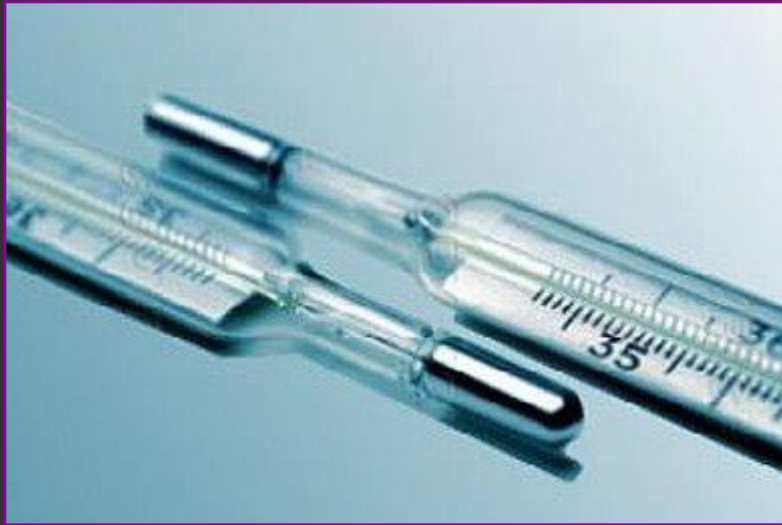


TERMODINAMICA



Reynaldo Robles Suárez

Termodinámica:

- ◆ Estudio de la energía (térmica) y sus transformaciones.
- ◆ Rama de la física que estudia la relación mecánica del calor con los otros tipos de energía.

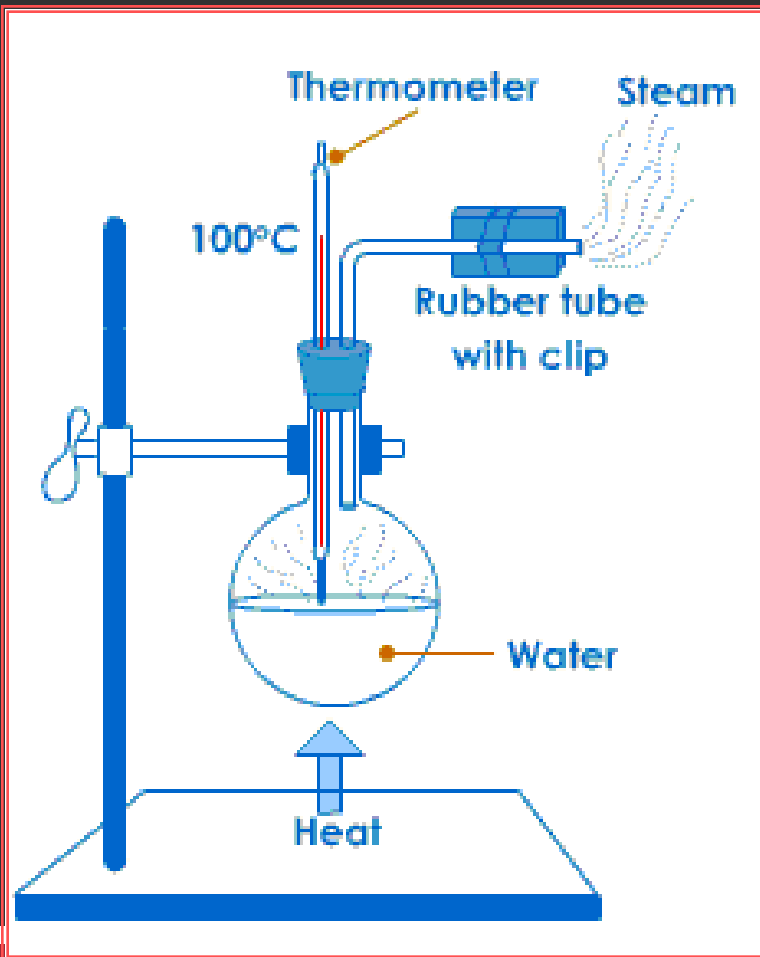


Imagen térmica infrarroja de dos tazas de café

Definiciones



Energía

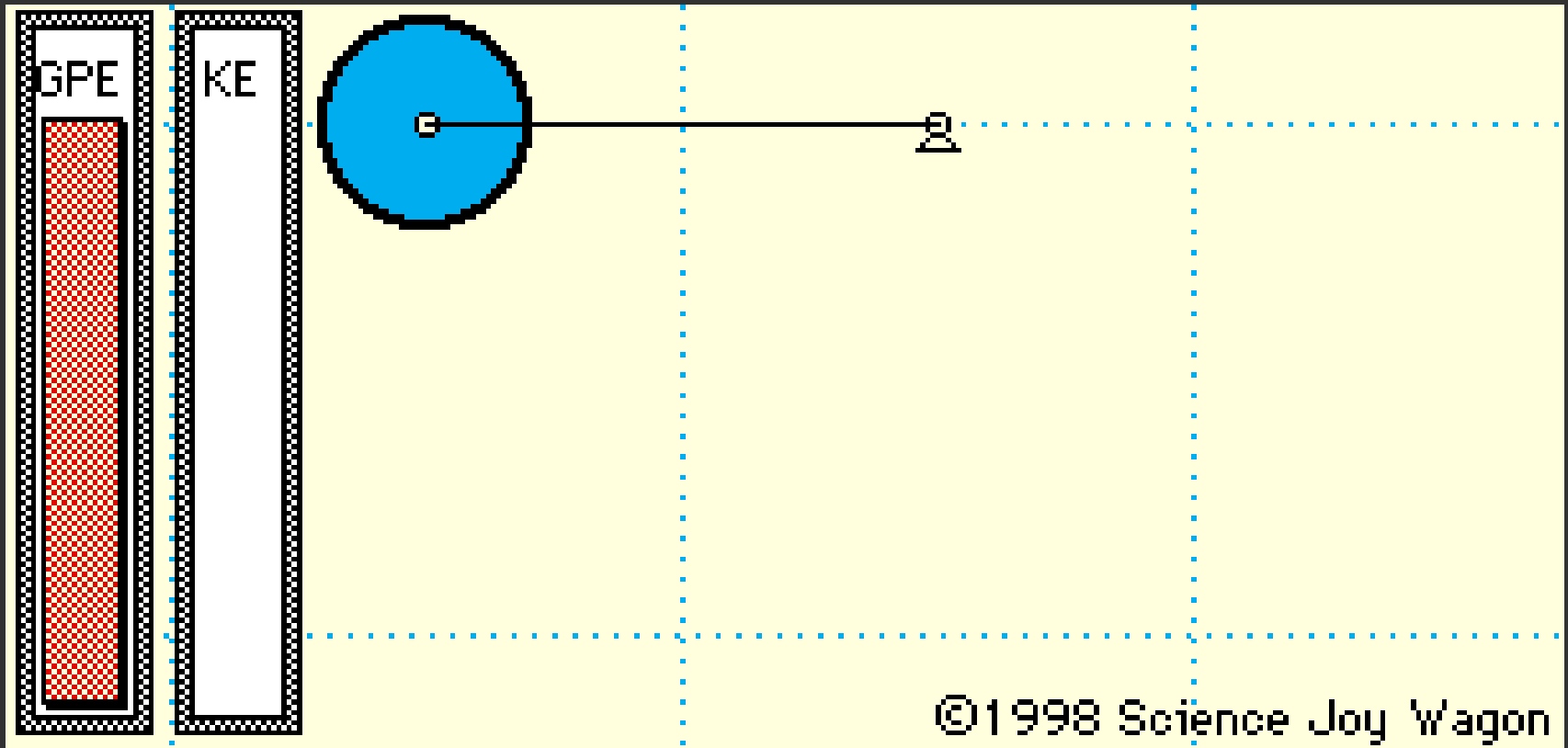


- Capacidad de un sistema para llevar a cabo trabajo o producir calor (energía térmica).
- Trabajo- fuerza que actúa sobre un objeto produciendo movimiento en la misma dirección de la fuerza aplicada.

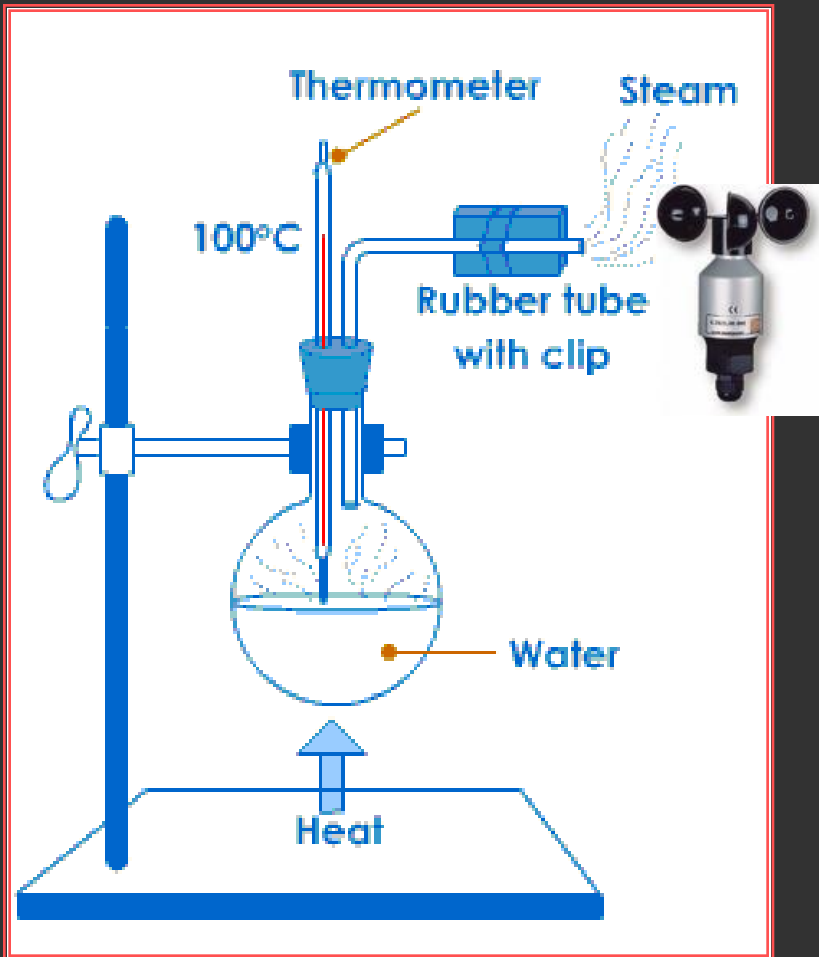
$$W = F \times d$$

Energía Mecánica

$$EM = EP + EC \quad / \quad EP = mgh \quad / \quad EC = \frac{1}{2}(m)v^2$$

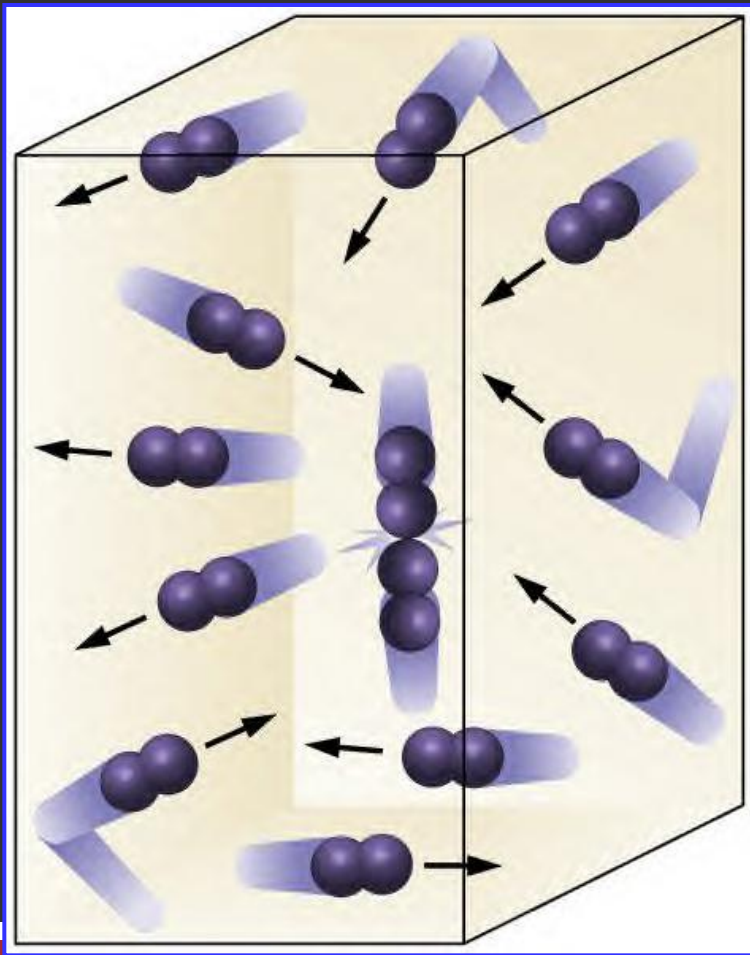


Transformaciones de Energía: Exp.#1



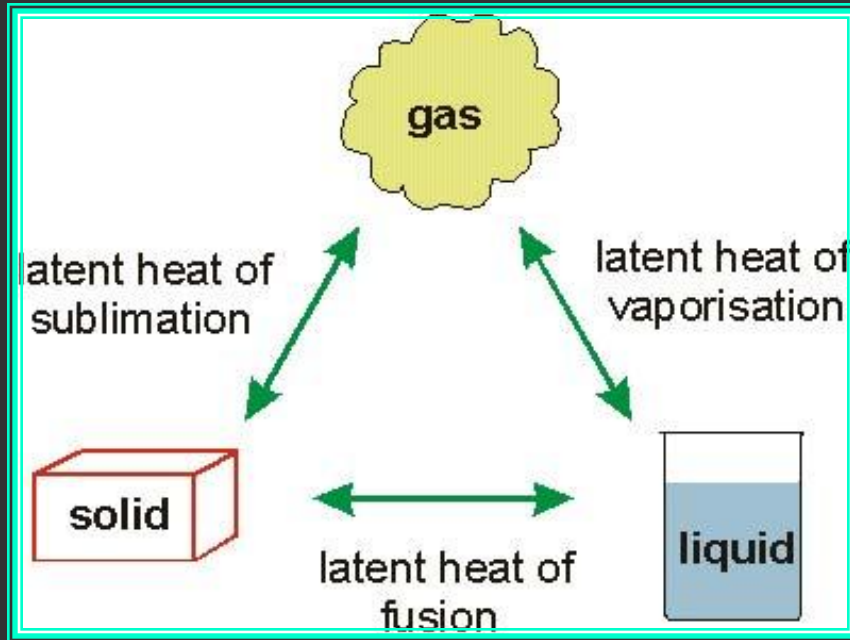
- Arme el equipo como se ilustra en la figura.
- Coloque una pieza giratoria (ej: un anemómetro) junto a la salida del vapor.
- Observe y anote lo que ocurre.
- Construya un diagrama que ilustre las transformaciones de energía en este sistema.

Teoría cinética de la Materia



- El postulado básico de la teoría cinética de la materia postula que la materia está formada por partículas en constante movimiento

Otros conceptos relacionados (1)



- ¿Donde hay más energía cinética?
- ¿Donde hay más entropía?

- Temperatura-medida de la energía cinética promedio de las partículas de un material

Experimento 2: agitación tèrmica



- El té se mezcla rápidamente en el vaso que está a mayor temperatura, puesto que sus moléculas se moverán mucho más rápido en la taza con agua caliente que en la taza con agua fría.

Experimento 3: aplicación de calor



- **A mayor temperatura, se produce un incremento del movimiento de las partículas que componen un material, y por ende un aumento de la presión.**

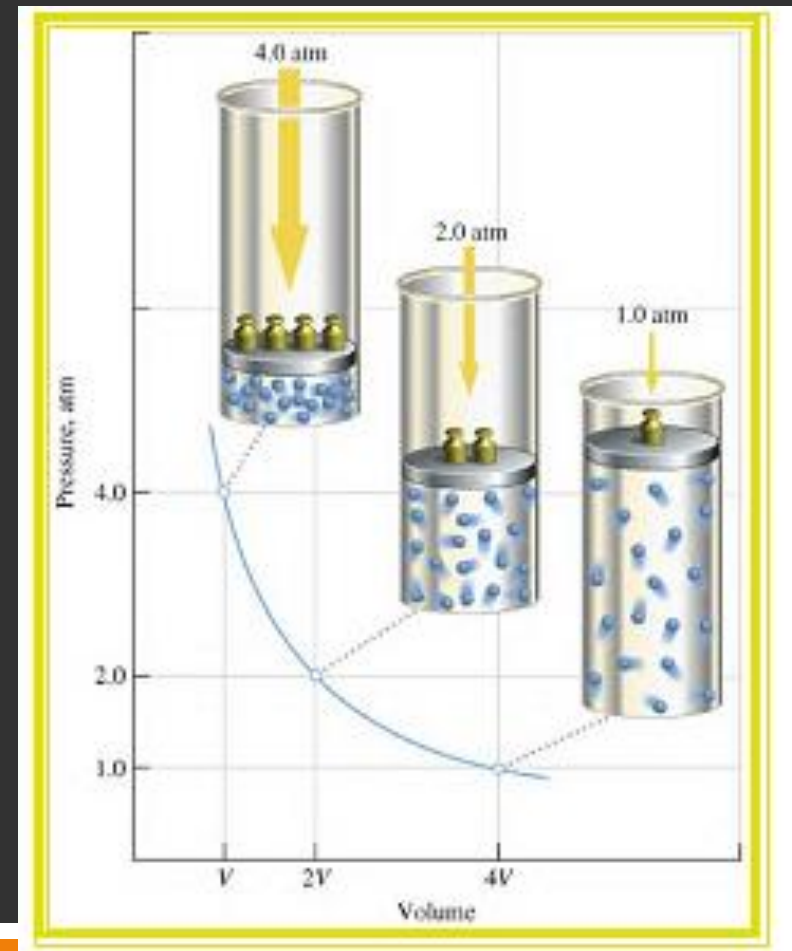
Experimento 3: aplicación de calor



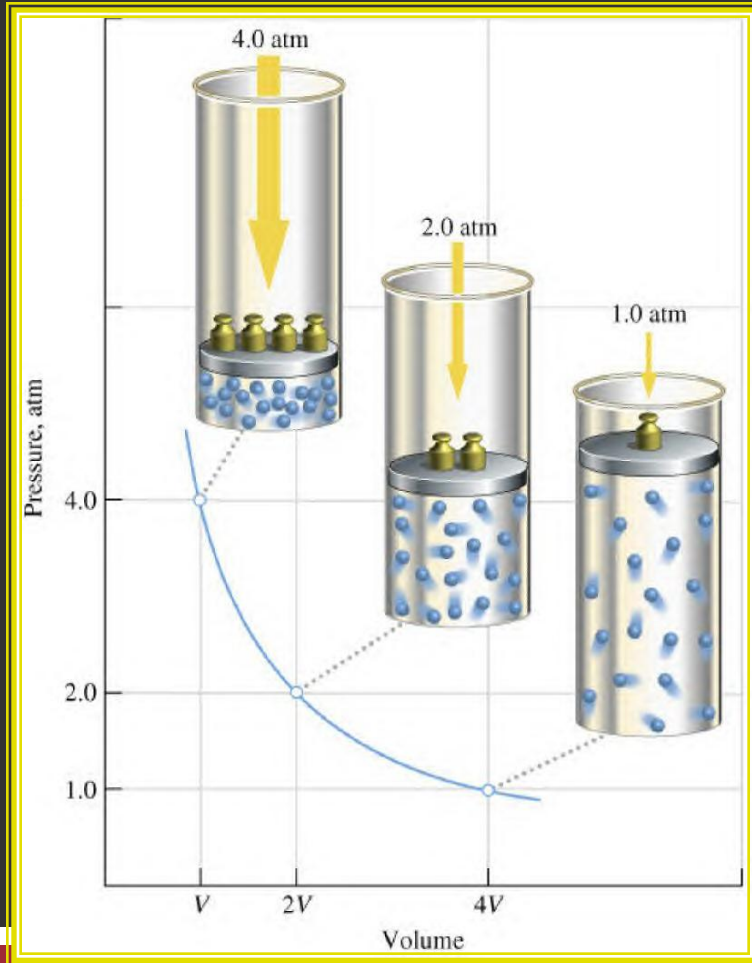
- El calor transferido de las manos a la botella aumenta la energía cinética (temperatura). La moneda salta.

Otros conceptos relacionados (2)

- Volumen-espacio ocupado por un material
- Presión- fuerza por unidad de área



Cambios en la presión de un volumen de gas (Ley de Boyle)



- Sabemos que a medida que aumentamos la presión (P) a un gas encerrado en un recipiente, disminuye su volumen (V), si la temperatura (T) permanece constante.

Experimento 4: Explique lo que sucede.

*Vierta un poco de agua
en la lata

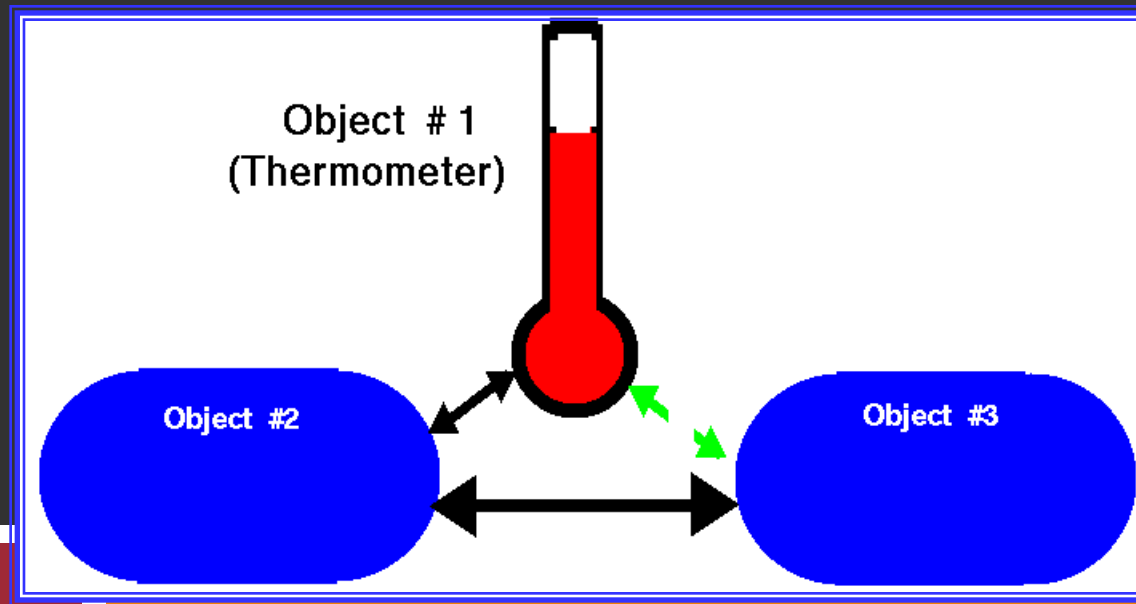


Explicación:

- ❑ El vapor desplaza al aire que hay dentro de la lata, sacándolo de la misma.
- ❑ Cuando la lata se enfría, el vapor vuelve al estado líquido.
- ❑ La presión de aire en el exterior comprime a la lata (hacia adentro).
- ❑ Al no haber aire en el interior que pueda balancear la fuerza de compresión, se produce la implosión de la lata de refresco.

Ley cero de la termodinámica:

“Equilibrio térmico”. Si dos sistemas A y B están a la misma temperatura, y B está a la misma temperatura que un tercer sistema C, entonces A y C están a la misma temperatura.

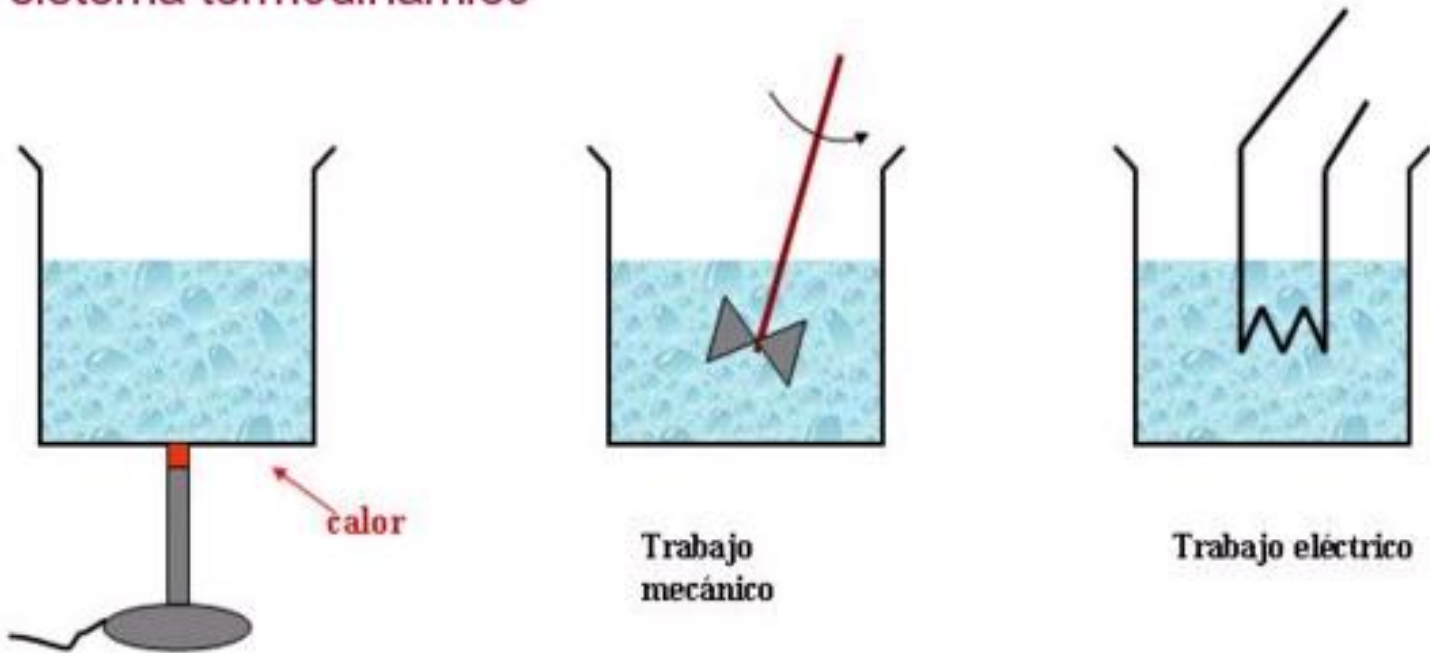


Primera Ley de Termodinámica

- O Ley de la conservación de la energía.
- Fué propuesta por Antoine Lavoisier.
- El incremento en la energía interna (ΔE) de un sistema termodinámico es igual a la diferencia entre la cantidad de calor transferida al sistema (Q) y el trabajo (W) realizado por el sistema en sus alrededores ($\Delta E = Q - W$).

La energía de un sistema termodinámico

Calor y trabajo son formas equivalentes de variar la energía del sistema termodinámico



Entalpía (H)

- La variación de entalpía expresa una medida de la cantidad de energía absorbida o cedida por un sistema termodinámico, o, lo que es lo mismo, la cantidad de energía que tal sistema puede intercambiar con su entorno.



Entalpía (H)

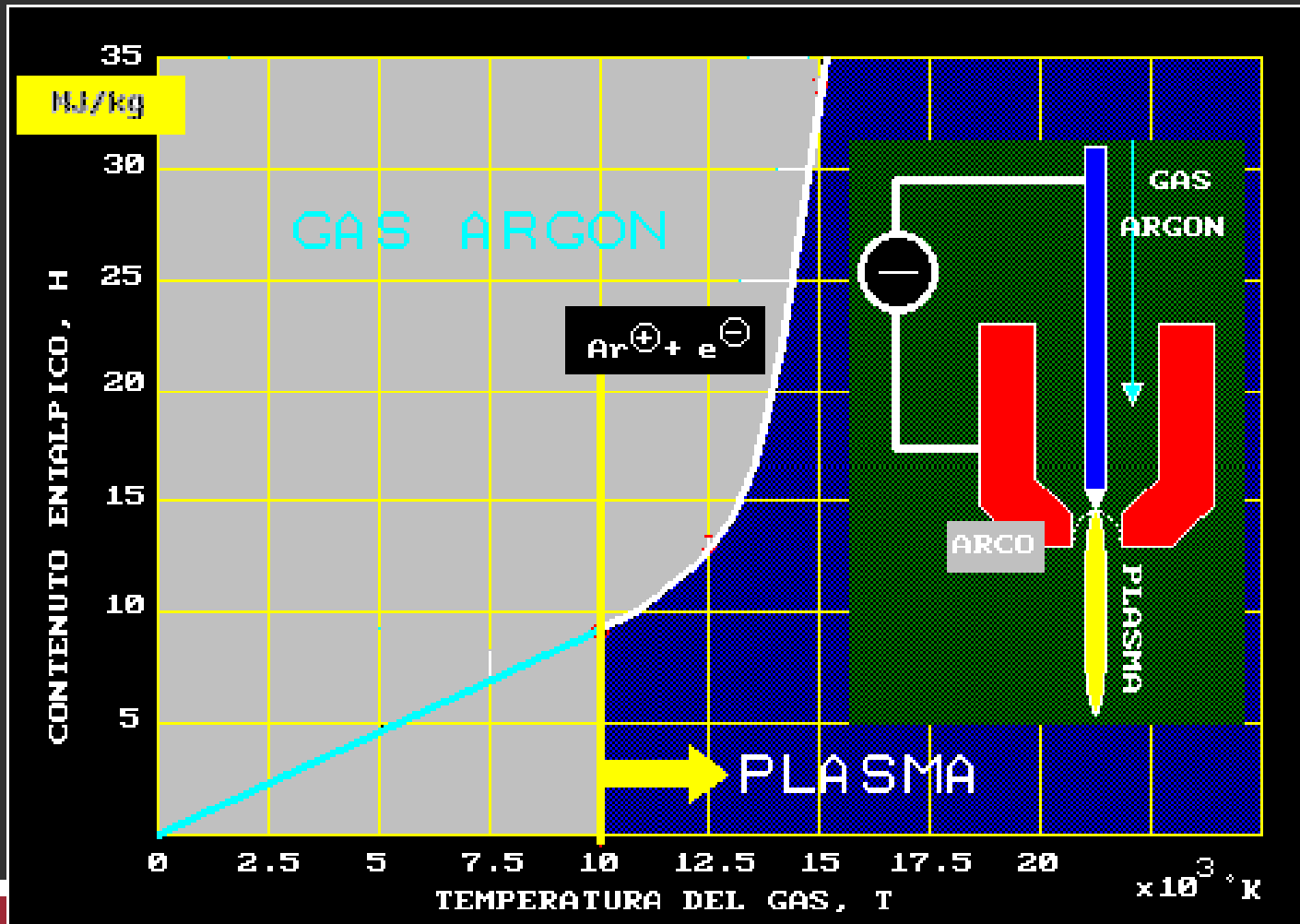
- La entalpía se define mediante la siguiente ecuación:

$$H = E + PV$$

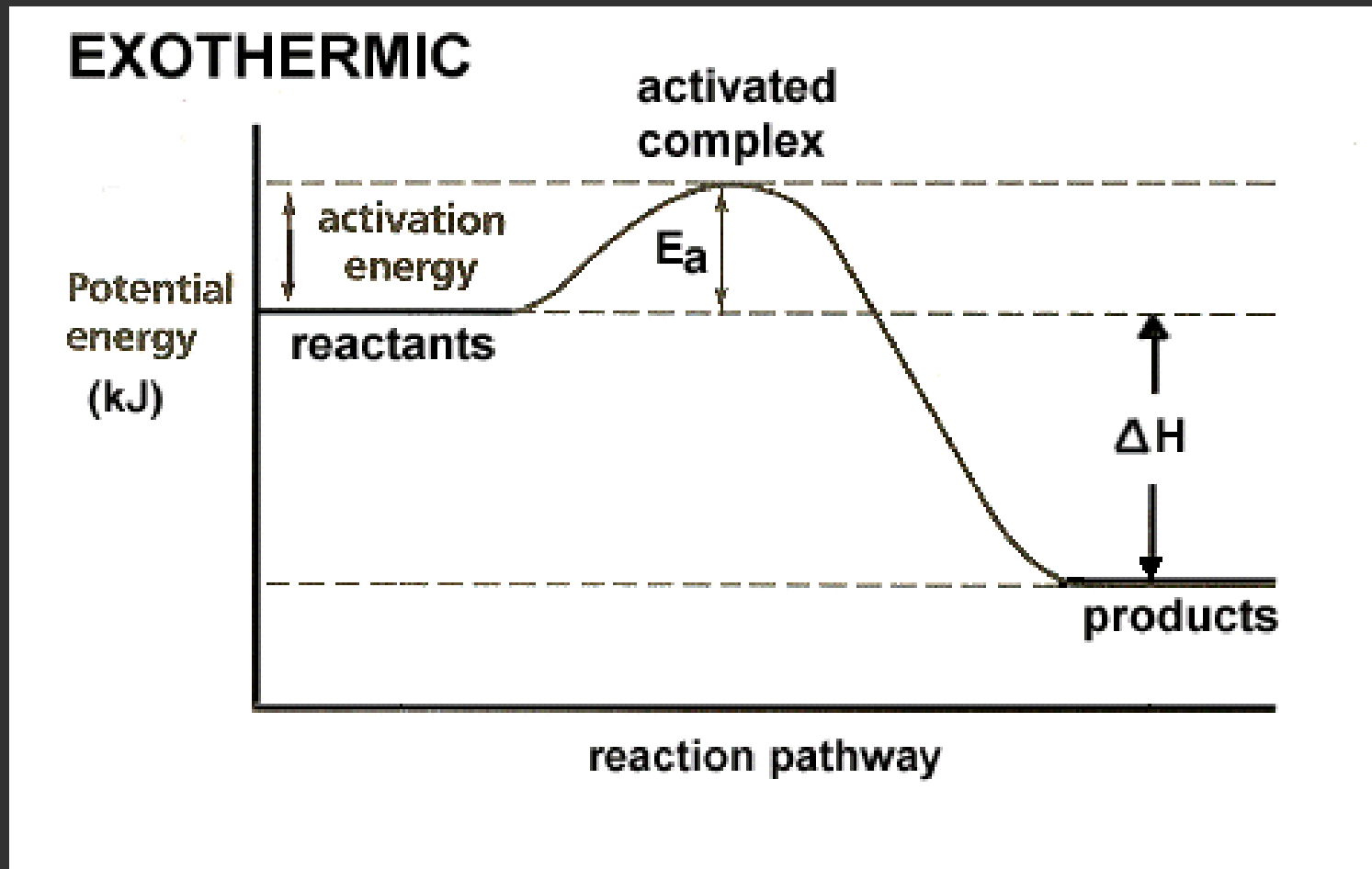
- E es la energía interna.
- P es la presión del sistema.
- V es el volumen del sistema
- La variación de entalpía se define mediante la siguiente ecuación:

$$\Delta H = H_{final} - H_{inicial}$$

Entalpía (H)

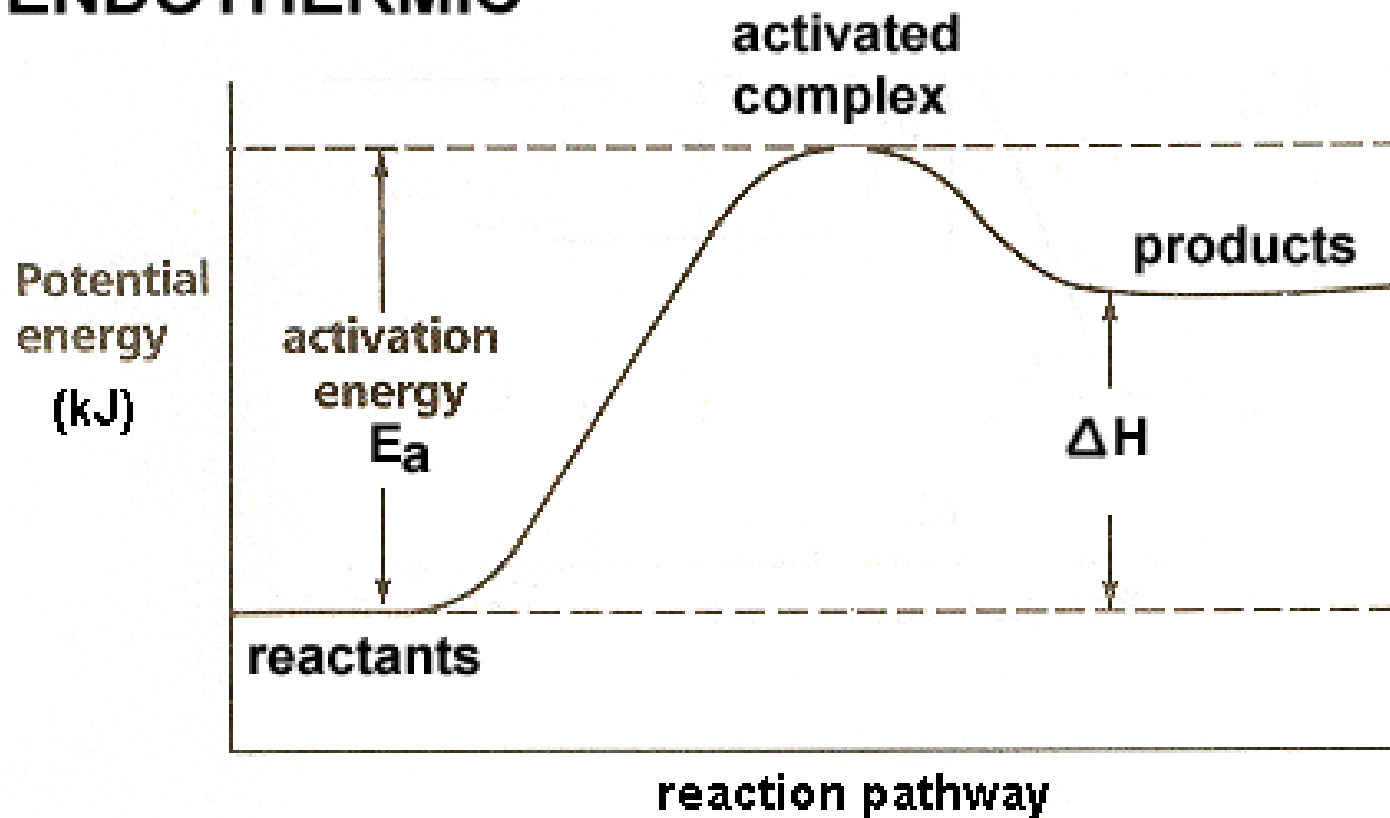


Reacción Exotérmica:



Reacción Endotérmica:

ENDOTHERMIC



Definiciones

- **Calor de neutralización:** el cambio en calor que se produce cuando un mol de H^+ DE UN Ácido es neutralizado por un mol de OH^- de una base.
- **Calor de solución:** el cambio en calor que se produce cuando un mol de una sustancia es disuelto en un medio con exceso de solvente (una soln. no saturada).
- **Valor calórico Kilogramo:** el calor que se libera cuando un kilogramo de combustible se quema completamente.

Definiciones:

- **Calor de reacción:** el cambio en calor producido cuando una reacción se completa como lo especifica la ecuación química.
- **Calor de formación:** el cambio en calor que se produce cuando un mol de un compuesto se forma a partir de los elementos constituyentes en su estado estándar (i.e. at 25 y 100 kPa).
- **Calor de combustión:** el cambio en calor producido cuando un mol de una sustancia se quema en un ambiente super oxigenado.

Definiciones

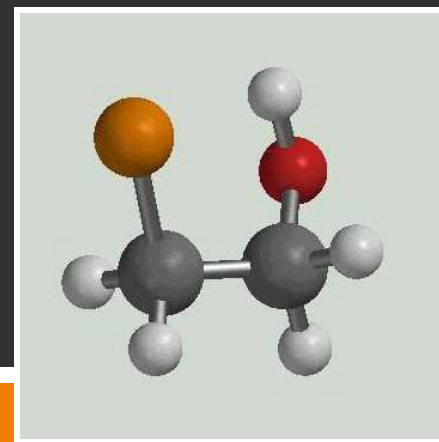
- **Ley de Hess: El cambio en calor para una reacción únicamente depende de los estados inicial y final del sistema y es independiente de los pasos individuales del sistema.**
- **Energía de enlace; es la energía requerida para romper un mol en enlaces covalentes, y lograr la separación completa de los elementos que lo componen.**

Práctica:

<http://www.studentxpress.ie/educ/chem/chem1/chem1.html>

- 1) When 2 g of sulphur was completely burned in oxygen, the heat liberated raised the temperature of 222 g of water from 19 to 39 . Calculate the heat of combustion of sulphur.
(Specific heat capacity of water is 4200)
- 2) When 0.92 g of ethanol () was completely burned, the heat liberated raised 400 g of water from 12 to 22 . Calculate the heat of combustion of ethanol.
(Specific heat capacity of water is 4200)

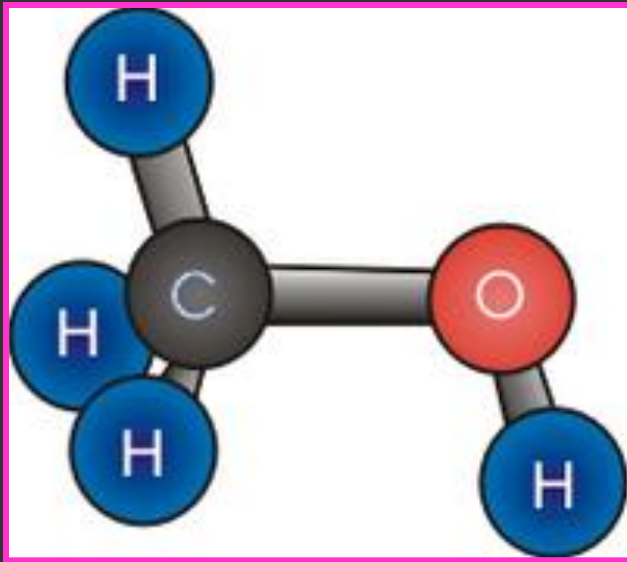
Etanol



Práctica:

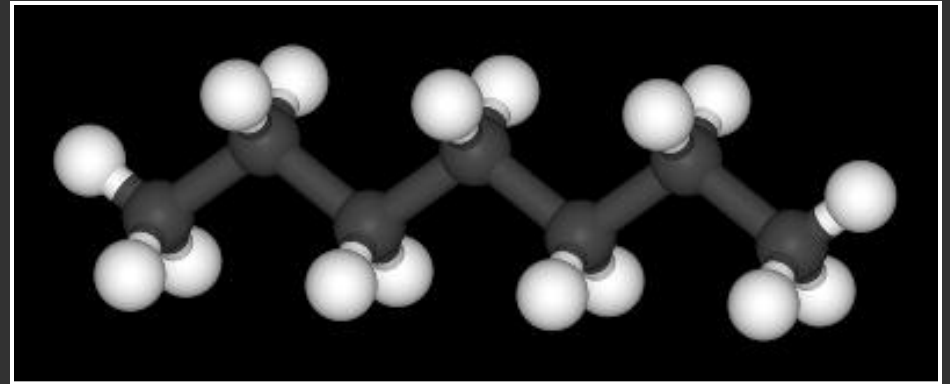
<http://www.studentxpress.ie/educ/chem/chem1/chem1.html>

- 3) When 1.5 g of methanol () was completely burned in a suitable apparatus the rise in temperature was 4.5 K. If the heat capacity of the apparatus is 7.45 , show that the heat of combustion of methanol is -715.2 .
- 4) When 1.0 g of pure heptane was completely burned in a suitable apparatus the rise in temperature was 5.7 . When 1.0 g of pure methylbenzene was burned in the same apparatus the rise in temperature was 5.0 . Calculate the heats of combustion of heptane and methylbenzene given that the heat capacity of the apparatus is 8.5 .



Metanol

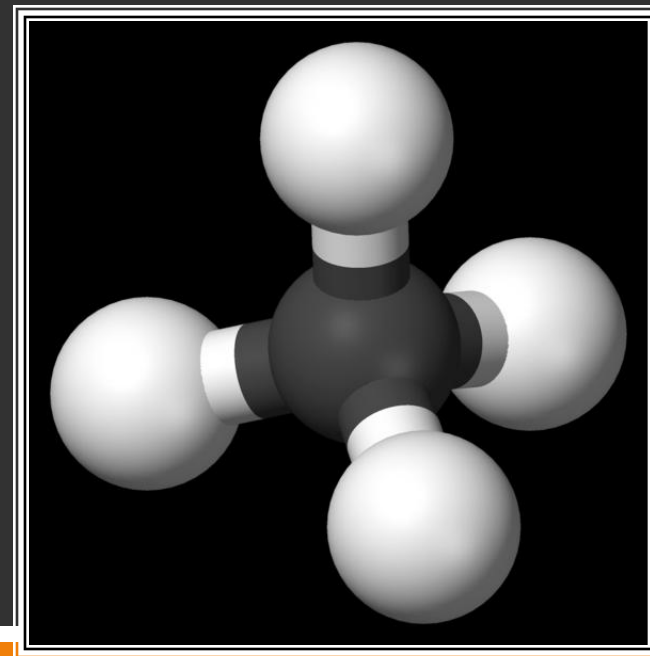
Heptano



Práctica:

<http://www.studentxpress.ie/educ/chem/chem1/chem1.html>

- 5) The heat of combustion of methane is -890 . Calculate its kilogram calorific value. What use is made of kilogram calorific values?



Soluciones:

□ 1)

$$m = 222 \text{ g} = 0.222 \text{ kg}$$
$$c = 4200$$
$$= (39 + 273) - (19 + 273) = 20 \text{ K}$$
$$E = 0.222 \cdot 4200 \cdot 20 = 18,648 \text{ J}$$

This means that 18.648 kJ of heat is released when 2 g of sulphur is burned.

$$1 \text{ mole sulphur} = 32 \text{ g}$$

Therefore the burning of 32 g releases
= 298.4 kJ

The reaction is exothermic.

Therefore heat of combustion = -298.4 kJ

Soluciones:

□ 2)

$$m = 400 \text{ g} = 0.4 \text{ kg}$$

$$c = 4200$$

$$= (22 + 273) - (12 + 273) = 10 \text{ K}$$

$$E = 0.4 \times 4200 \times 10 = 16,800 \text{ J} = 16.8 \text{ kJ}$$

This means that 16.8 kJ of heat is released when 0.98 g of ethanol is burned.

$$1 \text{ mole ethanol} = 2 \times 12 + 5 \times 1 + 16 + 1 = 46 \text{ g}$$

Therefore the burning of 46 g releases = 840 kJ

The reaction is exothermic.

$$\text{Therefore heat of combustion} = -840 \text{ kJ}$$

Soluciones:

□ 3)

Note: Given the heat capacity of the apparatus, not the specific heat capacity of the liquid.

Heat capacity = mass Specific heat capacity

$$E = \text{Heat capacity} = 7.45 \times 4.5 = 33.525 \text{ kJ}$$

1.5 g of methanol produced 33.525 kJ of heat

1 mole of methanol = 32 g

$$= 715.2 \text{ kJ}$$

The reaction is exothermic. Therefore the heat of combustion =
-715.2 kJ

Soluciones:

□ 4)

Given the heat capacity of the apparatus, not the specific heat capacity of the liquid, use the formula

$E = \text{Heat capacity}$

Heptane

$$E = 8.5 \times 5.7 = 48.45 \text{ kJ}$$

1 g releases 48.45 kJ of heat

$$\begin{aligned} 1 \text{ mole heptane (C}_7\text{H}_{16}) &= 7 \times 12 + 16 \times 1 = 100 \text{ g} \\ &= 4845 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Heat of combustion of heptane = -4845 kJ

Methylbenzene

$$E = 8.5 \times 5.0 = 42.5 \text{ kJ of heat}$$

1 g releases 42.5 kJ of heat

$$\begin{aligned} 1 \text{ mole methylbenzene (C}_7\text{H}_8) &= 7 \times 12 + 8 \times 1 = 92 \text{ g} \\ &= 3910 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Heat of combustion of methylbenzene = -3910 kJ

Soluciones:

□ 5)

1 mole methane = 16 g

16 g of methane when burned produces 890 kJ (from the heat of combustion value given)

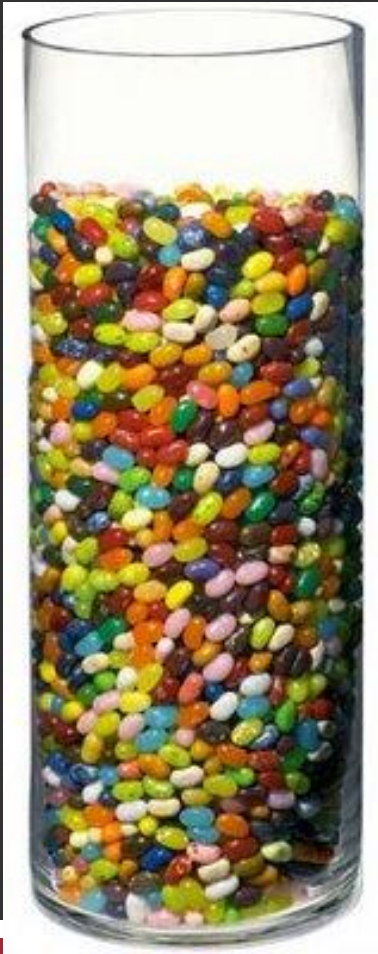
1 g produces kJ 1000 g produces kJ = 55,625 kJ 1 kg produces 55,625 kJ Kilogram calorific value = 55,625 kJ

Kilogram calorific values are used to compare the efficiencies of fuels.

Segunda Ley de Termodinámica

◆ En un sistema aislado, es decir, que no intercambia materia ni energía con su entorno, la *entropía* ("desorden en un sistema") siempre habrá aumentado o se habrá mantenido desde que esta se mide por primera vez hasta otra segunda vez que se mida, en un momento distinto.

Entropía



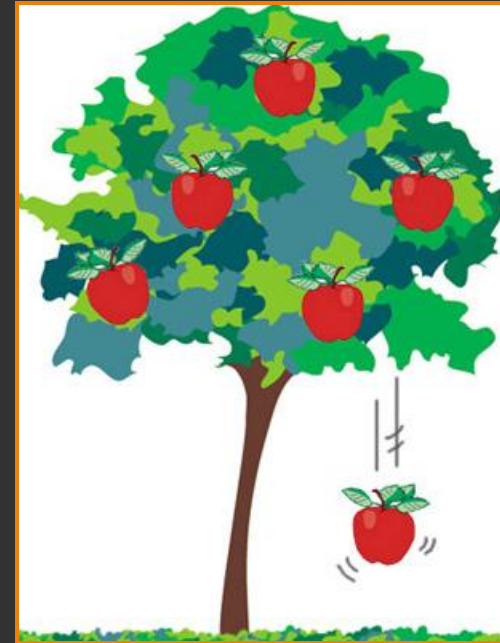
- Medida de la falta de energía útil que está disponible en un sistema.
- Se equipara con “desorden”.
- Los eventos espontáneos aumentan la entropía.
- Un evento espontáneo ocurre debido a que aumenta la naturaleza aleatoria de l universo.

Entropía

No espontaneo / S disminuye



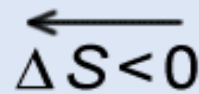
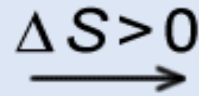
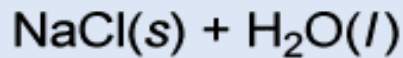
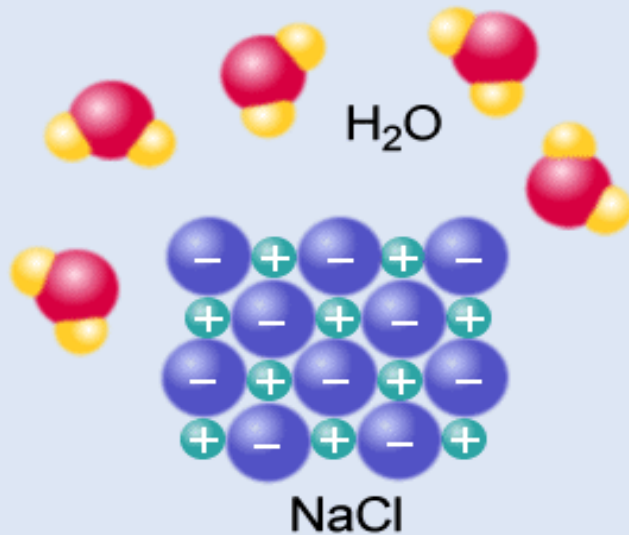
Espontaneo / S aumenta



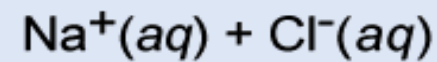
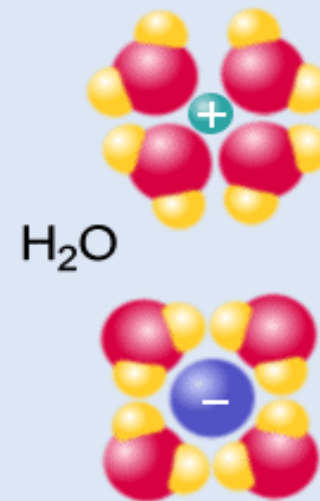
Entropía y soluciones

Dissolution of NaCl increases entropy

Less randomness
(less entropy)



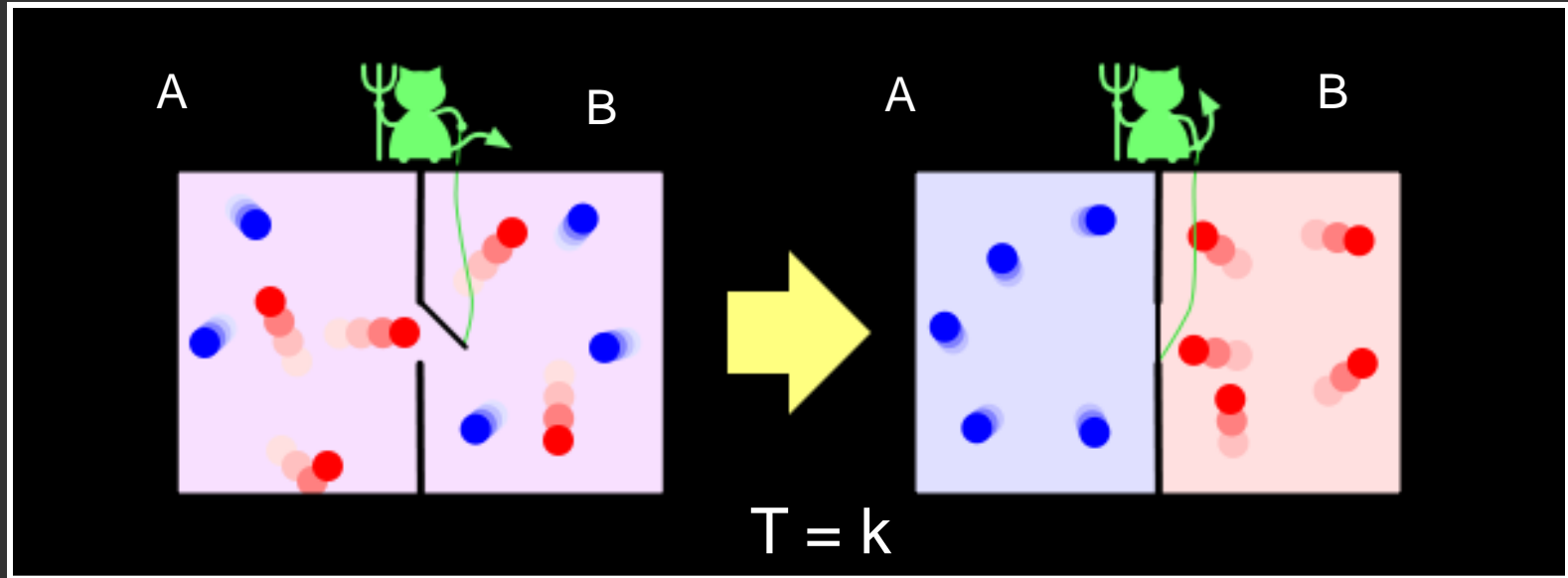
More randomness
(more entropy)



Enunciados Carnot / Clausius

- "Toda máquina térmica requiere para su funcionamiento de al menos dos fuentes de calor a diferentes temperaturas".
- "El calor no puede pasar por sí solo de un cuerpo a una determinada temperatura a otro a temperatura superior".

El Demonio de Maxwell

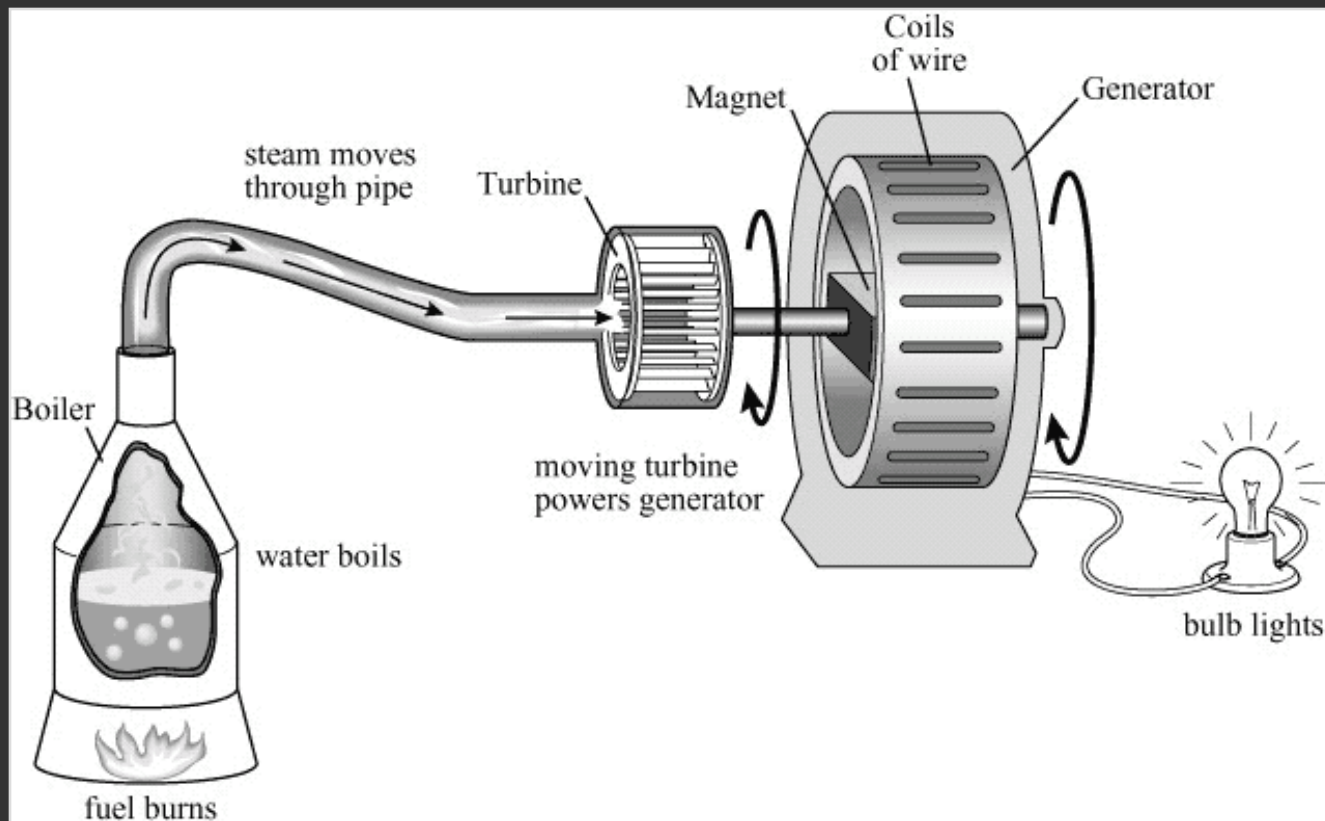


Un sistema que “pretende” violar la Segunda Ley de Termodinámica, provocando la transferencia de calor de un lugar más frío a uno más caliente. Cuando una molécula rápida en el envase A se acerca a la puerta, el demonio la abre para que la misma se transfiera hacia B.

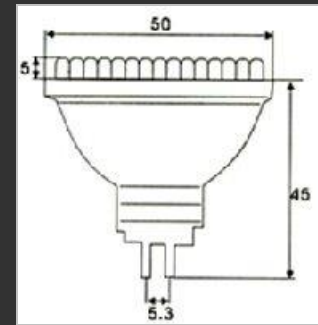
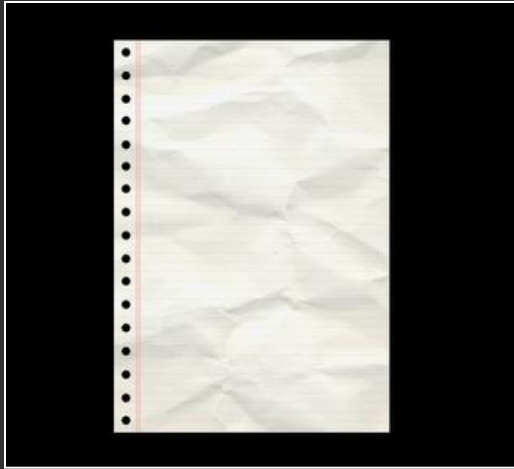
Tercera Ley de Termodinámica

- Propuesta por Walther Nernst.
- Afirma que es imposible alcanzar una temperatura igual al cero absoluto mediante un número finito de procesos físicos.
- Puede formularse también como: a medida que un sistema dado se aproxima al cero absoluto, su entropía tiende a un valor **constante** específico.

Experimento 3: transformando la energía térmica en energía mecánica



Experimento 3: Materiales



Experimento 3: Colección de datos

Condiciones	Estimado del calor (mano)	Espiral
Apagada		
Encendida		

Imágenes

TAZAS

- http://images.google.com/imgres?imgurl=http://www.spitzer.caltech.edu/espanol/edu/thermal/ircoffeecups.jpg&imgrefurl=http://www.spitzer.caltech.edu/espanol/edu/thermal/transfer_sp13oct01.html&usg=__tde5h_T6Dvz1rkLWPIeHY08hfMg=&h=229&w=260&sz=12&hl=en&start=44&tbnid=JpFiaYneQMqM7M:&tbnh=99&tbnw=112&prev=/images%3Fq%3Dconduccion%252Bcalor%26gbv%3D2%26ndsp%3D20%26hl%3Den%26safe%3Doff%26sa%3DN%26start%3D40

• Reacción Exotérmica

- http://images.google.com/imgres?imgurl=http://www.saskschools.ca/curr_content/chem30_05/graphics/2_graphics/exo.gif&imgrefurl=http://www.kentchemistry.com/links/Kinetics/PEDiagrams.htm&usg=__yqKkH0adgYaAfBnloet9niid8VA=&h=300&w=473&sz=13&hl=en&start=18&tbnid=Xkh0haU86rZkRM:&tbnh=82&tbnw=129&prev=/images%3Fq%3Dexothermic%2Breaction%26gbv%3D2%26hl%3Den%26safe%3Doff

Referencias:

- <http://www.studentexpress.ie/educ/chem/chem1/chem1.html>