

Clase 33 25 Septiembre 2014

Título de la nota

25/09/2014

Una mezcla conformada con N_2 y O_2 (3 y 2 mol respectivamente) se encuentra a una presión de 20 atm y $-10^\circ C$; se computa tipo Von der Waals para lo cual se obtuvieron los siguientes datos

$$a_m = 1.3526 \frac{\text{atm L}^2}{\text{mol}^2}$$

$$p_{cm} = 40.15 \text{ atm}$$

$$b_m = 0.03433 \text{ L/mol}$$

$$T_{cm} = 137.64 \text{ K}$$

$$\bar{V} = 1.05 \text{ L/mol}$$

real

$$\bar{V}_{cm} = 0.102 \text{ L/mol}$$

$$\bar{V}_{ideal} = 1.07 \text{ L/mol}$$

Con la anterior mezcla se plantea realizar una expansión isotérmica reversible y otra de tipo irreversible de forma independiente. a la $T = -10^{\circ}\text{C}$ aumentando 2 veces el volumen inicial

Calcular w_R y w_{irrev} tipo Van der Waals; contrastar con los datos calculados para compartimento ideal y comprobar que

$$\overline{w}_{\text{ideal}} > \overline{w}_{\text{real}}$$

Dibujar en un gráfico p vs v el proceso de expansión

I Cálculo de $\bar{W}_{irreversible}$

Modelo ideal $p_1 = 20 \text{ atm}$ $p_2 = 10 \text{ atm}$

p_2 es la mitad de V_1 porque se expande al doble.

$$\begin{aligned}\bar{W}_{irrev} &= p_2 (\bar{V}_2 - \bar{V}_1) = 10 \text{ atm} (2.144 \text{ L/mol} - 1.072 \text{ L/mol}) \\ &= \left(10.7 \frac{\text{atm L}}{\text{mol}} \right) \left(\frac{1.01325 \times 10^5 \text{ N/m}^2}{\text{atm}} \right) \left(\frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ L}} \right) \\ &= \frac{1077.74 \text{ J}}{\text{mol}}\end{aligned}$$

Modelo Van der Waals

$$p_2 = \frac{RT_M}{\bar{V}_2 - b_m} - \frac{a_m}{\bar{V}_2^2} = \frac{0.082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot (137.64)}{2.10 \text{ L/mol} - 0.03433 \text{ L/mol}} - \frac{1.3526 \text{ atm} \cdot \text{L}^2/\text{mol}^2}{(0.03433 \text{ L/mol})^2}$$
$$= 10.13 \text{ atm}$$

$$W_{\text{irrev}} = p_2 (\bar{V}_2 - \bar{V}_1) = 10.13 \text{ atm} (2.10 - 1.05 \text{ L/mol})$$
$$= \left(\frac{10.6365 \text{ atm} \cdot \text{L}}{\text{mol}} \right) \left(\frac{1.01325 \times 10^5 \text{ N/m}^2}{\text{atm}} \right) \left(\frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ L}} \right)$$
$$= \frac{1068.8 \text{ J}}{\text{mol}}$$

Se cumple la primera desigualdad

$$\overline{W}_{\text{real}}^{\text{irrev}} < \overline{W}_{\text{ideal}}^{\text{irreversible}}$$

II. Cálculo de $\overline{W}_{\text{rev}}$.

Modelo ideal

$$\begin{aligned} W_{\text{rev}} &= RT \ln \frac{V_2}{V_1} = (8.314 \text{ J/molK})(263.15 \text{ K}) \ln 2 \\ &= 1084.27 \text{ J/mol} \end{aligned}$$

Modelo Van der Waals

$$\bar{W}_{rev} = \int_{\bar{v}_1}^{\bar{v}_2} \left(\frac{RT}{\bar{v} - b_m} - \frac{a_m}{\bar{v}^2} \right) d\bar{v}$$

Resolviendo

$$\bar{W}_{rev} = RT \int_{\bar{v}_1}^{\bar{v}_2} \frac{d\bar{v}}{(\bar{v} - b_m)} - a \int_{\bar{v}_1}^{\bar{v}_2} \frac{d\bar{v}}{\bar{v}^2}$$

Tipo Vander Waals

$$\bar{w}_{rev} = RT \ln \left(\frac{\bar{v}_2 - b_m}{\bar{v}_1 - b_m} \right) + a \left[\frac{1}{\bar{v}_2} - \frac{1}{\bar{v}_1} \right] \quad R = \frac{0.082 \text{ atmL}}{\text{molK}}$$

$$\bar{w}_{rev} = \left[\left(\frac{0.082 \text{ atmL}}{\text{mol}} \right) (263.15) \ln \left(\frac{2.10 - 0.03433}{1.05 - 0.03433} \right) + \frac{1.3526 \text{ atmL}^2}{\text{mol}^2} \left[\frac{1}{2.10 \text{ mol}} - \frac{1}{1.05 \text{ mol}} \right] \right]$$

$$= \left(14.64 \frac{\text{atmL}}{\text{mol}} \right) \left(\frac{1.01325 \times 10^5 \text{ N/m}^2}{\text{atm}} \right) \left(\frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ L}} \right) = \frac{1488.87 \text{ J}}{\text{mol}}$$

por lo tanto se obtiene la desigualdad y conclusión

$$\bar{w}_{\text{real}} < \bar{w}_{\text{ideal}} \checkmark$$

$$\bar{w}_{\text{rev}} > \bar{w}_{\text{irrev}} \checkmark$$

$$\bar{w} = (+) \text{ expansión} \checkmark$$

Las diferencias son pequeñas la mezcla de gases se comporta muy cercano a la idealidad.



