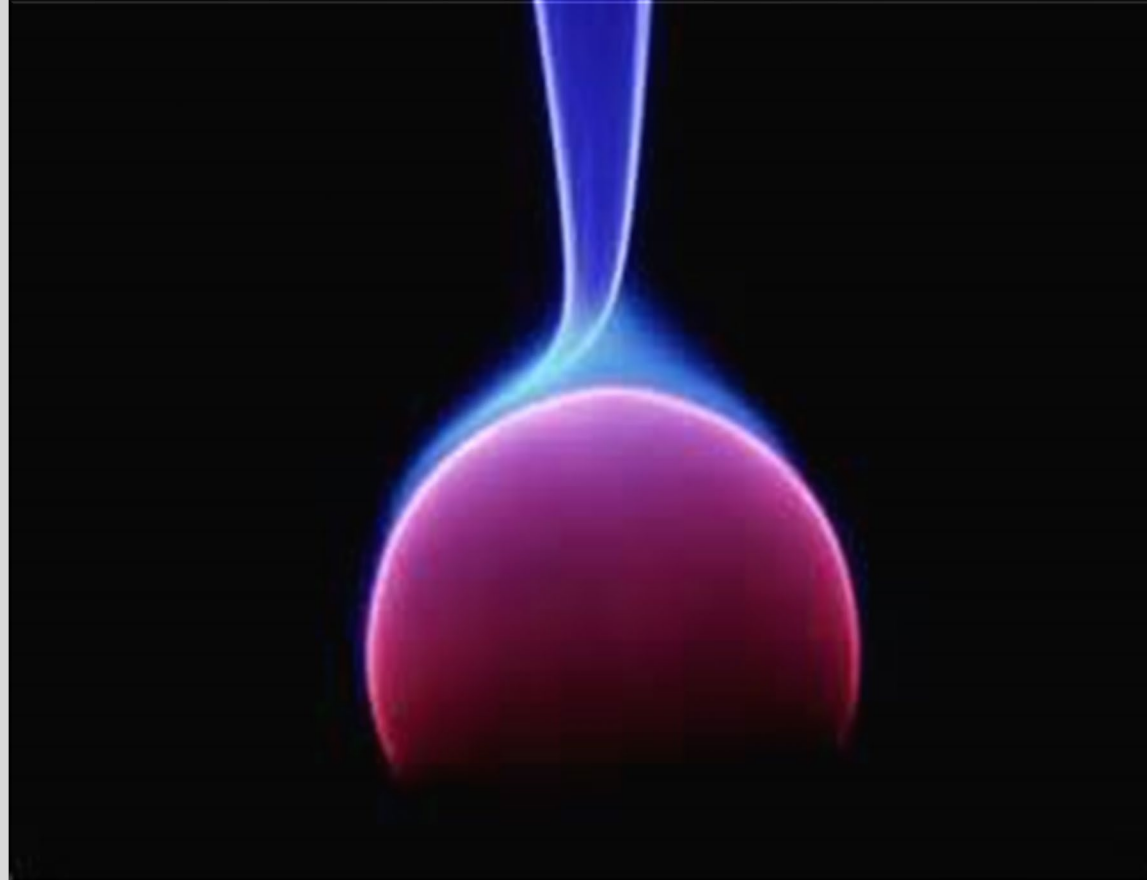


TERMODINÁMICA

EJERCICIOS ADICIONALES



TERMODINÁMICA

2.1. CONDICIONES DE EQUILIBRIO

La entropía específica molar del N_2 en condiciones estándar es de 130,6 J/molK y su calor específico a presión constante de 1 atm puede aproximarse por la expresión:

$$C_p^0 = 30,42 + 2,54r - 0,237 \frac{1}{r^2} \left[\frac{J}{mol K} \right], \quad r = \frac{T}{1000K}$$

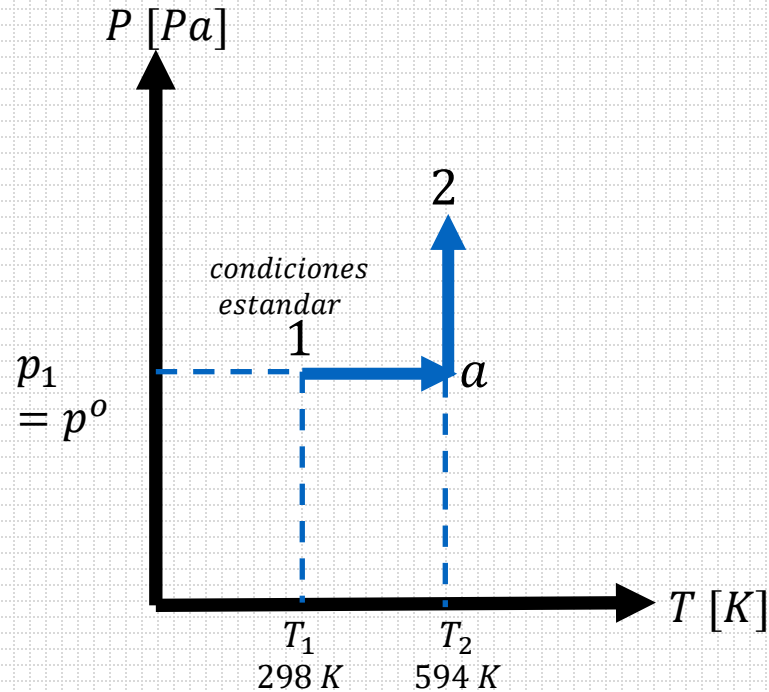
Determina el potencial químico del nitrógeno a 594 K de temperatura y 14,5 MPa de presión si puede suponerse que cumple la ecuación de estado de los gases ideales y se conviene en que su entalpía específica es nula en condiciones estándar.

-56375.28079 [J]

La entropía específica molar del N_2 en condiciones estándar es de 130,6 J/molK y su calor específico a presión constante de 1 atm puede aproximarse por la expresión:

$$C_p^o = 30,42 + 2,54r - 0,237 \frac{1}{r^2} \left[\frac{J}{mol K} \right], \quad r = \frac{T}{1000K}$$

Determina el potencial químico del nitrógeno a 594 K de temperatura y 14,5 MPa de presión si puede suponerse que cumple la ecuación de estado de los gases ideales y se conviene en que su entalpía específica es nula en condiciones estándar.



$$\mu_2 = g_2 = h_2 - T_2 s_2$$

Variación de entropía: ds

1 → a $p = p^o$

$$ds = \frac{c_p}{T} dT - \beta v dp$$

$$s_a = s_1^o + \int_{T_1}^{T_2} C_p^o \frac{dT}{T} = s_1^o + \int_{T_1}^{T_2} \left(30,42 + 2,54r - 0,237 \frac{1}{r^2} \right) \frac{dT}{T}$$

La entropía específica molar del N_2 en condiciones estándar es de 130,6 J/molK y su calor específico a presión constante de 1 atm puede aproximarse por la expresión:

$$C_p^o = 30,42 + 2,54r - 0,237 \frac{1}{r^2} \left[\frac{J}{mol K} \right], \quad r = \frac{T}{1000K}$$

Determina el potencial químico del nitrógeno a 594 K de temperatura y 14,5 MPa de presión si puede suponerse que cumple la ecuación de estado de los gases ideales y se conviene en que su entalpía específica es nula en condiciones estándar.

$$s_a = s_1^o + \int_{T_1}^{T_2} C_p^o \frac{dT}{T} = s_a + \int_{T_1}^{T_2} \left(30,42 + 2,54r - 0,237 \frac{1}{r^2} \right) \frac{dT}{T}$$

$$= s_1^o + 30,42 \ln \frac{T_2}{T_1} + 2,54 \cdot 10^{-3} (T_2 - T_1) + \frac{237000}{2} \left(\frac{1}{T_2^2} - \frac{1}{T_1^2} \right)$$

$$s_a = s_1^o + 20,74 \left[\frac{J}{mol K} \right]$$

La entropía específica molar del N_2 en condiciones estándar es de 130,6 J/molK y su calor específico a presión constante de 1 atm puede aproximarse por la expresión:

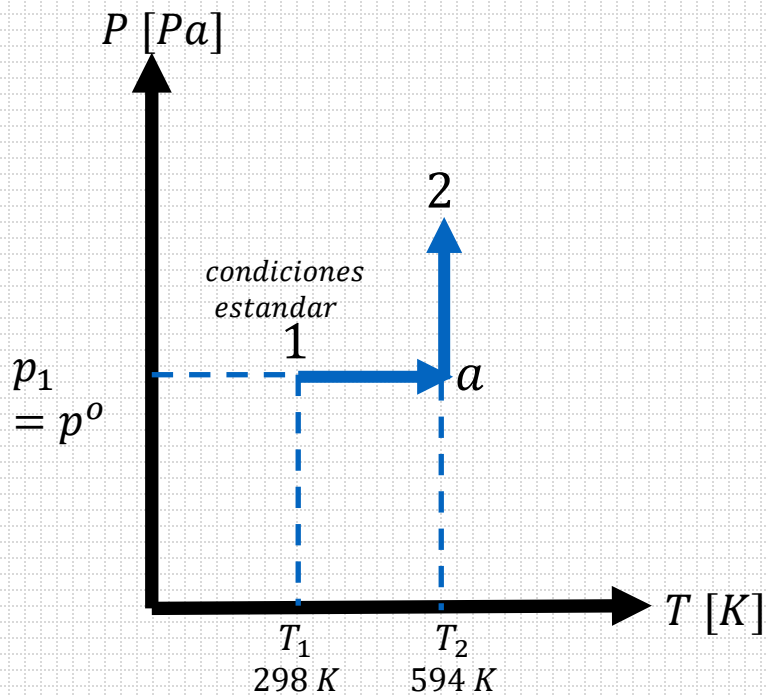
$$C_p^0 = 30,42 + 2,54r - 0,237 \frac{1}{r^2} \left[\frac{J}{mol K} \right], \quad r = \frac{T}{1000K}$$

Determina el potencial químico del nitrógeno a 594 K de temperatura y 14,5 MPa de presión si puede suponerse que cumple la ecuación de estado de los gases ideales y se conviene en que su entalpía específica es nula en condiciones estándar.

a → 2

$T_2 = cte$

Al ser un gas ideal: $\beta = \frac{1}{T}$, $pV = nRT$



$$ds = \frac{C_p}{T} dT - \beta v dp$$

$$s_2 = s_a - \int_{p_1}^{p_2} \beta v dp =$$

$$s_a - \int_{p_1}^{p_2} \frac{1}{T} \frac{RT}{P} dp = s_a - R \int_{p_1}^{p_2} \frac{dp}{P} =$$

$$s_2 = s_1^0 + 20,74 \left[\frac{J}{mol K} \right] - R \ln \frac{p_2}{p_1} = 110,1 \left[\frac{J}{mol K} \right]$$

La entropía específica molar del N_2 en condiciones estándar es de $130,6 \text{ J/molK}$, y su calor específico a presión constante de 1 atm puede aproximarse:

$$C_p^o = 30,42 + 2,54r - 0,237 \frac{1}{r^2} \left[\frac{J}{\text{mol K}} \right], \quad r = \frac{T}{1000K}$$

Determina el potencial químico del nitrógeno a 594 K de temperatura y $14,5 \text{ MPa}$ de presión si puede suponerse que cumple la ecuación de estado de los gases ideales y se conviene en que su entalpía específica es nula en condiciones estándar.

Variación de entalpía: dh

$$dh = Tds + vdp$$

$1 \rightarrow a \quad dp = 0$

$$dh = Tds = T C_p^o \frac{dT}{T}$$

$$= 8943 \frac{J}{\text{mol}}$$

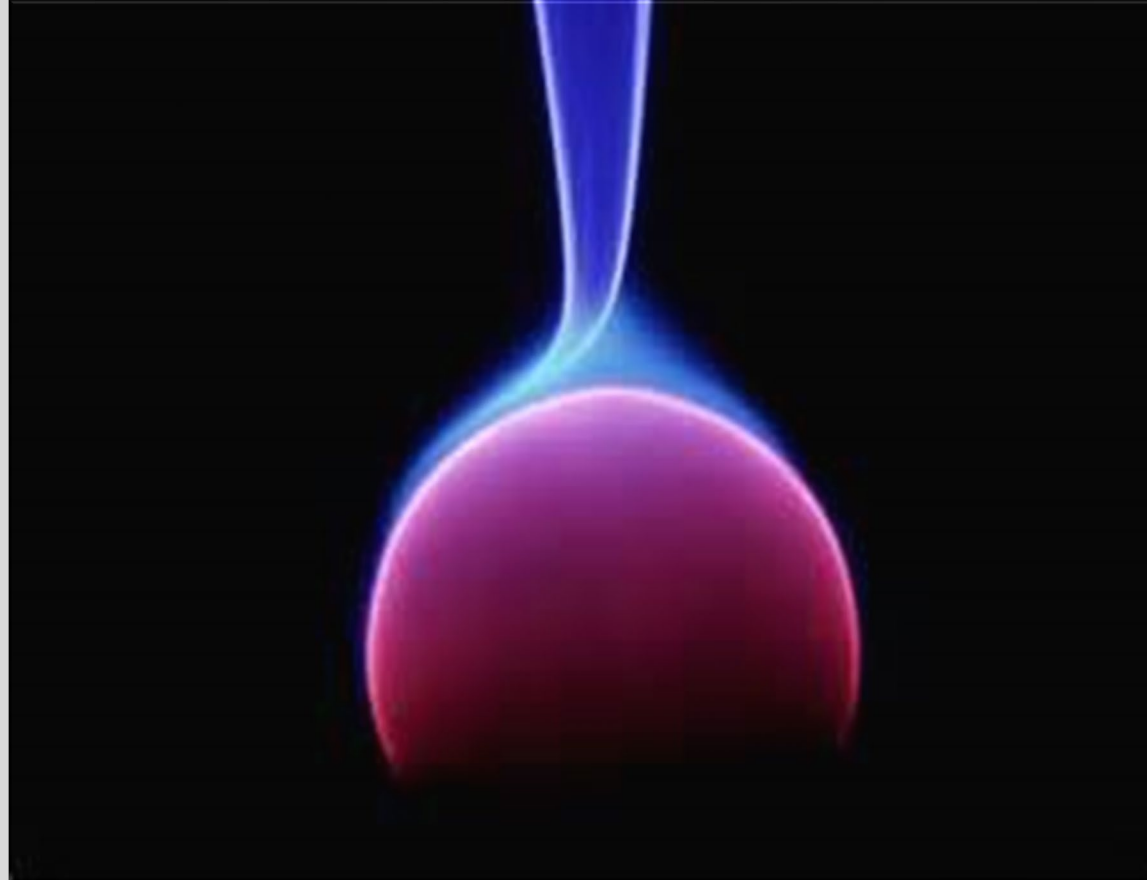
$$h_a = h_1^o + \int_1^2 C_p^o dT =$$

$$= 0 + 30,42(T_2 - T_1) + 2,54 \cdot 10^{-3} \frac{1}{2} (T_2^2 - T_1^2) + \frac{237000}{2} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

$a \rightarrow 2 \quad dT = 0$

$$dh = T(-\beta v dp) + v dp = -T \frac{1}{T} v dp + v dp = 0 \rightarrow h_2 = h_a$$

$$\mu_2 = g_2 = h_2 - T_2 s_2 = 8943 \frac{J}{\text{mol}} - 594 \text{ K} \cdot 110,1 \left[\frac{J}{\text{mol K}} \right] = -56,44 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$



Ejercicio 1

2.2. CAMBIOS DE FASE

Estima la variación de entropía cuando 5 ml de agua se evaporan reversiblemente a 98.3°C. Desprecia el volumen específico del líquido frente al del gas y supón constante la entalpía de vaporización e igual a 41 kJ/mol.

Datos: se evaporan 5ml => 5ml H₂O = 5g H₂O = 0.2778 mol H₂O

T = 98.3°C

v^l despreciable ($v^l \ll v^g$)

$\Delta_v h = 41$ KJ/mol

$$\Delta g = \Delta h - \Delta(Ts)$$

$$g^l - g^g = h^l - h^g - T \cdot (s^l - s^g)$$

Las condiciones de equilibrio son:

$$T^{(1)} = T^{(2)}$$

$$p^{(1)} = p^{(2)}$$

$$\mu^{(1)} = \mu^{(2)}$$



$$g^l - g^g = 0$$

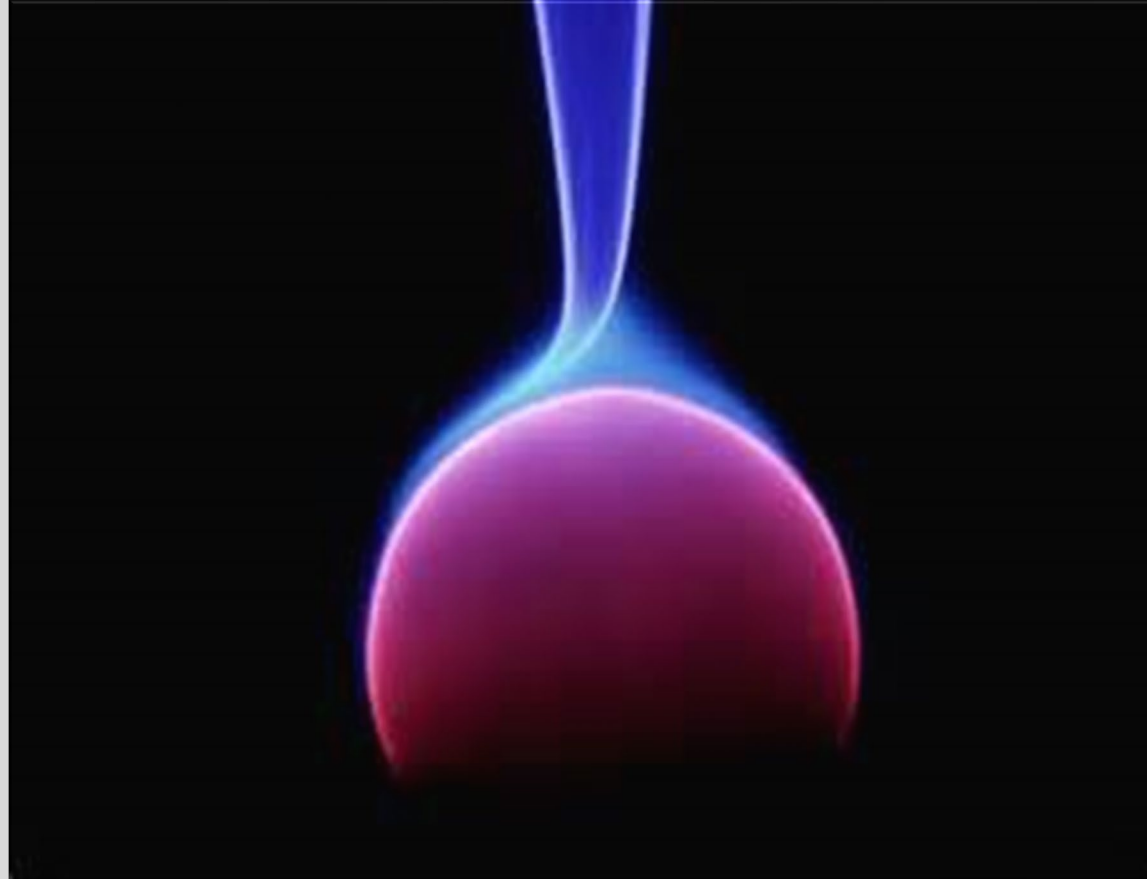
$$h^g - h^l = T \cdot (s^g - s^l)$$

$$\Delta s = \frac{\Delta h}{T}$$

$$\Delta S = n \cdot \Delta s$$

$$\Delta S = n \cdot \frac{\Delta h}{T} = 0.2778 \text{ mol} \cdot 41 \text{ kJ/mol} / (98.3 + 273) \text{ K}$$

$$\Delta S = 30,675 \frac{\text{J}}{\text{K}}$$



Ejercicio 2

2.2. CAMBIOS DE FASE

En un recipiente a una 1atm que contiene 5000 g de agua a 20 °C se coloca un bloque de hierro de 500 g a 100°C. Cual debe de ser la temperatura de equilibrio si se supone que el recipiente no recibe ni cede calor. Los datos son los siguientes:

1. Calor específico del hierro sólido $c_s = 0,43 \text{ cal/(g } ^\circ\text{C)}$

2. Calor específico del agua líquida $c_l = 1 \text{ cal/(g } ^\circ\text{C)}$

Etapas:

1. Se eleva la temperatura de los 5000 g de agua de 20°C (293,15 K) hasta T_f

$$Q_1 = 5000 \cdot 1 \cdot (T_f - 20)$$

2. Se reduce la temperatura de los 500g de hierro de 100°C (373,15 K) hasta T_f

$$Q_2 = 500 \cdot 0,43 \cdot (T_f - 100)$$

3. Para alcanzar el equilibrio ambos tienen que tener la misma T

$$Q_1 = Q_2$$

4. Despejando la temperatura final obtenemos

$$T_f = 23,29 \text{ } ^\circ\text{C}$$



Ejercicio 3

2.2. CAMBIOS DE FASE

Determinar el calor que hay que suministrar para convertir 1g de hielo a $-20\text{ }^{\circ}\text{C}$ en vapor a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$. Los datos son los siguientes:

1. Calor específico del hielo $c_h = 2090\text{ J}/(\text{kg K})$
2. Calor de fusión del hielo $l_f = 334 \cdot 10^3\text{ J}/\text{kg}$
3. Calor específico del agua líquida $c_l = 4180\text{ J}/(\text{kg K})$
4. Calor de vaporización del agua $l_v = 2260 \cdot 10^3\text{ J}/\text{kg}$

Etapas:

1. Se eleva la temperatura de 1g de hielo de $-20\text{ }^{\circ}\text{C}$ (253 K) a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ (273 K)

$$Q_1 = 0.001 \cdot 2090 \cdot (273 - 253) = 41.8\text{ J}$$

2. Se funde el hielo

$$Q_2 = 0.001 \cdot 334 \cdot 10^3 = 334\text{ J}$$

3. Se eleva la temperatura del agua de $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ (273 K) a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ (373 K)

$$Q_3 = 0.001 \cdot 4180 \cdot (373 - 273) = 418\text{ J}$$

4. Se convierte 1 g de agua a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ en vapor a la misma temperatura

$$Q_4 = 0.001 \cdot 2260 \cdot 10^3 = 2260\text{ J}$$

$$\text{El calor total } Q = Q_1 + Q_2 + Q_3 + Q_4 = 3053.8\text{ J.}$$



Ejercicio 4

2.2. CAMBIOS DE FASE

En condiciones estándar, algunas de las propiedades del grafito y del diamante (dos de las formas sólidas del carbono), son las que se listan más abajo.

- a. A partir de las definiciones de entalpía y energía libre de Gibbs, escribe la ecuación que relaciona el potencial químico con los valores molares de la entalpía y con la temperatura.
 - b. Determina el potencial químico de las alotrópicas en condiciones estándar.
 - c. Determina cual es el alótropo estable en condiciones estándar.
 - d. Estima la presión a la cual el grafito se transforma en diamante a 298 K.
- Desprecia los cambios de volumen debidos a cambios de presión y temperatura.

Propiedades del carbono en condiciones estándar

$$h_{\text{grafito}} = 0 \text{ [J/(mol)]}, s_{\text{grafito}} = 5.74 \text{ [J/(molK)]}, \rho_{\text{grafito}} = 2.22 \text{ [g/cm}^3\text{]}$$

$$h_{\text{diamante}} = 1900 \text{ [J/(mol)]}, s_{\text{diamante}} = 2.37 \text{ [J/(molK)]}, \rho_{\text{diamante}} = 3.515 \text{ [g/cm}^3\text{]}$$

En condiciones estándar, algunas de las propiedades del grafito y del diamante (dos de las formas sólidas del carbono), son las que se listan más abajo.

a. A partir de las definiciones de entalpía y energía libre de Gibbs, escribe la ecuación que relaciona el potencial químico con los valores molares de la entalpía y con la temperatura.

b. Determina el potencial químico de las alotrópicas en condiciones estándar.

c. Determina cual es el alótropo estable en condiciones estándar.

d. Estima la presión a la cual el grafito se transforma en diamante a 298 K.

Desprecia los cambios de volumen debidos a cambios de presión y temperatura.

Propiedades del carbono en condiciones estándar

$h_{\text{grafito}} = 0$ [J/(mol)], $s_{\text{grafito}} = 5.74$ [J/(molK)], $\rho_{\text{grafito}} = 2.22$ [g/cm³]

$h_{\text{diamante}} = 1900$ [J/(mol)], $s_{\text{diamante}} = 2.37$ [J/(molK)], $\rho_{\text{diamante}} = 3.515$ [g/cm³]

$$\left. \begin{array}{l} h = u + pv \\ g = u + pv - Ts \end{array} \right\} g = h - Ts \quad \rightarrow \quad \mu = g = h - Ts$$

En condiciones estándar, algunas de las propiedades del grafito y del diamante (dos de las formas sólidas del carbono), son las que se listan más abajo.

a. A partir de las definiciones de entalpía y energía libre de Gibbs, escribe la ecuación que relaciona el potencial químico con los valores molares de la entalpía y con la temperatura.

b. Determina el potencial químico de las alotrópicas en condiciones estándar.

c. Determina cual es el alótropo estable en condiciones estándar.

d. Estima la presión a la cual el grafito se transforma en diamante a 298 K.

Desprecia los cambios de volumen debidos a cambios de presión y temperatura.

Propiedades del carbono en condiciones estándar

$h_{\text{grafito}} = 0$ [J/(mol)], $s_{\text{grafito}} = 5.74$ [J/(molK)], $\rho_{\text{grafito}} = 2.22$ [g/cm³]

$h_{\text{diamante}} = 1900$ [J/(mol)], $s_{\text{diamante}} = 2.37$ [J/(molK)], $\rho_{\text{diamante}} = 3.515$ [g/cm³]

$$\text{Grafito: } \mu_g^0 = 0 - 298 \cdot 5.74$$

$$\mu_g^0 = -1711 \frac{J}{mol}$$

$$\text{Diamante: } \mu_d^0 = 1900 - 298 \cdot 2.37$$

$$\mu_g^0 = 1194 \frac{J}{mol}$$

En condiciones estándar, algunas de las propiedades del grafito y del diamante (dos de las formas sólidas del carbono), son las que se listan más abajo.

a. A partir de las definiciones de entalpía y energía libre de Gibbs, escribe la ecuación que relaciona el potencial químico con los valores molares de la entalpía y con la temperatura.

b. Determina el potencial químico de las alotrópicas en condiciones estándar.

c. Determina cual es el alótropo estable en condiciones estándar.

d. Estima la presión a la cual el grafito se transforma en diamante a 298 K.

Desprecia los cambios de volumen debidos a cambios de presión y temperatura.

Propiedades del carbono en condiciones estándar

$h_{\text{grafito}} = 0$ [J/(mol)], $s_{\text{grafito}} = 5.74$ [J/(molK)], $\rho_{\text{grafito}} = 2.22$ [g/cm³]

$h_{\text{diamante}} = 1900$ [J/(mol)], $s_{\text{diamante}} = 2.37$ [J/(molK)], $\rho_{\text{diamante}} = 3.515$ [g/cm³]

*La forma estable es la que tiene el menor potencial químico:
es estable el grafito.*

En condiciones estándar, algunas de las propiedades del grafito y del diamante (dos de las formas sólidas del carbono), son las que se listan más abajo.

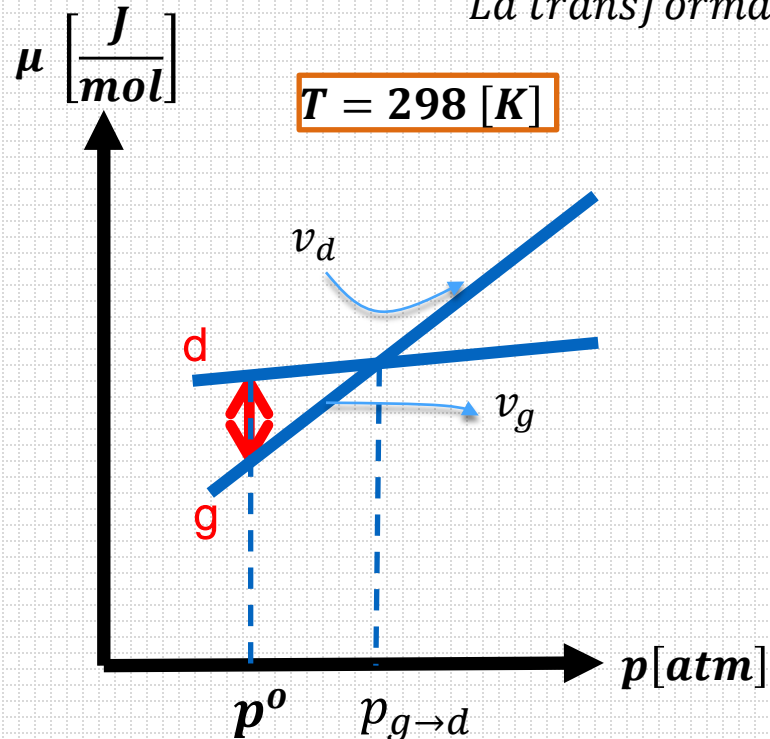
- A partir de las definiciones de entalpía y energía libre de Gibbs, escribe la ecuación que relaciona el potencial químico con los valores molares de la entalpía y con la temperatura.
- Determina el potencial químico de las alotrópicas en condiciones estándar.
- Determina cual es el alótropo estable en condiciones estándar.
- Estima la presión a la cual el grafito se transforma en diamante a 298 K.**
Desprecia los cambios de volumen debidos a cambios de presión y temperatura.

Propiedades del carbono en condiciones estándar

$$h_{\text{grafito}} = 0 \text{ [J/(mol)]}, s_{\text{grafito}} = 5.74 \text{ [J/(molK)]}, \rho_{\text{grafito}} = 2.22 \text{ [g/cm}^3\text{]}$$

$$h_{\text{diamante}} = 1900 \text{ [J/(mol)]}, s_{\text{diamante}} = 2.37 \text{ [J/(molK)]}, \rho_{\text{diamante}} = 3.515 \text{ [g/cm}^3\text{]}$$

La transformación $g \rightarrow d$ se producirá cuando la presión sea tal que :



$$\mu_g = \mu_d$$

Para cualquiera de los dos:

$$d\mu = -s dT + v dp$$

$$\int_{\mu^0}^{\mu} d\mu = \int_{p^0}^p v dp$$

$$\mu = \mu^0 + v \cdot (p - p^0)$$

En condiciones estándar, algunas de las propiedades del grafito y del diamante (dos de las formas sólidas del carbono), son las que se listan más abajo.

- A partir de las definiciones de entalpía y energía libre de Gibbs, escribe la ecuación que relaciona el potencial químico con los valores molares de la entalpía y con la temperatura.
- Determina el potencial químico de las alotrópicas en condiciones estándar.
- Determina cual es el alótropo estable en condiciones estándar.
- Estima la presión a la cual el grafito se transforma en diamante a 298 K.**
Desprecia los cambios de volumen debidos a cambios de presión y temperatura.

Propiedades del carbono en condiciones estándar

$$h_{\text{grafito}} = 0 \text{ [J/(mol)]}, s_{\text{grafito}} = 5.74 \text{ [J/(molK)]}, \rho_{\text{grafito}} = 2.22 \text{ [g/cm}^3\text{]}$$

$$h_{\text{diamante}} = 1900 \text{ [J/(mol)]}, s_{\text{diamante}} = 2.37 \text{ [J/(molK)]}, \rho_{\text{diamante}} = 3.515 \text{ [g/cm}^3\text{]}$$

$$v_g = \frac{Mm}{\rho_g} = \frac{12 \text{ g/mol}}{\rho_g}$$

$$v_d = \frac{Mm}{\rho_d}$$

$$\mu_d^0 + v_d \cdot (p - p^0) = \mu_g^0 + v_g \cdot (p - p^0)$$

$$p - p^0 = \frac{\mu_d^0 - \mu_g^0}{v_g - v_d} \Rightarrow$$

$$p - p^0 = \frac{1194 - (-1711)}{5.405 - 3.414} \cdot 10^6 \text{ Pa}$$

$$p = 1.459 \cdot 10^9 \text{ Pa}$$

$$p = 14400 \text{ atm}$$



Ejercicio 5

2.2. CAMBIOS DE FASE

Por debajo del punto triple (-56.2 °C), la presión de vapor del dióxido de carbono viene dada por

$$\ln \frac{p}{1 \text{ atm}} = -\frac{3116 \text{ K}}{T} + 16.01$$

y su calor latente de fusión a presiones superiores a la del punto triple es de 8330 J/mol.

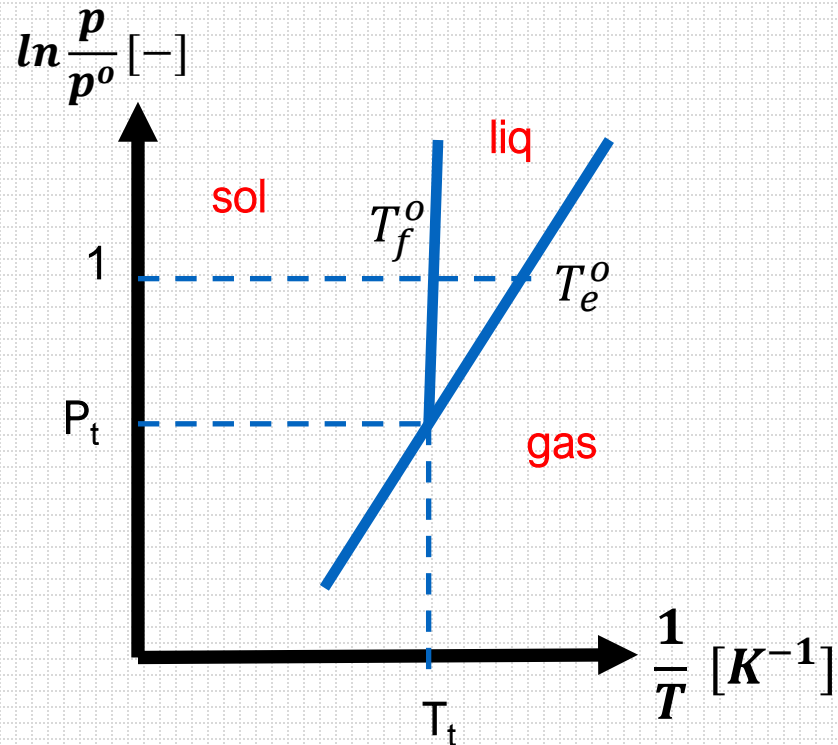
- a. Determina la presión del punto triple.
- b. Determina la entalpía de sublimación.
- c. Estima el calor latente de vaporización.
- d. Estima la presión de vapor del CO₂ líquido a 25°C.

Por debajo del punto triple (-56.2 °C), la presión de vapor del dióxido de carbono viene dada por

$$\ln \frac{p}{1 \text{ atm}} = -\frac{3116 \text{ K}}{T} + 16.01$$

y su calor latente de fusión a presiones superiores a la del punto triple es de 8330 J/mol.

a. Determina la presión del punto triple.



$$T_t = -56.2 \text{ } ^\circ\text{C} = 273.15 - 56.2 \approx 217 \text{ K}$$

$$\ln \frac{P_t}{1 \text{ atm}} = -\frac{3116 \text{ K}}{217} + 16.01 = 1.651$$

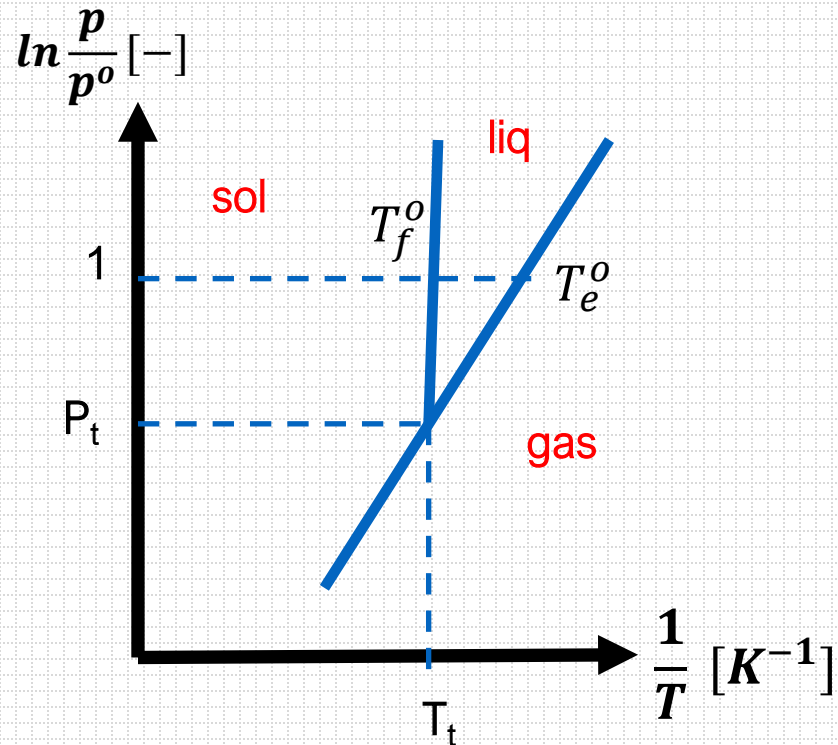
➡ $P_t = 5,21 \text{ atm} = 527.8 \text{ kPa}$

Por debajo del punto triple (-56.2 °C), la presión de vapor del dióxido de carbono viene dada por

$$\ln \frac{p}{1 \text{ atm}} = -\frac{3116 \text{ K}}{T} + 16.01$$

y su calor latente de fusión a presiones superiores a la del punto triple es de 8330 J/mol.

b. Determina la entalpía de sublimación.



Ecuación integrada de Clausius-Clapeyron:

$$\ln \frac{p}{p^0} = \frac{l_{\alpha \rightarrow v}}{R} \left(\frac{1}{T^0} - \frac{1}{T} \right)$$

La pendiente $\ln p$ frente a $1/T$ por debajo del pto triple:

$$-\frac{l_s}{R} = -3116 \text{ K}$$

$$l_s = R \cdot 3116 \text{ K}$$

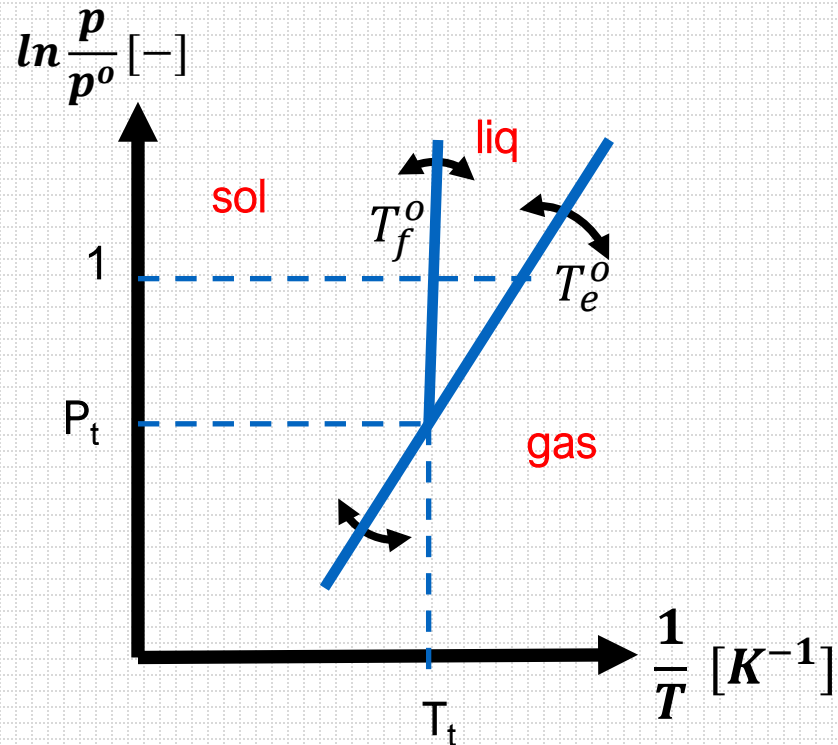
$$l_s = 25.91 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Por debajo del punto triple (-56.2 °C), la presión de vapor del dióxido de carbono viene dada por

$$\ln \frac{p}{1 \text{ atm}} = -\frac{3116 \text{ K}}{T} + 16.01$$

y su calor latente de fusión a presiones superiores a la del punto triple es de 8330 J/mol.

c. Estima el calor latente de vaporización.



$$l_s \approx l_f + l_v$$



$$l_v = 25910 - 8330$$

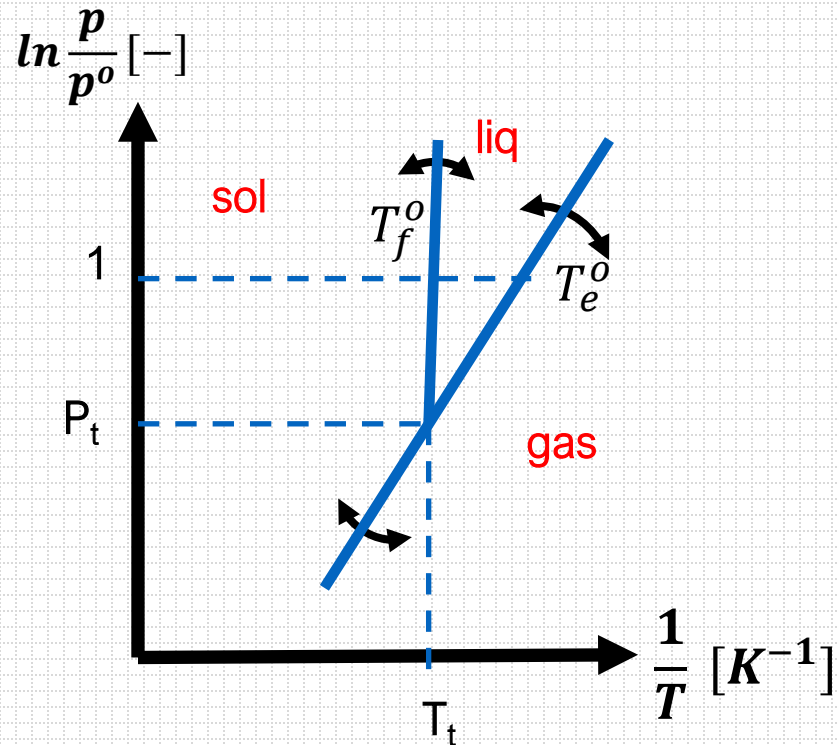
$$l_v = 17.58 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Por debajo del punto triple (-56.2 °C), la presión de vapor del dióxido de carbono viene dada por

$$\ln \frac{p}{1 \text{ atm}} = -\frac{3116 \text{ K}}{T} + 16.01$$

y su calor latente de fusión a presiones superiores a la del punto triple es de 8330 J/mol.

d. Estima la presión de vapor del CO₂ líquido a 25°C.



La curva de equilibrio líquido-vapor:

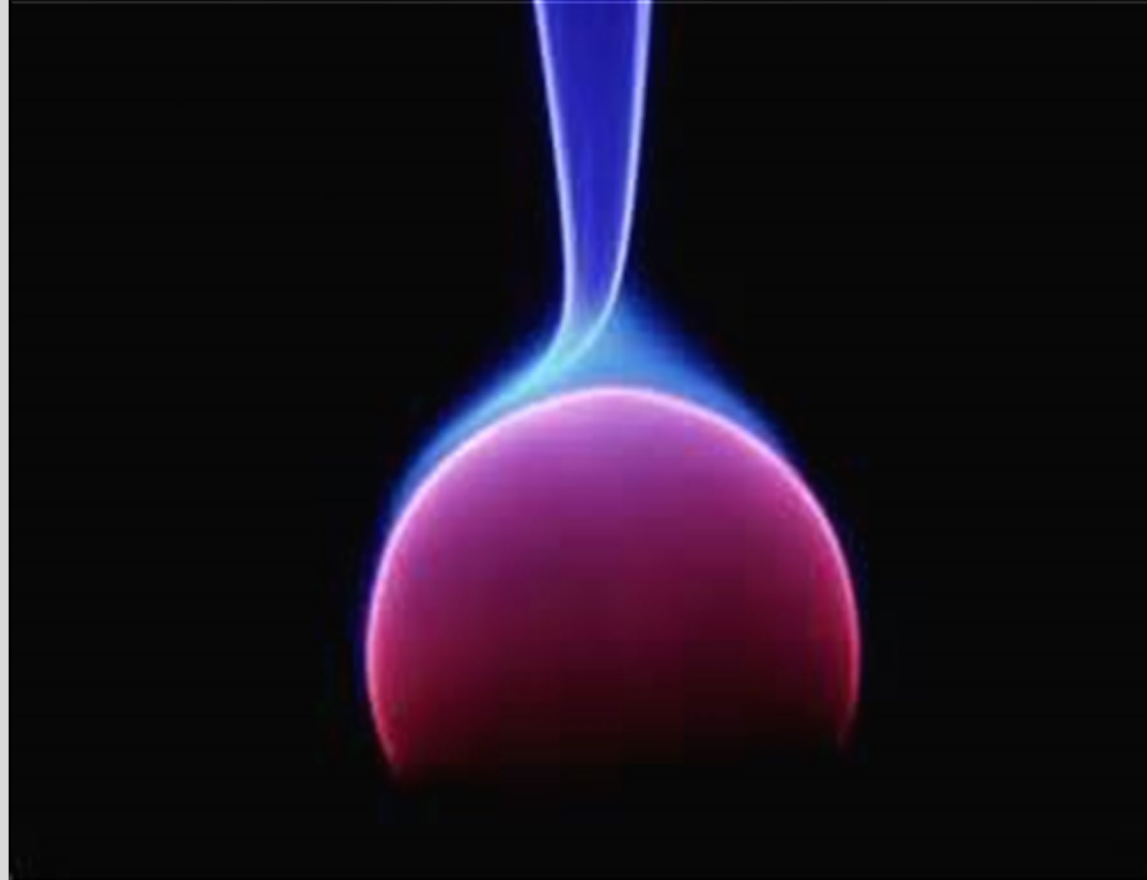
$$\ln \frac{p}{p_t} = \frac{l_v}{R} \left(\frac{1}{T_t} - \frac{1}{T} \right)$$

porque pasa por el pto triple

$$p = p_t \cdot e^{\frac{l_v}{R} \left(\frac{1}{T_t} - \frac{1}{T} \right)}$$

$$p = p_t \cdot e^{\frac{l_v}{R} \cdot \left(\frac{1}{217} - \frac{1}{298} \right)}$$

$$p = 73.60 \text{ atm}$$



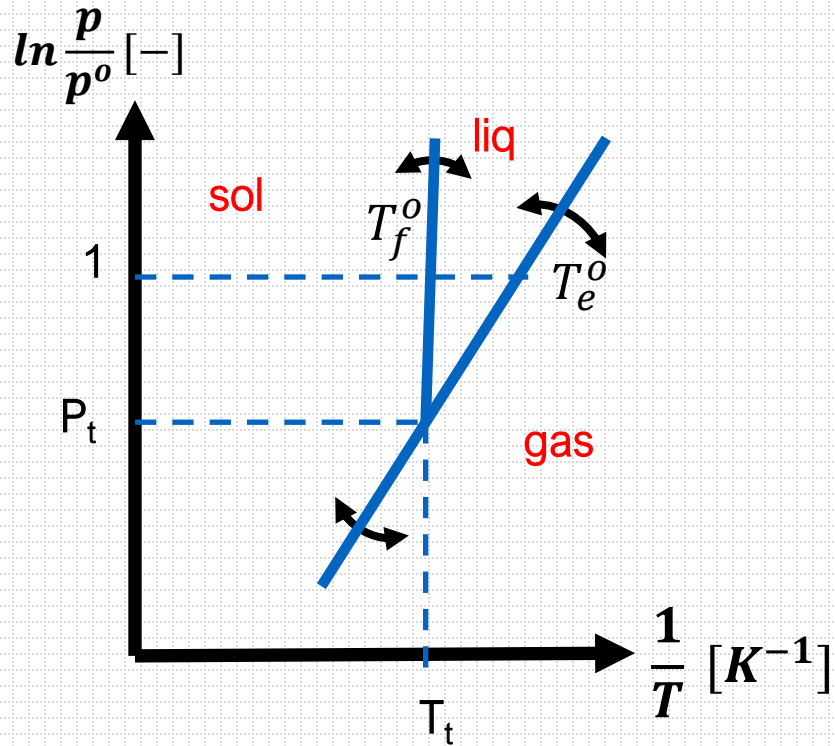
TERMODINÁMICA

2.3. ECUACIÓN DE CLAUSIUS-CLAPEYRON

El plomo blanco (carbonato de plomo) tiene un punto de fusión de 600.6 K y un punto de ebullición de 2022 K. Su calor latente de fusión es de 4.77 kJ/mol y su entalpía de vaporización de 179.5 kJ/mol. Estima

(a) la presión del punto triple, en Pa;

(b) la temperatura para la cual la presión de vapor en equilibrio con el sólido es de 10 Pa.



$$T_t = T_f^0$$

$$\ln \frac{P_t}{1 \text{ atm}} = \frac{l_v}{R} \left(\frac{1}{T_e^0} - \frac{1}{T_f^0} \right)$$

$$P_t = 101325 e^{\frac{l_v}{R} \left(\frac{1}{T_e^0} - \frac{1}{T_f^0} \right)}$$

$$P_t = 1.074 \cdot 10^{-6} \text{ Pa}$$

El plomo blanco (carbonato de plomo) tiene un punto de fusión de 600.6 K y un punto de ebullición de 2022 K. Su calor latente de fusión es de 4.77 kJ/mol y su entalpía de vaporización de 179.5 kJ/mol. Estima

(a) la presión del punto triple, en Pa;

(b) la temperatura para la cual la presión de vapor en equilibrio con el sólido es de 10 Pa.

$$l_s \approx l_f + l_v = 184300 \text{ J/mol}$$

$$T_t = T_f^o$$

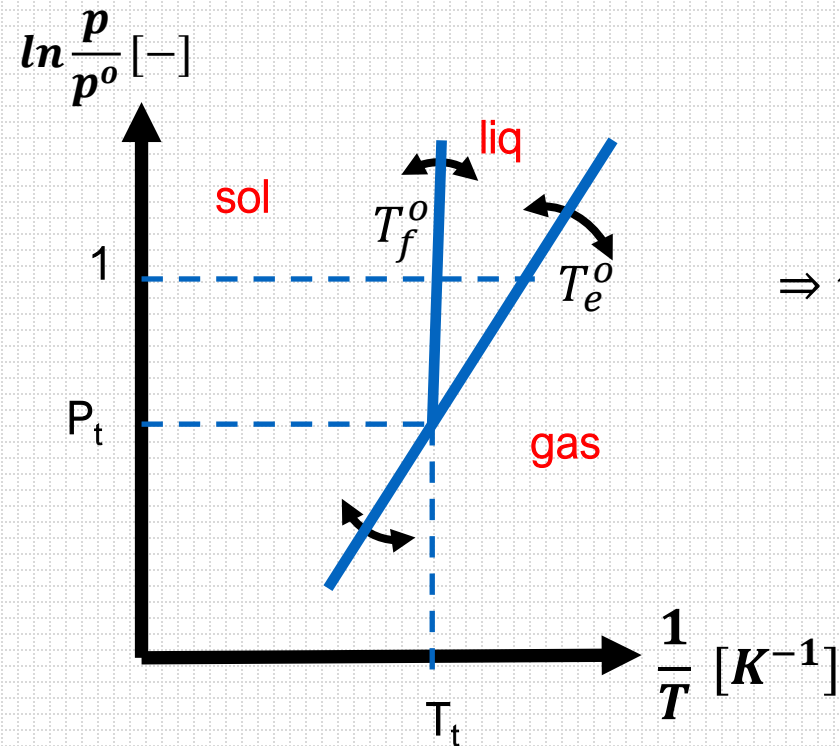
$$P = 10 \text{ Pa} > P_t$$

\Rightarrow no existe equilibrio entre sólido y vapor

$$\ln \frac{P}{P_t} = \frac{l_s}{R} \left(\frac{1}{T_t} - \frac{1}{T} \right)$$

$$T = 1063 \text{ K} > T_t$$

metaestable



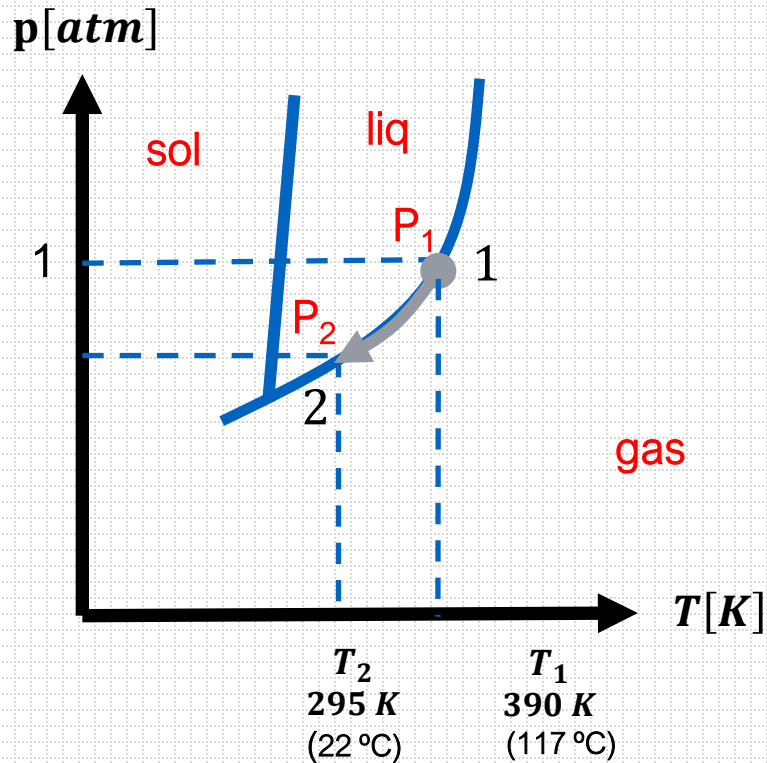


EJERCICIO X

2.3. ECUACIÓN DE CLAUSIUS-CLAPEYRON

Una sustancia hierve a 117°C en un recipiente abierto al ambiente cuya presión es de 1.0 atm. En un cierto instante, se corta el suministro de calor al sistema y, simultáneamente, se cierra herméticamente el recipiente, dejando después que se enfríe hasta alcanzar una temperatura ambiente de 22°C. Suponiendo que el recipiente es indeformable, determina la presión final en su interior si la entropía de vaporización de la sustancia en su punto de ebullición es de 96,6 J/(mol K)

Una vez que se cierra el recipiente queda líquido y vapor que, al final, están en equilibrio a 22 °C.



$$\Delta_e s^o = \frac{\Delta_e h^o}{T_e^o} \Rightarrow$$

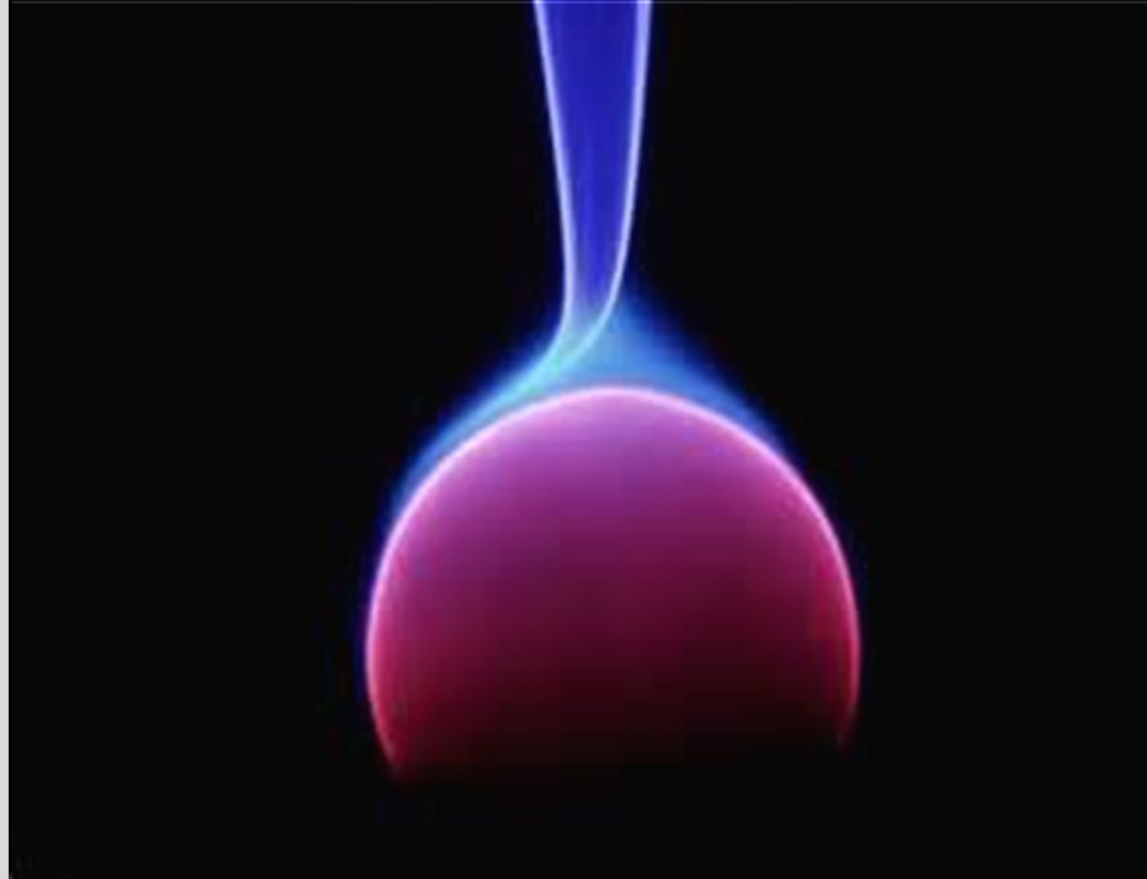
$$\Delta_e h^o = \Delta_e s^o \cdot T_e^o$$

$$\Delta_e h^o = 96,6 \cdot (117 + 273) = 37,67 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$p_2 = p^o \cdot e^{\frac{\Delta_e h^o}{R} \left(\frac{1}{T_e^o} - \frac{1}{T_f^o} \right)}$$

$$p_2 = p^o \cdot e^{\frac{\Delta_e s^o \cdot T_e^o}{R} \left(\frac{1}{T_e^o} - \frac{1}{T_f^o} \right)}$$

$$p_2 = 2,402 \text{ kPa}$$



TERMODINÁMICA

EJERCICIOS ADICIONALES

Pulverización catódica (“sputtering”)

Fabricación de “Thin films”.

<https://www.bing.com/videos/search?q=sputtering&&view=detail&mid=DE4B0AB5B6499065C0BADE4B0AB5B6499065C0BA&&FORM=VDRVRV>

Liofilizació

n

Deshidratación (secado) -> conservación de alimentos, medicamentos etc.

<https://www.bing.com/videos/search?q=freeze-drying&&view=detail&mid=DDD3A5335050541C6010DDD3A5335050541C6010&&FORM=VRDGAR>

<https://youtu.be/aYUFoQXtZV4>