

Termodinámica

Molécula monoatómica: 3 grados de libertad

Se cumple que:

$$\boxed{\gamma = \frac{5}{3}}, \quad \boxed{c_v = \frac{3}{2}R}, \quad \boxed{c_p = \frac{5}{2}R}$$

Molécula diatómica: 5 grados de libertad

Se cumple que:

$$\boxed{\gamma = \frac{7}{5}}, \quad \boxed{c_v = \frac{5}{2}R}, \quad \boxed{c_p = \frac{7}{2}R}$$

Molécula poliatómica: 6 grados de libertad

Proceso adiabático: No hay transferencia de calor.

Se cumple que:

$$\boxed{PV^\gamma = cte}$$

$$\boxed{TV^{\gamma-1} = cte}$$

$$\boxed{\Delta U = -W}$$

Proceso isobárico: No hay cambio de presión.

El trabajo en este caso será:

$$\boxed{W = P \Delta V}$$

Proceso isotérmico: No hay cambio de temperatura.

Proceso isocórico: No hay cambio de volumen.

Se cumple que:

$$W = 0$$

Expansión libre

Un gas aislado se expande libremente.

$$W = 0$$

$$Q = 0$$

Proceso Cíclico

Los estados inicial y final del sistema son iguales.

Presión absoluta: Presión que toma en cuenta la presión atmosférica.

Presión relativa: Presión que NO toma en cuenta la presión atmosférica.

Flujo estacionario:

$$\Delta m_{vc} = 0, \Delta E_{vc} = 0$$

$$q = \frac{\dot{Q}_{vc}}{\dot{m}}$$

$$W = \frac{\dot{W}_{vc}}{\dot{m}}$$

Donde:

q = Calor transferido al sistema.

W = Trabajo hecho por el sistema.

Flujo transiente:

$$\Delta m_{vc} \neq 0, \Delta E_{vc} \neq 0$$

$$m_{in} - m_{out} = \Delta m_{sistema}$$

$$E_{in} - E_{out} = \Delta E_{sistema}$$

$$m = \rho * V = \rho * A * h$$

$$PV = nRT$$

$$R = 8.314 \frac{J}{mol * K}$$

$$1 atm = 101,3 kPa$$

$$\Delta U = Q - W$$

$$\dot{W} = P \dot{V}$$

$$\Delta U = \frac{G}{2} nR(T_f - T_i)$$

$$\Delta X = X_o \alpha \Delta T$$

$$F = P A$$

$$P_o = \rho g h$$

$$W = \int_{v_1}^{v_2} P * dV$$

$$v = \frac{V}{m}$$

$$h = u + P * v$$

$$H = U + P * V$$

Si P es cte: $Q = \Delta H$

$$Q = n * c_{p,v}(T_f - T_i)$$

C = Capacidad calorífica.

c = Calor específico

$$J = Pa * m^3$$

$$Calidad(x) = \frac{m_{vapor}}{m_{total}}$$

$$Z_a = Z_f + x * Z_{fg}$$

Donde z = "v", "h" o "s".

$$\dot{m}_{vc} = \sum \dot{m}_{in} - \sum \dot{m}_{out}$$

$$W_{flujo} = P * v$$

$$Z = \frac{P * v}{R * T} = \frac{v_{real}}{v_{ideal}}$$

Si $Z > 1$, el gas no se comprime fácilmente.

Si $Z < 1$, el gas es fácil de comprimir.

Si $Z < 1$, el gas es ideal.

$$\theta = h + \frac{v^2}{2} + gz, \quad e = u + \frac{v^2}{2} + gz$$

Donde :

θ = Energía total del flujo por unidad de masa.

z = Altura respecto de algún punto de referencia externo.

$$E = m\theta \rightarrow \dot{E} = \dot{m}\theta$$

$$\dot{E} = \dot{Q} - \dot{W} + \sum m * \theta$$

$$kJ/kg = 1000m^2/s^2$$

$$h_2 - h_1 = c_p(T_2 - T_1)$$

$$u_2 - u_1 = c_v(T_2 - T_1)$$

$$U = c_v * n * R * T$$

$$\dot{W} = P * \dot{V}$$

$$P_R = \frac{P}{P_{cr}}, \quad T_R = \frac{T}{T_{cr}}, \quad V_R = \frac{V_{real} * P_{cr}}{R * T_{cr}}$$

Proceso reversible: Proceso que puede ser revertido sin dejar huellas sobre el entorno. Esto es, tanto el sistema como el entorno vuelven al estado inicial al terminar el proceso.

Procesos irreversibles: Roce, expansión rápida y libre de un gas, transferencia de calor debido a una diferencia finita de temperatura, mezcla de fluidos, resistencia eléctrica, reacción químicas, deformación inelásticas de sólidos.

$$\eta = \frac{W_{ciclo}}{Q_{in}} = 1 - \frac{|Q_{out}|}{Q_{in}}$$

$$\eta_{ter} \begin{cases} < \eta_{ter,rev} & \text{máquina térmica irreversible} \\ = \eta_{ter,rev} & \text{máquina térmica reversible} \\ > \eta_{ter,rev} & \text{máquina térmica imposible} \end{cases}$$

$$\eta_C = 1 - \frac{T_{min}}{T_{max}}$$

$$W_{ciclo} = Q_{in} - |Q_{out}|$$

$$CDF_{refrigerador} = \frac{\text{energía removida del reservorio frío}}{\text{trabajo realizado sobre el sistema}} = \frac{|Q_c|}{W} = \frac{1}{\frac{Q_H}{Q_L} - 1}$$

Un buen refrigerador debería tener un CDF $\approx 5 - 6$

$$CDF_{bomba\ de\ calor} = \frac{\text{energía transferida al reservorio caliente}}{\text{trabajo realizado sobre el sistema}} = \frac{|Q_h|}{W} = \frac{1}{1 - \frac{Q_L}{Q_H}}$$

Típicamente $CDF_{bomba\ de\ calor} > 1$

$$CDF_{r\ max} = \frac{1}{\frac{T_H}{T_L} - 1}$$

$$CDF_{b\ max} = \frac{1}{1 - \frac{T_L}{T_H}}$$

$$\sum_i \frac{Q_i}{T_i} \leq 0$$

Donde la igualdad es válida para procesos reversibles.

$$dS = \left(\frac{dQ}{T} \right)_{int rev}$$

$$\Delta S = S_2 - S_1 = \int_1^2 \left(\frac{\delta Q}{T} \right)_{int rev}$$

$$T dS = dU + P dV$$

En procesos isotérmicos reversibles:

$$\Delta S = \frac{Q}{T}$$

$$S_{gen} \begin{cases} > 0 & \text{proceso irreversible} \\ = 0 & \text{proceso reversible} \\ < 0 & \text{proceso imposible} \end{cases}$$

$$S_{generada} = \Delta S_{Total} = \Delta S_{Sistema} + \Delta S_{Alrededores} \geq 0$$

Un proceso adiabático reversible necesariamente es isentrópico, pero un isentrópico no es necesariamente un proceso adiabático reversible.

$$Eficiencia isentrópica = \eta = \frac{w_{real}}{w} = \frac{h_{2s} - h_1}{h_{2a} - h_1}$$

Donde:

h_1 = Entalpía de entrada.

h_{2a} = Entalpía de salida para la condición actual.

h_{2s} = Entalpía de salida para la condición de compresión isentrópica.

En gases ideales:

$$P * v = \mathcal{R} * T$$

$$dU = c_v * dT$$

$$dh = c_p * dT$$