

TUMI

Equipos de Vapor

Unidad N°3

Equivalencia de presiones

$$\begin{aligned} 1 \text{ atm} &= 760 \text{ torr (torr = mm Hg)} \\ &= 29.92 \text{ plg Hg} \approx 30 \text{ plg Hg} \\ &= 1.033 \text{ kgf/cm}^2 \approx 1 \text{ kgf/cm}^2 \\ &= 14.696 \text{ lbf/plg}^2 \approx 14.7 \text{ lbf/plg}^2 \\ &= 0.1013 \text{ MPa} \\ &= 1.0132 \text{ bar (bar = } 10^6 \text{ din/cm}^2\text{)} \end{aligned}$$

Gases Perfectos o Ideales

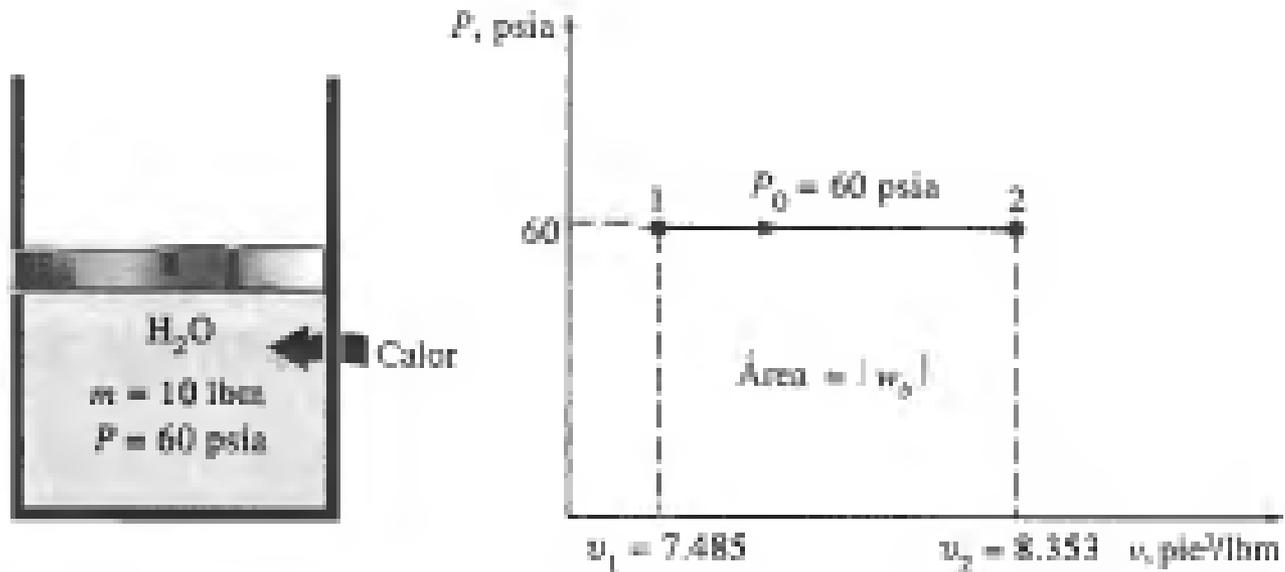
- Se denominan así los gases que cumplen con las leyes de Gay-Lussac.
- Esta ley se expresa en dos partes, una para un proceso a presión constante y otra para un proceso a volumen constante.

Gases Perfectos o Ideales

- Proceso a presión constante
- En el caso de dos estados de equilibrio cualesquiera, 1 y 2, de una masa particular y para los cuales la presión es la misma.
- $\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$ o bien $\frac{T_1}{V_1} = \frac{T_2}{V_2}$ o bien $\frac{T}{v} = C$

Gases Perfectos o Ideales

- $T_1 = 320^\circ F$

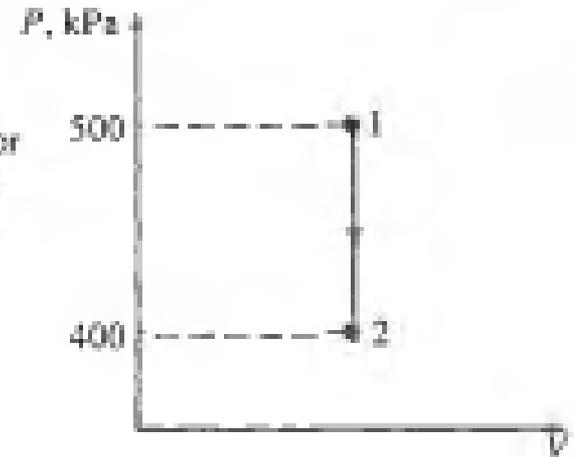
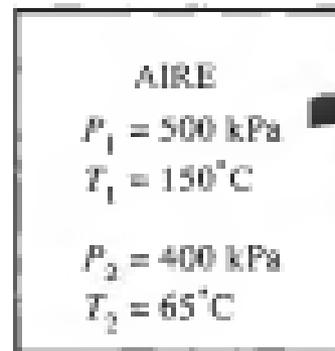
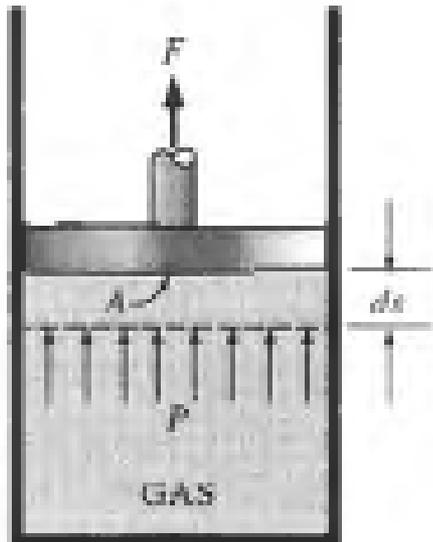


Gases Perfectos o Ideales

- Para dos estados de equilibrio cualesquiera, 1 y 2, de una masa particular y para los cuales
- el volumen es el mismo

- $\frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2}$ o bien $\frac{T_1}{p_1} = \frac{T_2}{p_2}$ o bien $\frac{T}{p} = C$

Gases Perfectos o Ideales



Gases Perfectos o Ideales

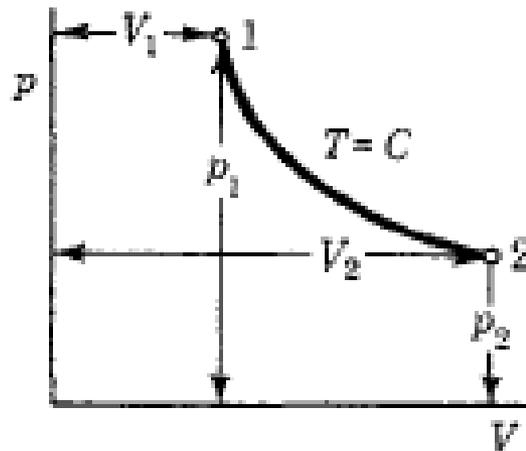
- Resumiendo:

$$p_1 \cdot V_1 / T_1 = p_2 \cdot V_2 / T_2 = \text{constante}$$

LEY DE BOYLE (BOYLE-MARIOTTE)

- Robert Boyle (1627-1691), en el curso de sus experimentos con aire, observó la siguiente relación entre la presión y el volumen:
- *Si la temperatura de una cantidad dada de gas se mantiene constante, el volumen de éste varía en razón inversa a la presión absoluta durante un cambio de estado cuasiestático (ley de Boyle)* .*
- $\frac{p_1}{p_2} = \frac{V_2}{V_1}$ o bien $p_1 V_1 = p_2 V_2$
- o bien $pV = C$ o bien $pv = C$
- v es volumen específico unidad m^3/kg

Transformación a $T = \text{Constante}$



Ecuación de estado

- Un estado de equilibrio puede definirse mediante dos parámetros, quedando definido el tercero.
- Ejemplo: un sistema cerrado constituido por una masa gaseosa, podemos describir el estado indicando el volumen que ocupa y la temperatura a la que se encuentra, y quedaría definido la presión.
- $f(p, v, T) = 0$

Ecuación de estado

- $pV = mRT$
- m =masa gaseosa considerada en (kg) y R es la llamada constante **particular** del gas en $\left(\frac{N.m}{kg.K}\right)$, que corresponde al caso de un sistema constituido por la unidad de masa.
- V es el volumen total ocupado por la masa en m^3

Ecuación de estado

- Se puede emplear también
- $pv = RT$

Ecuación de estado

- Alternativamente la ecuación también puede escribirse como
- $pV = n\bar{R}T$
- n es el número de moles \bar{R} constante **universal o molar**, pues es la misma para todos los gases (Hipótesis de Avogadro)
- \bar{R} volúmenes iguales de gases diferentes a iguales presiones y temperaturas contienen igual número de moléculas

XLey o Hipótesis de Avogadro

- Un mol es una cantidad de sustancia tal que su masa medida en kilogramos da un número igual al número que expresa el peso molecular de la misma.

Peso Molecular

Cantidad de sustancia

- $32 \text{ kg de } O_2 = 1 \text{ kmol de } O_2$

$$28,016 \text{ kg de } N_2 = 1 \text{ kmol de } N_2$$

XMoléculas

- Agrupación definida y ordenada de átomos que constituye la porción más pequeña de una sustancia pura y conserva todas sus propiedades.

Relaciones

- *Una masa m de gas de peso molecular M contiene un numero de moles igual a :*
- $n = \frac{m}{M}$
- Y la relación entre la constante particular y la universal es la siguiente
- $R = \frac{\bar{R}}{M}$

XConstante universal

- Un kmol de un gas perfecto, a presión atmosférica y a temperatura 0 °C ocupa un volumen de 22,414 m³. En consecuencia

$$\bullet \bar{R} = \frac{p.V}{n.T} = \frac{10,333 \frac{\text{kgf}}{\text{m}^2} \times 22,414 \text{m}^3}{1 \text{kmol} \times 273,16 \text{K}} = 848 \frac{\text{kgf.m}}{\text{kmol.K}}$$

TABLA 2-1. VALORES DE \bar{R}

848	$\frac{\text{kg f m}}{\text{Kmol} \cdot \text{K}}$	8,313 10 ⁷	$\frac{\text{erg}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$
1,9856	$\frac{\text{kcal}}{\text{kmol} \cdot \text{K}}$	1545,33	$\frac{\text{lb f pie}}{\text{mol lb m R}}$
0,08205	$\frac{\text{Litro atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$	8,313	$\frac{\text{kJ}}{\text{kmol} \cdot \text{K}}$

Mezclas de gases perfectos

- Para el tratamiento de mezclas de gases perfectos, se introducen los conceptos de presión parcial y volumen parcial y se aplican las llamadas leyes de Dalton y Amagat

Ley de Dalton

- En una mezcla de gases la presión total que soporta la mezcla es igual a la suma de las presiones parciales correspondientes a cada componente. Entendiéndose por presión parcial aquella a que estaría sometido cada componente si estuviera solo ocupando el volumen de la mezcla y a la misma temperatura a que ella se encuentre.

- $p_1 \cdot V = n_1 \bar{R} \cdot T - p_2 \cdot V = n_2 \bar{R} \cdot T - p_3 \cdot V = n_3 \bar{R} \cdot T$

Sumando las presiones parciales

$$(p_1 + p_2 + p_3) \cdot V = (n_1 + n_2 + n_3) \cdot \bar{R} \cdot T$$

$$p_T \cdot V = n_T \cdot \bar{R} \cdot T$$

Ley de Dalton

- Dividiendo entre ecuaciones de estados parcial y total de la mezcla:

$$\underline{p_1 \cdot V = n_1 \bar{R} \cdot T}$$

$$p_T \cdot V = n_T \cdot \bar{R} \cdot T$$

Nos queda que $\frac{p_1}{p_T} = \frac{n_1}{n_T}$ tenemos la relación entre el numero de moles del primer componente y el numero total de moles de la mezcla.

$x_1 = \frac{n_1}{n_T}$, se denomina fracción molar

Ley de Amagat

- En una mezcla de gases el volumen total que la mezcla ocupa es igual a la suma de los volúmenes parciales correspondientes a cada componente. Entendiéndose por volumen parcial el que ocuparía cada componente de la mezcla encontrándose solo sometido a la presión total que existe en la mezcla y a la misma temperatura que reina en ella.
- $(V_1 + V_2 + V_3) \cdot p = (n_1 + n_2 + n_3) \cdot \bar{R} \cdot T$

Ecuación de estado de Van Der Waals

- 1) Consideración respecto al volumen disponible para el movimiento de los gases sin considerar el volumen de las moléculas.

$$p (v - b) = R T$$

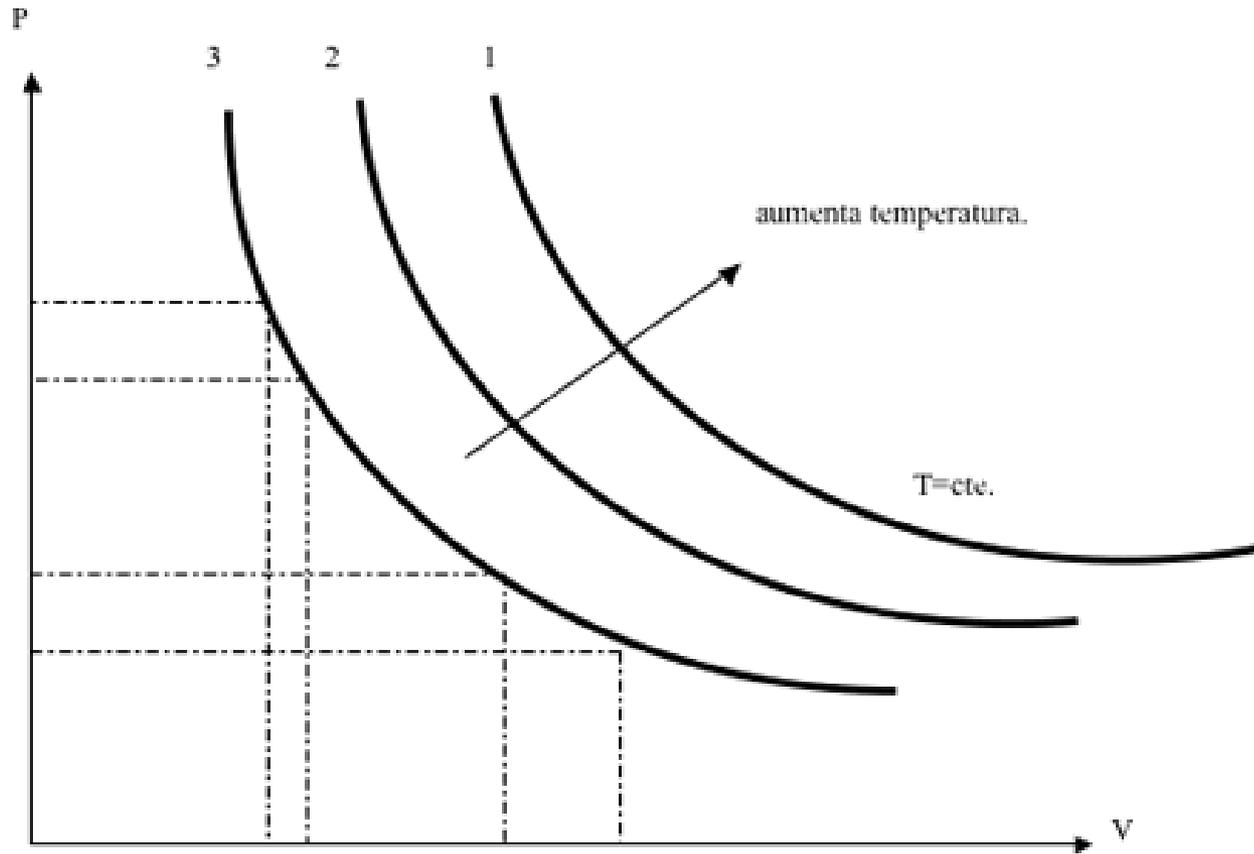
$$p.V \neq m.R.T$$

$$p.V = Z.R.T$$

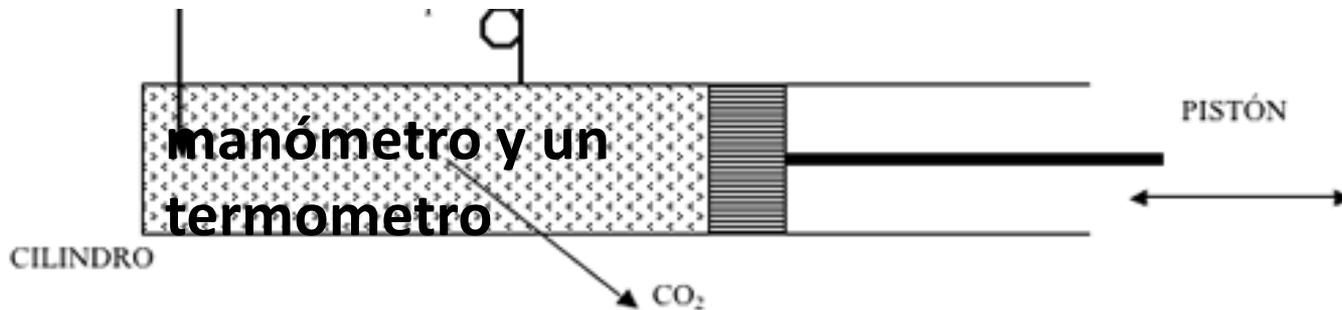
Z=factor de corrección

xExperiencias de Andrews

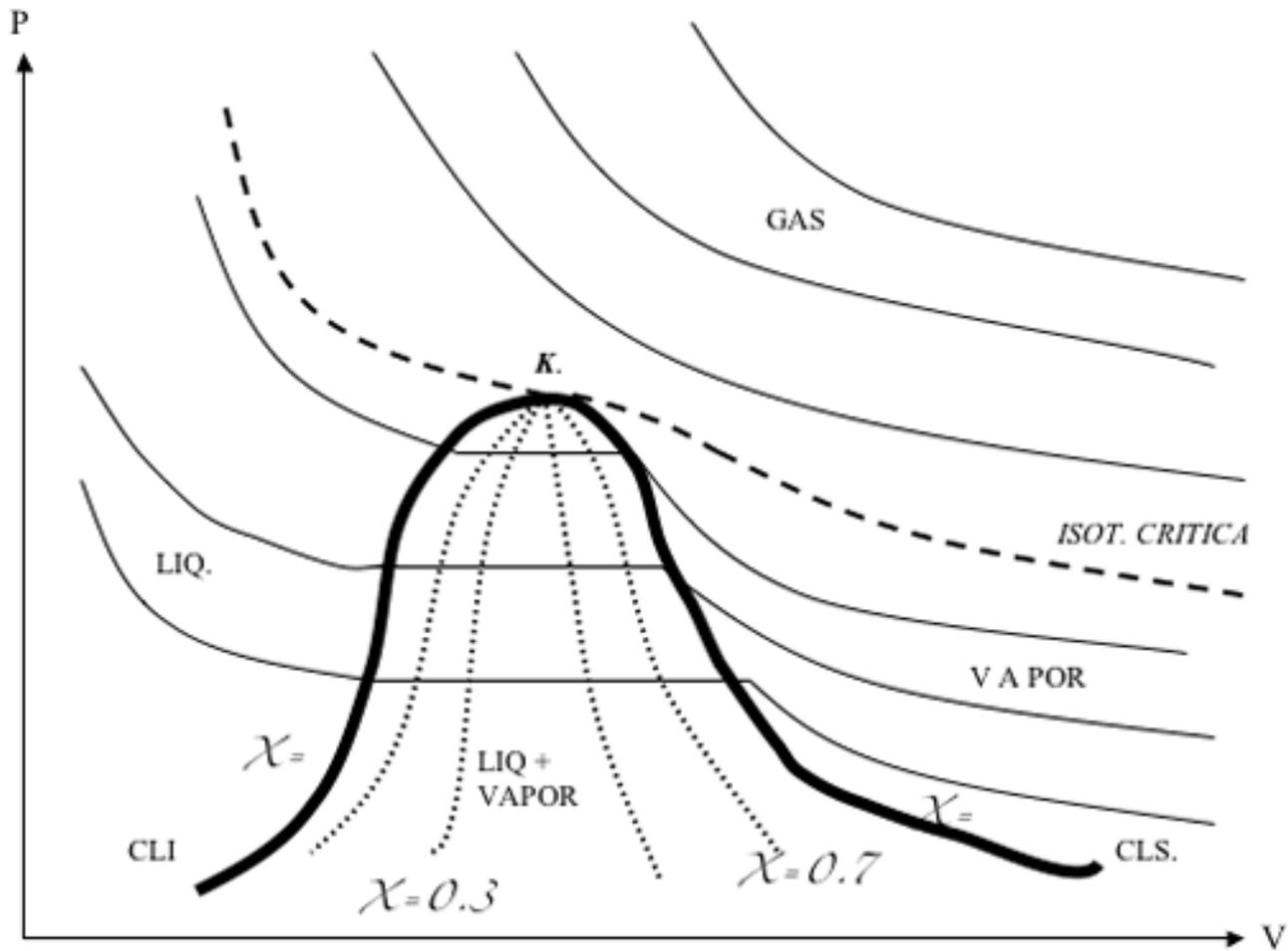
xExperiencias de Andrews



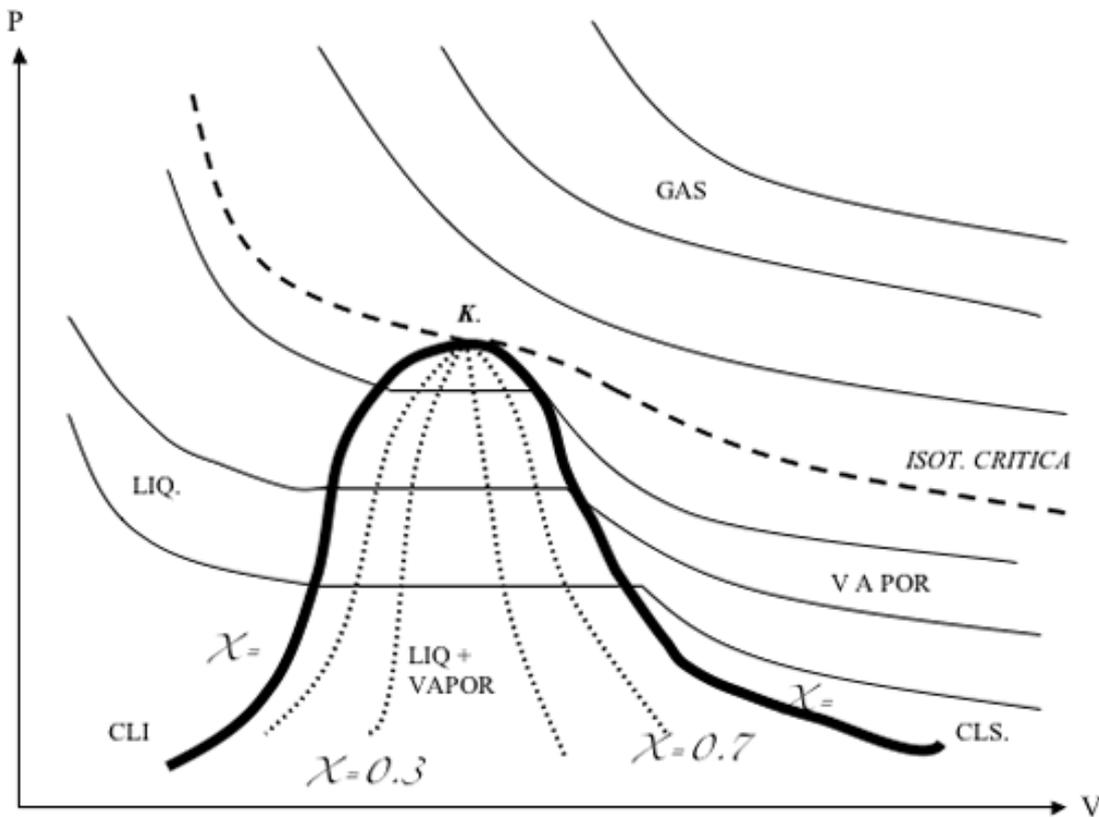
al comprimirlo
manteniendo
la temperatura
constante.



- A medida que disminuía la temperatura, fue notando que la hipérbola se iba deformando



- Dentro de la campana las isotérmicas coinciden con las isobáricas, es decir que un cambio de fase , de liquido a vapor, se produce sin cambios en la presión ni la temperatura



- De la experiencia Andrews determinó lo siguiente:
- punto crítico
- curva límite superior
- curva límite inferior
- zona heterogénea
- Isoterma crítica

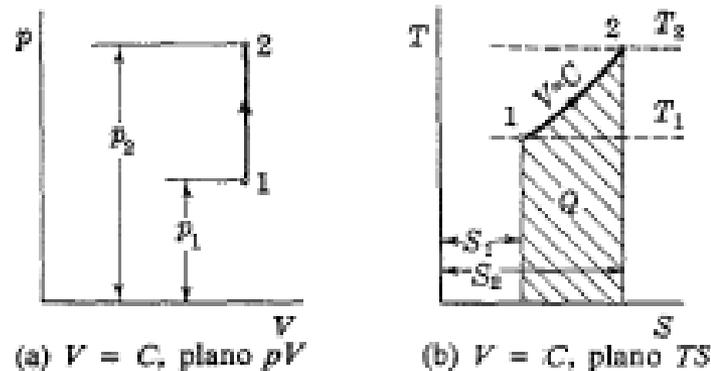
- LIQUIDO SATURADO: ES UN LIQUIDO QUE SE ENCUENTRA EN EQUILIBRIO CON SU VAPOR. ES LA CLI, QUE SEPARA LA REGION LIQUIDA DE LA REGION LIQUIDO-VAPOR

- VAPOR SATURADO O VAPOR SATURADO SECO:
ES UN VAPOR QUE SE ENCUENTRA EN
EQUILIBRIO CON SU LIQUIDO. ES LA CLS QUE
SEPARA LA REGION VAPOR DE LA REGION
LIQUIDO-VAPOR

PUNTO CRITICO: ES DONDE SE UNEN LAS LINEAS
DE LIQUIDO SATURADO Y DE VAPOR SATURADO
POR EJEMPLO PARA EL CO₂ TEMPERATURA
CRÍTICA: 31,35 °C

Proceso Isocórico o isométrico

- Es un proceso a volumen constante



- Para un sistema cerrado y estático $Q = \Delta U$
- Y esa energía interna se calcula así $\Delta u = \int c_v dT$
- Para un proceso de dos estados $\frac{p_2}{p_1} = \frac{T_2}{T_1}$

Problema

- Un recipiente contiene $0,12 \text{ m}^3$ de aire a presión de 10 bar y una temperatura de 50°C . Se calienta en recipiente hasta 150°C . El calor específico medio del aire a volumen constante entre 0°C y una temperatura viene dado aproximadamente por la ecuación

$$c_v = 0,7088 + 0,00009299 \cdot t \frac{\text{kJ}}{\text{kg} \cdot \text{K}}$$

$$R = 286,9 \frac{\text{J}}{\text{kg} \cdot \text{K}}$$

Calcular: a) presión final b) Calor suministrado al aire c) Variación de energía interna

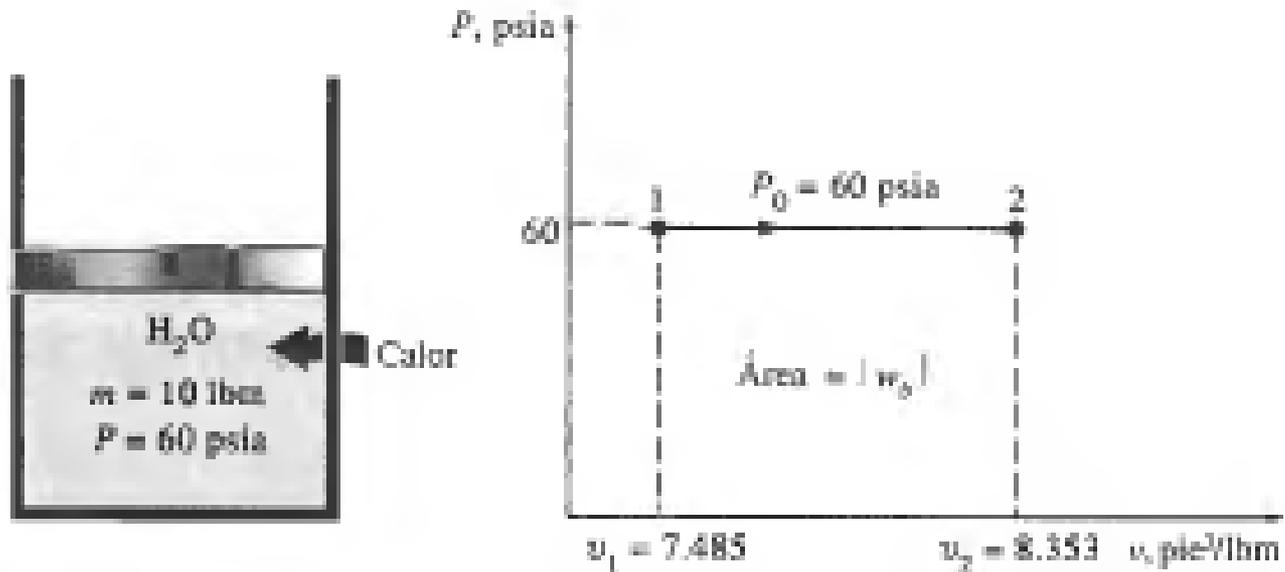
Proceso Isobárico

- Se denomina así a un proceso a presión constante
- El trabajo es $w = p(v_2 - v_1) = R \cdot (T_2 - T_1)$
- Y para un sistema cerrado

$$E_C + E_p + \Delta U = Q - W$$

Gases Perfectos o Ideales

- $T_1 = 320^\circ F$

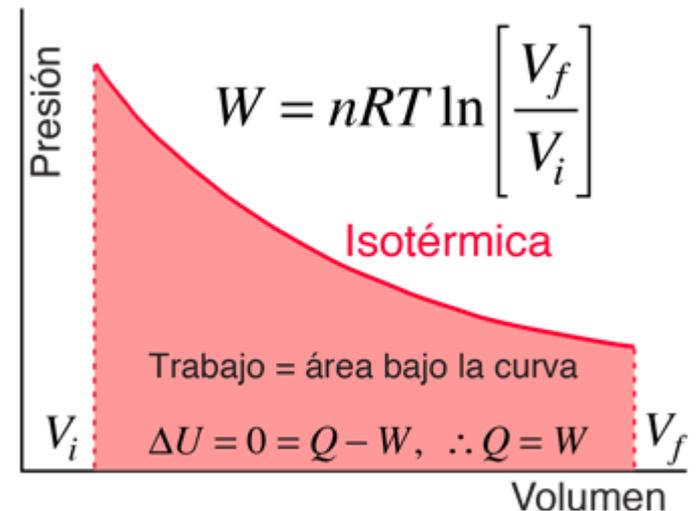


Proceso Isotérmico

- Es el proceso a temperatura constante
- Para un sistema cerrado y estático, para un proceso de dos estados

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{v_2}{v_1}$$

- $w = Q = R_1 \cdot T \cdot \ln \frac{v_2}{v_1}$
- $w = Q = R_1 \cdot T \cdot \ln \frac{p_1}{p_2}$
- $w = Q = p_1 \cdot v_1 \cdot \ln \frac{v_1}{v_2}$



Proceso adiabático

- Cuando no hay transferencia de calor en un proceso estático $Q=0$
- En sistema cerrado se describe mediante una relación de presión-volumen de la forma
- Donde n es una constante.
- Para un proceso politrópico entre dos estados
- $p_1 V_1^n = p_2 V_2^n$ o $\frac{p_2}{p_1} = \left(\frac{V_1}{V_2}\right)^n$ o $\frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{p_2}{p_1}\right)^{(n-1)/n} = \left(\frac{V_1}{V_2}\right)^{n-1}$

Proceso politrópico

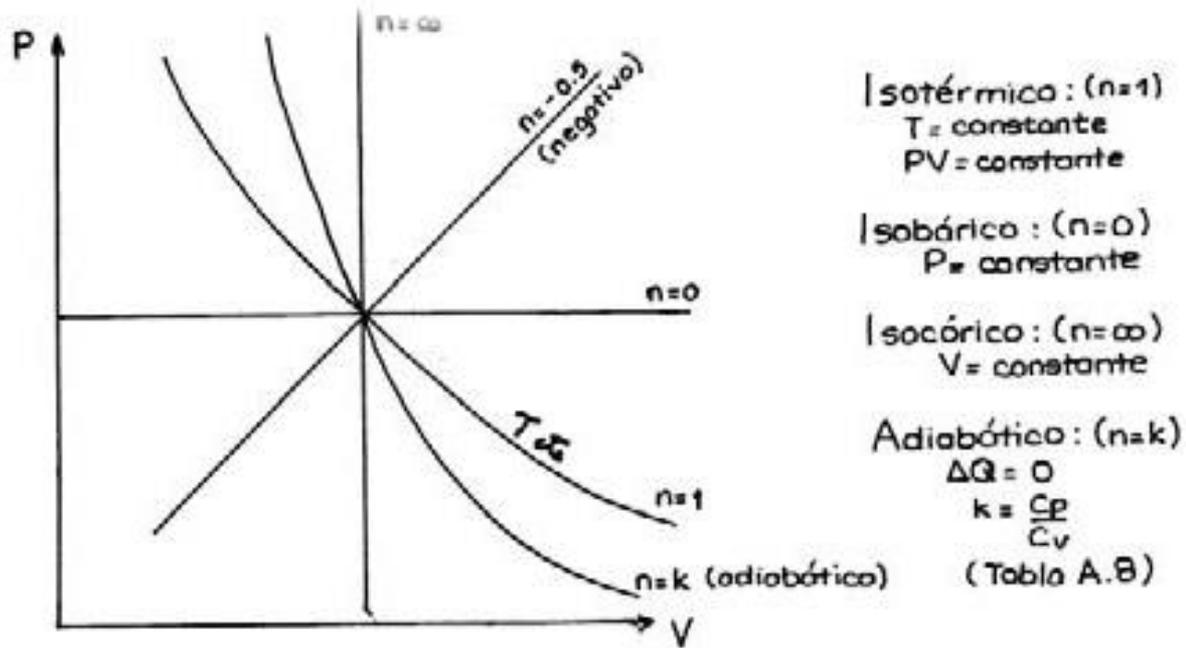
- En un proceso politrópico de un sistema cerrado se describe mediante una relación de presión-volumen de la forma

$$pV^n = \text{constante}$$

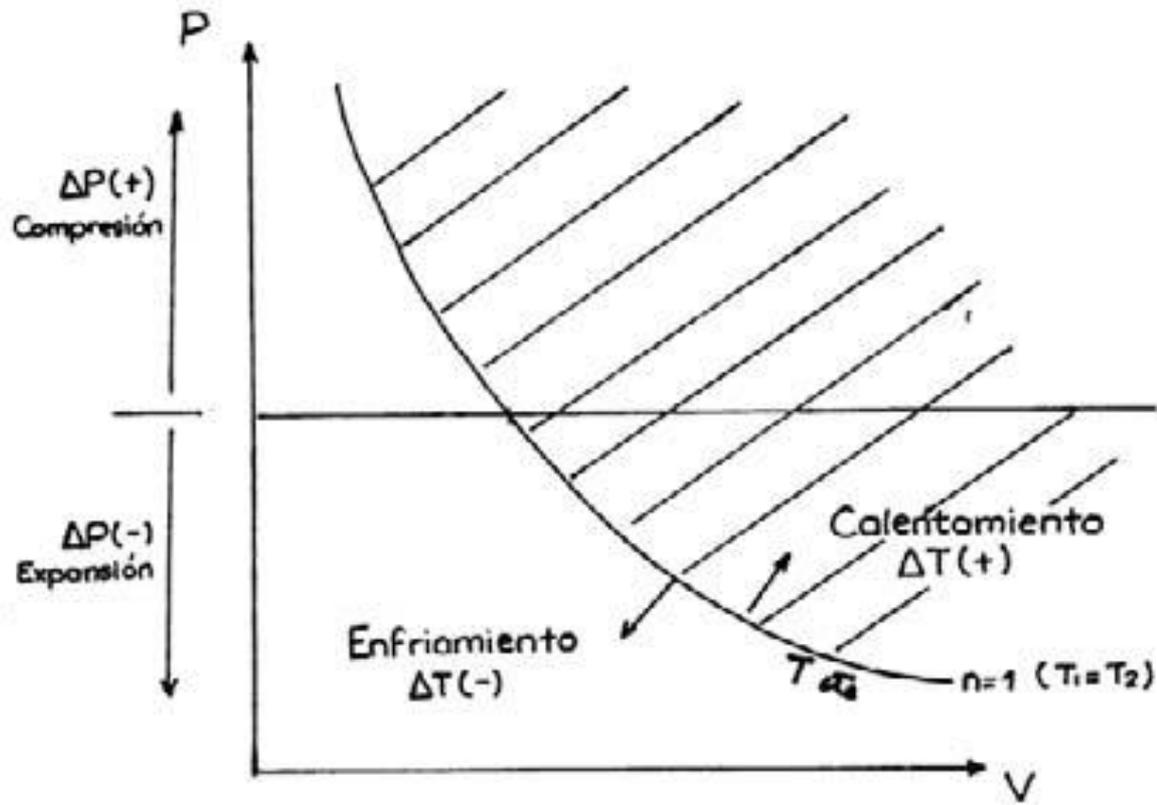
- Donde n es una constante.
- Para un proceso politrópico entre dos estados

- $p_1 V_1^n = p_2 V_2^n$ \circ $\frac{p_2}{p_1} = \left(\frac{V_1}{V_2}\right)^n$ \circ $\frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{p_2}{p_1}\right)^{(n-1)/n} = \left(\frac{V_1}{V_2}\right)^{n-1}$

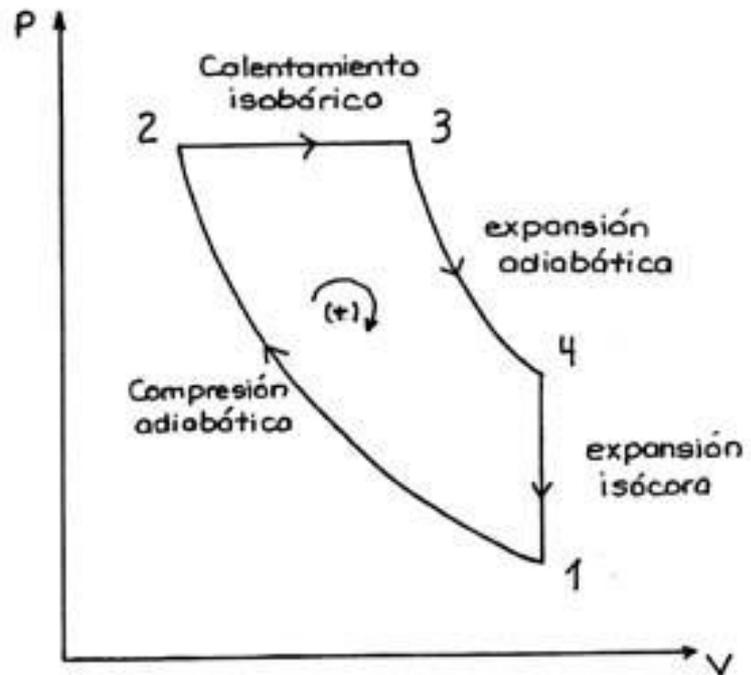
Curvas Politrópicas



Procesos



Ciclo positivo



Ciclo negativo

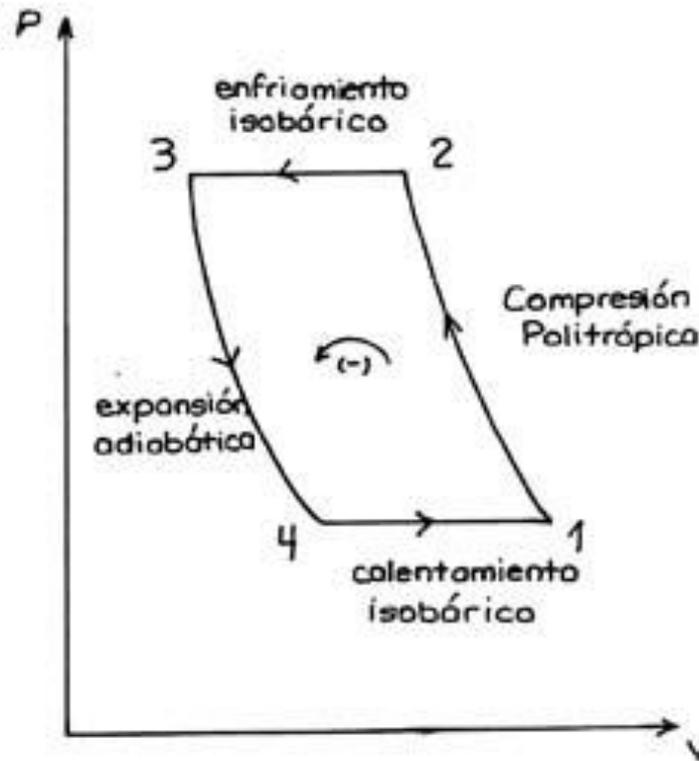


TABLA A.10SI (Continuación) Propiedades de diversos gases ideales a 300 K (unidades SI)

Gas	Fórmula química	Masa molecular	R kJ/kg K	C_{po} kJ/kg K	C_{vo} kJ/kg K	k
Etano	C ₂ H ₆	30.07	0.27650	1.7662	1.4897	1.186
Etanol	C ₂ H ₅ OH	46.069	0.18048	1.427	1.246	1.145
Etileno	C ₂ H ₄	28.054	0.29637	1.5482	1.2518	1.237
Helio	He	4.003	2.07703	5.1926	3.1156	1.667
Hidrógeno	H ₂	2.016	4.12418	14.2091	10.0849	1.409
Metano	CH ₄	16.04	0.51835	2.2537	1.7354	1.299
Metanol	CH ₃ OH	32.042	0.25948	1.4050	1.1455	1.227
Neón	Ne	20.183	0.41195	1.0299	0.6179	1.667
Nitrógeno	N ₂	28.013	0.29680	1.0416	0.7448	1.400
Óxido nitroso	N ₂ O	44.013	0.18891	0.8793	0.6904	1.274
n-Octano	C ₈ H ₁₈	114.23	0.07279	1.7113	1.6385	1.044
Oxígeno	O ₂	31.999	0.25983	0.9216	0.6618	1.393
Propano	C ₃ H ₈	44.097	0.18855	1.6794	1.4909	1.126
Vapor	H ₂ O	18.015	0.46152	1.8723	1.4108	1.327
Dióxido de azufre	SO ₂	64.059	0.12979	0.6236	0.4938	1.263
Trióxido de azufre	SO ₃	80.058	0.10386	0.6346	0.5307	1.196