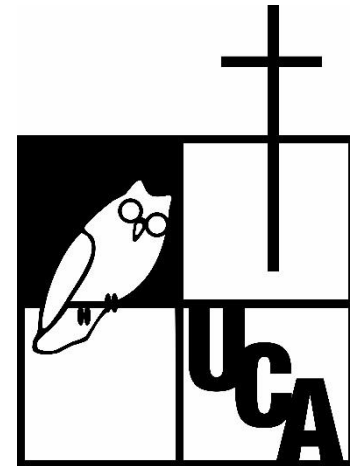


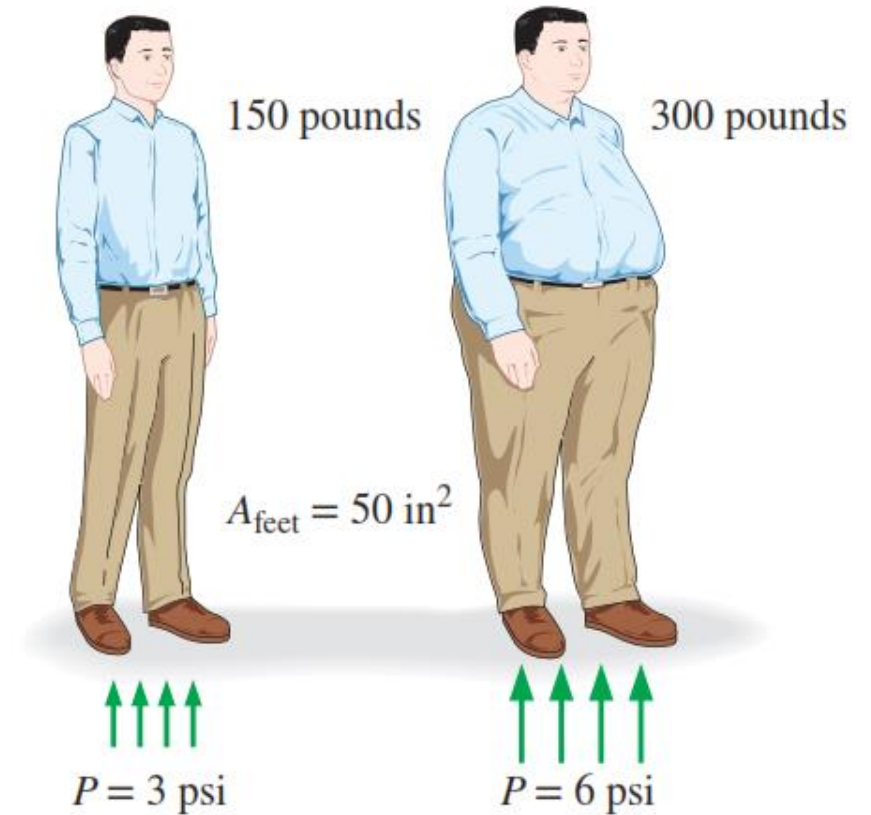
LEYES DE LA TERMODINÁMICA Y PROPIEDADES FUNDAMENTALES

Termodinámica I
Ciclo 02-2025



Presión.

- La definimos como la fuerza normal ejercida por un fluido por unidad de área.
- En el sistema SI, la unidad básica de presión es el pascal ($\text{Pa} = \text{N}/\text{m}^2$)
- En el sistema inglés de ingeniería es la libra-fuerza por pulgada cuadrada (psi)



$$P = \sigma_n = \frac{W}{A_{\text{feet}}} = \frac{150 \text{ lbf}}{50 \text{ in}^2} = 3 \text{ psi}$$

Unidades de presión

- Como el pascal es una unidad muy pequeña, se suelen usar múltiplos de él, como el kilopascal ($\text{kPa} = 1000 \text{ Pa}$) y el megapascal ($\text{MPa} = 10^6 \text{ Pa}$)
- Las otras unidades bastante utilizadas son el bar, la atmósfera estándar y el kilogramo fuerza por centímetro cuadrado.
- La *atmósfera estándar* se define como el peso de la columna de aire por unidad de área medida al nivel del mar, y equivale a 101,325 Pa.

Algunas unidades de presión

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa} = 0.1 \text{ MPa} = 100 \text{ kPa}$$

$$1 \text{ atm} = 101,325 \text{ Pa} = 101.325 \text{ kPa} = 1.01325 \text{ bars}$$

$$1 \text{ kgf/cm}^2 = 9.807 \text{ N/cm}^2 = 9.807 \times 10^4 \text{ N/m}^2 = 9.807 \times 10^4 \text{ Pa}$$

$$= 0.9807 \text{ bar}$$

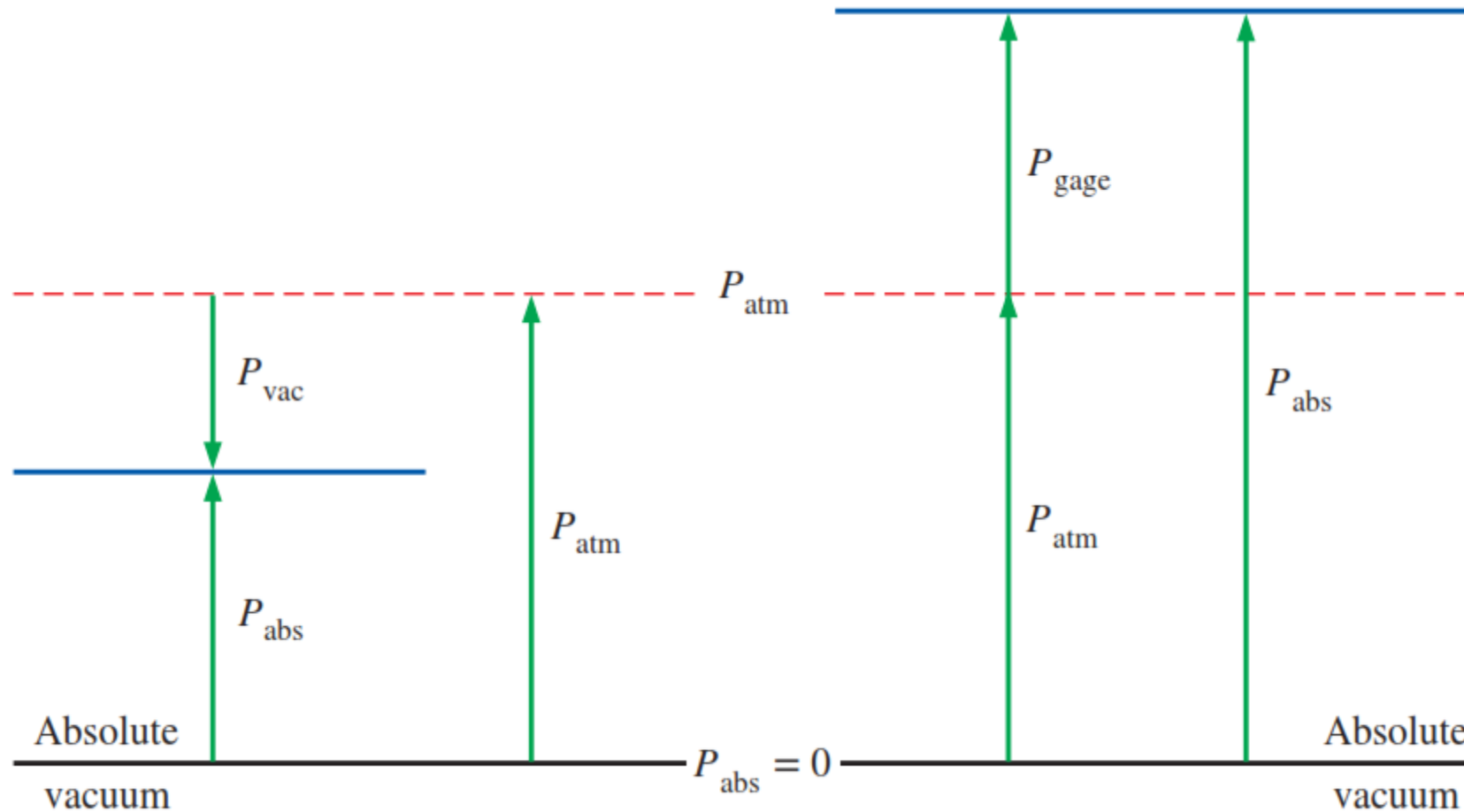
$$= 0.9679 \text{ atm}$$

Presión absoluta y manométrica.

- La presión real en un punto se llama **presión absoluta** y se mide respecto al vacío absoluto.
- Como la mayoría de los dispositivos para medir la presión se calibran bajo una presión atmosférica, normalmente indican la diferencia entre la presión absoluta y la presión atmosférica local (**presión manométrica**).
- Las presiones por debajo de la presión atmosférica se conocen como **presiones de vacío**.

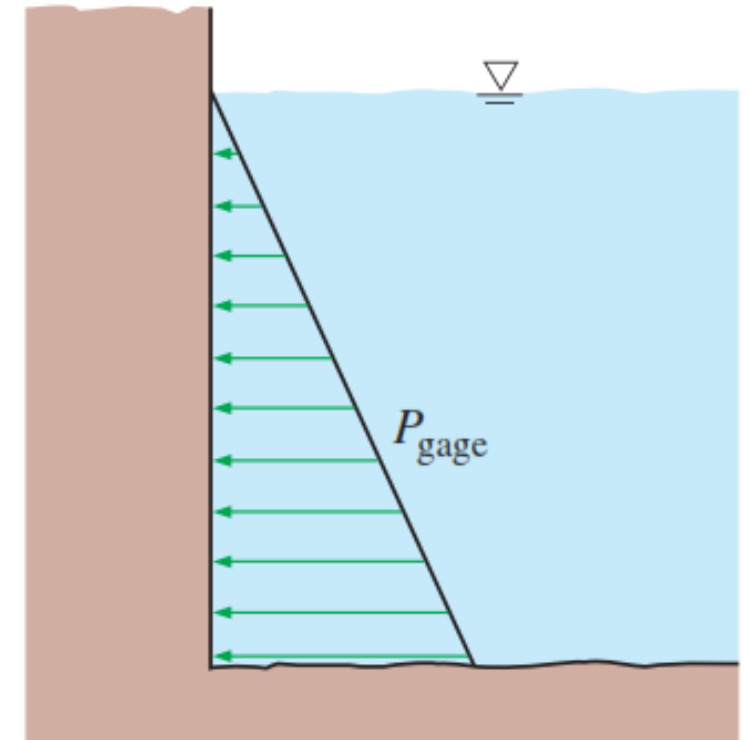


Relación entre presión absoluta, manométrica y de vacío.

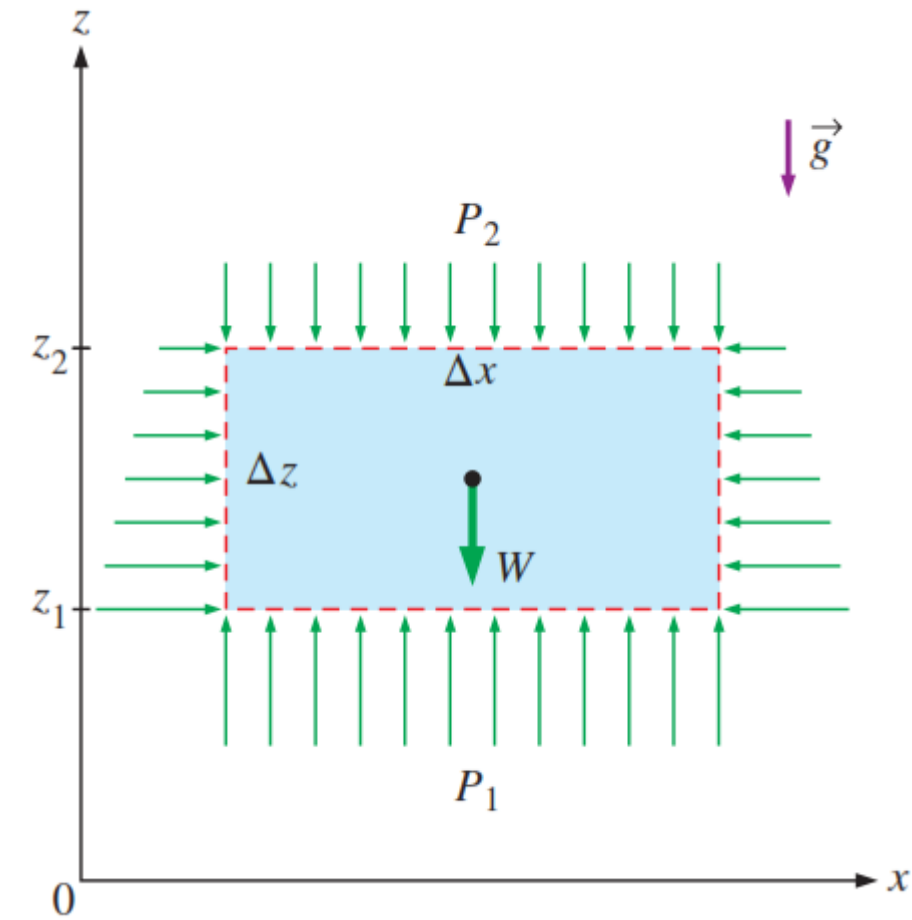


Variación de la presión con la profundidad.

- En un campo gravitacional, la presión no cambia en la dirección perpendicular a la aceleración de la gravedad, pero sí en su sentido.
- El aumento se debe a que sobre una superficie dada, a medida que está más sumergida en el fluido, debe soportar un mayor peso del mismo, lo que se equilibra con una mayor presión.



Relación de variación de la presión con la profundidad.



- Para el elemento de fluido, de ancho dy hacia dentro de la figura, se tiene que

$$\sum F_z = ma_z = 0$$

$$P_1 \Delta x \Delta y - P_2 \Delta x \Delta y - \rho g \Delta x \Delta y \Delta z = 0$$

- Tomando en cuenta que el último término es el peso por unidad de ancho del elemento, y dividiendo entre $\Delta x \Delta y$ toda la ecuación,

$$P_1 - P_2 - \rho g \Delta z = 0$$
$$\Delta P = -\rho g \Delta z$$

- Si la densidad del fluido se considera como constante, como en el caso de los líquidos, $\Delta P = \rho g h$, siendo $h = -\Delta z$, la altura o profundidad de la columna de líquido sobre una superficie.
- Usando esa convención, si $P_1 = P_{atm}$, podemos escribir que

$$P = P_{atm} + \rho g h \quad (\text{líquidos, } \rho \text{ constante})$$

¿Y si el fluido es un gas?

- En el caso de los gases, donde la densidad es una función de la presión y la temperatura, las variaciones pueden ser pequeñas, pero no llegan a ser cero.
- La relación anterior se puede escribir también como $dP = -\rho g dz$.
- Si consideramos que el aire atmosférico se comporta como un gas ideal, su densidad está dada por $\rho = PM/RT$, luego,

$$dP = -\frac{PM}{RT} g dz = -\frac{P}{R_g T} g dz$$

- Donde hemos usado que $R_g = R/M$. Reordenando,

$$\frac{dP}{P} = -\frac{g}{R_g T} dz$$

- Integrando lo anterior, obtenemos

$$\frac{P}{P_0} = \exp\left(-\frac{g(z - z_0)}{R_g T}\right)$$

- La expresión anterior se conoce como la *ley de distribución barométrica isotérmica*.

¿Y si la temperatura no es constante?

- En el caso que se considere la variabilidad de la temperatura a lo largo de la columna de gas, se requiere primero expresar esta variabilidad respecto a la altura.
- Una de las suposiciones más simples es que la temperatura disminuye linealmente con la altura z . Esta dependencia se toma en cuenta al momento de integrar la expresión del gradiente de presión.
- Si $T = T_0 + bz$, tendríamos,

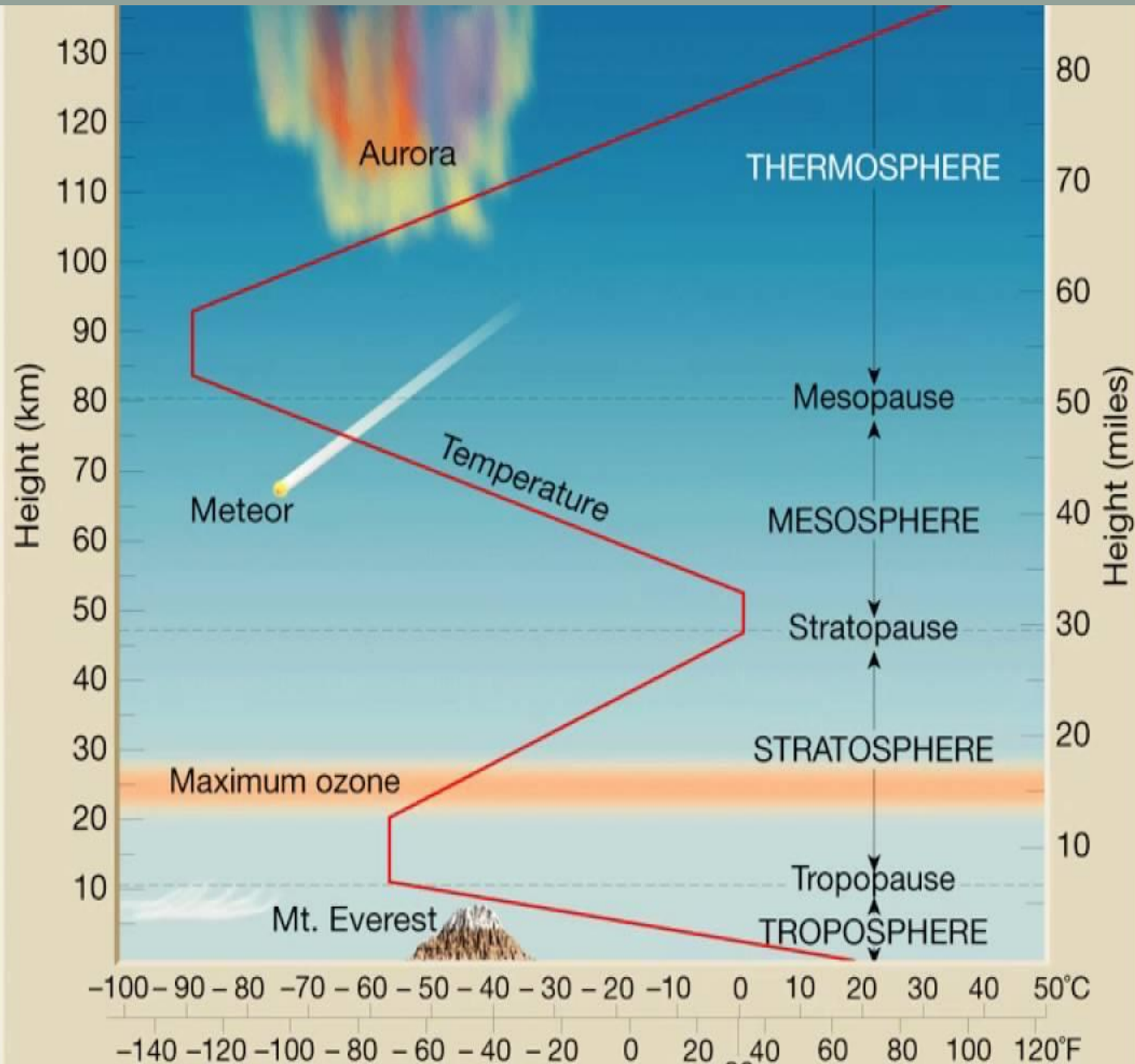
$$\frac{dP}{P} = -\frac{g}{R_g(T_0 + bz)} dz$$

- Integrando se obtiene que,

$$\ln\left(\frac{P}{P_0}\right) = -\frac{g}{bR_g} \ln\left(\frac{T_0 + b(z - z_0)}{T_0}\right)$$

$$\ln\left(\frac{P}{P_0}\right) = -\frac{g}{bR_g} \ln\left(\frac{T}{T_0}\right)$$

- Para la atmósfera terrestre se acepta un valor de $b = -6.5 \text{ K/km}$



Presión absoluta y manométrica

El manómetro de un tanque de aire marca 75 kPa cuando el buzo está a 10 m dentro del océano. ¿Cuánto marcará cuando esté en la cubierta del bote? ¿A qué profundidad el manómetro marcará cero?

Tomaremos la densidad del agua de mar como 1030 kg/m^3 , y la presión atmosférica de 101.3 kPa .

La presión absoluta alrededor del buzo a 10 m de profundidad es

$$P_{H_2O} = P_{atm} + \rho_w g L$$
$$P_{H_2O} = 101.3 \text{ kPa} + \left(1030 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}\right) \left(9.80 \frac{\text{m}}{\text{s}^2}\right) (10 \text{ m}) \left(\frac{1 \text{ N}}{\text{kg} \cdot \text{m/s}^2}\right) \left(\frac{1 \text{ kPa}}{1000 \text{ N/m}^2}\right)$$
$$P_{H_2O} = 202 \text{ kPa}$$

La presión dentro del tanque sería

$$P_{tanque} = P_{H_2O} + P_{man}$$
$$P_{tanque} = 202 + 75 = 277 \text{ kPa}$$

Al llevarlo a la superficie, la presión dentro del tanque no cambia, sólo la presión del entorno. Allí el manómetro marcará

$$P_{man} = P_{tanque} - P_{atm} = 277 - 101.3 = \mathbf{175.7 \text{ kPa}}$$

Para la segunda pregunta hay que calcular a qué profundidad hay una presión de 277 kPa.

$$P_{H_2O} = P_{atm} + \rho_w g L$$
$$L = \frac{P_{H_2O} - P_{atm}}{\rho_w g}$$
$$L = \frac{(277 - 101.3) \text{ kPa} \left(\frac{1000 \text{ N}}{\text{m}^2}\right)}{\left(1030 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}\right) \left(9.80 \frac{\text{m}}{\text{s}^2}\right) \left(\frac{1 \text{ N}}{\text{kg} \cdot \text{m/s}^2}\right)} = \mathbf{17.4 \text{ m}}$$



Estime la presión atmosférica en la cima del Picacho (1,931 msnm) cuando en el Puerto de la Libertad un barómetro marca una presión de 760 torr y la temperatura es de 32°C. Haga una estimación considerando constante la temperatura y una en la que se tome en cuenta su variación con la altura.

En caso que supongamos que $T = 32^{\circ}\text{C} = 305.15 \text{ K}$,

$$\frac{P}{P_0} = \exp\left(-\frac{g(z - z_0)}{R_g T}\right)$$

Con $P_0 = 760 \text{ torr} = 101.325 \text{ kPa}$

$$\frac{P}{P_0} = \exp\left[-\frac{\left(9.80 \frac{\text{m}}{\text{s}^2}\right)(1931 \text{ m})}{\left(0.287 \frac{\text{kPa} \cdot \text{m}^3}{\text{kg} \cdot \text{K}}\right)(305.15 \text{ K})\left(\frac{1000 \frac{\text{kg} \cdot \text{m}}{\text{m}^2 \cdot \text{s}^2}}{1 \text{ kPa}}\right)}\right]$$

$$\frac{P}{P_0} = \exp(-0.21608)$$

$$P = (760)\exp(-0.21608)$$

$$P = \mathbf{612.3 \text{ torr} = 81.63 \text{ kPa}}$$

Tomando en cuenta la variación de la temperatura,

$$\ln\left(\frac{P}{P_0}\right) = -\frac{g}{bR_g} \ln\left(\frac{T}{T_0}\right)$$

Con $T = T_0 + bz = 305.15 - 6.5 * 1.931 = 292.6 \text{ K}$

$$\frac{P}{P_0} = \exp\left[-\frac{g}{bR_g} \ln\left(\frac{T}{T_0}\right)\right]$$

$$\frac{P}{P_0} = \exp\left[-\frac{\left(9.80 \frac{\text{m}}{\text{s}^2}\right)}{\left(-0.0065 \frac{\text{K}}{\text{m}}\right)\left(0.287 \frac{\text{kPa} \cdot \text{m}^3}{\text{kg} \cdot \text{K}}\right)\left(\frac{1000 \frac{\text{kg} \cdot \text{m}}{\text{m}^2 \cdot \text{s}^2}}{1 \text{ kPa}}\right)} \ln\left(\frac{292.6}{305.15}\right)\right]$$

$$\frac{P}{P_0} = \exp(-0.22062)$$

$$P = (760 \text{ torr})\exp(-0.22062)$$

$$P = \mathbf{609.5 \text{ torr} = 81.26 \text{ kPa}}$$

Un cilindro/pistón con un área transversal de 0.01 m² tiene un pistón de 100 kg descansando sobre unos topes. Con una presión atmosférica externa de 100 kPa, ¿cuál debería ser la presión del agua para levantar el pistón?

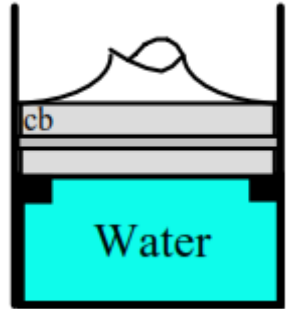
La presión requerida tendrá que ser como mínimo la que ejerce la presión atmosférica y el peso del pistón.

De un balance de fuerzas sobre el pistón,

$$F \uparrow = F \downarrow = PA = m_P g + P_{atm} A$$

Dividiendo entre el área,

$$P = \frac{m_P g}{A} + P_{atm}$$
$$P = \frac{(100 \text{ kg}) \left(9.81 \frac{\text{m}}{\text{s}^2}\right)}{0.01 \text{ m}^2} \left(\frac{1 \text{ kN}}{1000 \text{ kg m/s}^2}\right) \left(\frac{1 \text{ kPa}}{1 \text{ kN/m}^2}\right) + 100 \text{ kPa}$$
$$P = \mathbf{198.1 \text{ kPa}}$$



La figura muestra un tanque dentro de un tanque, cada uno conteniendo aire. El manómetro A, el cual señala la presión dentro del tanque A, está localizado dentro del tanque B y marca 5 psig (de vacío). El manómetro en U conectado al tanque B contiene agua con una diferencia en alturas de las superficies libres de 10 plg. Usando los datos en el diagrama determine la presión absoluta del aire dentro del tanque B y dentro del tanque A, ambas en psia. La presión atmosférica rodeando al tanque B es 14.7 psia. La aceleración de la gravedad es $g = 32.2 \text{ pie/s}^2$.

La presión dentro del tanque B se calcula a partir de la lectura del manómetro en U:

$$P_B = P_{atm} + \rho_w \frac{g}{g_c} h$$

$$P_B = 14.7 \frac{\text{lbf}}{\text{plg}^2} + 62.4 \frac{\text{lbm}}{\text{pie}^3} \left(\frac{32.2 \frac{\text{pie}}{\text{s}^2}}{32.174 \frac{\text{lbm} \cdot \text{pie}}{\text{lbf} \cdot \text{s}^2}} \right) \left(\frac{1 \text{ pie}^3}{12^3 \text{ plg}^3} \right) (10 \text{ plg})$$

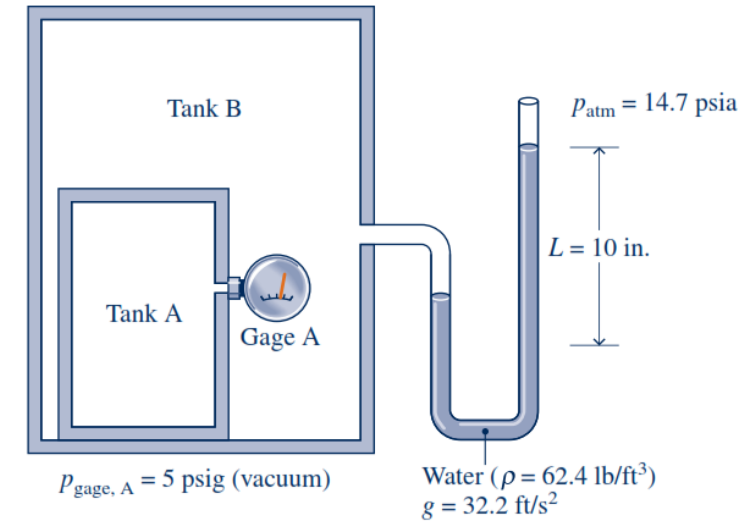
$$P_B = \mathbf{15.06 \text{ psia}}$$

De la lectura del manómetro fijado al tanque A, la lectura de vacío indica que la presión dentro debe ser 5 psi más baja que la presión en B.

Por lo tanto,

$$P_A - P_B = -5 \text{ psi}$$

$$P_A = 15.06 - 5 = \mathbf{10.06 \text{ psia}}$$



Determine la presión del gas dentro del cilindro en la situación mostrada.

Tomamos como sistema al émbolo y hacemos un balance de fuerzas sobre él. Este resulta en

$$P_{gas}A - m_P g - F_R - P_{atm}A = 0$$

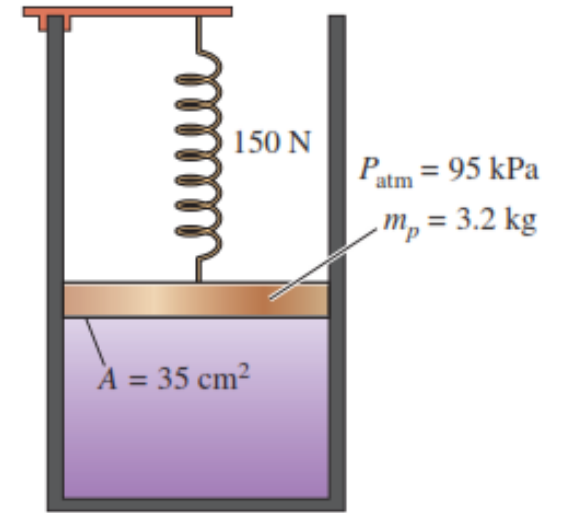
Y de acá obtenemos,

$$P_{gas} = \frac{F_R + m_P g}{A} + P_{atm}$$

Sustituyendo los valores dados en la figura,

$$P_{gas} = \frac{(150 \text{ N}) + (3.2 \text{ kg}) \left(9.8 \frac{\text{m}}{\text{s}^2} \right) \left(\frac{1 \text{ N}}{1 \text{ kg} \cdot \text{m}/\text{s}^2} \right)}{\left(\frac{35}{10000} \right) \text{ m}^2} * \frac{1 \text{ kPa}}{1000 \frac{\text{N}}{\text{m}^2}} + 95 \text{ kPa}$$
$$P_{gas} = 146.8 \text{ kPa}$$

Esta sería la presión a la que está sometida el gas dentro del cilindro .



Determine el valor de la presión absoluta en la línea de gas natural.

Cada diferencia de presiones entre las distintas interfaces dentro del manómetro compuesto puede hallarse con expresiones del tipo $\Delta P = \gamma h$, donde γ es el peso específico de cada fluido manométrico.

Así:

$$P_T - \gamma_{Hg} h_1 - \gamma_{aire} h_2 + \gamma_{aire} h_3 - \gamma_{agua} h_4 = P_{atm}$$

$$P_T - \gamma_{Hg} h_1 - \gamma_{aire} (h_2 - h_3) - \gamma_{agua} h_4 = P_{atm}$$

Con

$$\gamma_{aire} = 0.0736 \frac{lbf}{pie^3}$$

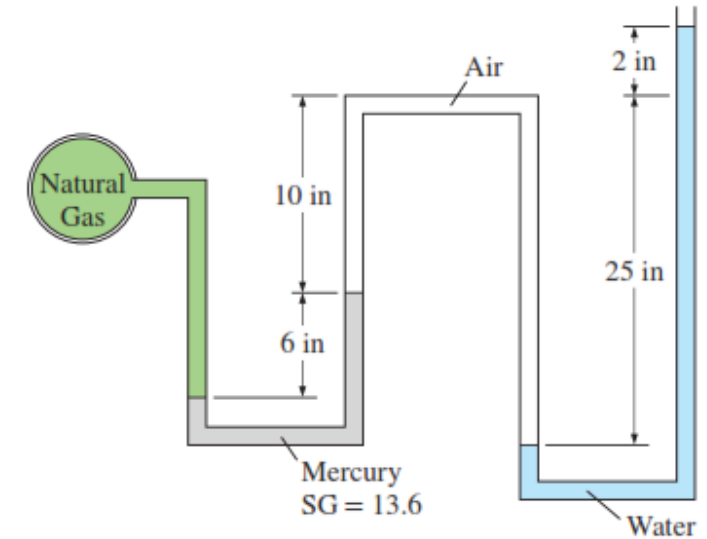
$$\gamma_{agua} = 62.45 \frac{lbf}{pie^3}$$

$$\gamma_{Hg} = 13.6 * 62.45 \frac{lbf}{pie^3} = 849.3 \frac{lbf}{pie^3}$$

$$P_T - \left(849.3 \frac{lbf}{pie^3} \right) \left(\frac{6}{12} pie \right) - \left(0.0736 \frac{lbf}{pie^3} \right) \left(\frac{10 - 25}{12} pie \right) - \left(62.45 \frac{lbf}{pie^3} \right) \left(\frac{27}{12} pie \right) = 14.7 \frac{lbf}{plg^2}$$

$$P_T - 565.07 \frac{lbf}{pie^2} * \left(\frac{1 pie^2}{144 plg^2} \right) = 14.7 \frac{lbf}{plg^2}$$

$$P_T = 18.62 psia$$

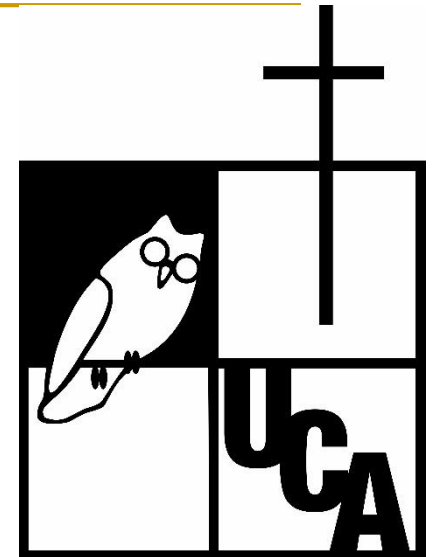


Es de notar que el término que involucra al aire pudo haberse omitido dada la muy baja densidad del mismo. El valor final no habría variado mucho.

Propiedades de las sustancias puras

Termodinámica I.

Departamento de Ciencias Energéticas y Fluídicas



Importancia de la determinación de las propiedades de las sustancias.

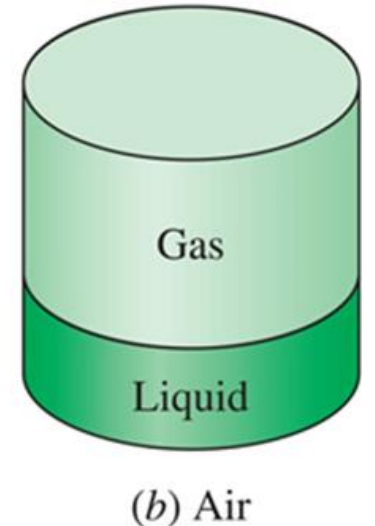
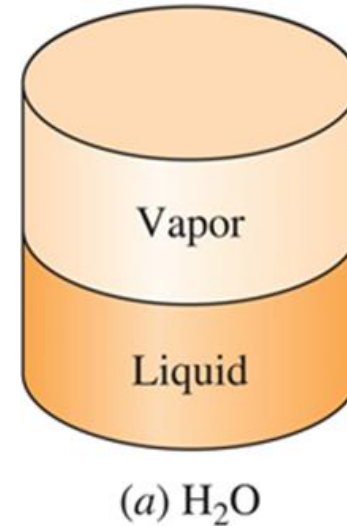
- Hemos visto anteriormente que el estado de un sistema está descrito por el valor de las propiedades macroscópicas del mismo. En este caso, hablamos de sus propiedades termodinámicas.
- Los cambios energéticos que ocurren dentro del sistema, y que podrían manifestarse externamente como transferencias de calor o trabajo, afectan al valor de dichas propiedades, pues implican cambios en el contenido de energía de los sistemas, los que a su vez se manifiestan como cambios en dichas propiedades.
- Así, en esta sección del curso veremos cómo a través del valor de las propiedades intensivas de un sistema podemos conocer el cambio en el contenido energético del mismo, y luego, la cantidad de energía intercambiada.
- De la observación de muchos sistemas termodinámicos se sabe que no todas las propiedades son independientes unas de las otras, y que el estado puede ser únicamente establecido dándole valores a esas propiedades *independientes*.

La sustancia pura

- Llamaremos así a aquellas que tienen una *composición química uniforme e invariable*. El agua, el helio, el nitrógeno y el dióxido de carbono son ejemplos de sustancias puras.
- También caben dentro de esta clasificación aquellas mezclas homogéneas que no necesariamente contienen una sola especie química. Este es caso del **aire**, que a pesar de tratarse de una mezcla, para nuestros fines le trataremos como una si fuera una sustancia pura, siempre y cuando se mantenga en una sola fase.

¿Son las mezclas sustancias puras?

- Una mezcla de vapor y líquido como en el caso del agua se considera todavía como una sustancia pura.
- Sin embargo, una mezcla de aire líquido y su vapor no lo es, debido a la falta de uniformidad en su composición.
- En este último caso, se pueden distinguir dos regiones definidas donde las propiedades son uniformes, aunque la composición de ambas no sea igual. Cada una de estas regiones se considera una *fase*, y puede estar constituida por una o más sustancias.



Estados de agregación de la Materia

La materia se presenta en muchas fases o estados, todos con propiedades y características diferentes pero los más conocidos y observables son los siguientes:

Sólido

Este estado se caracteriza por su resistencia a cambios de forma y de volumen debido a que sus átomos se encuentran fuertemente unidos formando estructuras cristalinas generalmente.

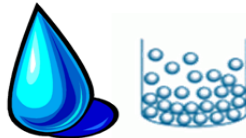
Ejemplo: hielo



Líquido

Su principal característica es su capacidad de fluir y adaptarse a la forma del recipiente que lo contiene debido a que tiene menor cohesión que los sólidos. Este estado se alcanza cuando se incrementa la temperatura de un sólido hasta que este se descompone.

Ejemplo: agua



Gaseosa

Está compuesto por moléculas no unidas, expandidas y con poca fuerza de atracción haciendo que no tenga forma definida. Este estado se alcanza cuando se incrementa la temperatura de un líquido hasta que evapora.

Ejemplo: gas



Plasma

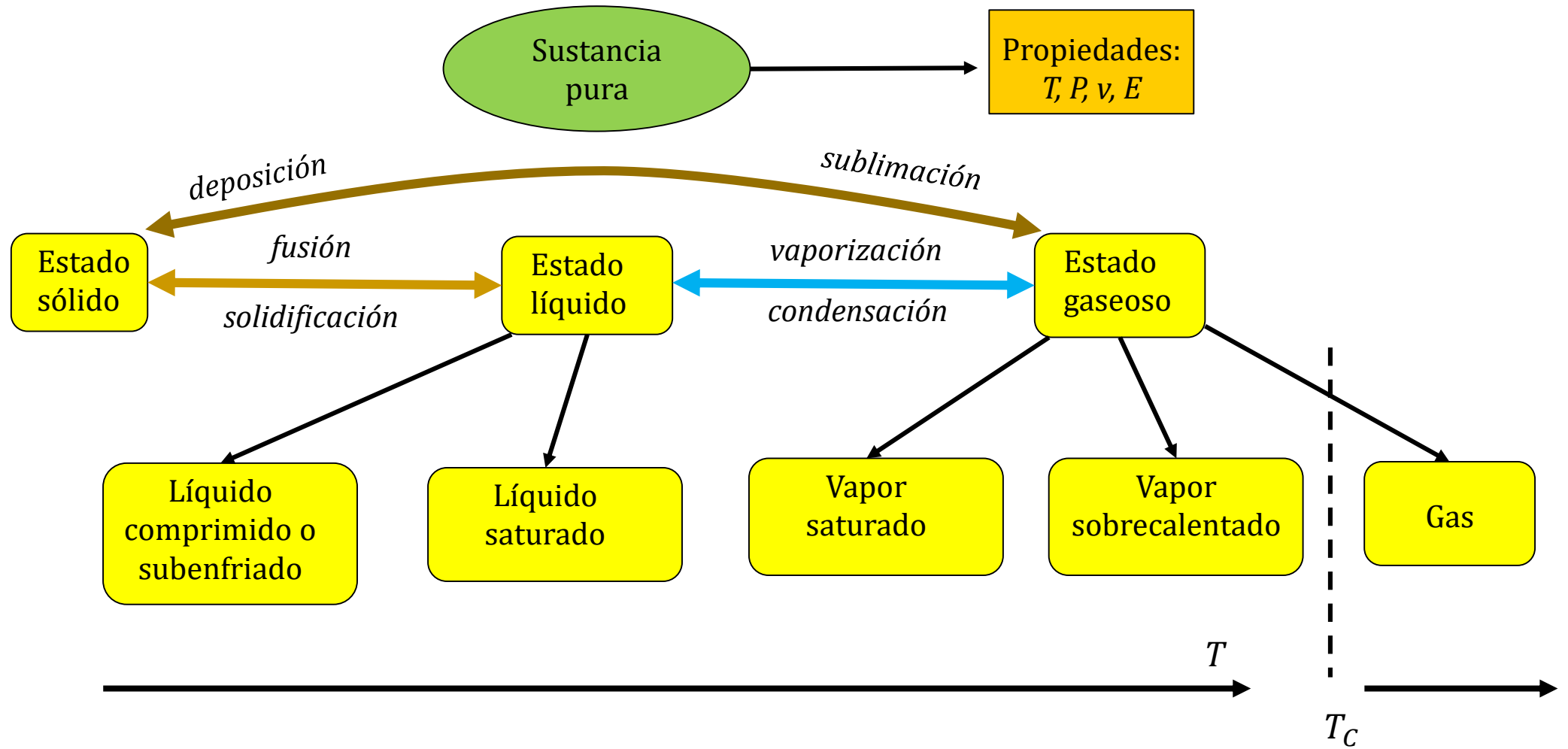
Gas constituido por partículas cargadas (iones) libres y cuya dinámica presenta efectos colectivos dominados por las interacciones electromagnéticas.

Ejemplo: estrellas



Cambios de estado de agregación





El postulado de estado

El número de propiedades independientes exigidas para especificar completamente el estado intensivo e intrínseco de una sustancia es igual a 1 más el número de modos de trabajo cuasi-estático relevantes.

El postulado de estado

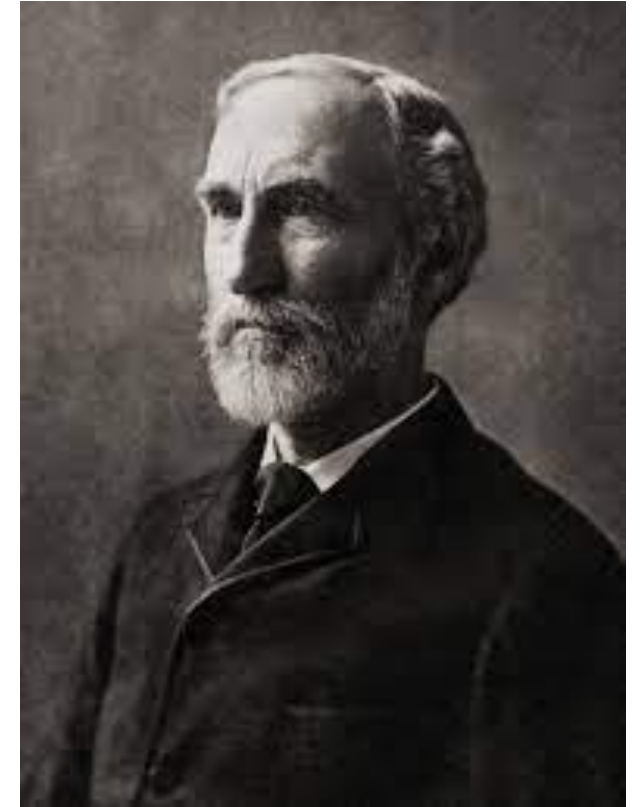
- Cuando se habla de “modos relevantes de trabajo”, nos referimos a aquellos que tienen un efecto apreciable y mensurable sobre el estado de la sustancia cuando ocurre algún proceso: trabajo de eje, de frontera, elástico, eléctrico, magnético, etc.
- Pocas veces se encuentra un sistema en el que se requiera de más de un modo de trabajo relevante para cambiar su estado.
- Un **sistema simple compresible** es aquél en el que para modificar su estado intrínseco sólo es relevante un único modo de trabajo cuasi-estático: el trabajo de frontera.
- De acuerdo a lo anterior: ***el estado de equilibrio de una sustancia simple queda fijado especificando los valores de dos propiedades intrínsecas independientes.***

El postulado de estado

- Alrededor de 1870, Josiah Willard Gibbs, el más influyente de los científicos norteamericanos de su época, estableció una regla simple para determinar cuántas variables intensivas independientes debían fijarse de antemano para definir completamente el estado termodinámico intensivo de un sistema con n componentes.
- Esta expresión se conoce como la *Regla de las Fases de Gibbs*:

$$L = C - F + 2$$

- Donde L es el número de *grados de libertad* del sistema, C es el *número de especies químicas* en el sistema, y F es el número de *fases* presentes.



Relaciones p-V-T

- Las variables de la regla de las fases son la presión, la temperatura y la composición. En el caso de sistemas formados sólo por una sustancia, la expresión anterior se reduce a $L = 3 - F$.
- Así, una sustancia pura, en un estado de agregación definido (una fase), requiere 2 propiedades intensivas independientes.
- En el caso de *sistemas compresibles simples*, las tres propiedades, de las que podemos escoger 2 independientes y dejar 1 como dependiente, pueden estar interrelacionadas funcionalmente.
- Así, podríamos decir que la presión se puede calcular, si se conocen los valores del volumen específico y la temperatura, es decir: $p = p(T, v)$

- La relación funcional tendría que cumplir lo siguiente:

$$dP = \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_v dT + \left(\frac{\partial P}{\partial v} \right)_T dv$$

- Lo que seguiría sería encontrar los valores de las derivadas parciales en función de propiedades que se puedan medir experimentalmente.
- Quizá la variable que más se usa como dependiente de las otras dos es el volumen específico.

$$dv = \left(\frac{\partial v}{\partial T} \right)_P dT + \left(\frac{\partial v}{\partial P} \right)_T dP$$

- Hay dos propiedades que pueden servir para completar esta relación. La *dilatación térmica*, α , y la *compresibilidad isotérmica*, κ .

- Se define la dilatación térmica como

$$\alpha = \frac{1}{v} \left(\frac{\partial v}{\partial T} \right)_P$$

- ... y la compresibilidad isotérmica como

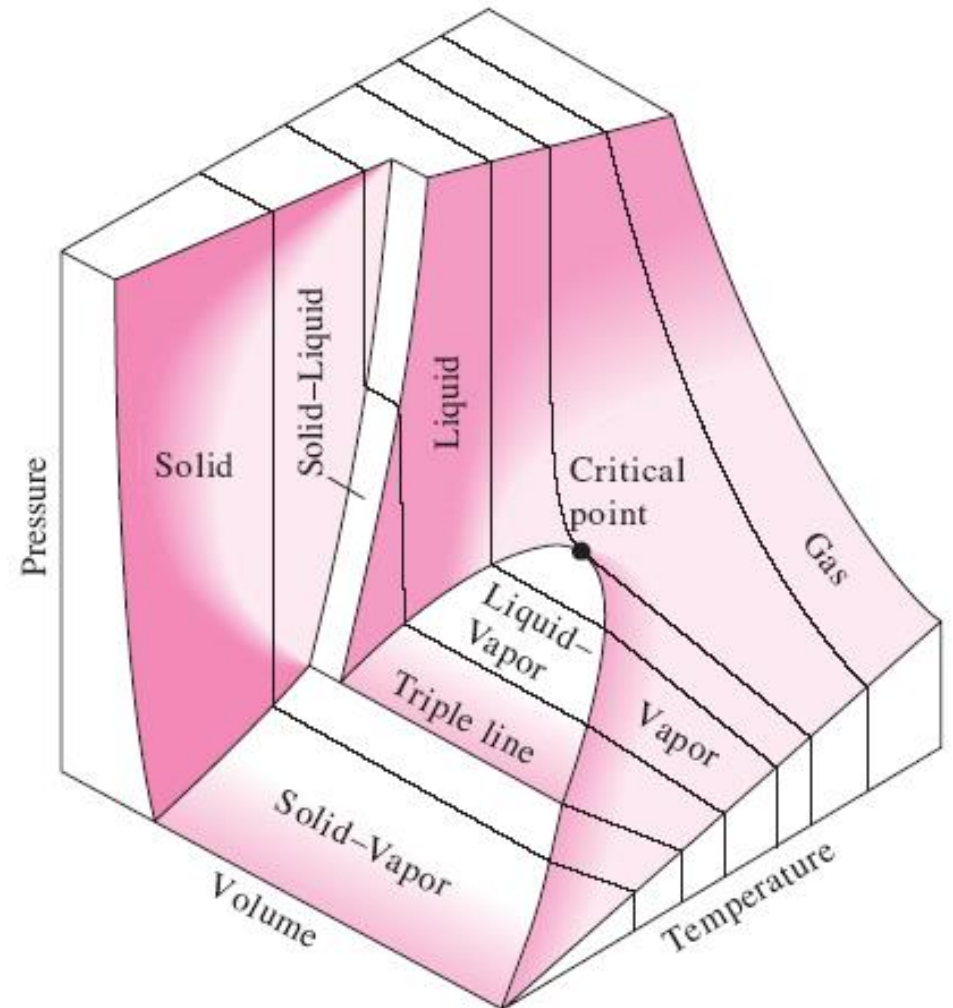
$$\kappa = -\frac{1}{v} \left(\frac{\partial v}{\partial P} \right)_T$$

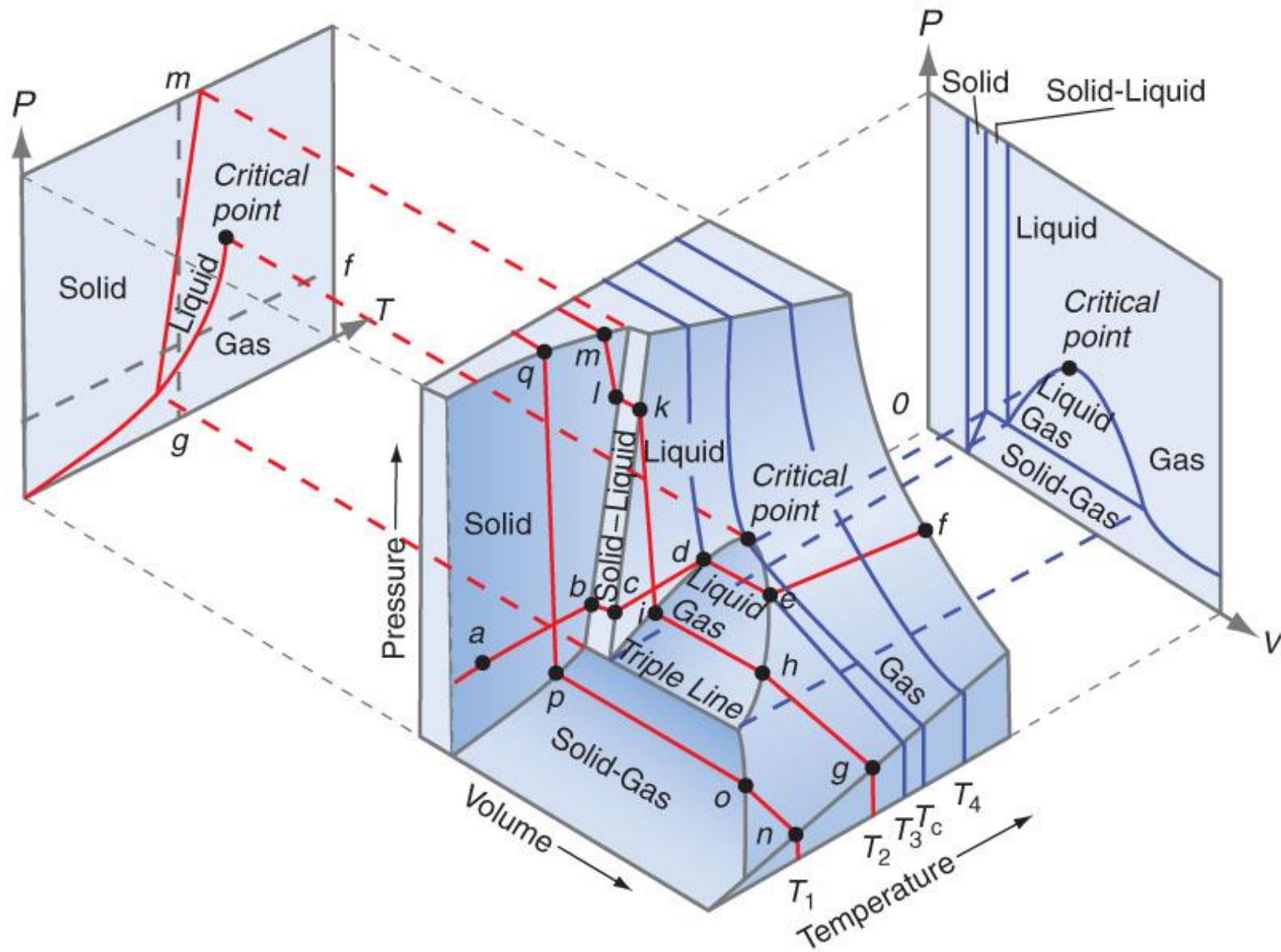
- Al sustituir estas definiciones en la ecuación del volumen específico,

$$dv = \alpha v dT - \kappa v dP$$
$$\frac{dv}{v} = \alpha dT - \kappa dP$$

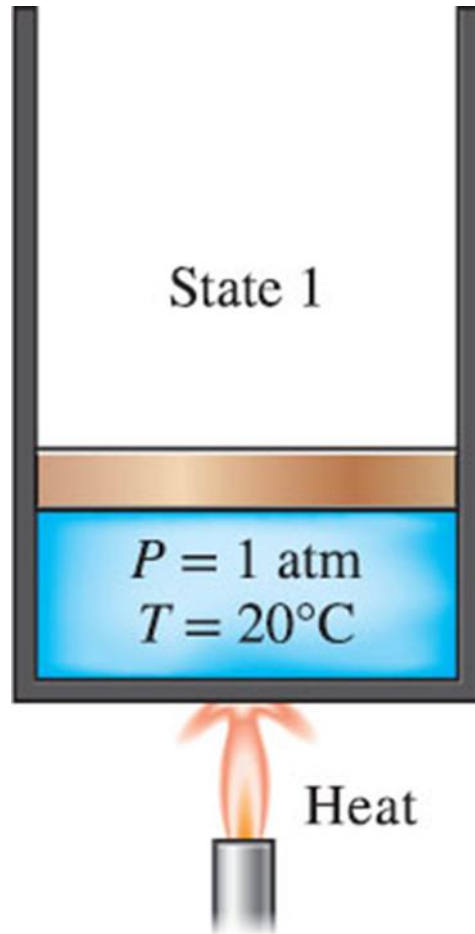
Superficies P-v-T

- Las aristas del sólido representan las propiedades de un sistema formado por una sola fase, mientras que las superficies se refieren a las zonas de coexistencia de dos fases.
- Aunque se puede modelar la función para darnos el valor de la presión de equilibrio, conocidos la temperatura y el volumen, por lo general se suelen utilizar las proyecciones de este sólido contra los planos p - V , T - V y P - T .
- Pueden existir también las condiciones para que coexistan en equilibrio tres fases.





Procesos de cambio de fase en una sustancia pura

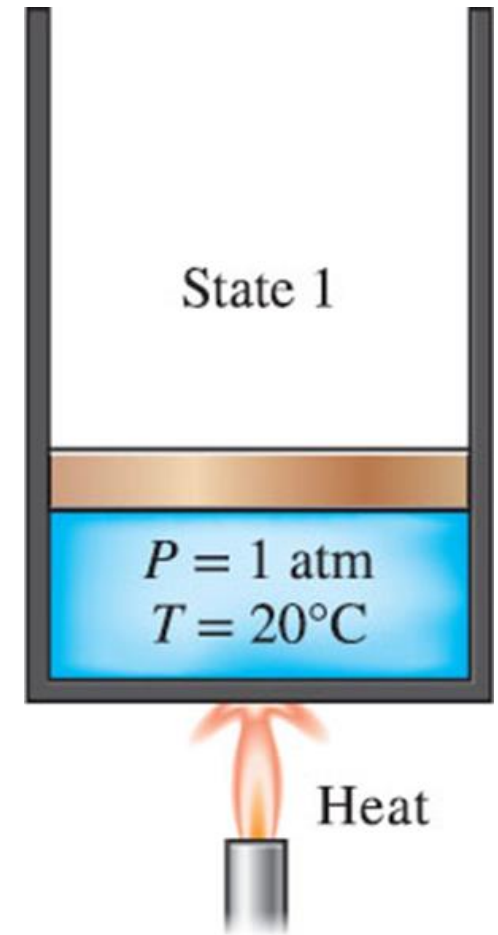


- En este ejemplo, un sistema compuesto de agua es sometido a un proceso de *calentamiento isobárico*.
- En todo el proceso la presión se mantendrá a 1 atm, mientras se permite que el volumen pueda cambiar.

Procesos de cambio de fase en una sustancia pura

Líquido comprimido (o subenfriado). Una sustancia en estado líquido sin tendencia a vaporizarse.

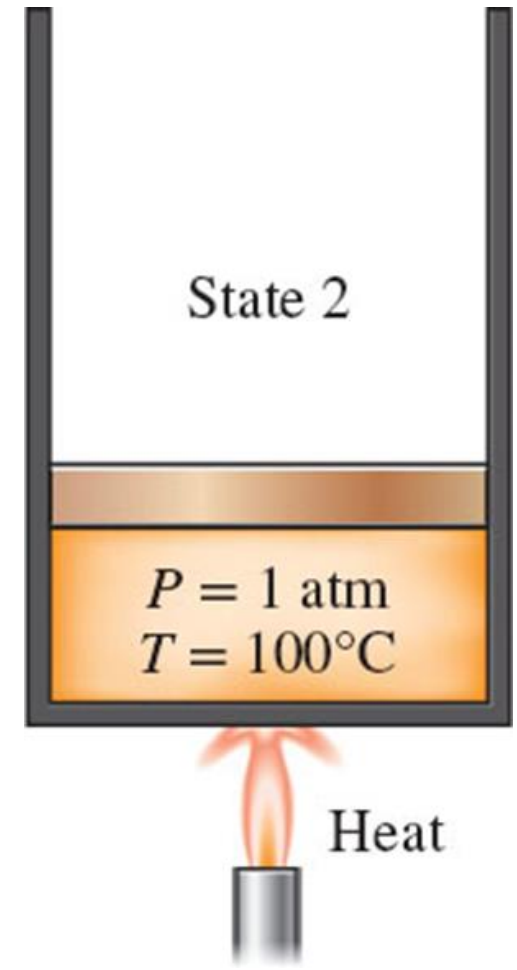
A 20°C y 1 atm, el agua se encuentra en una condición de líquido comprimido.



Procesos de cambio de fase en una sustancia pura

Líquido saturado. Un líquido que está a punto de vaporizarse.

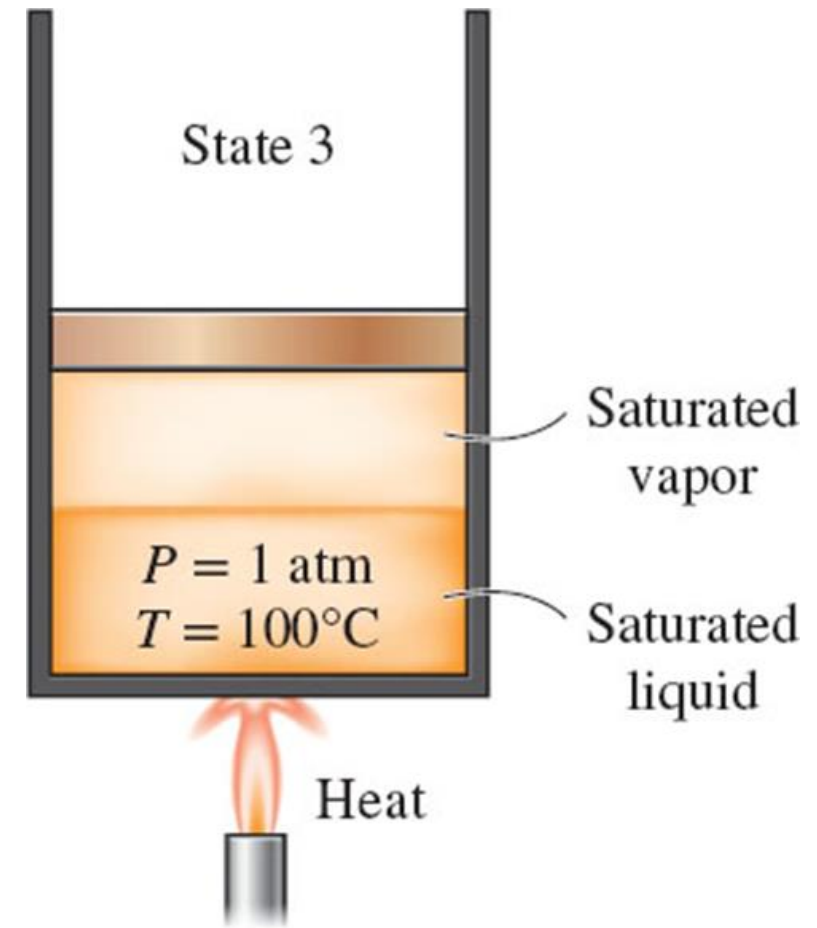
A 100°C y 1 atm , el agua existe como un líquido que está listo para vaporizarse.



Procesos de cambio de fase en una sustancia pura

Mezcla líquido-vapor saturados. El estado en el cual las fases líquida y vapor coexisten en equilibrio.

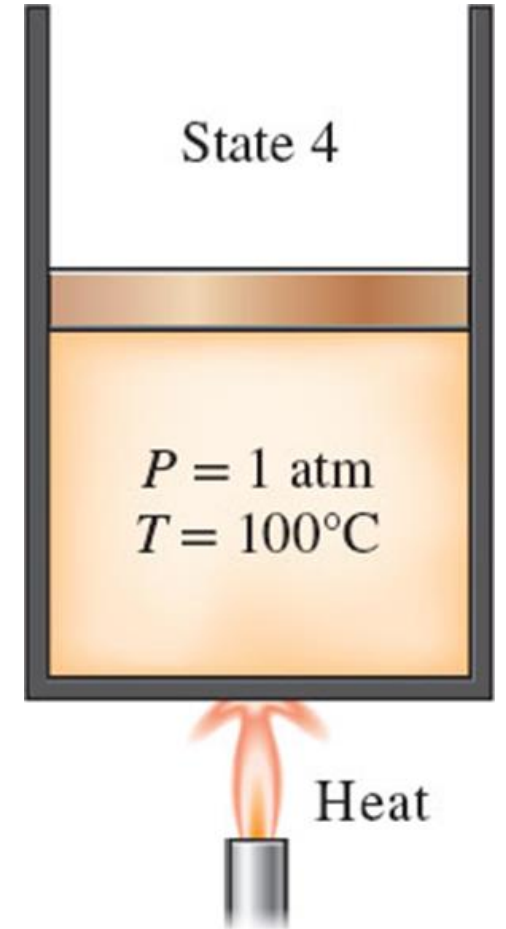
Al transferirse más energía como calor, parte del líquido saturado se vaporiza.



Procesos de cambio de fase en una sustancia pura

Vapor saturado. Un vapor que está a punto de condensarse.

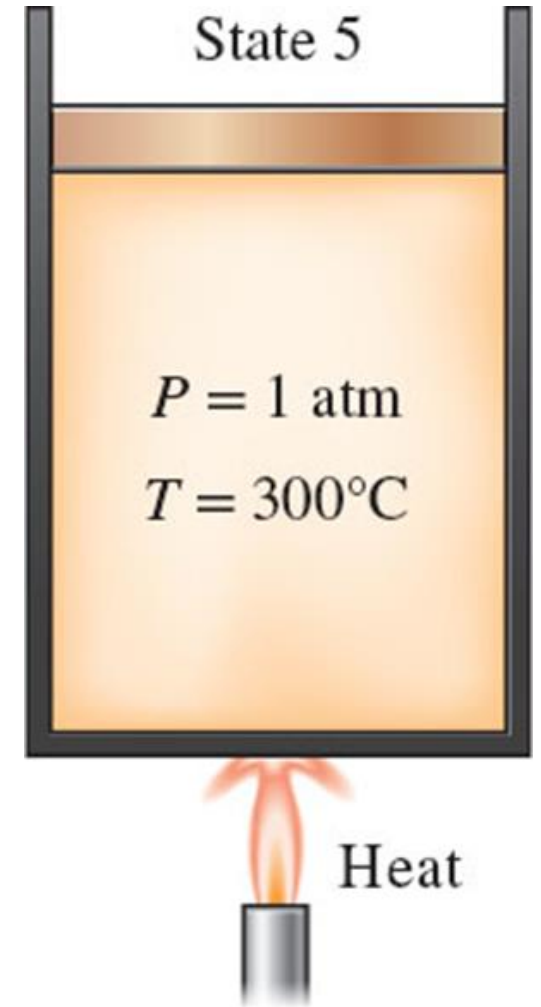
A 1 atm de presión, la temperatura permanece constante en 100°C hasta que la última gota de líquido se vaporiza.



Procesos de cambio de fase en una sustancia pura

Vapor sobrecalentado. Un vapor que no está a punto de condensarse (no es vapor saturado).

A medida se transfiere más calor, la temperatura del vapor comienza a elevarse y la presión se mantiene constante.

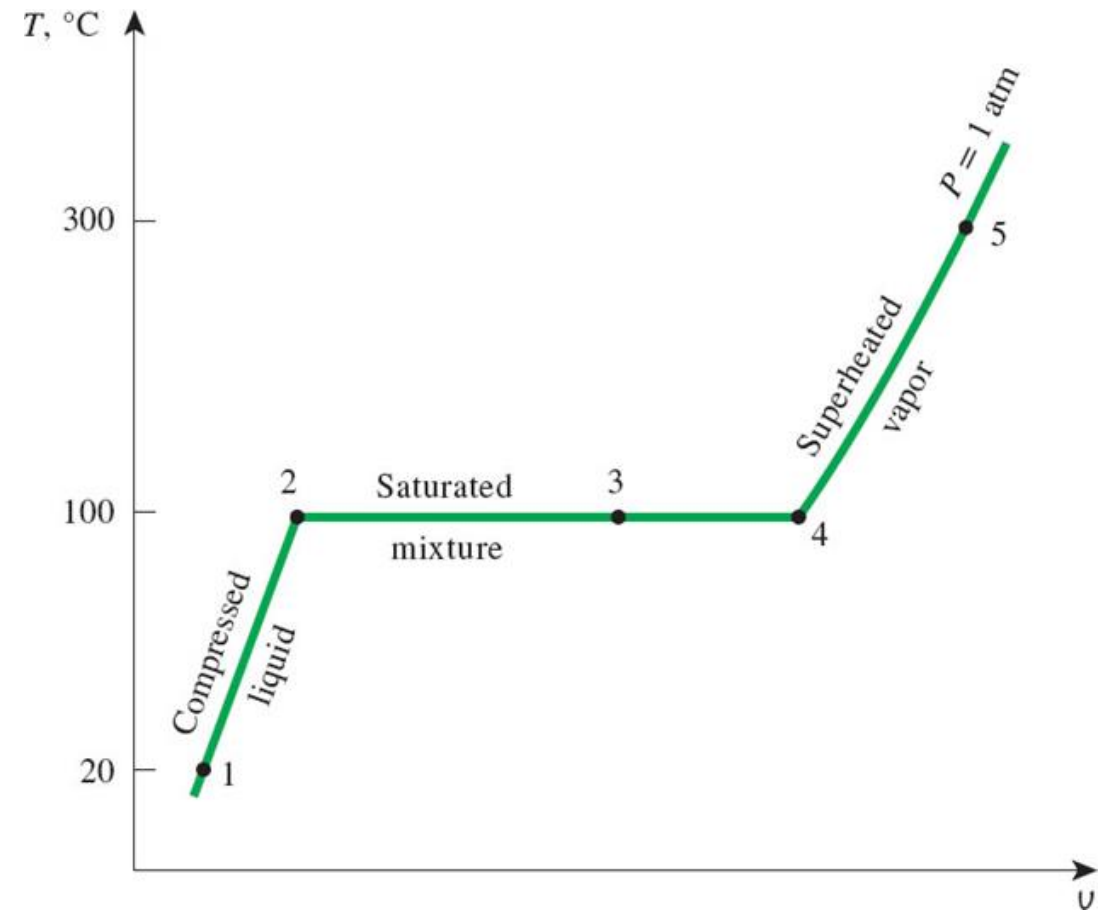


Proceso de cambio de fase a presión constante

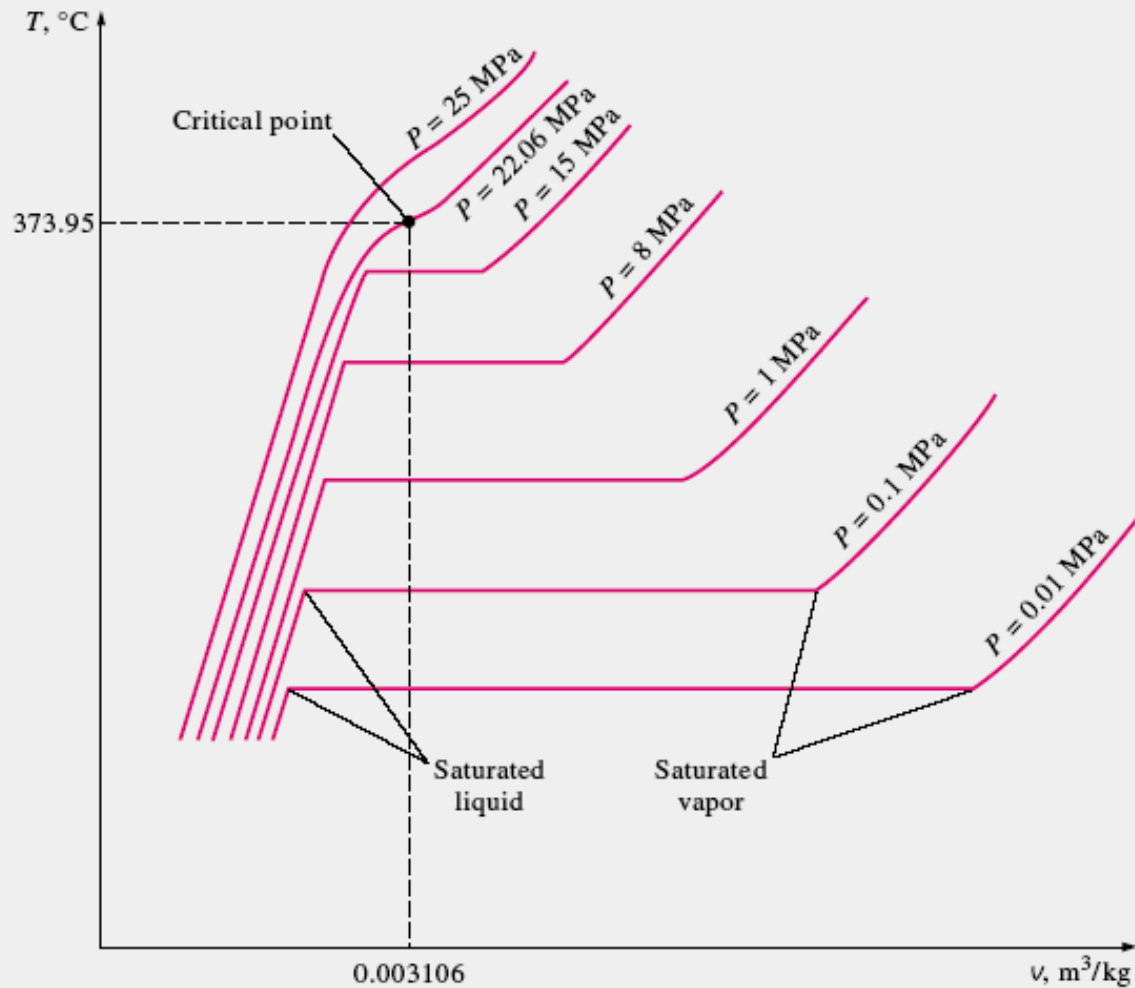
El proceso descrito anteriormente, se puede graficar en un diagrama $T-v$, en donde los distintos estados están claramente indicados.

La línea verde que une estos distintos estados se conoce como una *isobara*, ya que la presión es la misma en toda su extensión.

Si el proceso completo entre los estados 1 a 5 se realizara en sentido inverso, enfriando al agua a presión constante, el agua volvería al estado 1. Durante el enfriamiento los estados se recorrerían en sentido inverso y la cantidad de calor liberado coincidiría exactamente con la cantidad agregada durante el proceso de calentamiento.



Calentamiento isobárico a distintas presiones.

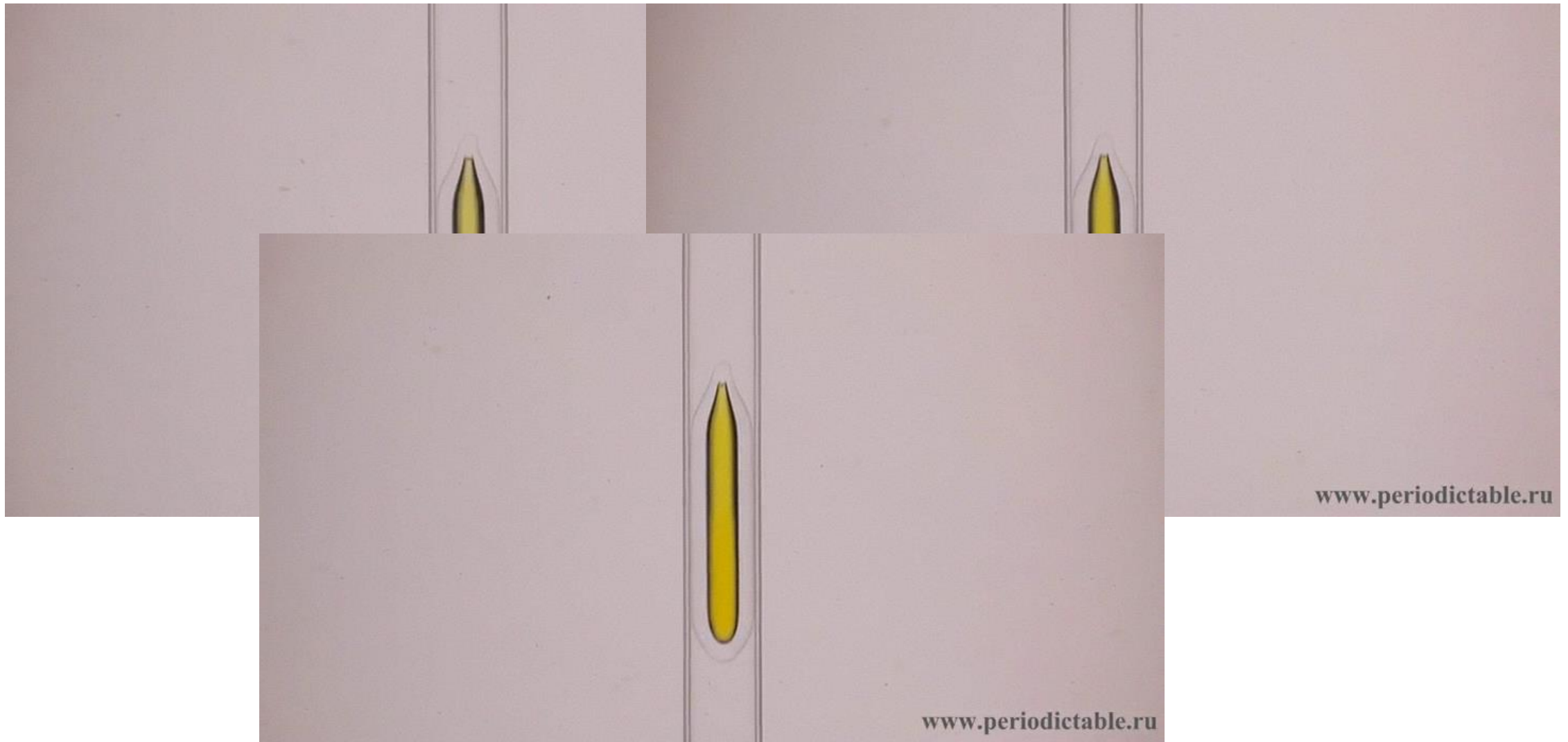


- Este tipo de cambios puede realizarse a diferentes presiones, tanto menores como mayores a 1 atm, tal como se muestra.
- En todas ellas se observa un comportamiento general similar, con la única diferencia que la longitud de la *meseta* de evaporación se hace más corta a medida que la presión aumenta, y se alarga a presiones más bajas.

El punto crítico

- Del diagrama anterior, se observa que existe una temperatura y una presión para la cual la *meseta* de evaporación parece desaparecer, esta *inflexión* en el diagrama indique que las propiedades del líquido y del vapor se hacen iguales.
- A las condiciones existentes en ese estado se les llama **punto crítico**, y toda sustancia pura tiene un valor de T y P para los cuales ocurre este estado.

Comportamiento en el punto crítico.



Fluidos supercríticos

- Cuando una sustancia se encuentra a condiciones de T y P por encima de las condiciones del punto crítico se lo conoce como un *fluido supercrítico*, y en este estado, no puede ser condensado por simple compresión.
- Los fluidos supercríticos tienen importancia industrial pues algunos de ellos, como el CO₂ se comportan como excelentes solventes.



Diagramas T-v y P-v

Otros diagrama de importancia son el $T - v$ y el $P - v$, que son proyecciones del sólido $P-v-T$ que vimos anteriormente. Ambos presentan la forma de un *domo* bajo el cual se encuentra la región de coexistencia de dos fases. Fuera del domo la sustancia existe en una sola fase.

