

GASES IDEALES

Se llama **gas ideal** a aquel en el que las partículas que lo forman no interaccionan entre sí.

Los **gases reales** se considera que se comportan como ideales cuando están a bajas presiones. Así los vamos a considerar.

Ecuación de estado del gas ideal:

$$P \cdot V = n R T$$

P: Presión..... atm (atmosferas)

V: Volumen..... L

n: nº de moles..... moles

R: Cte de los gases..... 0,082 atm.L / mol.K

T: Temperatura absoluta o termodinámica..... K (grados Kelvin)

La **temperatura absoluta** (T) se calcula a partir de la temperatura centígrada o Celsius :

$$K = ^\circ C + 273$$

las **condiciones normales** (CN) y las **condiciones estándar** (CE) de un gas:

CN: P = 1 atm y T = 273 K (0°C) **CE:** P = 1 atm y T = 298 K (25°C)

Otras unidades de presión usadas son mm de Hg y Pascales, las equivalencias son:

$$1 \text{ atm} \rightarrow 760 \text{ mm Hg} \rightarrow 1,01 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

Para los gases en CN se cumple la **hipótesis de Avogadro**:

Un mol de cualquier gas en condiciones normales ocupa 22,4 litros

Masa molecular de un gas:

La masa molecular de un gas se puede calcular si conocemos el volumen que ocupa una

determinada masa gaseosa en unas determinadas condiciones de presión y de temperatura:

$$Mm = m.R.T/ PV$$

lo que podemos escribir en función de la densidad, teniendo en cuenta que la $d = m/v$

$$Mm = d.R.T/P$$

Ley de Dalton de las presiones parciales:

En una mezcla de gases cada uno ejerce una presión llamada **presión parcial** que se define como la que **ejercería si ocupase el sólo todo el volumen del recipiente**, y la presión total de la mezcla es la suma de las presiones parciales de los gases que la forman.



Imaginemos un recipiente de volumen V que está a una temperatura T en el que hay dos gases 1 y 2. Cada uno ejerce una presión parcial que llamaremos P_1 y P_2 que, teniendo en cuenta la definición de presión parcial sería:

$$P_1.V = n_1.R.T$$

$$P_2.V = n_2.R.T$$

sumando ambas ecuaciones:

$$(P_1 + P_2) .V = (n_1+n_2)RT$$

Esto es:

$$(P_1 + P_2) .V = n .R .T \text{ Por lo tanto, la presión total se puede hallar como la}$$

suma de presiones parciales:

$$P_T = P_1 + P_2$$

Fracción molar: es un concepto muy usado en química. Para una mezcla gaseosa la fracción molar de cada componente es la relación entre los moles

de cada uno y los moles totales. **Se representa con la letra X**. Para cada uno de los dos componentes anteriores:

$$X_1 = n_1/n_t \quad X_2 = n_2/n_t, \text{ de modo que } X_1 + X_2 = 1$$

Podemos expresar cada presión parcial en función de la fracción molar y la presión total:

$$P_1 = X_1 \cdot P_t \quad P_2 = X_2 \cdot P_t$$

PROBLEMAS

1. En un recipiente de 2 L tenemos amoníaco a 70 °C y 1600 mm Hg. Calcula:
a) Los moles de amoníaco; b) La masa de amoníaco; c) Los átomos de hidrógeno en el interior del recipiente.
2. Determina: a) El volumen de dióxido de carbono que contienen 100 g de gas sabiendo que se encuentra en condiciones normales de presión y temperatura; b) La densidad del gas en estas condiciones.
3. Determina: a) El volumen que ocuparán 100 g de butano (C₄H₁₀) a 17 °C y 720 mm Hg de presión ; b) La densidad del gas en condiciones estándar.
4. En un matraz de 10 L se introducen 2,0 g de hidrógeno; 8,4 g de nitrógeno y 4,8 g de metano a 25 °C. Calcula: a) La fracción molar de cada gas; b) La presión parcial de cada gas; c) La presión total de la mezcla gaseosa.
5. Un gas a 27°C y 2 atm ocupan 35 L. ¿ Cuántos moles de gas hay?
6. Tenemos en un recipiente 2 mol de anhídrido carbónico que ocupan un volumen de 32,58 L a 25 °C. Calcula: a) La presión del gas. b) La masa de gas. c) Las moléculas de gas.
7. Un hidrocarburo tiene una densidad de 1,34 g/L en CN de presión e temperatura. ¿Cual es su masa molecular ?.
8. Disponemos de 10 litros de gas oxígeno y de 10 litros de gas metano, en las mismas condiciones de presión y temperatura. Discute las siguientes afirmaciones:
a) Contienen el mismo número de moléculas. b) Contienen el mismo número de átomos.

c) Contienen la misma masa. d) Hay los mismos moles de oxígeno que de metano.