

2. Conceptos básicos de la neumática

Jaime Castañeda

2.1 Fundamentos físicos

El aire es una mezcla de gases y su composición es la siguiente:

- Aprox. 78 % en volumen de nitrógeno
- Aprox. 21 % en volumen de oxígeno

2.1: Unidades básicas

Tamaño	Símbolo en la fórmula	Unidades
Largo	l	Metro (m)
Masa	m	Kilogramo (kg)
Tiempo	t	Segundo (s)
Temperatura	T	Kelvin (K, $0\text{ }^{\circ}\text{C} = 273,15\text{ K}$)

2.2: Unidades derivadas

Tamaño	Símbolo en la fórmula	Unidades
Fuerza	F	Newton (N)
Superficie	A	Metro cuadrado (m ²)
Volumen	V	Metro cúbico (m ³)
Caudal	q_v	Metro cúbico por segundo (m ³ /s)
Presión	p	Pascal (Pa) 1 Pa = 1 N/m ² 1 bar = 10 ⁵ Pa

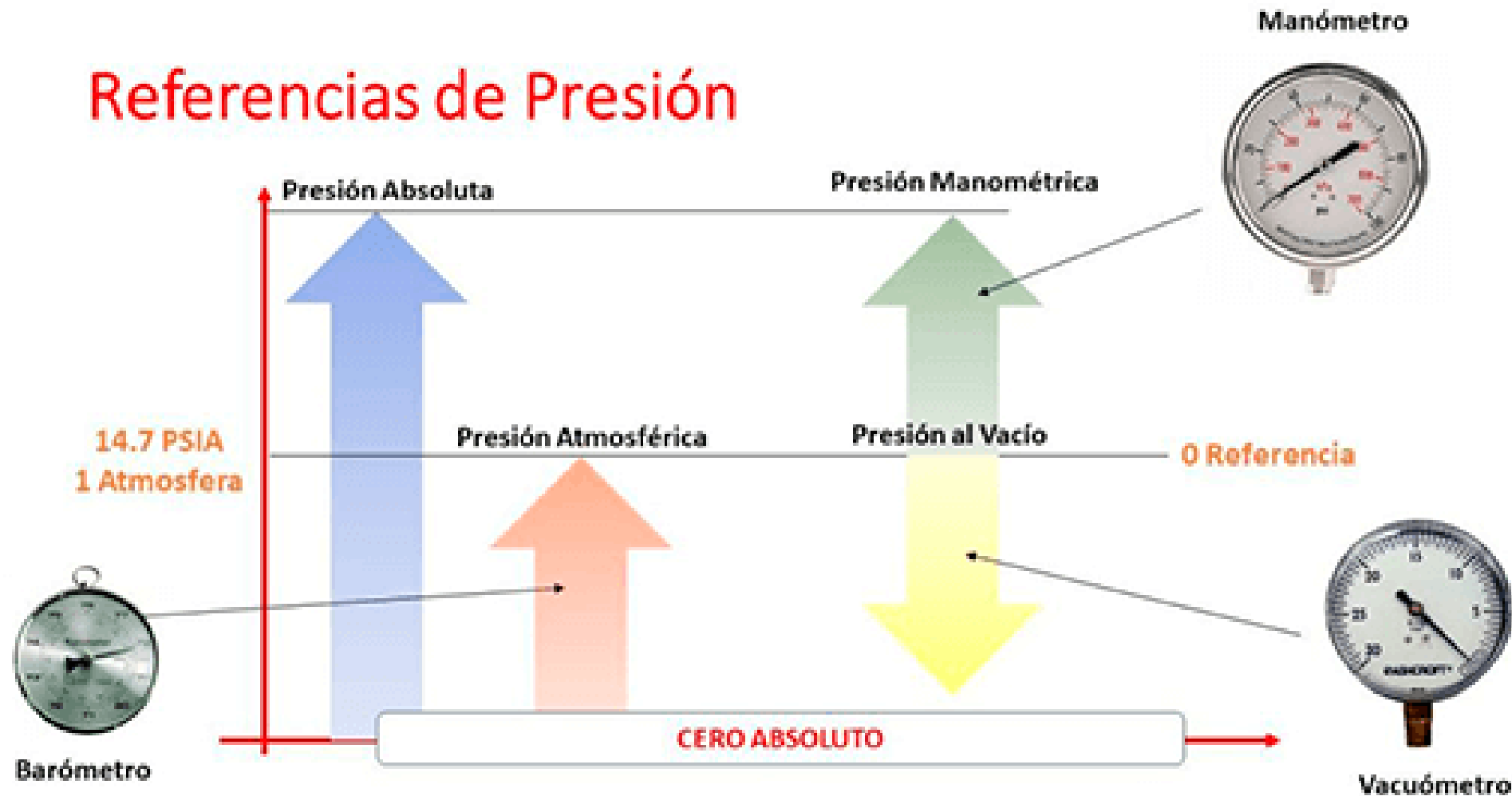
2.1.2 Presión

1 Pa equivale a la presión que aplica la fuerza vertical de 1 N sobre una superficie de 1 m^2 .

La presión absoluta (p_{abs}) es la suma de la presión manométrica (p_g) y la presión atmosférica (p_{atm}). La fórmula es: $p_{\text{abs}} = p_g + p_{\text{atm}}$. La presión manométrica es la presión medida con respecto a la presión atmosférica, mientras que la presión absoluta se mide con respecto al vacío absoluto.

$$P_{abs} = P_m + P_{atm}$$

Referencias de Presión



En la neumática, todas las indicaciones sobre la cantidad de aire suelen relacionarse con el así llamado estado normal. El estado normal según DIN 1343 el estado que tiene una sustancia sólida, líquida o gaseosa definido en función de una temperatura y una presión normalizadas.

- Temperatura normalizada $T_n = 273,15 \text{ K}$, $t_n = 0 \text{ °C}$
- Presión normalizada $p_n = 101325 \text{ Pa} = 1,01325 \text{ bar}$

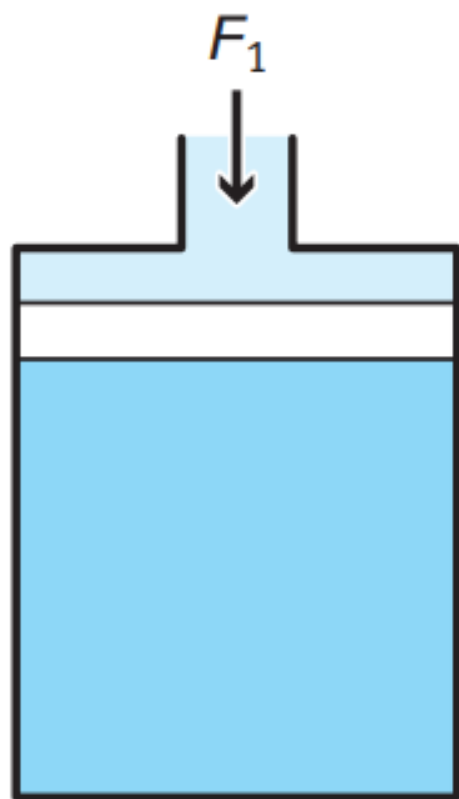
2.2 Propiedades del aire

El aire puede comprimirse y tiene la tendencia de expandir. La ley de Boyle-Mariotte describe estas propiedades del aire:

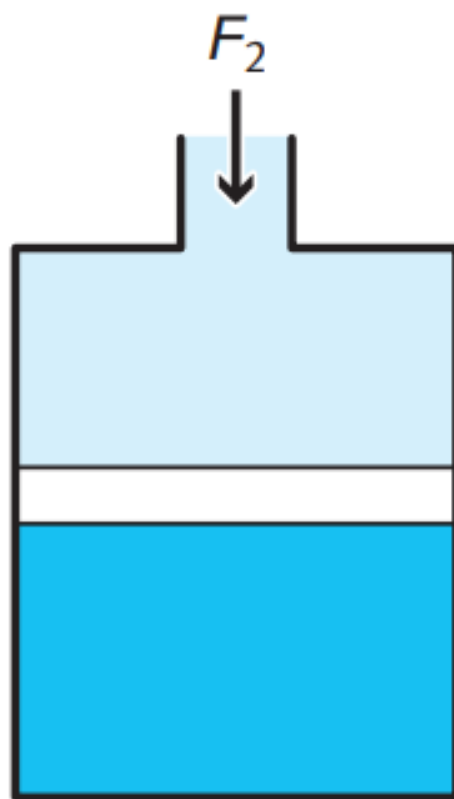
El volumen de una cantidad determinada de gas contenido en un depósito cerrado es inversamente proporcional a la presión absoluta suponiendo una temperatura constante.

O: el producto de volumen y presión absoluta es constante suponiendo una cantidad determinada de gas

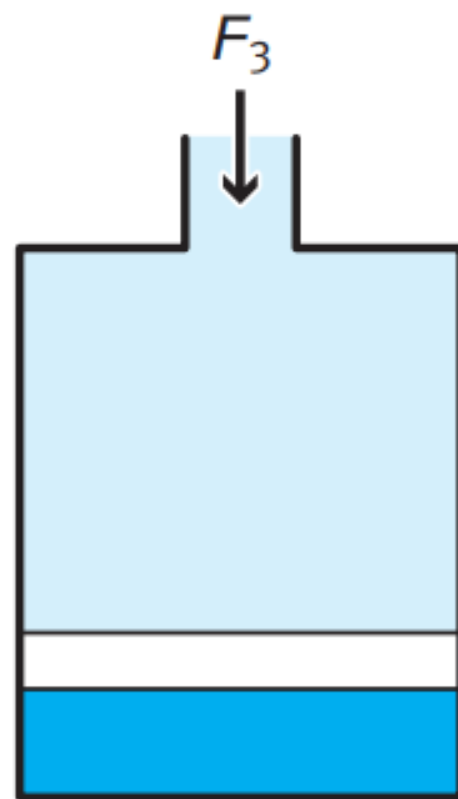
$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 = p_3 \cdot V_3 = \text{constante}$$



V_1
 p_1



V_2
 p_2



V_3
 p_3

Ejemplo de cálculo

En condiciones de presión atmosférica, se procede a comprimir el aire a 1/7 de su volumen original. ¿Qué presión se obtiene si la temperatura se mantiene constante?

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

$$p_2 = p_1 \cdot \frac{V_1}{V_2}, \text{ observación: } \frac{V_2}{V_1} = \frac{1}{7}$$

$$p_1 = p_{\text{amb}} = 100 \text{ kPa} = 1 \text{ bar}$$

$$p_2 = 1 \cdot 7 = 700 \text{ kPa} = 7 \text{ bar absoluta}$$

Ello significa lo siguiente: $p_e = p_{\text{abs}} - p_{\text{amb}} = (700 - 100) \text{ kPa} = 600 \text{ kPa} = 6 \text{ bar}$

Un compresor que genera una presión de 600 kPa (6 bar), tiene una relación de compresión de 7:1.

Ejemplo 2

- Una cantidad de gas ocupa un volumen de 80 mL a una presión de 0,986 atm. ¿Qué volumen ocupará a una presión de 1,2 atm si la temperatura no cambia?

$$P_1 * V_1 = P_2 * V_2 \qquad V_2 = \frac{P_1 * V_1}{P_2}$$

$$V_2 = \frac{0,986 atm * 80 mL}{1,2 atm} = 65,73 mL$$

El gas ocupará un volumen de 65,73 mL

Ejemplo 3

- Disponemos de una muestra de gas que a 200°C presenta una presión de 2,8 atm y un volumen de 15,9 L. ¿Qué volumen ocupará, si a la misma temperatura, la presión baja hasta 1,0 atm?

$$P_1 * V_1 = P_2 * V_2 \qquad V_2 = \frac{P_1 * V_1}{P_2}$$

$$V_2 = \frac{2,8atm * 15,9L}{1,0atm} = 44,5L$$

El gas ocupará un volumen de 44,5 L cuando la presión es de 1 atm.

Ejemplo

- Una cierta cantidad de gas ocupa un volumen de 200 mL a la presión de 0,986 atm. ¿Qué presión ocuparía un volumen de 50 mL a la misma temperatura?

$$P_2 = \frac{P_1 * V_1}{V_2}$$

$$P_2 = \frac{0,986atm * 200mL}{50mL} = 3,94atm$$

50 mL del gas presentará una presión de 3,94 atm.

Ley de Gay-Lussac

- La ley de Gay-Lussac dice lo siguiente:
Mientras no cambia la presión, el volumen de un gas contenido en un depósito cerrado es proporcional a la temperatura absoluta (Es decir grados Kelvin)

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}, V_1 = \text{Volumen con } T_1, V_2 = \text{Volumen con } T_2$$

o bien

$$\frac{V}{T} = \text{constante}$$

El cambio del volumen ΔV es de: $\Delta V = V_2 - V_1 = V_1 \cdot \frac{T_2 - T_1}{T_1}$

$$V_2 : V_2 = V_1 + \Delta V = V_1 + \frac{V_1}{T_1} \cdot (T_2 - T_1)$$

Ejemplo 1

- Una cierta cantidad de gas se encuentra a la presión de 790 mmHg cuando la temperatura es de 298,15 K. Determine la presión que alcanzará si la temperatura sube hasta los 473,15 K, si el volumen se mantiene constante

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$
$$P_2 = \frac{P_1 * T_2}{T_1}$$
$$P_2 = \frac{790 \text{ mmHg} * 473,15 \text{ K}}{298,15 \text{ K}} = 1253,7 \text{ mmHg}$$

Cuando la temperatura sube hasta 473,15 K, la presión aumenta a 1253,7 mmHg.

Ejemplo 2

- Se calienta aire en un cilindro de acero de volumen constante cuya temperatura y presión iniciales son 20°C y 3 atmósferas respectivamente. Determine la temperatura final del cilindro si la presión aumenta hasta 9 atmósferas.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$T_2 = \frac{P_2 * T_1}{P_1}$$

$$T_2 = \frac{9 \text{ atm} * 293,15}{3 \text{ atm}}$$

El aire dentro del cilindro de acero alcanza una temperatura de 606,3 °C, cuando la presión sube hasta 9 atmósferas

Ejemplo 3

- Una cierta cantidad de gas se encuentra a la presión de 790 mm Hg cuando la temperatura es de 25°C. Calcula la presión que alcanzará si la temperatura sube hasta los 200°C

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$\frac{790 \text{ mm Hg}}{298 \text{ K}} = \frac{P_2}{473 \text{ K}}; \quad P_2 = 1,253.93 \text{ mm Hg.}$$

Ecuación general de los gases

- La siguiente ecuación general considera básicamente todas las propiedades de los gases:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

- suponiendo que se mantiene constante uno de los tres factores, es decir, p , V o T
 - Presión p constante → Cambios isobáricos
 - Volumen V constante → Cambios isocóricos
 - Temperatura T constante → Cambios isotérmicos

Ejercicio 1

- Un volumen de 450 ml de oxígeno fue tomado o colectado a 30°C y 480 mm de Hg. ¿Qué volumen ocupará el oxígeno al variar la temperatura a 45°C y una presión de 650 mm de Hg?

$$P_1 = 480 \text{ mm de Hg}$$

$$V_1 = 450 \text{ ml}$$

$$T_1 = 30^\circ + 273 = 303 \text{ K}$$

$$P_2 = 650 \text{ mm de Hg}$$

$$T_2 = 45^\circ\text{C} + 273 = 318 \text{ K}$$

$$V_2 = ???$$

Según nuestra fórmula:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1}$$

Por lo que si sustituimos, tendremos que:

$$V_2 = \frac{(480 \text{ mmHg})(450 \text{ ml})(318 \text{ K})}{(650 \text{ mmHg})(303 \text{ K})} = 348.75 \text{ ml}$$

Ejercicio 2

Para un sistema neumático, el aire tiene un volumen de 300 ml a 35°C y 1 atm. Se comprime dentro de un recipiente de 100 ml de capacidad a una presión de 1.5 atm. ¿Cuál es la temperatura final del gas en °C?

$$P_1 = 1 \text{ atm}$$

$$V_1 = 300 \text{ ml}$$

$$T_1 = 35^\circ + 273 = 308 \text{ K}$$

$$P_2 = 1.5 \text{ atm}$$

$$V_2 = 100 \text{ ml}$$

$$T_2 = ?$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Despejando la variable T_2

$$T_2 = \frac{P_2 V_2 T_1}{P_1 V_1}$$

Sustituimos nuestros datos

$$T_2 = \frac{(1.5 \text{ atm})(100 \text{ ml})(308 \text{ K})}{(1 \text{ atm})(300 \text{ ml})} = 154 \text{ K}$$

$$T_2 = 154 \text{ K} - 273$$

$$T_2 = -119^\circ \text{C}$$