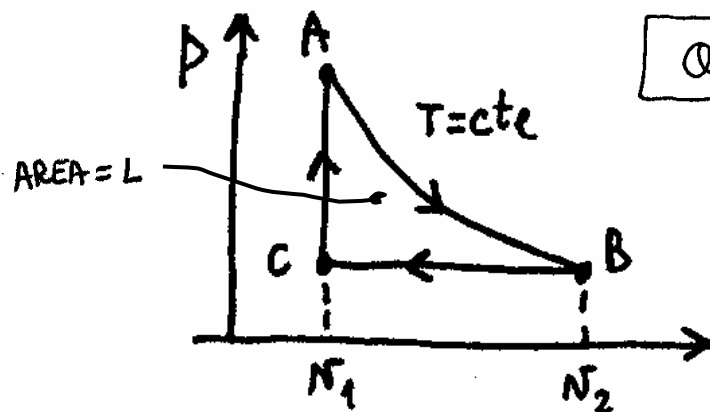


PRIMER PRINCIPIO DE LA TERMODINAMICA

- * TRABAJO REALIZADO POR UN GAS
- * ENERGIA INTERNA U
- * PRIMER PRINCIPIO
- * CALORES ESPECIFICOS C_p Y C_v
- * EVOLUCION SEGUIDA POR UN GAS
- * EL DIAGRAMA P-V
- * EVOLUCIONES A P cte, A V cte Y A T cte
- * EVOLUCION ADIABATICA
- * CICLOS



$Q = \Delta U + L$ ← PRIMER PRINCIPIO

$\Delta U_{ciclo} = 0$

PRIMER PRINCIPIO

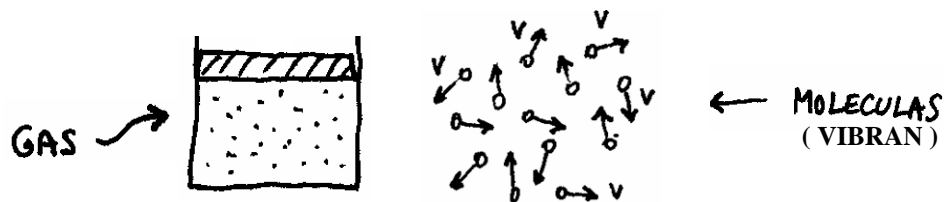
DE LA

TERMODINAMICA

Termos: calor. Dinámica: movimiento. La palabra termodinámica significa algo así como movimiento del calor. En termodinámica lo que hacemos es ver como el trabajo puede transformarse en calor y como el calor puede transformarse en trabajo. El primer principio de la termodinámica relaciona el calor que uno entrega a un sistema con el trabajo que hace ese sistema. Veamos entonces qué es calor y qué es trabajo.

CALOR

El calor vendría a ser algo así como la energía cinética que tienen las moléculas de un cuerpo. Cada molécula se mueve a cierta velocidad V . La energía cinética que tiene esa molécula vale $\frac{1}{2} m V^2$. Si vos sumás la cantidad de energía que tienen todas las moléculas de una cosa, tenés la cantidad de calor que tiene esa cosa.



En la práctica si vos querés saber si un cuerpo tiene mucha cantidad de calor, lo que se hace es lo siguiente: Se pone al cuerpo caliente adentro de un calorímetro con agua. Si el agua se calienta mucho, el cuerpo tiene gran cantidad de calor. Si el agua se calienta poco, el cuerpo tiene poca cantidad de calor. Resumiendo, el calor vendría a ser la capacidad que tiene una cosa de elevar la temperatura del cuerpo que tiene al lado.

El calor es energía. Esa energía se mide en Jules o en Calorías. La equivalencia es esta:

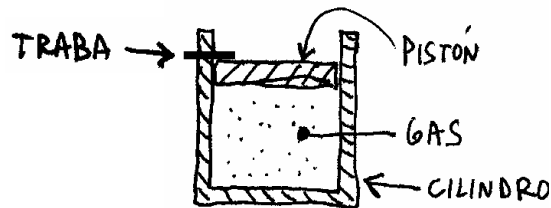
$1 \text{ Kcal} = 4186 \text{ Joule}$



EQUIVALENCIA
ENTRE JOULES
Y CALORIAS

TRABAJO REALIZADO POR UN GAS CUANDO SE EXPANDE

Imaginate un cilindro con gas. Dentro de un cilindro hay cierta presión. Supongamos que la tapa está clavada o tiene algo para que no se pueda mover. (Una traba o un tope).



Si saco la traba el gas se empieza a expandir. La presión interior del cilindro empuja la tapa para arriba una distancia d . La tapa sube. Supongamos que la presión dentro del cilindro se mantiene constante mientras la tapa sube. La presión sobre la tapa multiplicada \times la superficie del émbolo me da la fuerza que empuja.



La fuerza multiplicada por la distancia d que sube el pistón me da el trabajo realizado. Es decir:

$$L = F \times d$$

$$L = p \times sup \times d$$

Pero $Sup \times d$ es el volumen que se expandió el gas. Entonces el trabajo queda:

$$L = \text{Presión} \times \text{Volumen expandido}$$

El volumen expandido se puede poner como Volumen final - Volumen inicial. Entonces el trabajo realizado por el gas queda:

$$L = p (V_f - V_0)$$



Trabajo realizado por un gas que se expande a $p = \text{cte}$

Ahora fijate esto: El gas puede expandirse o puede contraerse. Si vengo yo de afuera y

empujo la tapa para abajo, el gas se comprime. Ahí el sistema está recibiendo trabajo del exterior. (Del medio). Para calcular el trabajo que realiza el gas cuando se lo comprime también puedo usar la fórmula $L = p \times (V_f - V_0)$. Pero como ahora V_f es menor que V_0 , el trabajo me da negativo. (atento)

Conclusión: Fijate los signos por favor.

SIGNOS DEL TRABAJO
✓ REALIZADO POR UN GAS

Si un gas se expande, V_f es mayor que V_0 . El trabajo hecho por el gas es (+). Si el gas se comprime, V_f es menor que V_0 . El trabajo del gas es (-).

← (VER)

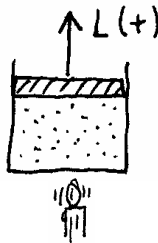
Vamos ahora a las unidades del trabajo realizado por un gas. Si pongo a la presión en Pascales (= N/m^2) y a al volumen en metros cúbicos, el trabajo dará en Joules.
($[L] = [p] \times [V] = N/m^2 \times m^3 = N \times m = \text{Joule}$)

EJEMPLO

UN GAS SE ENCUENTRA EN UN CILINDRO A UNA PRESION DE 10 Pa .

a)- CALCULAR QUE TRABAJO REALIZA EL GAS SI SE LO CALIENTA MANTENIENDO LA PRESION CONSTANTE HACIENDO QUE SE EXPANDA DESDE UN VOLUMEN INICIAL DE $1 m^3$ A UN VOLUMEN FINAL DE $3 m^3$.

b)- IDEM SI EL GAS SE ENFRIA A PRESION CONSTANTE DESDE UN VOLUMEN DE $1 m^3$ A UN VOLUMEN FINAL DE $0,5 m^3$.



← EL GAS SE EXPANDE A PRESION CONSTANTE Y ENTREGA UN TRABAJO L

Rta: a) El trabajo realizado es $L = p \times (V_f - V_0)$. Me dicen que $P = 10 \text{ Pa}$, $V_f = 3 m^3$ y $V_0 = 1 m^3$. Entonces :

$$L = 10 \text{ N/m}^2 \times (3 m^3 - 1 m^3)$$

$$\rightarrow \underline{L = 20 \text{ Joule}}$$

En este caso el gas se expandió. Realizó trabajo positivo.

b) El trabajo realizado es otra vez $L = p \times (V_f - V_0)$. Ahora $V_f = 0,5 \text{ m}^3$ y $V_0 = 1 \text{ m}^3$.

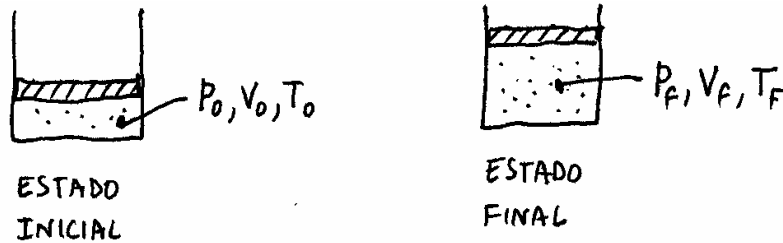
$$L = 10 \text{ N/m}^2 \times (0,5 \text{ m}^3 - 1 \text{ m}^3)$$

$$\rightarrow \underline{L = - 5 \text{ Joule}}$$

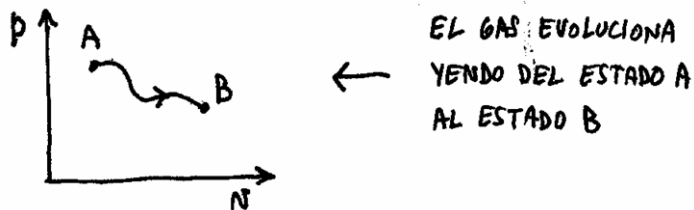
Ahora el gas se comprimió. El trabajo dio (-). Se realizó trabajo sobre el gas.

EVOLUCION SEGUIDA POR UN GAS

Supongamos que tengo un gas en un cilindro. El gas está a presión P_0 , ocupa un volumen V_0 y tiene una temperatura T_0 . Entregándole calor o trabajo hago que el gas termine teniendo una presión P_f , ocupando un volumen V_f y teniendo una temperatura T_f .



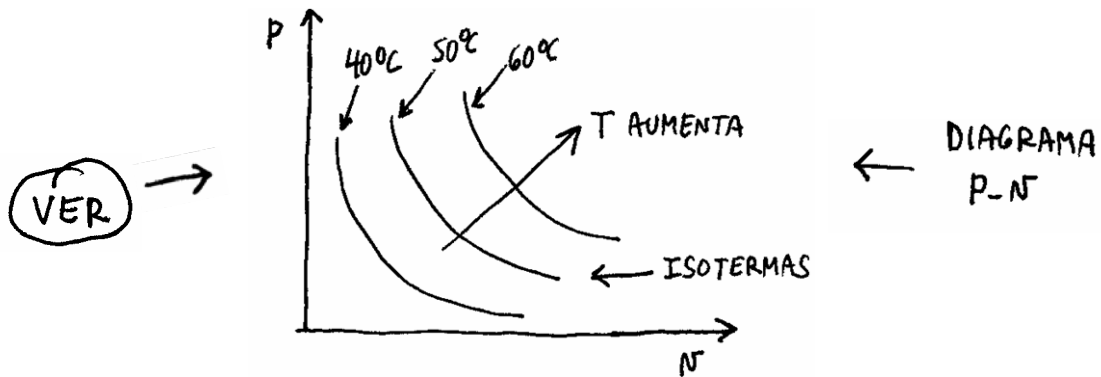
Digo que el gas **evoluciona** del estado inicial al estado final. Sus parámetros de presión volumen y temperatura cambiaron. Esta evolución se suele representar en un diagrama P-V. Vendría a ser algo así :



Generalmente se dice que el gas " fue de A a B ". Atención. Esto no quiere decir que " el gas se haya movido desde el punto A al punto B ". Lo que quiere decir es que sus parámetros de Presión volumen y temperatura cambiaron desde los que tenía en A hasta los que tiene ahora en B.

EL DIAGRAMA P-V ← ESTO

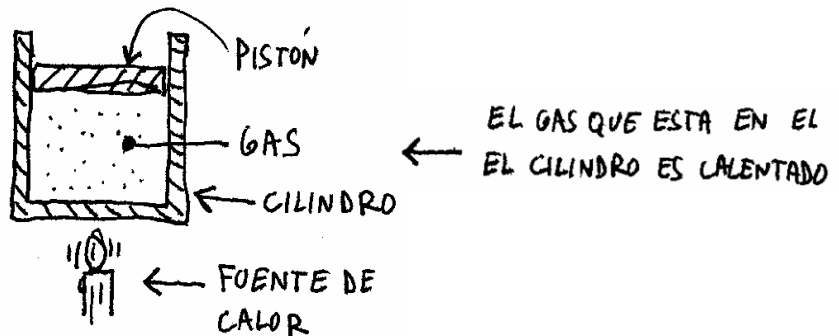
El diagrama P-V se usa para representar las evoluciones que sigue un gas. P-V significa "presión en función del volumen". Lo principal que hay que saber de este diagrama es como van las isotermas. Las isotermas son curvas que marcan los puntos de igual temperatura. En el diagrama P-V las isotermas son hipérbolas. Estas hipérbolas son paralelas unas a otras. Las isotermas de mayor temperatura están corridas hacia la derecha y hacia arriba. (Así: ↗). Fijate :



Para entender por qué las isotérmicas son hipérbolas, hay que pensar que para una cierta temperatura, el producto $P \cdot V$ es constante. De manera que $P = 1 / V$. Estas isotermas crecen siguiendo una línea a 45° como está marcado en el dibujo.

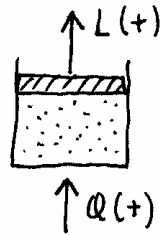
ENERGIA INTERNA U ← IMPORTANTE

Supongamos que tengo un gas encerrado en un cilindro. El cilindro tiene una tapa que se puede mover. Caliento el gas y le entrego 100 calorías. ¿ Qué pasa ?



Rta: Bueno, lo que pasa es esto: El gas se calienta y se expande. Si la tapa es móvil, el émbolo se va a ir para arriba. Entonces uno puede aprovechar la expansión del gas para obligarlo a realizar trabajo. (Ese es el truco).

Por ejemplo, con la tapa que sube uno puede levantar un peso hasta cierta altura. (Un ascensor, por ejemplo). O podría mover un auto, o podría mover un tren, o un barco o lo que fuera. (Las primeras locomotoras a vapor funcionaban así). Entonces, yo entrego 100 calorías al gas y obtengo a cambio un trabajo.



← Al entregar un calor Q al gas obtengo un trabajo L

Darí la impresión de que todo el calor que entregué se convirtió en trabajo. En ese caso uno podría decir que $Q = L$. Pero no es así. Fijate porque no: El calor es una forma de energía. Las moléculas del gas se mueven para todos lados. (El calor vendría a ser la energía cinética que tienen estas moléculas al moverse). Supongamos que no dejo que el pistón se mueva. Clavé la tapa. (O la soldé). Ahora tengo un cilindro rígido. Vuelvo a entregar 100 calorías al gas. Ahora **el pistón no puede subir porque está clavado**. Y si el émbolo no puede subir, no puede realizar trabajo.

Me pregunto: ¿ Dónde fueron las 100 calorías que entregué al gas ?

Rta: Esa energía no se puede haber perdido. Sé que al entregar calor al cilindro, el gas se debe haber calentado. Sus moléculas ahora deben estar moviéndose más rápido que antes. ¿ Entonces ?

Bueno, pienso un poco y concluyo diciendo esto: (Leer)

El calor que entregué al gas de alguna manera quedó almacenado dentro del cilindro. Me doy cuenta de que esto es así porque la temperatura del gas aumentó. Sus moléculas se mueven más rápido. Tienen más energía. Las 100 calorías que le di **tienen que estar dentro del gas**. No sé donde, pero se deben haber transformado en algún tipo de energía. Esa energía no se ve pero debe estar. Sé que está porque el gas está más caliente. Entonces llamo a esa energía encerrada en el gas **ENERGIA INTERNA U**.

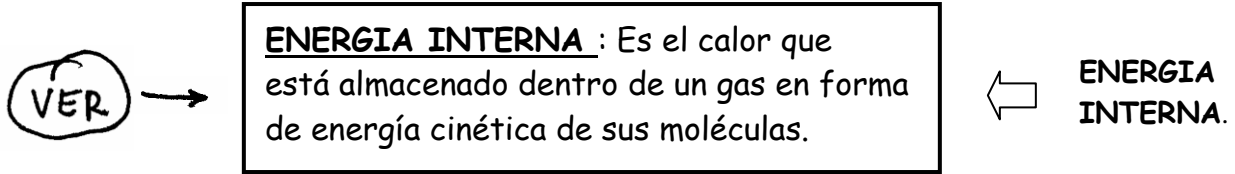
¿ QUE ES LA ENERGIA INTERNA ?

Sin hilar fino digamos que la energía interna es la energía que está encerrada en el gas. Muy lindo, pero... ¿ Dónde está metida exactamente esta energía ?

Rta: Bueno, No es fácil explicar esto. La verdadera explicación de lo que es la energía interna es un poco complicada. Yo te lo voy a decir así:

**LA ENERGÍA INTERNA ES EL CALOR
QUE ESTÁ GUARDADO EN EL GAS**

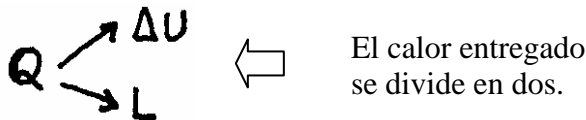
Analicemos un poco este asunto de " calor guardado ". Parece lógico que al darle calor al gas, sus moléculas se empiecen a mover más rápido y tengan más energía cinética. Entonces, sin hilar fino, voy a quedarme con la siguiente idea:



Esta explicación es un poco discutible. Pero bueno, esto es Biofísica. Por ahora tomalo como que es así. O sea, para nosotros la energía interna de un gas va a ser la energía que tiene almacenada el gas en forma de calor.

PRIMER PRINCIPIO DE LA TERMODINAMICA ← ATENTO

Cuando uno entrega calor a un gas, este calor se divide en 2 partes. Una parte se usa para expandir el gas. (Es decir, realizar trabajo). La otra parte queda encerrada en el gas en forma de energía interna.



Es decir, el calor entregado se transforma parte en ΔU y parte en L . Entonces la ecuación que vamos a usar queda así:

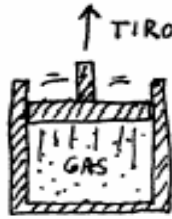
$$Q = \Delta U + L \quad \leftarrow \text{PRIMER PRINCIPIO}$$

En esta fórmula Q , ΔU y L están medidas en Joules, calorías o Kilocalorías. Para entender bien como se usa la fórmula $Q = \Delta U + L$ hay que hacer muchos problemas. Eso viene después. Vamos ahora a que veas algunas cosas que tenés que saber antes de usar la fórmula $Q = \Delta U + L$

SISTEMA, MEDIO Y UNIVERSO

El primer principio de la termodinámica es la ley de la conservación de la energía. Esta ley se puede aplicar a cualquier cosa. Puede ser una piedra, un pájaro, un avión, un ser humano... Lo que sea. Ahora generalmente en los problemas de los parciales, ellos te dan

un gas ideal que está encerrado en un cilindro. Es decir, vamos a aplicar el 1er principio prácticamente sólo a los gases ideales. Por ejemplo, un típico problema podría ser algo así:



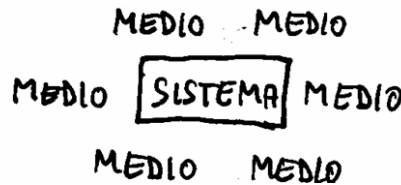
UN TÍPICO PROBLEMA DE 1^{er} PRINCIPIO PARA UN GAS ENCERRADO EN UN CILINDRO

¿ Qué te pueden preguntar en un problema así ?

Rta: Bueno, te dan las condiciones iniciales y te pueden preguntar cuál es la temperatura final del gas, qué trabajo realizó, qué calor se le entregó, cuánto varió su energía interna, cuál es su presión final, etc.

Entonces, una cosa que tenés que saber es que para resolver los problemas de 1er principio siempre hay que aclarar cuál es el sistema y cuál es el medio.

Sistema es el objeto al cual vos le estás aplicando el 1er principio. Medio es lo que rodea a ese objeto. Es decir:



En la mayoría de los casos el sistema va a ser el gas que está encerrado en el cilindro. El medio va a ser todo lo que rodea al cilindro. (Medio = Entorno o medio ambiente). Por último, el universo va a ser el sistema + el medio.

$$\text{SISTEMA} + \text{MEDIO} = \text{UNIVERSO}$$

CONVENCION DE SIGNOS PARA EL 1^{er} PRINCIPIO ← IMPORTANTE

Para saber los signos del calor y el trabajo se usa la siguiente convención:

CONVENCION DE SIGNOS



← EL CALOR QUE ENTRA AL SISTEMA ES (+). EL QUE SALE ES (-).



EL TRABAJO QUE ENTRA AL SISTEMA ES (-). EL QUE SALE ES (+).

Resumamos todas las posibilidades:

Calor que entra al gas: Signo positivo. (Calor recibido)
Calor que sale del gas: Signo negativo. (Calor cedido)
Trabajo que realiza el gas : Signo positivo. (= expansión)
Trabajo que se realiza sobre el gas : Signo negativo. (= compresión)

Atención

Las siguientes frases quieren decir lo mismo:

CALOR RECIBIDO POR EL GAS = CALOR QUE ENTRA AL SISTEMA = CALOR ABSORBIDO POR EL GAS

CALOR ENTREGADO POR EL GAS = CALOR QUE SALE DEL SISTEMA = CALOR CEDIDO POR EL GAS

TRABAJO RECIBIDO POR EL GAS = TRABAJO QUE ENTRA AL SISTEMA = TRABAJO REALIZADO SOBRE EL GAS

TRABAJO ENTREGADO POR EL GAS = TRABAJO QUE SALE DEL SISTEMA = TRABAJO REALIZADO POR EL GAS

← VER ESTO

Las siguientes palabras también son sinónimos: MEDIO - MEDIO AMBIENTE Y ENTORNO

TRABAJO REALIZADO POR EL SISTEMA Y TRABAJO REALIZADO POR EL MEDIO

Cuando entra calor al cilindro, ese calor sale del medio. Cuando el gas realiza trabajo, ese trabajo va a parar al medio ambiente. En valor absoluto, el trabajo realizado por el sistema es el mismo que el que recibe el medio. Y a su vez, el calor recibido por el sistema es el mismo que el que sale del medio ambiente. (Siempre hablamos de valor absoluto. O sea, si entran 30 Joules al sistema, salieron 30 Joules del medio).

Entonces, si uno toma en cuenta los signos se puede poner que:

$$\begin{array}{l} L_{\text{sist}} = -L_{\text{MEDIO}} \\ Q_{\text{sist}} = -Q_{\text{MEDIO}} \end{array}$$

← ATENTO



Algunas aclaraciones sobre el primer principio

* El primer principio es la ley de conservación de la energía. Esta ley se podría enunciar así: El calor es una forma de energía. Si uno entrega calor a un sistema, este calor no se pierde. Se transforma todo en trabajo o queda todo almacenado en el sistema en forma de energía interna, o las 2 cosas a la vez.

* A veces el 1er principio se lo pone como $\Delta U = Q - L$. Es lo mismo.

* Al trabajo realizado lo puse con la letra L. Alguna gente lo llama **W**. (De work). Esta gente escribe el primer principio como $Q = \Delta U + W$. (Es lo mismo).

* El trabajo, el calor y la energía interna van siempre en calorías o en Joules. (1 Kcal = 4186 Joules). A veces ponen Q, ΔU y L en una unidad media rara que se llama litro-atmósfera (= litro x atm). La equivalencia es esta:

$$1 \text{ litro-atm} = 101,3 \text{ Joules}$$

* En la mayoría de los problemas uno plantea la fórmula $Q = \Delta U + L$ para gases que están adentro de cilindros. A veces el alumno llega al oral del libro de Biofísica pensando que el 1er principio es una fórmula que se aplica solo a gases ideales. Pero el 1er principio no vale sólo para gases ideales. El 1er principio vale para cualquier cosa. La fórmula $Q = \Delta U + L$ se puede aplicar tanto a un gas, como a un auto, a un pájaro, a una piedra o incluso a una persona. Cualquier cosa viva o no viva cumple el 1er principio. Esto es así porque el 1er principio de la termodinámica es la ley de conservación de la energía. La ley de la conservación de la energía vale siempre y vale para todo.

CALOR ESPECIFICO A PRESION CONSTANTE (c_p) Y CALOR ESPECIFICO A VOLUMEN CONSTANTE (c_v)

Cuando uno calienta un sólido o un líquido, la fórmula que me da el calor entregado es $Q = m c (T_F - T_0)$. En esta fórmula el "c" es el calor específico del cuerpo. Los sólidos y los líquidos tienen un solo calor específico. El asunto es que los gases tienen 2 calores

específicos distintos. Se llaman c_v y c_p . ¿ Por qué pasa esto en los gases ?

Rta: Bueno, es un poco complicado explicar. El asunto es que los gases pueden ser calentados a presión constante o a volumen constante. Si a un gas se lo calienta manteniendo su volumen constante, se usa el calor específico a volumen constante (c_v). Si al gas se lo calienta manteniendo su presión constante, se usa el calor específico a presión constante (c_p). El c_v y el c_p suelen ser datos.

CALOR RECIBIDO O ENTREGADO POR UN GAS

Plantear el 1er principio es plantear la ecuación $Q = \Delta U + L$. Cada vez que tengas que resolver un problema, vas a tener que calcular Q , ΔU y L . Empecemos viendo como se calcula Q . Las fórmulas para el calor entregado o recibido por un gas son:

$Q_{(a V = cte)} = m c_v (T_F - T_0)$ $Q_{(a P = cte)} = m c_p (T_F - T_0)$	←	CALOR RECIBIDO POR UN GAS A VOLUMEN CONSTANTE Y A PRESION CONSTANTE
---	---	---

O sea, son las mismas fórmulas que para calentar un líquido o un sólido pero usando los calores específicos c_v y c_p . Estas fórmulas dan el calor recibido o entregado por un gas que pasó de cierta temperatura $T_{INICIAL}$ a otra temperatura T_{FINAL} .

Si el gas recibe calor, Q te va a dar positivo. (Entra al sistema). Si el gas cede calor, Q te va a dar negativo. (Q sale del sistema).

En las fórmulas EME es la masa o el Nro de moles del gas. Para saber si a la masa tenés que ponerla en moles o en kg, tenés que ver en qué unidades tenés el calor específico. Si te lo dieron en Kcal/Kg °C, usas la masa. Si te lo dieron en Kcal/moles °C, usas moles.

¿ Cómo calculo el calor recibido por el gas si la evolución seguida no es a presión constante o a volumen constante ?

Rta: No se puede. O sea, no hay formulas para calcular Q que no sean a $V = cte$ o a $P = cte$. Si la evolución no es a P constante o a v constante hay que calcular Q despejándolo de la fórmula del 1er principio $Q = \Delta U + L$. Vas a entender mejor esto cuando veas algunos ejemplo más adelante.

COMO SE CALCULA LA ENERGÍA INTERNA ← VER ESTO

Para calcular la variación de energía interna hay una sola fórmula. Esta fórmula es:

$\Delta U = c_v m (T_F - T_0)$	←	ASÍ SE CALCULA LA VARIACIÓN DE ENERGIA INTERNA
--------------------------------	---	--

Ojo, fijate que esta fórmula no te da la Energía interna que tiene el gas. Esta fórmula te da la **VARIACIÓN** de energía interna. Es decir, lo que uno está calculando es lo que varió U cuando el gas pasó de un estado 1 a otro estado 2. En esta fórmula C_V es el calor específico del gas a volumen constante. Igual que antes ene puede ser el Nro de moles o la masa de gas. Para saber si tenés que usar moles o kg tenés que ver en qué unidades tenés el C_V .

LA ENERGÍA INTERNA DEPENDE SOLO DE LA TEMPERATURA ← (OJO)

La energía interna de un gas depende **SOLO** de la temperatura del gas. Esto es muy-muy importante. Repito: U depende de T , solo de T y nada más que de T .

A ver si nos entendemos. Si tengo un gas a 100°C , el gas tendrá cierta energía interna. Si aumento la temperatura del gas, la energía interna aumenta. Si disminuyo la temperatura del gas, la energía interna disminuye.

Es decir, si aumento la temperatura del gas, la variación de energía interna es positiva. Si disminuyo la temperatura del gas, la variación de energía interna es negativa.

Resumiendo:

SI T AUMENTA $\rightarrow \Delta U = \oplus$
SI T DISMINUYE $\rightarrow \Delta U = \ominus$

Y lo más importante de todo, si la temperatura del gas no cambia, no cambia su energía interna. Es decir, supongamos que inicialmente el gas está a cierta presión, a cierta temperatura y ocupa cierto volumen. Y supongamos que al final es gas está a otra presión, ocupa otro volumen **pero está a la misma temperatura**.



En ese caso, la energía interna final será igual a la inicial. No importa que hayan variado la presión o el volumen. Lo único que importa es que la temperatura no cambió.

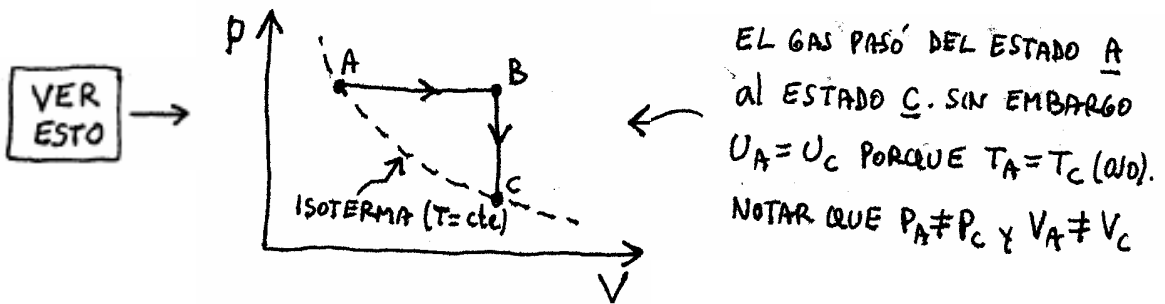
Conclusión:

SI LA TEMPERATURA NO CAMBIA, <u>U</u> NO CAMBIA	← CUIDADO
---	-----------

O dicho de otra manera:

SI LA TEMPERATURA NO CAMBIA $\rightarrow \Delta U = 0$ \leftarrow VER

El primer principio de la termodinámica es un tema que se maneja con frases del millón. Estas frases han salvado numerosas vidas en parciales y finales. De a poco tenés que ir aprendiéndote todas estas frases. En el tema de primer principio las frases del millón son como 10 o 12. La que dice que "U no cambia si no cambia T" es una de las más importantes. El asunto de que U es sólo función de la temperatura es uno de los conceptos fundamentales acá en 1er principio.



U no cambia si no cambia T. Hay mil maneras de ver esto y mil maneras de entenderlo. Persona que logre darse cuenta que para que cambie la energía interna tiene que cambiar la temperatura, se habrá anotado un poroto en el tema de termodinámica.

No es raro ver a la gente salir de los exámenes, golpearse la cabeza y decir: ¡ Claro, como no me di cuenta ! ¡ ΔU era cero porque no cambiaba T !
Conste que te lo advertí.

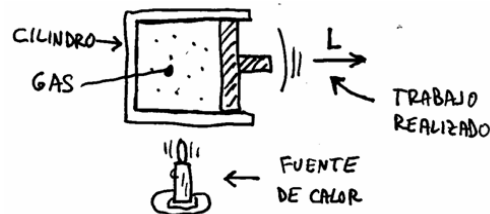
EJEMPLO DE APLICACIÓN DEL 1er PRINCIPIO

Se tiene un gas encerrado en un cilindro con una tapa móvil. El recipiente está rodeado por la atmósfera y su presión interior es la atmosférica. El volumen inicial ocupado por el gas es de 2 m^3 .

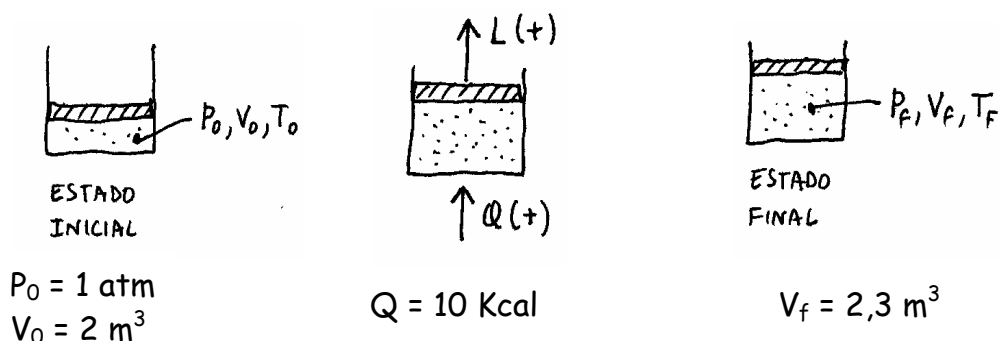
Se le entregan 10 Kilocalorías al gas y éste se expande hasta tener un volumen final de $2,3 \text{ m}^3$.

Calcular:

- a) - El trabajo realizado por el gas.
- b) - La variación de energía interna.



Analícemos un poco el asunto. Tengo un gas en un cilindro que tiene $P_0 = 1 \text{ atm}$ y $V_0 = 2 \text{ m}^3$. Se le entregan 10 Kcal al gas y el gas se expande de 2 m^3 a $2,3 \text{ m}^3$.



a) - Calculo el trabajo realizado por el gas: ¿ Puedo plantear que $L = p \times (V_f - V_0)$? (Ojo). Daría la impresión de que sí porque dicen que la presión interior del gas es la atmosférica... Pero en realidad no. Porque la presión interior del gas no es necesariamente la atmosférica mientras el gas se va expandiendo. El problema no aclara que la expansión se haya realizado a presión constante. De manera que no puedo hacer la cuenta $L = 1 \text{ atm} \times (2,3 \text{ m}^3 - 2 \text{ m}^3)$. Pero hay un truco. No sé la presión interior del gas. Pero sí sé que la presión exterior se mantuvo siempre en su valor de 1 atm. Entonces puedo calcular el trabajo del medio. (Que es la atmósfera). El entorno contrajo su volumen en $0,3 \text{ m}^3$. Entonces el trabajo realizado por el medio vale:

$$L = 1 \text{ atm} \times (V_f - V_0)$$

$$\Rightarrow L = 101.300 \text{ N/m}^2 \times (-0,3 \text{ m}^3)$$

$$\rightarrow L = -30.390 \text{ J} \quad \leftarrow \text{Trabajo del medio}$$

$$\text{Pero } L_{\text{sist}} = -L_{\text{medio}} \rightarrow \underline{L_{\text{gas}} = 30.390 \text{ J}} \quad \leftarrow \text{Trabajo del gas}$$

El gas se expandió. Realizó trabajo positivo.

b) Para calcular la variación de energía interna planteo del 1er principio:

$$Q = \Delta U + L \rightarrow \Delta U = Q - L$$

El calor Q vale 10 Kcal. Lo paso a Joules: $10 \text{ Kcal} = 10 \times 4186 = 41.860 \text{ Joule}$. Entonces:

$$\Delta U = 41860 \text{ J} - 30.390 \text{ J}$$

$$\rightarrow \underline{\Delta U = 11.470 \text{ J} = 2,74 \text{ Kcal}} \quad \leftarrow \text{Variación de Energ Interna}$$

Este ΔU es positivo. Eso me indica que la temperatura del gas debe haber aumentado (La energía interna es función de la temperatura).

Pregunta: ¿ cómo es que si el gas se expandió, su temperatura aumentó ?
¿ No tendría que haber disminuido ?

Rta : No. La temperatura de un gas disminuye cuando el gas se expande si la expansión se produce por efecto de la presión interior. En ese caso la presión final va a ser menor que la inicial. Pero el gas se expandió por efecto del calor que le entregué. La presión final es igual a la inicial.

Pregunta: ¿ Se puede calcular la temperatura final a la que queda el gas ?

Rta : No. No sé puede. No conozco la temperatura inicial del gas. Pero si supiera la temperatura inicial podría calcular T_f . Fijate. Supongamos que me dijeran que $T_0 = 27^\circ\text{C}$ (= 300 K). Para calcular la temperatura final del gas planteo la ecuación de estado de los gases ideales:

$$\rightarrow \frac{P_0 \times V_0}{T_0} = \frac{P_F \times V_F}{T_F}$$
$$\frac{1 \text{ atm} \times 2 \text{ m}^3}{300 \text{ K}} = \frac{1 \text{ atm} \times 2,3 \text{ m}^3}{T_F}$$

$$\rightarrow \underline{T_f = 345 \text{ K} = 72^\circ\text{C}}$$

PRINCIPALES EVOLUCIONES QUE PUEDE SEGUIR UN GAS

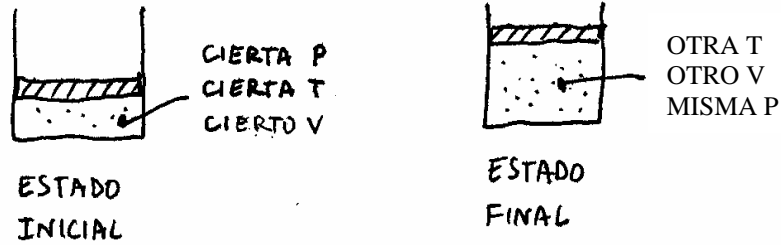
Un gas encerrado en un cilindro puede pasar de un estado A a otro estado B. Para pasar de A a B puede ir de mil maneras diferentes. Sin embargo, hay 4 evoluciones interesantes que puede seguir el gas. Estas 4 evoluciones son las siguientes:

- 1 - Evolución a presión constante (Isobara).
- 2 - Evolución a volumen constante (Isocora).
- 3 - Evolución a temperatura constante (Isotérmica).
- 4 - Evolución sin calor transferido (Adiabática).

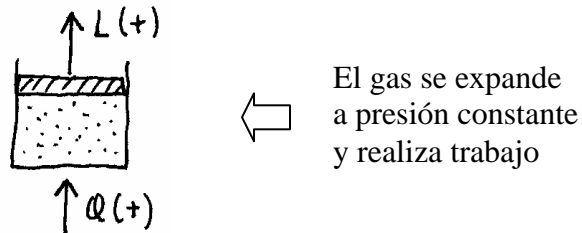
Estas 4 evoluciones especiales se usan mucho y hay que saberlas bien.

1 -EVOLUCION A PRESION CONSTANTE (ISOBARICA)

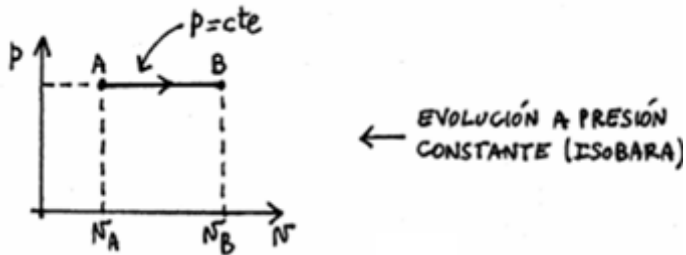
Voy calentando el gas desde un estado inicial a cierta presión, a cierta temperatura y a cierto volumen. El gas se va expandiendo cambiando su temperatura y su volumen, pero no su presión.



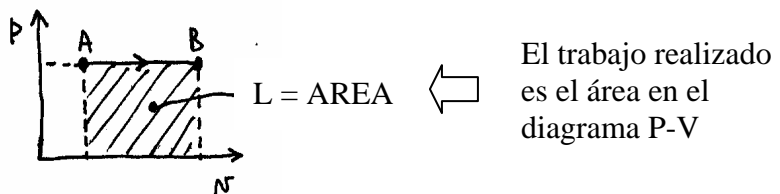
Fijate que acá la presión se mantiene constante, pero el gas se va calentando, se va expandiendo y realiza trabajo.



Lo que voy a ver acá es que la evolución dibujada en un diagrama P-V es una línea recta horizontal. Fijate:



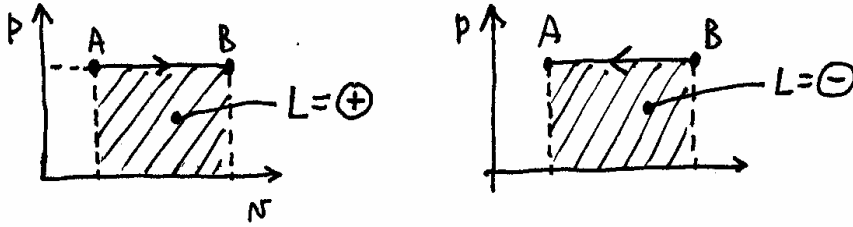
Ahora analicemos lo siguiente. Mientras el gas se fue calentando, se fue expandiendo y realizó trabajo. Si la evolución es a P constante, quiere decir que puedo calcular el trabajo realizado por el gas como $L = P \times (V_f - V_0)$. Pero fijate que hacer la cuenta $P \times (V_f - V_0)$ es calcular el área que hay bajo la evolución en el diagrama P-V.



Fijate otra cosa también muy importante: el signo del trabajo está metido en el área. El área te dice si el trabajo realizado es positivo o si es negativo.

Si la evolución va así \rightarrow el trabajo realizado es positivo porque el gas se expande.

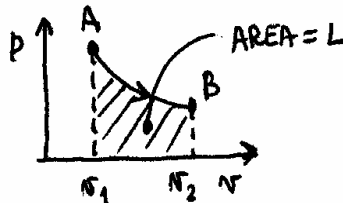
Si la evolución va así: \leftarrow el trabajo realizado es negativo porque el gas se comprime.



El signo del trabajo realizado depende del sentido de la evolución.

EL AREA SIEMPRE ES EL TRABAJO

Esta conclusión de que el área me da el trabajo realizado es muy importante. Es otra de las frases del millón. Este concepto del área no sólo vale en el ejemplo que puse yo, si no que vale para cualquier evolución.



← EL AREA BAJO LA EVOLUCION EN EL DIAGRAMA P-V ME DA EL TRABAJO REALIZADO POR EL GAS

Resumiendo:

EN CUALQUIER EVOLUCION EL AREA BAJO EL DIAGRAMA P-V ME DA EL TRABAJO REALIZADO POR EL GAS

← VER ESTO

APLICACIÓN DEL 1er PRINCIPIO PARA LA EVOLUCIÓN A $P = Cte$

Lo que voy a hacer ahora es plantear la fórmula $Q = \Delta U + L$ y ver cuanto da Q , cuánto da ΔU y cuánto da L . Veamos:

TRABAJO REALIZADO: Ya lo calculé antes. Me dio $P \times (V_f - V_0)$. (Que es el área)

CALOR ENTREGADO: Q fue entregado a presión constante. Por lo tanto lo puedo calcular como $Q = c_p m (T_f - T_0)$.

En esta fórmula T_f sería la temperatura en el punto B y T_0 sería la temperatura en el punto A. El c_p que figura en la ecuación sería el calor específico del gas a presión constante.

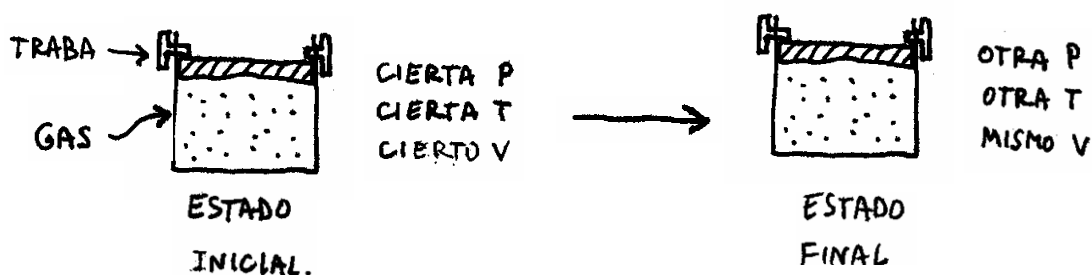
ENERGIA INTERNA: Para calcular la energía interna se usa esta fórmula :

$$\Delta U = c_v m (T_f - T_0)$$

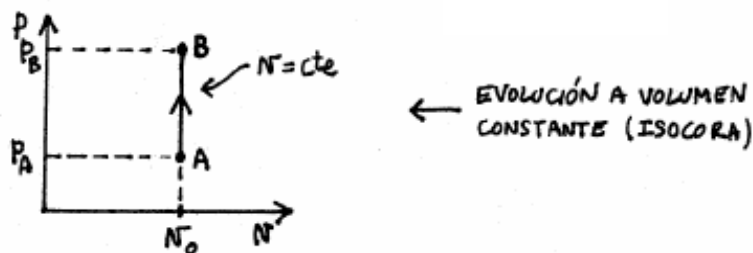
No puedo explicarte ahora de dónde sale esta fórmula. Igual que antes T_f y T_0 serían las temperaturas de los puntos A y B. El c_v que figura en la ecuación sería el calor específico del gas a volumen constante. Es raro que en esta fórmula haya que usar c_v siendo que la evolución es a presión constante. Pero es así.

2-EVOLUCION A VOLUMEN CONSTANTE (ISOCORICA)

Caliento el gas en el cilindro pero trabo la tapa para que no se mueva. La presión aumenta y la temperatura también. Pero el volumen no cambia porque la tapa está fija. La evolución es a volumen constante. (Isocora).



Si dibujo la evolución en un diagrama P-V voy a ver algo así :



Vamos a aplicar el primer principio a la evolución isocora y vemos que da:

TRABAJO REALIZADO:

Acá no hay trabajo realizado. El gas no se expande porque el cilindro está trabado. Por otro lado, veo que bajo la evolución no hay área porque la recta es vertical. Por lo tanto en la evolución Isocora $L = 0$.

CALOR ENTREGADO:

Hubo calor entregado y fue entregado a volumen constante. Por lo tanto lo puedo calcular como $Q = c_v m (T_f - T_0)$.

VARIACION DE ENERGIA INTERNA:

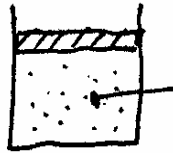
Hubo variación de energía interna porque el gas se calentó. Planteo el primer principio: $Q = \Delta U + L$. Como $L = 0$ me queda: $Q = \Delta U$, es decir que para la evolución a volumen constante la variación de energía interna vale : $\Delta U = c_v m (T_f - T_0)$.

PARED DIATÉRMANA (O diatérmica)

Es una pared que deja pasar todo el calor. (Dia: a través, termiana: calor = A través de ella pasa el calor). Es una pared tan finita que es como si no existiera. La pared diatérmica no puede impedir el paso del calor. Lo deja pasar totalmente.

Las paredes diatérmicas no existen en la realidad, pero una pared muy finita puede considerarse como una pared diatérmica.

Si vos hacés un calorímetro con paredes diatérmicas y ponés algo frío adentro, inmediatamente el calor entra de afuera y lo calienta. Y si vos ponés algo caliente adentro, inmediatamente el calor pasa por la pared al exterior y el cuerpo que está adentro se enfría.



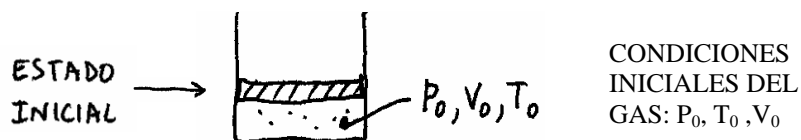
RECIPIENTE CON PAREDES DIATÉRMICAS. (DEJAN PASAR TODO EL CALOR)

Una pared diatérmica vendría a ser lo contrario de una pared adiabática. Es decir, un recipiente diatérmico sería exactamente lo contrario a un termo.

Nota: Las paredes diatérmicas no existen en la realidad. Cualquier material siempre impide un poco el paso del calor. Sin embargo, en algunos casos raros una pared puede llegar a comportarse en forma parecida a una pared diatérmica. Por ejemplo, si la evolución se produce muy-muy lentamente o si la pared es muy - muy finita.

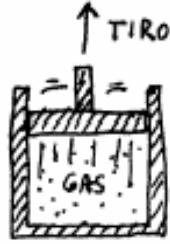
3-EVOLUCION A TEMPERATURA CONSTANTE (ISOTÉRMICA).

Para entender como se hace una evolución isotérmica hay que pensar un poquito. Imaginate que tengo el cilindro con gas a cierta presión, a cierto volumen y a cierta temperatura.



Ahora empiezo a tirar de la tapa para arriba. El gas se empieza a expandir.

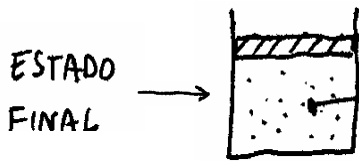
Su presión disminuye.



TIRO DE LA TAPA. EL GAS SE EXPANDE, SU PRESION DISMINUYE Y TIENDE A ENFRIARSE

Ahora fijate. Si yo tiro de la tapa para arriba, el gas tendería a enfriarse. No me sirve que se enfríe porque yo quiero que la evolución sea a temperatura constante. Para poder tener una evolución a temperatura constante podés imaginarte que las paredes del cilindro son diatérmicas (= dejan pasar todo el calor).

Voy tirando la tapa para arriba despacito. Apenas yo empiezo a tirar de la tapa, el gas desearía empezar a enfriarse. Pero no se enfría porque inmediatamente entra calor del exterior.

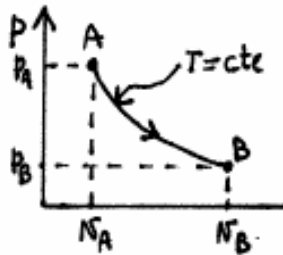


$P_f, V_f, T_f = T_0$



SITUACION FINAL DEL GAS: P_f, V_f Y MISMA TEMPERATURA INICIAL

Dibujó la evolución isotérmica en el diagrama P-V. Las curvas de temperatura constante son hipérbolas en el diagrama P-V. O sea que la evolución se vería así :



← EVOLUCION A $T=cte$ (ISOTERMICA)

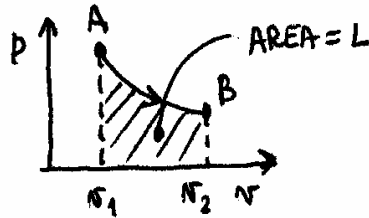
VARIACION DE ENERGIA INTERNA EN LA ISOTÉRMICA:

No hubo variación de energía interna porque el gas no cambió su temperatura. Acordate que la energía interna es función solo de la temperatura. Si T no cambia, U no cambia. Entonces: $\Delta U = 0$.

TRABAJO REALIZADO:

En la evolución isotérmica hay trabajo realizado. Ese trabajo lo hice yo (= el medio) sobre el gas. Daría ganas de calcular ese trabajo como $L = p \times (V_f - V_0)$. Pero no se puede calcular el trabajo así. ¿ Por qué ?

Rta: Porque durante la evolución la presión dentro del cilindro no se mantiene constante. Va variando todo el tiempo. ¿ Puedo decir que el trabajo realizado es el área bajo la curva ? Rta: Puedo, pero la curva ahora es una hipérbola. No tengo manera fácil de calcular el área.



← EL AREA BAJO LA EVOLUCION EN EL DIAGRAMA P-V ME DA EL TRABAJO REALIZADO POR EL GAS

De manera que para calcular el trabajo hay que plantear una integral. Esa integral da el siguiente choclazo:

$$L = n R T \ln \left(\frac{V_f}{V_o} \right)$$

← TRABAJO EN UNA EVOLUCIÓN ISOTÉRMICA

Esta fórmula se puede escribir también de otra manera. Acordate que en las isotérmicas se cumple que

$$P_o V_o = P_f \cdot V_f \Rightarrow \frac{P_o}{P_f} = \frac{V_f}{V_o}$$

Entonces el trabajo realizado en una evolución isotérmica también se puede poner en función de las presiones:

$$L = n R T \ln \left(\frac{P_o}{P_f} \right)$$

En estas fórmulas:

L es el trabajo realizado.

Ene (n) es el número de moles.

R es la constante de los gases: $R = 0,082 \text{ Litro} \cdot \text{atm} / \text{Kelvin} \cdot \text{mol}$.

T es la temperatura en Kelvin.

V_f y V_o son los volúmenes final e inicial que ocupa el gas. (Litros o m^3)

P_f y P_o son las presiones final e inicial que tiene el gas. (Pascales o atmósferas).

El trabajo tiene que dar en Joule o en calorías. Eso va a depender de las unidades que uses para la constante R. si ponés R como $0,082 \text{ Litro} \times \text{atm} / \text{Kelvin} \times \text{mol}$, el trabajo te va a dar en Litro \times Atmósfera. Un litro-atmósfera = 101,3 Joule.

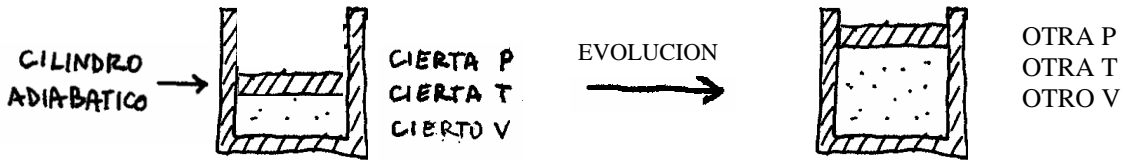
CALOR ENTREGADO:

Para saber la cantidad de calor que se entregó planteo el primer principio: $Q = \Delta U + L$. Como $\Delta U = 0$ me queda: $Q = L$. Es decir que para la evolución a temperatura constante el calor entregado vale lo mismo que el trabajo realizado.

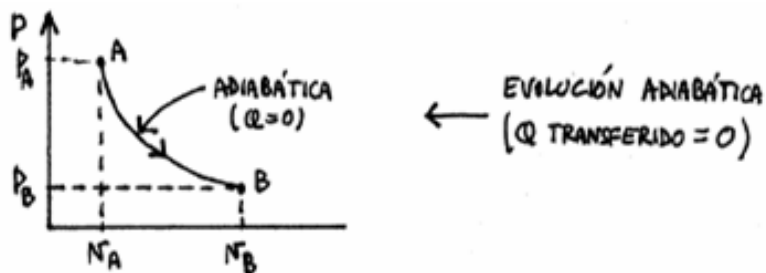
4-EVOLUCION SIN ENTREGA DE CALOR (ADIABATICA)

Imaginate que tengo un cilindro adiabático. No puede entrar ni salir calor de él. Una pared es adiabática cuando el calor no la puede atravesar. Los recipientes adiabáticos no existen en la realidad. Lo más parecido a un recipiente adiabático es un termo o los cosos de telgopor que se usan para poner helado.

Pongo en el cilindro un gas a cierta presión a cierta temperatura y ocupando cierto volumen. Ahora hago evolucionar al gas. Por ejemplo deajo que se expanda. Al expandirse el gas del cilindro se enfría. Su presión disminuye y su temperatura también. Atención, repito, esta evolución se hace SIN que entre o salga calor del cilindro. (= Evolución totalmente adiabática). Lo que tengo es algo así:



Esta evolución adiabática dibujada en el diagrama P-V tiene esta forma:



La adiabática en el diagrama P-V es parecida a la isotérmica pero no es una hipérbola. La adiabática está más inclinada para abajo que la isotérmica.

Vamos ahora al planteo del 1er principio para la evolución adiabática.

CALOR ENTREGADO:

No hay calor entregado o cedido. La evolución es adiabática. Por lo tanto $Q = 0$.

VARIACIÓN DE ENERGIA INTERNA: La variación de energía interna es siempre

$$\Delta U = c_v m (T_f - T_0)$$

TRABAJO REALIZADO :

Como $Q = \Delta U + L$, en este caso al ser $Q = \text{CERO}$ me queda $L = -\Delta U$. Es decir, en la evolución adiabática, todo el trabajo realizado por el gas se obtiene a expensas de la energía interna. Significa: El gas se expande, realiza trabajo y la temperatura del gas disminuye.

RESUMEN POLENTA

Para saber lo que pasa en una evolución determinada, hay que plantear siempre el 1er principio. En esta tabla que te paso va el resumen de los valores de Q , ΔU y L para las principales evoluciones. Atento con este resumen. Ha salvado la vida a miles de personas en parciales y finales.

EVOLUCIÓN	Q	ΔU	L
ISOBARA ($p = \text{cte}$)	$C_p m (T_2 - T_1)$	$C_v m (T_2 - T_1)$	$p(V_2 - V_1)$
ADIABATICA ($Q = 0$)	0	$C_v m (T_2 - T_1)$	$\ominus \Delta U$
ISOTERMICA ($T = \text{cte}$)	L	0	$mRT \ln(V_f/V_0)$
ISOCORA ($V = \text{cte}$)	ΔU	$C_v m (T_2 - T_1)$	0

VER

En esta tabla C_v y C_p son los calores específicos a volumen constante y a presión cte. m es la masa de gas en moles o en kg. Recordá que en todas la evoluciones ΔU vale $C_v m (T_2 - T_1)$, salvo para la evolución isotérmica en donde $\Delta U = 0$ porque la temperatura se mantiene constante.

Otras fórmulas que conviene tener por ahí son:

$$C_p - C_v = R$$

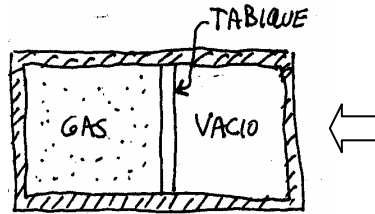
$$C_p = \frac{5}{2} R ; C_v = \frac{3}{2} R$$

← VALE SOLO PARA GASES MONOATOMICOS

$$R = 0,082 \frac{\text{l.atm}}{\text{K.mol}}$$

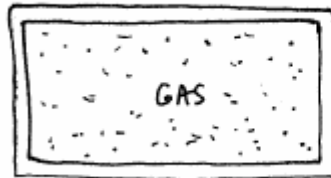
EXPERIENCIA DE JOULE ← LEER

Joule hizo un experimento que es el siguiente: Agarró un recipiente y lo dividió en dos partes con una pared. (Tabique). De un lado puso un gas. Del otro lado sacó todo el aire para que hubiera vacío. O sea, esto:



EXPERIENCIA DE JOULE

Después Joule sacó el tabique. El gas pasó a ocupar todo el recipiente. El asunto quedó así:



SITUACIÓN FINAL:
EL GAS OCUPA TODO
EL RECIPIENTE
PERO T NO CAMBIA

La cosa es que Joule midió la temperatura del gas y ve que no cambió. Es decir, si al principio el gas estaba a 30 °C, al sacr el tabique el gas sigue estando a 30 °C.

Si lo pensás un poco, este resultado es un poco extraño. Uno tiene un gas que se expande. Es raro que un gas al expandirse no cambie su temperatura. Pero bueno, el resultado del experimento fue ese: La temperatura del gas no cambió durante la expansión.

Ahora, durante la la evolución, el gas no recibe calor del exterior. Tampoco realiza trabajo porque no hay ningún pistón que empuje nada. Tampoco hay variación de energía interna porque T no cambia. Entonces, la conclusión de Joule es que:

CUANDO UN GAS IDEAL SE EXPANDE EN CONTRA DEL VACÍO, SU TEMPERATURA NO CAMBIA, NO HAY TRABAJO REALIZADO, NO HAY CALOR TRANSFERIDO Y NO HAY VARIACIÓN DE ENERGÍA INTERNA. ENTONCES PARA EL GAS DENTRO DEL CILINDRO

$$Q=0, \Delta U=0 \text{ y } L=0.$$

RESULTADO DE LA EXPERIENCIA DE JOULE

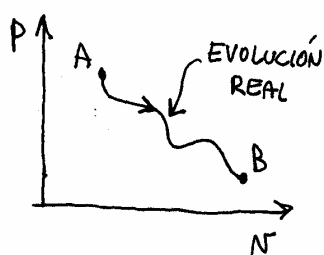
La experiencia de Joule es muy importante para la termodinámica. Pero es un poco difícil

explicar por qué es muy importante. Lo único que vos tener que saber es que cuando un gas ideal se expande en contra del vacío, $Q = 0$, $\Delta U = 0$ y $L = 0$

PREGUNTA PARA EXPERTOS:

Es difícil saber la forma exacta que tiene la evolución del gas dentro del cilindro durante la experiencia de Joule. Al sacar el tabique el gas se descomprime de golpe. De manera que la evolución no es ni adiabática, ni isotérmica, ni isobárica ni nada por el estilo.

Resumiendo, no la puedo dibujar. Pero supongamos que yo pudiera conocer esa evolución. Supongamos que tuviera esta forma :



Mirando la evolución veo que debajo de la curva AB hay cierta área. Quiere decir que hubo trabajo realizado. Al haber trabajo realizado, también va a haber calor recibido.

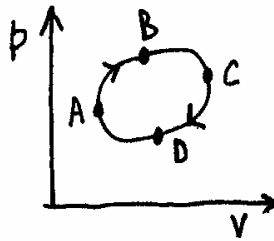
$$(Q = \Delta U + L)$$

¿ Entonces por qué el resultado del experimento de Joule es $Q = 0$, $\Delta U = 0$ y $L = 0$?

CICLOS (Atento)

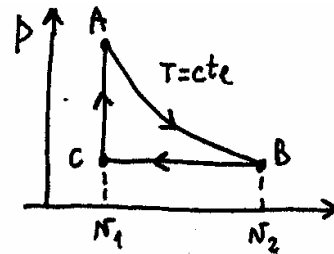
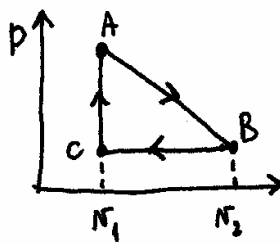
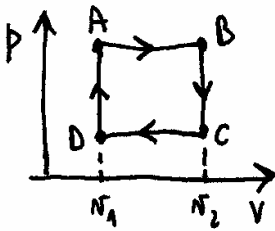
← **VER ESTO**

Tengo un ciclo cuando el gas hace una evolución cerrada. Es decir, sale de un punto A, pasa por otros estados y finalmente llega de nuevo al punto A. Cuando digo que el gas sale del punto A y llega al estado B no quiero decir que el gas "se mueva de A a B". Solo quiero decir que la presión P_A , el volumen V_A y la temperatura T_A cambian y se transforman en la presión P_B , el volumen V_B y la temperatura T_B . Ejemplo:



ESQUEMA DE UN CICLO. EL GAS SALE DE A, PASA POR LOS ESTADOS B, C, D Y VUELVE AL ESTADO A

Acá tenés algunos ciclos que aparecen mucho en parciales y finales:



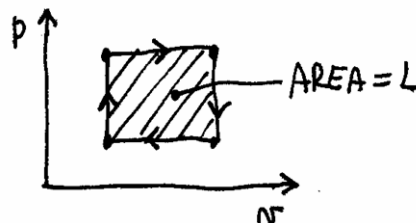
Lo más importante que tenés que saber de un ciclo son 3 cosas: (Otra vez atento)

1 - La variación de energía interna en un ciclo es cero. Esto pasa porque la energía interna es función de estado, es decir, depende de los valores iniciales y finales. Si el gas sale de un estado A, da toda la vuelta y vuelve al estado A, la temperatura final será la misma que la inicial. Por lo tanto en un ciclo $\Delta U = 0$

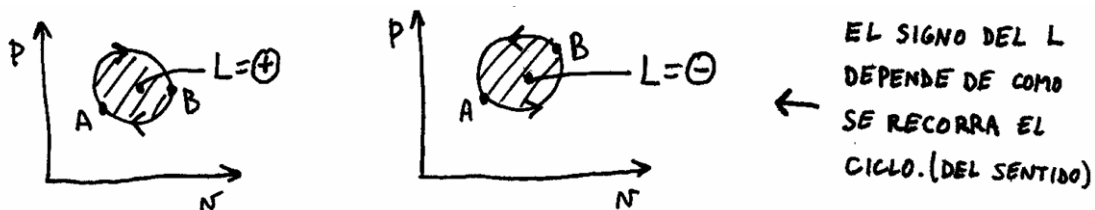
$\Delta U_{\text{ciclo}} = 0$

← **VER ESTO**

2 - El trabajo realizado por el gas en el ciclo es el área del ciclo.



3 - Si el ciclo se recorre en sentido horario, el trabajo será positivo. Si el ciclo se recorre al revés, el trabajo será negativo.



Para resolver los problemas de ciclos hay 2 caminos:

1 - Se resuelve todo el ciclo como un conjunto. Se calcula L como el área del ciclo. Como ΔU es cero, el calor entregado será igual a L

2 - Se resuelve el ciclo calculando Q , ΔU y L evolución por evolución. Después se calcula Q total sumando los Q de cada evolución. Lo mismo con los L . Sumando todos los ΔU calculados tendría que dar cero.

FRASES DEL MILLÓN EN EL 1^{er} PRINCIPIO DE LA TERMODINÁMICA

Para resolver los problemas de 1er principio hay que ser astuto, pero no demasiado. Es decir, hay que saber, pero no hay que pasarse de listo. Principalmente tenés que saber razonar usando las frases del millón. Acá te hago un resumen de las principales frases:

* SI UN GAS SE EXPANDE, HACE TRABAJO POSITIVO. SI UN GAS SE CONTRAE, HACE TRABAJO NEGATIVO.

* LA ENERGIA INTERNA DE UN GAS ES EL CALOR QUE ESTÁ ALMACENADO DENTRO DE UN GAS EN FORMA DE ENERGÍA CINÉTICA DE SUS MOLÉCULAS

* LA ENERGIA INTERNA DE UN GAS IDEAL ES FUNCION DE ESTADO. ΔU NO DEPENDE DEL CAMINO SEGUIDO POR LA EVOLUCIÓN. DEPENDE SÓLO DE LOS ESTADOS INICIAL Y FINAL.

* LA ENERGÍA INTERNA DE UN GAS IDEAL DEPENDE SOLO DE LA TEMPERATURA

* SI LA TEMPERATURA DE UN GAS NO CAMBIA, U NO CAMBIA

* ΔU SE CALCULA SIEMPRE CON LA MISMA FORMULA : $\Delta U = C_v m (T_F - T_0)$

* SI LA TEMPERATURA DE UN GAS NO CAMBIA, $\Delta U = 0$

SI T AUMENTA $\rightarrow \Delta U = \oplus$
SI T DISMINUYE $\rightarrow \Delta U = \ominus$

* EN EL DIAGRAMA P-V LAS isothermas crecen siguiendo una línea a 45°

* EL 1^{ER} PRINCIPIO DE LA TERMODINÁMICA ES LA LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA ENERGÍA. SI UNO ENTREGA CALOR A UN SISTEMA, ESTE CALOR SE TRANSFORMA PARTE EN TRABAJO Y PARTE EN ENERGÍA INTERNA

* EL TRABAJO REALIZADO POR UN GAS ES EL ÁREA QUE HAY BAJO LA EVOLUCIÓN EN EL DIAGRAMA P-V.

* LA VARIACIÓN DE ENERGÍA INTERNA EN UN CICLO ES CERO

* EL TRABAJO REALIZADO EN TODO EL CICLO ES EL ÁREA DEL CICLO. SI EL CICLO SE RECORRE EN SENTIDO HORARIO, EL TRABAJO SERÁ POSITIVO. SI EL CICLO SE RECORRE AL REVÉS, EL TRABAJO SERÁ NEGATIVO.

* EN UN CICLO ΔU ES CERO, POR LO TANTO, EL SIGNO DEL CALOR RECIBIDO O ENTREGADO POR EL CICLO SERÁ EL MISMO QUE EL DEL TRABAJO REALIZADO.

1^{er} principio de la termodinámica (Epílogo)

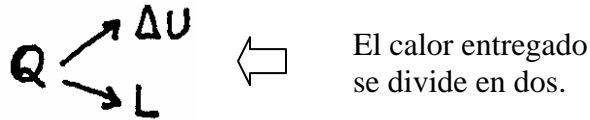
Viene el alumno a rendir el oral del libre de biofísica. El profesor se sienta a lado y le dice: Bueno, vamos a ver... ¿ Qué dice el 1er Principio de la termodinámica ?

El alumno contesta: El 1^{er} principio de la termodinámica dice que $Q = \Delta U + L$

El Profesor le dice: No, usted me está dando la fórmula del 1er principio. Yo no le estoy preguntando la fórmula. Yo le estoy preguntando QUE DICE el 1^{er} principio de la termodinámica.

Acá el alumno no tiene salida. Está mostrando que lo único que sabe es la fórmula. No entiende verdaderamente el 1er principio de la termodinámica. Le falta el concepto fundamental. Entonces vamos a contestar la pregunta del millón, que es: ¿ Qué dice el 1er principio de la termodinámica ?

Rta: El 1^{er} principio de la termodinámica es la ley de la conservación de la energía. Este principio dice que cuando uno entrega calor a un sistema, este calor se divide en dos : Una parte se usa para realizar trabajo. La otra parte queda encerrada en el sistema en forma de energía interna. Es decir:



Concretamente, pongamos que el sistema es un gas encerrado en un cilindro. En ese caso, el 1^{er} principio dice que la energía entregada al gas en forma de calor se va a usar en parte para realizar trabajo y en parte va a quedar almacenada en forma de energía interna. La fórmula que expresa esta ley de conservación de la energía es:

$$\boxed{Q = \Delta U + L} \leftarrow \text{PRIMER PRINCIPIO}$$

Entonces acá sí tenés la respuesta completa a la pregunta.

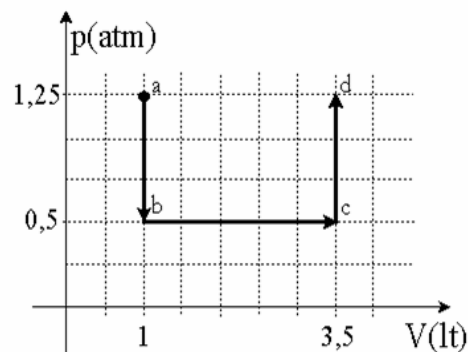
Vamos a ver ahora algunos problemas peludos.

PROBLEMAS SACADOS DE PARCIALES

1 - Un sistema sigue la evolución **abcd** de la figura y entrega en este proceso un calor de 500 joules.

a) ¿En cuánto varía la energía interna en esa evolución?

b) Si el sistema vuelve del estado **d** al estado **a** en forma isobárica, ¿qué cantidad de calor intercambia con el entorno al volver? ¿Absorbe o cede?



$$L_{ABCD} = L_{BC} = 0,5 \text{ atm} \times (3,5 - 1) \text{ l} \Rightarrow$$

$$L_{ABCD} = 1,25 \text{ l-atm} = \underline{126,6 \text{ Joule (+)}}$$

$$Q_{ABCD} = \Delta U_{ABCD} + L_{ABCD} \Rightarrow$$

$$-500 \text{ Joules} = \Delta U + 126,6 \text{ Joule}$$

$$\Rightarrow \boxed{\Delta U_{ABCD} = -626 \text{ Joules}}$$

$$b) L_{DA} = 1,25 \text{ atm} (1 \text{ l} - 3,5 \text{ l}) = -3,125 \text{ l-a}$$

$$\Rightarrow L_{DA} = -316,5 \text{ Joule}$$

$$\Delta U_{ABCD} = 0 \text{ (ciclo)} \Rightarrow 0 = \Delta U_{ABCD} + \Delta U_{DA}$$

$$\Rightarrow 0 = -626 + \Delta U_{DA} \Rightarrow$$

$$\Delta U_{DA} = +626 \text{ Joules}$$

$$Q_{DA} = \Delta U_{DA} + L_{DA} = 626 \text{ J} - 316 \text{ J}$$

$$\Rightarrow \boxed{Q_{DA} = +310 \text{ Joules}} \quad \text{Recibe calor}$$

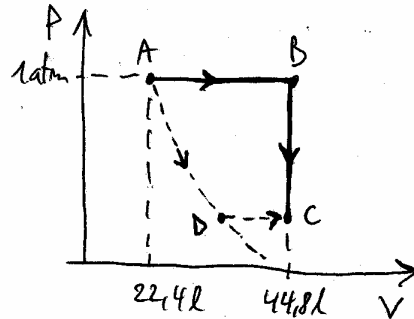
2 - Un mol de gas ideal monoatómico originalmente en CNPT evoluciona en forma reversible. Para ello duplica su volumen a presión constante y, luego, disminuye la presión a volumen constante hasta bajando su temperatura absoluta a la mitad.
 (Datos útiles: $R = 8,31 \text{ J/mol K}$; $c_v = 3/2 R$; $c_p = 5/2 R$ y CNPT: 1 atm y 0°C)
 ¿Cuánto vale la variación de energía interna en todo el proceso?

La evolución va de A a B y de B a C. Puedo calcular lo que me piden por el camino largo que es este:

$$t_A = 20^\circ\text{C}, P_A = 1 \text{ atm}, V_A = 22,4 \text{ l}$$

$$(293 \text{ K})$$

$$t_C = \frac{293 \text{ K}}{2} = 146,5 \text{ K}$$



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

$$\Delta U_{AB} = c_v m (T_B - T_A)$$

$$\frac{P_A V_A}{T_A} = \frac{P_B V_B}{T_B} \Rightarrow \frac{1 \text{ atm} \times 22,4 \text{ l}}{293 \text{ K}} = \frac{1 \text{ atm} \times 44,8 \text{ l}}{T_B} \Rightarrow T_B = 586 \text{ K}$$

$$\Rightarrow \Delta U_{AB} = \frac{3}{2} \cdot 0,082 \frac{\text{l} \cdot \text{atm}}{\text{Kmol}} \times 1 \text{ mol} (586 \text{ K} - 293 \text{ K}) \Rightarrow \Delta U_{AB} = 36 \text{ l} \cdot \text{atm}$$

$$Q_{BC} = \Delta U_{BC} + \frac{W}{BC} \Rightarrow Q_{BC} = \Delta U_{BC} \Rightarrow$$

$$\Delta U_{BC} = c_v m (T_C - T_B) = \frac{3}{2} \cdot 0,082 \frac{\text{l} \cdot \text{atm}}{\text{Kmol}} \times 1 \text{ mol} (146 - 586) \text{ K}$$

$$\Rightarrow \Delta U_{BC} = -54 \text{ l} \cdot \text{atm}$$

$$\Rightarrow \Delta U_{AC} = \Delta U_{AB} + \Delta U_{BC} = 36 \text{ l} \cdot \text{atm} - 54 \text{ l} \cdot \text{atm}$$

$$\underline{\Delta U_{AC} = -18 \text{ l} \cdot \text{atm}}$$

También puedo calcular todo por el camino corto que es este otro: La Variación de Energía interna es solo función de la temperatura. No depende del camino seguido. Entonces puedo ir de A a C pero por el camino A-D-C. (Atención a este truco !).

La curva AD sería una isotérmica. Entonces en AD no habría variación de energía interna porque no cambia la temperatura. En DC la variación de U sería:

$$\Delta U_{DC} = C_v m (T_C - T_D)$$

$$\rightarrow \Delta U_{DC} = 3/2 \cdot 0,082 \text{ lit} \times \text{atm} / \text{K} \times \text{mol} \times 1 \text{ mol} \times (146,5 \text{ K} - 293 \text{ K})$$

$$\rightarrow \underline{\Delta U_{DC} = -18 \text{ litro-atmósfera}}$$

3 - Un gas ideal se expande contra el vacío, siendo inicialmente su volumen de 4 m^3 , su presión, 8 atm y su temperatura 400 K , hasta una presión final de 1 atm . Entonces el calor absorbido y la variación de energía interna valen, respectivamente:

- a) 0 J ; $-2,7 \cdot 10^6 \text{ J}$ b) 0 J ; 0 J c) 0 J ; $2,7 \cdot 10^6 \text{ J}$ d) $2,7 \cdot 10^6 \text{ J}$; 0 J
e) $-2,7 \cdot 10^6 \text{ J}$; 0 J f) $2,7 \cdot 10^6 \text{ J}$; $2,7 \cdot 10^6 \text{ J}$

SOLUCION

La expansión de un gas en contra del vacío es lo que se llama " experiencia de Joule ". Básicamente lo que tenés que saber es que cuando un gas ideal se expande en contra del vacío, no realiza trabajo, no absorbe ni entrega calor y no cambia su temperatura. Es decir, tampoco cambia su energía interna.

Entonces lo que tengo en este problema es: $\Delta U = 0$, $Q = 0$ y $L = 0$.

La respuesta es la (b) $\Rightarrow \underline{Q = 0 \text{ J}, \Delta U = 0 \text{ J}}$.

4 - Un gas ideal para el cual $C_v = 3 R/2$ ocupa un volumen de 4 m^3 a la presión de 8 atm y a 400 K . El gas se expande hasta una presión final de 1 atm . Si la expansión es isotérmica reversible, el calor absorbido y la variación de energía interna (en $\text{m}^3 \cdot \text{atm}$) valen, respectivamente:

- a) $66,5$ y $66,5$ b) $-66,5$ y 0 c) $33,3$ y 0 d) $-33,3$ y 0 e) 0 y $66,5$ f) $66,5$ y 0

SOLUCIÓN: Por ser una evolución isotérmica, $\Delta U = 0$. En la Isotérmica, $Q = L$. Entonces calculo la cantidad de calor con

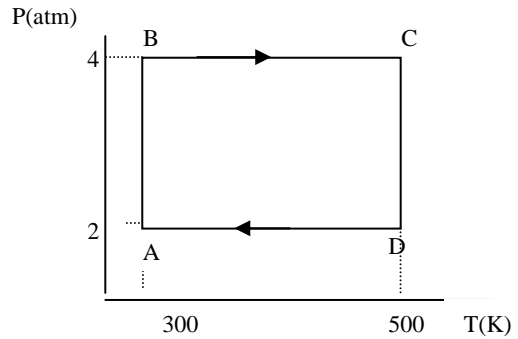
$$L = n R T \ln \left(\frac{V_f}{V_o} \right)$$

Como es un gas ideal, podés calcular los datos que faltan (n y V_f) usando $P V = n R T$

La solución es la f) $\underline{\Delta U = 0}$ y $Q = 66,5 \text{ atm} \cdot \text{m}^3$

5 - Un gas recorre el ciclo representado en la figura en sentido ABCD. Diga cuál de las afirmaciones es correcta respecto del trabajo (W) en los tramos señalados:

- a) $W_{AB} = -W_{CD}$ b) $W_{AB} = W_{CD}$
- c) $W_{BC} = W_{DA}$ d) $W_{BC} = -W_{DA}$
- e) $W_{AB} > W_{CD}$ f) $W_{BC} < W_{DA}$

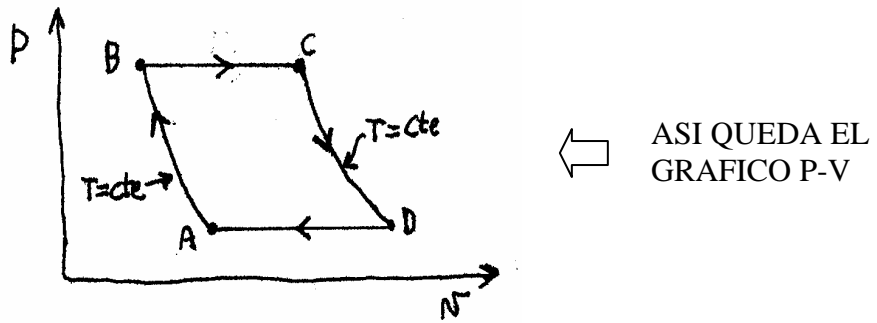


SOLUCION

Este problema tiene trampa. Fijate que el gráfico que me dan no es el P-V. Es un gráfico de presión en función de la temperatura. (OJO !). En general nos dan siempre el de P en función del volumen. Bueno, acá no. (bienvenido a Biofísica)

¿ Entonces que hacemos ? ¿ Cómo se trabaja con un gráfico P-T ?

Rta: Se puede trabajar directamente sobre el grafico P-T, pero es un poco complicado. Lo que conviene hacer es deducir el grafico P-V mirando el gráfico P-T. ¿ cómo se hace ? Y bueno, hay que mirar con cuidado el gráfico que te dan. Si lo pensás un poco, vas a ver que el gráfico de presión en función de volumen queda así:



En los pasos que son a P constante (es decir en BC y DA) el trabajo es $W = P \Delta V$. Mirando en el gráfico veo que $W_{BC} > W_{DA}$ (El área BC > el área DA). Quiere decir que la c) y la d) son falsas.

Miremos lo que pasa en las isotérmicas. En el tramo CD: $L_{CD} = nRT \ln \frac{P_C}{P_D}$

En el tramo AB:

$$L_{AB} = nRT \ln \frac{P_A}{P_B}$$

Ahora fijate que $P_B = P_C$ y $P_A = P_D$. Entonces si lo pensás un poco, te vas a dar cuenta de que L_{CD} y L_{AB} son iguales excepto en el signo.

Entonces → La correcta es la a)

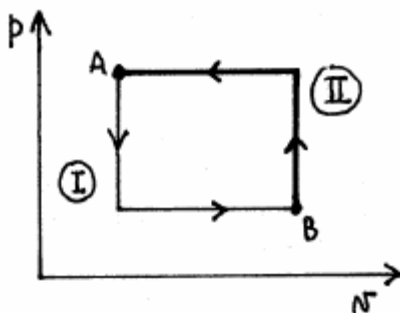
$$\underline{W_{AB} = -W_{CD}}$$

6 - Un sistema formado por un gas ideal pasa desde un estado A hasta el estado B por la evolución reversible I, que consiste en disminuir su presión a volumen constante y luego aumentar su volumen a presión constante. En esa evolución entrega al ambiente 1000 kcal en forma de calor. Luego pasa desde el estado B hasta el A por la evolución reversible II intercambiando con el ambiente 1000 kcal en forma de trabajo, aumentando su presión a volumen constante y luego disminuyendo su volumen a presión constante.

Entonces se puede afirmar que en la evolución II, el sistema:

- a- recibe más de 1000 kcal en forma de calor
- b- recibe 1000 kcal en forma de calor
- c - entrega menos de 1000 kcal en forma de calor
- d- recibe menos de 1000 kcal en forma de calor
- e- entrega más de 1000 kcal en forma de calor
- f- entrega 1000 kcal en forma de calor

SOLUCIÓN: De acuerdo a lo que dice el enunciado, hago el dibujito del ciclo. Las evoluciones I y II parecen ser una cosa así:



Planteo el 1er principio para todo el ciclo :

$$Q_{\text{ciclo}} = \Delta U_{\text{ciclo}} + L_{\text{ciclo}}$$

$$\Rightarrow Q_{\text{ciclo}} = 0 + L_{\text{ciclo}}$$

$$Q_{AB} + Q_{BA} = L_{AB} + L_{BA}$$

$$Q_{AB} = \ominus 1000 \text{ Kcal} \quad \text{y} \quad L_{BA} = \ominus 1000 \text{ Kcal}$$

Q_{AB} es negativo porque es calor entregado. L_{BA} es negativo porque en el dibujo el área va de derecha a izquierda. Entonces:

$$\Rightarrow \underbrace{\ominus 1000 \text{ Kcal}}_{Q_{AB}} + Q_{BA} = L_{AB} - \underbrace{1000 \text{ Kcal}}_{L_{BA}}$$

$$\Rightarrow Q_{BA} = L_{AB}$$

No sé cuánto vale Q_{BA} ni L_{AB} . Pero sé que L_{AB} es positivo porque en el dibujo el área va de izquierda a derecha. También sé que $L_{AB} < L_{BA}$ porque lo veo en el dibujo. Entonces:

L_{AB} es positivo y $< 1000 \text{ Kcal}$. Conclusión: Q_{BA} es positivo y $< 1000 \text{ kcal}$.

Entonces Q_{BA} es calor cedido y menor a 1.000 kcal .

Correcta la c) Entrega menos de 1.000 kcal en forma de calor

FIN 1er Principio