1° Principio

$$\boxed{\Delta U = Q - W} \qquad \Delta U = U_b - U_a$$

ΔU : Variación de Energía Interna del Sistema.

Q : Calor Absorvido

W : Trabajo Realizado

con $\boxed{W = \int_a^b p \cdot dV}$ Presión del sistema.

Para que p esté bien definida: el sistema debe estar en equilibrio.

En gases Ideales:

Energía Interna

$$\boxed{U = U(T)}$$

solo depende de la Temp. ¡Importante!

$$\Rightarrow \quad dU = n \cdot C_v \cdot dT$$

$$\Rightarrow \boxed{\Delta U = n \cdot C_v \cdot \Delta T}$$

Vale aunque el Vol no sea cte ! ¡Importante

Pues U es una función de Estado que solo depende de la Temp.

$$\boxed{C_p = C_v + R}$$

$$\boxed{\gamma = \frac{C_p}{C_v}} \begin{cases} \frac{5}{3} & \text{monoatómicos} \quad C_v = \frac{3}{2} \cdot R \\ \frac{7}{5} & \text{diatómicos} \quad C_v = \frac{5}{2} \cdot R \end{cases}$$

Procesos Irreversibles

p cambia $\forall$ los puntos entre a y b

$$\boxed{W_{rev} = \int_{V_a}^{V_b} p \cdot dV}$$

$$\boxed{W_{irrev} = - W_{ext} = - \int_{V_{a,ext}}^{V_{b,ext}} P_{ext} \cdot dV}$$

Si $P_{ext} = cte$

$$\boxed{W_{irrev} = P_{ext} (V_b - V_a)}$$

Reversible: Debe suceder que la sucesión de estados infinitesimales
son estados de equilibrio
(por ej: un cambio de presión externa gradual y lento)

4. Un mol de gas ideal se expande irreversiblemente en contacto con una fuente de calor a T = 373°K contra una presión exterior constante de 5 atm, partiendo del estado en que la presión termodinámica es de 10 atm., hasta llegar al volumen de equilibrio.

a) Calcule el trabajo realizado por el gas.

b) Calcule ahora ese trabajo, en el caso en que el gas se expanda reversiblemente.

c) Calcule el calor recibido por el gas, de la fuente, en cada caso.

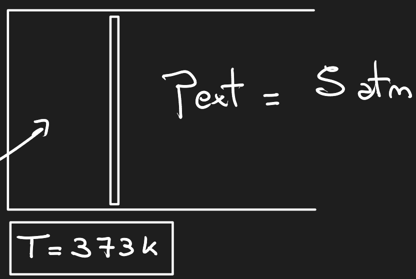
d) Calcule ΔU y ΔH, y compare ΔH con el calor, en cada caso.

$n = 1$ mol

$P_o = 10$ atm

$V_o = ?$

$T_o = T$



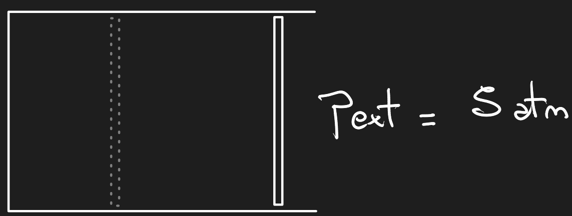
$$R = 8{,}314 \ \frac{J}{mol.K}$$

$$= 0{,}082 \ \frac{L.atm}{mol.K}$$

$P_f = P_{ext}$

$V_f = ?$

$T_f = T_o$



$$a) \quad W = -W_{ext} = P_{ext}.(V_f - V_o)$$

Uso : $p.V = n.R.T$

$$V_f = \frac{n.R.T_f}{P_f} \quad y \quad V_o = \frac{n.R.T_o}{P_o}$$

$$V_f = 6{,}117 \, L \qquad V_o = 3{,}059 \, L$$

$$\Rightarrow W = 5 \, atm \left(6{,}117 \, L - 3{,}059 \, L \right)$$

$$\boxed{W = 15{,}293 \ atm.L}$$

(Pregunta: Cómo paso a J?

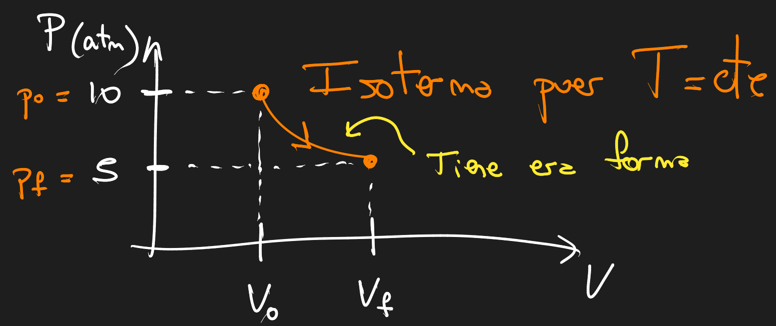
$$1 \text{ atm.L} = 101{,}3 \text{ J}$$

$$\Rightarrow \boxed{W = 1549{,}18 \text{ J}}$$

b) El pistón se suelta gradualmente.

Recordar!

$$W_{rev} = \int_{V_a}^{V_f} P \cdot dV$$



$$P = \frac{n.R.T}{V}$$

$$= \int_{V_a}^{V_f} \frac{n.R.T}{V} \cdot dV$$

$$= n.R.T \cdot \int_{V_a}^{V_f} \frac{1}{V} \cdot dV$$

$$= n.R.T \cdot \ln(V) \Big|_{V_a}^{V_f}$$

$$W_{rev} = n.R.T \cdot \ln\left(\frac{V_f}{V_a}\right)$$

$$W_{rev} = 21{,}2 \text{ atm.L} > W_{irrev}$$

Recordar!

En expansión:

$W_{rev} > W_{irrev}$

En compresión

$W_{rev} < W_{irrev}$

Pues:

$$W_{irrev} = nRT\left(1 - \frac{P_{ext}}{P_0}\right) = nRT \cdot \frac{1}{2}$$
$$W_{rev} = nRT \ln\left(\frac{P_0}{P_{ext}}\right) = nRT \ln(2)$$

c) Me pide calor

$\Rightarrow$ uso $\Delta U = Q - W$

Como es un Gas Ideal

$$\Delta U = n \cdot C_v \cdot \underbrace{\Delta T}_{=0}$$

$\Rightarrow \Delta U = 0$

Recordar!

$\Rightarrow Q = W$

$\Rightarrow Q_{rev} = W_{rev}$

$Q_{irrev} = W_{irrev}$

d) $\Delta U = 0$ (hecho arriba)

5. Se tiene un cilindro con un pistón sin rozamiento que contiene $1 m^3$ de un gas monoatómico ($\gamma = {}^{5}/_{3}$) a presión atmosférica ($1{,}01.10^5$ $Nt.m^{-2}$). Se comprime el gas hasta que el volumen sea $0{,}4$ m^3. ¿Cuánto trabajo se realizó para comprimir este gas?

a) Si el proceso es isotérmico reversible.

b) Si el proceso es a $p = cte = P_{ext}$

c) Si el proceso es adiabático reversible.

6. Diez moles de un gas ideal ($\gamma = {}^{5}/_{3}$) que se encuentra inicialmente a 27°C y 760 mm. de Hg, se comprimen en forma reversible a la mitad del volumen inicial.

a) Calcule Q, W, ΔU y ΔH del sistema cuando el proceso se realiza isotérmicamente.

b) Calcule Q, W, ΔU y ΔH del sistema cuando el proceso se realiza adiabáticamente.

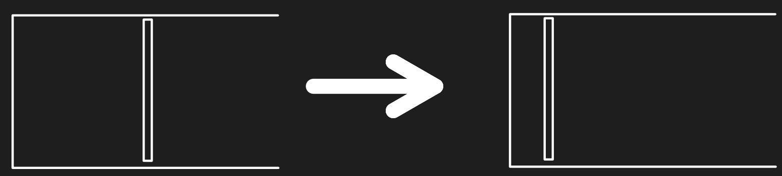
7. Calcular el trabajo realizado y el calor absorbido (o entregado) por 1 m^3 de gas ideal a presión atmosférica cuando se lo somete a los siguientes procesos:

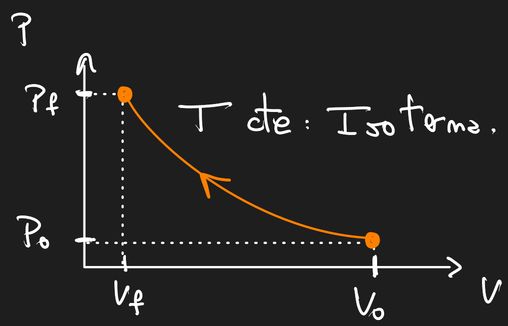
a) Desde las condiciones iniciales se comprime el gas isotérmica y reversiblemente hasta 20 veces la presión inicial.

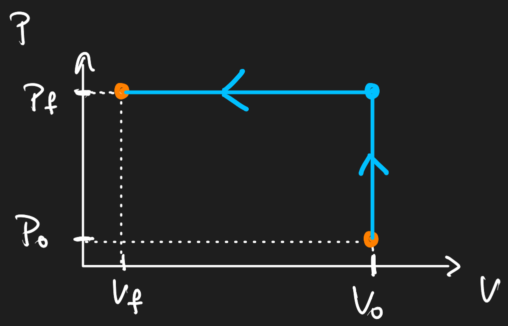
b) Desde las condiciones iniciales se calienta el gas a volumen constante hasta 20 veces la presión inicial. Luego se lo lleva reversiblemente, a presión constante, hasta el volumen final del caso anterior.

c) dibuje el diagrama P-V.

a)







$V_0 = 1\,m^3$

$P_0 = 1\,atm$

a) Compresión Isotérmica Reversible

$$W_{rev} = \int_{V_0}^{V_f} p \cdot dV \qquad \text{con } p = \frac{n \cdot R \cdot T_0}{V} \Big\} \text{cte}$$

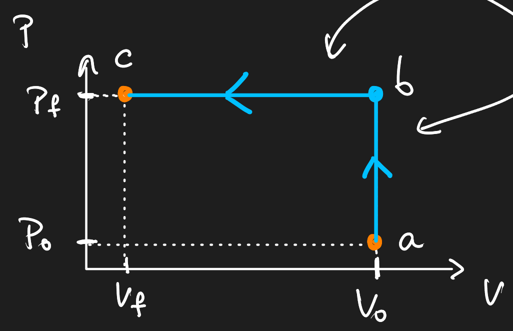
$$W_{rev} = n \cdot R \cdot T_0 \cdot \ln\left(\frac{V_f}{V_0}\right)$$

Como Gas Ideal Isotermico : $\Delta U = 0$

$\Rightarrow Q = W_{rev}$

b) Proceso Isocórico e Isobárico:

V cte P cte



$$W_{a\to b} = \underbrace{\int_{V_0}^{V_0} p \cdot dV}_{=0} \quad ó \quad p_{ext}\,(\underbrace{V_b - V_a}_{V_0 - V_0 = 0})$$

$$W_{a\to b} = 0$$

$$\Rightarrow \Delta U_{ab} = Q_{ab} - W_{ab} = Q_{ab}$$

$$\Delta U_{ab} = Q_{ab}$$

Como Gas Ideal

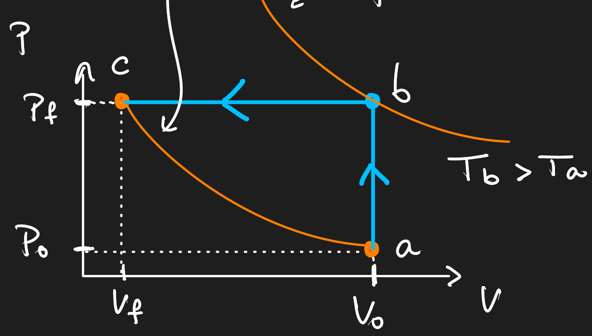
$$\Delta U_{ab} = n.\, C_v.\, \Delta T$$

$$\Delta U_{ab} = n.\, C_v.\, (T_b - T_a)$$

¡me faltan datos!

Isoterma que pasa por c y a

Isoterma que pasa por b



Si veo el proceso completo:

Como $\Delta U_{a\to c} = 0$ y como ΔU es f. de estado.

no importa el camino!

¡Recordar!

$$\Delta U_{a\to c} = \Delta U_{a\to b} + \Delta U_{b\to c} = 0$$

$$= Q_{a\to b} - \underbrace{W_{a\to b}}_{\substack{=0 \\ (\text{antes})}} + Q_{b\to c} - W_{b\to c}$$

$$W_{b\to c} = \int_{V_b}^{V_c} p \cdot dV \overset{\substack{\text{isobárica} \\ \downarrow}}{=} p_b \cdot (V_c - V_b)$$

$$\underbrace{Q_{a\to b} + Q_{b\to c}} - p_b \cdot (V_c - V_b) = 0$$

$$\Rightarrow Q_{a\to b\to c} = p_b \cdot (V_c - V_b)$$