**ECUACIÓN DE ESTADO DE LOS GASES**

Esta ecuación es sólo válida para gases ideales. Los gases reales se alejan del comportamiento ideal a altas presiones y bajas temperaturas, condiciones próximas ya al estado líquido.

P·V = n·R·T donde:

## P: presión

V: volumen

n: número de moles

R: constante de los gases perfectos

T: temperatura

**Unidades**:

P: presión (atm)

V: volumen (L) **R = 0,082 atm·l/(mol·K)**

n: número de moles

T: temperatura (K)

P: presión (Pa)

V: volumen (m3) **R = 8,31 J/(mol·K)**

n: número de moles

T: temperatura (K)

donde:

atm = atmósferas

L = litros

K = grados Kelvin

Pa = pascales

m3 = metros cúbicos

J = julios

**Relaciones entre unidades**:

1. presión:

1 atm = 760 mm Hg (milímetros de mercurio)

1 Tor = 1 mm Hg

1 atm = 1,013·105 Pa

1. volumen:

1 L = 1 dm3

1 dm3 = 1000 cm3

1. temperatura

T (K) = t (°C) + 273

1. Calcular el número de moléculas que hay en:
2. 30 g de Br2
3. 40 g de nitrógeno gaseoso.

Datos: Br = 79,909; N = 14,006

1. A la temperatura de 25 °C y presión de 35 mm de Hg, una muestra gaseosa de bromo pesa 0,0568 g y ocupa un volumen de 200 cc. Deducir con estos datos el peso molecular del bromo.

Datos: R = 0,082 atm·l/(mol·K)

**LEY DE AVOGADRO**

A igualdad de presión y temperatura, en volúmenes iguales de todos los gases existe el mismo número de moléculas. Otra forma de expresar esta ley: a igualdad de presión y temperatura, un mol de cualquier gas ocupa el mismo volumen. Se demuestra, que un mol de cualquier gas sometido a **condiciones normales (P = 1 atm y T = 0°C)** ocupa un volumen de **22,4 l**.