

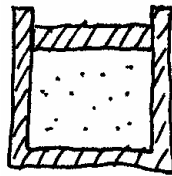
1er principio de la TERMODINAMICA

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.

Lo primero que vas a tener que entender es el 1er principio de la termodinámica. El primer principio 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.

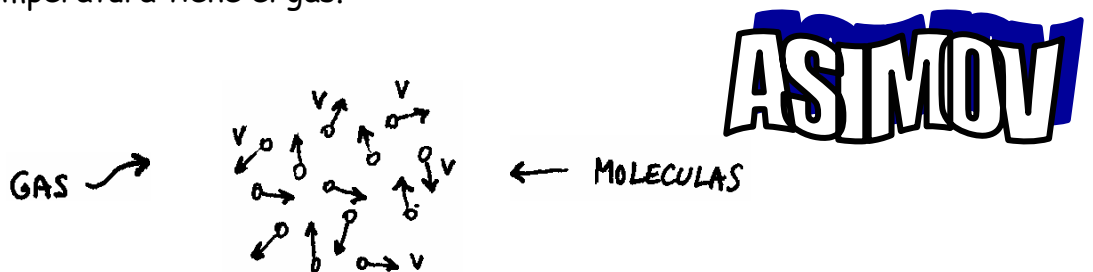
TEMPERATURA

Supongamos que tenés una masa de gas en un cilindro. El gas está a cierta temperatura.



UN CILINDRO
CON UN GAS A
TEMPERATURA T

Sin hilar finito digamos que la temperatura de una cosa es una medida de la velocidad con la que se mueven las moléculas de esa cosa. Es decir, si uno pudiera mirar el asunto con un microscopio vería que las moléculas de gas se mueven para todos lados. Golpean entre ellas y golpean con las paredes del cilindro. Cuánto más rápido se mueven las moléculas, más temperatura tiene el gas.



En realidad la temperatura no es la velocidad de las moléculas. La temperatura es proporcional a la velocidad de las moléculas. Cuánto más alta es una persona, más grande es el número del zapato que usa. Pero la altura de la persona no es directamente el número de su zapato.

A la temperatura la medimos en grados centígrados. Eso ya lo sabés. Pero resulta que en Estados Unidos miden la temperatura en Grados Farenheid. Es un poco de lío pasar de centígrados a Farenhait. (Hay que usar una fórmula media fea). Para tener una idea, acá cuando el nene tiene 38, decimos " tiene fiebre ". Pero allá cuando el nene tiene fiebre dicen " Tiene 100 ". (100 Farenhait)

Ojo, repito, para pasar de Farenheith a centígrados hay que usar la fórmula.

No se puede hacer regla de 3 simple. (Del estilo: Bueno, 100 farenhait equivalen a 38 centigrados, por lo tanto 200 farenheith deben equivaler a 76 centigrados)

CALOR

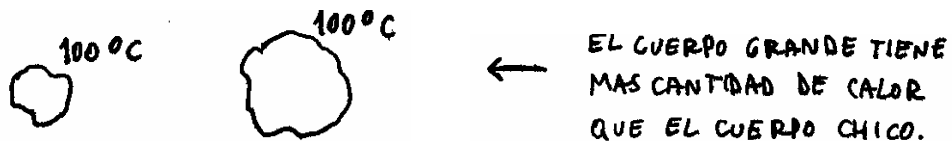
Entender exáctamente lo que es el calor es un poco complicado. Voy a darte una explicación del calor que no es del todo cierta . Pero por lo menos sirve para tener una idea. Fijate :

A grandes rasgos 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.

Pregunta :

¿ Entonces cuanto más temperatura tiene un objeto más calor tiene ?

Rta : Bueno, a grandes rasgos, sí. El calor depende de la temperatura. A mayor T , mayor Q . Pero la cantidad de calor también depende de la masa del objeto y del calor específico c . Entonces la cantidad de calor depende de cuántas moléculas tenga uno moviendose y de la inercia térmica del cuerpo.



Si tengo 100 moléculas de gas a 100 °C, tengo cierta cantidad de calor. Pero si tengo un millón de moléculas a 100 °C tengo mas cantidad de calor.

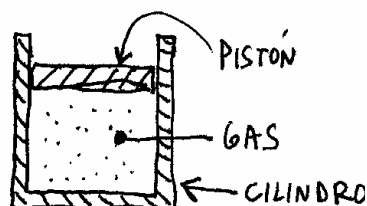
Resumiendo: El calor es energía. Esa energía se mide en Jules o en Calorías.

La equivalencia es esta:

1 Kcal = 4186 Joule	←	EQUIVALENCIA ENTRE JOULES Y CALORIAS
---------------------	---	--

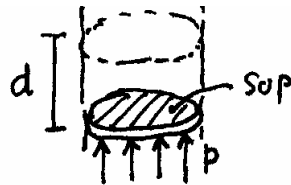
TRABAJO REALIZADO POR UN GAS CUANDO SE EXPANDE

Supongamos que tengo un cilindro con gas. Dentro de un cilindro hay una cierta presión. Supongamos que la tapa está trabada con algo para que no se pueda mover. (Una traba o un clavo).



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

$$F = p \times \text{sup}$$



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

$$L = F \times d \quad \rightarrow$$

$$L = (p \times \text{sup}) \times d$$

Pero $\text{Sup} \times d$ 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. (Joules)

Si vengo yo de afuera y empujo la tapa para abajo, el gas se comprime. Ahí el gas está recibiendo trabajo del exterior. 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.

Conclusión: Fijate los signos por favor. Si el gas se expande, V_f es mayor que V_0 . Entonces el trabajo hecho por el gas es (+). Si el gas se comprime, V_f es menor que V_0 . Entonces el trabajo del gas es (-).

Vamos ahora a las unidades del trabajo realizado por un gas. Si pongo a la presión en pascas ($= \text{N}/\text{m}^2$) y a al volumen en metros cúbicos, el trabajo dará en Joules.

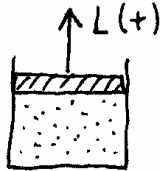
$$([L] = [p] \times [V] = \text{N}/\text{m}^2 \times \text{m}^3 = \text{N} \times \text{m} = \text{Joule})$$

EJEMPLO

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

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

b)- IDEM SI EL GAS SE COMPRIME DESDE UN VOLUMEN DE 1 m^3 A UN VOLUMEN FINAL DE $0,5 \text{ m}^3$.



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 $P = 10 \text{ Pa}$, $V_f = 3 \text{ m}^3$ y $V_0 = 1 \text{ m}^3$. Entonces :

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

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

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 $V_0 = 1 \text{ m}^3$.

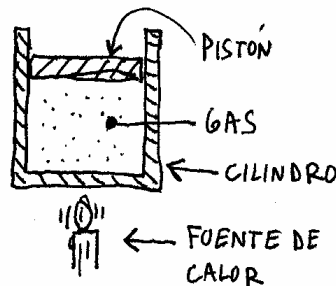
$$L = 10 \text{ N/m}^2 \times (0,5 \text{ m}^3 - 1 \text{ m}^3)$$

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

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

ENERGIA INTERNA (U)

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 ?



← EL GAS QUE ESTA EN EL CILINDRO ES CALENTADO

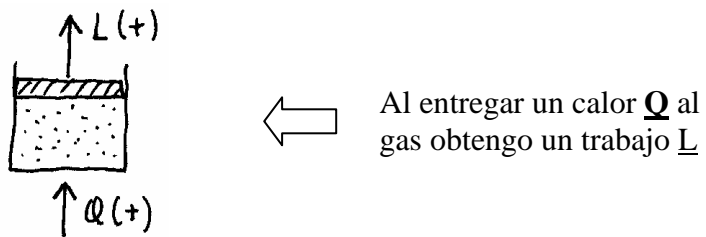
Rta: Bueno, lo que pasa es esto: al calentarse el gas se va a expandir. Si la tapa se puede mover, el émbolo se va a ir para arriba. Al irse para arriba, uno puede aprovechar la expansión del gas para obligarlo a realizar trabajo.

(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, un barco o lo que fuera. (Como en las locomotoras a vapor, por ejemplo).

Dicho de otra manera, entregué 100 calorías al gas y obtuve a cambio un trabajo.



Darí la impresión de que todo el calor que entregué se convirtió en trabajo.

En ese caso la fórmula que busco sería $Q = L$. Pero no es así. Fijate porque no.

Partamos de la base de que 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).

Vuelvo a entregar 100 calorías al gas. Pero ahora el pistón no puede subir. Tengo un cilindro rígido. Y si el émbolo no puede subir, no puede realizar trabajo.

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

Esa energía no se puede haber perdido.

Sé que al entregar calor al gas, el gas se debe haber calentado.

Sus moléculas ahora se mueven mas rápido. ¿ Entonces ?

Bueno, lo que pasa acá es esto: el calor que entregué de alguna manera quedó almacenado dentro del gas. Me doy cuenta de que esto es así porque la temperatura del gas aumentó.

Sus moléculas se mueven mas rápido y tienen más energía.

De alguna manera, las 100 calorías tienen que estar encerradas dentro del gas.

De manera que concluyo diciendo esto: Las 100 calorías que entregué al gas se transformaron en energía que no se ve. Esa energía de alguna manera está encerrada dentro del gas. Llamo a esta energía ENERGIA INTERNA U.

¿ QUE ES LA ENERGIA INTERNA ?

En principio te digo que la energía interna es la energía que queda encerrada en las moléculas del gas que acabo de calentar. No es fácil explicar exactamente donde está metida esta energía. La gente suele decir así: Es fácil.

La energía interna es " el calor que queda guardado en el gas "

Analícemos un poco este asunto de " calor guardado o calor almacenado ". Hay algo de cierto en esto. Esta idea de " calor almacenado " no está del todo mal. Parece lógico que al darle calor al gas sus moléculas se empiecen a mover mas rápido y tengan mas energía cinética. Hasta ahí estamos bien.

Pero por una cuestión que es un poco difícil de explicar, esto está bien, pero en realidad no está bien. Si uno hila finito no puede decir que la energía interna es "calor encerrado en el gas "

La verdadera explicación de lo que es la energía interna es complicada.

Entonces voy a hacer lo siguiente: Para empezar a entender mínimamente el asunto de la energía interna, voy a quedarme con esta explicación equivocada.

Esto de usar una definición equivocada para explicar las cosas está un poco mal.

Pero bueno, en estos tiempos que corren todo el mundo hace maldades.

(Y yo también). Entonces:

ENERGIA INTERNA : Es el calor que está almacenado dentro de un gas en forma de energía cinética de sus moléculas.

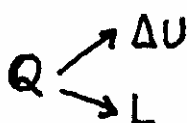


Ojo, esta explicación está medio-medio.

Repito. Esta afirmación hay que tomarla con pinzas. Pero por ahora vamos a suponer que es así. Energía interna de un gas es el calor que ese gas tiene almacenado.

PRIMERA LEY DE LA TERMODINAMICA

Cuando uno entrega calor a un gas, este calor se divide en 2. Parte se usa para expandir el gas y parte queda encerrado en el gas en forma de calor. (= Energía interna)



El calor entregado se divide en dos.

Entonces esta es la ecuación que busco. Concretamente, la energía entregada en forma

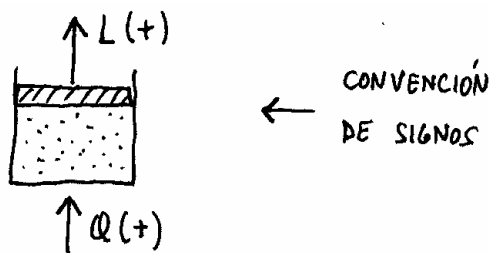
de calor es la suma de la energía que queda almacenada en el gas en forma de energía interna mas la energía que se gastó en realizar trabajo. Es decir:

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

Convención de signos- Unidades

El calor se mide en calorías o en Jules. Entonces la energía interna y el trabajo también se van a medir en calorías o en Jules.

Para saber los signos del calor y el trabajo, usamos la siguiente convención:



Calor que entra al sistema: POSITIVO. Trabajo que sale del sistema: POSITIVO

Resumo la convención de signos en este cuadrado:

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)

SISTEMA, MEDIO Y UNIVERSO

Llamamos **sistema** al gas que está encerrado en el cilindro.

Llamamos **medio** a todo lo que rodea al cilindro. (Medio = Entorno o medio ambiente)

Llamamos **universo** al sistema mas el medio.

Cuando entra calor al cilindro, ese calor salió del medio. Cuando el gas realiza trabajo, ese trabajo va a parar al medio ambiente. Entonces:

$$\begin{aligned} L_{\text{sist}} &= \ominus L_{\text{MEDIO}} \\ Q_{\text{sist}} &= \ominus Q_{\text{MEDIO}} \end{aligned} \quad \leftarrow \text{VER}$$

Aclaraciones sobre el primer principio

- * El primer principio en realidad 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 gas, este calor no se pierde. O se transforma todo en trabajo o queda todo almacenado en el gas en forma de calor (= energía interna), o las 2 cosas a la vez.
- * 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 primer principio vale para cualquier cosa. Se puede aplicar tanto a un auto, a un animal, a una piedra o a un cilindro con gas. El primer principio vale siempre y vale para todo. Sin embargo, en la mayoría de los casos vos vas a usar la ecuación $Q = \Delta U + L$ solo para gases que están encerrados en cilindros.
- * El trabajo se mide en calorías o en Jules. Pero a veces se lo mide en algunas otras unidades raras. Por ejemplo, litro-atmósfera (= litro x atm)

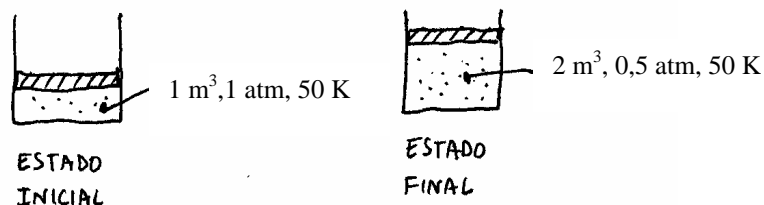
Aclaraciones sobre la energía interna

- * La energía interna de un gas depende **SOLO** de la temperatura. 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 mas 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 haya cambiado.
Conclusión:

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

Esta frase que dice que "U no cambia si no cambia T" es la frase del millón. Es el concepto fundamental. Hay mil maneras de ver esto y mil maneras de entenderlo. Persona que logre entender que para que cambie la energía interna tiene que cambiar la temperatura, se habrá anotado un poroto en el tema de termodinámica.

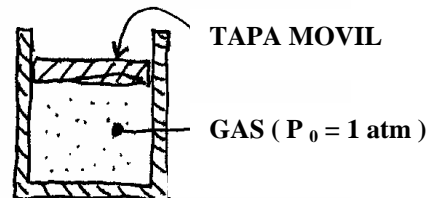
Esta frase "U no cambia si no cambia T" puede llegar a salvarte en parciales y finales. No es raro ver a la gente salir de los exámenes, golpearse la frente y decir: Claro, como no me di cuenta! ΔU era cero porque no cambiaba T!
(Conste que te lo advertí).

EJEMPLO DE APLICACIÓN DEL 1er PRINCIPIO

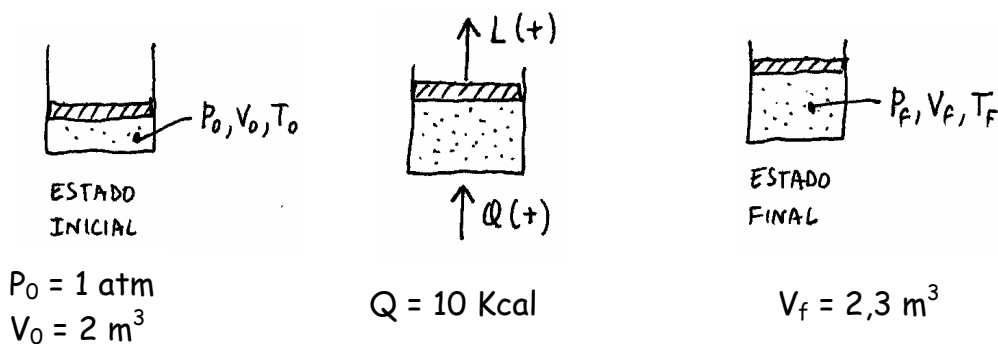
Se tiene un gas encerrado en un cilindro con una tapa móvil. El recipiente está rodeado por la atmósfera y su presión interior es la atmosférica. El volumen inicial ocupado por el gas es de 2 m^3 .

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

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



Analicemos un poco el asunto. Tengo una situación inicial con $P_0 = 1 \text{ atm}$ y $V_0 = 2 \text{ m}^3$. Ahora se le entregan 10 Kcal al gas y se expande de 2 m^3 a $2,3 \text{ m}^3$.



- Calculo el trabajo realizado por el gas: ¿ Puedo plantear que $L = p \times (V_f - V_0)$?
(Ojo)

Daríala impresión de que sí porque la presión interior del gas es la atmosférica. Pero en realidad no. Porque la presión interior del gas no es necesariamente la atmosférica. 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 $1 \text{ atm} (= 101.300 \text{ Pa})$. Entonces puedo calcular el trabajo del medio. (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:

$$Q = \Delta U + L$$

$$\Delta U = Q - L$$

El calor Q vale 10 Kcal . Lo paso a Joules: $10 \text{ Kcal} = 10 \times 4186 = 41860 \text{ Joule}$. Entonces:

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

$$\Rightarrow \underline{\Delta U = 11470 \text{ J} = 2,74 \text{ Kcal}} \quad \leftarrow \text{Variación de Energ Interna}$$

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 sí la presión final va a ser menor que la inicial. Pero acá 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 ni la masa encerrada. Pero si supiera la temperatura inicial podría calcular T_f . Fijate. Supongamos que $T_0 = 27\text{ }^\circ\text{C}$ ($= 300\text{ K}$). Para calcular la temperatura final del gas planteo la ecuación de estado de los gases ideales:

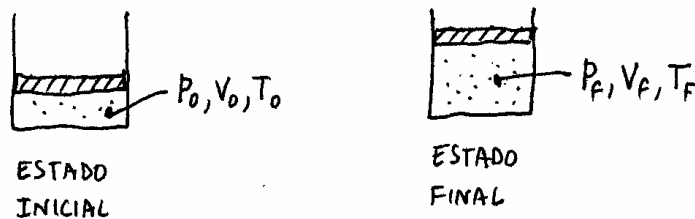
$$\Rightarrow \frac{P_0 \times V_0}{T_0} = \frac{P_F \times V_F}{T_F}$$

$$\frac{1\text{ atm} \times 2\text{ m}^3}{300\text{ K}} = \frac{1\text{ atm} \times 2,3\text{ m}^3}{T_F}$$

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

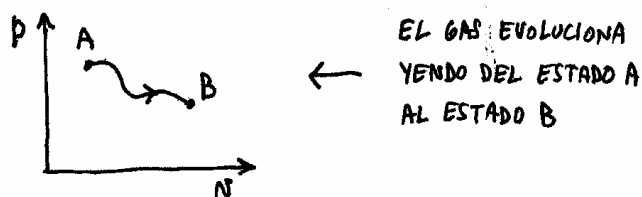
EVOLUCION SEGUIDA POR UN GAS

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.

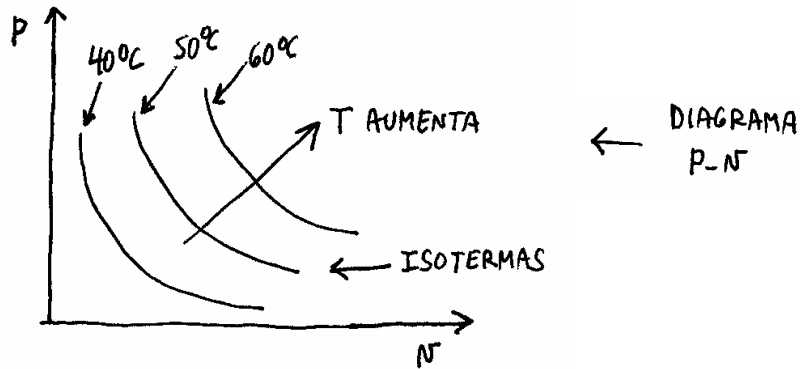
Esta evolución se suele representar en un diagrama P-V. Vendría a ser algo así :



Atención. Generalmente se dice que el gas " fue de A a B ". 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

Este diagrama se usa para representar las evoluciones que sigue un gas. 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.



Para entender por que las isotérmicas son hipérbolas, hay que pensar que para una temperatura dada, 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.

PRINCIPALES EVOLUCIONES QUE PUEDE SEGUIR UN GAS

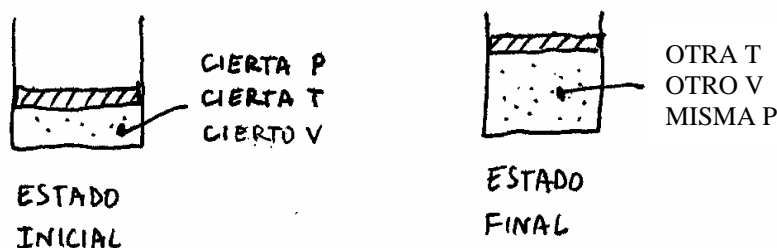
Un gas encerrado en un cilindro puede pasar de un estado A a otro estado B. Para pasar de A a B puede ir de mil maneras diferentes. Sin embargo, hay 4 evoluciones interesantes que puede seguir el gas. Estas 4 evoluciones son las siguientes:

- 1 - Evolución a presión constante (isobara).
- 2 - Evolución a volumen constante (Isocora).
- 3 - Evolución a temperatura constante (isotérmica).
- 4 - Evolución sin calor transferido (adiabática).

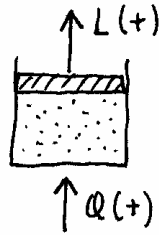
Estas 4 evoluciones especiales se usan mucho y hay que saberlas bien.

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. (Podés suponer por ejemplo que la presión exterior es todo el tiempo la atmosférica)

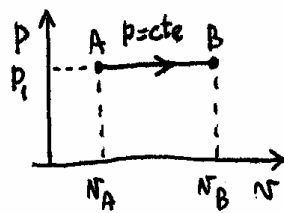


Fijate que acá la presión se mantiene constante, pero el gas se va calentando, se va expandiendo y realiza trabajo.



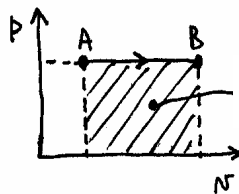
El gas se expande a presión constante y realiza trabajo

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



EVOLUCIÓN A PRESION CONSTANTE (ISOBARA)

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.

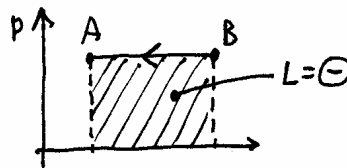
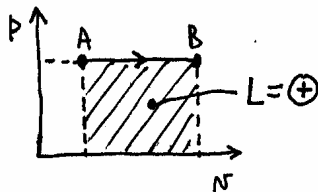


$L = \text{AREA}$

El trabajo realizado es el área 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.

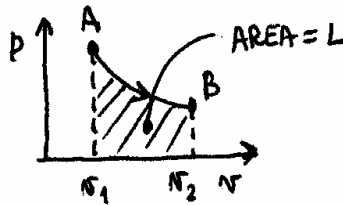
Si la evolución va así \rightarrow el trabajo realizado es positivo porque el gas se expande.
Si la evolución va así: \leftarrow el trabajo realizado es negativo porque el gas se comprime.



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 es muy importante. Y es muy - muy importante porque no solo 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

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 cuánto da Q, cuánto da ΔU y cuánto da L. Veamos:

TRABAJO REALIZADO: L ya lo calculé antes. Me dio $P \times (V_f - V_0)$.

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 :

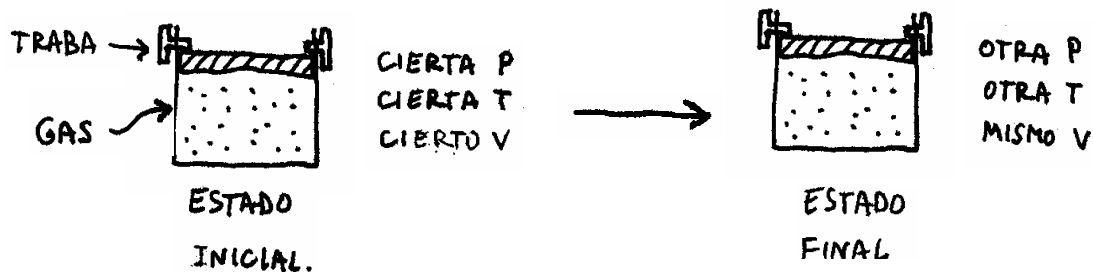
$$\Delta U_{(p=cte)} = c_v m (T_f - T_0).$$

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 y 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.

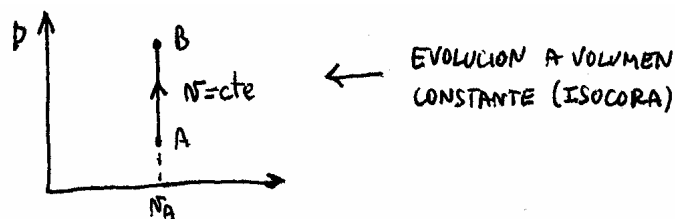
2-EVOLUCION A VOLUMEN CONSTANTE (ISOCORICA)

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:

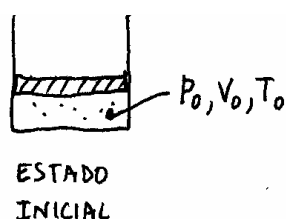
TRABAJO REALIZADO: Acá no hay trabajo realizado. El gas no se expande porque el cilindro está trabado. Por otro lado, veo que bajo la evolución no hay área porque la recta es vertical. Por lo tanto en a la evolución Isocora $L = 0$.

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

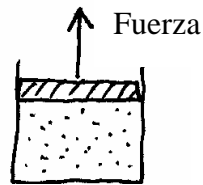
3-EVOLUCION A TEMPERATURA CONSTANTE (ISOTÉRMICA).

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.



CONDICIONES INICIALES DEL GAS: P_0, T_0, V_0

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



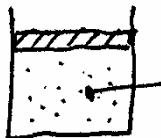
TIRO DE LA TAPA. EL GAS SE EXPANDE, SU PRESION DISMINUYE Y TIENDE A ENFRIARSE

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. Entonces voy a inventar lo siguiente:

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). Una pared diatérmica vendría a ser una pared tan finita que es como si no existiera. La pared diatérmica no puede impedir el paso del calor. Lo deja pasar totalmente. En la realidad real una pared muy finita es 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)

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.

Entonces para poder tener una evolución a temperatura constante, imaginate que las paredes del cilindro son diatérmicas. 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 .

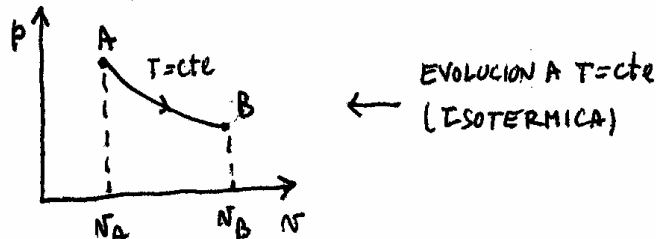
ESTADO FINAL



$P_f, V_f, T_f = T_0$

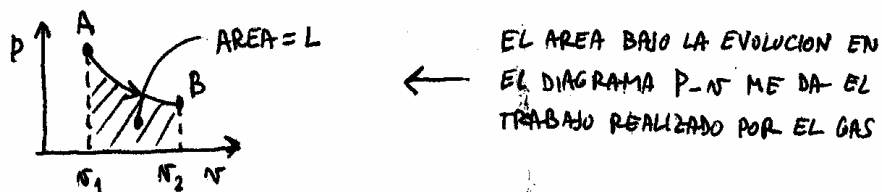
SITUACION FINAL DEL GAS: P_f, V_f Y MISMA TEMPERATURA INICIAL

Si dibujo la evolución isotérmica en el diagrama P-V, esta evolución va a tener que seguir una hipérbola, como las curvas de temperatura constante. Es decir que la representación de una evolución isotérmica va a ser algo así:



Veamos cuanto valen Q, ΔU y L en una isotérmica.

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

$$L = n R T \ln V_f / V_0 \quad \leftarrow \text{TRABAJO EN UNA ISOTERMICA}$$

En esta fórmula L es el trabajo realizado.

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_0 son los volúmenes final e inicial que ocupa el gas.

Esta fórmula se usa poco y generalmente no la toman. Pero por las dudas tenela anotada por ahí.

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

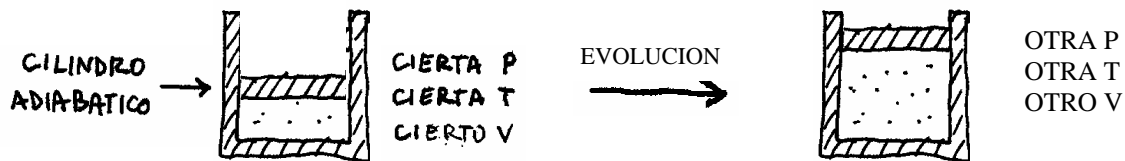
CALOR ENTREGADO: Para saber la cantidad de calor que se entregó planteo el primer principio: $Q = \Delta U + L$. Como $\Delta U = 0$ me queda: $Q = L$.

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)

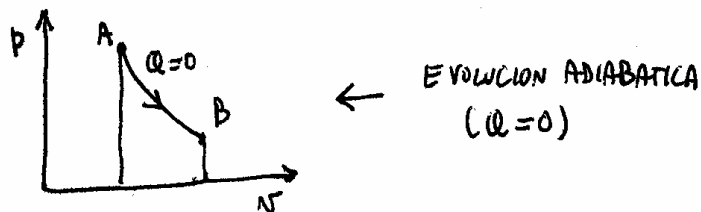
Imaginate que tengo un cilindro tal que no puede entrar ni salir calor de él. Se dice que es un recipiente adiabático. Una pared es adiabática cuando el calor no la puede atravesar. Los recipientes adiabáticos no existen en la realidad. Lo mas parecido a un recipiente adiabático es un termo. O tambien un recipiente de telgopor de esos 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. Lo que tengo es algo así:



Al expandirse el gas del cilindro se enfría. Su presión disminuye y su temperatura también. Atención, repito, esta evolucion se hace SIN que entre o salga calor del cilindro. (= Evolución totalmente adiabática).

Si dibujo esta evolución adiabática en el diagrama P-V voy a tener algo así:



La forma de la adiabática en el diagrama P-V es parecida a la isotérmica, pero la adiabática está mas inclinada para abajo.

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 ENERGÍA INTERNA: La variación de energía interna es $\Delta U = c_v m (T_f - T_0)$. No puedo explicarte ahora de dónde sale esta fórmula.

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 y realiza trabajo y la temperatura del gas disminuye.

RESUMEN POLENTA (VER)

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 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	$nRT \ln(V_f/V_0)$
ISOCORA ($V = \text{cte}$)	ΔU	$C_v m (T_2 - T_1)$	0

En esta tabla C_v y C_p son los calores específicos a volumen constante y a presión constante. n o 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:

$$C_p - C_v = R$$

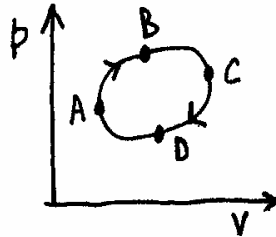
$$C_p = \frac{5}{2} R ; C_v = \frac{3}{2} R \quad \leftarrow$$

VALE SOLO
PARA GASES
MONOATOMICOS

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

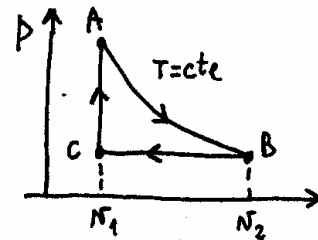
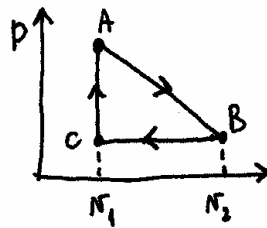
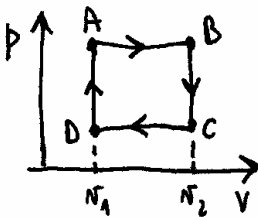
CICLOS (Atento)

Tengo un ciclo cuando el gas sale de un punto A , hace una evolución pasando 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 otros ejemplos de ciclos que son muy tomados.

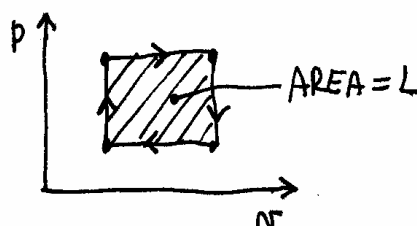


Lo mas importante que tenés que saber de un ciclo son 3 cosas: (Otra vez atento)

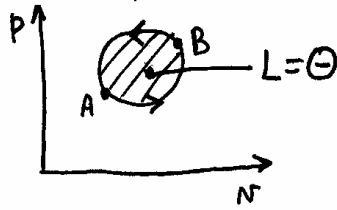
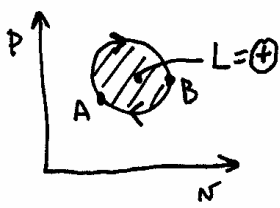
1 - La variación de energía interna en un ciclo es cero. Esto pasa porque la energía interna es función de estado, es decir, depende de los valores iniciales y finales. Si el gas sale de un estado A, da toda la vuelta y vuelve al estado A, la temperatura final será la misma que la inicial. Por lo tanto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

$$\Delta U_{\text{ciclo}} = 0 \quad \leftarrow \text{VER ESTO}$$

2 - El trabajo realizado en todo 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.



← EL SIGNO DEL L
DEPENDE DE COMO
SE RECORRA EL
CICLO. (DEL SENTIDO)
