

## Módulo 2: Termodinámica Gases

1

### 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

2

## 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:

$$R = N_A k = 8,314 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K}) = 0,08206 \text{ atm} \cdot \text{L}/(\text{mol} \cdot \text{K})$$

3

## 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  $T$

4

## Ejemplo

¿Qué volumen ocupa un mol de gas a una temperatura de 0 °C y una presión de 1 atm?

5

## Condiciones estándar

La temperatura de 0 °C (273 K) y la presión de 1 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 l.

6

## 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 g/mol)

Hay tablas para ello.

Por ejemplo, la masa molar del H es 1.007 g/mol

7

## Masa molar

La masa molar de una molécula se calcula a partir de la del elemento.

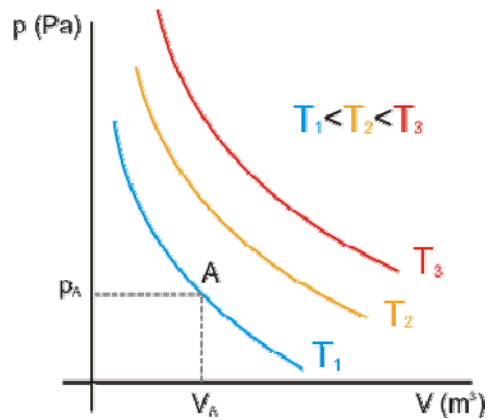
Por ejemplo, si la masa molar del H es 1.007 g/mol y la del Oxígeno es 16 g/mol...

Entonces la masa molar del agua (H<sub>2</sub>O) es  $2 \cdot 1.007 + 16 = 18.014$  g/mol.

8

## Isotermas

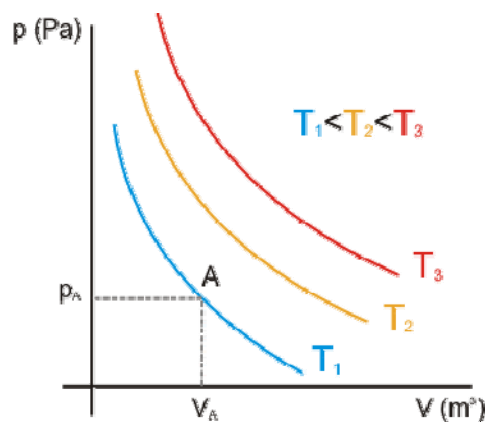
Si representamos P frente a V a varias temperaturas constantes tendremos las llamadas curvas isotermas, que en el caso de un gas ideal son hipérbolas



9

## Isotermas

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



10

## 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?