

# Ley de los gases

Julio E. Rodríguez  
Universidad Nacional de Colombia

## 1. Objetivo

El objetivo de esta propuesta es el estudio experimental de distintos procesos termodinámicos simples para un gas ideal (aire). En particular se estudiarán procesos adiabáticos, isotermos e isocóricos.

## 2. Introducción

Si sobre un sistema se realiza un proceso termodinámico de modo tal que no haya intercambio de calor (energía) con el medio circundante, se lo denomina proceso adiabático. Este tipo de proceso tiene lugar si el sistema se mantiene aislado térmicamente o bien si el proceso se realiza suficientemente rápido de tal modo que no haya tiempo suficiente para que se produzca un intercambio de calor con el medio circundante.

Si el sistema puede intercambiar energía con su medio y el proceso se realiza lentamente, de modo que el sistema tenga tiempo de entrar en equilibrio térmico con el medio circundante, el proceso es isotérmico. Cuando el proceso es intermedio entre estos dos extremos (adiabático e isotérmico) el proceso se denomina politrópico.

A presiones moderadas,  $P < 3\text{bar}$ , casi todos los gases pueden ser considerados como ideales ideales. Esto significa que, entre otras propiedades, ellos se comportan siguiendo la ecuación de estado:

$$P \cdot V = nRT \quad (1)$$

donde,  $P$  es la presión absoluta del gas,  $V$  su volumen,  $T$  la temperatura absoluta,  $n$  el número de moles del gas y  $R$  la constante universal de los gases.

Cuando a un gas se lo somete a distintos procesos termodinámicos, el mismo sigue trayectorias en un diagrama  $PV$  que son características del tipo de proceso al que es sometido.

El cuadro siguiente indica algunos procesos usuales con sus ecuaciones características:

Proceso	Ecuación característica
Isotérmico	$PV = \text{Constante}$
Isocórico	$V = \text{Constante}$
Isobárico	$P = \text{Constante}$
Adiabático	$PV^\gamma = \text{Constante}$
Politrópico	$PV^\kappa = \text{Constante}$

Aquí  $\gamma (= C_p/C_v)$  es el coeficiente adiabático del gas y  $\kappa$  una constante que depende del proceso y cuyo valor está comprendido entre  $1 \leq \kappa \leq \gamma$ . Para gases ideales con  $v$  grados de libertad (activos) por molécula se tienen:  $\gamma \cong (1 + 2/v)$ .

En 1873 van der Waals propuso una ecuación en la cual el incorporó los efectos de las fuerzas de atracción entre las moléculas y el tamaño molecular sobre la presión y el volumen del gas. De acuerdo con esto la presión, el volumen, el número de partículas y la temperatura están relacionados por la ecuación:

$$(p + aN^2/V^2)(V - Nb) = NRT \quad (2)$$

Aquí la constante  $a$  es una medida de las fuerzas atractivas entre las moléculas y  $b$  es proporcional al tamaño de las moléculas.

La presión del gas ideal disminuye por la acción de la atracción intermolecular, de tal modo que si  $p_{real}$  y  $p_{ideal}$  son las presiones del gas real e ideal, respectivamente, entonces:  $p_{ideal} = p_{real} + \delta p$  donde  $\delta p$  es la corrección. Como la presión es proporcional a la densidad de partículas  $N/V$ , también lo debe ser  $\delta p$ , adicionalmente, la fuerza total sobre cada molécula cerca de la pared del recipiente también es proporcional a  $N/V$ , por lo tanto  $\delta p$  debe ser proporcional a los dos factores, razón por la cual es posible escribir:  $\delta p = a(N^2/V^2)$ . La corrección del volumen originada por el tamaño molecular (volumen excluido), es simplemente proporcional al número de moléculas. Por lo tanto, el volumen ideal será:  $V_{ideal} = V - bN$ , en donde  $b$  es la corrección para un mol. Sustituyendo estos valores en la ecuación del gas ideal se tiene:

$$(p + aN^2/V^2)(V - Nb) = NRT \quad (3)$$

### 3. La práctica

1. Estudie la relación entre volumen y presión (a temperatura constante). Para ello deje una determinada cantidad de aire dentro de la jeringa. Con la jeringa fija en la pinza añada masas en la parte superior del émbolo, mientras tanto vaya anotando el valor del volumen correspondiente. Repita este proceso para diferentes volúmenes y en lo posible para diferentes temperaturas (varias isotermas).
2. Relación entre presión y temperatura. Con una determinada cantidad de aire dentro de la jeringa, introduzcala en el beaker lleno de agua. Caliente el agua e intente mantener fijo el volumen del aire mientras cambia la temperatura del aire dentro de la jeringa.
3. Relación entre volumen y temperatura. Varíe la temperatura del aire en el émbolo de la misma manera que en el caso anterior, pero ahora permita que el volumen cambie (manteniendo la presión constante).
4. Utilice la ecuación propuesta por Van Der Waals para la descripción del comportamiento de los gases reales para hacer una simulación utilizando los datos experimentales y así poder calcular los parámetros que describen este modelo.