \log\left(\frac{V}{10V}\right)$$

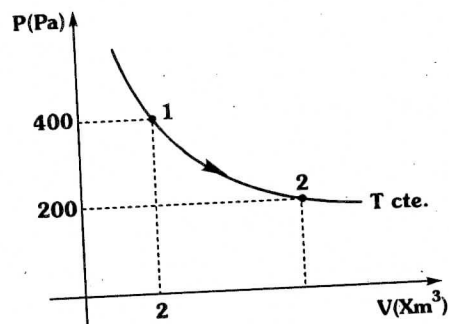
$$-38180 = 7636n(-1)$$

$$\therefore n = 5 \text{ moles}$$

**Ejemplo 3 :**

Con los datos de la figura, determinar el trabajo realizado por el gas ideal en el proceso isotérmico 1-2.

Considere  $\ln 2 = 0,69$ .



**Resolución**

Por ser un proceso isotérmico se cumple :

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$400(2) = 200(V_2)$$

$$V_2 = 4 \text{ m}^3$$

El trabajo en un proceso isotérmico :

$$W = P_1 V_1 \ln\left(\frac{V_2}{V_1}\right)$$

$$W = 400(2) \ln\left(\frac{4}{2}\right)$$

$$W = 800 \ln(2)$$

$$W = 800(0,69)$$

$$\therefore W = 552 \text{ J}$$

**PROBLEMAS RESUELTOS**

*Termodinámica I*

**PROBLEMA 35**

Diez kilogramos de nitrógeno son calentados de 20 °C a 150 °C manteniendo constante la presión. Hallar en Kcal.

- a) La cantidad de calor que se le suministra.
- b) El cambio de energía interna.
- c) El trabajo realizado.

Considere :

$$C_p = 0,25 \frac{\text{Kcal}}{\text{kg } ^\circ\text{C}} ; C_v = 0,18 \frac{\text{Kcal}}{\text{kg } ^\circ\text{C}}$$

- A) 0; 200; 91                      B) 200; 400; 600
- C) 225; 60; 50                    D) 325; 234; 91
- E) 325; 230; 90

**RESOLUCIÓN**

Datos :

$$m = 10 \text{ kg} ; T_1 = 20 \text{ } ^\circ\text{C} ; T_2 = 150 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$C_p = 0,25 \frac{\text{Kcal}}{\text{kg } ^\circ\text{C}} ; C_v = 0,18 \frac{\text{Kcal}}{\text{kg } ^\circ\text{C}}$$

• Por ser un proceso ISOBÁRICO :

a)  $Q = m C_p (T_2 - T_1)$

$$Q = 10(0,25)(150 - 20)$$

$$\therefore Q = 325 \text{ Kcal}$$

b)  $\Delta U = m \cdot C_v \cdot (T_2 - T_1)$

$$\Delta U = 10(0,18)(150 - 20)$$

$$\therefore \Delta U = 234 \text{ Kcal}$$

• c) Aplicando la 1ra Ley de la Termodinámica :

$$Q = W + \Delta U$$

$$325 = W + 234$$

$$\therefore W = 91 \text{ Kcal}$$

**Clave D**

**PROBLEMA 36**

Una vasija contiene dos kilogramos de cierto gas a 6 atm de presión y 27 °C. Se calienta a volumen constante hasta 127 °C. Hallar :

- a) La cantidad de calor entregado. (en Kcal)
- b) El trabajo realizado. (en Kcal)
- c) El incremento de energía interna. (en Kcal)
- d) La presión final del gas. (en  $10^5$  Pa)

• Considere :  $C_v = 2,5 \frac{\text{Kcal}}{\text{kg } ^\circ\text{C}}$

- A) 100; 200; 0; 8                      B) 200; 400; 0; 6
- C) 500; 0; 500; 8                    D) 500; 500; 0; 8
- E) 200; 0; 0; 10

**RESOLUCIÓN**

Datos :

$$m = 2 \text{ kg}$$

$$P_1 = 6 \times 10^5 \text{ Pa}$$

$$T_1 = 27 + 273 = 300\text{K}$$

$$T_2 = 127 + 273 = 400\text{K}$$

$$C_v = 2,5 \frac{\text{Kcal}}{\text{kg } ^\circ\text{C}}$$

Por ser un proceso ISÓCORO :

a)  $Q = m \cdot C_v \cdot (T_2 - T_1)$   
 $Q = 2 \cdot (2,5) \cdot (400 - 300)$   
 $\therefore Q = 500 \text{ Kcal}$

b) Por propiedad se sabe que en un proceso ISÓCORO :

$\therefore W = 0$

c) Por la 1ra ley de la termodinámica :

$Q = W + \Delta U$   
 $500 = 0 + \Delta U$   
 $\therefore \Delta U = 500 \text{ Kcal}$

d) Cálculo de la presión final "P<sub>2</sub>" (Ley de Gay - Lussac)

$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$   
 $\frac{6 \times 10^5}{300} = \frac{P_2}{400}$

$\therefore P_2 = 8 \times 10^5 \text{ Pa}$

Clave C

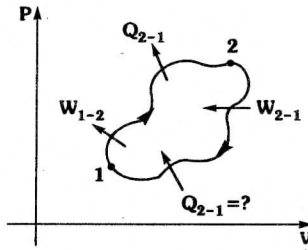
**PROBLEMA 37**

Un sistema realiza 100 KJ de trabajo, mientras disipa 50 KJ de calor en un proceso. El sistema retorna a su estado original a través de un proceso en el cual se hace 80 KJ de trabajo sobre el sistema. Hallar el calor añadido sobre este proceso.

- A) 60KJ      B) 70KJ      C) 80KJ  
 D) 130 KJ      E) 30KJ

**RESOLUCIÓN**

Realizamos un diagrama P-V :



Según la ley de signos :

$Q_{1-2} = -50 \text{ KJ}$   
 $W_{1-2} = 100 \text{ KJ}$   
 $W_{2-1} = -80 \text{ KJ}$

Para un ciclo se sabe que :

$Q_{\text{NETO}} = W_{\text{NETO}}$   
 $Q_{1-2} + Q_{2-1} = W_{1-2} + W_{2-1}$   
 $-50 + Q_{2-1} = 100 + (-80)$

$\therefore Q_{2-1} = 70 \text{ KJ}$  Rpta.

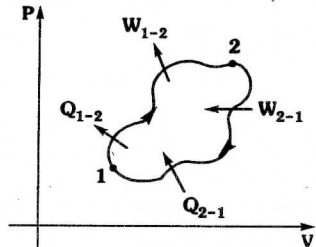
Clave B

**PROBLEMA 38**

Un sistema realiza 40 KJ de trabajo mientras transfiere 10 KJ de calor al medio ambiente. El sistema retorna a su estado inicial a través de un proceso en el que hacen 15 KJ de trabajo sobre el sistema. Determinar el calor transferido al sistema en KJ durante el segundo proceso.

- A) 15 KJ      B) 20 KJ      C) 30 KJ  
 D) 35 KJ      E) 40 KJ

**RESOLUCIÓN**



- Ley de signos :  $W_{1-2} = 40 \text{ KJ}$   
 $W_{2-1} = -15 \text{ KJ}$   
 $Q_{1-2} = -10 \text{ KJ}$   
 $Q_{2-1} = ?$

Para un ciclo se tiene :

$W_{\text{NETO}} = Q_{\text{NETO}}$   
 $W_{1-2} + W_{2-1} = Q_{1-2} + Q_{2-1}$   
 $40 + (-15) = (-10) + Q_{2-1}$

$\therefore Q_{2-1} = 35 \text{ KJ}$  Rpta.

Clave D

**PROBLEMA 39**

Un sistema contiene 10 kg de gas de dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>). Se realiza un proceso isobárico disminuyendo su energía interna en 650 KJ. Determinar el trabajo efectuado sobre el sistema.

Considere :

$C_v = 0,65 \frac{\text{KJ}}{\text{kg K}}$  ,  $C_p = 0,85 \frac{\text{KJ}}{\text{kg K}}$

- A) - 50 KJ      B) - 80 KJ      C) - 100 KJ  
 D) - 150 KJ      E) - 200 KJ

**RESOLUCIÓN**

Datos :

$m = 10 \text{ kg}$  ;  $\Delta U = -650 \text{ KJ}$

$C_v = 0,65 \frac{\text{KJ}}{\text{kg K}}$  ;  $C_p = 0,85 \frac{\text{KJ}}{\text{kg K}}$

1ra Ley (P. ISOBÁRICO) :

$Q = W + \Delta U$   
 $W = Q - \Delta U$   
 $W = m \cdot C_p \cdot \Delta T - \Delta U$  ... (I)

Por dato se conoce :

$\Delta U = -650$   
 $mC_v \cdot \Delta T = -650$   
 $\Delta T = \frac{-650}{mC_v}$   
 $\Delta T = \frac{-650}{(10) \cdot (0,65)}$

$\Delta T = -100 \text{K}$  ... (II)

Reemplazando los datos (II) en (I) :

$W = (10) \cdot (0,85) \cdot (-100) - (-650)$

$W = -850 + 650$

$\therefore W = -200 \text{ KJ}$  Rpta.

Clave E

**PROBLEMA 40**

Un recipiente rígido de 0,03 m<sup>3</sup> contiene aire a 2,87 × 10<sup>5</sup> Pa y 300K. Se suministra calor al recipiente hasta que la presión sube a 5,74 × 10<sup>5</sup> Pa. Determinar el calor añadido.

Considere :

$\bar{R} = 287 \text{ KJ/kg K}$  ;  $C_v = 0,7 \text{ KJ/kg K}$

- A) 10 KJ      B) 13 KJ      C) 18 KJ  
 D) 21 KJ      E) 25 KJ

**RESOLUCIÓN**

Datos :

$V = 0,03 \text{ m}^3$  ;  $P_1 = 2,87 \times 10^5 \text{ Pa}$

$T_1 = 300 \text{K}$  ;  $P_2 = 5,74 \times 10^5 \text{ Pa}$

$\bar{R} = 287 \text{ KJ/kg K}$  ;  $C_v = 0,7 \frac{\text{KJ}}{\text{kg K}}$

- Cálculo de la masa del aire :

$$P \cdot V = m \cdot \bar{R} \cdot T$$

$$m = \frac{P \cdot V}{\bar{R} \cdot T}$$

$$m = \frac{(2,87 \times 10^5) \cdot (0,03)}{(287) \cdot (300)}$$

$$m = \frac{(287 \times 10^3) \cdot (3 \times 10^{-2})}{(287) \cdot (3 \times 10^2)} = \frac{10}{10^2}$$

$$m = 0,1 \text{ kg}$$

- Como el proceso es ISÓCORO (volumen constante), hallaremos la temperatura final "T<sub>2</sub>" usando la Ley de Gay - Lussac.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$T_2 = \frac{P_2}{P_1} (T_1)$$

$$T_2 = 300 \left( \frac{5,74 \times 10^5}{2,87 \times 10^5} \right)$$

$$T_2 = 300(2)$$

$$T_2 = 600 \text{ K}$$

- Aplicando la primera Ley de la Termodinámica con W<sub>1-2</sub> = 0 por ser un proceso ISÓCORO.

$$Q_{1-2} = W_{1-2} + \Delta U_{1-2}$$

$$Q_{1-2} = 0 + \Delta U_{1-2}$$

$$Q_{1-2} = \Delta U_{1-2}$$

$$Q_{1-2} = m \cdot C_v \cdot (T_2 - T_1)$$

$$Q_{1-2} = (0,1) \cdot (0,7) \cdot (600 - 300)$$

$$\therefore Q_{1-2} = 21 \text{ KJ}$$

Clave D

**PROBLEMA 41**

- 2 kg de un gas ideal experimenta un proceso politrópico P·V<sup>n</sup> = cte desde 27 °C a 127 °C. El calor transferido es 43,4 KJ. Determine el exponente politrópico del proceso. Considere :

$$C_v = 0,717 \text{ KJ/kg K} , C_p = 1,004 \text{ KJ/kg K}$$

- A) 1,574      B) 1,875      C) 1,9
- D) 2,65      E) 3,82

**RESOLUCIÓN**

Datos :

$$m = 2 \text{ kg}$$

$$T_1 = 27 \text{ °C} + 273 = 300 \text{ K}$$

$$T_2 = 127 \text{ °C} + 273 = 400 \text{ K}$$

$$Q_{1-2} = 43,4 \text{ KJ}$$

$$C_v = 0,717 \text{ KJ/kg K}$$

$$C_p = 1,004 \text{ KJ/kg K}$$

- Cálculo de  $\bar{R}$  (cte. particular de los gases)

$$\bar{R} = C_p - C_v$$

$$\bar{R} = (1,004) - (0,717)$$

$$\bar{R} = 0,287 \frac{\text{KJ}}{\text{kg K}}$$

- Primera Ley :

$$Q_{1-2} = W_{1-2} + \Delta U_{1-2} \quad \dots (I)$$

Para un proceso politrópico el trabajo :

$$W_{1-2} = \frac{m\bar{R}(T_2 - T_1)}{1 - n} \quad \dots (II)$$

- Reemplazando los datos (II) en (I) :

$$43,4 = \frac{m\bar{R}(T_2 - T_1)}{1 - n} + mC_v(T_2 - T_1)$$

$$43,4 = \frac{2(0,287)(400 - 300)}{1 - n} + 2(0,717)(400 - 300)$$

$$43,4 = \frac{57,4}{1 - n} + 143,4$$

$$-100 = \frac{57,4}{1 - n}$$

$$1 - n = \frac{57,4}{-100}$$

$$1 - n = -0,574$$

$$\therefore n = 1,574 \quad \text{Rpta.}$$

Clave A

**PROBLEMA 42**

Dos kilogramos de aire a 1 bar y 27 °C son calentados isométricamente hasta que su presión se duplica. Luego isobáricamente hasta que su volumen se duplica. Determine el calor total transferido. (en KJ)

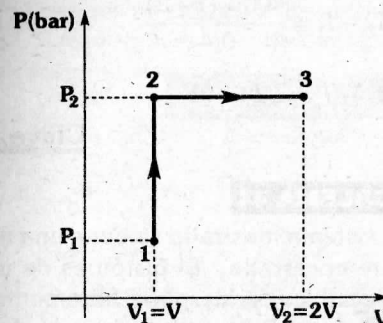
Considere :

$$C_v = 0,7 \text{ KJ/kg K} ; C_p = 1,004 \text{ KJ/kg K}$$

- A) 1624,8      B) 1680,2      C) 1704,5
- D) 1840,6      E) 1888,6

**RESOLUCIÓN**

- Realizando el diagrama P - V



$$T_1 = 300 \text{ K} ; P_1 = 1 \text{ bar} ; P_2 = 2 \text{ bar}$$

- a) Proceso 1-2 (ISÓCORO).

Calculamos la temperatura "T<sub>2</sub>" :

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$T_2 = T_1 \left( \frac{P_2}{P_1} \right)$$

$$T_2 = 300 \left( \frac{2}{1} \right)$$

$$T_2 = 600 \text{ K}$$

Primera Ley :

$$Q_{1-2} = W_{1-2} + \Delta U_{1-2}$$

pero : W<sub>1-2</sub> = 0 (P. ISÓCORO)

$$Q_{1-2} = \Delta U_{1-2}$$

$$Q_{1-2} = m \cdot C_v \cdot (T_2 - T_1)$$

$$Q_{1-2} = (2) \cdot (0,7) \cdot (600 - 300)$$

$$Q_{1-2} = 420 \text{ KJ} \quad \dots (I)$$

- b) Proceso 2-3 (ISOBÁRICO).

Calculando la temperatura T<sub>3</sub> (Ley de Charles)

$$\frac{V_2}{T_2} = \frac{V_3}{T_3}$$

$$T_3 = T_2 \left( \frac{V_3}{V_2} \right)$$

$$T_3 = 600 \left( \frac{2V}{V} \right)$$

$$T_3 = 1200 \text{ K}$$

- Cálculo del calor para un proceso ISOBÁRICO :

$$Q_{2-3} = m \cdot C_p \cdot (T_3 - T_2)$$

$$Q_{2-3} = 2 \cdot (1,004) \cdot (1200 - 600)$$

$$Q_{2-3} = 1204,8 \text{ KJ}$$



El calor total será :

$$Q_T = Q_{1-2} + Q_{2-3}$$

$$Q_T = 420 + 1\,204,8$$

$$Q_T = 1\,624,8 \text{ KJ} \quad \text{Rpta.}$$

**Clave A**

**PROBLEMA 43**

Un dispositivo de cilindro y pistón contiene 1 kg de un gas ideal con un  $\bar{R} = 0,4 \text{ KJ/kgK}$  a las condiciones iniciales de  $4 \times 10^5 \text{ Pa}$  y  $2 \text{ m}^3$ . El sistema realiza un proceso de expansión politrópico con  $\gamma = 2$  hasta igualar la presión atmosférica de  $10^5 \text{ Pa}$ . Determinar :

a) El trabajo realizado. (en KJ)

b) La variación de temperatura. (en K)

A) 200; -1000      B) 400; 1000

C) 400; -1000      D) 200; -1000

E) -400; -1000

**RESOLUCIÓN**

Datos :

$$m = 1 \text{ kg} ; \quad \bar{R} = 0,4 \text{ KJ/kg K}$$

$$P_1 = 4 \text{ bar} = 4 \times 10^5 \text{ Pa}$$

$$P_2 = 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$$

$$V_1 = 2 \text{ m}^3 ; \quad \gamma = 2$$

Para un proceso POLITRÓPICO :

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

$$\frac{V_1}{V_2} = \left( \frac{P_2}{P_1} \right)^{\frac{1}{\gamma}}$$

$$V_2 = V_1 \left( \frac{P_1}{P_2} \right)^{\frac{1}{\gamma}}$$

$$V_2 = (2) \left( \frac{4}{1} \right)^{\frac{1}{2}}$$

$$V_2 = 4 \text{ m}^3$$

a) Cálculo del trabajo politrópico ( $\gamma = 2$ ):

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

$$W = \frac{(10^5)(4) - (4 \times 10^5)(2)}{1 - 2}$$

$$W = \frac{4 \times 10^5 - 8 \times 10^5}{-1}$$

$$\therefore W = 400 \text{ KJ}$$

b) Cálculo de la diferencia de temperaturas :  $T_2 - T_1$

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

$$W = \frac{m \cdot \bar{R} \cdot T_2 - m \cdot \bar{R} \cdot T_1}{1 - \gamma}$$

$$W = \frac{m \cdot \bar{R} \cdot (T_2 - T_1)}{1 - \gamma}$$

$$400 = \frac{(1) \cdot (0,4) \cdot (T_2 - T_1)}{1 - 2}$$

$$T_2 - T_1 = \frac{400 \cdot (1 - 2)}{0,4}$$

$$\therefore T_2 - T_1 = -1\,000 \text{ K}$$

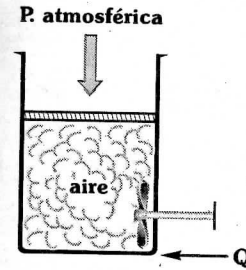
**Clave C**

**PROBLEMA 44**

En el sistema mostrado se tiene una masa de aire encerrada. El pistón es de masa despreciable y se desplaza libremente sin rozamiento. Se realiza un proceso haciendo funcionar el ventilador a la vez

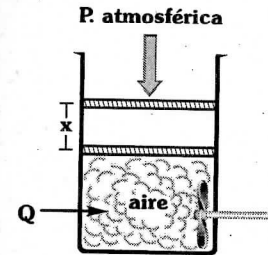
que se transfiera calor al sistema.

El trabajo neto del sistema es 20 KJ y el trabajo realizado por el ventilador es 4,8 KJ, la presión atmosférica es 1 bar y el área del pistón  $0,5 \text{ m}^2$ . Calcule el desplazamiento del pistón en m.



- A) 0,064      B) 0,125      C) 0,248  
D) 0,358      E) 0,496

**RESOLUCIÓN**



El trabajo neto es igual a la suma del trabajo de expansión del gas más el trabajo del ventilador (que es negativo porque se realiza sobre el sistema).

$$W_{\text{NETO}} = W_{\text{EXP.}} - W_{\text{VENTILADOR}}$$

$$20 = W_{\text{EXP.}} - 4,8$$

$$W_{\text{EXP.}} = 24,8$$

$$P \Delta V = 24,8 \quad (\text{pero } \Delta V = Ax)$$

$$P(\text{área})(\text{desplazamiento}) = 24,8$$

$$P(A)(x) = 24,8$$

$$(10^5)(0,5)(x) = 24,8$$

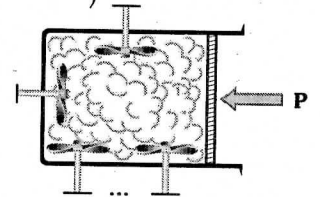
$$x = \frac{(24,8 \times 10^3) \cdot (10^{-5})}{0,5}$$

$$\therefore x = 0,496 \text{ m} \quad \text{Rpta.}$$

**Clave E**

**PROBLEMA 45**

Un gas ideal está encerrado por un pistón cuya sección es de  $0,4 \text{ m}^2$ , dicho gas se expande lentamente a presión constante de manera que el pistón se desplaza 10 cm y cada ventilador proporciona un trabajo de 1,2 KJ; sabiendo que el trabajo neto es 26 000 J. Hallar el número de ventiladores que actúan sobre el gas. ( $P = 8 \times 10^5 \text{ Pa}$ )



- A) 1      B) 3      C) 5  
D) 7      E) 9

**RESOLUCIÓN**

Datos :

El trabajo de cada ventilador es negativo, pues es realizado SOBRE el gas.

$$W_{\text{VEN}} = -n(1\,200)$$

donde "n" es el número de ventiladores

$$A = 0,4 \text{ m}^2$$

$$x = 10 \text{ cm} = 10 \times 10^{-2} \text{ m} = 10^{-1} \text{ m}$$

El trabajo del gas (ISOBÁRICO)

$$W_{\text{GAS}} = P(V_f - V_o) = P Ax$$