



Equilibrio de Fases para una sustancia pura

Capítulo 0

Fisicoquímica para Ingenieros Químicos

A-2017

Prof. Silvia Margarita Calderón

Contenido del capítulo según programa vigente

- No se encuentra explícitamente incluído en el programa
- Se dicta debido a la importancia que posee para la correcta comprensión del contenido tratado en los tres primeros capítulos del curso

NOTA IMPORTANTE

- Este material es COMPLEMENTARIO a la explicación dada en las clases presenciales
- Este material busca facilitar la representación gráfica de relaciones fundamentales que se desarrollan con detalle en las clases
- La simple revisión de este material no es suficiente para comprender a fondo los contenidos del curso, debe:
 - Asistir a las clases
 - Realizar las lecturas de los topicos segun la programacion del curso
 - Realizar las preguntas que le surjan en este proceso en las horas de consulta, y/o durante las clases

Objetivos

- Comprender la aplicabilidad de la energía libre de Gibbs en el estudio de sistemas multifásicos en equilibrio termodinámico
- Definir las relaciones termodinámicas que describen el equilibrio de fases para una sustancia pura
- Conocer las relaciones matemáticas que describen la variación de las propiedades de estado (presión, temperatura) durante las transformaciones de estado de agregación de una sustancia pura
- Comprender el efecto de la variación de la presión sobre las transformaciones de estado de agregación de una sustancia pura

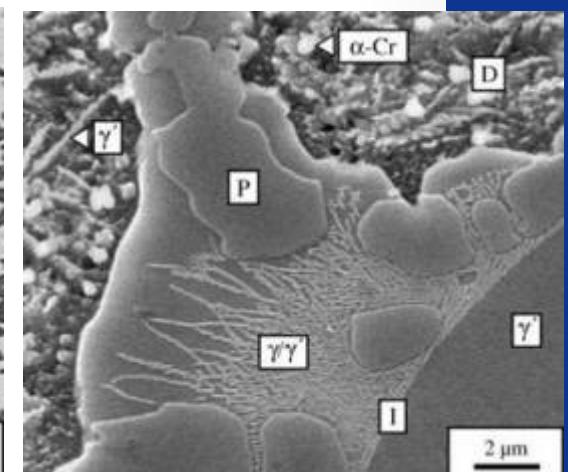
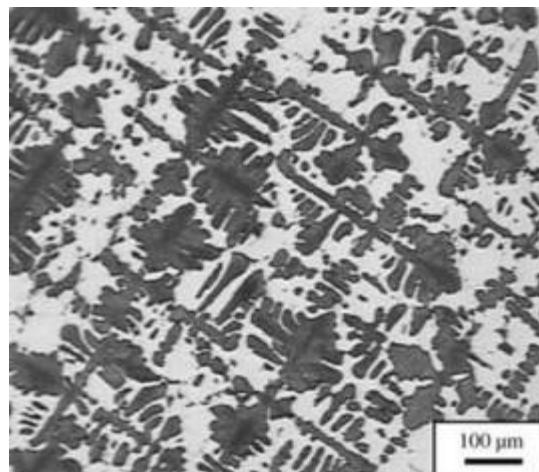
Objetivos

- Comprender el concepto de presión de vapor en los equilibrios de sublimación/condensación y evaporación/condensación de una sustancia pura
- Comprender el desarrollo y aplicabilidad de la ecuación de Clausius en el estudio del equilibrio de fases para una sustancia pura
- Comprender el desarrollo y aplicabilidad de la ecuación de Clausius-Clapeyron en la estimación de la presión de vapor de sólidos y líquidos
- Comprender el efecto de la presión exterior sobre la presión de vapor de sólidos y líquidos

FASE

(Askeland,1998)

1. Tiene la misma estructura o arreglo atómico en toda su extensión
2. Tiene la misma composición y propiedades
3. Está claramente definida de sus alrededores por medio de una interfase



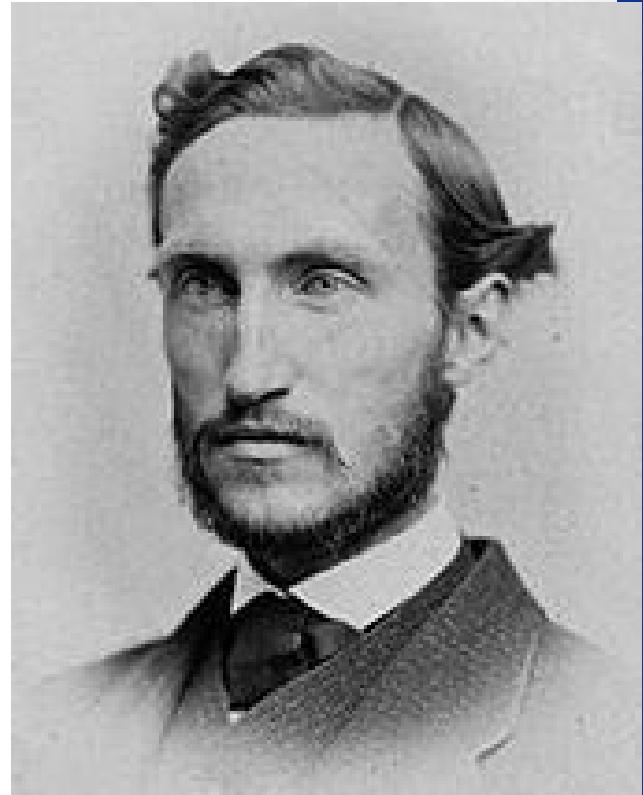
Note la escala de las microfotografías y recuerde que el diámetro de un cabello esta en el orden de las 70 μ m

Aunque a simple vista la aleación compuesta por Ni (21.9%p/p), Al (8.1%p/p), Cr(4.2%p/p), Ta (0.9%p/p), Zr (0.3p/p) parece homogénea, a escala microscópica se observan distintas fases sólidas, con distinta composición y forma de cristalización (Dendritas vs granos)

Askeland, D. (1998) "Ciencia e Ingeniería de los Materiales". International Thompson Editores

Regla de Las Fases

- Deducida usando principios termodinámicos en 1870s por el físico-matemático norteamericano Josiah Willard Gibbs.
- Permite identificar el numero posible de grados de libertad en un sistema cerrado al equilibrio en terminos del numero de componentes y fases presentes.



http://en.wikipedia.org/wiki/Josiah_Willard_Gibbs

Regla de Las Fases

$$F = C - P + 2$$

- F: Grados de Libertad
- C: Componentes
- P: Fases

Al equilibrio todo componente i del sistema debe cumplir con:

$$\mu_i|_{FaseA} = \mu_i|_{FaseB} = \dots = \mu_i|_{FaseP}$$

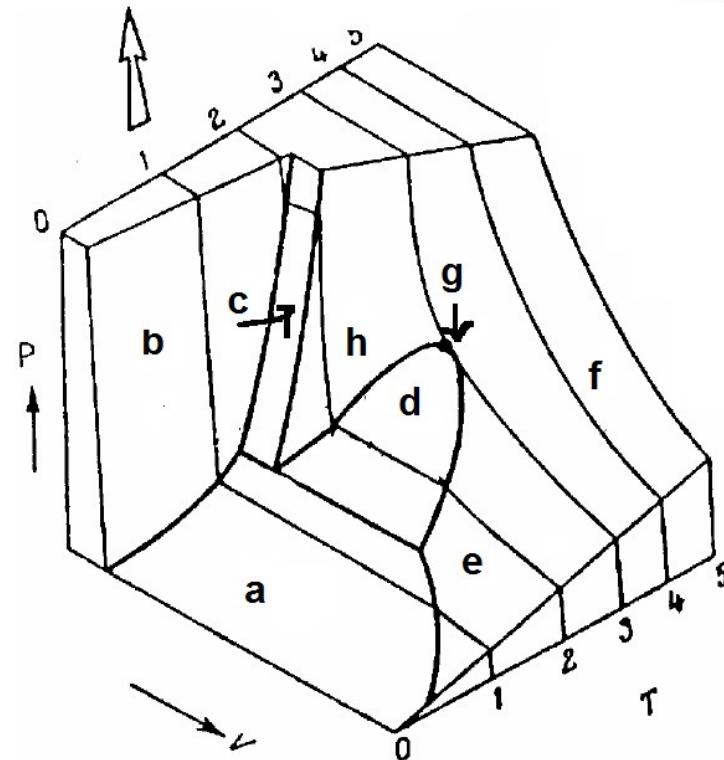
$$d\mu_i = \left(\frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{P,T,n_j \neq n_i} = -Td\bar{S}_i + \bar{V}_i dP \quad \xrightarrow{\text{C(P-1)}}$$

Diagrama de Fases

- Es la representación gráfica de las fronteras entre diferentes estados de la materia*

De forma mas específica:

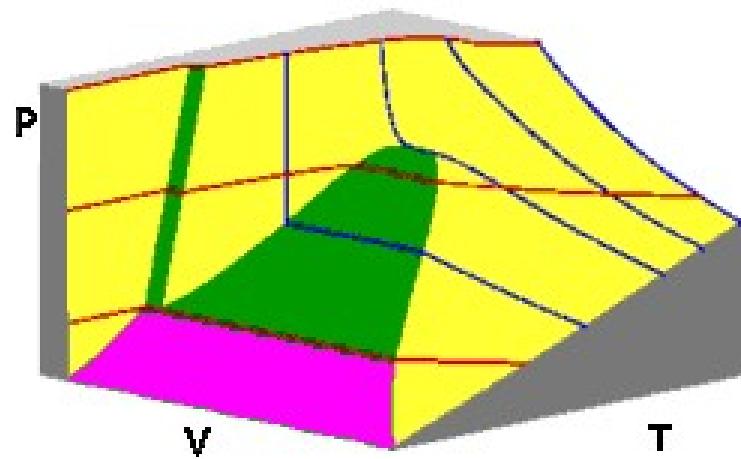
- Es la representación gráfica de la estabilidad termodinámica de las distintas fases posibles para un sistema de n componentes.



*http://es.wikipedia.org/wiki/Diagrama_de_fase

Diagrama de Fases para un compuesto puro

$$F=C-P+2$$



- Lineas azules → Isotermas
- Lineas Rojas → Isobaras
- Regiones Amarillas → Monofasicas
- Regiones Verdes → Bifasicas

<http://www.eng.usf.edu/~campbell/Thermol/Proptut/tut1.html>

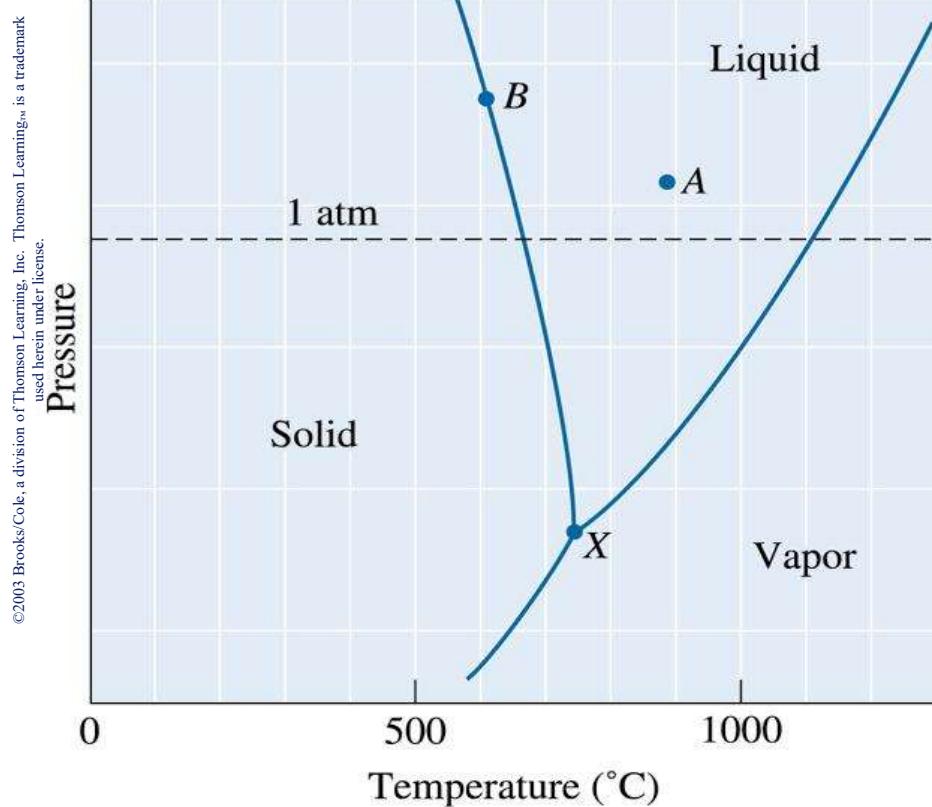
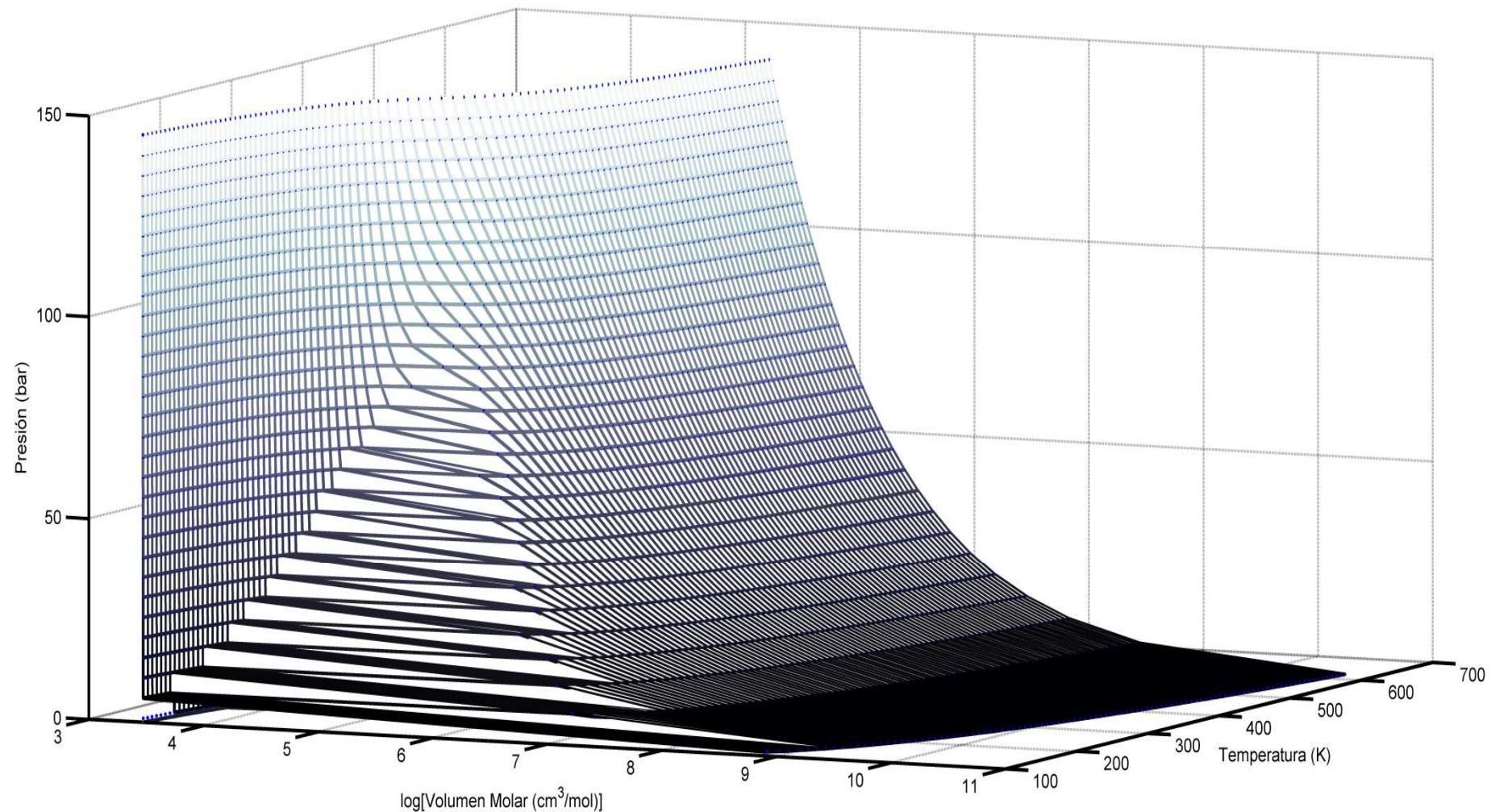


Diagrama de Fases para el magnesio
(Proyección PT del domo PVT)

Askeland, D. (1998) "Ciencia e Ingeniería de los Materiales". International Thompson Editores.

Diagrama de Fases para un compuesto nitrógeno



Equilibrio Termodinámico de Fases

Se tiene un sistema cerrado heterogéneo
Con 2 fases (líquido y vapor) de una sustancia pura en
EQUILIBRIO TERMODINAMICO

Para describir el estado de equilibrio debe cumplirse que:

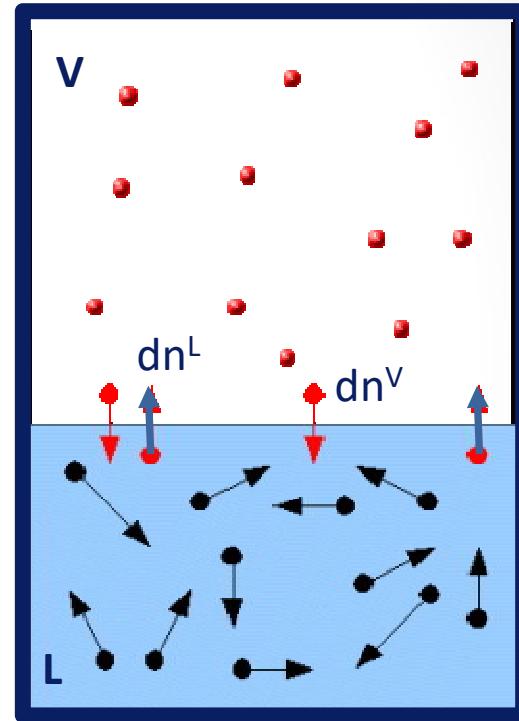
que:

$$\begin{aligned} T^L = T^V = \dots T &\longrightarrow \text{Equilibrio Térmico} \\ P^L = P^V = \dots P &\longrightarrow \text{Equilibrio Mecánico} \\ \mu^L = \mu^V &\longrightarrow \text{Equilibrio Químico} \end{aligned} \quad \boxed{\quad}$$

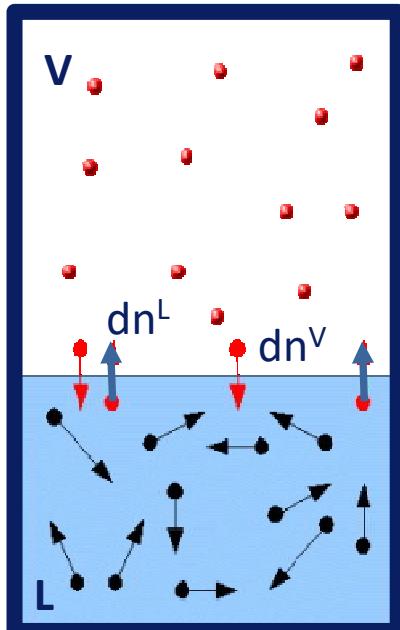
El sistema entero no sufre cambios ni de masa ni de energía

Cada fase es un sistema abierto cuya energía y masa cambian debido a:

- Evaporación desde el líquido de dn^L moles
 - Condensación desde el vapor de dn^V moles



Equilibrio Termodinámico de Fases



$$\begin{aligned}
 n_T &= n_L + n_V = \text{cte} \\
 d(n_T) &= d(n_L + n_V) = dn_L + dn_V = 0 \\
 dn_L &= -dn_V \\
 dU^T &= \delta Q^T - \delta W^T \\
 d(n_T U) &= d(n_L U_L) + d(n_V U_V) \\
 d(n_L U_L) &= T_L d(n_L S_L) - P_L d(n_L V_L) \\
 d(n_V U_L) &= T_V d(n_V S_V) - P_V d(n_V V_V) \\
 T_L &= T_V = T \\
 P_L &= P_V = P \\
 d(n_L U) + Pd(n_L V_L) - Td(n_L S_L) &= 0 \\
 d(n_V U) + Pd(n_V V_V) - Td(n_V S_V) &= 0
 \end{aligned}$$

Equilibrio Térmico $T_L = T_V = T$ Equilibrio Mecánico $P_L = P_V = P$ $d(n_L U) + Pd(n_L V_L) - Td(n_L S_L) = 0$ $d(n_V U) + Pd(n_V V_V) - Td(n_V S_V) = 0$ $d(n_L (U_L + PV_L - TS_L)) = 0$ $d(n_V (U_V + PV_V - TS_V)) = 0$ $H \equiv U + PV$ $G \equiv H - TS$ $d(n_L G_L) = 0$ $d(n_V G_V) = 0$ $d(n_V G_V) + d(n_L G_L) = 0$ $G_V d(n_V) + G_L d(n_L) = 0$ $G_V d(n_V) - G_L d(n_V) = 0$ $G_V = G_L$

$$dU \leq TdS - PdV$$

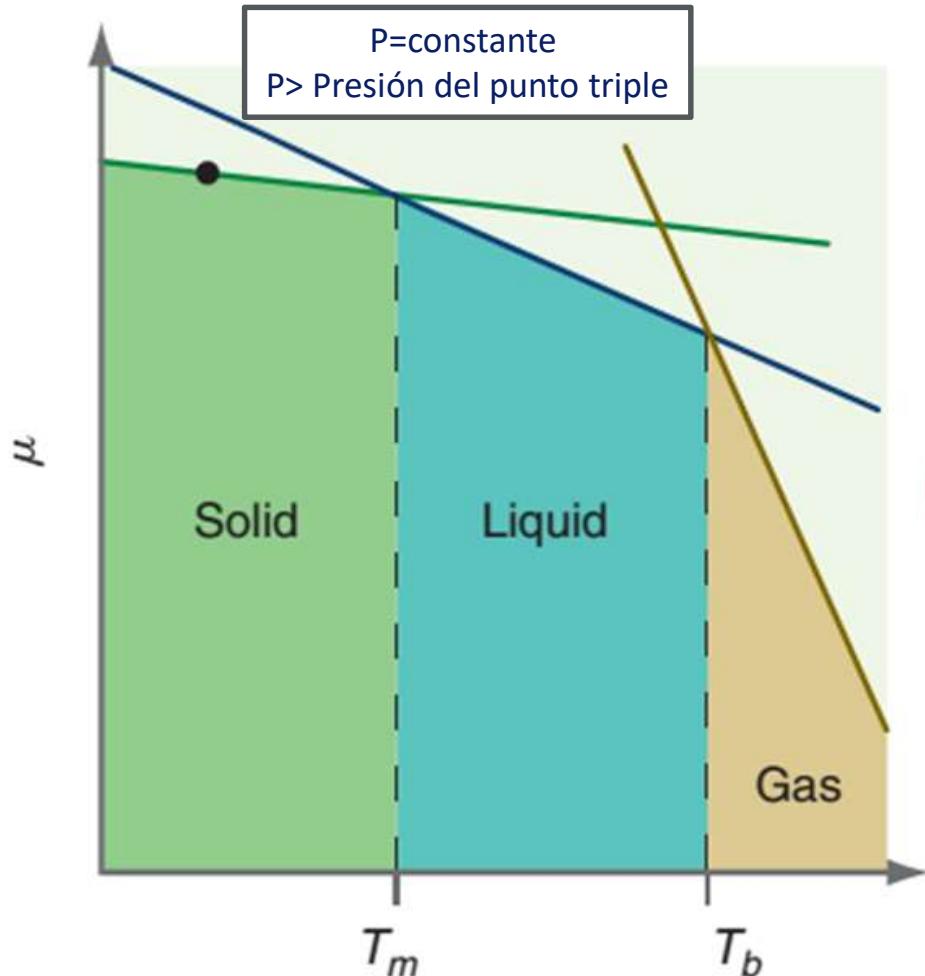
Todo acercamiento al equilibrio a (S,V) constantes viene acompañado de una disminución de la energía del sistema

$$dG \leq 0$$

Para que exista equilibrio químico la sustancia debe presentar el mismo valor de Energía Libre de Gibbs en cada fase

Potencial químico de una sustancia pura

Energía Libre de Gibbs Molar , $G \sim$ Potencial químico, μ



$$dG = d\mu = -S_m dT + V_m dP$$

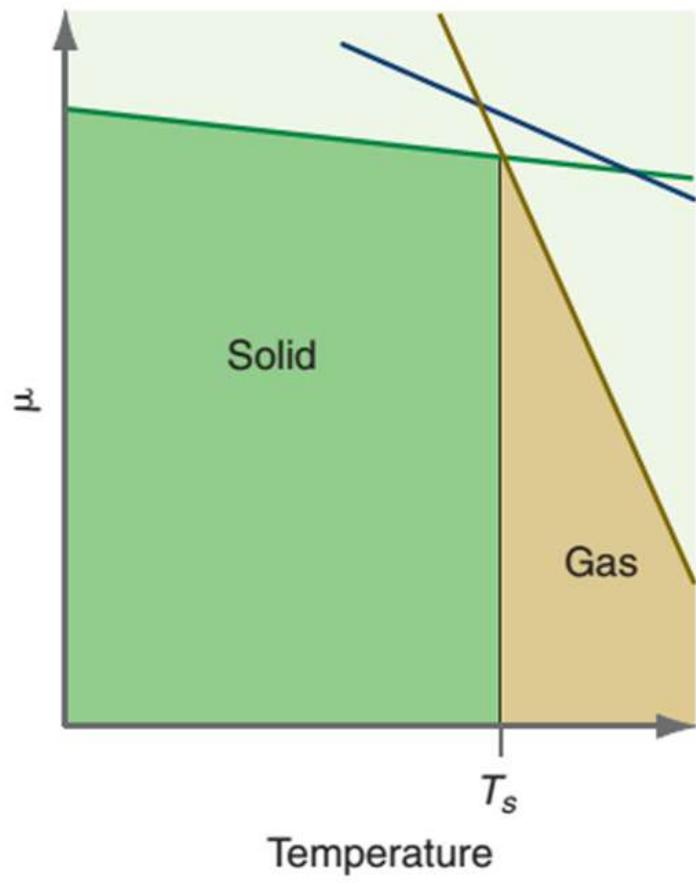
$$\left(\frac{\partial \mu}{\partial T}\right)_P = -S_m \quad \text{and} \quad \left(\frac{\partial \mu}{\partial P}\right)_T = V_m$$

$$S_m^{gas} > S_m^{liquid} > S_m^{solid}$$

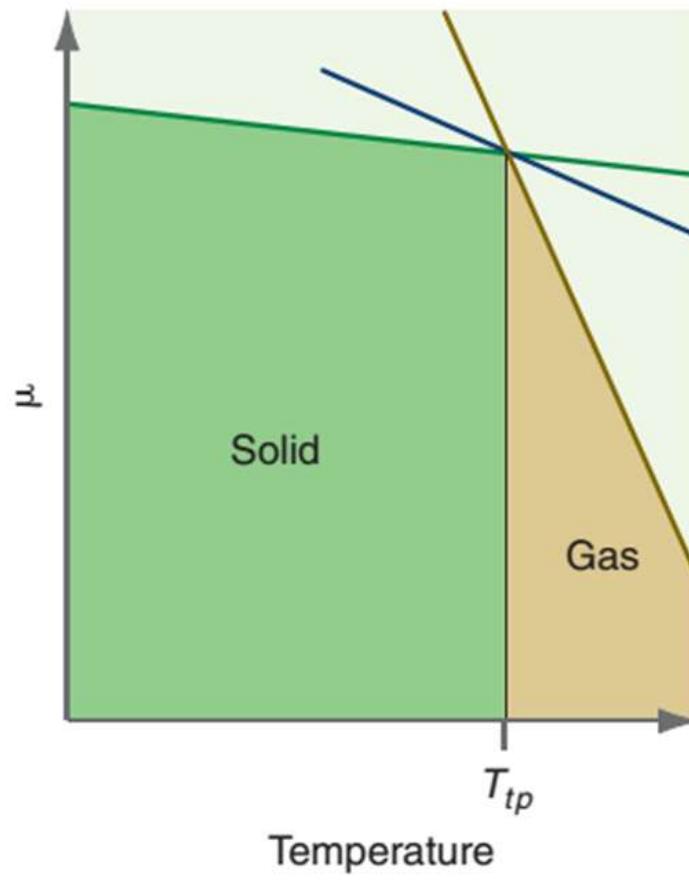
T_m: Temp. Fusión a P

T_b: Temp. Ebullición a P

Punto triple



$$P_{\text{exterior}} < P_{\text{triple}}$$

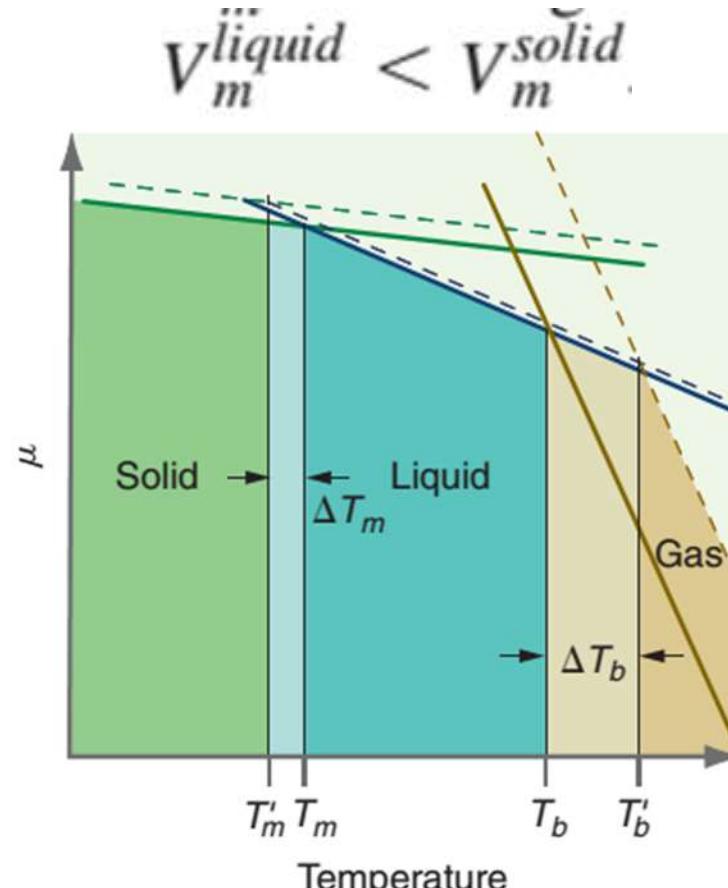
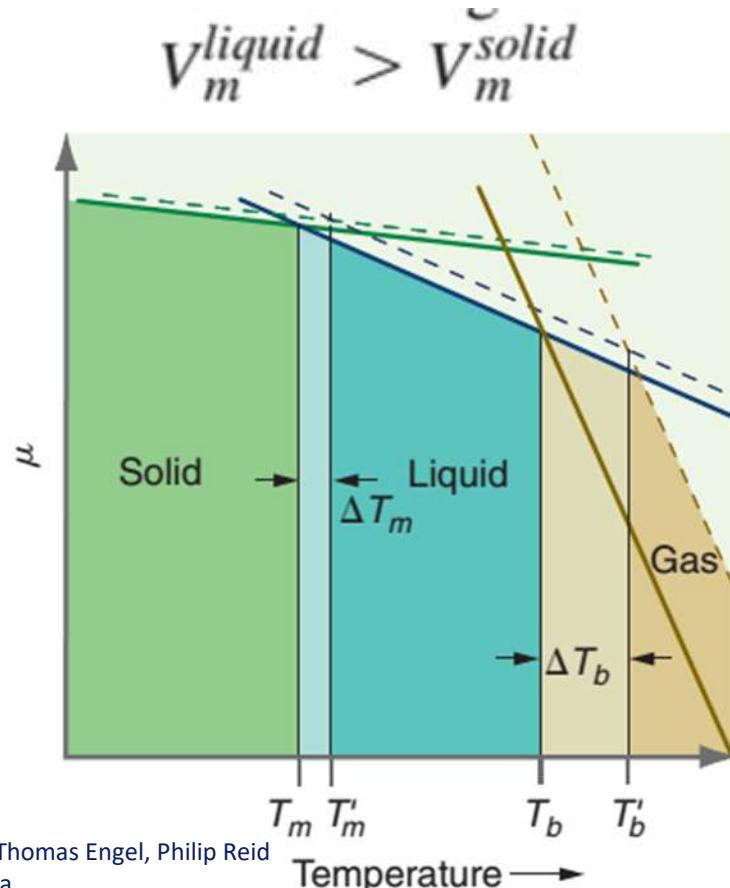


$$P_{\text{exterior}} = P_{\text{triple}}$$

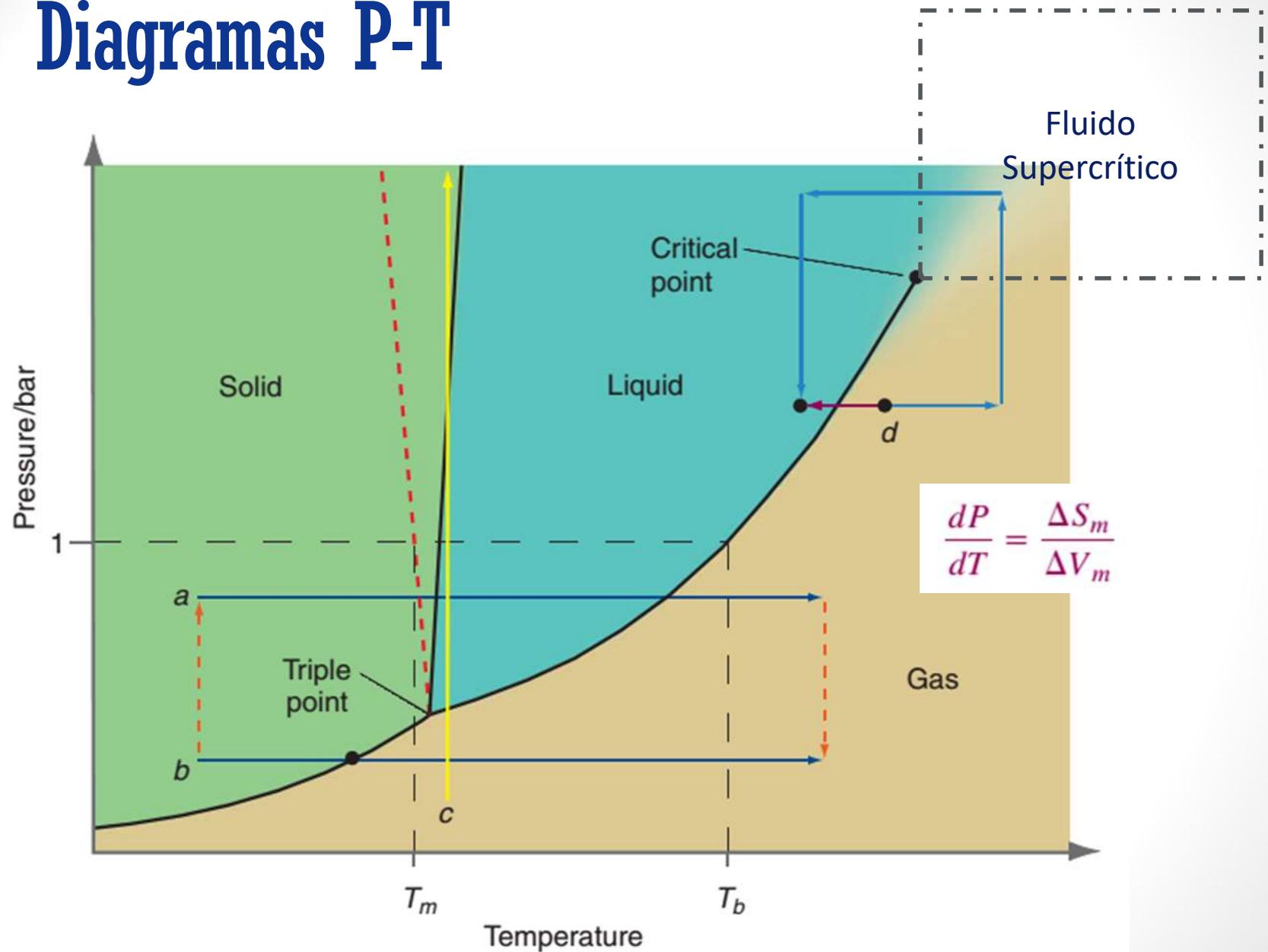
Efecto de la presión sobre las temperaturas de cambio de fase

$$P_2 > P_1$$

P_2 --- (línea discontinua) P_1 — (línea continua)



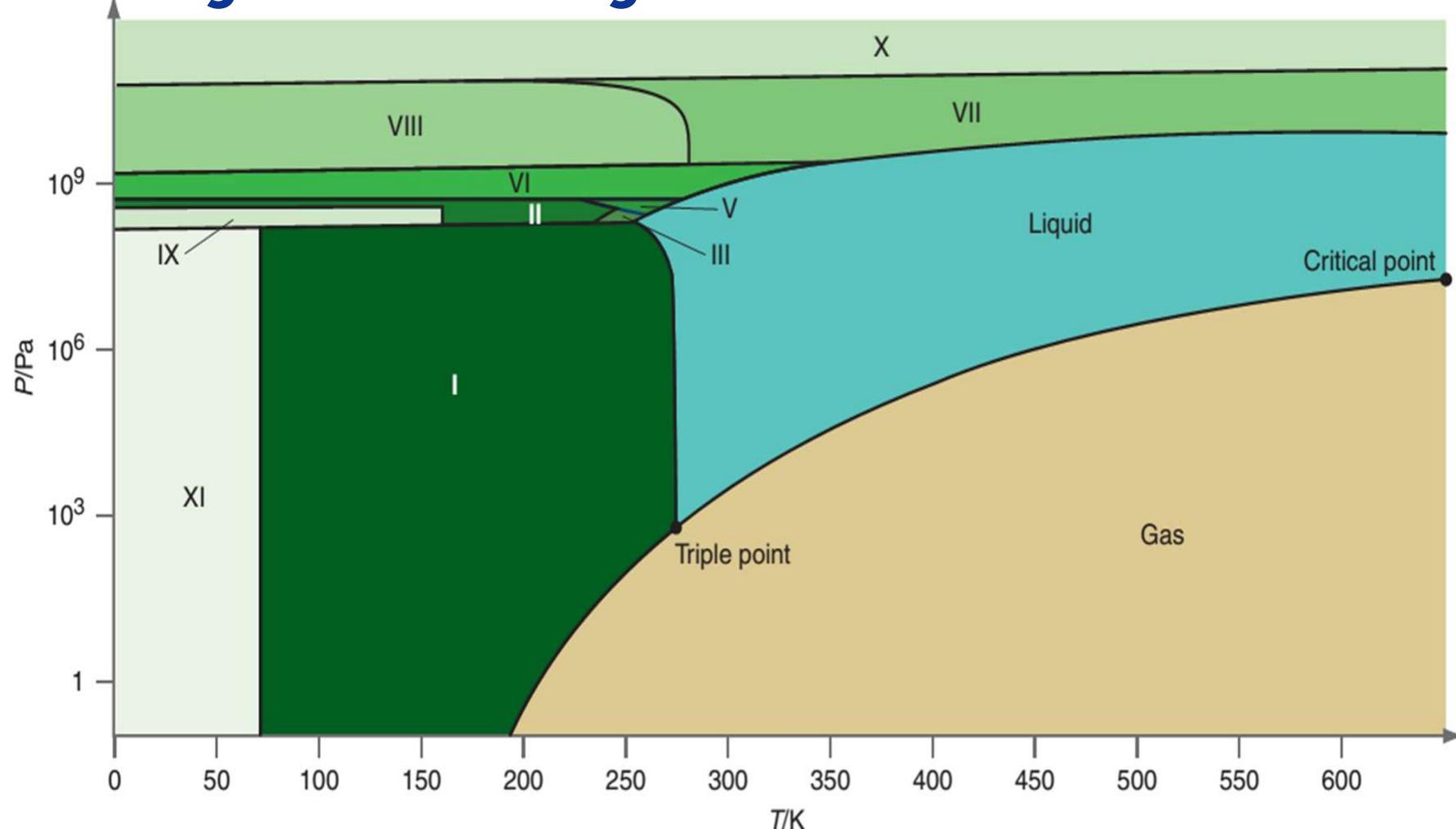
Diagramas P-T



Tomado de: Thomas Engel, Philip Reid Química Física

Diagrama P-T: Agua

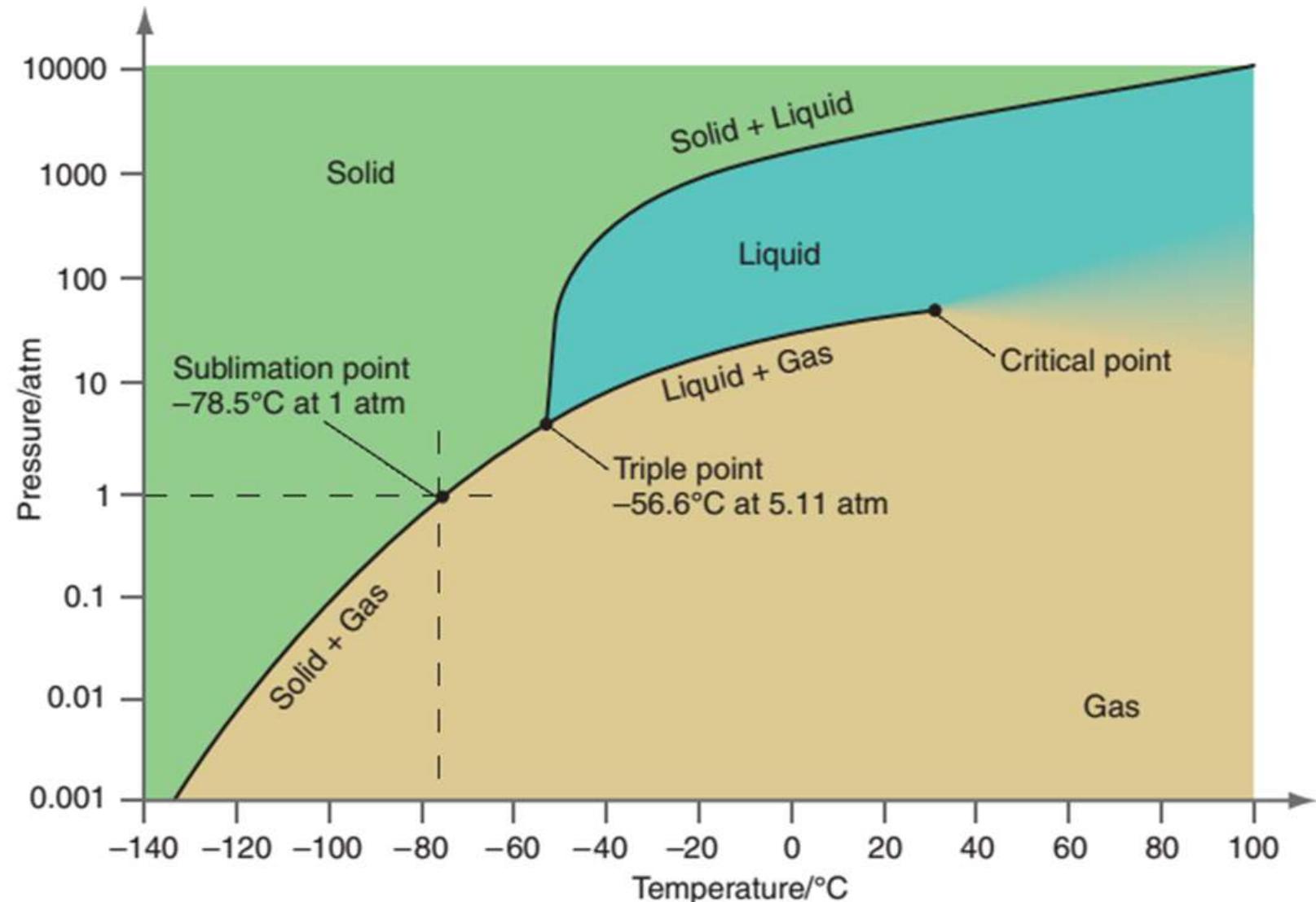
Tomado de: Thomas Engel, Philip Reid Química Física



The $P-T$ phase diagram for H_2O is shown for pressures up to $P = 10^{12} \text{ Pa}$ and $T = T_c$.

Source: Adapted from “Water Structure and Science,” <http://www.lsbu.ac.uk/water/phase.html>, courtesy of Martin Chaplin.

Diagrama P-T: CO₂



Tomado de: Thomas Engel, Philip Reid Química Física

Diagrama P-T : Azufre

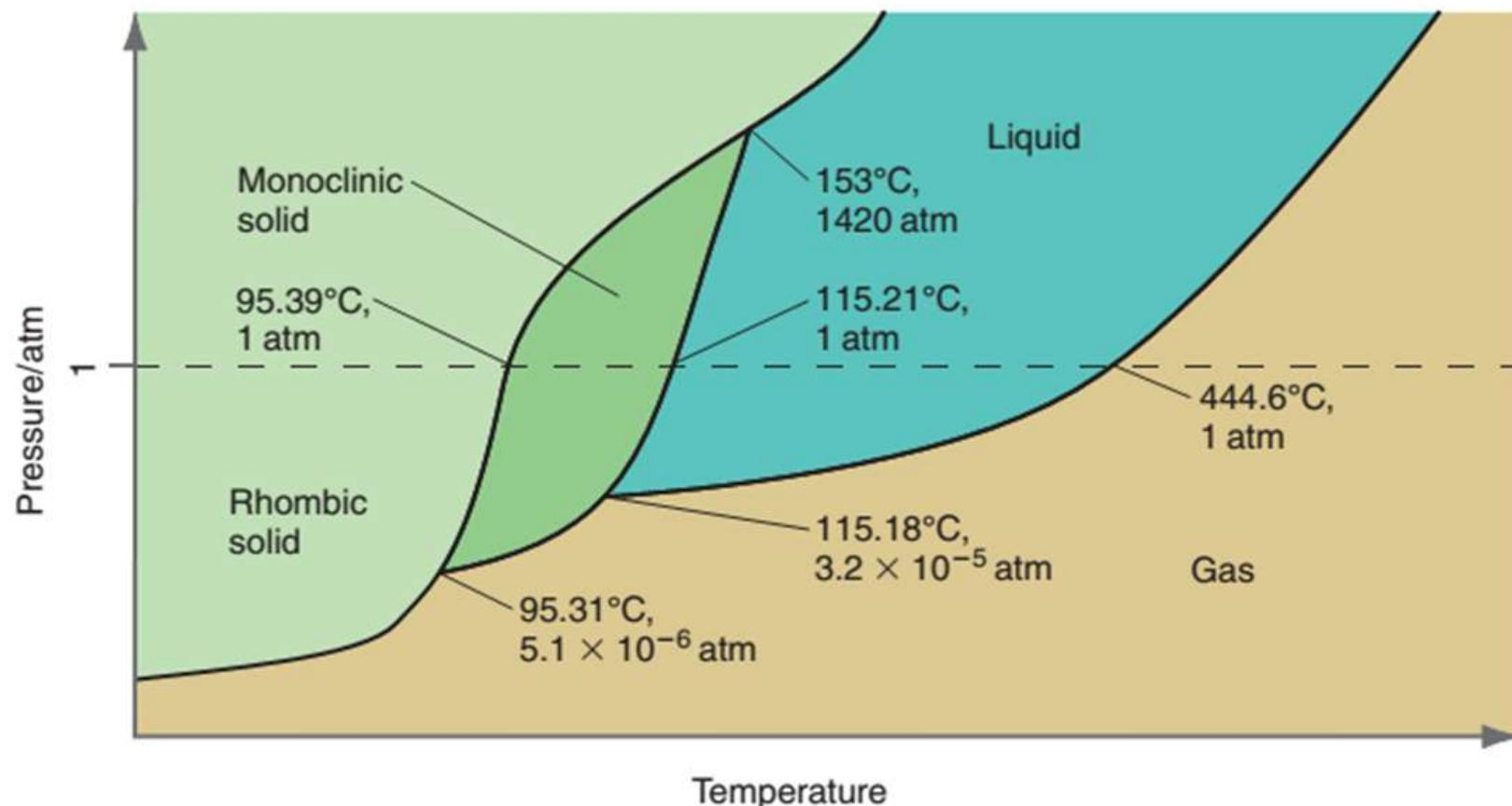
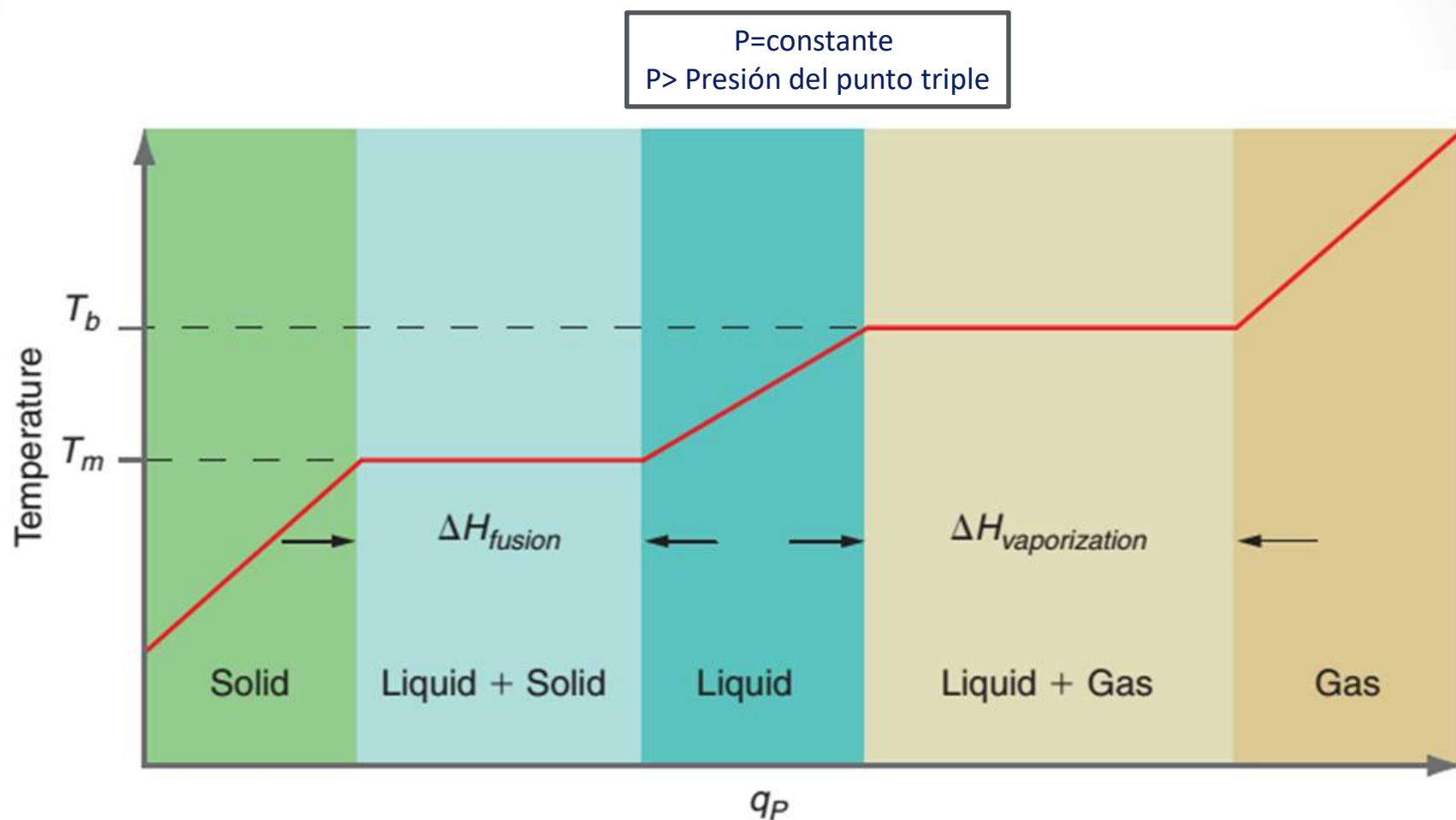


FIGURE 8.11

The $P-T$ phase diagram for sulfur (not to scale).

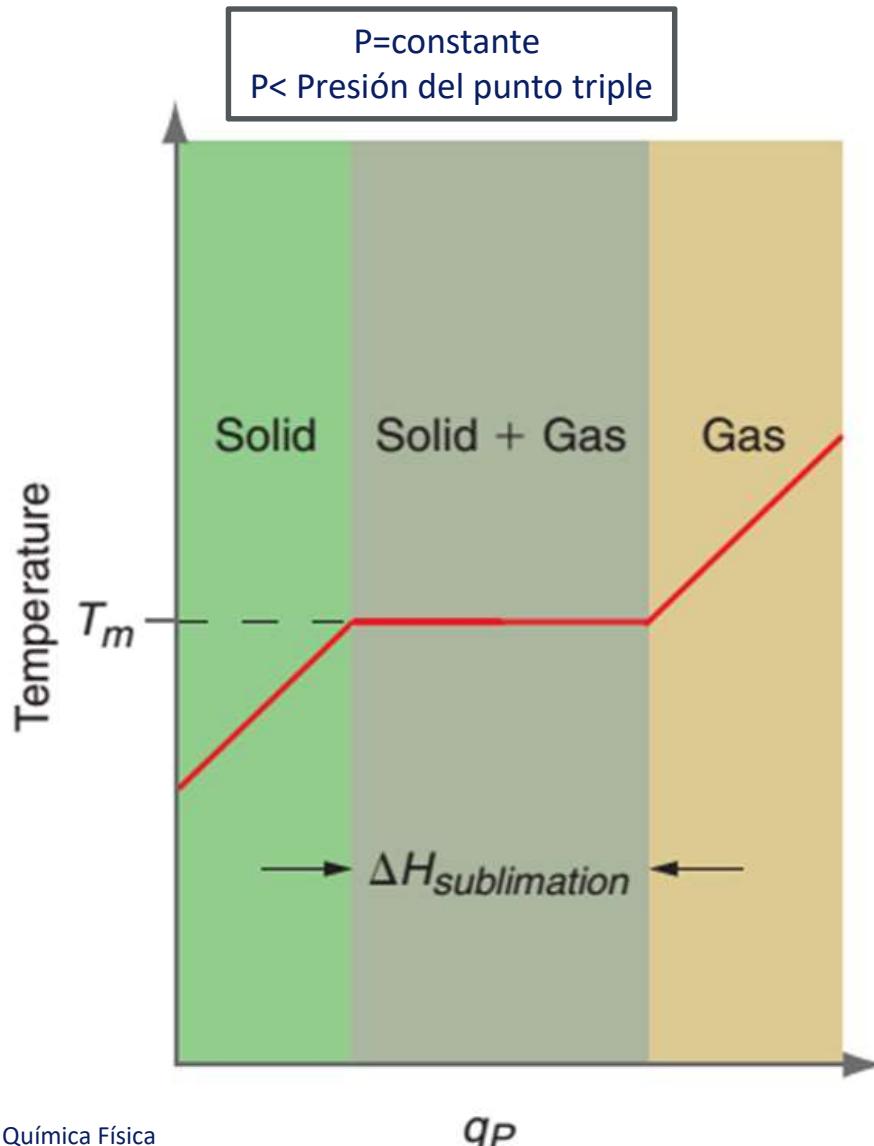
Cambios de fase a presión constante



$$\Delta H = \Delta H_{sublimation} = \Delta H_{fusion} + \Delta H_{vaporization}$$

Tomado de: Thomas Engel, Philip Reid Química Física

Cambios de fase a presión constante



Tomado de: Thomas Engel, Philip Reid Química Física

Equilibrio líquido-vapor para una sustancia pura

$$\mu_\alpha(P, T) = \mu_\beta(P, T)$$

$$\mu_\alpha(P, T) + d\mu_\alpha = \mu_\beta(P, T) + d\mu_\beta$$

$$d\mu_\alpha = d\mu_\beta$$

$$d\mu_\alpha = -S_{m\alpha} dT + V_{m\alpha} dP \quad \text{and} \quad d\mu_\beta = -S_{m\beta} dT + V_{m\beta} dP$$

$$-S_{m\alpha} dT + V_{m\alpha} dP = -S_{m\beta} dT + V_{m\beta} dP$$

$$(S_{m\beta} - S_{m\alpha}) dT = (V_{m\beta} - V_{m\alpha}) dP$$

$$\frac{dP}{dT} = \frac{\Delta S_m}{\Delta V_m}$$

Ecuación de Clausius

Agua

$$\begin{aligned} \left(\frac{dP}{dT}\right)_{fusion} &= \frac{\Delta S_{fusion}}{\Delta V_{fusion}} \approx \frac{22 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}}{\pm 4.0 \times 10^{-6} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1}} \\ &= \pm 5.5 \times 10^6 \text{ Pa K}^{-1} = \pm 55 \text{ bar K}^{-1} \end{aligned} \quad \begin{aligned} \left(\frac{dP}{dT}\right)_{vaporization} &= \frac{\Delta S_{vaporization}}{\Delta V_{vaporization}} \approx \frac{95 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}}{2.0 \times 10^{-2} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1}} \approx 4.8 \times 10^3 \text{ Pa K}^{-1} \\ &= 4.8 \times 10^{-2} \text{ bar K}^{-1} \end{aligned} \quad (8.1)$$

Tomado de: Thomas Engel, Philip Reid Química Física

Equilibrio sólido-líquido

$$\int_{P_i}^{P_f} dP = \int_{T_i}^{T_f} \frac{\Delta S_{fusion}}{\Delta V_{fusion}} dT = \int_{T_i}^{T_f} \frac{\Delta H_{fusion}}{\Delta V_{fusion}} \frac{dT}{T} \approx \frac{\Delta H_{fusion}}{\Delta V_{fusion}} \int_{T_i}^{T_f} \frac{dT}{T}$$

$$P_f - P_i = \frac{\Delta H_{fusion}}{\Delta V_{fusion}} \ln \frac{T_f}{T_i} = \frac{\Delta H_{fusion}}{\Delta V_{fusion}} \ln \frac{T_i + \Delta T}{T_i} \approx \frac{\Delta H_{fusion}}{\Delta V_{fusion}} \frac{\Delta T}{T_i}$$

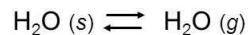
Equilibrio sólido-vapor para una sustancia pura

Sólidos → ESV → sublimación

- Desarrolle la ecuación para describir la línea de puntos de sublimación (S→V) o de condensación (V→S) indicando todas las suposiciones del caso

Sublimación

Cambios de fase

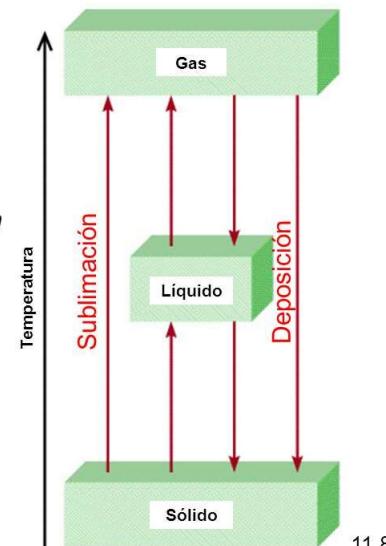


Calor molar de sublimación (ΔH_{sub}) es la energía requerida para sublimar 1 mol de un sólido.

$$\Delta H_{\text{sub}} = \Delta H_{\text{fus}} + \Delta H_{\text{vap}}$$

(Ley de Hess)

http://images.slideplayer.es/14/4415810/slides/slide_28.jpg



11.8

$$\frac{\ln p_{v,1}}{\ln p_{v,2}} = - \frac{\Delta H_{\text{sub},l}}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Presión de vapor: efecto de la temperatura

- Existe una dependencia de tipo LINEAL entre:
 - El logaritmo (\log_{10} o \ln) de la presión de vapor y el inverso de la temperatura absoluta ($1/T$)
- Si la temperatura aumenta la presión de vapor aumenta
 - La relación es de tipo exponencial entre la presión de vapor y el inverso de la temperatura (observe la ec. de Clausius-Clapeyron)

Presión de vapor: efecto de la presión

$$\mu_{liquid}(T, \mathbf{P}) = \mu_{gas}(T, P)$$

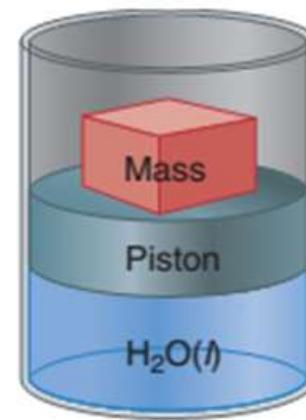
$$\left(\frac{\partial \mu_{liquid}(T, \mathbf{P})}{\partial \mathbf{P}} \right)_T = \left(\frac{\partial \mu_{gas}(T, P)}{\partial P} \right)_T \left(\frac{\partial P}{\partial \mathbf{P}} \right)_T$$

$$V_m^{liquid} = V_m^{gas} \left(\frac{\partial P}{\partial \mathbf{P}} \right)_T \quad \text{or} \quad \left(\frac{\partial P}{\partial \mathbf{P}} \right)_T = \frac{V_m^{liquid}}{V_m^{gas}}$$

$$\frac{RT}{P} dP = V_m^{liquid} d\mathbf{P} \quad \text{or} \quad RT \int_{P^*}^P \frac{dP'}{P'} = V_m^{liquid} \int_{P^*}^P d\mathbf{P}'$$

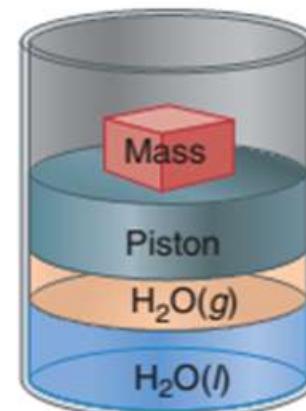
$$RT \ln \left(\frac{P}{P^*} \right) = V_m^{liquid} (\mathbf{P} - P^*)$$

Si el agua líquida estuviera sometida a una presión de 100 bar se incrementaría su presión de vapor en 7%



$P_{external} = 1.00 \text{ bar}$

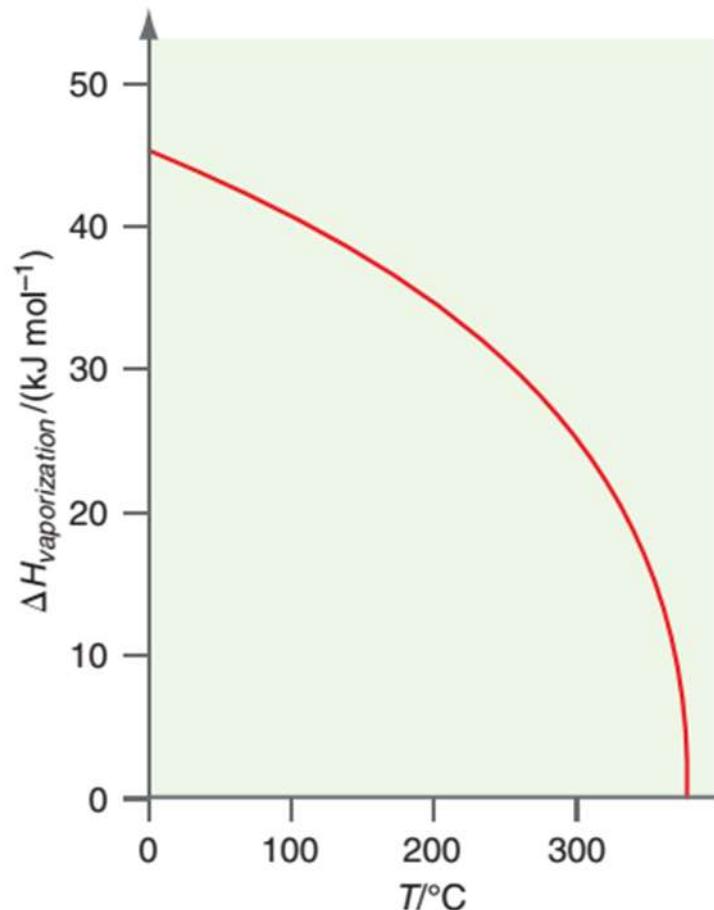
(a)



$P_{external} = 0.0316 \text{ bar}$

(b)

Efecto de la presión sobre el calor latente



Cambio del calor latente de vaporización del agua

- Cuando la presión se aproxima a la presión crítica el calor latente de vaporización se aproxima a cero

Tomado de: Thomas Engel, Philip Reid Química Física

Regla de Trouton

- ΔS vaporización ~ 90 J/mol/K

Para líquidos que no se asocian

- ΔS vaporización > 90 J/mol/K

Para líquidos que se asocian a través de puentes de hidrógeno (con grupos -OH, -NH₂)

TABLE 8.2 Melting and Boiling Temperatures and Enthalpies of Transition at 1 atm Pressure

Substance	Name	T_m (K)	ΔH_{fusion} (kJ mol ⁻¹) at T_m	T_b (K)	$\Delta H_{vaporization}$ (kJ mol ⁻¹) at T_b
Ar	Argon	83.8	1.12	87.3	6.43
Cl ₂	Chlorine	171.6	6.41	239.18	20.41
Fe	Iron	1811	13.81	3023	349.5
H ₂	Hydrogen	13.81	0.12	20.4	0.90
H ₂ O	Water	273.15	6.010	373.15	40.65
He	Helium	0.95	0.021	4.22	0.083
I ₂	Iodine	386.8	14.73	457.5	41.57
N ₂	Nitrogen	63.5	0.71	77.5	5.57
Na	Sodium	370.87	2.60	1156	98.0
NO	Nitric oxide	109.5	2.3	121.41	13.83
O ₂	Oxygen	54.36	0.44	90.7	6.82
SO ₂	Sulfur dioxide	197.6	7.40	263.1	24.94
Si	Silicon	1687	50.21	2628	359
W	Tungsten	3695	52.31	5933	422.6
Xe	Xenon	161.4	1.81	165.11	12.62
CCl ₄	Carbon tetrachloride	250	3.28	349.8	29.82
CH ₄	Methane	90.68	0.94	111.65	8.19
CH ₃ OH	Methanol	175.47	3.18	337.7	35.21
CO	Carbon monoxide	68	0.83	81.6	6.04
C ₂ H ₄	Ethene	103.95	3.35	169.38	13.53
C ₂ H ₆	Ethane	90.3	2.86	184.5	14.69
C ₂ H ₅ OH	Ethanol	159.0	5.02	351.44	38.56
C ₃ H ₈	Propane	85.46	3.53	231.08	19.04
C ₅ H ₅ N	Pyridine	231.65	8.28	388.38	35.09
C ₆ H ₆	Benzene	278.68	9.95	353.24	30.72
C ₆ H ₅ OH	Phenol	314.0	11.3	455.02	45.69
C ₆ H ₅ CH ₃	Toluene	178.16	6.85	383.78	33.18
C ₁₀ H ₈	Naphthalene	353.3	17.87	491.14	43.18

Sources: Data from Lide, D. R., ed. *Handbook of Chemistry and Physics*; 83rd ed. Boca Raton, FL: CRC Press, 2002; Lide, D. R., ed. *CRC Handbook of Thermophysical and Thermochemical Data*. Boca Raton, FL: CRC Press, 1994; and Blachnik, R., ed. *D'Ans Lax Taschenbuch für Chemiker und Physiker*, 4th ed. Berlin: Springer, 1998.

Problemas: Química Física Engel-Reid

P8.18 La presión de vapor del etanol líquido está dada por:

$$\ln\left(\frac{P}{Pa}\right) = 23,58 - \frac{3,6745 \times 10^3}{\frac{T}{K} - 46,702}$$

- Calcule la temperatura de ebullición normal
- Calcule el calor latente de vaporización a la temperatura de ebullición normal y a 298K

Problemas: Química Física Engel-Reid

P8.28 Use los valores de la presión de vapor del SO₂(l) para calcular el calor latente de vaporización usando un método de ajuste de mínimos cuadrados

T (K)	P (Pa)
190	824,1
200	2050
210	4591
220	9421
230	1,795E+04
240	3,211E+04
250	5,440E+04
260	8,793E+04

Ejercicio 1.3 Problemas de Química Física

-Adamson

- Certo líquido de peso molecular 60 tiene una temperatura crítica de 400 °C. Su punto de fusión es de 15000 °C, medido normalmente, y de 14980 °C en el punto triple(donde el sistema está solamente sometido a su propia presión de vapor, de baja magnitud). Las densidades del sólido y del líquido son $0,85 \text{ g/cm}^3$ y $0,80 \text{ g/cm}^3$ respectivamente. Calcular utilizando relaciones empíricas o semi-empíricas donde sea necesario:
 - Calor latente de vaporización
 - Calor latente de fusión
 - Calor latente de sublimación
 - Presión de vapor en el punto triple

Ejercicio 1. Problemas de Química Física

-Adamson

- El punto de ebullición normal de la piridina es 114 °C. A esta temperatura, su densidad de vapor es 2,5 g/cm³ y la densidad del líquido es 0,8 g/cm³. A una determinada temperatura más alta T', el líquido se ha expandido hasta que su densidad es 0,79 g/cm³. Calcular lo estimar con explicación:
 - Calor de vaporización
 - Punto de ebullición en la cima de una montaña donde la presión atmosférica es de 740 mmHg en vez de 760 mmHg
 - Densidad del vapor de la piridina a T'

Mortmer, Physical Chemistry

EXAMPLE 5.7

At 298.15 K, the vapor pressure of water is equal to 23.756 torr if no other substance is present. Calculate the vapor pressure of water if enough air is present in the vapor phase to give a total pressure of 1.000 atm = 760.0 torr.

Solution

The molar volume of water at this temperature is $18.05 \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1} = 18.05 \times 10^{-6} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1}$.

$$\frac{V_m^{(\text{liq})}(P'_2 - P'_1)}{RT} = \frac{(18.05 \times 10^{-6} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1})(760.0 \text{ torr} - 23.756 \text{ torr})}{(8.3145 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1})(298.15 \text{ K})} \left(\frac{101325 \text{ Pa}}{760.0 \text{ torr}} \right)$$
$$= 7.14 \times 10^{-4}$$
$$P = (23.756 \text{ torr}) e^{7.14 \times 10^{-4}} = 23.772 \text{ torr}$$

For many purposes, this increase in the vapor pressure due to atmospheric pressure is negligible.

Exercise 5.10

Find the total pressure necessary to change the vapor pressure of water by 1.00 torr at 100.0°C.

- b.** Is there a pressure at which the two forms could coexist at equilibrium at 298.15 K?
- 5.11** For the equilibrium between solid and liquid helium the derivative dP/dT approaches zero as the temperature approaches zero. What does this indicate?
- 5.12** **a.** The vapor pressure of solid water (ice I) is equal to 2.149 torr at -10°C and to 4.579 torr at 0°C . Find the average enthalpy change of sublimation of ice for this range of temperature.
- b.** The vapor pressure of water is equal to 23.756 torr at 25°C . Calculate the average enthalpy change of vaporization for the range of temperature from 0°C to 25°C .
- c.** Find the enthalpy change of fusion of water.
- 5.13** The triple point of ammonia is at 196.2 K and 49.42 torr. The molar enthalpy change of vaporization is equal to $24.65 \text{ kJ mol}^{-1}$ at this temperature.
- a.** Find the normal boiling temperature of ammonia.
- b.** The actual boiling temperature is -33°C . Find the average value of the molar enthalpy change of vaporization for the range between the triple point and the normal boiling temperature.
- 5.14** Find the slope of the solid–liquid coexistence curve at the triple point in the water phase diagram.
- 5.15** **a.** The vapor pressure of solid carbon dioxide is equal to 34.63 torr at -110.0°C and is equal to 672.2 torr at -80.0°C . Find the enthalpy change of sublimation for carbon dioxide.
- b.** Find the temperature at which the vapor pressure of solid carbon dioxide is equal to 760.0 torr (the normal sublimation temperature).
- 5.16** Mercury(II) sulfide, HgS , occurs in two crystalline forms, called “red” and “black.” For the conversion of the red form to the black form at 525°C , $\Delta G^\circ = -0.157 \text{ kJ mol}^{-1}$ and $\Delta H^\circ = 4.184 \text{ kJ mol}^{-1}$.
- a.** Assuming that ΔH° is independent of temperature, find the temperature at which the two forms can coexist at equilibrium at 1.000 bar. Which is more stable above this temperature? Which is more stable below this temperature?
- b.** The densities are 8.1 g cm^{-3} for the red form and 7.7 g cm^{-3} for the black form. Find the pressure at which the two forms can coexist at equilibrium at 525°C . Which form is more stable above this pressure? Which is more stable below this pressure?
- 5.17** **a.** Find the pressure needed in an autoclave or pressure cooker to attain a temperature of 120.0°C with liquid water and water vapor both present. Express the pressure in atmospheres and in psi(gauge), which means the pressure in excess of barometric pressure, measured in pounds per square inch. Assume that the barometric pressure is 1.00 atm, which is the same as 14.7 pounds per square inch.
- b.** Find the freezing temperature of water at a pressure equal to the pressure of part a.
- 5.18** The enthalpy change of vaporization of ethanol at its normal boiling temperature of 78.5°C is $40.48 \text{ kJ mol}^{-1}$.
- a.** Find the temperature at which the vapor pressure is equal to 755.0 torr.
- b.** Find the pressure that must be exerted on the liquid phase to make the vapor pressure equal to 760.0 torr at the temperature of part a.
- 5.19** Estimate the boiling temperature of water at an altitude of 1.00 mile, the altitude of Denver, Colorado. Assume that the atmosphere is at equilibrium at a temperature of 20°C and use the Boltzmann distribution to estimate the barometric pressure. State any other assumptions.
- 5.20** The vapor pressure of solid *p*-dibromobenzene is well represented from -45°C to 74°C by
- $$\log_{10}(P/\text{torr}) = -\frac{3850}{T} + 8.80$$
- where T is the Kelvin temperature. Find $\Delta_{\text{sub}}H_m$ and $\Delta_{\text{sub}}S_m$ at 15°C . Assume the vapor to be ideal and the molar volume of the solid to be negligible compared to that of the liquid.
- 5.21** **a.** The vapor pressure of water at 50.00°C is equal to 92.51 torr. Find the average value of the enthalpy change of vaporization between this temperature and the normal boiling temperature.
- b.** Find the value of the vapor pressure of water at 65°C .
- 5.22** Estimate the boiling temperature of water at an altitude of 8.5 km, the altitude of Mount Everest. Assume that the atmosphere is at equilibrium at a temperature of 0°C and use the Boltzmann distribution to estimate the barometric pressure. State any other assumptions.

Robert Mortimer, Physical Chemistry

Referencias a consultar

- Engel, T., Reid, P., & Hehre, W. J. (2012). *Química física*. Madrid: Pearson Educación.
- Mortimer, R. G. (2008). *Physical chemistry*. Amsterdam: Academic Press/Elsevier.

Biblioteca: B.I.A.C.I.

- **Titulo:** Fisicoquímica / Gilberto W. Castellan versión en español de María Eugenia Costas Basín y Carlos Amador Bedolla con la colaboración de Manuel Rodríguez Flores
Autor: [Castellan, Gilbert W](#) **Cota:** [QD453 C38 1987](#)
- **Titulo:** Fundamentos de fisicoquímica / Samuel H. Maron, Carl F. Prutton ; versión española Manuel Aragónés A.
Autor: [Maron, Samuel H.](#)
Cota: [QD453 M37 1968](#)
- **Titulo:** Problemas de química física / Arthur W. Adamson
Autor: [Adamson, Arthur W](#)
Cota: [QD456 A33 1975](#)

Material complementario

- Videos Interesantes
 - The conquest of cold
<https://www.youtube.com/watch?v=FDSUKb0B6qk>
 - The Gibbs phase rule
<https://www.youtube.com/watch?v=r4V7yP2e8A&list=PL4xAk5aclnUjMQaDPzjOWCkGQORbYDNI5&index=2>
 - Supercritical fluid
<https://www.youtube.com/watch?v=iY8FBRUHcEg>
 - Supercritical fluid
<https://www.youtube.com/watch?v=bJjcTpRzXpM>
 - Supercritical fluid
<https://www.youtube.com/watch?v=GEr3Nx5PTOA>
 - Superfluid helium
<https://www.youtube.com/watch?v=2Z6UJbwxBZI>