

# **Módulo 2: Termodinámica Gases**

# Ley de los gases ideales

- Ley de Boyle (1627-1691): El producto de la presión por el volumen de un gas es constante a temperatura constante
- Descubierta simultáneamente por Edme Mariotte (ey de Boyle-Mariotte)
- Un enunciado matemático más general dice que:

$$PV=NkT$$

- Siendo  $k$  la llamada constante de Boltzmann. Experimentalmente se demuestra que tiene el mismo valor para todos los gases:  $k=1,381 \cdot 10^{-23}$  J/K
- $N$  es el número de moléculas que hay en el gas

# Ley de los gases ideales

- Una cantidad determinada de gas suele expresarse en moles.
- Un mol de cualquier sustancia es la cantidad de la misma que contiene el número de Avogadro  $N_A$  de átomos o moléculas, y  $N_A = 60,22 \cdot 10^{23}$  es el número de moléculas que hay en el gas
- Si tenemos  $n$  moles de una sustancia, el número de moléculas es  $N = n \cdot N_A$ , luego  **$PV = NkT = nN_A kT = nRT$**
- $R$  es la llamada constante universal de los gases. Su valor es el mismo para todos los gases:  
 $R = N_A k = 8,314 \text{ J} \cdot \text{l}/(\text{mol} \cdot \text{K}) = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{l}/(\text{mol} \cdot \text{K})$

# Ley de los gases ideales

- Se define un gas ideal como aquel para el que  $PV/(nT)$  es constante a todas las presiones.
- Esto determina las ecuaciones de estado de un gas.
- El estado de un gas queda determinado por dos cualesquiera de las **tres variables de estado**  $P$ ,  $V$  y  $T$

# Ejemplo

- ¿Qué volumen ocupa un mol de gas a una temperatura de  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$  y una presión de  $1\text{ atm}$ ?

# Condiciones estándar

- La temperatura de  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$  ( $273\text{ K}$ ) y la presión de  $1\text{ atm}$  suelen denominarse **condiciones estándar**.
- Así, en el ejemplo anterior hemos visto que un mol de gas ideal en condiciones estándar ocupa un volumen de  $22.4\text{ l}$ .

# Masa molar

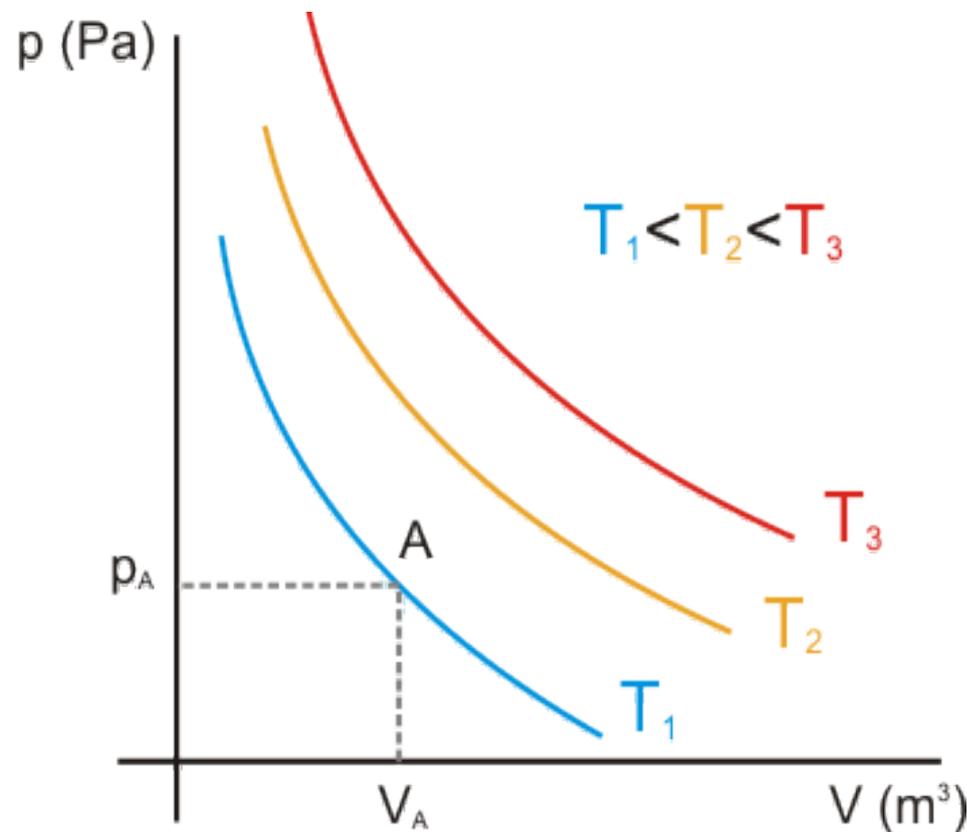
- La relación entre masa y moles viene dada por la masa molar,  $M$ .
- Se define como  $M=m/n$ , y por lo tanto sus unidades son  $[M]=[m]/[n]=\text{g/mol}$
- La masa molar de un elemento me la tienen que dar (en realidad se calcula multiplicando el peso atómico del elemento por la constante de masa molar, que es  $1 \text{ g/mol}$ )
- Hay tablas para ello.
- Por ejemplo, la masa molar del H es  $1.007 \text{ g/mol}$

# Masa molar

- La masa molar de una molécula se calcula a partir de la del elemento.
- Por ejemplo, si la masa molar del H es 1.007 g/mol y la del Oxígeno es 16 g/mol...
- Entonces la masa molar del agua (H<sub>2</sub>O) es  $2 \cdot 1.007 + 16 = 18.014$  g/mol.
- Otra medida es la masa molecular, pero en vez de estar en gramos/mol está en unidad de masa atómica u (antes u.m.a.)
- Tiene el mismo valor numérico.

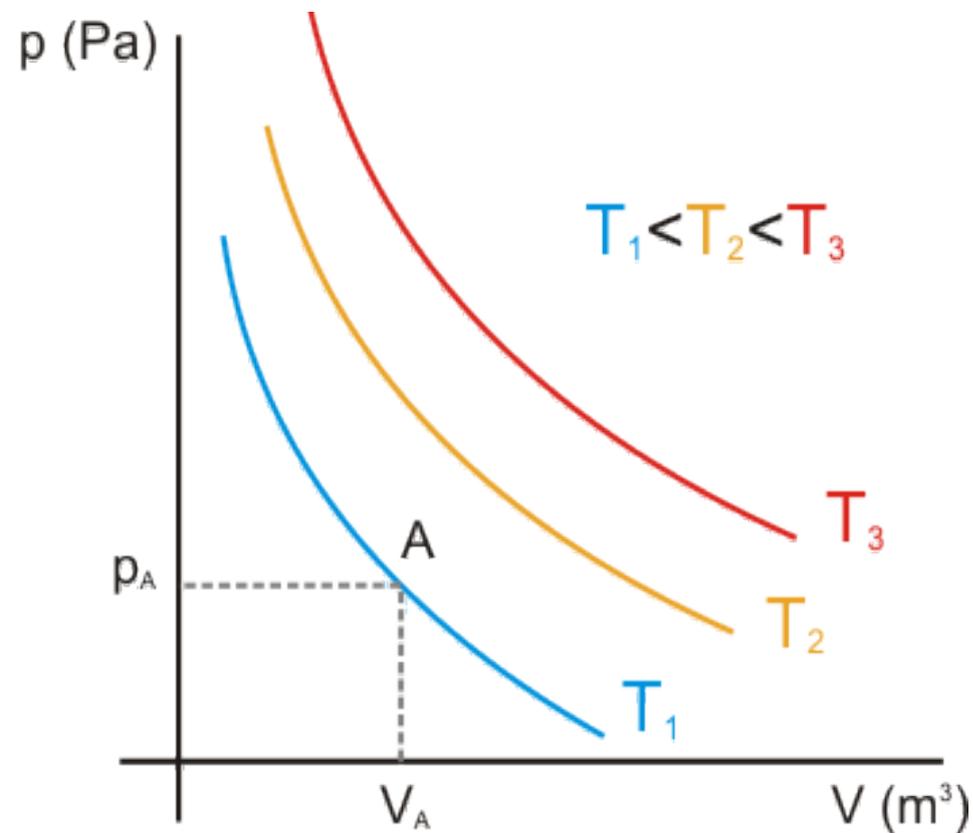
# Isotermas

- Si representamos  $P$  frente a  $V$  a varias temperaturas constantes tendremos las llamadas curvas isotermas, que en el caso de un gas ideal son hipérbolas



# Isotermas

- Se cumple que:  $P_1 V_1 / T_1 = P_2 V_2 / T_2$



# Ejemplo

- Cien gramos de  $\text{CO}_2$  ocupan un volumen de 55 l a una presión de 1 atm. a) Hallar la temperatura, b) si se aumenta el volumen a 80 l y se mantiene constante la temperatura, ¿Cuál es la nueva presión?