

Teoría, Dra. Sandra Signorella

**Profesora Titular
Área Química General e
Inorgánica**

Tema TERMOQUÍMICA



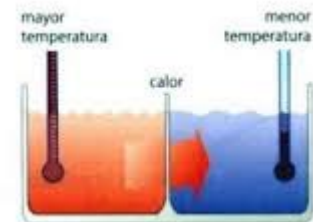
Año 2026



TERMOQUÍMICA

Parte 1

- **Conceptos básicos**
 - Energía, calor, trabajo
 - Tipos de energía
 - Trabajo mecánico
 - Transformaciones de energía
- Termoquímica. Procesos exotérmicos y endotérmicos
 - Sistemas y entornos
- **Primera ley de la Termodinámica**
 - Transferencias de energía
 - Calor, trabajo, energía interna
 - Funciones de Estado
 - Entalpía
 - Calores de reacción



ENERGÍA y TRABAJO

- **Energía** – capacidad de realizar trabajo o transferir calor
- **Trabajo** – energía empleada para mover un objeto

Tipos de energía

Térmica -calor

Eléctrica

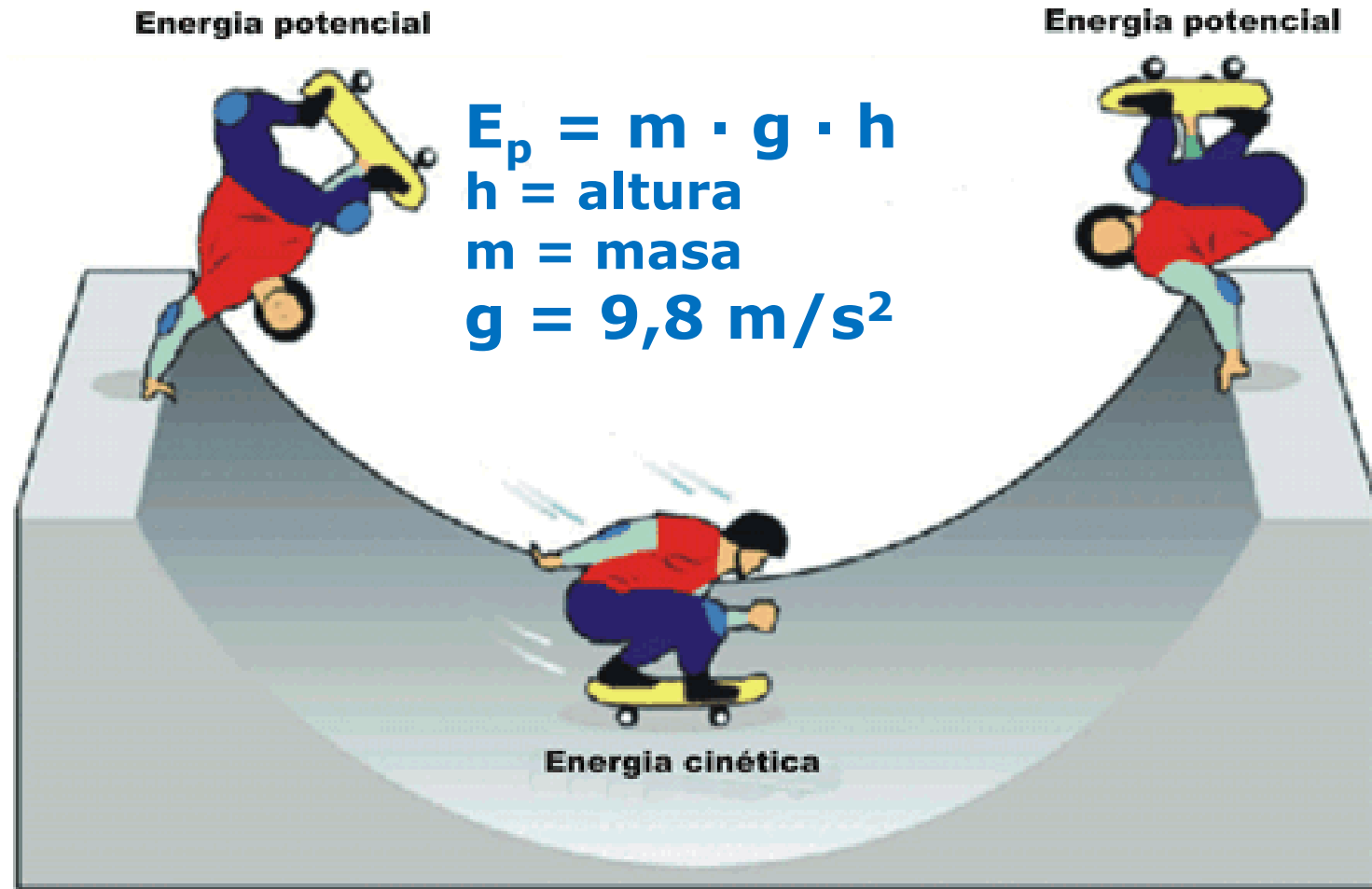
Radiante – incluyendo la luz

Química

Mecánica

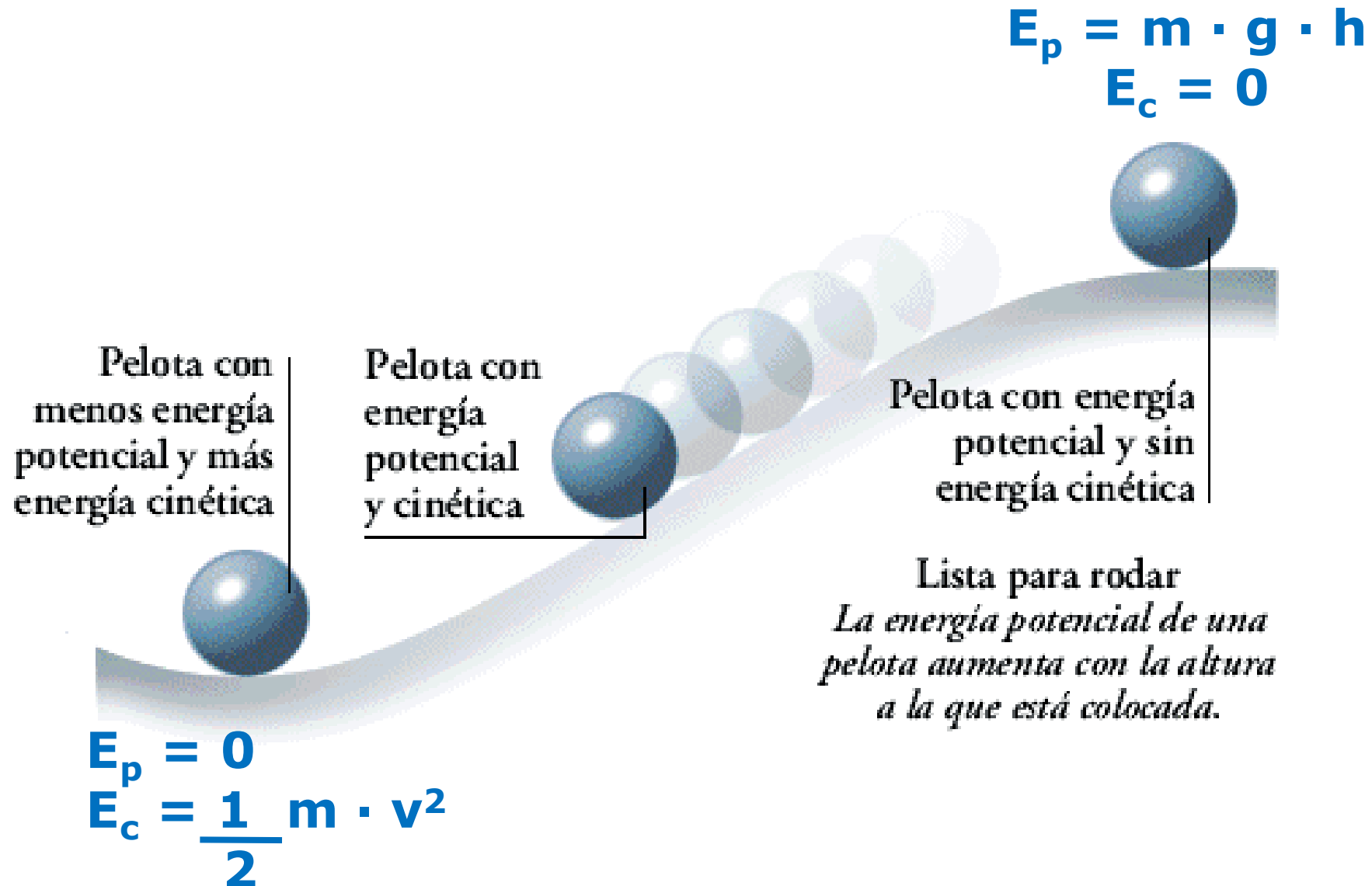
Nuclear

Energía Cinética (E_c) y potencial (E_p)



$$E_c = \frac{1}{2} m \cdot v^2$$

ENERGÍA CINÉTICA Y POTENCIAL



ENERGÍA MECÁNICA

La energía mecánica de un cuerpo es la suma de sus energías cinética y potencial

$$E = E_p + E_c$$

Ejemplo: Una persona camina con una velocidad de 2 m/s, posee una masa de 50 kg y se encuentra a una altura de 20 m respecto al nivel del piso

$$E_p = 50 \text{ kg} \times 9,8 \text{ m/s}^2 \times 20 \text{ m} = 9800 \text{ J}$$

$$E_c = \frac{1}{2} \times 50 \text{ kg} \times 2^2 \text{ m}^2/\text{s}^2 = 100 \text{ J}$$

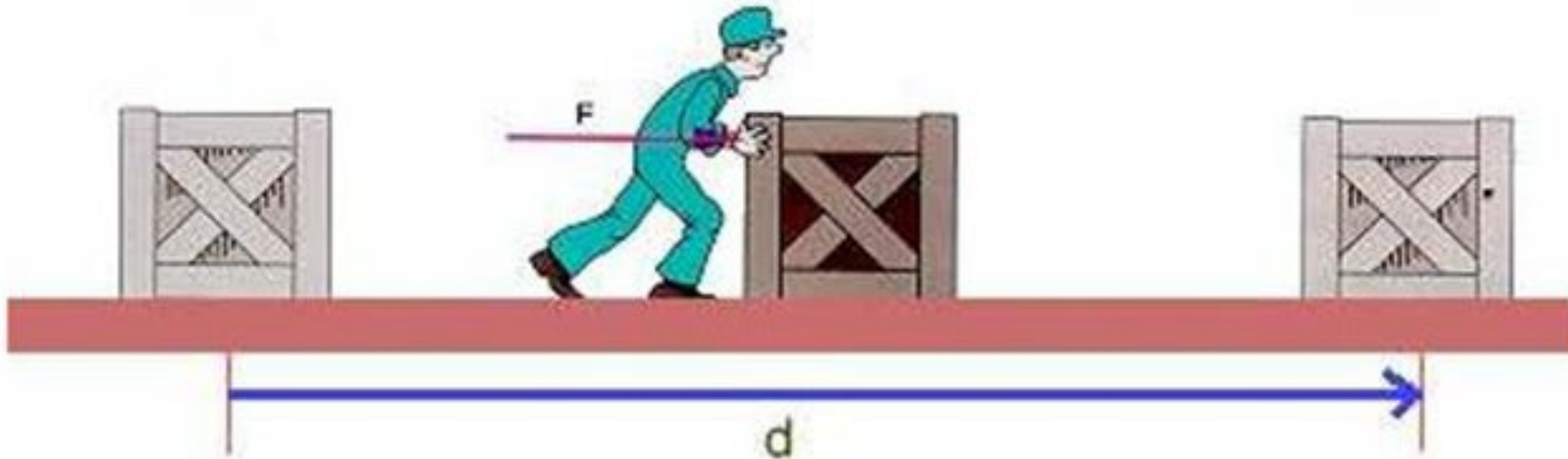
$$E = 9900 \text{ J} = 2366,16 \text{ cal}$$

$$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}; \quad 1 \text{ J} = 1 \text{ N m} = 1 \text{ kg m}^2/\text{s}^2$$

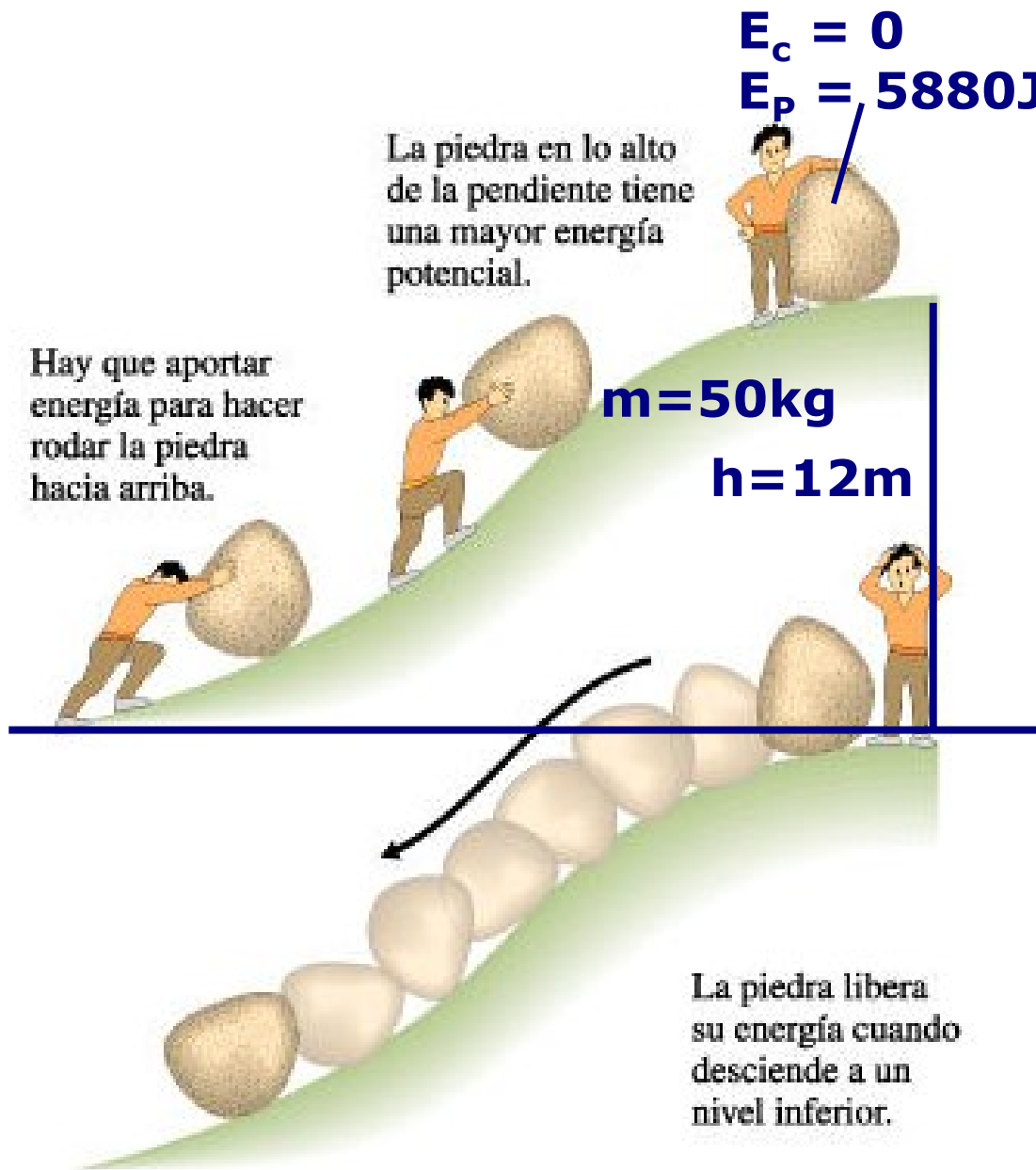
TRABAJO MECÁNICO

La fuerza ejercida sobre el objeto produce el desplazamiento. El trabajo es el movimiento de una masa contra una fuerza opositora

$$w = F \cdot d$$



TRABAJO y ENERGÍA POTENCIAL



Trabajo mecánico realizado para elevar un objeto a una altura $h =$ energía potencial gravitatoria que almacena el objeto al alcanzar la altura h

$$W = E_p$$

$$w = F \cdot d = m \cdot a \cdot d$$

$$E_p = m \cdot g \cdot h$$

$$W = m \cdot g \cdot h = 50 \text{ kg} \times 9,8 \text{ m/s}^2 \times 12 \text{ m} = 5880 \text{ J} = E_p$$

$m =$ masa (kg)

$a =$ aceleración (m/s^2)

$d =$ distancia (m)

$g =$ aceleración gravitatoria
 $= 9,8 \text{ m/s}^2$

TRABAJO Y ENERGÍA CINÉTICA

El trabajo mecánico realizado sobre un cuerpo es igual al cambio en la energía cinética del cuerpo

$$W = E_{cf} - E_{ci}$$

$$W = \frac{1}{2} m \cdot v_f^2 - \frac{1}{2} m \cdot v_i^2$$



Calcular el trabajo mecánico realizado por una persona al empujar una silla de ruedas, que posee una masa de 50 kg, para variar su velocidad de 0 m/seg a 2 m/s.

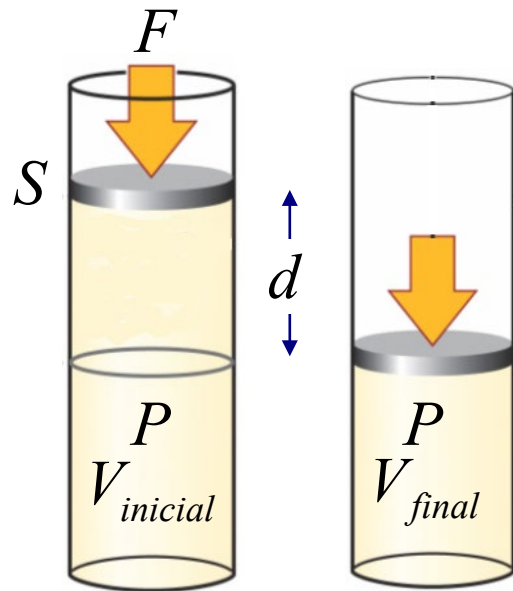
$$W = \frac{1}{2} 50 \text{ kg} \times 2^2 \text{ m}^2/\text{s}^2 - \frac{1}{2} 50 \text{ kg} \times 0^2 \text{ m}^2/\text{s}^2$$

$$W = 100 \text{ J}$$

TRABAJO P-V

- trabajo P-V realizado por una fuerza exterior F sobre un sistema:

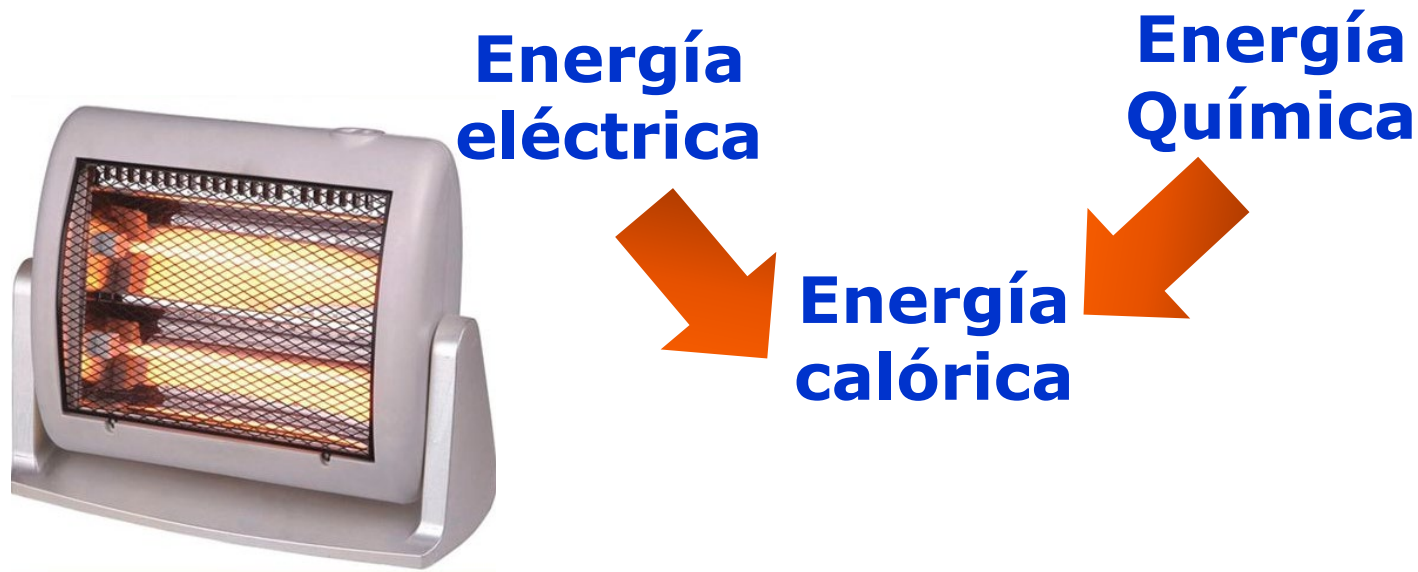
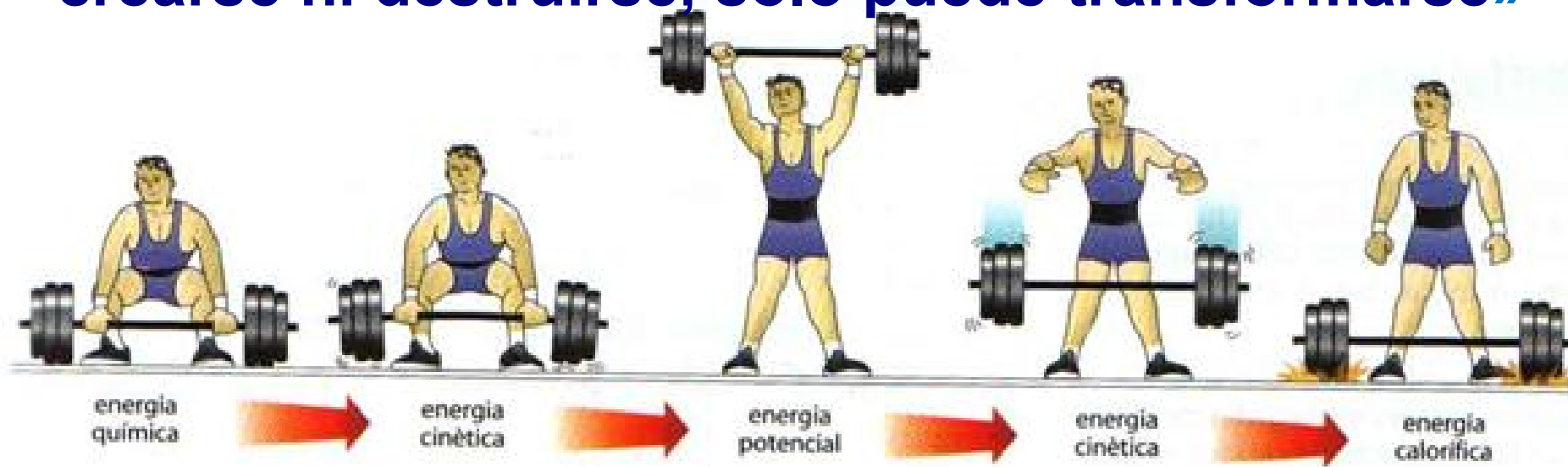
$$W = F \cdot d = \frac{F}{S} \cdot S \cdot d = P \cdot (V_f - V_i) = P \cdot \Delta V$$



$w > 0 \Rightarrow$ El sistema recibe trabajo

$w < 0 \Rightarrow$ El sistema realiza trabajo

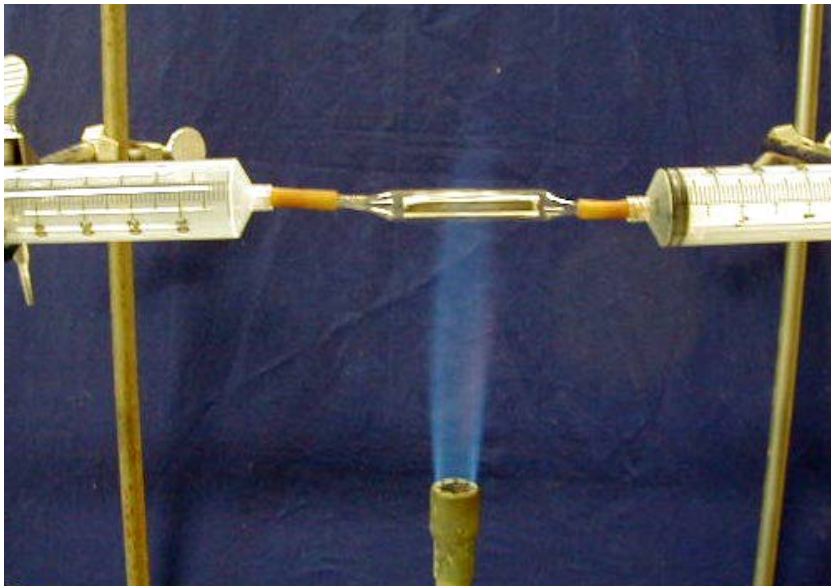
Ley de conservación de la energía: «La energía no puede crearse ni destruirse, sólo puede transformarse»



Termoquímica

- **Termoquímica:** parte de la química que estudia las transferencias de calor asociadas a las reacciones químicas
 - Cuánto calor se absorbe o se desprende en una reacción química

**reacción endotérmica
(consume calor)**

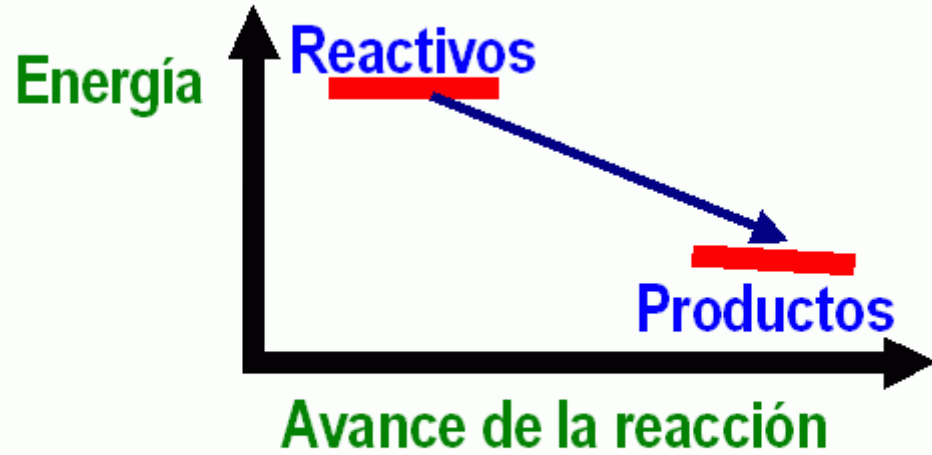


**reacción exotérmica
(libera calor)**



El **calor** es la energía que se transfiere de un objeto más caliente a uno más frío. A la izquierda reacción entre gases que necesita calor para ocurrir. A la derecha una reacción de combustión que libera la energía química almacenada en las moléculas del combustible en forma de calor.

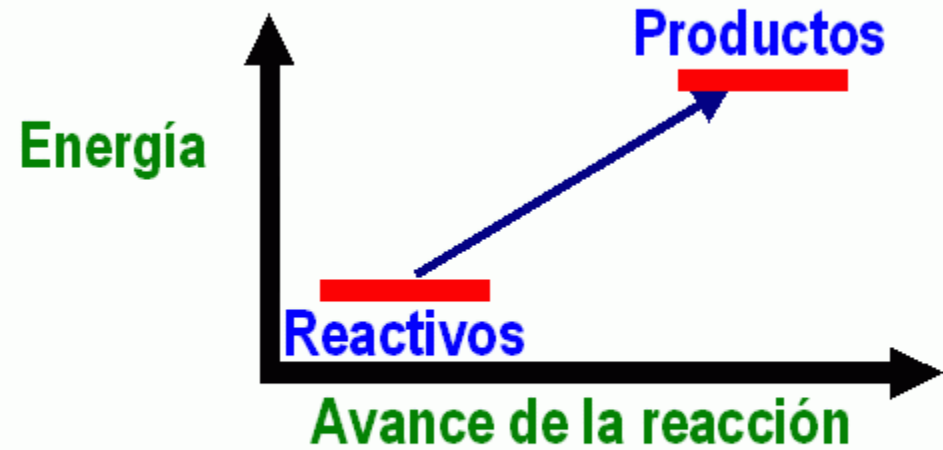
Procesos exotérmicos



Los productos son más estables, se obtiene energía



Procesos endotérmicos



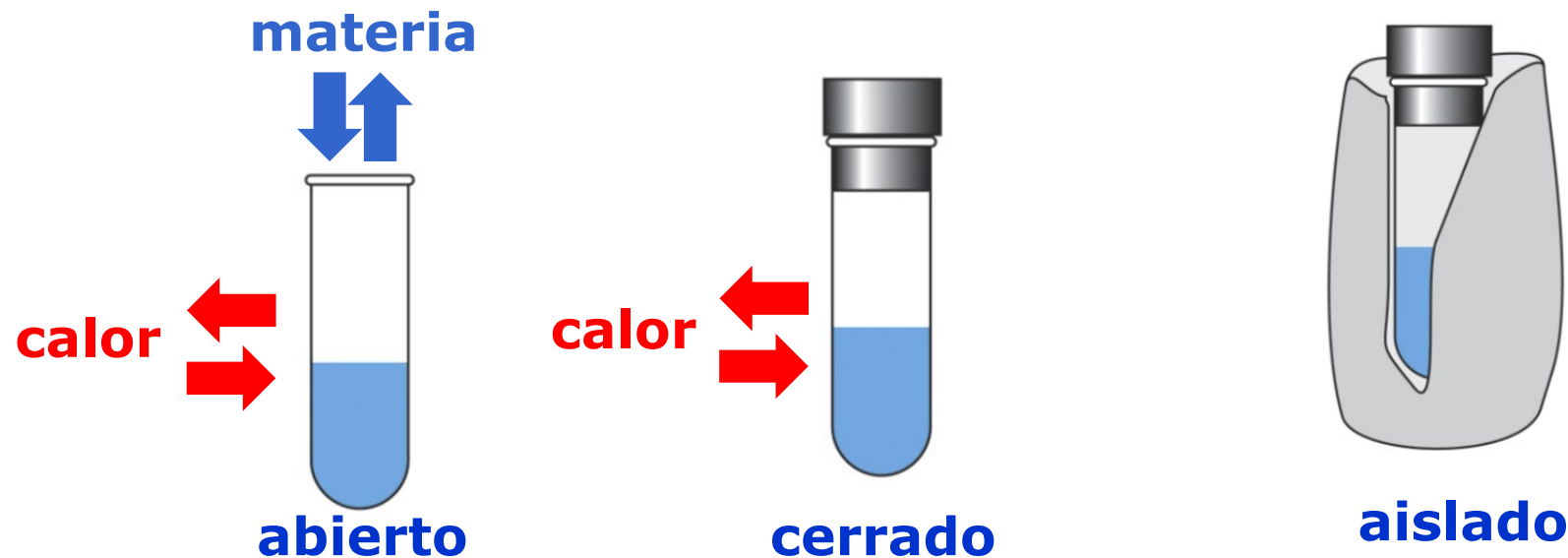
Los productos son menos estables, se requiere energía

Calor



Universo, sistema y entorno

- **Sistema:** aquella parte del universo que es objeto de nuestro estudio.
- **Entorno o alrededores:** el resto del universo
- Tipos de sistemas según su relación con el entorno
 - **abierto:** puede intercambiar materia y energía con su entorno
 - **cerrado:** no intercambia materia pero puede intercambiar energía con su entorno
 - **aislado:** no intercambia ni materia ni energía con su entorno; es como un universo en si mismo





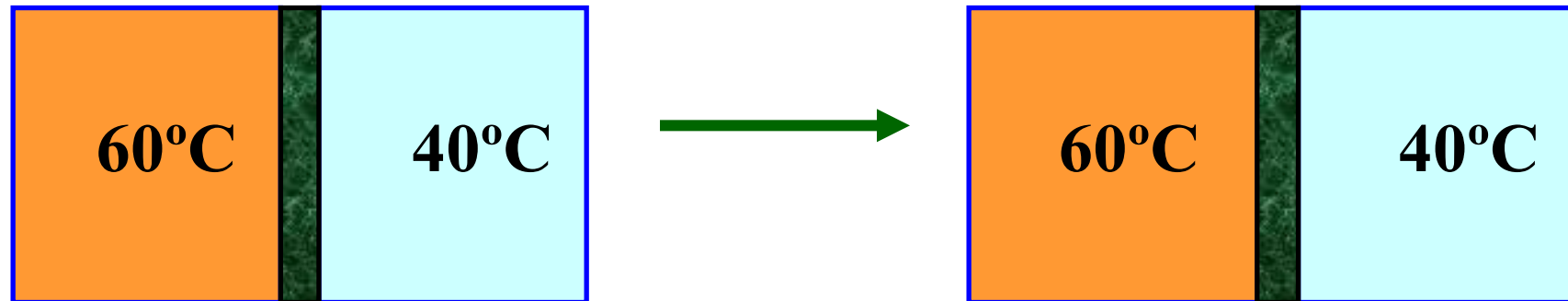
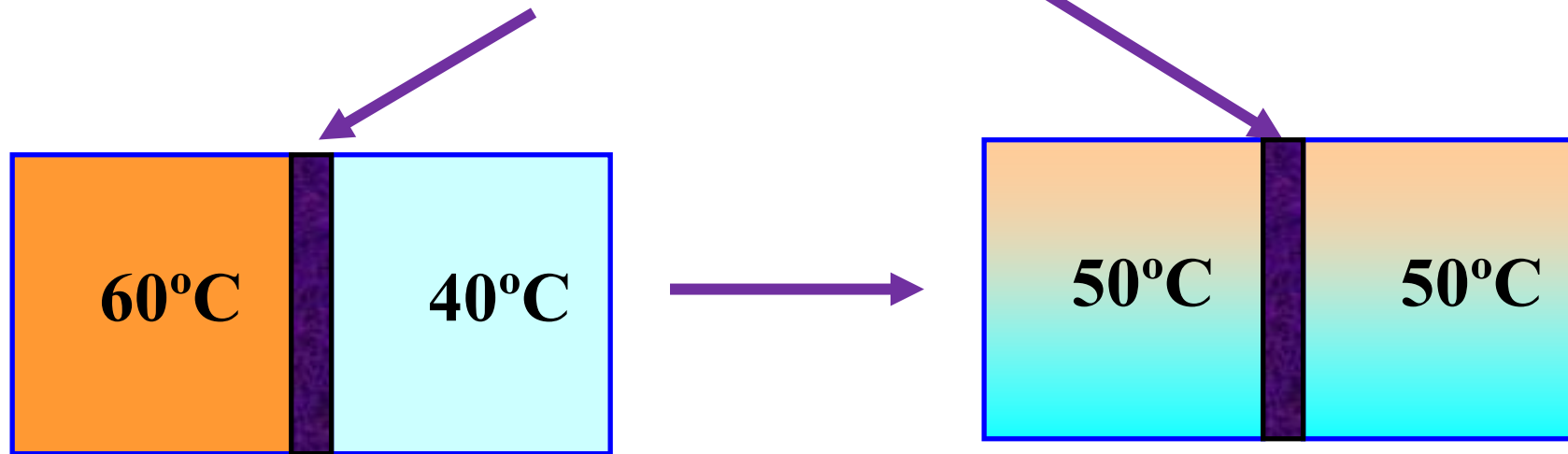
**Sistema
abierto**

**Sistema
cerrado**

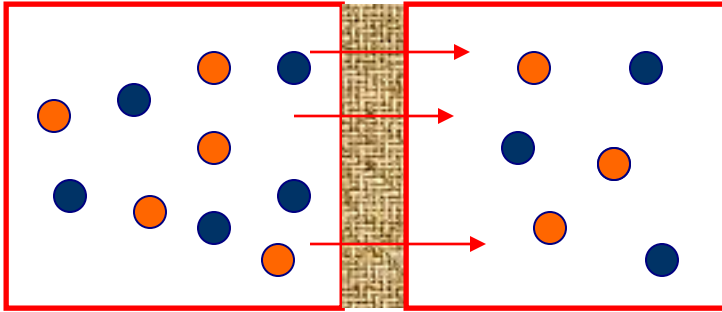
**Sistema
aislado**

Los sistemas están separados del entorno o de otros sistemas por paredes

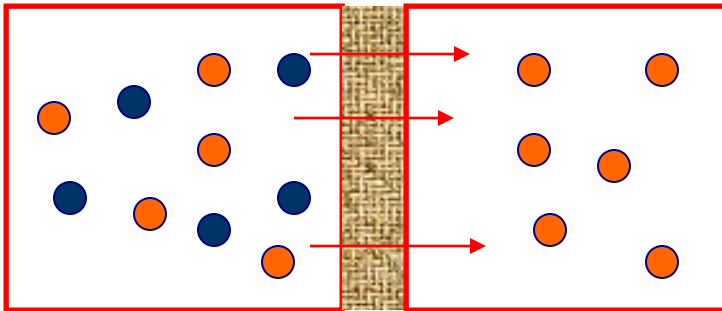
Pared diatérmica



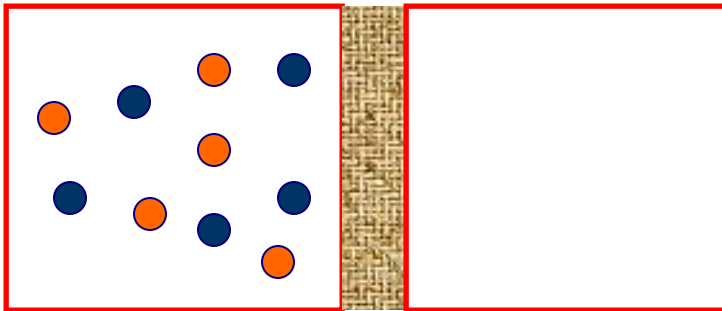
Pared adiabática



Pared permeable

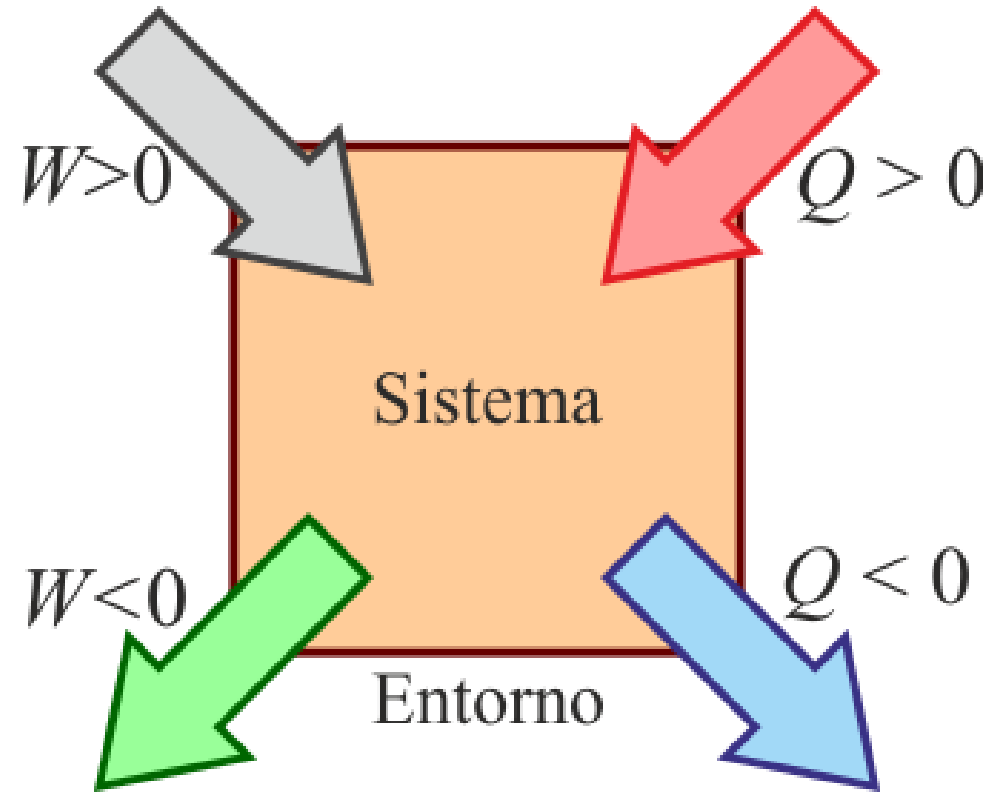


Pared semipermeable



Pared impermeable

Convención de SIGNOS PARA TRABAJO Y CALOR



PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA

“La Energía se conserva”

Cualquier pérdida o ganancia de energía por parte del sistema va acompañada de ganancia o pérdida de energía del entorno o medioambiente

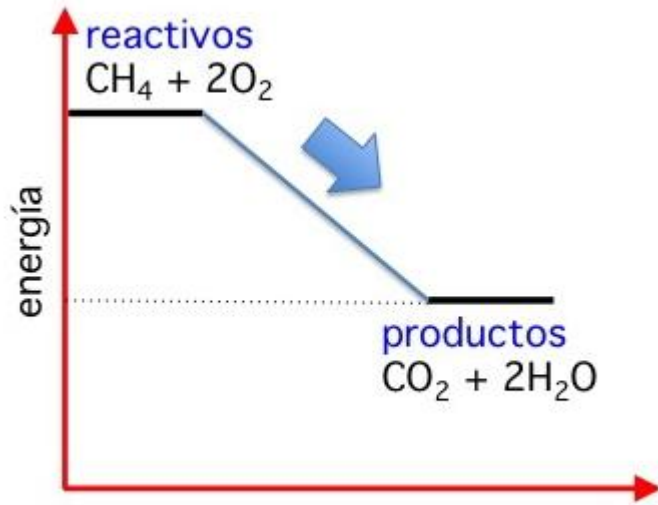
La suma de todas las energías cinéticas y potenciales de los componentes de un sistema es igual a su **ENERGÍA INTERNA: E**

$$\Delta E = E_f - E_i$$

$\Delta E > 0$ si el sistema gana energía

$\Delta E < 0$ si el sistema pierde energía

Ejemplo de sistema que pierde energía



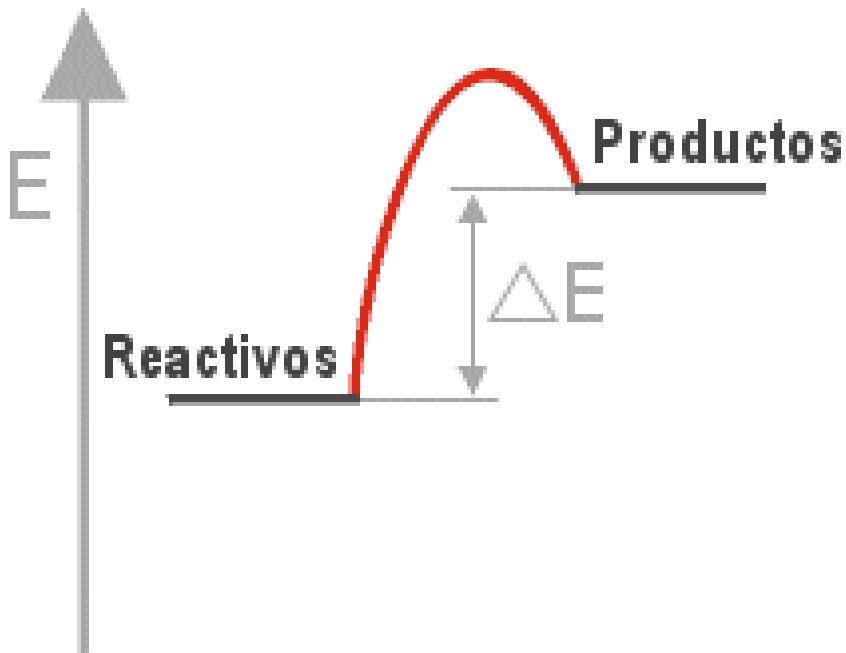
$$E_f < E_i$$
$$\Delta E < 0$$

El sistema pierde
energía que transfiere al
entorno en forma de
calor

$$\Delta E = q < 0$$

Reacción exotérmica

Ejemplo de sistema que gana energía



$$E_f > E_i$$
$$\Delta E > 0$$

El sistema gana energía que toma del entorno en forma de calor

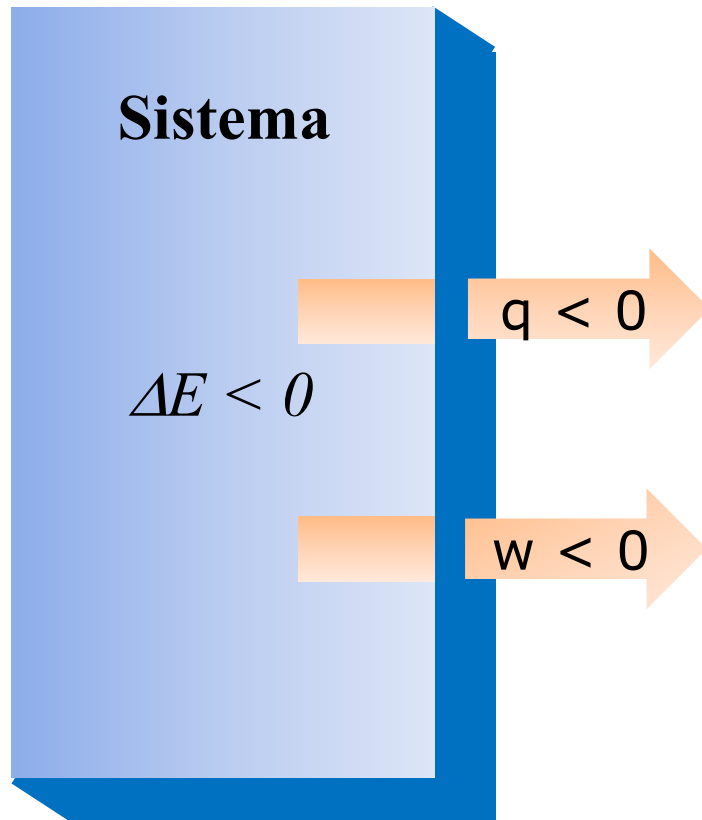
$$\Delta E = q > 0$$

Reacción endotérmica

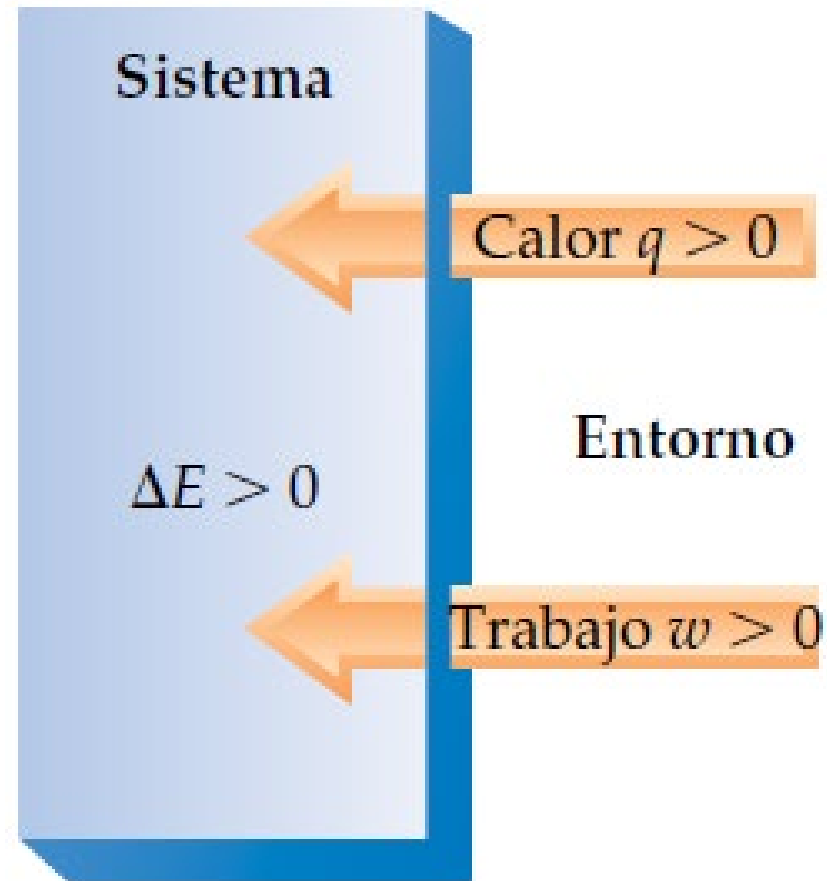
Energía interna

$$\Delta E = q + w$$

Si q y w tienen signos opuestos, el signo de ΔE depende de las magnitudes relativas



$q < 0, w < 0, y \Delta E < 0$



$q > 0, w > 0, y \Delta E > 0$

Ejercicio de Aplicación

Calcular la variación de energía interna del sistema si el sistema absorbe 140 J de calor del entorno y efectúa un trabajo de 85 J sobre el entorno

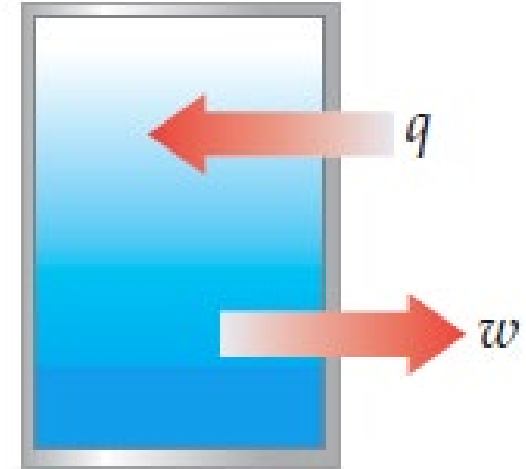
Rta.

$$q > 0; q = + 140 \text{ J}$$

$$w < 0; w = -85 \text{ J}$$

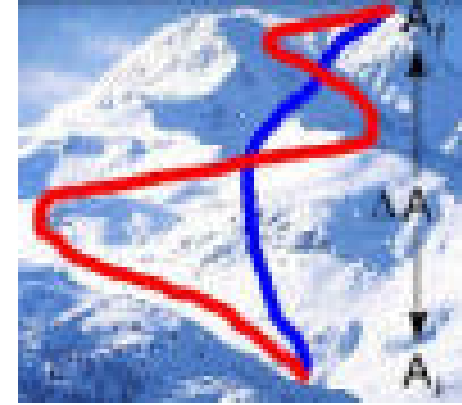
$$\Delta E = 140 \text{ J} - 85 \text{ J}$$

$$\Delta E = +55 \text{ J}$$



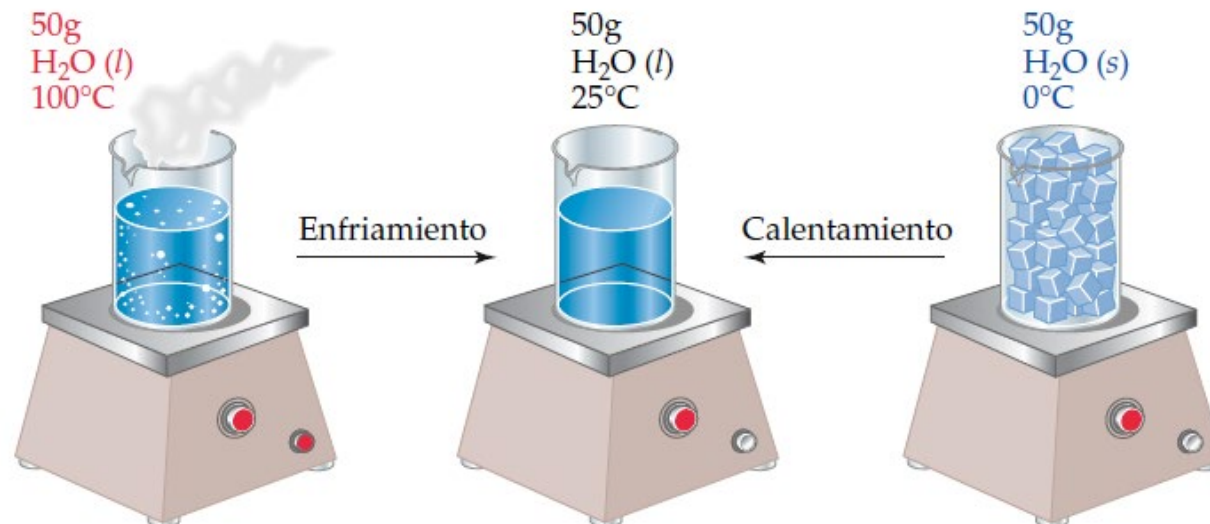
FUNCIONES DE ESTADO

Una función de estado es una propiedad del sistema que queda definida por las condiciones de P , T , posición, y no depende de los cambios previos ocurridos en el sistema



La energía interna del agua a 25°C es la misma independientemente del estado inicial: hielo o agua hirviendo.

La **energía interna** es una función de estado. ΔE depende del estado inicial y final del sistema y no de cómo se alcanzó dicho estado. q y w **NO** son funciones de estado, dependen de la forma en que se efectúa el proceso, pero la suma $q + w$ **SÍ** lo es.

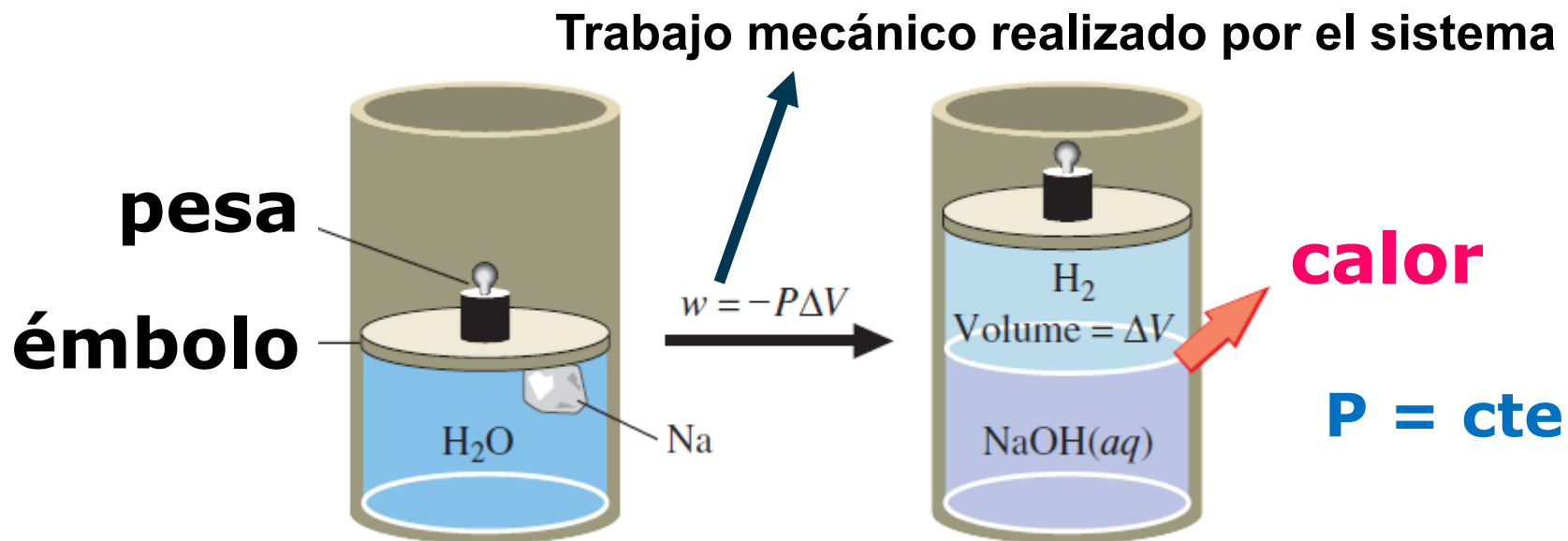


ENTALPÍA (H)

Es una propiedad extensiva (depende de la cantidad de materia) que representa la cantidad de calor absorbido o cedido por el sistema durante cambios químicos que ocurren a **presión constante**. **La entalpía es una función de estado.**

$$H = E + PV$$

$$\Delta H = H_f - H_i = (E_f + PV_f) - (E_i + PV_i) = \Delta E + P \Delta V$$



ENTALPÍA (H)

$$\Delta H = \Delta E + P \Delta V \quad (1)$$

$$\Delta E = q + w \quad (2)$$

Si el sistema realiza un trabajo de expansión a **presión constante**:

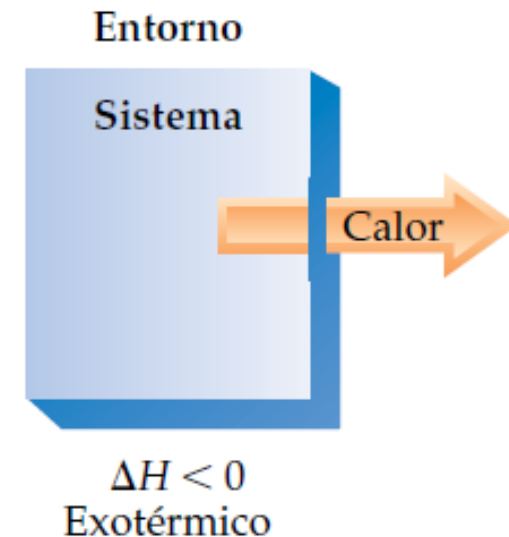
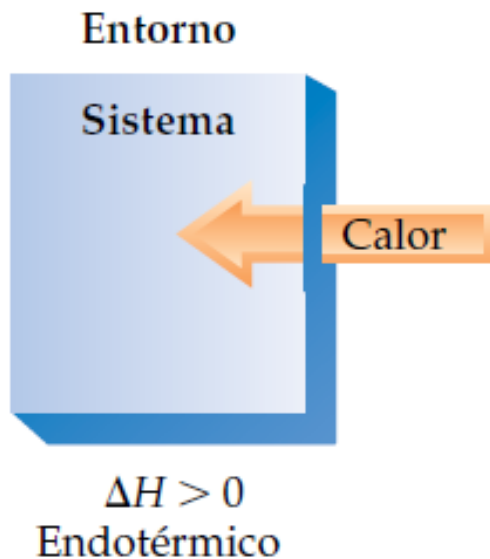
$$w = - P \Delta V \quad (3)$$

$$\Delta E = q - P \Delta V \quad (4)$$

Reemplazando ΔE en (1) según (4):

$$\Delta H = q - P \Delta V + P \Delta V$$

$$\Delta H = q_p$$



ENERGÍA INTERNA (E)

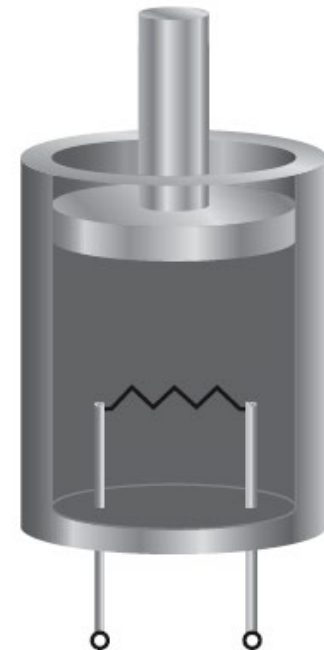
$$\Delta E = q + w$$

Si la reacción se produce en un recipiente de **volumen fijo** $\Delta V = 0$, entonces no realiza un trabajo mecánico ($w = 0$) y:

$$\Delta E = q_v$$

Un gas se confina en un cilindro aislado provisto de pistón y un calefactor eléctrico que genera 100J de energía. Suponer dos situaciones: **(1) se permite que el pistón se mueva cuando se calienta;** **(2) el pistón se mantiene fijo.**

- (a) En qué caso el gas está a mayor T luego de calentar?
- (b) Cómo serán w , q y ΔE en cada caso?



Indique el signo de ΔH en cada uno de los procesos siguientes efectuados a presión atmosférica

a) Un cubito de hielo que se derrite

$q > 0$



b) 1 g de butano (C_4H_{10}) se quema con O_2 hasta combustión completa a CO_2 y H_2O



c) Una bola se deja caer desde una altura de 2,5 m al piso del jardín

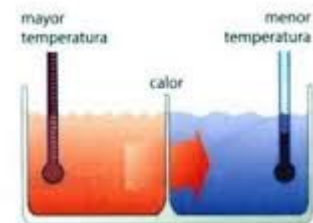
$q < 0$



TERMOQUÍMICA

Parte 2

- **Cambios de entalpía**
- Cálculo de entalpía de reacción
 - Ley de Hess
- Calor de formación estándar
 - Calor de reacción estándar
 - Calor de cambio de fase
 - Ejercicios de aplicación
- **Calorimetría**
 - Capacidad calorífica
 - Calor específico
 - Calorímetro
 - Bomba calorimétrica



CAMBIOS DE ENTALPÍA

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

ΔH_r

Calor de reacción

ΔH_v

Calor de vaporización

ΔH_n

Calor de neutralización

ΔH_{fus}

Calor de fusión

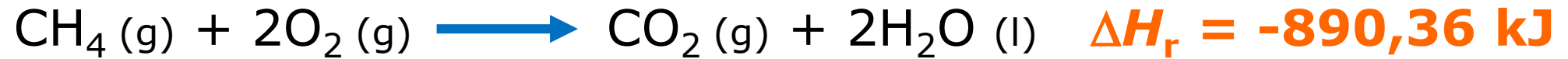
ΔH_{disol}

Calor de disolución

ENTALPÍA o CALOR DE REACCIÓN (ΔH_r)

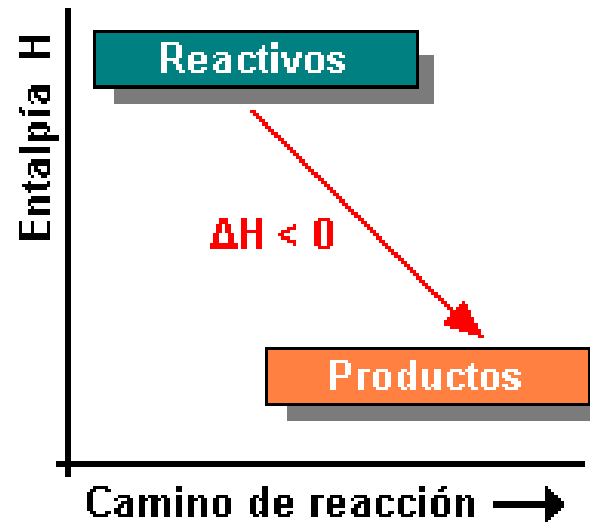
$$\Delta H_r = \Delta H_{\text{productos}} - \Delta H_{\text{reactivos}}$$

Ecuación termoquímica



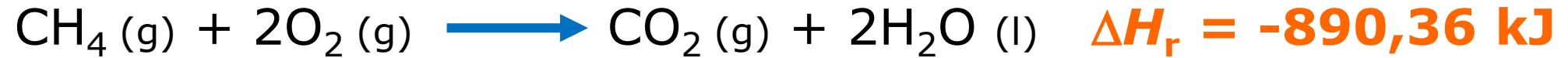
$$q < 0$$

$$\Delta H_r = -890,36 \text{ kJ / mol CH}_4 \text{ (25°C, 1 atm)}$$



Combustión:
proceso exotérmico
 $\Delta H_r < 0$ (P = cte)
Depende del estado
inicial y final de reactivos
y productos

La Entalpía es una propiedad extensiva



$$\Delta H_r = -890,36 \text{ kJ} / 1 \text{ mol CH}_4 \text{ (25°C, 1 atm)}$$

Si se queman **3 mol** de CH_4 el calor liberado es:

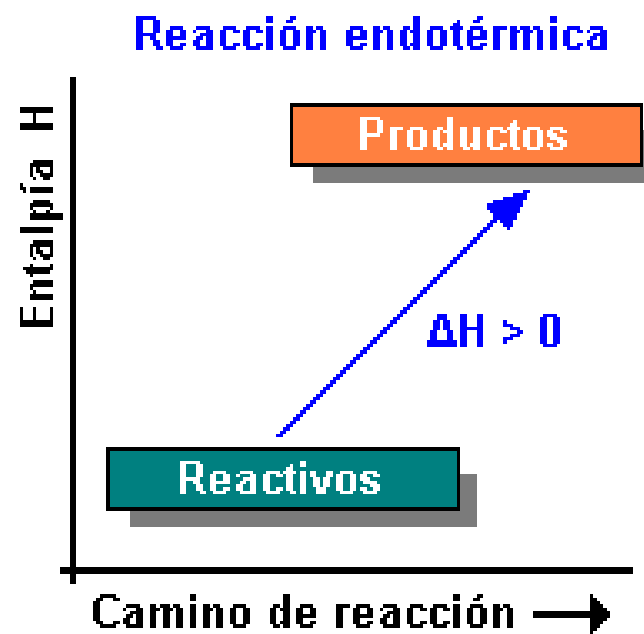
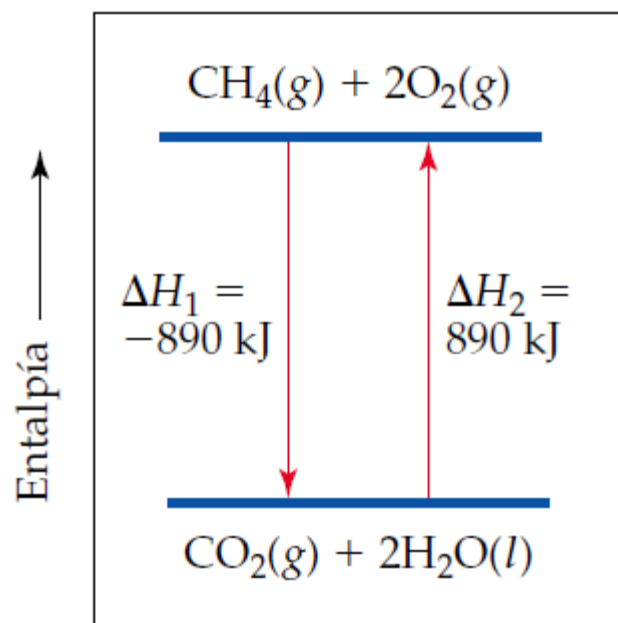
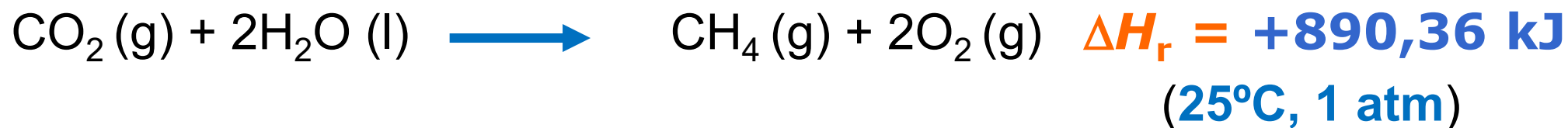
$$\Delta H_r = (3 \text{ mol CH}_4) (-890,36 \text{ kJ} / \text{mol CH}_4)$$

$$\Delta H_r = -2671,08 \text{ kJ}$$

$\Delta H_r < 0$ (P = cte)
Depende de la cantidad
de materia que entró en
combustión

Calor de Reacción (ΔH_r) para la reacción inversa

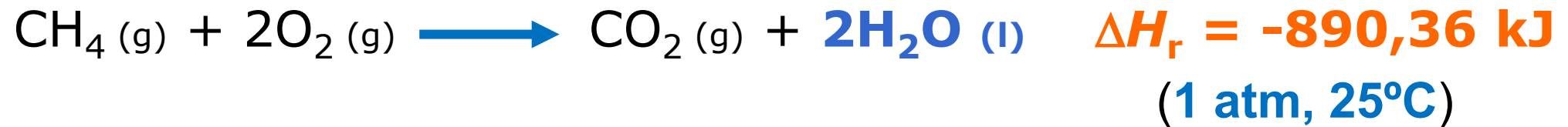
El cambio de entalpía para la reacción inversa tiene **igual magnitud** pero **signo contrario**



q > 0

Calor de Reacción (ΔH_r) depende del estado de reactivos y productos

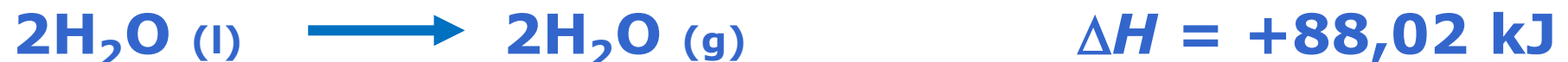
El cambio de entalpía de -890 kJ corresponde a la formación de CO_2 gaseoso y H_2O líquida



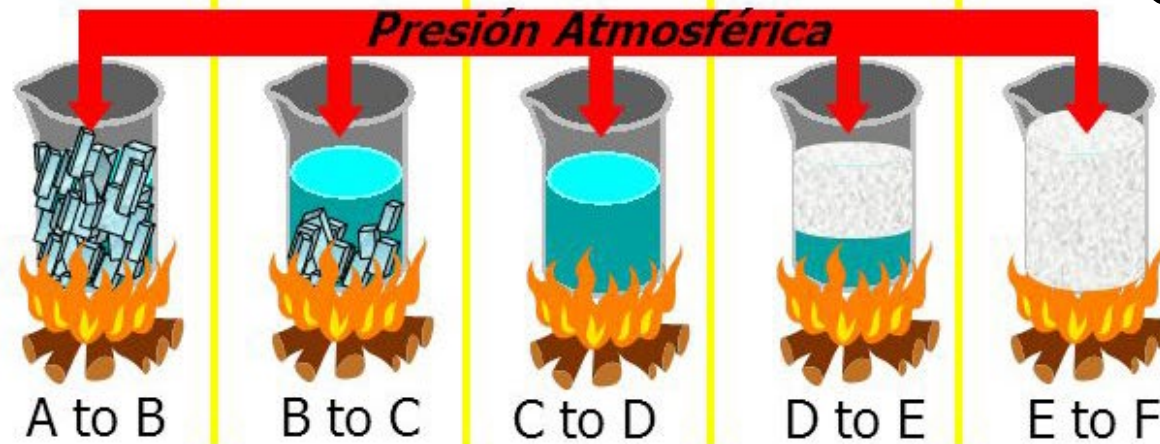
Si el estado final del agua fuera gaseosa (vapor) entonces:



La diferencia se debe a que se debe evaporar agua líquida y ese proceso consume energía (endotérmico):



Cambio de fase en el Agua



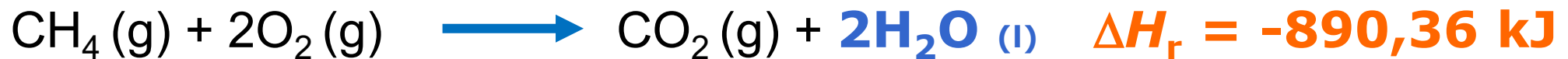
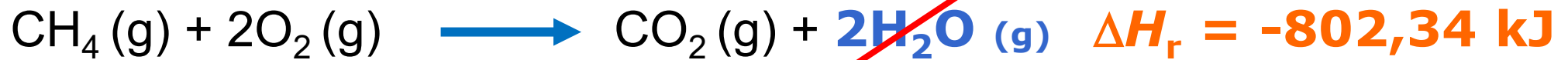
Sólido a líquido: $q > 0$ y $\Delta H > 0$

Líquido a sólido: $q < 0$ y $\Delta H < 0$

LEY DE HESS

El cambio de entalpía de una reacción se puede calcular a partir del cambio de entalpía tabulado para otras reacciones

Combustión de metano en dos pasos:

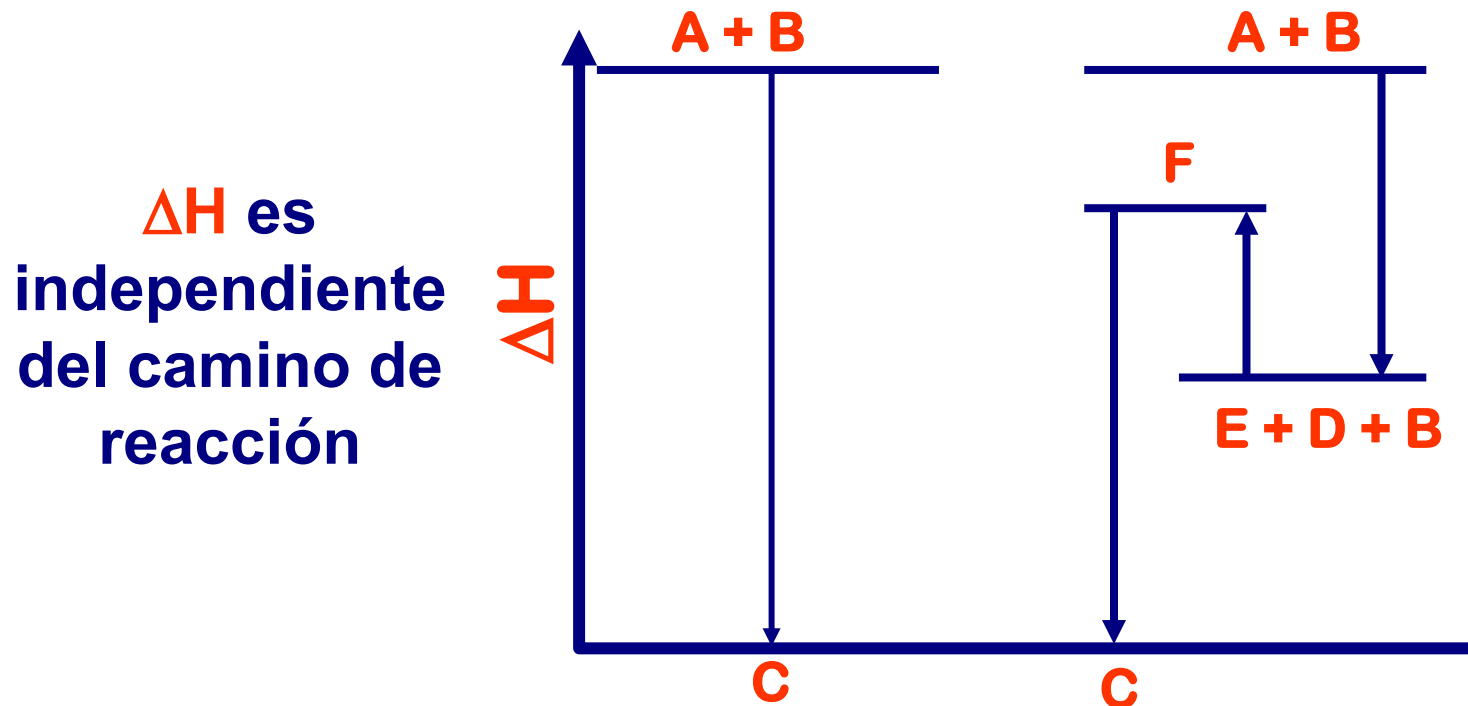


El ΔH_r de la ecuación neta es igual a la suma de los ΔH de las reacciones de los dos pasos

LEY DE HESS

Si una reacción es la suma de dos o más reacciones, el valor total de ΔH será el resultado de la suma de los valores de ΔH de las reacciones constituyentes del proceso total

La energía liberada o absorbida en un cambio químico es la misma si se lleva a cabo en uno o más pasos



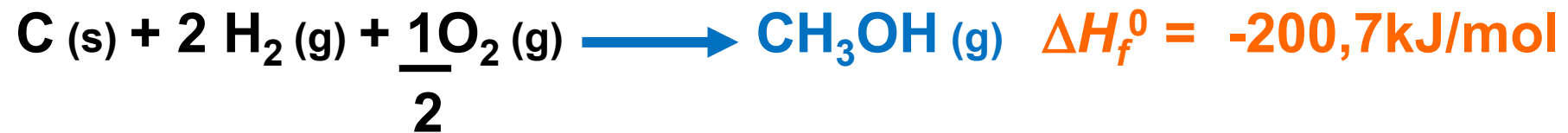
CALOR DE FORMACIÓN ESTÁNDAR (ΔH_f^0 , kJ/mol)

Tabla pg. 12

Cambio de entalpía que resulta de la formación de un mol de sustancia a partir de la reacción de sus elementos componentes en su estado más estable

El ΔH_f^0 de los elementos en su estado estándar (más estable) es cero

El estado estándar de una sustancia es su forma pura a 1 atm y a una dada temperatura (25°C)



CÁLCULO DE CALOR DE REACCIÓN ESTÁNDAR (ΔH_r^0)

P = 1 atm, T = 298 K, a partir de ΔH_f^0 de reactivos y productos

$$\Delta H_r^0 = \sum n \Delta H_f^0(\text{productos}) - \sum m \Delta H_f^0(\text{reactivos})$$



De tablas:

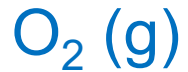
$$\Delta H_f^0(\text{CH}_4(\text{g})) = -74,81 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^0(\text{O}_2(\text{g})) = 0$$

$$\Delta H_f^0(\text{CO}_2(\text{g})) = -393,51 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^0(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) = -285,83 \text{ kJ/mol}$$

Reactivos



$$\Delta H_f^0 = 0 \text{ kJ/mol}$$

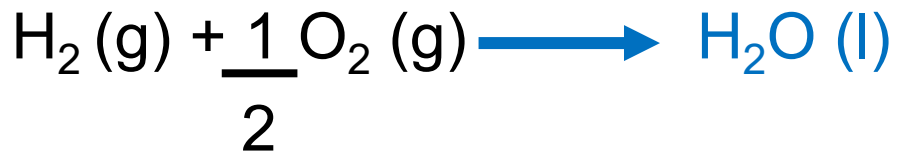


$$\Delta H_f^0 = -74,81 \text{ kJ/mol}$$

Productos

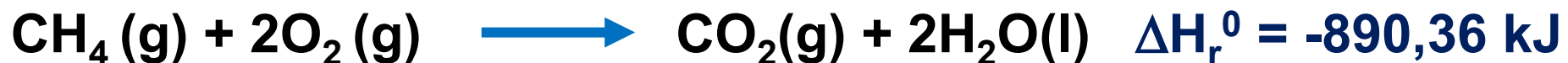
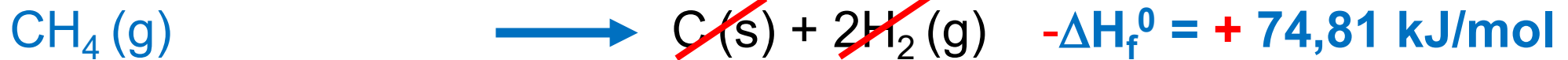


$$\Delta H_f^0 = -393,51 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H_f^0 = -285,83 \text{ kJ/mol}$$

Reordenando

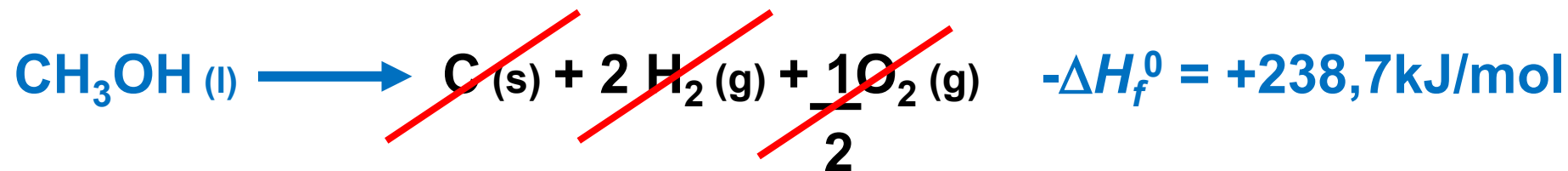
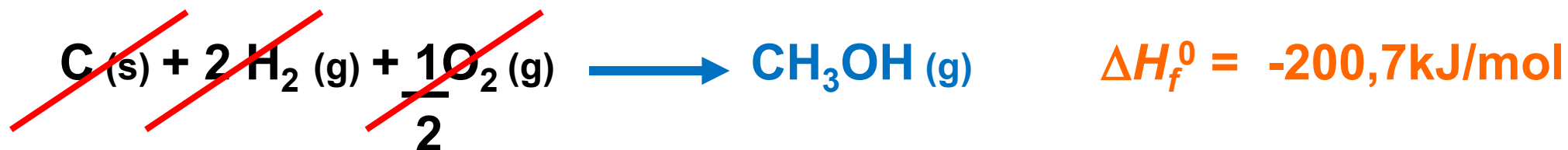


CALOR DE CAMBIO DE FASE A PARTIR DE LOS CALORES DE FORMACIÓN ESTÁNDAR (ΔH^0 , kJ/mol)

$P = 1 \text{ atm}, T = 298 \text{ K}$

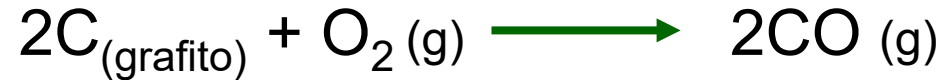


De tabla:



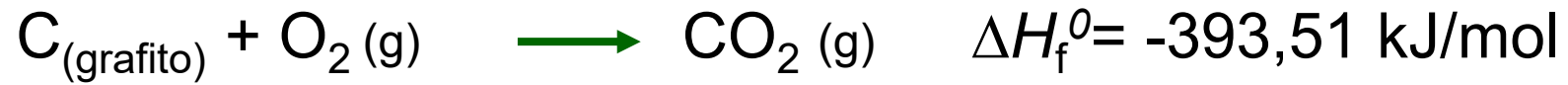
Ejercicio de aplicación

Calcular el calor de reacción estándar para:

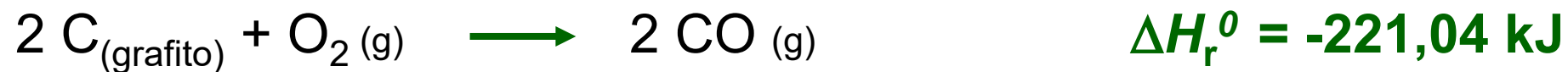
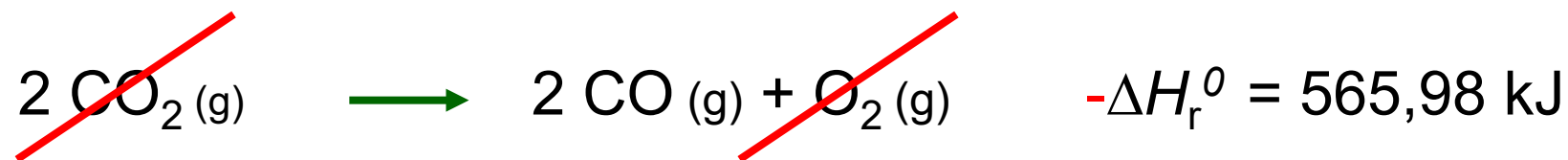
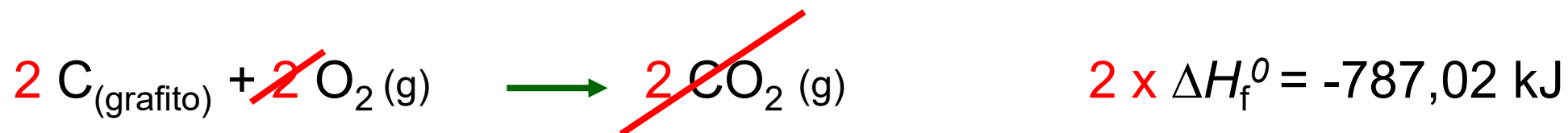


que no puede determinarse directamente porque siempre se forma CO_2 .

Sabiendo que:



Resolución



Ejercicio:

Determine el calor de combustión del etanol puro si las entalpías estándar de formación del $\text{CO}_{2(g)}$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)}$ y del $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ son $-393,51 \text{ kJ/mol}$, $-277,7 \text{ kJ/mol}$ y $-285,83 \text{ kJ/mol}$, respectivamente.

CAPACIDAD CALORÍFICA

Es la cantidad de energía térmica necesaria para elevar la temperatura de un objeto en un grado

$$C = q / \Delta T \quad (\text{J} / \text{K} \text{ ó } \text{J} / ^\circ\text{C})$$

Cuanto mayor la capacidad calorífica, mayor la cantidad de calor necesario para modificar su T



CALOR ESPECÍFICO

Es la cantidad de energía térmica necesaria para elevar la temperatura de un gramo de una sustancia en un grado

$$C_e = q / (m \Delta T) \quad (\text{J g}^{-1} \text{K}^{-1})$$

Conociendo C_e , se puede calcular la cantidad de calor que una sustancia ganó o perdió midiendo la masa de sustancia y la T_f y T_i

$$q = C_e m (T_f - T_i) \quad (\text{J})$$

Calor específico a 25°C, 1 atm

Substancia	C_e	Substancia	C_e
$\text{Al}_{(s)}$	0,90	$\text{Fe}_{(s)}$	0,45
$\text{Br}_2(l)$	0,47	$\text{H}_2\text{O}_{(s)}$	2,09
$\text{C}_{(diamante)}$	0,51	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	4,18
$\text{C}_{(grafito)}$	0,71	$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	1,86
$\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}_{(l)}$	2,42	$\text{N}_2(g)$	1,04
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_6\text{CH}_3(l)$	2,23	$\text{O}_2(g)$	0,92

C_e = Calor específico, $\text{J g}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$

Ejercicio

Cuanto calor se debe suministrar a un trozo de aluminio de 50,0 g para incrementar su temperatura de 22°C a 85°C?

$$\begin{aligned}q &= \text{masa} \times C_e \times \Delta T \\ &= 50,0 \text{ g} \times 0,90 \text{ J g}^{-1} \text{ }^\circ\text{C}^{-1} \times (85-22)^\circ\text{C} \\ &= \mathbf{+2835 \text{ J}}\end{aligned}$$

Qué cambio de temperatura experimentaría si liberara 2,5 kJ de calor?

$$\begin{aligned}\Delta T &= q / (\text{masa} \times C_e) \\ &= -2500 \text{ J} / (50,0 \text{ g} \times 0,90 \text{ J g}^{-1} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}) \\ &= \mathbf{-55^\circ\text{C}}\end{aligned}$$

-Cuál es la capacidad calorífica molar del trozo aluminio?

$$\begin{aligned}C_{\text{molar}} &= C_e \times \text{MM} = 0,9 \text{ J g}^{-1} \text{ }^\circ\text{C}^{-1} \times 27 \text{ g/mol} \\ C_{\text{molar}} &= \mathbf{24,3 \text{ J mol}^{-1} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}}\end{aligned}$$

DETERMINACIÓN DE LA CANTIDAD DE CALOR

ΔH (cantidad de calor a $P = \text{cte}$) se puede determinar midiendo cambios de temperatura. El aparato empleado se llama **CALORÍMETRO**

Recipiente con paredes adiabáticas

Reacción exotérmica:

$$q_{\text{solución}} > 0$$
$$q_{\text{reacción}} = -q_{\text{solución}}$$
$$q_{\text{reacción}} < 0$$

Reacción endotérmica:

$$q_{\text{solución}} < 0$$
$$q_{\text{reacción}} = -q_{\text{solución}}$$
$$q_{\text{reacción}} > 0$$



Ejemplo

Se mezclan rápidamente en un calorímetro 50 ml de solución de NaOH 0,50 M con 50 ml de HCl 0,50 M. Cada solución tiene una temperatura inicial de 20,0 °C. La temperatura final medida es 23,2 °C. Determinar el calor de reacción si el calor específico de la solución es 4,18 J g⁻¹ °C⁻¹ y la densidad de la solución es 1,0 g/ml.

1ro se calcula la cantidad de calor involucrada:

$$q_{\text{solución}} = \text{masa} \times C_e \times \Delta T = 100,0 \text{ g} \times 4,18 \text{ J g}^{-1} \text{ °C}^{-1} \times (23,2 - 20,0) \text{ °C} \\ = 1,34 \text{ kJ}$$

$$q_{\text{reacción}} = - q_{\text{solución}} = -1,34 \text{ kJ}$$

Luego se calculan los moles de HCl o NaOH involucrados en la reacción – ambos son los mismos.

$$\text{mol}_{\text{HCl}} = 0,5 \text{ (mol/L)} \times 0,05 \text{ L} = 0,025 \text{ mol HCl}$$

Como la reacción de neutralización es:



Entonces

$$\Delta H_r = -1,34 \text{ kJ} / 0,025 \text{ mol} = -53,6 \text{ kJ/mol}$$

DETERMINACIÓN DE LA CANTIDAD DE CALOR

ΔE (cantidad de calor a $V = \text{cte}$) se puede determinar midiendo cambios de temperatura en una BOMBA CALORIMÉTRICA

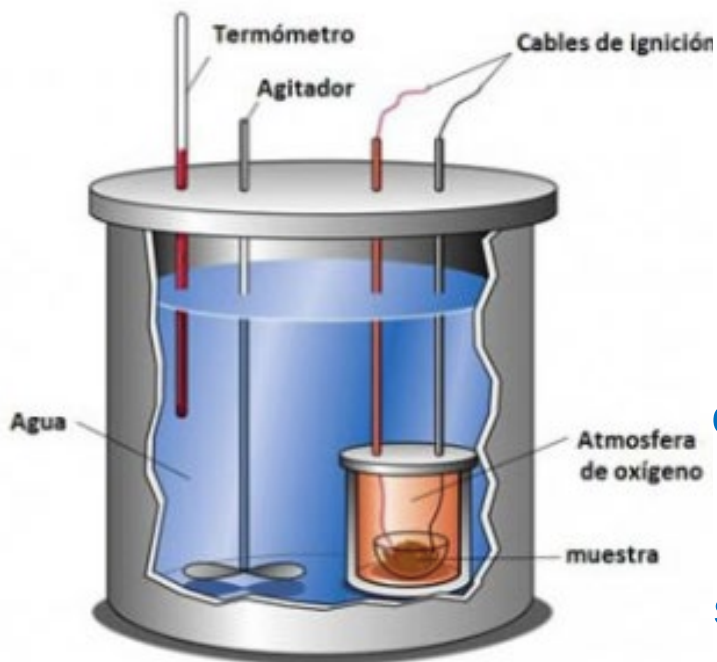
Reacción exotérmica

$$q_{\text{agua}} > 0$$

$$q_{\text{agua}} = C_{\text{cal}} \Delta T$$

$$q_{\text{reacción}} < 0$$

$$q_{\text{reacción}} = - C_{\text{cal}} \Delta T$$



C_{cal} es la constante del calorímetro y se calcula por combustión de una sustancia conocida

