

# Instituto Politécnico

Universidad Nacional de Rosario Universidad Nacional de

## Comportamiento de los gases

## 4º Año

**Física**

[fisica.ips.edu.ar](http://fisica.ips.edu.ar)  
[www.ips.edu.ar](http://www.ips.edu.ar)

Cód- 7403-19

Silvana Marini  
Alicia Oliva



Dpto. de Física

Masterización: RECURSOS PEDAGÓGICOS



## CAPÍTULO III

### EL COMPORTAMIENTO DE LOS GASES

#### EL COMPORTAMIENTO DE LOS GASES IDEALES

Los gases ideales constituyen un modelo particularmente útil para acercarse al comportamiento, no sólo de los gases reales, sino también para comprender cómo operan otros sistemas aún más complejos. Pero su utilidad no debe hacer perder de vista que se trata de un modelo y que como tal tiene limitaciones por lo que se debe tener especial cuidado cuando se extrapolan las conclusiones obtenidas para los gases ideales a otros sistemas.

#### *Energía interna en los gases ideales*

En general en los sistemas la energía interna  $U$  depende, en general, de las funciones de estado que lo determinan, habitualmente la presión, el volumen y la temperatura, pero en el caso de los gases ideales, como se verá, la energía interna depende sólo de la temperatura.

En el capítulo 3 se mostró que la energía cinética de la totalidad de las partículas es igual a

$$E_c = \frac{3}{2}NKT.$$

si, de acuerdo a los postulados establecidos para los gases ideales, las partículas que los constituyen sólo interactúan con las paredes del recipiente, la totalidad de la energía cinética de las partículas coincide con la energía interna  $U$  del sistema. Pero la energía cinética, para el caso de los gases ideales, sólo depende de la temperatura, en consecuencia la energía interna también es solo función de la temperatura.

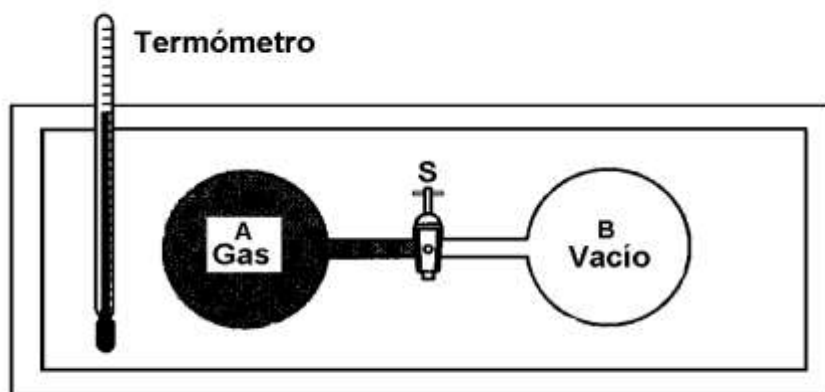


Fig. 1 Experimento de Joule

Históricamente este fue un descubrimiento hecho por James Prescott Joule en 1845, a través de una experiencia que consistió en colocar dos recipientes A y B conectados

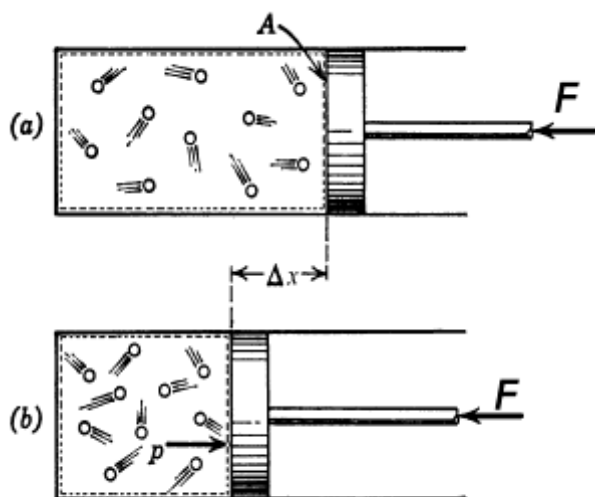
entre sí por medio de una llave S dentro de un calorímetro lleno de agua. En uno de los recipientes colocó un gas comprimido y en el otro realizó vacío. Al abrir la llave S el gas se expandió en el recipiente vacío, pero no se observó variación en la temperatura del sistema a través del agua contenida dentro del calorímetro.

La conclusión obtenida por Joule fue que el gas había variado su volumen y también su presión sin embargo no había variado su temperatura, como el sistema no había intercambiado calor, por estar dentro de un calorímetro, ni trabajo porque las paredes de los recipientes son rígidas la energía interna no varió. Entonces si la energía interna permanece constante cuando varían la presión y el volumen, se debe concluir que la energía interna sólo depende de la temperatura.

Este experimento es uno de los que dio sustento al desarrollo de la teoría cinética de los gases realizado con posterioridad, en la actualidad los experimentos realizados con instrumental más preciso, pero necesariamente con gases reales, muestran que hay una pequeña disminución en la temperatura cuando se produce la expansión en el vacío esto se debe a que en los gases reales la energía interna está constituida por la energía cinética y por la energía potencial de interacción entre las moléculas y cuando las moléculas se separan aumentan las energías potenciales correspondientes, pero la energía interna total es constante, en consecuencia este aumento de energía potencial debe hacerse a costa de la energía cinética de las partículas y como la temperatura del sistema es sólo función de la energía cinética, ésta disminuye.

### Trabajo de compresión

Ya se comentó, como ejemplo, la situación de comprimir el aire contenido dentro de un inflador mientras se mantiene la salida obturada. Una situación similar se tiene cuando en el interior de un cilindro un pistón comprime el gas contenido en él. Importa ahora evaluar la magnitud del trabajo realizado sobre el gas.



**Figura 2:** Trabajo ejercido sobre el gas contenido en el interior de un cilindro aislado. Las líneas de trazos indican los límites del sistema

El trabajo realizado por la fuerza exterior sobre el sistema es:

$$W = F \cdot \Delta x$$

pero la fuerza es igual a la presión  $p$  ejercida por el gas en el interior del cilindro multiplicada por el área  $A$  del pistón, con sentido opuesto

$$F = - p \cdot A$$

Reemplazando queda

$$W = - p \cdot A \cdot \Delta x$$

pero  $A \cdot \Delta x$  es la variación de volumen  $\Delta V$  de sistema.

En consecuencia el trabajo de cambio de volumen para todos los sistema se

puede expresar como



$$W = - p \cdot \Delta V$$

Por lo que la forma de expresar el primer principio, cuando el trabajo realizado es de cambio de volumen, es:

$$\Delta U = Q - p \cdot \Delta V$$

### Representación de los procesos en el diagrama presión - volumen

Cuando un sistema sufre una transformación sus variables macroscópicas, presión volumen, temperatura, se ven afectadas simultáneamente según surge de la ecuación de estado de los gases ideales. Así un proceso o evolución significará la modificación simultánea de estos valores.

En general es útil representar la evoluciones de los sistemas gaseosos en un diagrama presión volumen, ya que el trabajo intercambiado queda representado en el mismo por el área bajo la curva que indica el proceso ha que ha sido sometido el sistema. Si un sistema gaseoso intercambia trabajo lo hace modificando su volumen, si se expande entrega trabajo y si se contrae recibe trabajo del medio. Cuando los sistemas

intercambian trabajo su presión y volumen cambian permanente y en consecuencia cada uno de sus puntos puede representarse en el diagrama p - V y si el cambio en el sistema se hace de modo que todos los puntos del mismo se encuentren permanentemente bien definidos la evolución estará representada por una línea. El área bajo la curva representa el trabajo intercambiado

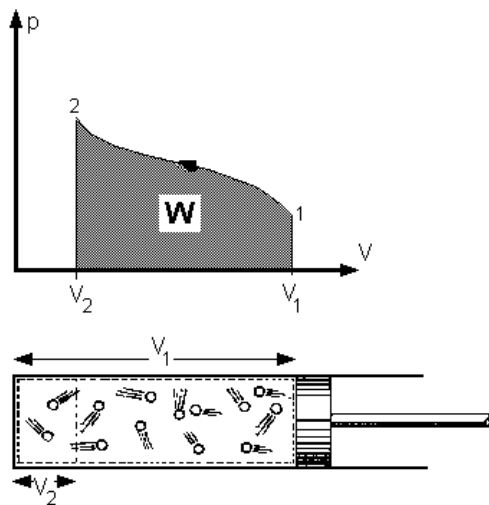


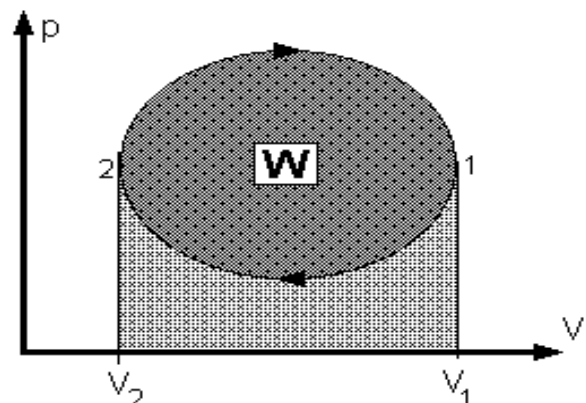
Figura 3

comprime desde el volumen  $V_1$  hasta el  $V_2$  recibe un trabajo del medio cuyo valor es igual al área sombreada bajo la curva. De modo recíproco, si el gas contenido en el cilindro se expande, realiza un trabajo sobre el medio cuyo valor también queda indicado por el área bajo la curva.

### Trabajo realizado en un ciclo

Como ya se vio el trabajo intercambiado es  

$$W = - p \Delta V$$
 Cuando el gas contenido en el cilindro se



Es particularmente interesante analizar el intercambio de trabajo realizado entre el sistema y el medio en el caso de un ciclo. Se tiene un ciclo cuando un sistema evoluciona desde un punto inicial y finaliza en el mismo lugar. en el diagrama de la Figura 3 se ha representado un ciclo realizado por un sistema que evoluciona desde el punto uno hasta el punto dos según la línea indicada por la flecha y luego vuelve al punto uno siguiendo el recorrido de la línea superior.

Si se analiza el trabajo intercambiado es posible observar que el área bajo la curva 1-2 ( $W_{1-2}$ ) indica el trabajo realizado por el medio sobre el sistema en la primera parte del ciclo; en cambio la línea 2-1 indica el trabajo ( $W_{2-1}$ ) realizado por el sistema sobre el medio al cerrar el ciclo. Como ambos caminos son diferentes, los trabajos intercambiados también lo son. El trabajo neto realizado en el ciclo es la diferencia entre ambos, está indicado en un color más oscuro en el gráfico y como es energía entregada por el sistema tiene signo negativo.

### EVOLUCIONES MÁS IMPORTANTES EN EL DIAGRAMA PRESIÓN - VOLUMEN

Las evoluciones que pueden indicarse en un diagrama presión volumen son infinitas pero hay algunas que interesa analizar en particular las tres primeras que se analizaran son a **presión constante o isobárica**, a **volumen constante o isócora** y a **temperatura constante o isoterma**.

#### **Evolución a presión constante o isobárica**

Como puede observarse en la figura 4 una evolución a presión constante es paralela al eje de abscisas y como el trabajo en una evolución termodinámica con cambio de volumen es:

$$W = - p \Delta V$$

este caso  $\Delta V = (V_2 - V_1)$  resulta

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

Si

$$\Delta U = Q + W = Q - p (V_2 - V_1)$$

O sea

$$W = - p (V_2 - V_1) = \Delta U - Q$$

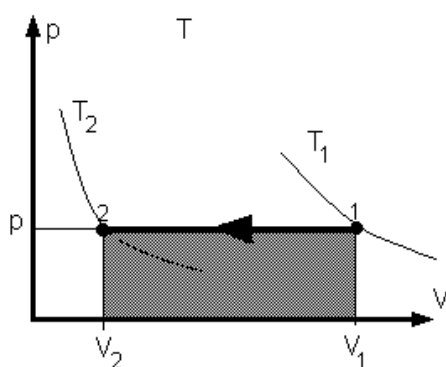


Figura 5: Evolución isobárica

#### **Evolución a volumen constante o isócora**

En este caso la evolución queda representada por una recta vertical que va desde el punto uno a presión  $p_1$  hasta el punto dos a presión  $p_2$  mientras mantiene el volumen constante. Como no hay variación de volumen del sistema el trabajo de cambio de



volumen intercambiado por el sistema con el medio es cero y si éste es el único tipo de trabajo posible el primer principio queda

$$\Delta U = Q$$

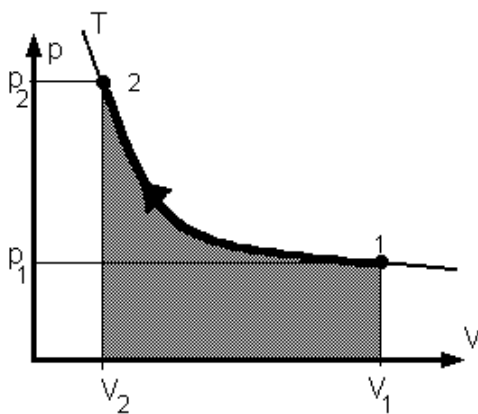
de modo que la variación de energía interna ocurrida durante la evolución se debe exclusivamente al calor intercambiado por el sistema con el medio.

### **Evolución a temperatura constante o isotérmica**

Recordando que de la ecuación de estado de los gases ideales para el caso de temperatura constante resulta

$$pV = \text{cte}$$

y que la representación de esta función en un sistema de ejes presión volumen es una familia de hipérbolas equiláteras, cada una de las cuales corresponde a una temperatura. Una transformación de esta naturaleza es la representada en la Figura 6



**Figura 7:** Evolución isotérmica

Por otra parte como en esta evolución la temperatura permanece constante y, para los gases ideales, la energía interna sólo es función de la temperatura necesariamente también permanece constante por lo que

$$\Delta U = 0$$

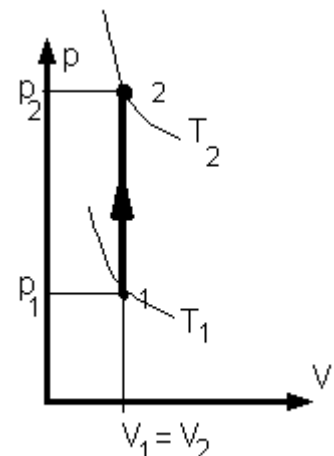
en consecuencia, aplicando esto al primer principio

$$Q + W = 0$$

esto indica que en este tipo de proceso todo el trabajo recibido es entregado en forma de calor o recíprocamente todo el trabajo entregado se hace gracias al calor que el sistema recibe.

### **Ejemplo**

*Un ejemplo de una evolución isotérmica se tiene empleando una jeringa de metal con un gas en su interior y el extremo de salida obturado, sumergida en una gran pileta de agua*



**Figura 6:**  
Evolución isocórica

Como en los otros casos el área bajo la curva representa el trabajo intercambiado en la evolución. Los métodos matemáticos para calcularla superan el nivel del curso pero el resultado del mismo es:

$$W = -p_1 V_1 \ln(V_2 / V_1)$$

$$W = p_1 V_1 \ln(V_1 / V_2) = p_2 V_2 \ln(V_1 / V_2)$$

Como de la ecuación de estado  $pV = nRT$  también se puede escribir

$$W = nRT_1 \ln(V_1 / V_2)$$



que se mantiene a temperatura constante. Aplicando lentamente una fuerza sobre el pistón se comprime la masa gaseosa, pero como el metal es un buen conductor del calor la temperatura en el interior de la jeringa se mantiene constante.

De acuerdo al primer principio de la termodinámica

$$\Delta U = Q + W$$

pero como  $\Delta U = 0$  resulta  $W = -Q$  esto es, todo el trabajo entregado por el medio externo al sistema se convierte en el calor cedido por el sistema.

### CAPACIDAD CALORÍFICA DE LOS GASES IDEALES

Como se vio para el caso de los sólidos y líquidos la capacidad calorífica es la relación entre el calor entregado al cuerpo y el incremento de temperatura que este tiene. En esos casos se consideró o bien que la presión permanecía constante o que las variaciones de presión no eran significativas en relación a posibles cambios de volumen, además se consideraron despreciables los cambios de volumen originados por las dilatación causada por la variación de temperatura.

Es perfectamente aceptable no considerar las variaciones de presión y de volumen en los sólidos y en los líquidos pero sería un grave error no hacerlo en el caso de los gases ya que éstos son muy sensibles a pequeños cambios de presión y de volumen.

Por este motivo en los gases se definen dos tipos de calores específicos, a **volumen constante** y a **presión constante**. Ambos pueden estar a su vez referidos a la masa, constituyendo los calores específicos másicos o estar referidos a la cantidad de moles, constituyendo los calores específicos molares.

El calor específico a volumen constantes se define como

$$c_{v \text{ másico}} = Q/(m_T \Delta T) \quad [\text{J/kg K}]$$

en el caso másico, donde  $m_T$  es la masa total del gas considerado y

$$c_v = Q/(n\Delta T) \quad [\text{J/mol K}]$$

en el caso molar donde  $n$  es el número de moles del gas considerado

Por su parte el calor específico a presión constante resulta

$$c_{p \text{ másico}} = Q/(m_T \Delta T) \quad [\text{J/kg K}]$$

en el caso másico, donde  $m_T$  es la masa total del gas considerado y

$$c_p = Q/(n\Delta T) \quad [\text{J/mol K}]$$

en el caso molar donde  $n$  es el número de moles del gas considerado. Estas definiciones son independientes del tipo de gas que se trate, real o ideal.

### Calor específico a volumen constante para un gas ideal monoatómico

Recordando el primer principio de la termodinámica

$$\Delta U = W + Q$$



aplicado al caso del calor específico a volumen constante ( $W = 0$ ) queda

$$\Delta U = Q = m c_{v \text{ másico}} \Delta T$$

Pero la energía interna de los gases ideales es

$$U = \frac{3}{2} NkT \quad \Rightarrow \quad \Delta U = \frac{3}{2} Nk\Delta T$$

Reemplazando se tiene

$$c_{v \text{ másico}} = \frac{Q}{m_T \Delta T} = \frac{\Delta U}{m_T \Delta T} = \frac{3Nk}{2m_T} = \frac{3k}{2m}$$

donde  $m_T$  es la masa total del gas y  $m$  es masa de cada molécula.

Como puede observarse el calor específico es independiente de la temperatura y sólo función de la masa de cada partícula.

### **Calor específico a presión constante para un gas ideal monoatómico**

En el caso del calor específico a presión constante hay que tener en cuenta que, en general cuando a un gas se le entrega calor y eleva su temperatura para mantener la presión constante, se debe aumentar el volumen, lo que parte de la energía que se entrega en forma de calor, el sistema a su vez lo cede al medio en forma de trabajo.

Aplicando el primer principio queda

$$m_T c_{p \text{ másico}} \Delta T = Q = \Delta U - W$$

Pero como la energía interna es sólo función de la temperatura resulta que

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

Por otra parte a presión constante el trabajo resulta

$$W = - p \Delta V = - p (V_2 - V_1) = - p V_2 + pV_1$$

Pero aplicado la ecuación de estado

$$pV = N k T$$

resulta

$$p V_1 = N k T_1 \quad \text{y} \quad p V_2 = N k T_2$$

Reemplazando queda:

$$W = - p V_2 + pV_1 = - N k T_2 + N k T_1 = - N k \Delta T$$

finalmente , reemplazando y despejando  $c_p$

$$m_T c_{p \text{ másico}} \Delta T = Q = \Delta U - W = \frac{3}{2} Nk\Delta T + Nk\Delta T = \frac{5}{2} Nk\Delta T$$



$$C_{p\text{ másico}} = \frac{5Nk}{2m_T} = \frac{5k}{2m}$$

Que también resulta independiente de la temperatura y como era de esperarse el calor específico a presión constante es mayor que el calor específico a volumen constante.

Por otra parte como

$$m_T C_{p\text{ másico}} \Delta T = Q = \Delta U - W$$

o lo que es lo mismo

$$m_T C_{p\text{ másico}} \Delta T = m_T C_{v\text{ másico}} \Delta T - (-p \Delta V)$$

Pero de la ecuación de estado el trabajo se puede escribir

$$p \Delta V = n R \Delta T$$

Donde  $n = \frac{m_T}{M}$  reemplazando queda

$$p \Delta V = m_T \frac{R}{M} \Delta T = m_T R \Delta T$$

Reemplazando en la primer expresión se obtiene

$$m_T C_{p\text{ másico}} \Delta T = m_T C_{v\text{ másico}} \Delta T + m_T R \Delta T$$

Obteniendo finalmente

$$C_{p\text{ másico}} - C_{v\text{ másico}} = R$$

Esta relación entre los calores específicos másicos es válida en todas las situaciones. En el caso que se opere con los calores específicos molares la expresión resultante es a partir de la misma situación inicial;

$$m_T C_{p\text{ másico}} \Delta T = m_T C_{v\text{ másico}} \Delta T - (-p \Delta V)$$

con el trabajo en función de la ecuación de estado es:

$$p \Delta V = n R \Delta T$$

y reemplazando queda:

$$C_p - C_v = R$$

### ***Calor específico a presión constante para los gases ideales poliatómicos***

Los experimentos para medir los calores específicos de los gases reales a presiones relativamente bajas muestran resultados que concuerdan muy bien para el caso de los gases monoatómicos pero que divergen para los gases diatómicos y poliatómicos en general.



Esto obliga a analizar con más detalle el **proceso de equipartición de la energía** en los gases. Para hacerlo se va a reconsiderar el modelo de partícula monoatómica tratada como una esfera puntual sólida.

Se llaman **grados de libertad** a las distintas posibilidades que tiene un cuerpo de moverse, en el caso del cuerpo puntual, para el caso de la partícula puntual son tres, los de traslación según cada una de las dimensiones del espacio tridimensional, no se considera las rotaciones alrededor de su centro de masa ya que el modelo de partícula excluye sus dimensiones. En el caso de un cuerpo sólido rígido los grados de libertad son seis, tres de traslación y tres de rotación alrededor de los tres ejes del espacio.

Con las consideraciones anteriores se **postula**, y la información experimental no lo contradice, que la energía total que tiene un sistema formado por partículas monoatómicas se distribuye de igual manera según cada grado de libertad.

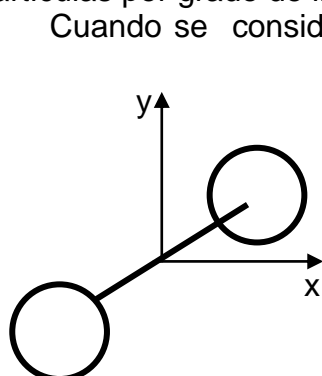
Así la energía total es

$$U = 3/2 NkT$$

La energía por grado de libertad es;

$$U = 1/2 NkT$$

Esta distribución de energía es estadística, no significa que en cada partícula la energía está igualmente distribuida, significa que en **promedio** la energía total del conjunto de partículas por grado de libertad se distribuye igualmente.



**Figura 8:** Modelo de partícula diatómica

Cuando se considera una partícula diatómica que se puede modelizar como dos esferas sólidas puntuales unidas por una barra y se analizan sus grados de libertad se encuentra que estos son; primero los tres correspondientes a la energía cinética de traslación y luego, dos correspondientes a la energía cinética de rotación según ejes ortogonales al que une ambas esferas. Por las mismas razones que anteriormente se descartaron, para el modelo de partícula de gas monoatómico, las energías de rotación, se descarta ahora, la energía de rotación de la molécula sobre el eje que une ambos átomos.

Entonces cuando se entrega energía a un gas diatómico, ésta se distribuye uniformemente en cinco grados de libertad resultando para este caso:

$$U = 5/2 NkT$$

Para el caso de gases poliatómicos se incorporan, a temperaturas del orden de la ambiente, otros dos grados de libertad, uno debido a la rotación en el tercer eje y otro debido a vibraciones entre los átomos que componen la molécula. La energía interna es así

$$U = 7/2 NkT$$

En general se puede escribir

$$U = 1/2 NkT = 1/2 nRT$$

# Comportamiento de los gases

## Física

Con  $l$  que toma los valores  $l=5$   $\left\{ \begin{array}{l} l=3 \text{ para gases ideales monoatómicos} \\ \text{para gases ideales diatómicos} \\ l=7 \text{ para gases ideales poliatómicos} \end{array} \right.$

Los calores específicos molares ahora se pueden expresar en función del parámetro  $l$ . El calor específico a volumen constante es,

$$c_v = Q/(n\Delta T)$$

Pero por ser un proceso a volumen constante;

$$\Delta U = Q$$

como la variación de energía interna se puede expresar como

$$\Delta U = l/2 nR\Delta T$$

finalmente resulta

$$c_v = l/2 R$$

Y el calor específico molar a presión constante es:

$$c_p = Q/(n\Delta T)$$

donde, a partir del primer principio  $Q$  puede expresarse

$$Q = \Delta U - (-p \Delta V) = l/2 n R \Delta T + n R \Delta T = (l/2+1) n R \Delta T$$

$$c_p = (l/2+1) n R \Delta T / (n\Delta T) = (l/2+1) R$$

$$c_p = (l/2+1) R$$

Y la relación  $c_p - c_v$  no se altera porque

$$c_p - c_v = (l/2+1) R - l/2 R = R$$

Otra relación importante que aparecerá con frecuencia en lo sucesivo es el cociente entre  $c_p$  y  $c_v$

$$\gamma = \frac{c_p}{c_v} = \frac{\left(\frac{l}{2}+1\right)R}{\left(\frac{l}{2}\right)R} = \frac{l+2}{l}$$



La tabla siguiente indica los valores de los calores específicos de gases reales a temperatura de 300 K

Clase de gas	Gas	$c_p$ (kj/kmol.K)	$c_v$ (kj/kmol.K)	R (kj/kmol.K)	$\gamma$
Monoatómico	He	20,80	12,47	8,33	1,67
	A	20,80	12,47	8,33	1,67
Diatómico	H <sub>2</sub>	28,76	20,43	8,33.	1,41
	N <sub>2</sub>	29,09	20,76	8,33	1,40
	O <sub>2</sub>	29,43	21,10	8,33	1,39
	CO	29,18 .	20,85	8,33.	1,40
Poliatómico	CO <sub>2</sub>	36,96	28,46	8,50	1,30
	SO <sub>2</sub>	40,39	31,40	8,99	1,29
	H <sub>2</sub> S	43.62	25.95	8,67	1,33

### ***Evolución adiabática***

Se tiene este tipo de evolución cuando el sistema no intercambia calor con el medio por lo que toda el trabajo intercambiado se realiza a costa la energía interna. Como los procedimientos matemáticos necesarios para hallar la función representativa de esta evolución se encuentran fuera del nivel de este curso se aceptará sin demostrar que la su expresión es;

$$pV^\gamma = \text{cte}$$

como el valor  $\gamma$  es siempre mayor que uno la pendiente de esta curva es siempre mayor que las isothermas.

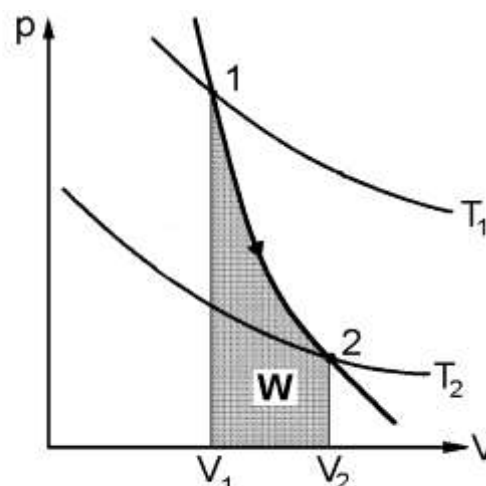
Tampoco en este caso se demostrará el cálculo del valor del trabajo que se intercambia en una evolución adiabática pero el resultado de la misma es

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

Es conveniente recordar que para estas evoluciones el primer principio de la termodinámica queda

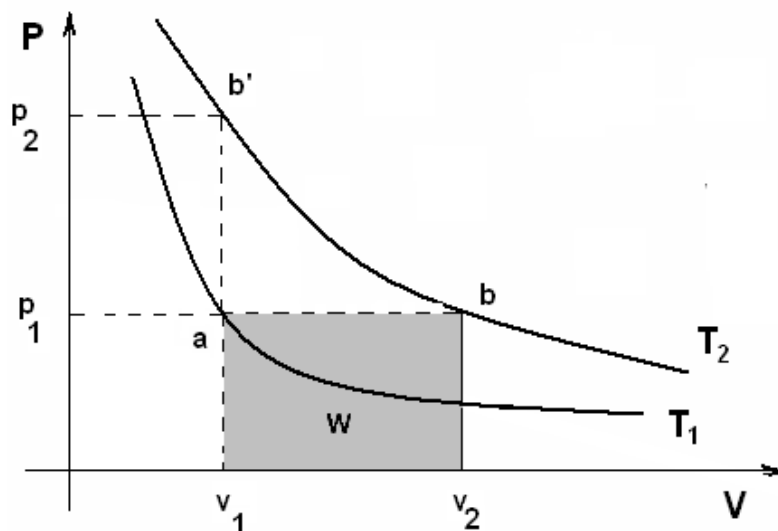
$$\Delta U = W$$

ya que  $Q = 0$ .



**Figura 9:** Evolución adiabática

### Capacidad calorífica de los gases ideales a presión constante y a volumen constante



#### Nomenclatura:

$\bar{R}$ : constante particular de los gases ;  $\bar{R} = \frac{R}{M}$

$M$ : masa molecular del gas

$\bar{c}_v$  y  $\bar{c}_p$ : calores específicos

$R$ : constante general de los gases

$n = \frac{m}{M}$  (  $m$ : masa total del gas)

La capacidad calorífica de un gas a presión constante es en todos los casos superior a la capacidad calorífica del mismo gas a volumen constante.

Si experimentamos con un gas, provocando un aumento de temperatura entre  $T_1$  y  $T_2$ ; y lo realizamos por dos caminos, uno a presión constante (desde  $a$  hasta  $b$ , en la figura) y otro a volumen constante (desde  $a$  hasta  $b'$ ), podemos observar gráficamente (diagrama  $p$ - $V$ ) que en el camino a volumen constante sólo modificamos la temperatura y consecuentemente varía la energía interna del gas.

Si ahora recorremos el camino a presión constante, aparte de modificarse la temperatura, existe un trabajo de cambio de volumen asociado a dicha evolución, en la que también se modificó la energía interna en la misma cantidad que en el camino que habíamos recorrido a volumen constante.

Concluiremos que se requiere más energía para realizar el calentamiento a presión constante.



Podemos expresar esto matemáticamente y obtener algunas conclusiones útiles:

Recordando el primer principio de la termodinámica

$$\Delta U = W + Q$$

aplicado a la evolución a volumen constante ( $W = 0$ ):

$$Q_v = \Delta U = m \bar{c}_v \Delta T$$

aplicado a la evolución a presión constante:

$$Q_p = m \bar{c}_p \Delta T = \Delta U - W$$

o lo que es lo mismo

$$m \bar{c}_p \Delta T = m \bar{c}_v \Delta T - (-p \Delta V)$$

pero de la ecuación de estado, el trabajo puede expresarse como:

$$p \Delta V = n R \Delta T$$

Donde  $n = \frac{m}{M}$ , despejando  $m$  y reemplazando queda

$$p \Delta V = n R \Delta T = m \bar{R} \Delta T$$

Reemplazando ahora en la primera expresión se obtiene

$$m \bar{c}_p \Delta T = m \bar{c}_v \Delta T + m \bar{R} \Delta T$$

Obteniendo finalmente

$$\bar{c}_p - \bar{c}_v = \bar{R} \left[ \frac{kJ}{kg.K} \right]$$

O bien, en general.

$$c_p - c_v = R \left[ \frac{kJ}{kmol.K} \right]$$

Otra relación importante que aparecerá con frecuencia en lo sucesivo es el cociente entre  $c_p$  y  $c_v$

$$\gamma = \frac{c_p}{c_v}$$

Siendo  $\gamma$  el coeficiente adiabático de cada gas.

## ACTIVIDADES:

### A) Cuestionario:

1- Cuando se entrega calor a un gas ideal decimos que incrementamos su energía interna. ¿Cómo se pone esto de manifiesto?



# Comportamiento de los gases

## Física

2- Indique los signos que tiene el calor, el trabajo y la variación de energía interna en los siguientes procesos termodinámicos:

- Una esfera metálica que está a  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$  se introduce en agua que está a  $0^{\circ}\text{C}$ . Considere a la esfera como sistema.
- Se calienta el gas contenido en un recipiente hermético y rígido, aumentando su temperatura y presión.
- Una mezcla de  $\text{H}_2$  y  $\text{O}_2$  en un cilindro de paredes adiabáticas explota por la acción de una chispa y el émbolo se desplaza con aumento de volumen.
- Una cinta de goma se estira bruscamente.
- El gas de una botella a presión se utiliza para inflar un balón de paredes aislantes (el sistema es el gas de la botella).

3- ¿Por qué se calienta el neumático de una bicicleta al inflarlo?

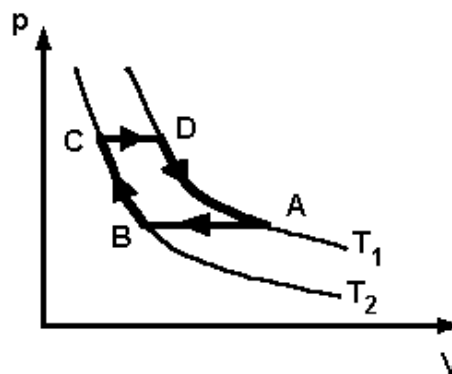
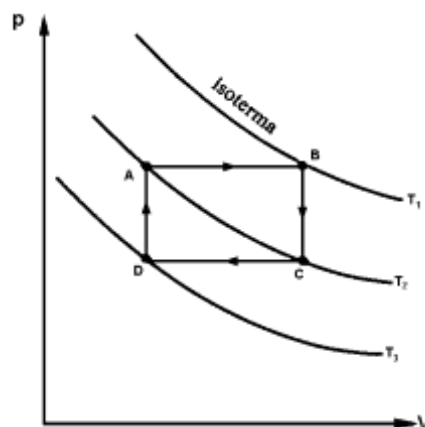
4- En la figura se representan los procesos, en ella detallados en el diagrama p-V para un gas ideal. Represente los mismos procesos en diagramas p-T y T-V.

5- ¿Por qué el aire que sale de un neumático está más frío que el del medio ambiente?

6- Indicar un par de transformaciones en las cuales un gas perfecto, recibiendo calor, produce trabajo.

7- En el diagrama que se indica en la figura está representada una transformación cíclica ABCDA, de un gas perfecto. Indique en cada caso que ocurrió:

- En la transformación AB, ¿el sistema absorbió o cedió calor?
- En la transformación DA, ¿cómo fue el trabajo, positivo o negativo?
- En la transformación CD, qué pasó con la energía interna, ¿aumentó o disminuyó?
- En el ciclo señalado, ¿el sistema ganó o perdió energía? ¿Por qué?
- ¿Por cuáles tipos de transformaciones está constituido dicho ciclo?



8- ¿Cuando un sistema evoluciona desde el estado 1 al estado 2, el calor suministrado es el mismo para todos los procesos?

9- ¿Cuando un sistema evoluciona desde el estado 1 al estado 2, el trabajo realizado por el sistema es el mismo para todos los procesos?

10- ¿Cuando un sistema evoluciona desde el estado 1 al estado 2, la variación de energía interna es la misma para todos los procesos?



- 11- ¿La energía interna de un gas ideal depende sólo de la temperatura?
- 12- ¿En una expansión adiabática libre de un gas ideal el estado final es el mismo que el estado inicial?
- 13- ¿En una expansión isotérmica de un gas ideal, el trabajo realizado por el gas es igual al calor absorbido?
- 14- ¿El trabajo no se puede convertir completamente en calor?
- 15- ¿El calor no se puede convertir completamente en trabajo?

### **B) Problemas aplicativos**

- 1) a) 2g de  $N_2$  a  $27^\circ C$  ocupan un volumen de 2 litros. ¿Cuál es la presión?  
b) Si la presión se duplica y la temperatura se eleva hasta  $127^\circ C$ . Calcule el volumen final.

Datos:  $R = 8,314 \text{ J / mol K}$

$M_{N_2} = 28 \text{ g / mol}$

Rta.: a) 89078 Pa b)  $1,33 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$

- 2) Un litro de helio, a la presión de 202600 Pa y a la temperatura de  $27^\circ C$ , se calienta hasta que la presión y el volumen se dupliquen. (masa molar del Helio : 4 g / mol)

a) ¿Cuál es la temperatura final?

Rta.: a)  $927^\circ C$

b) ¿Cuántos gramos de helio hay?

b) 0,325 g.

- 3) Un matraz contiene 1g. de  $O_2$  a la presión absoluta de 10 atm. y a la temperatura de  $47^\circ C$ . Al cabo de cierto tiempo se encuentra que, a causa de un escape, la presión ha descendido a  $5/8$  de su valor inicial y la temperatura ha bajado a  $27^\circ C$ . ( $M_{O_2} = 32 \text{ g/mol}$ )

a) ¿Cuál es el volumen del matraz?

Rta.: a)  $8,2 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3$

b) ¿Qué masa de  $O_2$  se ha escapado entre las dos observaciones? b) 0,33 g.

- 4) Una burbuja de aire, de 5 cm de radio, se eleva desde el fondo de un lago de 20,4 m de profundidad. La temperatura en el fondo del lago es  $7^\circ C$  y la temperatura en la superficie  $27^\circ C$ . ¿Cuál es el radio de la burbuja cuando alcanza la superficie? (densidad del agua:  $1000 \text{ kg/m}^3$ )

Rta.: 7,36 cm

- 5) El submarino Squalus se hundió en un punto en donde la profundidad era 72 m. La temperatura en la superficie era  $27^\circ C$  y en el fondo  $7^\circ C$ . La densidad del agua de mar es  $1,081 \text{ kg/dm}^3$ .

a) Si una campana de buzo que tiene forma de cilindro de revolución de 2,4 m de altura, abierto por el fondo y cerrado por su parte superior, se hace descender a dicha profundidad, ¿qué altura alcanzará el agua dentro de ella cuando llegue al fondo?

b) ¿A qué presión manométrica ha de comprimirse el aire suministrado a la campana cuando se encuentre en el fondo, para expulsar completamente el agua?

Rta.: a) 2,141 m b) 7,62 bar = 763753,6 Pa

# Comportamiento de los gases

## Física

6) En un cilindro de  $1 \text{ m}^3$  de capacidad hay 1293 g. de aire a la presión de 101300 Pa y a la temperatura de  $0^\circ\text{C}$ . Calcular:

- El calor que habrá que entregarle para calentarlo a  $10^\circ\text{C}$ , manteniendo constante el volumen.
- ídem a presión constante.
- El trabajo realizado por el pistón, y comparar el resultado con la diferencia de los ítem anteriores. (para el aire,  $C_v \text{ másico} = 0,7 \text{ kJ/kg.}^\circ\text{C}$  y  $C_p \text{ másico} = 0,99 \text{ kJ/kg.oC}$ )

Rtas.: a) 9 kJ      b) 12,8 kJ      c) 3,75 kJ

7) Calcule la variación de energía interna de 100g. de  $\text{O}_2$  cuando se lo calienta, de cualquier manera, de  $80^\circ\text{C}$  a  $100^\circ\text{C}$ . ( $M_{\text{O}_2} = 32 \text{ g/mol}$ )

Rta.: 1,3 kJ

8) Un recipiente contiene 200g. de  $\text{H}_2$  a 405200 Pa de presión y  $27^\circ\text{C}$  y se calienta a volumen constante, hasta  $127^\circ\text{C}$ . Calcule: a) La cantidad de calor entregado. b) El trabajo realizado. c) La variación de energía interna. d) La presión final del gas. ( $M_{\text{H}_2} = 2 \text{ g/mol}$ )

Rta.: a) 204,6 kJ      b) 0      c) 204,6 kJ      d) 540266,7 Pa

9) Un recipiente contiene 280 g. de  $\text{N}_2$  ( $M_{\text{N}_2} = 28 \text{ g/mol}$ ) ocupando un volumen de  $0,04 \text{ m}^3$  a una presión de 607800 Pa. Se lo expande isotérmicamente, hasta que ocupe un volumen doble. Calcule

- La temperatura del gas.
- La presión final.
- El trabajo realizado.
- La variación de energía interna.
- El calor puesto en juego.

Rtas.: a) 292,42 k      b) 303900 Pa      c) -16,8 kJ      d) 0      e) 16,8 kJ

10) Un mol de gas ideal se somete a las siguientes evoluciones:

- se calienta a  $V = \text{cte}$  desde los 400K a los 800K
- a partir de ese punto se expande a  $P = \text{cte}$  hasta los 1200K
- luego sufre una nueva expansión a  $T = \text{cte}$  hasta la presión inicial
- finalmente se comprime a presión constante hasta el estado inicial
  - Dibuje el ciclo en un diagrama P -V
  - Calcule el trabajo total intercambiando.

Rta.: -3582.48 J

11) A una sala de 6 m de ancho, 7 m de largo y 2,4 m de altura, concurren 20 personas, de las cuales, cada una cede 95 kcal/h. Suponiendo que la sala está completamente cerrada y aislada, calcule el incremento de la temperatura del aire producido al cabo de 15 min. Suponga que cada persona ocupa un volumen de  $0,08 \text{ m}^3$  y que el proceso comienza a una presión de  $1 \cdot 10^5 \text{ Pa}$  y una temperatura de  $25^\circ\text{C}$ . Considere que  $M_{\text{aire}} = 28.8 \text{ g/mol}$  y  $C_v \text{ másico} = 0.17 \text{ kcal / (Kg K)}$

R:  $\Delta T = 24.56^\circ\text{C}$



12) Un cilindro contiene 10 g de aire ( $M_{\text{aire}} = 29 \text{ g/mol}$ ). Se tapa con un pistón de 6 kg que resbala sobre sus paredes, desciende 10 cm y comprime el gas adiabáticamente. ¿Cuánto aumenta la temperatura del aire? ( $c_{v \text{ aire}} = 20,9 \text{ kJ/ kmol K}$ )

Rta.:  $0,8^\circ\text{C}$

13) Un cilindro provisto de un pistón móvil contiene 88g de gas a la temperatura de  $27^\circ\text{C}$ . Se comprime adiabáticamente el gas hasta que el volumen sea  $1/10$  de inicial. Calcule la temperatura final, si es:

- a) dióxido de carbono
- b) helio
- c) hidrógeno.

Rtas.: a)  $325,42^\circ\text{C}$       b)  $1130,05^\circ\text{C}$       c)  $497,96^\circ\text{C}$

14)  $0,01 \text{ m}^3$  de aire a  $27^\circ\text{C}$  y presión atmosférica se comprimen isotérmicamente hasta un volumen de  $2 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$  y después se le permite expandirse adiabáticamente hasta un volumen igual al inicial. ( $\gamma = 1,4$ ) Represente la transformación en un diagrama p-V y calcule la temperatura final.

Rta.:  $-117^\circ\text{C}$