

GASES IDEALES

DEFINICIÓN DEL ESTADO DE UN GAS

El estado de un gas puede definirse mediante cuatro variables: (**n**) la cantidad (en moles), (**P**) presión, (**T**) temperatura (en kelvin) y (**V**) volumen.

Las leyes empíricas de los gases establecen las relaciones entre cada dos variables, manteniendo constantes las otras dos. Así:

LEYES EMPÍRICAS DE LOS GASES		
LEY	ECUACIÓN	CONSTANTES
Ley de Boyle	$V = k_1 \frac{1}{P}$	T, n
Ley de Charles	$V = k_2 T$	P, n
Ley de Avogadro	$V = k_3 n$	T, P

Si queremos estudiar el caso en el todas las variables cambien a la vez, de forma que aumentamos el número de moles del gas, la temperatura, el volumen y por consiguiente la presión del gas, podemos usar las leyes empíricas para estudiar este caso.

$$V = k_3 n k_2 T k_1 \frac{1}{P}$$

Si multiplicamos por P ambos miembros:

$$PV = k_3 n k_2 T k_1 \frac{1}{P} P$$

Reordenando:

$$PV = n k_1 k_2 k_3 T$$

Llamando R al producto de las constantes, obtenemos la ecuación de los gases ideales:

$$PV = nRT$$

¿Cuál es el valor de R?

Sabemos que un mol de cualquier gas en condiciones normales de presión y temperatura ocupa 22,4 L, por tanto los datos son:

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$T = 0^\circ\text{C} = 273,15 \text{ K}$$

$$V = 22,4 \text{ L}$$

$$n = 1 \text{ mol}$$

Despejando R de la ecuación:

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \cdot 273,15 \text{ K}} = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$