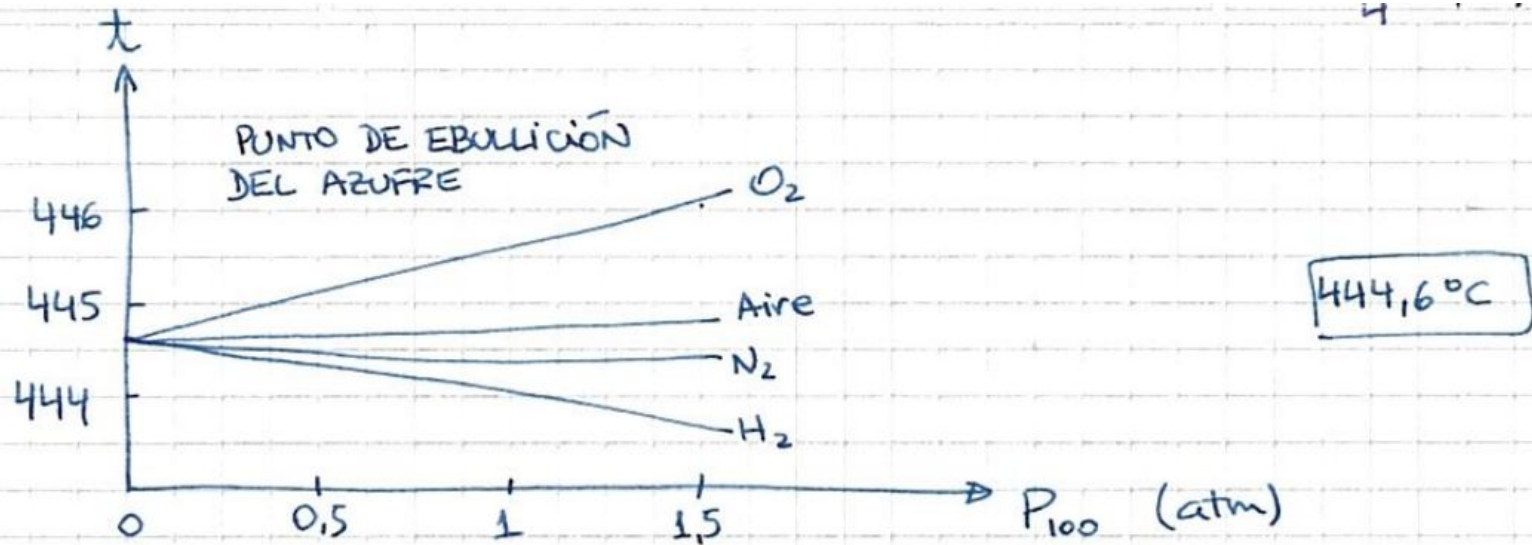


Termómetro de gas a $V = \text{constante}$

Este termómetro tiene dos elementos que podemos cambiar:

- tipo de gas
- ↘ volumen del gas (para una cantidad fija de gas)
o sea, podemos elegir P_{100} ($\neq P_0$)

Si medimos algo (digamos, el punto de ebullición del azufre) variando estas cosas, obtenemos:



Vemos que termómetros con distintos gases nos ^{dan} valores distintos de t , si $P_{100} \neq 0$. \Rightarrow NOS CONVIENE TRABAJAR CON MUY POCO GAS EN EL TERMÓMETRO, de modo que $P_{100} \rightarrow \text{0 atm}$. En este límite, todos los termómetros de gas coinciden entre sí.

Sea un termómetro de gas con muy poco gas. De la definición de la escala:

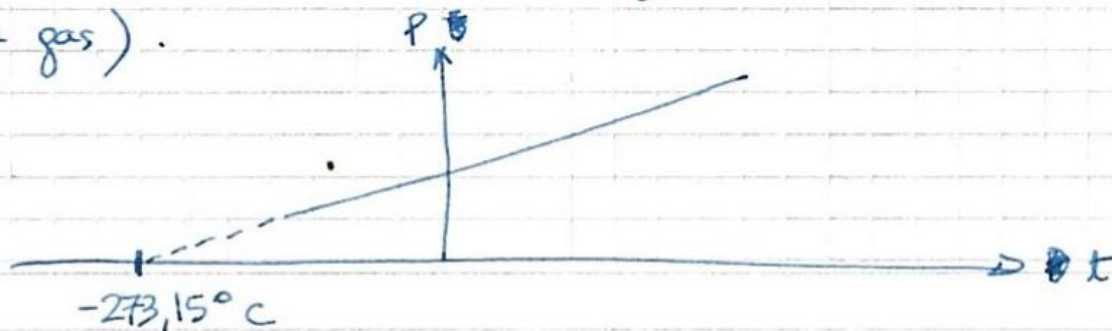
$$t = \frac{P - P_0}{P_{100} - P_0} \times 100^\circ \text{C}$$

veamos que si $P=0 \Rightarrow t^{(P=0)} = \frac{-P_0 \times 100^\circ \text{C}}{P_{100} - P_0}$

y experimentalmente se obtiene:

$$t(P=0) = -273,15^\circ \text{C}$$

como dijimos, independientemente del gas utilizado (si hay poca cantidad de gas).



Punto triple del agua : coexistencia $\left\{ \begin{array}{l} \text{agua} \\ \text{vapor} \\ \text{hielo} \end{array} \right\} \begin{array}{l} 4,58 \text{ mmHg} \\ 0,01 \text{ } ^\circ\text{C} \end{array}$

Se define la escala de temperatura del gas ideal de modo que la temperatura del punto triple sea $273,16 \text{ K}$ y otras temperaturas se definen como proporcionales a la presión P de un termómetro de gas a volumen constante (trabajando a baja presión, es decir, con poca masa)

$$T = 273,16 \text{ K} \frac{P}{P_3}$$

donde P_3 es la presión de referencia, del gas en contacto con agua-vapor-hielo en el punto triple.

P es la presión medida con el mismo termómetro.

Relación Celsius - Kelvin

$$T = t_c + 273,15$$

Material de lectura:

Sears - Salinger: Secciones 1-1 hasta pág. 10 (parte de 1-6)

sección 1-7

Tipler: 18.1 - 18.3

Ecuación de estado de gases (En estados de equilibrio)

Sea un gas. Mediciones de P, V, T, m .

Mejor, trabajo con vol. específico molar: $v = \frac{V}{n}$

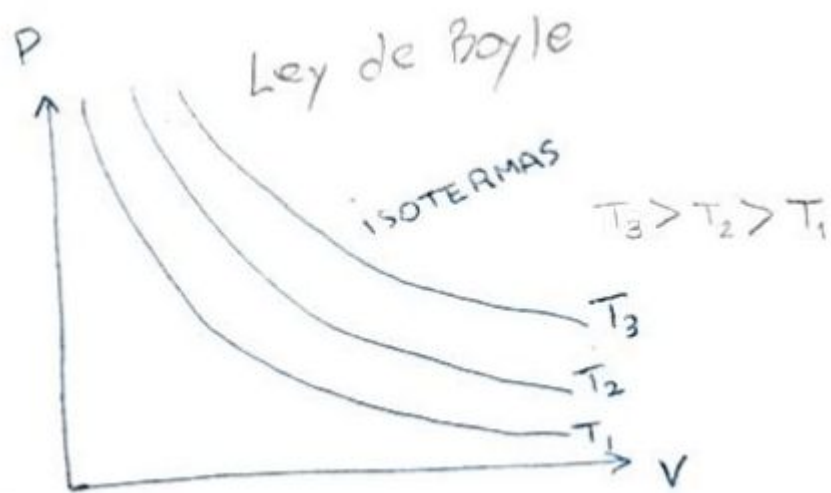
$$P = P(T, V, n) \text{ o } P = P(T, v)$$

$$T = T(P, v)$$

Procesos isotérmicos: Ley de Boyle (1660)

$$Pv = RT = \text{cte.} \Rightarrow P = \frac{C}{v}$$

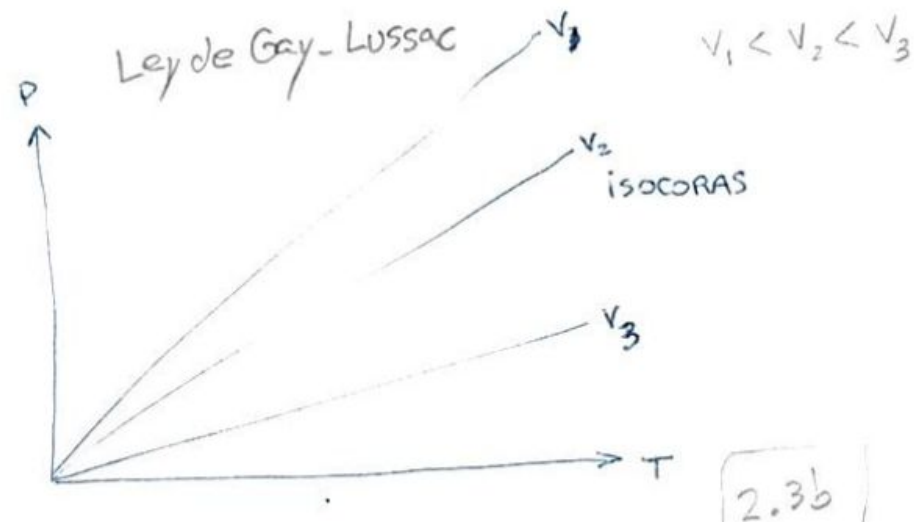
hipérbolas



Procesos isocóricos: Ley de Gay-Lussac (1802)

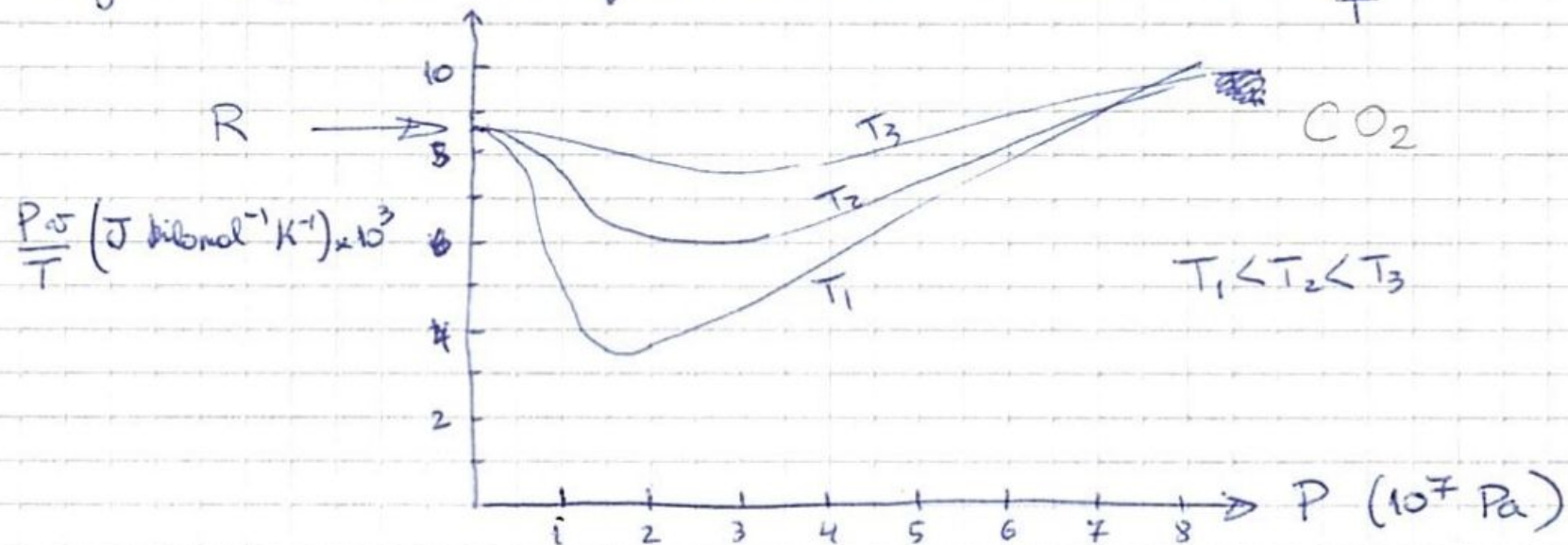
$$\text{Si } V = \text{cte} \Rightarrow P \propto T$$

T medida en escala Kelvin



Presión constante: Ley de Charles (1787)

Fijar T , medir v variando $P \rightarrow$ calcular $\frac{Pv}{T}$



Notar que las presiones del gráfico ~~son~~ están en 10^7 Pa
 $\approx 100 \text{ bar} \approx 100 \text{ atm}$

$$\left[\frac{P \cdot v}{T} \right] = \frac{[P][v]}{[T]} = \frac{N}{m^2} \frac{\text{m}^3}{\text{kilomol K}} = \frac{Nm}{\text{kilomol} \cdot K} = J \text{ kilomol}^{-1} K^{-1}$$

$$\frac{P \cdot v}{T} \xrightarrow{P \rightarrow 0} \left[R = 8,3143 \times 10^3 \text{ J kilomol}^{-1} K^{-1} \right]$$

$\forall T, \forall \text{ gases}$

constante universal de los gases.

A presiones bajas aproximamos, para todos los gases y $\forall T$:

$$\frac{P\sigma}{T} = R$$

\Rightarrow

$$P\sigma = RT$$

Ecuación de estado del "gas ideal"

NOTA

σ reemplazando $\sigma = \frac{V}{n}$

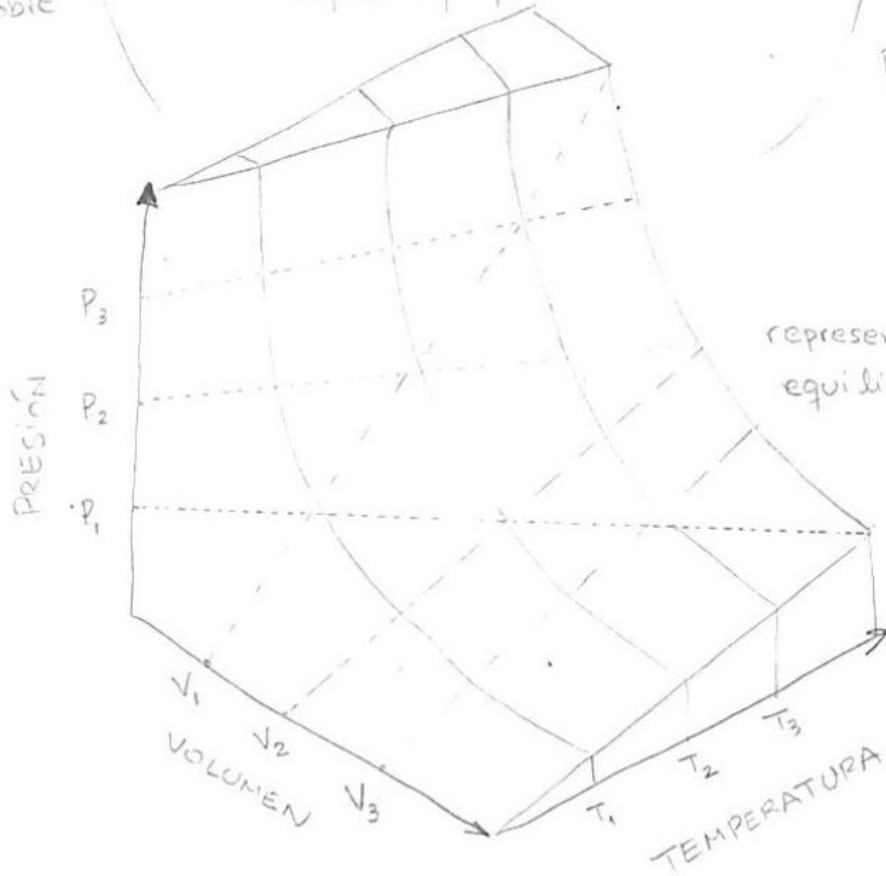
\Rightarrow

$$PV = nRT$$

proyección sobre plano PV

define superficie PVT

proyección sobre plano PT



representa todos los estados de equilibrio posibles de un gas ideal

Procesos cuasiestáticos (sucesión de estados de equilibrio): líneas sobre la superficie..

Fig. 2.2 Sears-Salinger