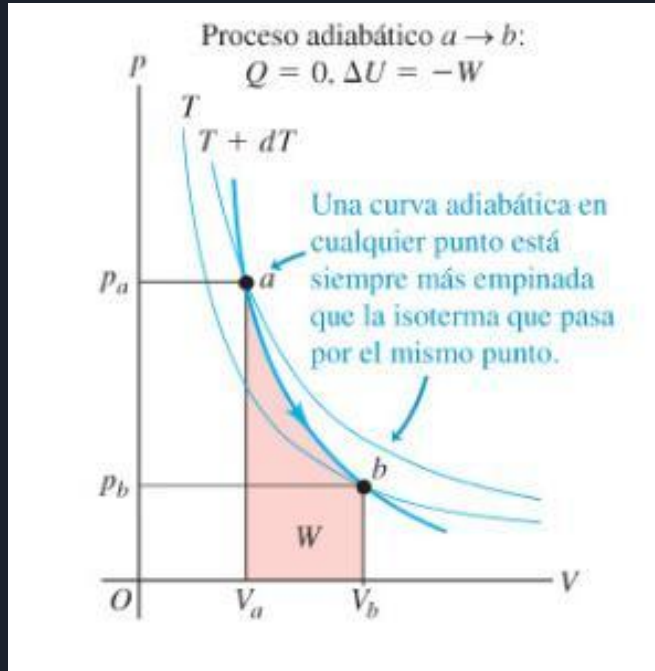



A decorative graphic on the left side of the slide consisting of two overlapping parallelograms. The front one is blue and the back one is a light green color. They are positioned diagonally, with the blue one partially covering the green one.

# TRANSFORMACIONES ADIABÁTICAS



Se puede dar por:

- ❖ Aislación térmica de las paredes del sistema
- ❖ Realizar el proceso tan rápidamente de modo que no haya tiempo para el intercambio de energía por calor.
- ❖ Proceso adiabático libre: Cuando se expande en el vacío, sin empujar nada:  $Q=0$  y  $W=0$



## Relación entre T, P y V en una transformación Adiabática:

Consideremos un cambio infinitesimal de volumen  $dV$  a partir de un proceso adiabático donde la temperatura cambia  $dT$ :

$dU = n.C_v.dT$ , cambio de energía interna para cualquier proceso

$dW = P.dV$ , Trabajo involucrado en cualquier proceso

Luego, como en esta transformación  $dU = -dW$

$$n.C_v.dT = - P.dV \quad \Rightarrow \quad dT = - P.dV/n.C_v$$



$P.V = n.R.T$  (Ecuación general de los gases ideales)

$$P.dV + V.dP = n.R.dT$$

$$P.dV + V.dP = n.R.( - (P.dV)/(n.C_v))$$

$$P.dV + V.dP = - (R/C_v).P.dV$$

Reemplazando  $R = C_p - C_v$ , y dividiendo por  $P.V$ :

$$dV/V + dP/P = - (C_p - C_v)/C_v . (dV/V)$$

Si llamamos  $\gamma$  (gama) a la relación entre  $C_p$  y  $C_v$ :  **$C_p/C_v = \gamma$**

$$dV/V + dP/P = (1 - \gamma) . (dV/V)$$

$$dP/P + \gamma . dV/V = 0$$


$$dP/P + \gamma \cdot dV/V = 0$$

Integrando esta expresión obtenemos:

$$\ln P + \gamma \cdot \ln V = \text{cte} \quad \Rightarrow \quad P \cdot V^\gamma = \text{cte}$$

$$P_1 \cdot V_1^\gamma = P_2 \cdot V_2^\gamma$$

$$P_1 = n \cdot R \cdot T_1 / V_1 \quad \gamma \quad P_2 = n \cdot R \cdot T_2 / V_2$$

$$T_1 \cdot V_1^{\gamma-1} = T_2 \cdot V_2^{\gamma-1}$$

$$T \cdot V^{\gamma-1} = \text{cte}$$

# TRABAJO EN UNA ADIABÁTICA: $W = (P_2 V_2 - P_1 V_1) / (1 - \gamma)$

$$pV^\gamma = \text{constante} \quad (19.23)$$

Para un estado inicial  $(p_1, V_1)$  y un estado final  $(p_2, V_2)$ , la ecuación (19.23) se convierte en

$$p_1 V_1^\gamma = p_2 V_2^\gamma \quad (\text{proceso adiabático, gas ideal}) \quad (19.24)$$

También podemos calcular el *trabajo* efectuado por un gas con comportamiento ideal durante un proceso adiabático. Sabemos que  $Q = 0$  y  $W = -\Delta U$  para *cualquier* proceso adiabático. Para el gas ideal,  $\Delta U = nC_V(T_2 - T_1)$ . Si conocemos el número  $n$  de moles y las temperaturas inicial y final,  $T_1$  y  $T_2$ , tenemos simplemente

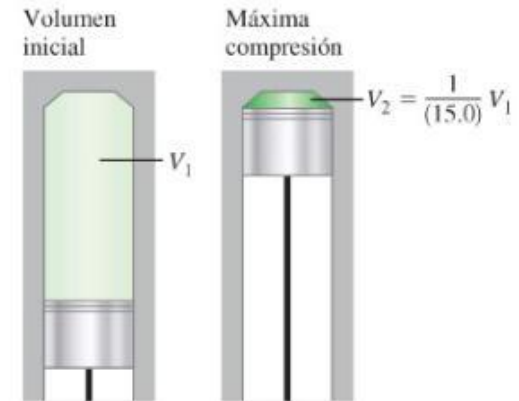
$$W = nC_V(T_1 - T_2) \quad (\text{proceso adiabático, gas ideal}) \quad (19.25)$$

También podemos usar  $pV = nRT$  en esta ecuación para obtener

$$W = \frac{C_V}{R}(p_1 V_1 - p_2 V_2) = \frac{1}{\gamma - 1}(p_1 V_1 - p_2 V_2) \quad (\text{proceso adiabático, gas ideal}) \quad (19.26)$$

## Ejemplo: Compresión adiabática en un motor diesel

La razón de compresión de un motor a diesel es de 15.0 a 1; esto implica que el aire de los cilindros se comprime a  $\frac{1}{(15.0)}$  de su volumen inicial (figura 19.21). *a)* Si la presión inicial es de  $1.01 \times 10^5 \text{ Pa}$  y la temperatura inicial es de  $27^\circ\text{C}$  (300 K), calcule la presión y la temperatura finales después de la compresión adiabática. *b)* ¿Cuánto trabajo realiza el gas durante la compresión si el volumen inicial del cilindro es  $1.00 \text{ L} = 1.00 \times 10^{-3} \text{ m}^3$ ? Utilice los valores  $C_V = 20.8 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$  y  $\gamma = 1.400$  para el aire.



**EJECUTAR:** a) De acuerdo con las ecuaciones (19.22) y (19.24),

$$T_2 = T_1 \left( \frac{V_1}{V_2} \right)^{\gamma-1} = (300 \text{ K})(15.0)^{0.40} = 886 \text{ K} = 613^\circ\text{C}$$

$$p_2 = p_1 \left( \frac{V_1}{V_2} \right)^{\gamma} = (1.01 \times 10^5 \text{ Pa})(15.0)^{1.40} \\ = 44.8 \times 10^5 \text{ Pa} = 44 \text{ atm}$$

b) Según la ecuación (19.26), el trabajo efectuado es

$$W = \frac{1}{\gamma - 1} (p_1 V_1 - p_2 V_2)$$

Utilizando  $V_1/V_2 = 15.0$ , esto se convierte en

$$W = \frac{1}{1.400 - 1} \left[ (1.01 \times 10^5 \text{ Pa})(1.00 \times 10^{-3} \text{ m}^3) \right. \\ \left. - (44.8 \times 10^5 \text{ Pa}) \left( \frac{1.00 \times 10^{-3} \text{ m}^3}{15.0} \right) \right] \\ = -494 \text{ J}$$

Observaciones:

- ❖ El trabajo es negativo ya que el gas se comprime (gana Energía Interna)
- ❖ Usamos  $C_v=20,8 \text{ J/molK}$ ,  $C_p=29,2 \text{ J/molK}$  y  $\gamma= 1,4$  ya que se trata de aire y los principales gases que componen esta mezcla son biatómicos



# Calores específicos molares de gases a baja presión

**Tabla 19.1** Capacidades caloríficas molares de gases a baja presión

Tipo de gas	Gas	$C_V$ (J/mol · K)	$C_p$ (J/mol · K)	$C_p - C_V$ (J/mol · K)	$\gamma = C_p/C_V$
Monoatómico	He	12.47	20.78	8.31	1.67
	Ar	12.47	20.78	8.31	1.67
Diatómico	H <sub>2</sub>	20.42	28.74	8.32	1.41
	N <sub>2</sub>	20.76	29.07	8.31	1.40
	O <sub>2</sub>	20.85	29.17	8.31	1.40
	CO	20.85	29.16	8.31	1.40
Poliatómico	CO <sub>2</sub>	28.46	36.94	8.48	1.30
	SO <sub>2</sub>	31.39	40.37	8.98	1.29
	H <sub>2</sub> S	25.95	34.60	8.65	1.33

# RESUMEN:

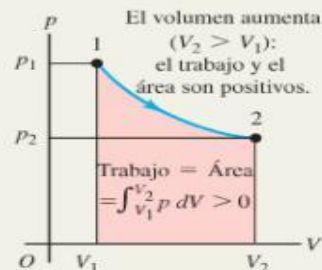
**Calor y trabajo en los procesos termodinámicos:** Un sistema termodinámico puede intercambiar energía potencial con su entorno por transferencia de calor o mediante trabajo mecánico. Cuando un sistema a presión  $p$  cambia su volumen de  $V_1$  a  $V_2$ , efectúa una cantidad de trabajo  $W$  dada por la integral de  $p$  con respecto al volumen. Si la presión es constante, el trabajo efectuado es igual a  $p$  multiplicado por el cambio de volumen. Un valor negativo de  $W$  implica que se efectúa trabajo sobre el sistema. (Véase el ejemplo 19.1).

En cualquier proceso termodinámico, el calor agregado al sistema y el trabajo efectuado por el sistema no solo dependen de los estados inicial y final, sino también de la trayectoria (la serie de estados intermedios por los que pasa el sistema).

$$W = \int_{V_1}^{V_2} p \, dV \quad (19.2)$$

$$W = p(V_2 - V_1) \quad (19.3)$$

(solo presión constante)



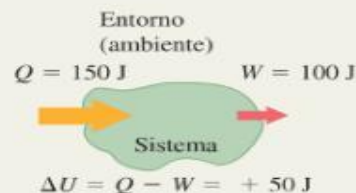
**Primera ley de la termodinámica:** La primera ley de la termodinámica establece que, cuando se agrega calor  $Q$  a un sistema mientras este efectúa un trabajo  $W$ , la energía interna  $U$  cambia en una cantidad igual a  $Q - W$ . Esta ley también se puede plantear para un proceso infinitesimal. (Véase los ejemplos 19.2, 19.3 y 19.5).

La energía interna de cualquier sistema termodinámico depende exclusivamente de su estado. El cambio de energía interna durante cualquier proceso depende únicamente de los estados inicial y final, no de la trayectoria seguida. La energía interna de un sistema aislado es constante. (Véase el ejemplo 19.4).

$$\Delta U = Q - W \quad (19.4)$$

$$dU = dQ - dW \quad (19.6)$$

(proceso infinitesimal)



### Tipos de procesos termodinámicos importantes:

- Proceso adiabático: no entra calor al sistema ni sale de él,  $Q = 0$ .
- Proceso isocórico: volumen constante,  $W = 0$ .
- Proceso isobárico: presión constante,  $W = p(V_2 - V_1)$ .
- Proceso isotérmico: temperatura constante.

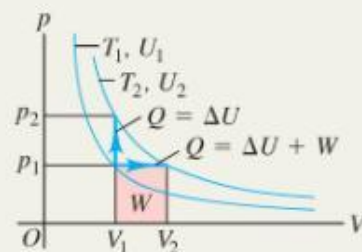


**Termodinámica de los gases ideales:** La energía interna de un gas ideal depende únicamente de su temperatura, no de su presión ni de su volumen. En el caso de otras sustancias, la energía interna generalmente depende tanto de la presión como de la temperatura.

Las capacidades caloríficas molares  $C_V$  y  $C_p$  del gas ideal difieren por  $R$ , la constante del gas ideal. El cociente adimensional de capacidades caloríficas,  $C_p/C_V$ , se denota con  $\gamma$ . (Véase el ejemplo 19.6).

$$C_p = C_V + R \quad (19.17)$$

$$\gamma = \frac{C_p}{C_V} \quad (19.18)$$



**Procesos adiabáticos en gases ideales:** En un proceso adiabático de un gas con comportamiento ideal, las cantidades  $TV^{\gamma-1}$  y  $pV^{\gamma}$  son constantes. El trabajo efectuado por el gas ideal durante una expansión adiabática se puede expresar en términos de los valores inicial y final de la temperatura, o en términos de los valores inicial y final de la presión y el volumen. (Véase el ejemplo 19.7).

$$W = nC_V(T_1 - T_2) \\ = \frac{C_V}{R}(p_1V_1 - p_2V_2) \quad (19.25)$$

$$= \frac{1}{\gamma - 1}(p_1V_1 - p_2V_2) \quad (19.26)$$

