

The background of the image is a close-up, high-resolution photograph of flames. The colors range from deep red and orange at the base to bright yellow and white at the tips, creating a dynamic and intense visual effect. The flames are swirling and rising, filling the entire frame.

# TERMODINÁMICA

# TERMODINÁMICA

## 1- La energía y las reacciones químicas

Cada vez que se produce una reacción química, se cede o se absorbe energía del ambiente

En una reacción química se rompen y se forman enlaces



# TERMODINÁMICA

## 1- La energía y las reacciones químicas

Permanganato de  
potássio (  $\text{KMnO}_4$  )

E

Glicerina

Combustão espontânea

By: Alexandre !

Q

W

# TERMODINÁMICA

## 1- La energía y las reacciones químicas

Se llama **termodinámica** a la parte de la física que estudia los intercambios de **calor** y de **trabajo** que acompañan a los procesos fisicoquímicos; si estos son reacciones químicas, la parte de la ciencia que los estudias se llama **termoquímica**

# TERMODINÁMICA

## 1.1- El sistema termodinámico

UNIVERSO



Se llama **sistema termodinámico** aquella parte del universo que aislamos para someterla a estudio fisicoquímico. Lo que rodea al sistema recibe el nombre de **entorno**. El conjunto de sistema y entorno recibe el nombre de **universo**



Sistema aislado



Sistema cerrado

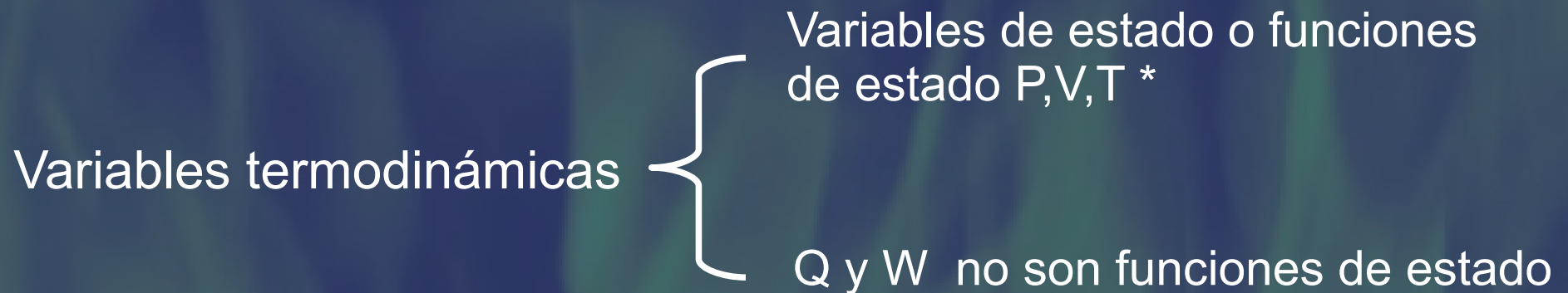


Sistema abierto

# TERMODINÁMICA

## 1.1- El sistema termodinámico

Cada una de las variables que definen un sistema termodinámico se llaman variables termodinámicas

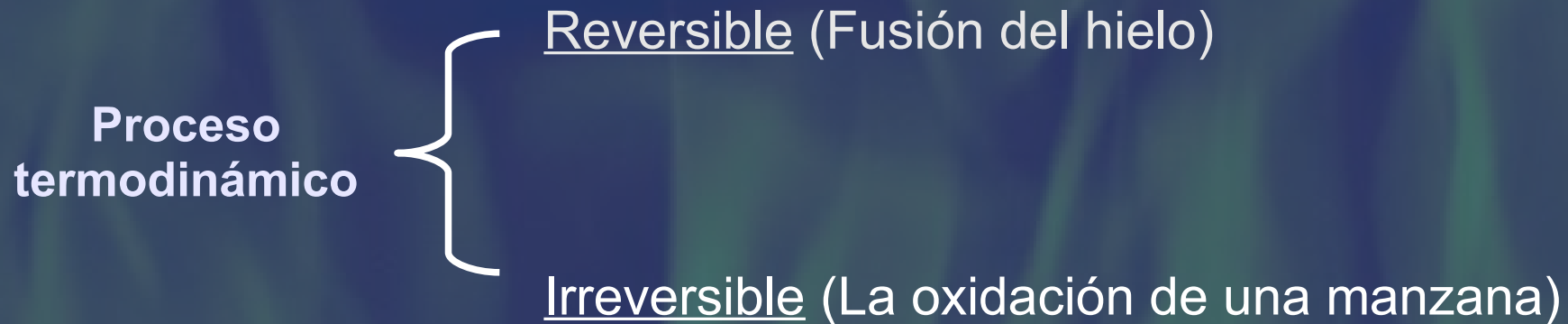


\* Una combinación lineal de funciones de estado, es otra función de estado  $PV=nRT$

# TERMODINÁMICA

## 1.2- Proceso termodinámico

Cuando el sistema termodinámico pasa de un estado a otro decimos que sufre un **proceso**



Cuando durante el proceso se mantiene constante alguna propiedad, recibe nombres específicos

Isotérmico

$$T = \text{cte}$$

Isobárico

$$P = \text{cte}$$

Isocórico

$$V = \text{cte}$$

# TERMODINÁMICA

## 2- Calor y trabajo en un proceso

Cuando un sistema experimenta un proceso, intercambia energía con el entorno. La energía que intercambia es en forma de **calor** ( $Q$ ) o de **trabajo** ( $W$ ).

Los sistemas no poseen ni calor ni trabajo, éstos son formas de energía de tránsito. Los sistemas desprenden o absorben calor o realizan o se realiza sobre ellos un trabajo. Trabajo y calor tienen unidades de energía, julios (J) en el S.I.

### Criterio de signos





# TERMODINÁMICA

## 2.2- Intercambio de calor en un proceso

El intercambio de calor puede producir en el sistema :

Un aumento de la temperatura

$$Q = mCe\Delta T$$

Un cambio de estado

$$Q = mL$$

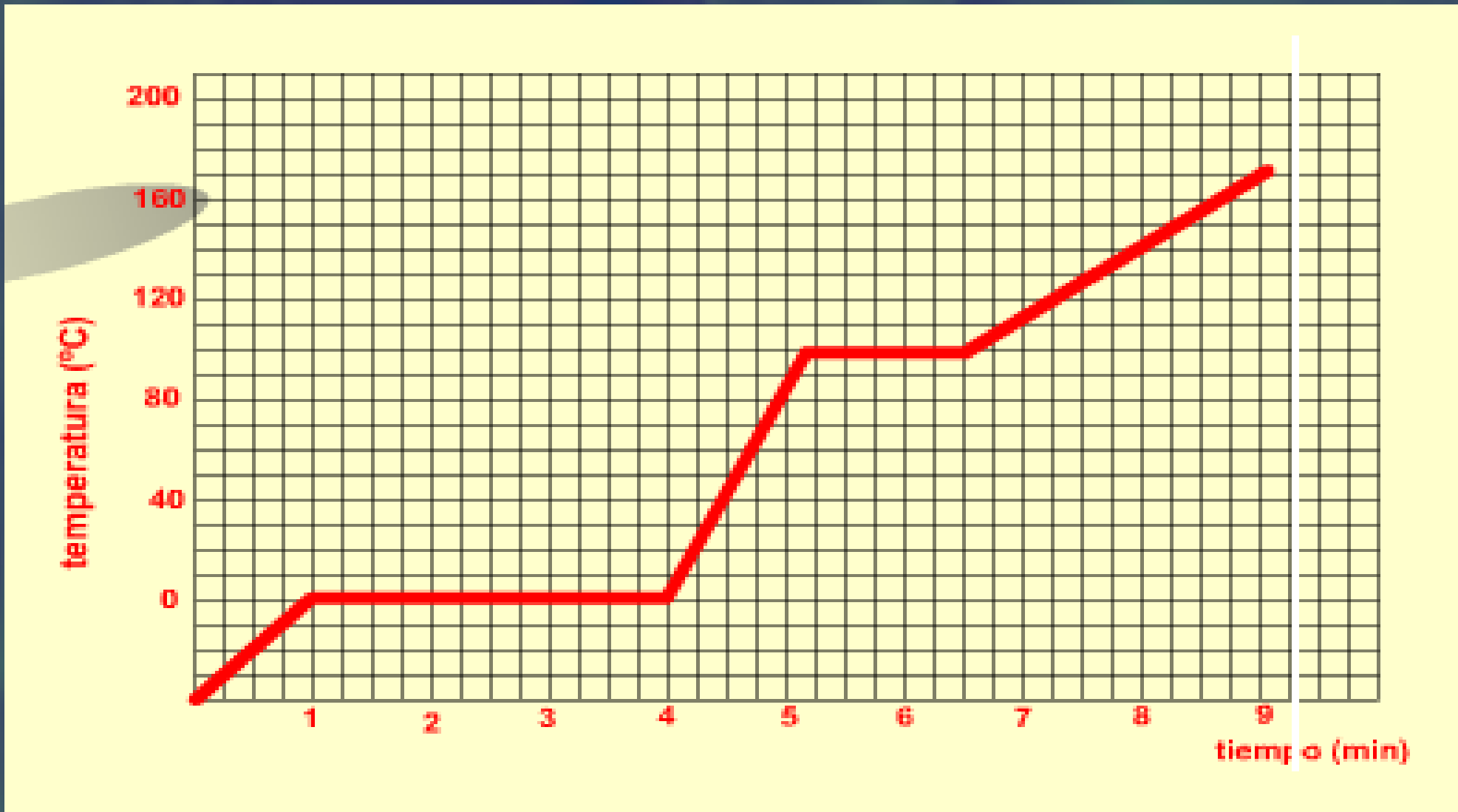
**Calor específico** Calor necesario para elevar en un grado K (ó °C) la temperatura de un kg de sustancia sin que se produzca cambio de estado (J/kg K)

**Calor latente** Calor que hay que suministrar a un kg de sustancia para que se produzca el cambio de estado sin variar la temperatura s (J/kg )

**Caloría** : cantidad de calor que se necesita para elevar, a presión atmosférica, la temperatura de un gramo de agua líquida en un grado centígrado

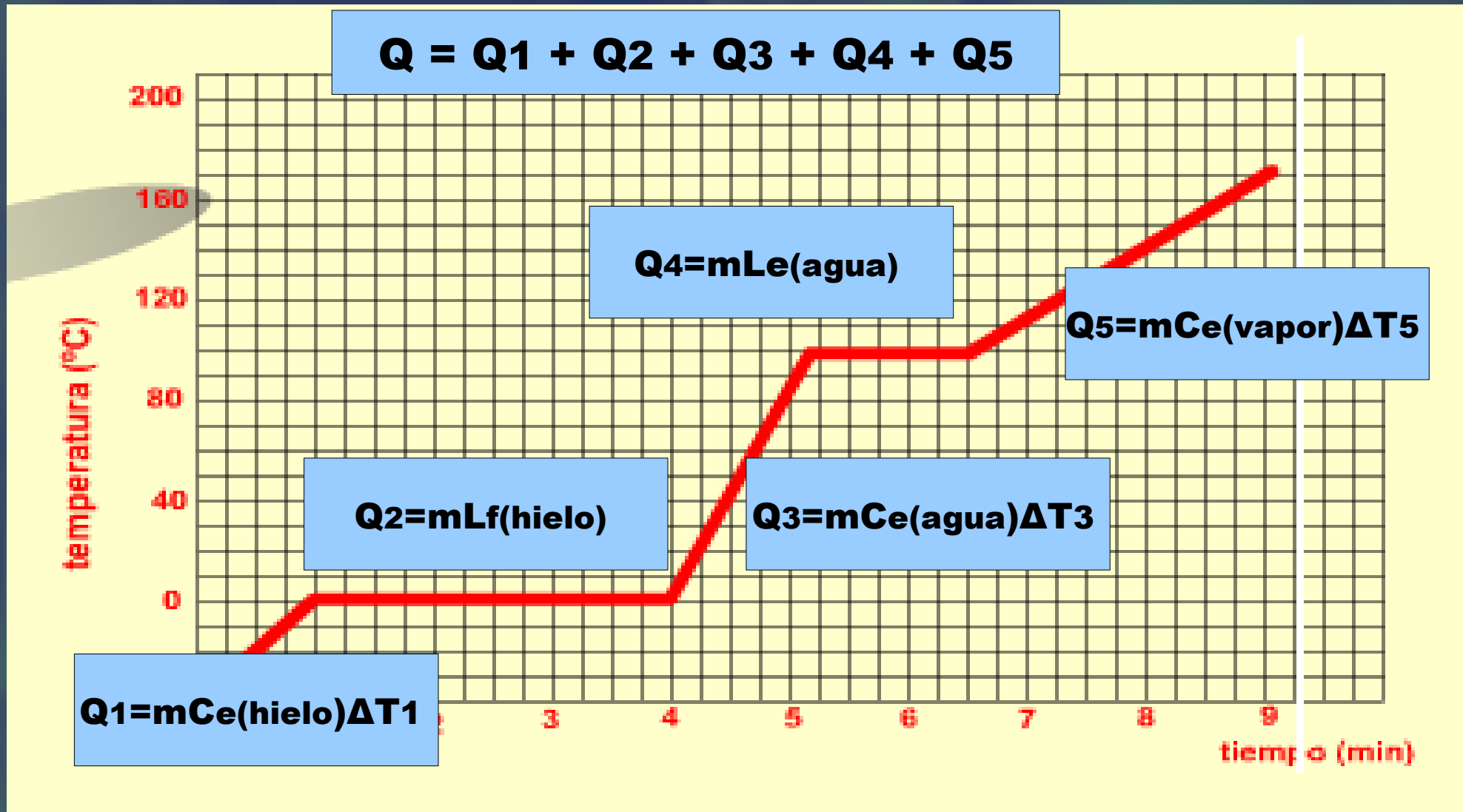
# TERMODINÁMICA

## 2.2- Intercambio de calor en un proceso



# TERMODINÁMICA

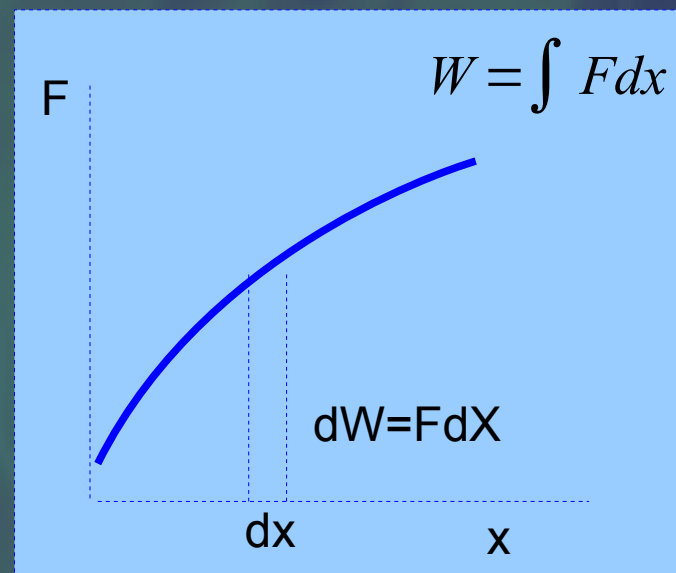
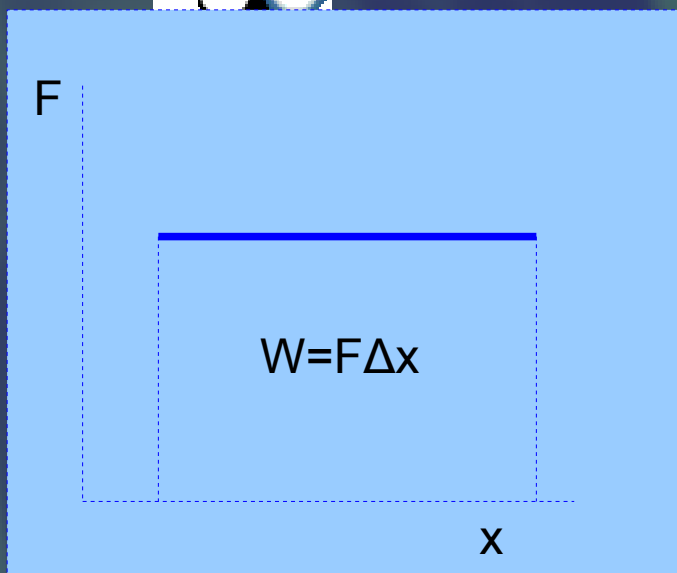
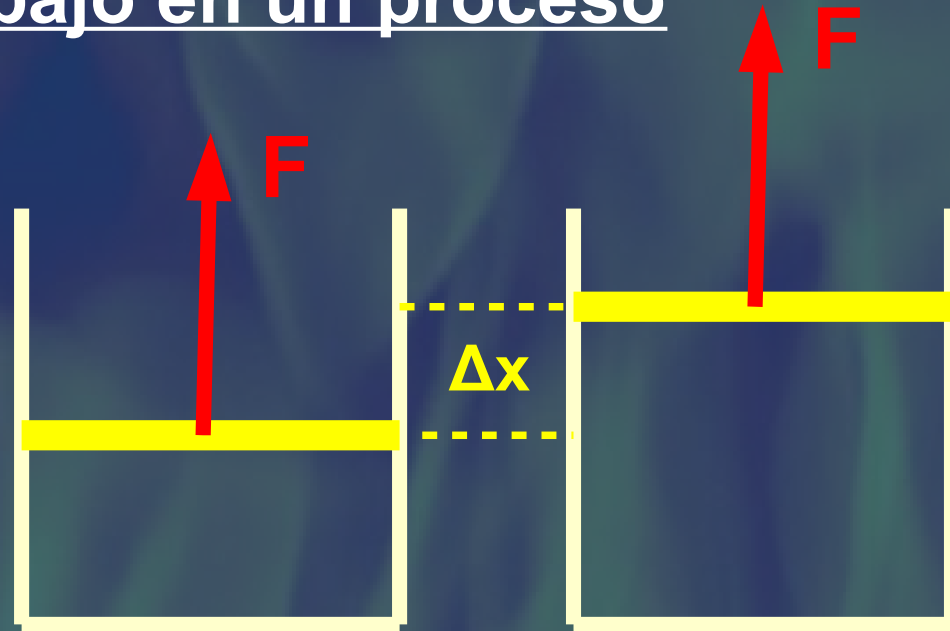
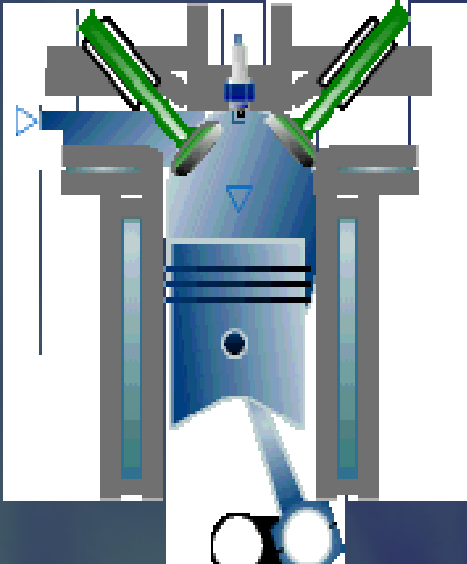
## 2.2- Intercambio de calor en un proceso



# TERMODINÁMICA

$$W = F \Delta x$$

## 2.2- Intercambio de trabajo en un proceso



El  $dW$  que realiza un gas al expandirse

$$dW = -F dx = -F dx S/S = -P dV$$

$$W = \int P dV$$

# TERMODINÁMICA

## 2.2- Intercambio de trabajo en un proceso

### Proceso isocórico

$$W = 0$$

### Proceso isobárico

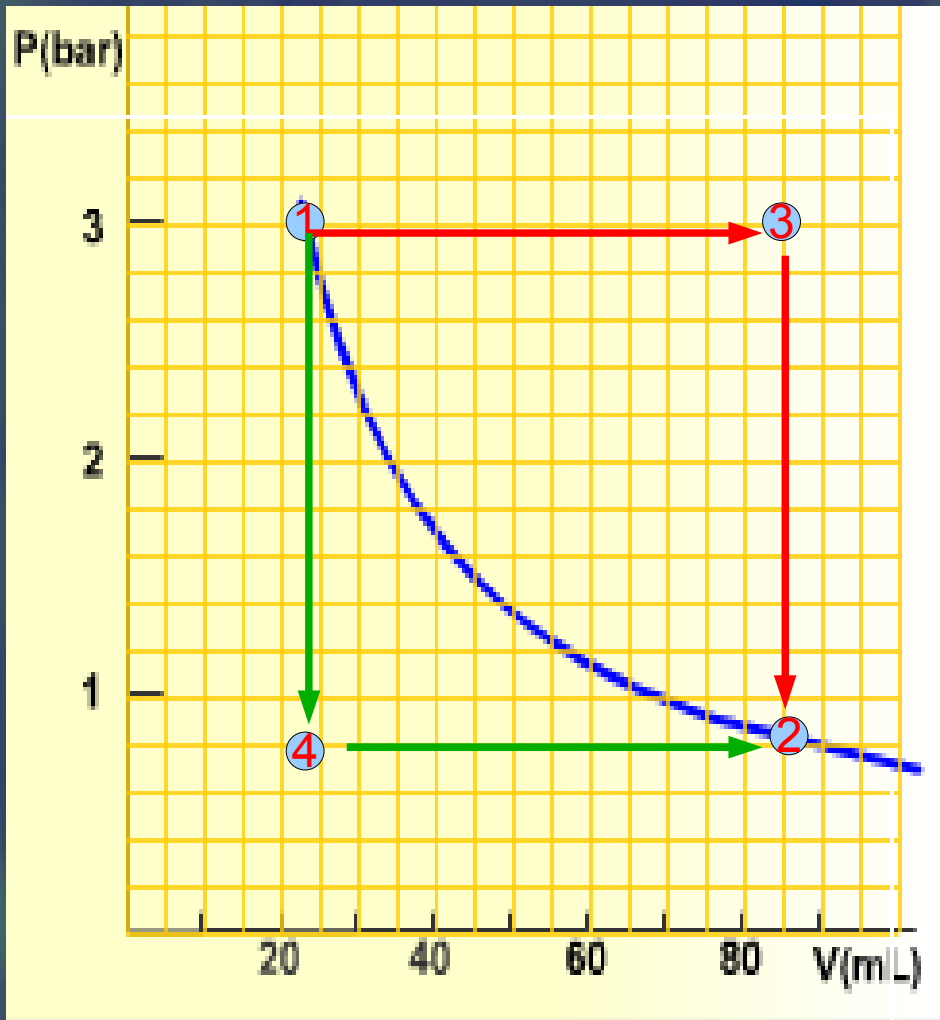
$$W = -P(V_f - V_i)$$

### Proceso isotérmico

$$W = -nRT \ln \frac{V_f}{V_i}$$

# TERMODINÁMICA

## 2.2- Intercambio de calor en un proceso



### Camino 1

Expansión isotérmica (1→2)

$$W_{1-2} = -nRT \ln \frac{V_2}{V_1}$$

### Camino 2

Expansión isobárica (1→3)

$$W_{1-3} = -P_1(V_2 - V_1)$$

Proceso isocórico (3→2)

$$W_{3-2} = 0$$

### Camino 3

Proceso isocórico (1→4)

$$W_{1-4} = 0$$

Expansión isobárica (4→2)

$$W_{4-2} = -P_2(V_2 - V_1)$$

¡¡ El W no es función de estado !!

# TERMODINÁMICA

## 2.2- Intercambio de calor en un proceso

!!! atm L es unidad de trabajo !!!

$$1 \text{ atmL} = 1 \text{ atm L} \frac{101300 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} \frac{1 \text{ dm}^3}{1 \text{ L}} \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ dm}^3} = \text{¡}$$

$$101,3 \text{ Pa m}^3 = 101,3 \frac{\text{N m}^3}{\text{m}^2} = 101,3 \text{ N m} = 101,3 \text{ J}$$

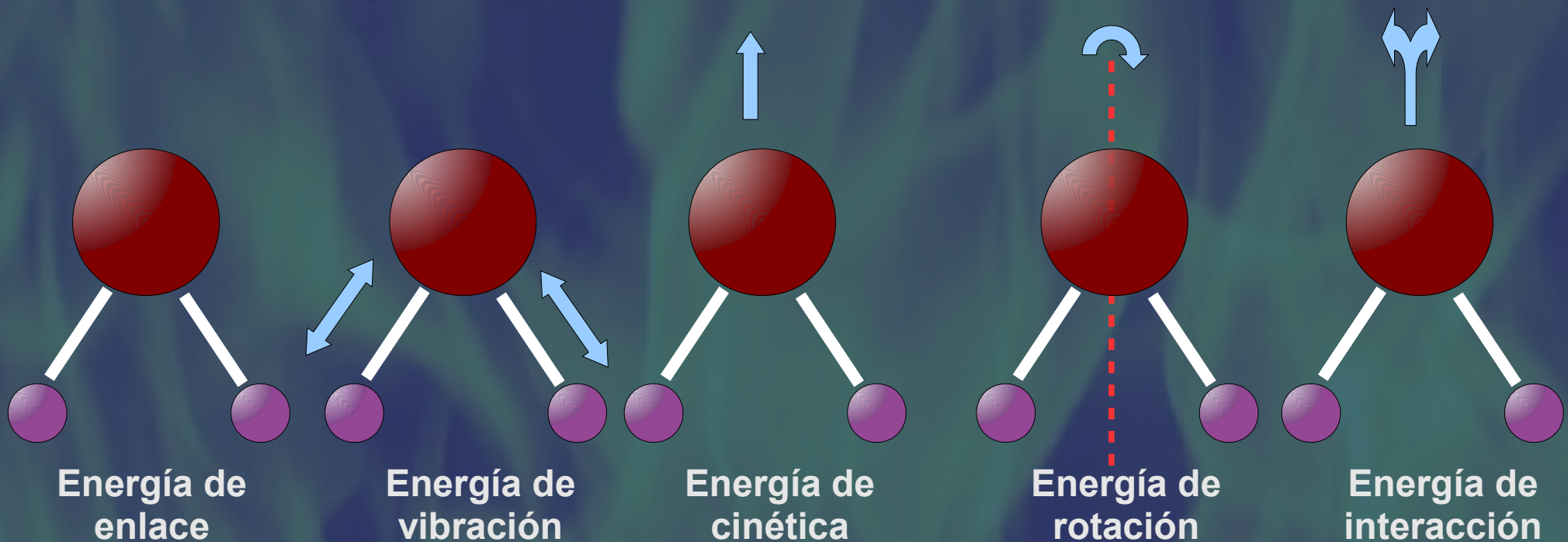
....y la constante de los gases ideales

$$R = 0,082 \frac{\text{amtL}}{\text{Kmol}} = 0,082 \frac{\text{amtL}}{\text{Kmol}} \frac{101,3 \text{ J}}{\text{atmL}} = 8,3 \frac{\text{J}}{\text{Kmol}}$$

# TERMODINÁMICA

## 3-Primer principio de la termodinámica

La **energía interna** de un sistema es la suma de las energías de todas las partículas que lo forman. Se representa con la letra  $U$  y en el S.I. Se mide en julios (J). Es una función de estado, ya que su valor solamente depende del estado en el que se encuentra el sistema





# TERMODINÁMICA

## 3-Primer principio de la termodinámica

El primer principio de la termodinámica establece que, cuando un sistema evoluciona de un estado inicial a otro final, la variación que experimenta su energía interna coincide con la suma del calor y el trabajo que intercambia con el entorno en esa transformación

$$\Delta U = Q + W$$

Si solamente se realiza trabajo de expansión

Proceso	Condición	$\Delta U$
Isocórico	Volumen constante $\rightarrow W=0$	$\Delta U = Q_v$
Isobárico	Presión constante $\rightarrow W = -P(V_f - V_i)$	$\Delta U = Q_p - P(V_f - V_i)$
Isotérmico	Temperatura constante	$\Delta U = 0 \rightarrow Q = -W$

# TERMODINÁMICA

## 4-La entalpía

La mayor parte de los procesos químicos se realizan a presión constante

$$\Delta U = U_f - U_i = Q_p - P(V_f - V_i) = Q_p - PV_f + PV_i$$

Despejando:

$$Q_p = U_f - U_i + PV_f - PV_i = (U_f + PV_f) - (U_i + PV_i)$$

Una combinación lineal de funciones de estado es otra función de estado → **entalpía (H= U+ PV)**

$$Q_p = H_f - H_i = \Delta H$$

La variación de entalpía de un sistema representa el calor a presión constante que el sistema intercambia con el entorno

# TERMODINÁMICA

## 4-1 Relación entre variación de entalpía y de energía interna

Es posible establecer una relación entre  $\Delta H$  e  $\Delta U$  a partir de la definición de  $H$

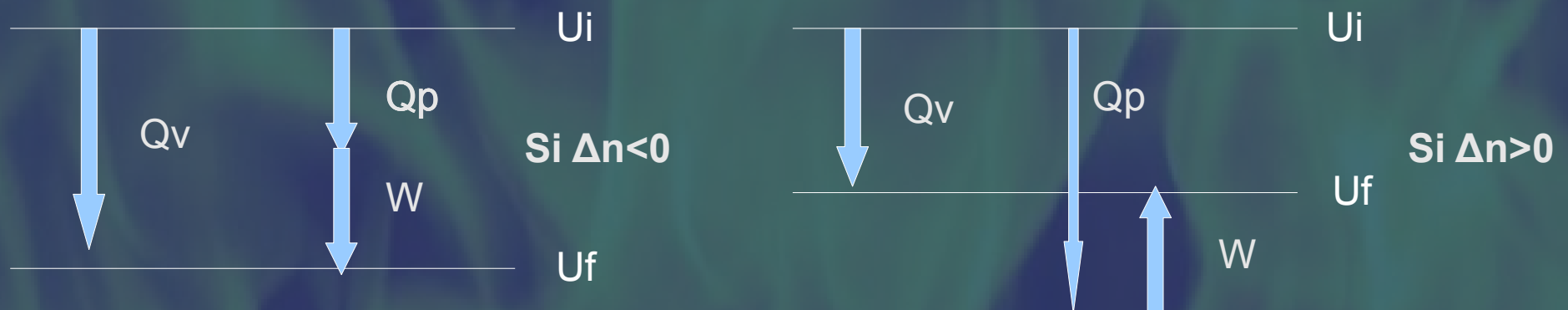
$$H = U + PV \rightarrow \Delta H = \Delta U + \Delta(PV)$$

Si solamente intervienen **sólidos y líquidos**  $\Delta(PV) \approx 0$ ;

$$\Delta H = \Delta U \rightarrow Q_p = Q_v$$

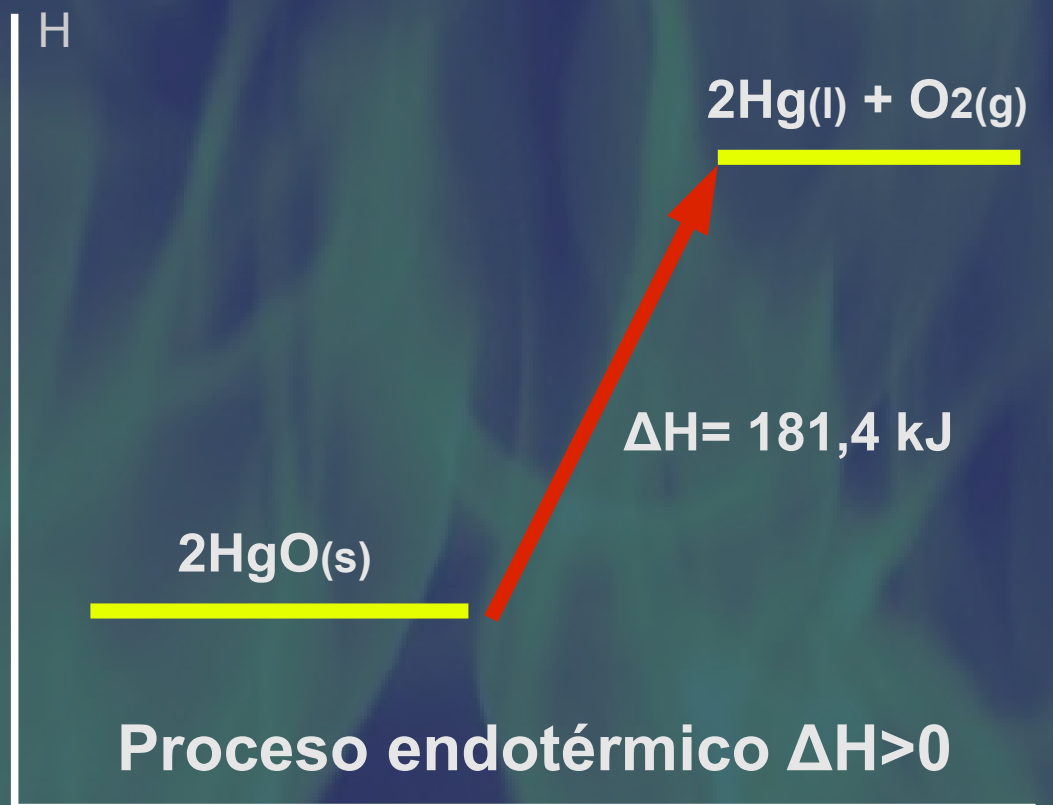
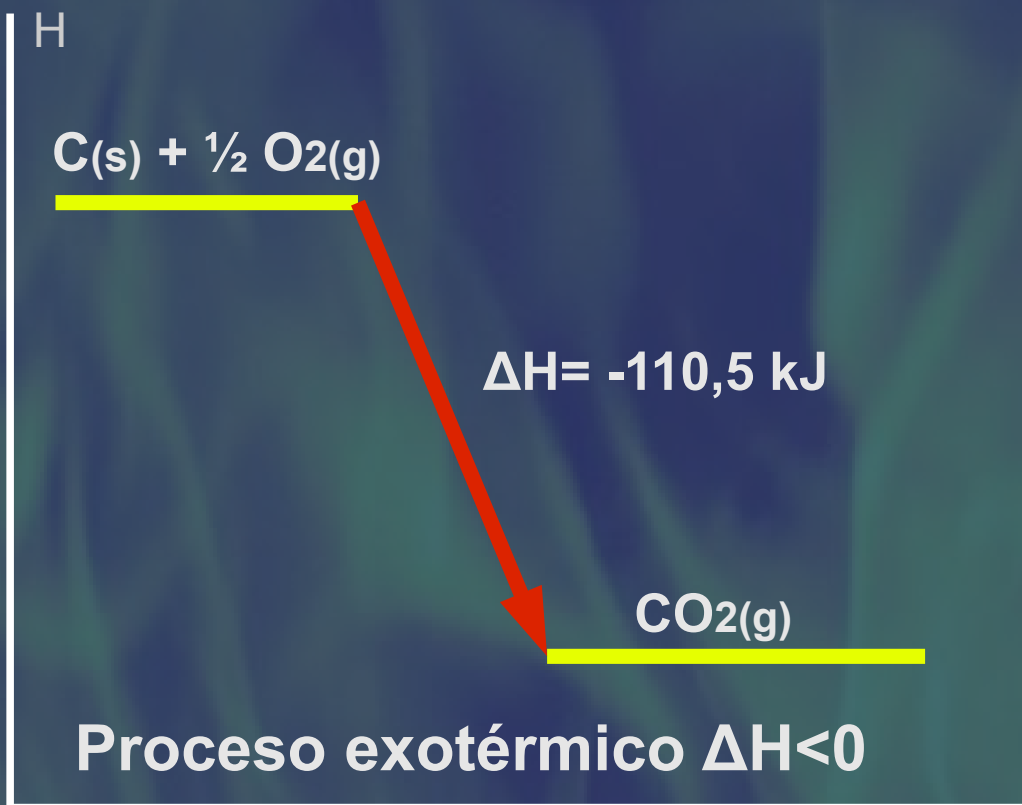
Si intervienen **gases ideales**  $\Delta(PV) = \Delta(nRT) = (\Delta n)RT$

$$\Delta H = \Delta U + (\Delta n)RT \rightarrow Q_p = Q_v + (\Delta n)RT$$



# TERMODINÁMICA

## 4- Ecuación termoquímica. Diagramas entálpicos

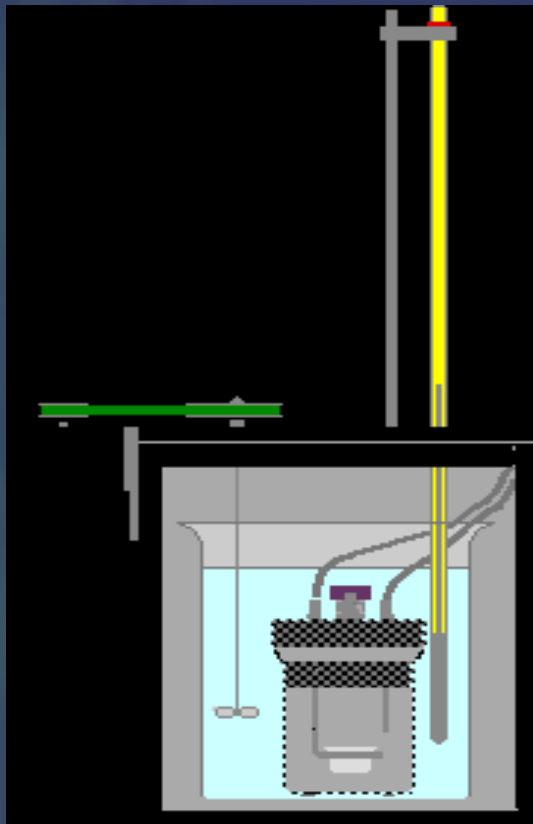


Camino de reacción

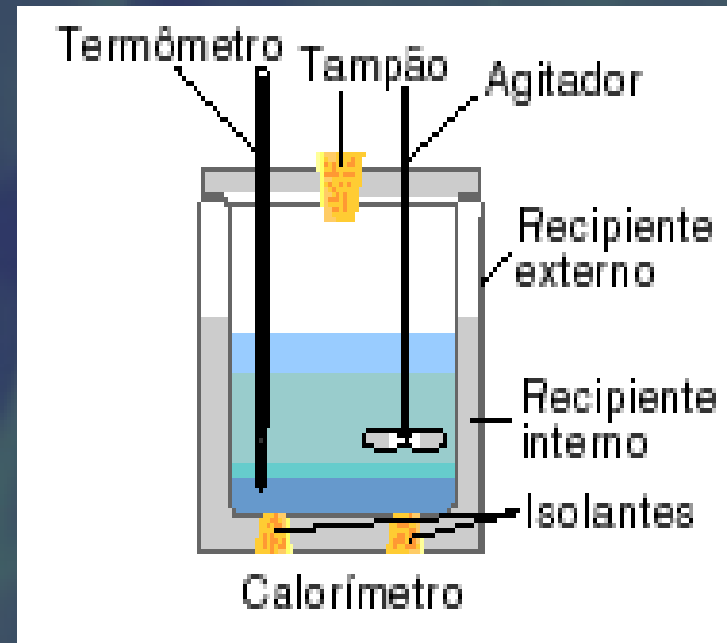
Camino de reacción

# TERMODINÁMICA

## 4- Determinación experimental de $\Delta H$



**Bomba calorimétrica**



**Calorímetro**

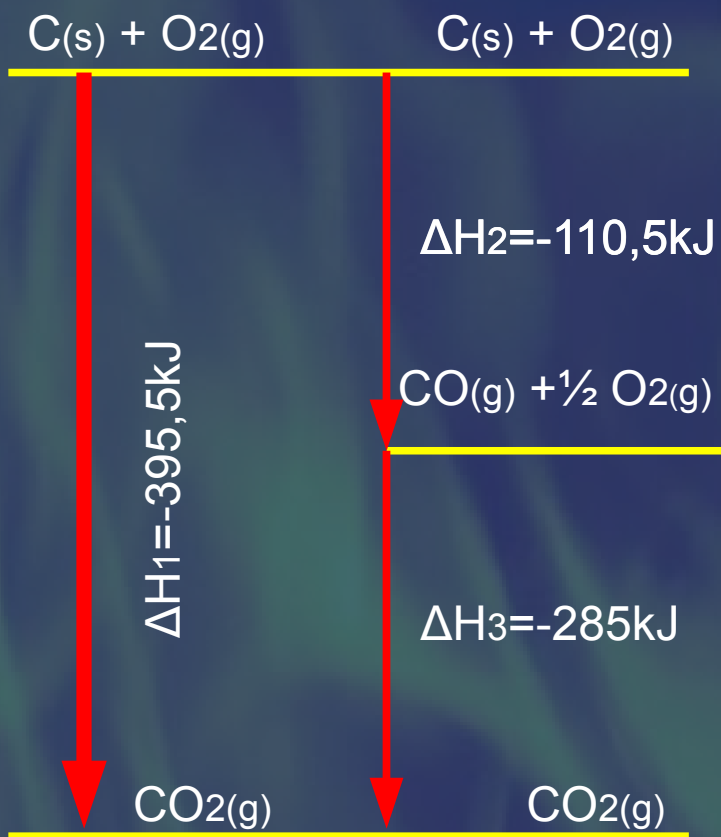
Equivalente en agua: es la masa de agua que absorbería la misma cantidad de calor que el calorímetro cuando experimenta un incremento de temperatura

# TERMODINÁMICA

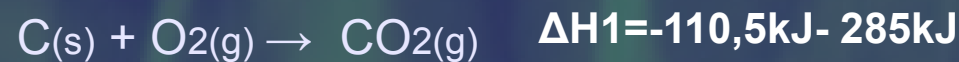
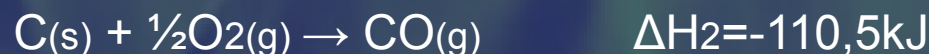


## 4- 4 Ley de Hess

La entalpía es una función de estado



$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$$



Cuando un proceso se puede realizar, bien directamente, o bien a través de una serie de procesos intermedios, la variación de entalpía del proceso directo es igual a la suma de las variaciones de entalpía de cada uno de los procesos que dan lugar al mismo proceso global

# TERMODINÁMICA

## 4-4 Ley de Hess

Utilizando la ley de Hess, se puede calcular la variación de entalpía de cualquier proceso que se puede obtener combinando algebraicamente las ecuaciones químicas de otros procesos de variación de entalpía conocida.

Cuando se invierte una reacción química, su variación de entalpía cambia de signo y cuando se multiplica por un factor  $n$ , la variación de entalpía se multiplica por ese mismo factor.

### CÁLCULO DE LA $\Delta H$ CON LA LEY DE HESS

1. Se escribe la reacción cuya  $\Delta H$  se busca

2- Se combinan las reacciones cuya  $\Delta H$  se conoce para obtener el proceso buscado

3- Se calcula  $\Delta H$  de la reacción buscada

4- Se comprueba que se trata de la reacción buscada

# TERMODINÁMICA

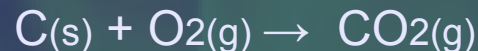
## 4-5 Entalpía de formación estándar

La entalpía de formación estándar ( $H^{\circ}_f$ ) de un compuesto es la variación de entalpía del proceso en el cual se forma un mol de compuesto a partir de sus elementos, que se encuentran en condiciones estándar y en su estado termodinámico más estable.

Por convenio, la entalpía de formación de los elementos en condiciones estándar y en su estado termodinámico más estable, a  $25^{\circ}\text{C}$ , es cero. Tabla 4.2

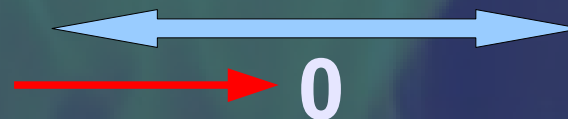
**Condiciones estándar :  $P= 1 \text{ atm}$  concentración  $1 \text{ M}$**

$$\Delta H_{\text{reacción}} = \Sigma \Delta H_{\text{productos}} - \Sigma \Delta H_{\text{reactivos}}$$



$$\Delta H^{\circ}_{\text{reacción}} = \Delta H^{\circ}_f \text{CO}_2(\text{g}) - (\Delta H^{\circ}_f \text{C(s)} - \Delta H^{\circ}_f \text{O}_2(\text{g}))$$

Por convenio



0



# TERMODINÁMICA

## 4-6 Entalpías de procesos específicos

### Entalpía de combustión

La entalpía de combustión estándar de una sustancia es la variación de entalpía del proceso en el cual se quema (reacciona con oxígeno) 1 mol de sustancia, en condiciones estándar, para dar dióxido de carbono y agua líquida Tabla 4.3



### Entalpía de hidrogenación

La entalpía de hidrogenación estándar es la variación de entalpía del proceso por el cual un mol de una sustancia insaturada capta hidrógeno, para convertirse en la sustancia saturada correspondiente Tabla 4.4



# TERMODINÁMICA

## 4-4 Ley de Hess