
KEEP
CALM
AND
Estudiá
Termodinámica

https://youtu.be/M50qTNGsR4k

https://youtu.be/jBlt8SoQhrE

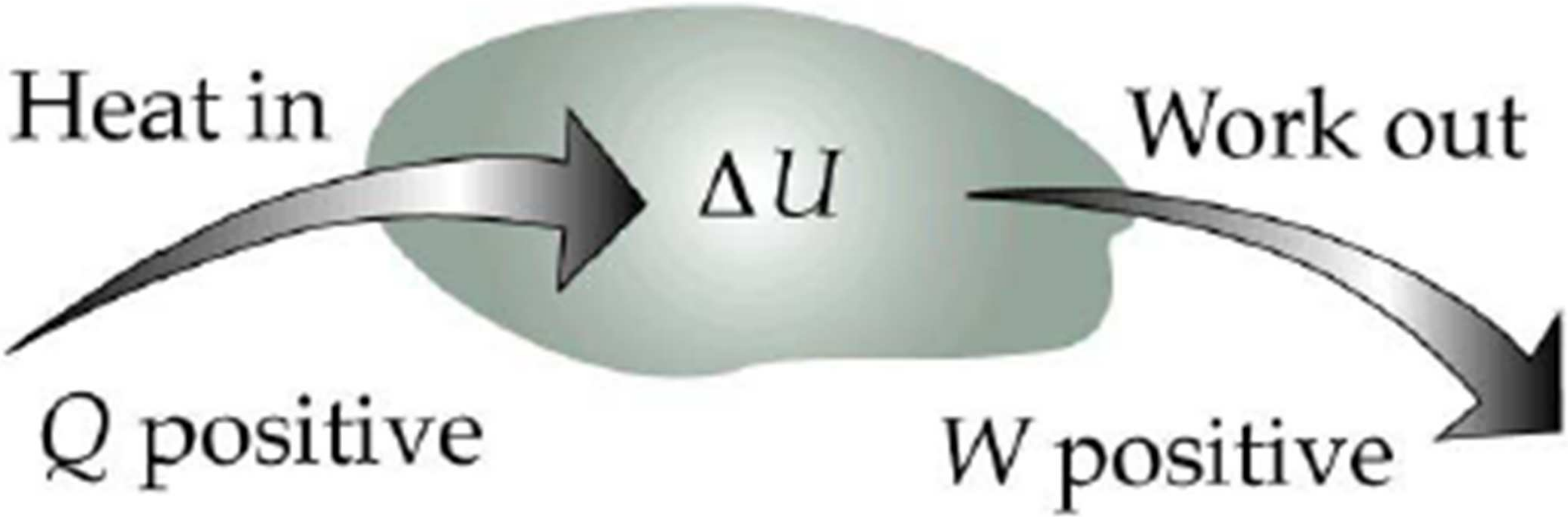
https://youtu.be/xsevsswWZ6o

https://youtu.be/4Jf-36G47qs

Primera ley de la termodinámica

$$\Delta U = Q - W$$

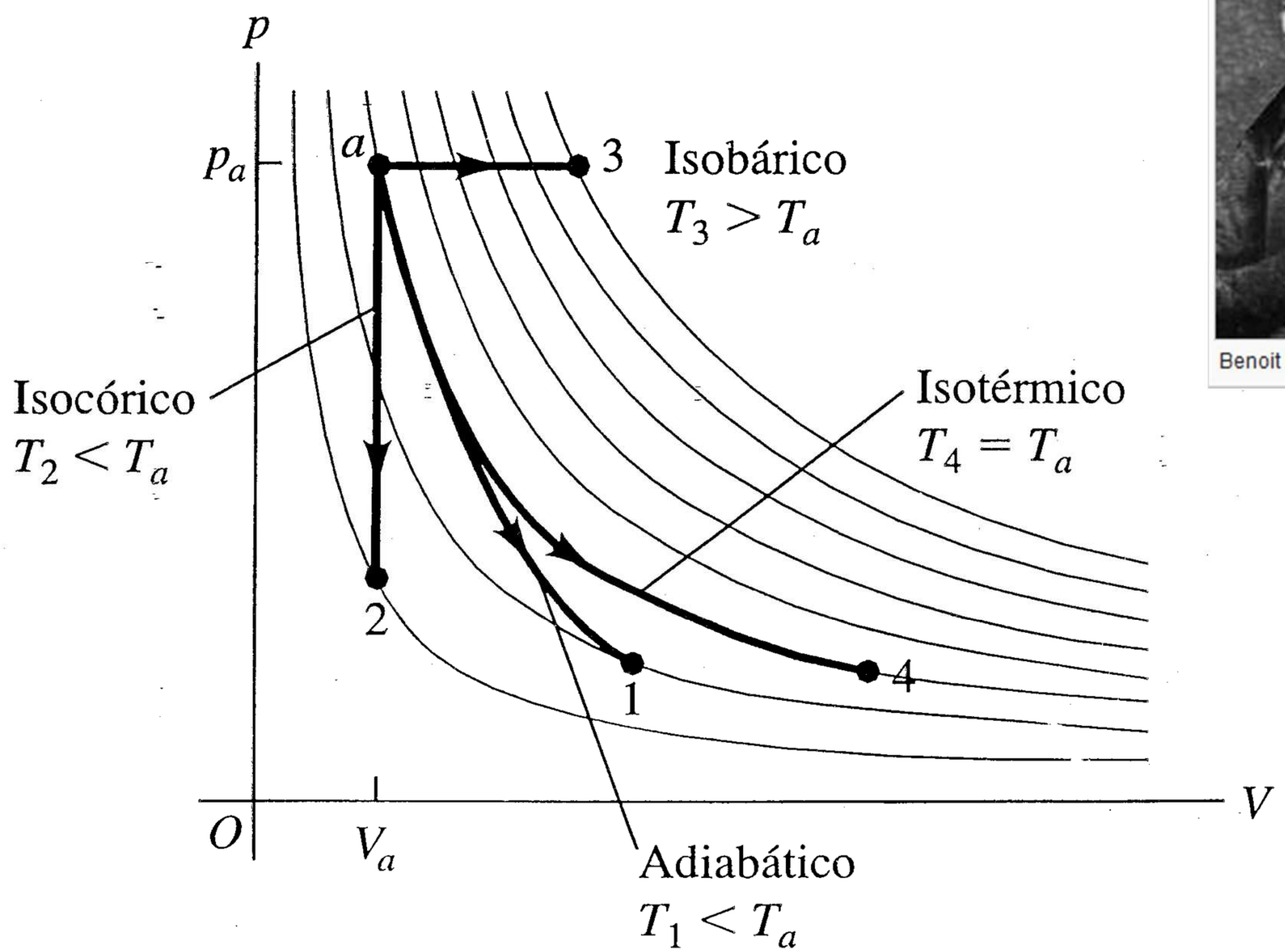
Convención de signos

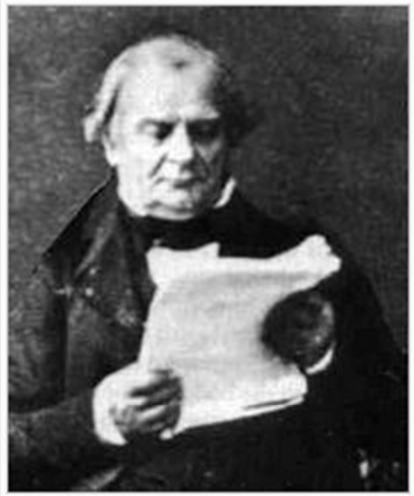


Los procesos termodinámicos se clasifican en:

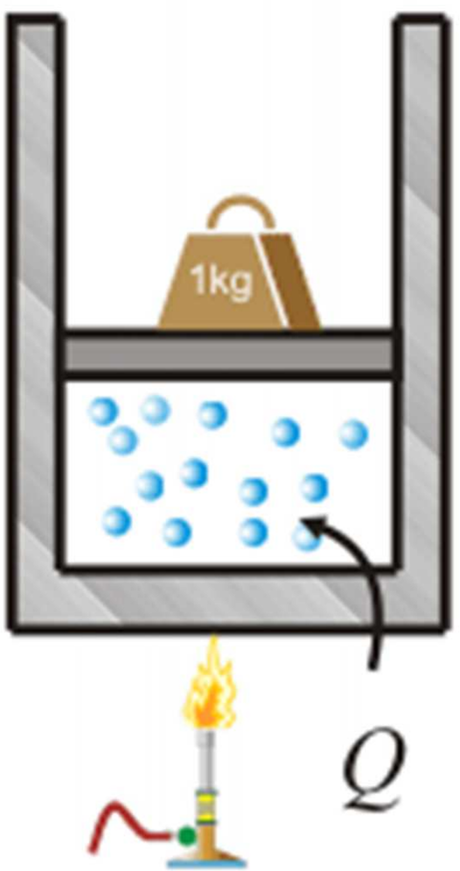
- Procesos **ISOBÁRICOS** (P = cte)
- Procesos **ISOCÓRICOS** (V = cte)
- Procesos **ISOTÉRMICOS** (T = cte)
- Procesos **ADIABÁTICOS** (Q = 0)

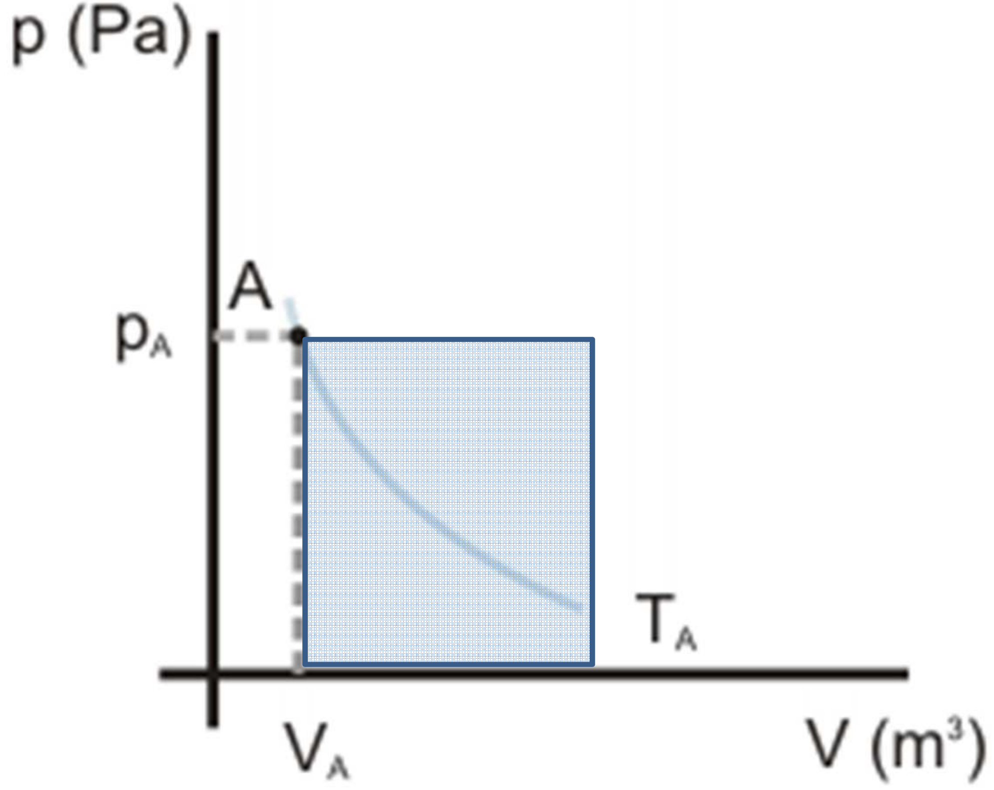
Diagrama p versus v ; o diagrama de Clapeyron

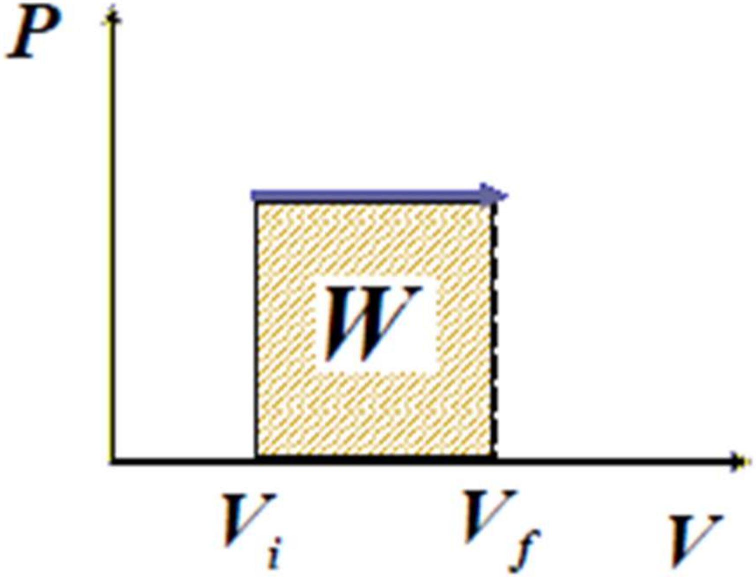




Benoit Paul Émile Clapeyron.


1kg
Q


p (Pa)
A
p_A
T_A
V_A
V (m^3)



p = cte

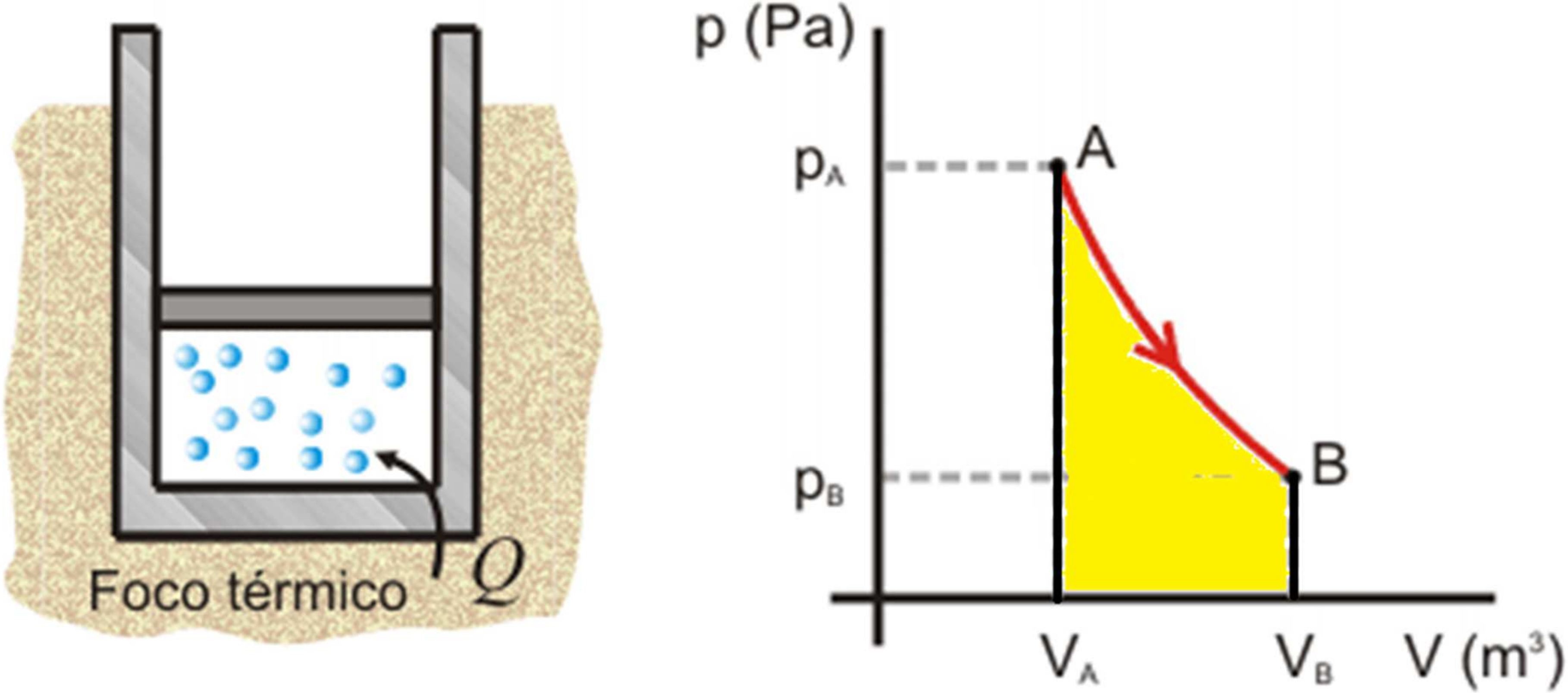
Proceso isobárico

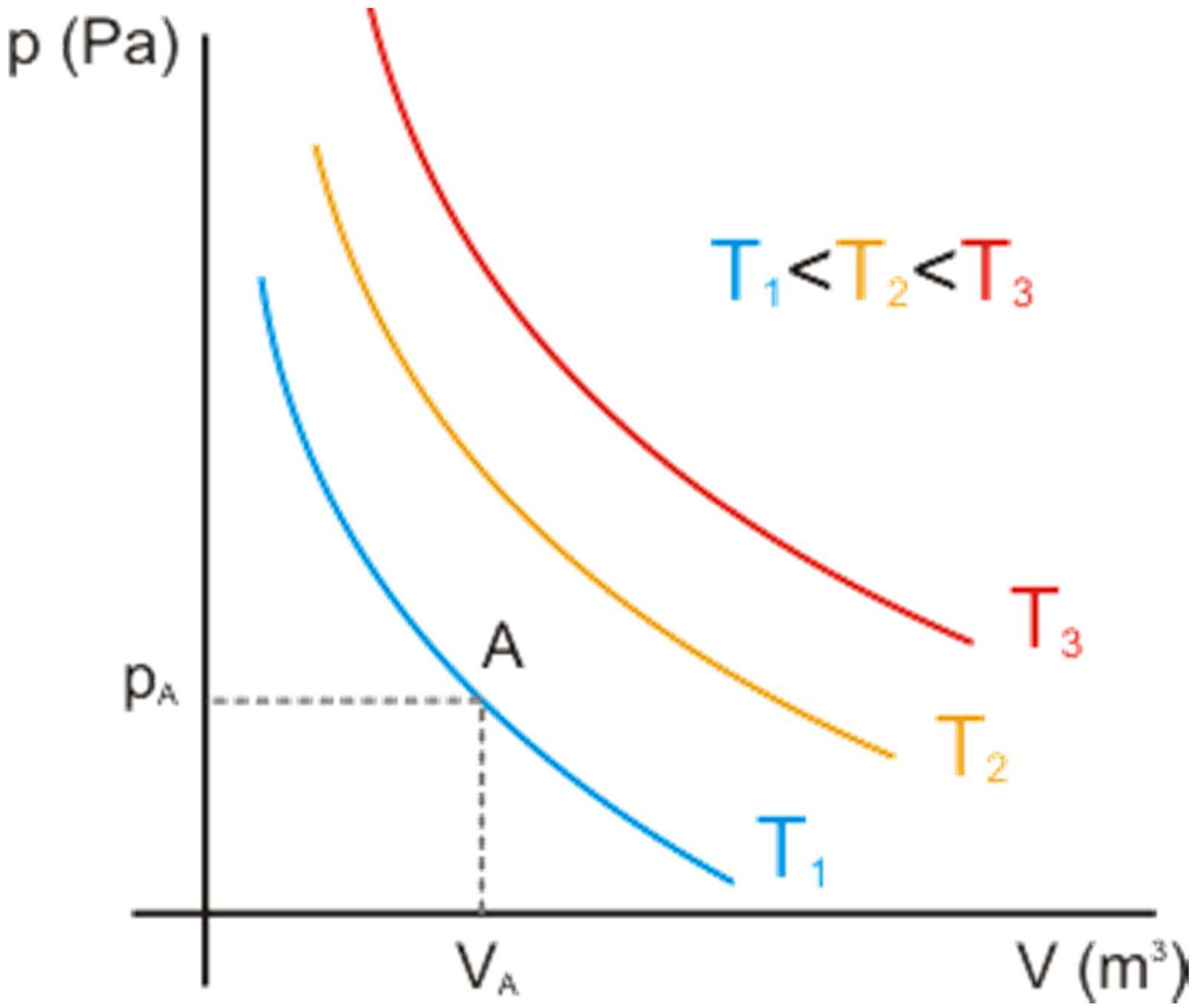
V α T

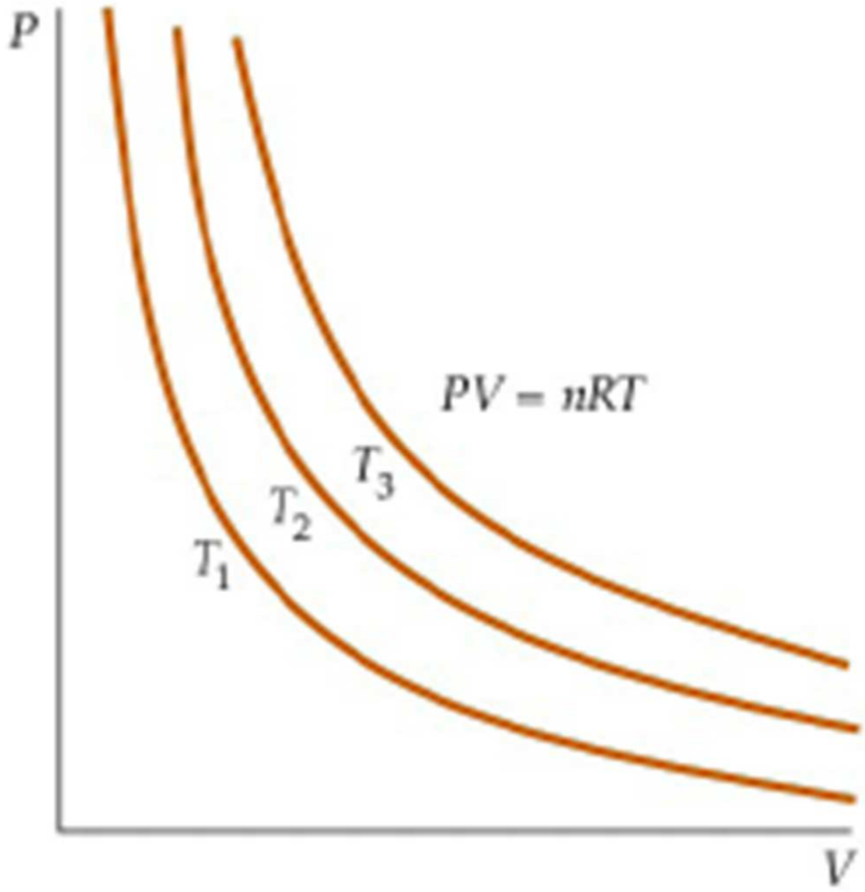
$W = P\Delta V$

$\Delta U = Q - W$

$\Delta U = Q - P\Delta V$


Foco térmico
Q
p (Pa)
p_A
p_B
A
B
V_A
V_B
V (m^3)


p (Pa)
$T_1 < T_2 < T_3$
T_3
T_2
T_1
A
p_A
V_A
V (m^3)



Si T = cte.

(**Proceso isotérmico**)

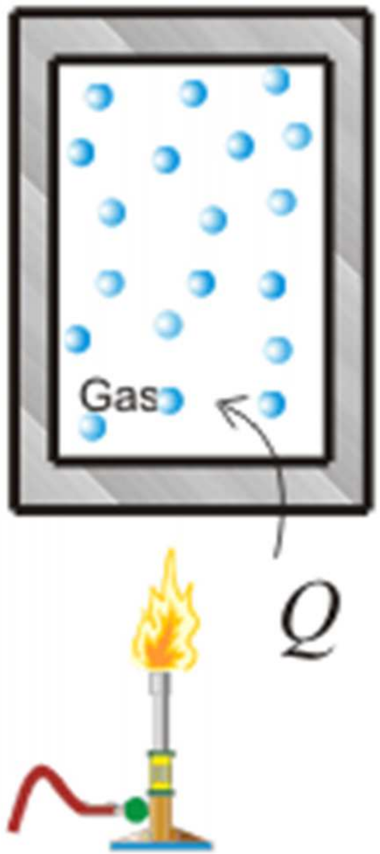
V 1/α P

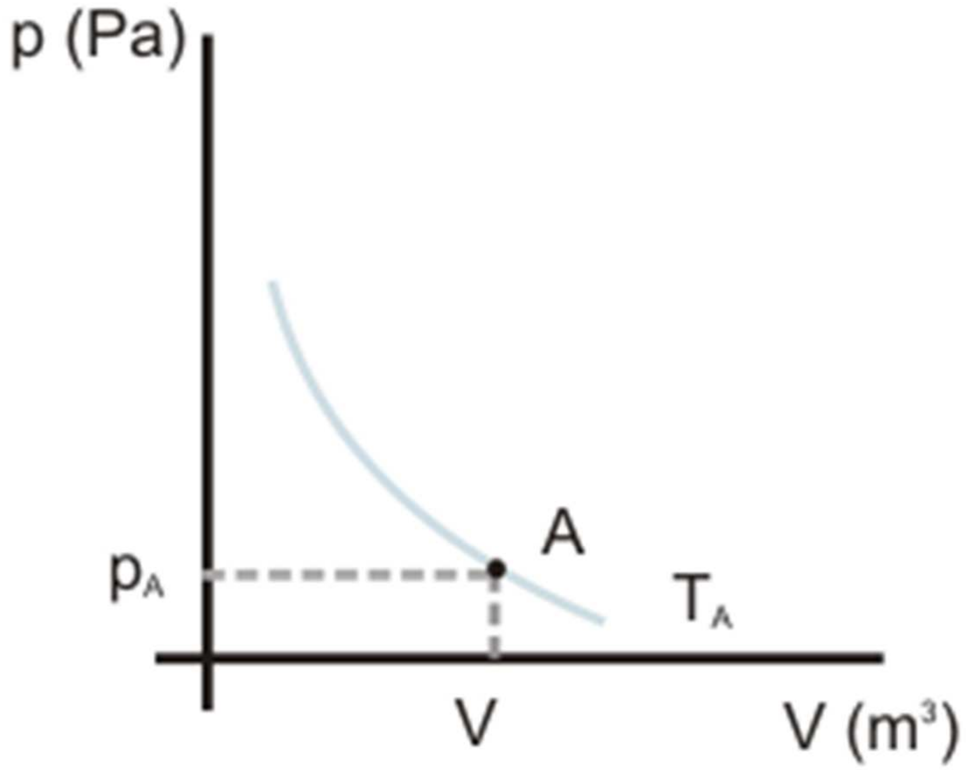
Si T = Cte, entonces **ΔU = 0**

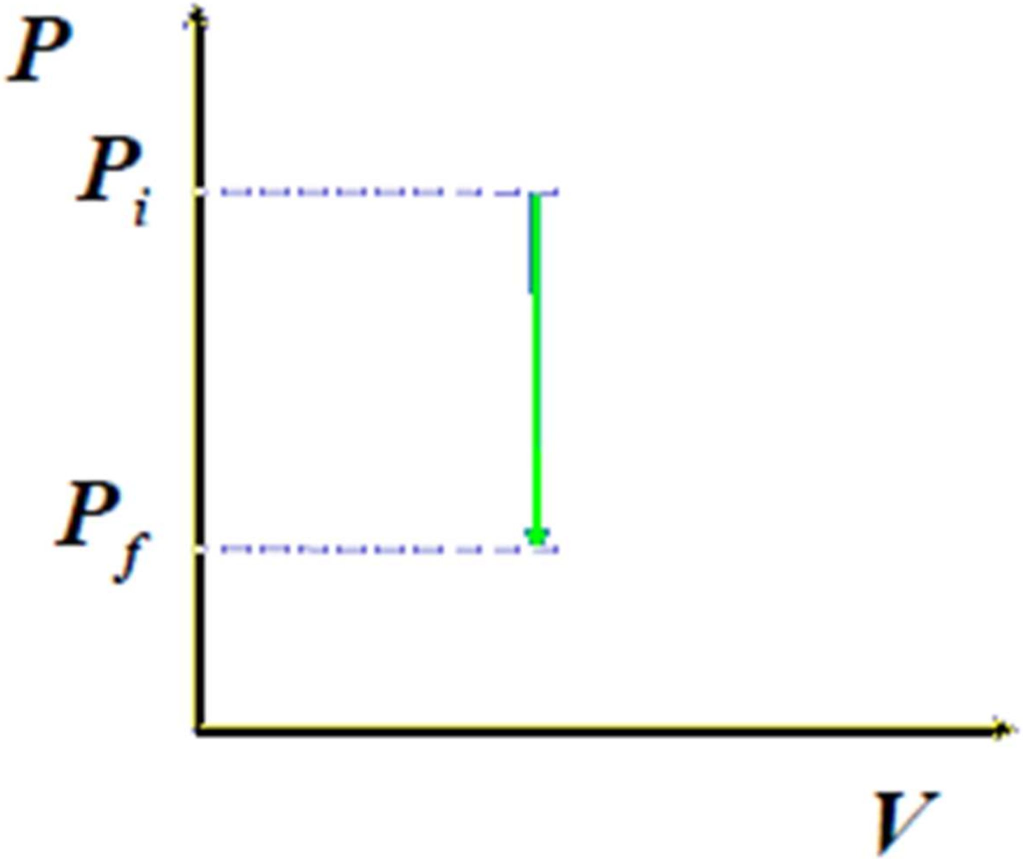
Q = W

Como V y P varían durante el proceso, el W resulta de la resolución de una *integral*:

W = nRT Ln Vf/Vi


Gas
Q


p (Pa)
A
p_A
T_A
V
V (m^3)



Si V = cte.

(**Proceso isocórico**)

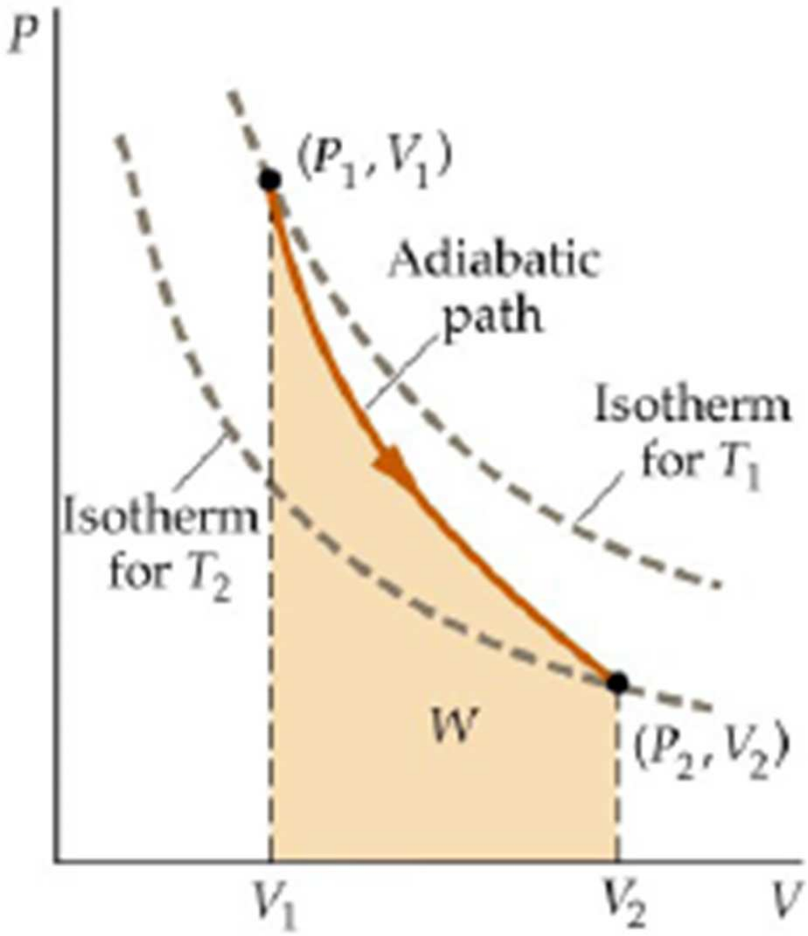
P α T

$\Delta V = 0$; $W = 0$

$$\mathbf{\Delta U = Q_{V = Cte}}$$

$$Q_{V = Cte} = m\, C_e\, \Delta T$$

$$\mathbf{\Delta U = m\, C_e\, \Delta T}$$



Si Q = 0
(Proceso adiabático)

ΔU = - W

PV^γ = Cte.

Donde γ es el *índice politrópico del gas.*

$\gamma = C_p / C_v$

γ = 5/3 para gas monoatómico y 7/5 para gas diatómico

Estrategia para la resolución de problemas y ejercicios de Biofísica

Paso 1: Leer atentamente el enunciado y detectar exactamente qué se nos pregunta.

Paso 2: Reconocer los datos con que contamos para resolver el ejercicio y recuperar de nuestra memoria las fórmulas que relacionan esos datos con la incógnita.

Paso 3: Realizar un esquema de la situación o del fenómeno planteado en el enunciado del ejercicio.

Paso 4: Realizar el análisis dimensional *antes de tocar la calculadora*.

Paso 5: Usar la calculadora

El volumen de agua de un tanque abierto es de 2.10^6 litros. ¿Qué cantidad de calor cede al medio ambiente durante una tarde en que su temperatura desciende de 20 °C a 18 °C, sabiendo que c_{agua} = 1cal . gr^{-1}.$°C^{-1}$?

1- Se nos **pregunta**: CALOR

2- **Datos**:

$V = 2.10^6$ l

$T_{inicial}$ = 20°C

T_{final} = 18°C

c_{agua} = 1cal . gr^{-1}.$°C^{-1}$

Fórmulas:

$Q = m_{agua} \cdot c_{agua} \cdot \Delta T$

Datos faltantes:

m_{agua}

Fórmulas accesorias:

$m_{agua} = v_{agua} \cdot \delta_{agua}$

3- **Esquema** de la situación

$T_{inicial}$ = 20°C

T_{final} = 18°C

4- Análisis dimensional

$m_{agua} = v_{agua} \cdot \delta_{agua}$

m_{agua} = 2000000 l . 1000 g/l

$m_{agua} = 2.10^9$ g

$Q = m_{agua} \cdot c_{agua} \cdot \Delta T$

$Q = 2.10^9$ g . 1cal.gr^{-1}.$°C^{-1}$. 2°C

$Q = 4.10^9$ cal

Un cilindro como el indicado en la figura contiene 3 moles de un gas (oxígeno), a presión de 1 Atm y temperatura 20°C. La presión exterior es la atmosférica. Calcular el calor requerido para elevar la temperatura del gas hasta 26°C sabiendo que c_v = 2,5 R y que c_p = 3,5 R

a) Si la tapa está trabada

b) Si la tapa puede desplazarse y se mantiene la presión del gas constante

1- Se nos **pregunta**: CALOR

2- **Datos**:

n = 3 moles

p = 1 Atm

$T_{inicial}$ = 20°C

T_{final} = 26°C

c_v = 2,5 R

c_p = 3,5 R

Fórmulas:

$Q = c_v \cdot n \cdot \Delta T$

$Q = c_p \cdot n \cdot \Delta T$

Datos faltantes:

R = 0,082 Atm. l. K^{-1}. mol^{-1}

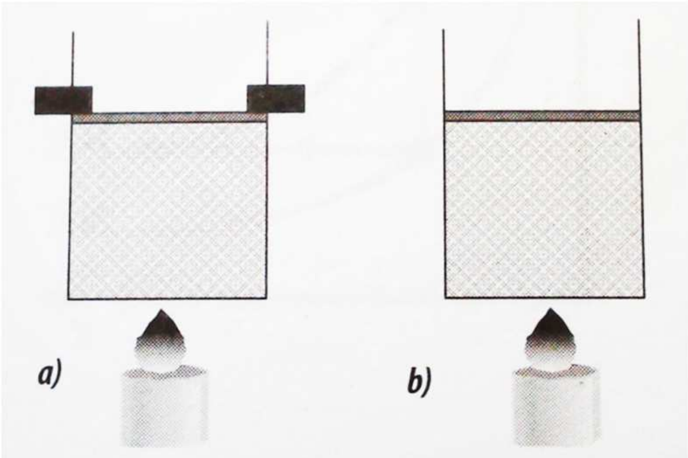
Fórmulas accesorias:

K = °C + 273

1 atm.l =101,3J

1 cal = 4,184 J

3- **Esquema** de la situación



4- Análisis dimensional

$T_{inicial}$ = 20°C = 293K
T_{final} = 26°C = 299K

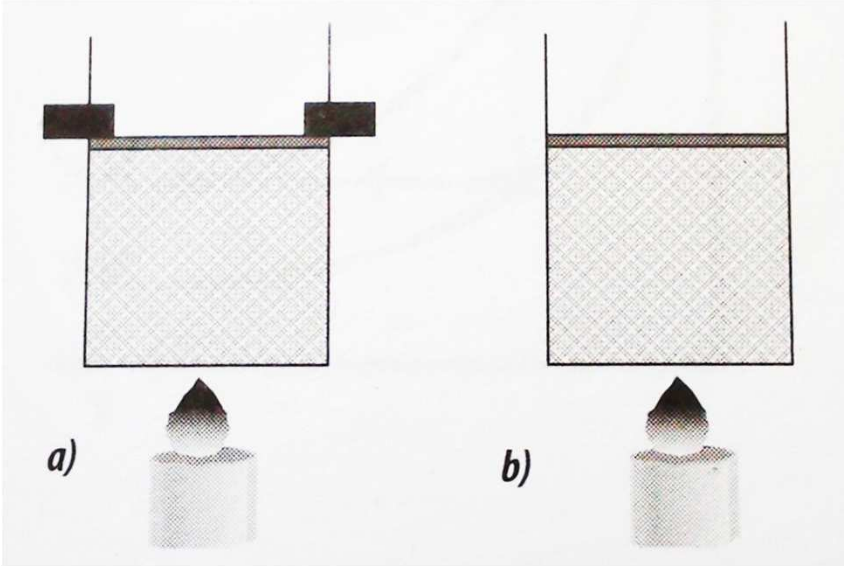
$Q = c_v \cdot n \cdot \Delta T$

$Q = 2{,}5 \cdot 0{,}082$ Atm. l. K^{-1}. mol^{-1} . 3 mol . 6 K = **3,69 Atm.l = 373,8 J = 89,3 cal**

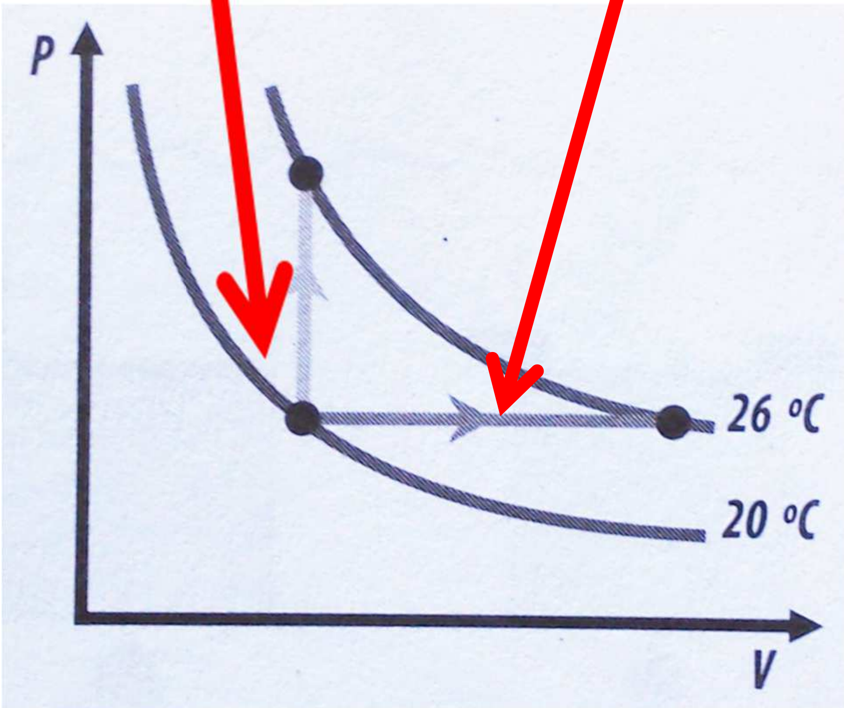
$Q = c_p \cdot n \cdot \Delta T$

$Q = 3{,}5 \cdot 0{,}082$ Atm. l. K^{-1}. mol^{-1} . 3 mol . 6 K = **5,17 Atm.l = 523,7 J = 125,1 cal**

Q = 373,8 J
Q = 89,3 cal



Q = 523,7 J
Q = 125,1 cal



W = ?

ΔU = ?

Continuará…

Un cilindro como el indicado en la figura contiene 3 moles de un gas (oxígeno), a presión de 1 Atm y temperatura 20°C. La presión exterior es la atmosférica. Calcular el calor requerido para elevar la temperatura del gas hasta 26°C sabiendo que c_v = 2,5 R y que c_p = 3,5 R

a) Si la tapa está trabada

b) Si la tapa puede desplazarse y se mantiene la presión del gas constante

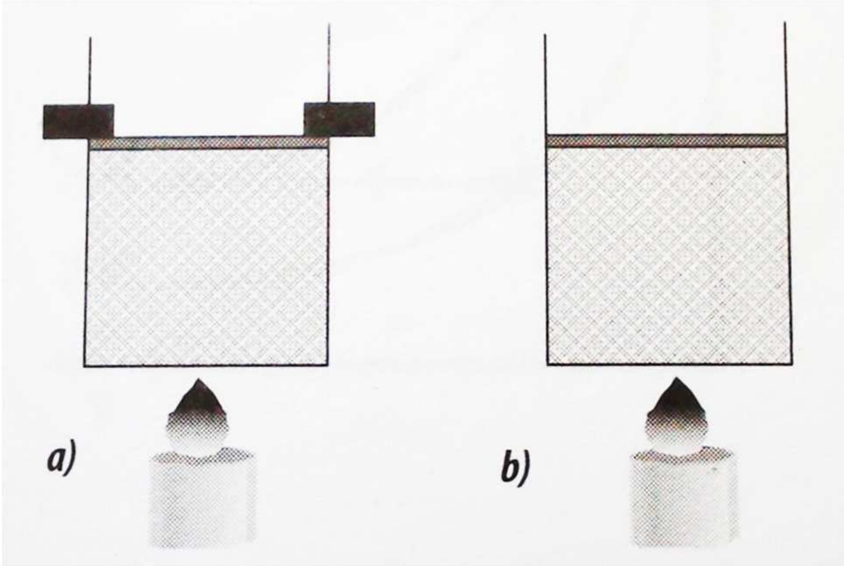
a) $Q = c_v \cdot n \cdot \Delta T$

$Q = 2{,}5 \cdot 0{,}082$ Atm. l. K^{-1}. mol^{-1}. 3 mol . 6 K = 3,69 Atm.l **= 373,8 J** = 89,3 cal

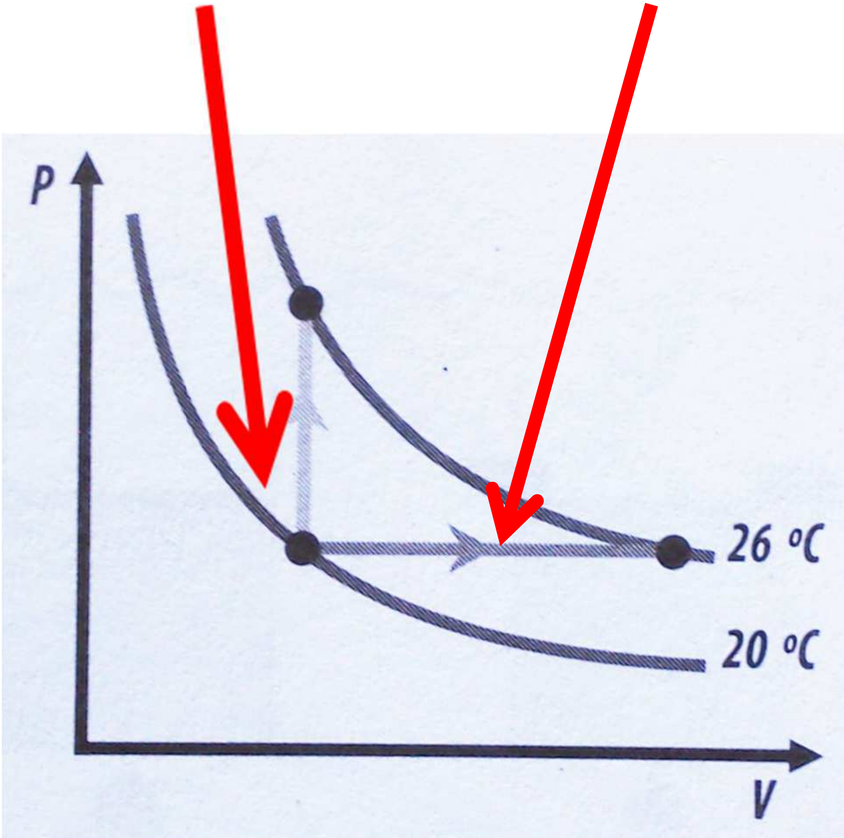
b) $Q = c_p \cdot n \cdot \Delta T$

$Q = 3{,}5 \cdot 0{,}082$ Atm. l. K^{-1}. mol^{-1}.3 mol.6 K = 5,17 Atm.l **= 523,7 J** = 125,1 cal

a) Q = 373,8 J



b) Q = 523,7 J



W = ?

ΔU = ?

a) Se trata de una **transformación isocórica**, es decir a volumen constante. Sabemos que:

$$\Delta U = Q - W$$

Pero como no hay cambio de volumen, **W = 0**, de modo que en este caso

$$\Delta U = Q$$

Entonces podemos responden que en la transformación a) el W vale 0 y la ΔU vale lo mismo que Q, es decir, 373,8 J

$$\mathbf{\Delta U = Q = 373{,}8\ J}$$

Conceptualmente podemos decir que en las **transformaciones isocóricas** todo el **calor** que toma un sistema se «utiliza» para modificar su **Energía Interna**.

b) Se trata de una **transformación isobárica**, es decir a presión constante. Sabemos que:

$$\Delta U = Q - W$$

Como en este caso sí hay cambio de volumen, **W = P ΔV**, de modo que en este caso

$$\Delta U = Q - P\,\Delta V$$

¡Pero no sabemos todavía cuál fue su ΔV!

Por la Ecuación General del Estado Gaseoso sabemos que:

$$p\,v = n\,R\,t$$

Y con esta ecuación podremos calcular los volúmenes iniciales y finales…

Por la Ecuación General del Estado Gaseoso sabemos que a 20 °C:

$$p\ v = n\ R\ t$$

Datos:

$p = 1$ Atm

$n = 3$ moles

$R = 0{,}082$ Atm l K^{-1} mol^{-1}

$t_1 = 293$ K

$$1 \text{ Atm} \ .\ v = 3 \text{ moles} \ .\ 0{,}082 \text{ Atm l } K^{-1} \text{ mol}^{-1} \ .\ 293 \text{ K}$$

$$v_{inicial} = (3 \text{ moles} \ .\ 0{,}082 \text{ Atm l } K^{-1} \text{ mol}^{-1} \ .\ 293 \text{ K}) / 1 \text{ Atm}$$

$$\mathbf{v_{inicial}} = 72{,}078 \text{ l} = \mathbf{0{,}072078\ m^3}$$

Por la Ecuación General del Estado Gaseoso sabemos que a 26 °C:

$$p\ v = n\ R\ t$$

Datos:

$p = 1$ Atm

$n = 3$ moles

$R = 0{,}082$ Atm l K^{-1} mol^{-1}

$t_1 = 299$ K

$$1 \text{ Atm} \cdot v = 3 \text{ moles} \cdot 0{,}082 \text{ Atm l } K^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 293 \text{ K}$$

$$v_{final} = (3 \text{ moles} \cdot 0{,}082 \text{ Atm l } K^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 299 \text{ K}) / 1 \text{ Atm}$$

$$\mathbf{v_{inicial}} = 73{,}554 \text{ l} = \mathbf{0{,}073554\ m^3}$$

Por lo tanto $\Delta V = 0{,}073554\ m^3 - 0{,}072078\ m^3 =$ **$0{,}001476\ m^3$**

Entonces ahora podemos calcular W de esta **expansión isobárica,** sabiendo que 1 Atm es $1{,}01.10^5$ Pa

$$W = P\,\Delta V$$

$$\mathbf{W} = 1{,}01.10^5\ N.m^{-2}\ .\ 0{,}001476\ m^3 = \mathbf{149{,}1J}$$

Como vemos el valor obtenido para el W es *prácticamente* igual (por cuestiones de redondeo no es *exactamente* igual) a la diferencia de calor entre los procesos a) y b); entonces podemos inferir que en la expansión isobárica se utilizó el **calor** por un lado para aumentar la **Energía Interna del sistema** (373,8 J que se reflejan en el aumento de temperatura), y por otro lado para producir **trabajo mecánico** (149,1 J que se reflejan en el cambio de volumen)

Calcular el trabajo realizado por 0,225 moles de gas nitrógeno si se expande a temperatura constante de 23 °C desde un volumen de 7,28 l hasta un volumen de 8,78 l.

1- Se nos **pregunta**: TRABAJO

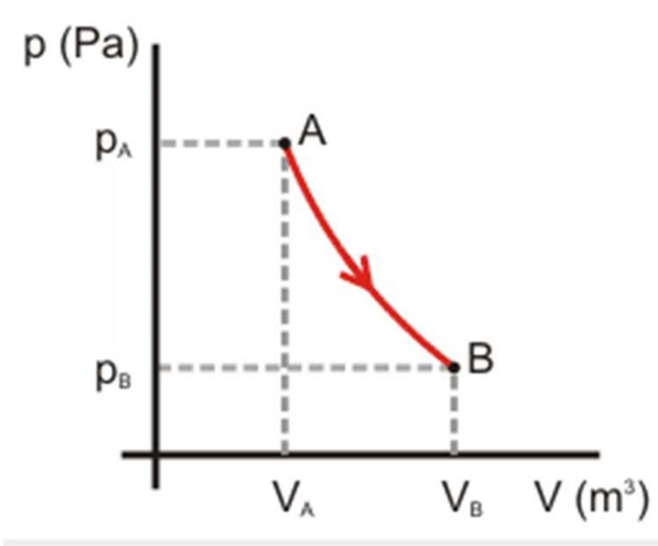
2- **Datos**:
n = 0,225 moles
T = 23°C (constante)

Fórmulas:
$\Delta U = Q - W = 0$
$Q = W$
$W = n \cdot R \cdot T \ln (Vf/Vi)$

Datos faltantes:
R = 8,31 Joule. K^{-1}. mol^{-1}

Fórmulas accesorias:
K = °C +273
1 l = 0,001 m^3

3- **Esquema** de la situación



4- Análisis dimensional

$$W = n \cdot R \cdot T \; Ln \, (V_{final}/V_{inicial})$$

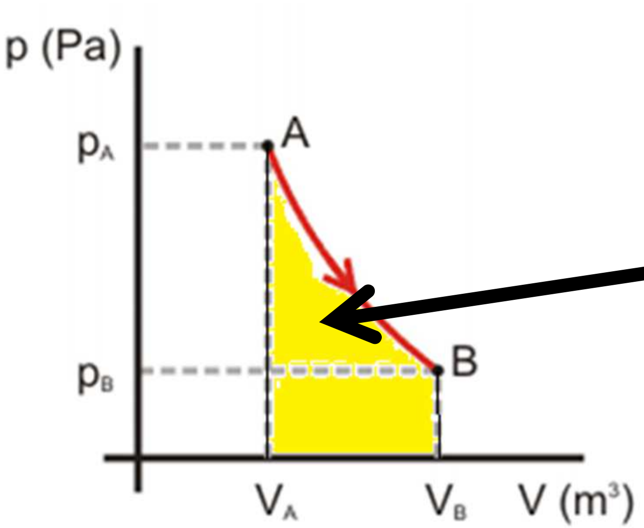
$$W = 0{,}225 \text{ moles} \cdot 8{,}31 \text{ Joule} \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1} \cdot 296 \text{ K} \; Ln \, (8{,}78 \text{ l}/7{,}28 \text{ l})$$

$$W = 0{,}225 \text{ moles} \cdot 8{,}31 \text{ Joule} \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1} \cdot 296 \text{ K} \; Ln \, (1{,}206)$$

$$W = 0{,}225 \text{ moles} \cdot 8{,}31 \text{ Joule} \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1} \cdot 296 \text{ K} \; Ln \, (1{,}206)$$

$$W = 0{,}225 \text{ moles} \cdot 8{,}31 \text{ Joule} \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1} \cdot 296 \text{ K} \cdot 0{,}187$$

W = 103,494 J



Por lo tanto, el área debajo de la curva equivale a 103,494 J


KEEP
CALM
AND
Estudiá
Biofísica