

PROCESOS TERMODINÁMICOS



1. Proceso Isotérmico

Un **proceso isotérmico** es aquel en el que la **temperatura (T)** permanece constante durante todo el proceso. Esto implica que la variación de la energía interna es igual a la cantidad de calor agregado o eliminado. En un proceso isotérmico, la **energía interna** de un gas ideal no cambia, ya que la energía interna depende únicamente de la temperatura.

Fórmula:

$$\Delta T = 0$$

Ejemplo:

Cuando un gas se **expande** o **comprime** de manera que su temperatura se mantiene constante, como en la **compresión de un gas en un pistón** manteniendo la temperatura constante a través de un baño térmico.

2. Proceso Isobárico

Un **proceso isobárico** es aquel en el que la **presión (P)** se mantiene constante durante todo el proceso. En este tipo de proceso, el trabajo realizado por el sistema depende del cambio de volumen del sistema.

Fórmula:

El calor transferido (Q) en un proceso isobárico se calcula con la siguiente expresión:

$$Q = \Delta H = nC_P\Delta T$$

Donde C_P es la **capacidad calorífica a presión constante**.

Ejemplo:

El **calentamiento de un gas en un recipiente con volumen variable** pero con presión constante, como en un **caldero de agua hirviendo a presión constante**.

3. Proceso Isoquórico o Isocórico

Un **proceso isoquórico** es aquel en el que **el volumen (V) se mantiene constante** durante todo el proceso. En este tipo de proceso, no se realiza trabajo ($W = 0$), ya que el volumen no cambia, pero sí puede haber un cambio en la **energía interna** o **calor**.

Fórmula:

El calor transferido en un proceso isoquórico es igual al cambio de energía interna:

$$Q = \Delta U = nC_V\Delta T$$

Donde C_V es la **capacidad calorífica a volumen constante**.

Ejemplo:

Cuando se **calienta un gas contenido en un recipiente cerrado y rígido**, sin que el volumen del recipiente cambie.

4. Proceso Adiabático

Un **proceso adiabático** es aquel en el que no hay **intercambio de calor** con el entorno. Es decir, todo el trabajo realizado sobre el sistema se convierte en **variación de la energía interna**. Esto puede ocurrir cuando el sistema está completamente aislado o cuando se produce un cambio tan rápido que el calor no tiene tiempo de transferirse al entorno.

Fórmula:

En un proceso adiabático para un gas ideal, la relación entre la presión y el volumen es dada por:

$$PV^\gamma = \text{constante}$$

Donde $\gamma = \frac{C_p}{C_v}$, es la **relación de capacidades caloríficas**.

Ejemplo:

La **expansión rápida de un gas** en un pistón sin intercambio de calor con el entorno, como en una explosión o en la **compresión rápida de aire** en un motor.

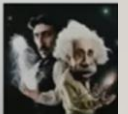
CAMBIOS DE FASES EN LAS SUBSTANCIAS

- FASE: composición química y estructura física homogéneas
-
- EJEMPLO: sustancias puras
 - ESTADOS DE AGREGACIÓN: sólido, líquido o gas
 - VARIABLES TERMODINÁMICAS: presión, temperatura, volumen y
 - composición química
 - Cambio de estado de agregación dependiendo de valores de presión y temperatura \Rightarrow CAMBIO DE FASE o DE ESTADO

¿Qué son los Diagramas de Fase?

Los diagramas de fase son representaciones gráficas de las fases presentes en un sistema en función de la temperatura, la presión, y la composición, es decir, son la representación gráfica de las condiciones termodinámicas de equilibrio.

Cambio de Fase



Cambio de Fase en Sustancias Puras

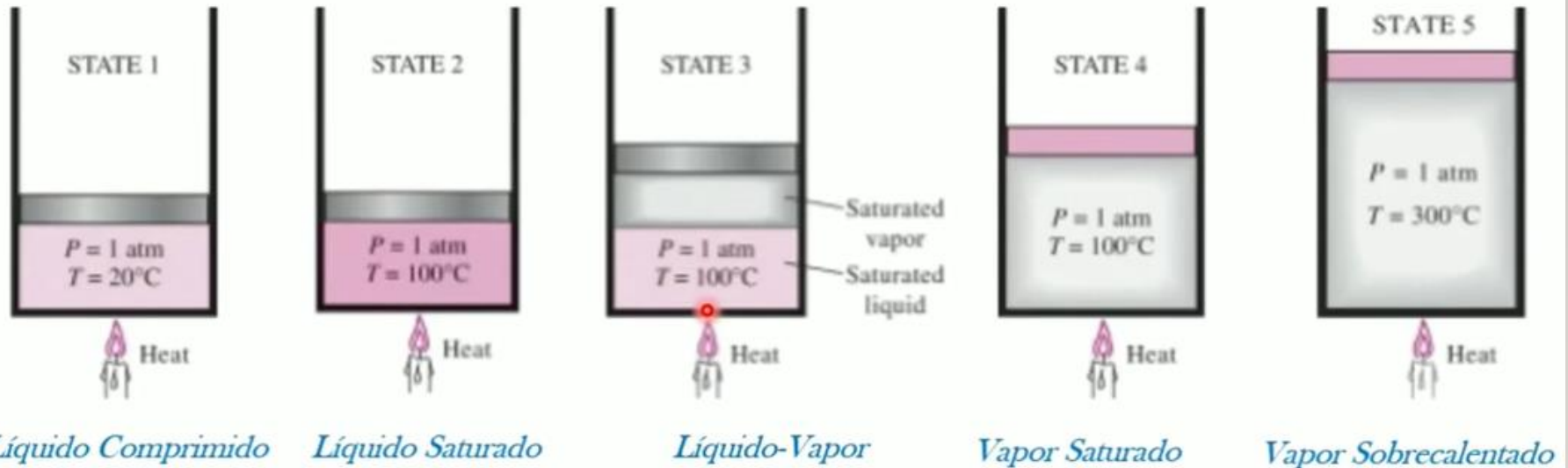
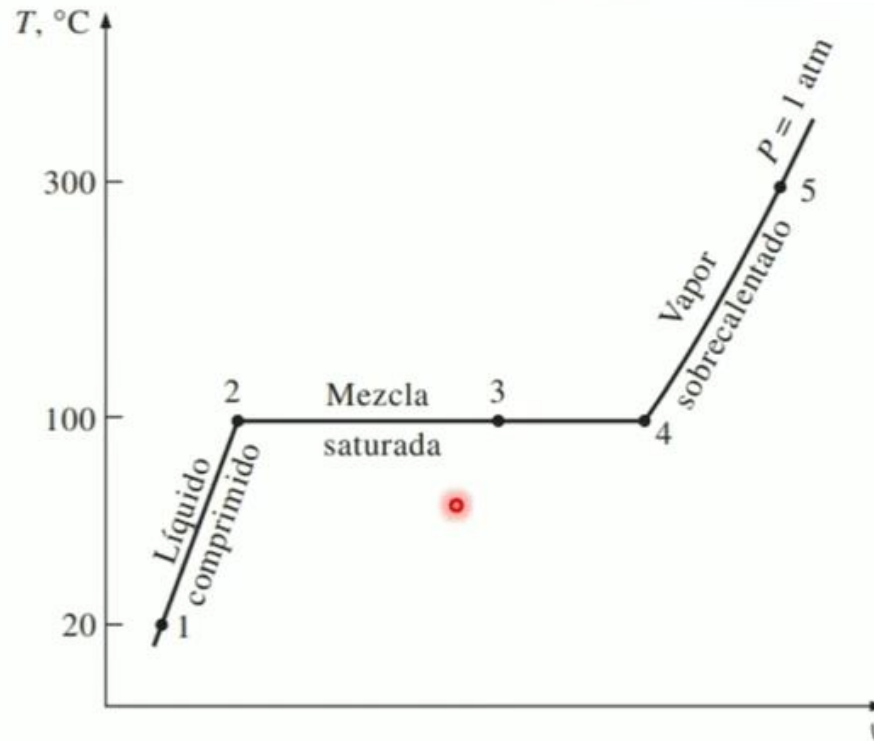


Diagrama T-v para el proceso de calentamiento del agua a presión constante.



Temperatura de Saturación
Presión de Saturación

Diagrama T-v

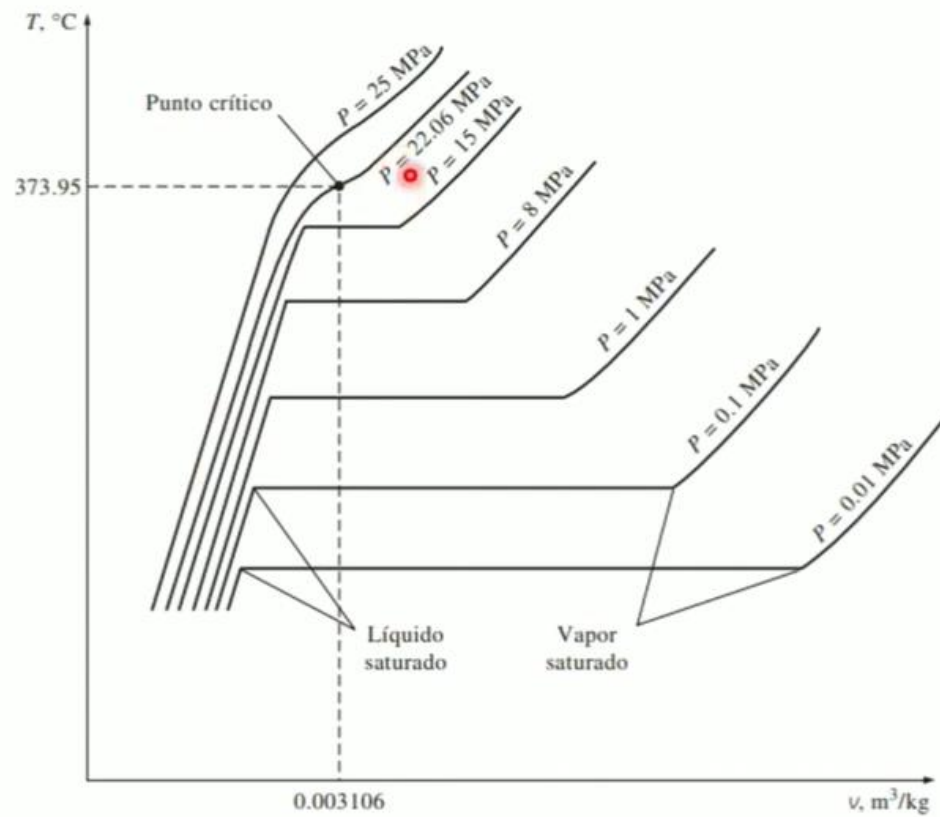


Diagrama T-v

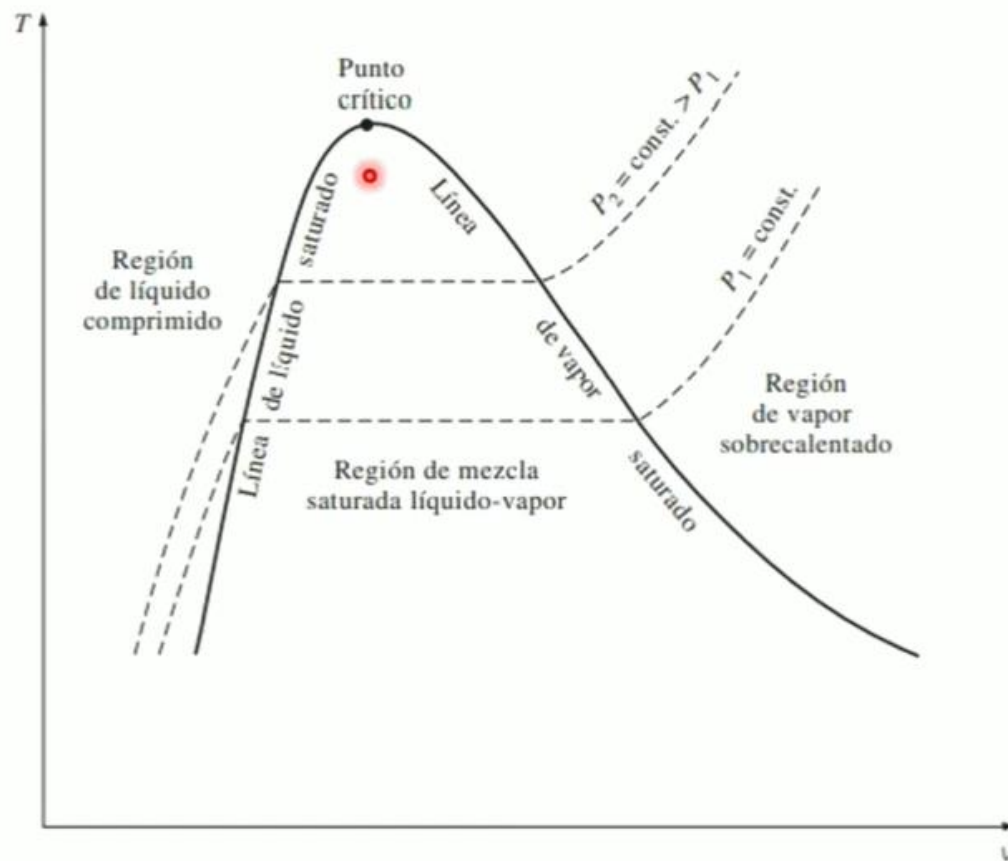


Diagrama P-v

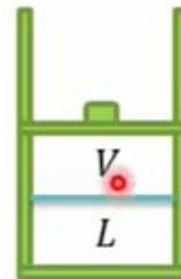
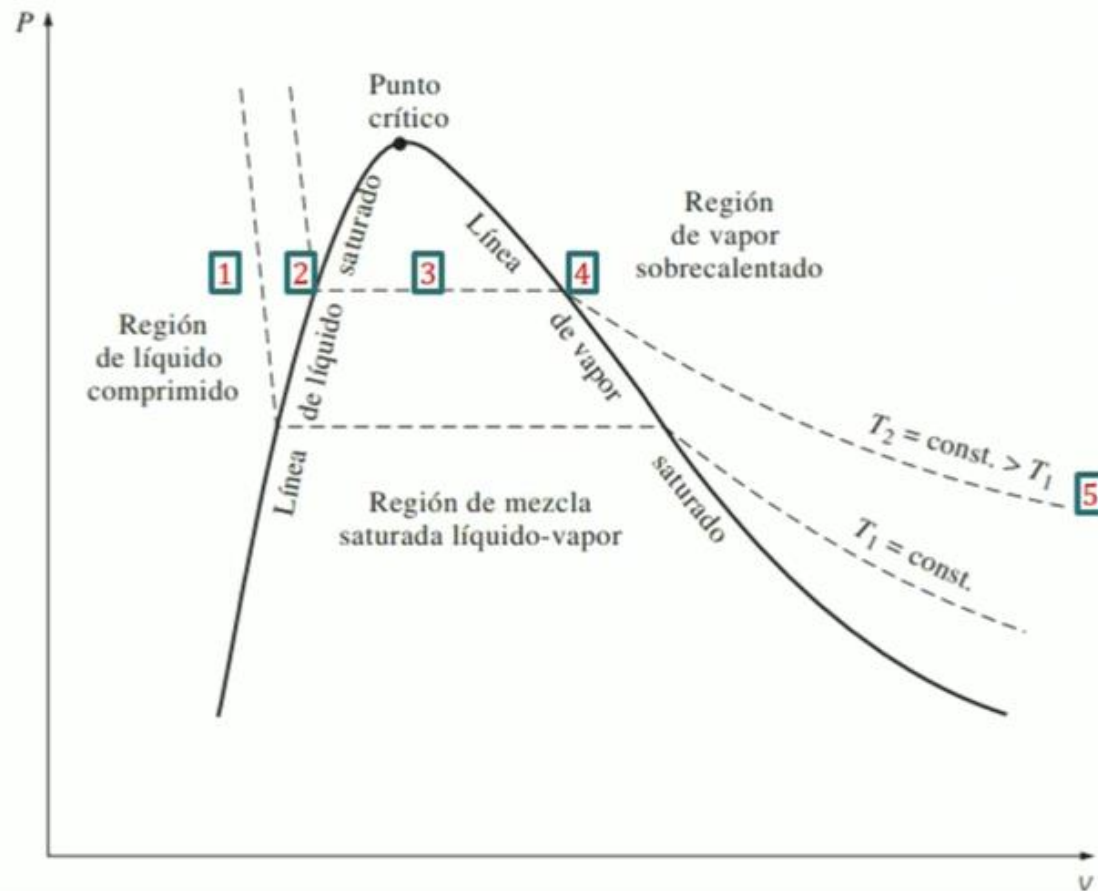
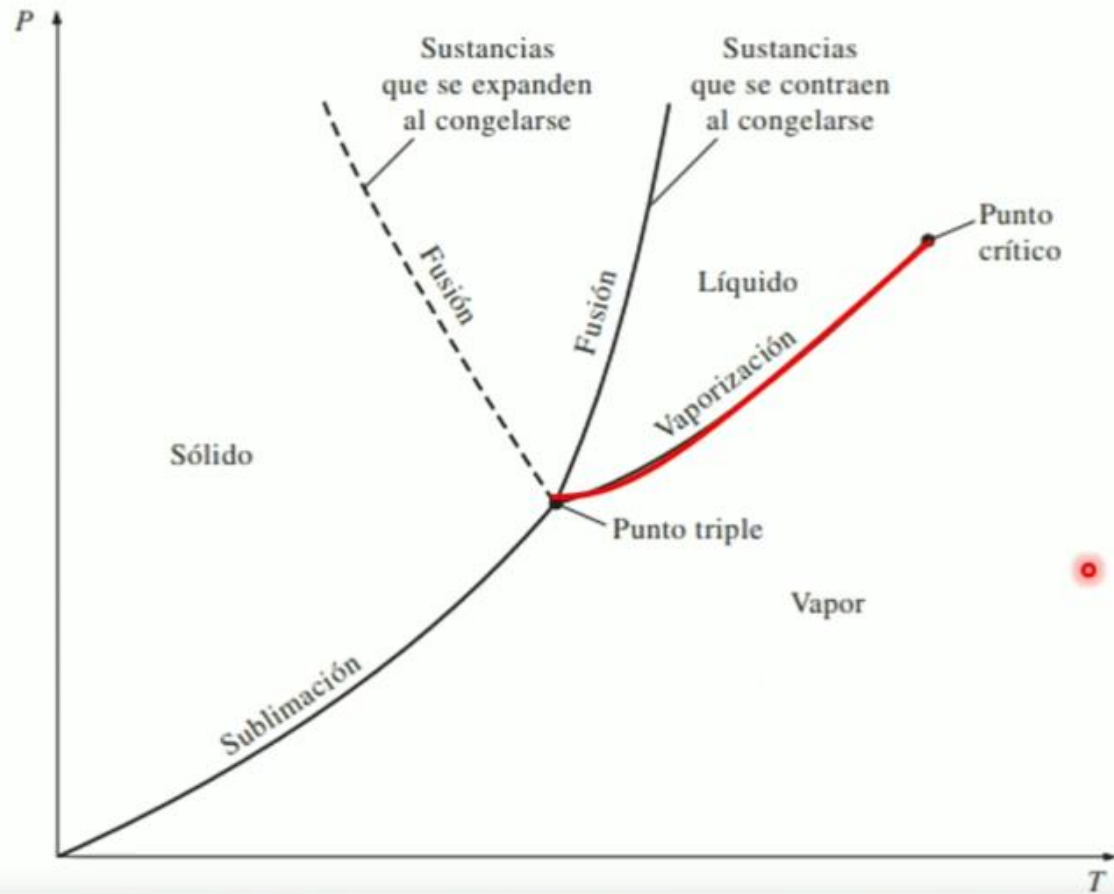


Diagrama P-T



DIAGRAMAS PVT

SISTEMAS PvT: VARIABLES TERMODINAMICAS:

-
- presión, temperatura
 - volumen específico

ECUACIÓN DE ESTADO:

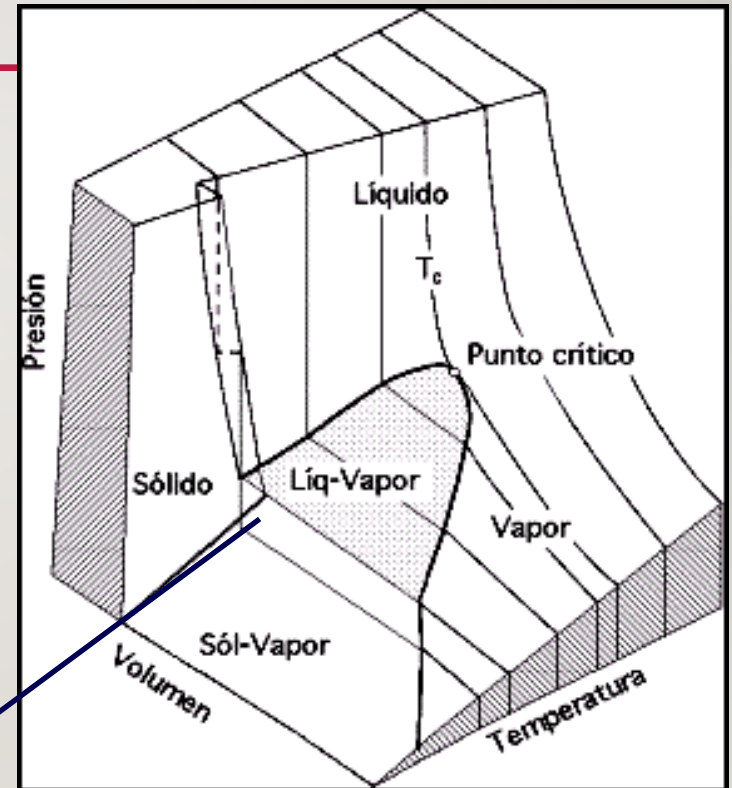
$$f(P, v, T) = 0 \quad \text{Sistemas simples}$$

- Imposible expresar comportamiento en una sola ecuación,
- Ecuación de estado de un gas ideal: $PV = nRT$

REPRESENTACIÓN GRÁFICA, SUPERFICIE PVT:

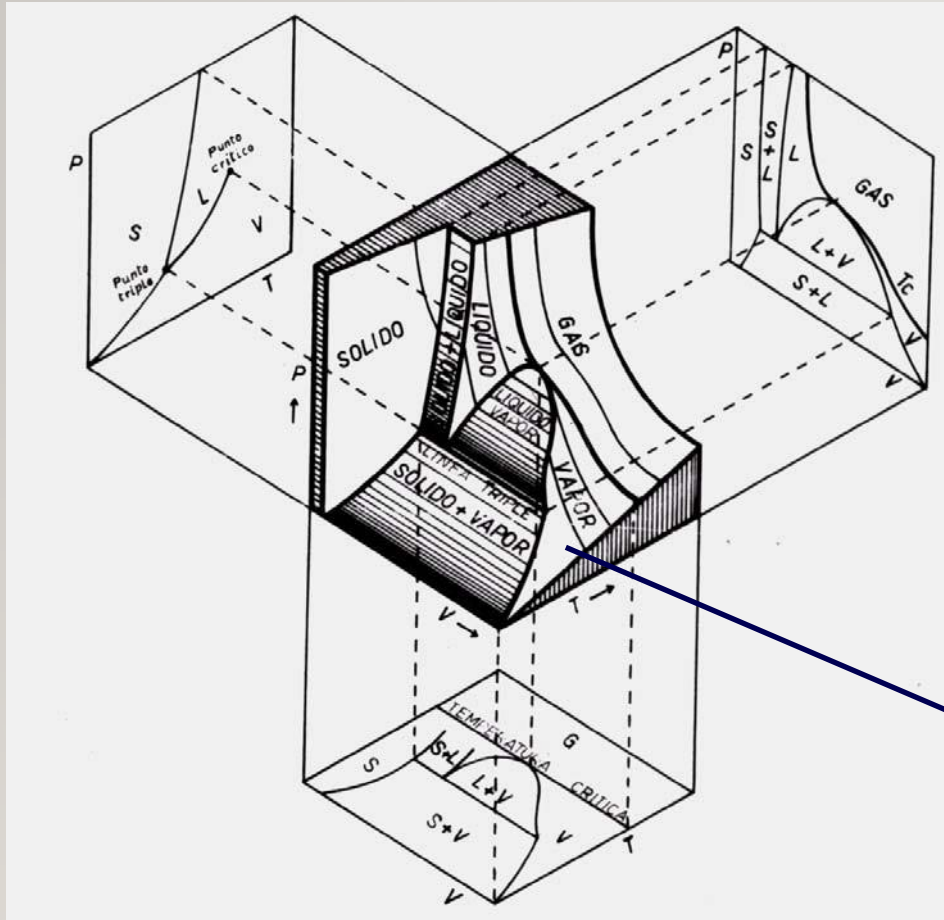
$$F(P, V, T) = 0$$

- Punto de la superficie: estado de equilibrio
- Punto fuera de la superficie: estado metaestable



LÍNEA TRIPLE

Se trabaja habitualmente con proyecciones bidimensionales:

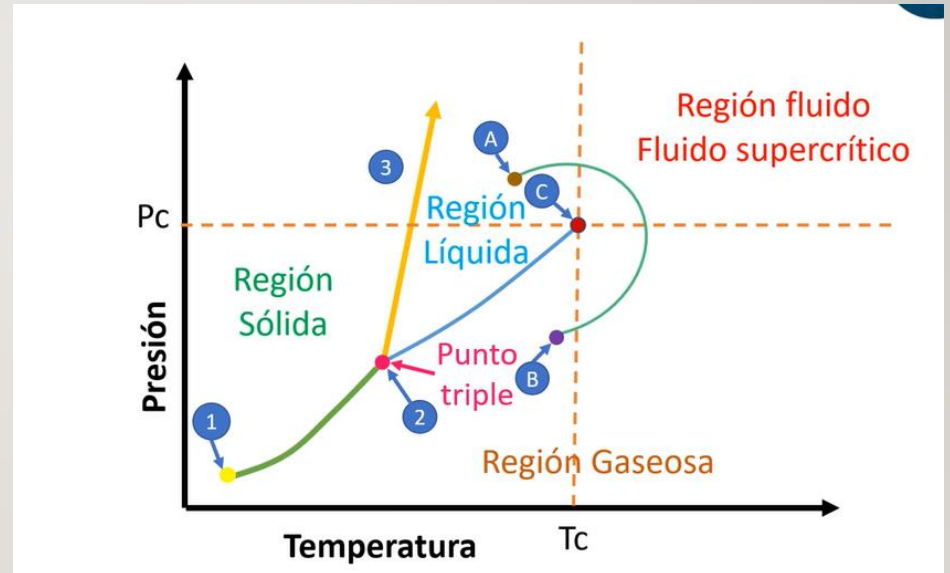
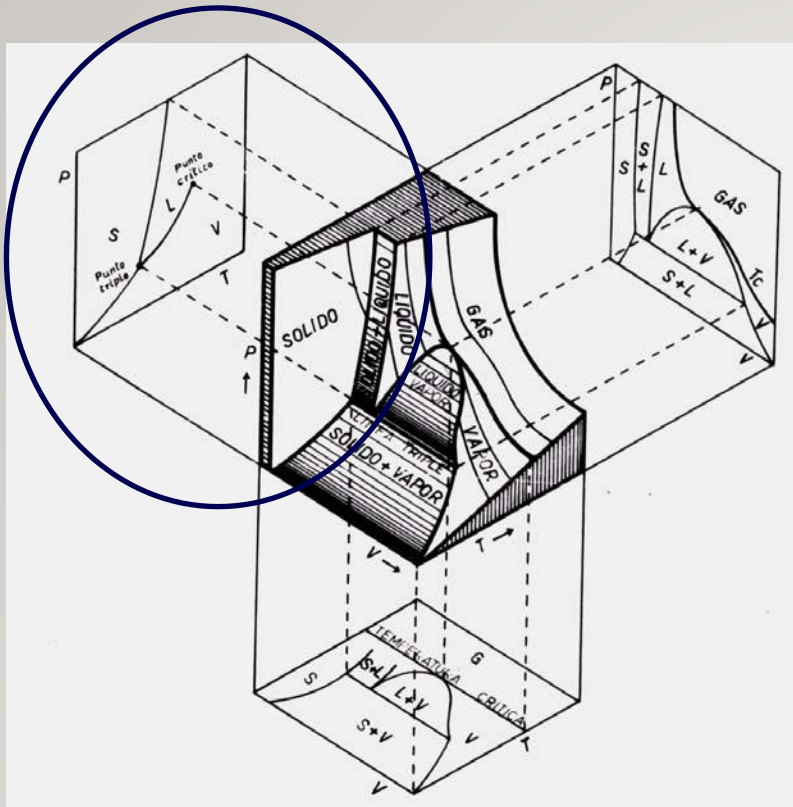


DIAGRAMAS BIDIMENSIONALES:

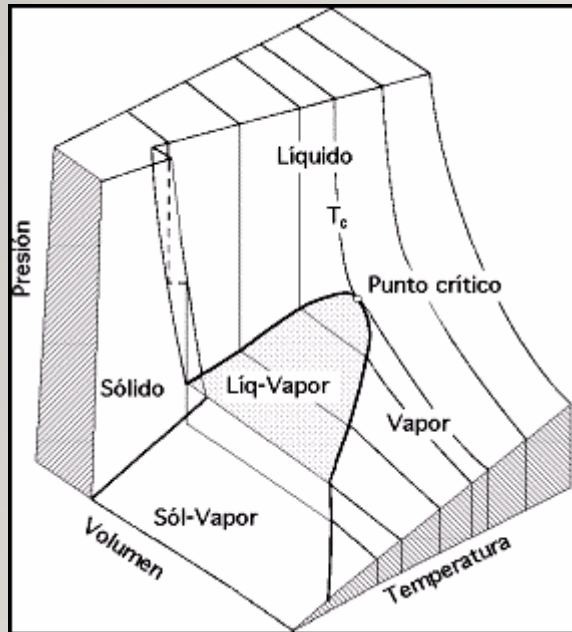
- diagrama PT
- diagrama PV

LÍNEA TRIPLE \Rightarrow PUNTO TRIPLE

DIAGRAMAS P-T



DIAGRAMAS PVT Y ECUACIONES DE ESTADO



- Ecuación de estado: relación compleja
- Zona vapor:
 - ecuaciones del virial
 - gas ideal
 - Van der Waals
 - Redlich - Kwong

