

2.6. LEYES DE LOS GASES

2.6.1. PRESIÓN, VOLUMEN Y TEMPERATURA.

Las moléculas de los gases se mueven continuamente debido a la temperatura. Cuanto mayor sea la temperatura, con más velocidad se moverán las moléculas. Pero la temperatura no se mide en la escala normal de temperaturas, la escala Celsius o Centígrada, sino en una escala especial llamada escala Kelvin o escala absoluta.

A -273°C las moléculas estarían quietas. Por eso no puede haber una temperatura más baja. En la escala Kelvin, 0 K equivale a -273°C . Y no pueden existir temperaturas inferiores, así que no pueden existir temperaturas negativas. Para pasar de una escala a otra basta sumar o restar 273. Así, 100°C serán $100 + 273 = 373\text{K}$ y 500K serán $500 - 273 = 227^{\circ}\text{C}$. Es en esta escala de temperatura en la que deberemos medir siempre la temperatura de un gas.

Las moléculas de gas ocupan un volumen y en él se mueven y desplazan. Aunque en el Sistema Internacional el volumen se mida en m^3 (metros cúbicos), cuando se trata de gases el volumen que ocupa se mide en litros (l). Pero no hay que olvidar que 1 litro equivale a 1 dm^3 (decímetro cúbico), es decir, que 1000 l son 1 m^3 .

Como las moléculas de gas se están moviendo, chocarán con el recipiente que las contiene (y entre sí, claro). Al chocar, ejercerán una presión, otra

magnitud física, resultado de dividir la fuerza por la superficie. En el sistema internacional se mide en pascales (Pa), pero cuando se estudian los gases se suele emplear la atmósfera (atm), que es la presión que ejerce la atmósfera a nivel del mar (en la playa, vamos) y que equivale a 101300 Pa. Equivale a aplicar una fuerza de un Newton en una superficie de un metro cuadrado.

El pascal es una unidad muy pequeña, así que se han definido otras mayores y que se emplean en distintas ciencias. En meteorología, en la que también es importante la presión, ya que dependiendo de ella cambiará o no el tiempo y hará más o menos frío y habrá mayor o menor posibilidad de lluvia, la presión se mide en bares (b) o milibares (mb). Finalmente, por razones históricas, a veces se mide la presión en milímetros de mercurio (mmHg), siendo una atmósfera 760 mmHg. Evidentemente, 1 b equivale a 1000 mb y son 100000 Pa. Podemos escribir entonces la tabla de conversión:

Pascal	Atmósfera	bar	milibar	mmHg
101300	1	1.013	1013	760

El paso de una unidad a otra se realiza como vimos en el caso de múltiplos y submúltiplos. Así, 1140 mmHg son 1.5 atm

Veámoslo con más detalle:

1040 mmHg deseamos expresarlo en atm. Nos fijamos en las equivalencias que aparecen en la tabla.

Pascal	Atmósfera	bar	milibar	mmHg
101300	1	1.013	1013	760

Debemos ahora, la cantidad inicial, multiplicarla por la correspondiente a la unidad a que queremos pasar y dividirla por aquella que es la unidad de origen. En este caso, deseamos pasar a atm, por lo que deberemos multiplicar por 1 atm y como partimos de mmHg, deberemos dividir por 760 mmHg.

$$1140 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = \frac{1140 \text{ mmHg} \cdot 1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 1.5 \text{ atm}$$

Si queremos expresar 250000 Pa en bar:

$$250000 \text{ Pa} \cdot \frac{1.013 \text{ bar}}{101300 \text{ Pa}} = \frac{250000 \text{ Pa} \cdot 1.013 \text{ bar}}{101300 \text{ Pa}} = 2.5 \text{ bar}$$

Observa como, al simplificar la última fracción, la unidad de origen se puede simplificar, por estar tanto en el numerador como en el denominador, quedando únicamente la unidad a la que se desea convertir.

LEY DE BOYLE Y MARIOTTE

Al aumentar el volumen de un gas, las moléculas que lo componen se separarán entre sí y de las paredes del recipiente que lo contiene. Al estar más lejos, chocarán menos veces y, por lo tanto, ejercerán una presión

menor. Es decir, la presión disminuirá. Por el contrario, si disminuye el volumen de un gas las moléculas se acercarán y chocarán más veces con el recipiente, por lo que la presión será mayor. La presión aumentará.

Matemáticamente, el producto la presión de un gas por el volumen que ocupa es constante. Si llamamos V_0 y P_0 al volumen y presión del gas antes de ser modificados y V_1 y P_1 a los valores modificados, ha de cumplirse:

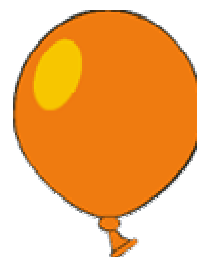
$$P_0 \times V_0 = P_1 \times V_1$$

Esto se conoce como ley de Boyle y Mariotte, en honor a los químicos inglés y francés que lo descubrieron.

Edme Mariotte completó la ley: Cuando no cambia la temperatura de un gas, el producto de su presión por el volumen que ocupa, es constante. El volumen y la presión iniciales y finales deben expresarse en las mismas unidades, de forma habitual el volumen en litros y la presión en atmósferas.

Gracias a esta ley, conociendo tres de los cuatro valores, es posible determinar el cuarto.

Así, podemos determinar que si un gas ocupa un volumen de 6 l a la presión de 1 atm, si aumentamos la presión a 1140 mmHg, el volumen disminuirá a 4 l.



En efecto:

En primer lugar expresaremos 1140 mmHg en atm:

$$1140 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = \frac{1140 \text{ mmHg} \cdot 1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 1.5 \text{ atm}$$

Ahora podemos aplicar la ley de Boyle y Mariotte, tomando los valores del ejemplo:

$$V_0 = 6 \text{ l}$$

$$P_0 = 1 \text{ atm}$$

$$P_1 = 1140 \text{ mmHg} = 1.5 \text{ atm}$$

$$V_0 \cdot P_0 = V_1 \cdot P_1$$

$$6 \cdot 1 = V_1 \cdot 1.5$$

$$V_1 = \frac{6 \cdot 1}{1.5} = 4 \text{ l}$$

Como la presión ha aumentado, el volumen tiene que disminuir. Si la presión disminuyera, el volumen aumentaría, ya que se comportan de forma opuesta.

LEY DE CHARLES Y GAY-LUSSAC.

Al aumentar la temperatura de un gas, sus moléculas se moverán más rápidas y no sólo chocarán más veces, sino que esos choques serán más fuertes. Si el volumen no cambia, la presión aumentará. Si la temperatura disminuye las moléculas se moverán más lentas, los choques serán menos numerosos y menos fuertes por lo que la presión será más pequeña.

Numéricamente, Gay-Lussac y Charles, determinaron que el cociente entre la presión de un gas y su temperatura, en la escala Kelvin, permanece constante.

$$\frac{P_0}{T_0} = \frac{P_1}{T_1}$$

Esta ley explica porqué la presión de las ruedas de un coche ha de medirse cuando el vehículo apenas ha circulado, ya que cuando recorre un camino, los neumáticos se calientan y aumenta su presión. Así, unas ruedas cuya presión sea de 1.9 atm a 20 °C, tras circular el coche y calentarse hasta los 50 °C, tendrá una presión de 2.095 atm.

Veámoslo más detenidamente:

En primer lugar debemos expresar las temperaturas en la escala absoluta, para lo que sumaremos 273:

$$T_0 = 20 + 273 = 293 \text{ K}$$

$$T_1 = 50 + 273 = 323 \text{ K}$$

Y como:

$$P_0 = 1.9 \text{ atm}$$

podemos aplicar la ley de Charles y Guy-Lussac:

$$\frac{P_0}{T_0} = \frac{P_1}{T_1} \longrightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_0}{T_0} \longrightarrow \frac{P_1}{323} = \frac{1.9}{293}$$

$$P_1 = \frac{1.9 \cdot 323}{293} = 2.095 \text{ atm}$$

Si el recipiente puede agrandarse o encogerse, al aumentar la temperatura y producirse más choques, estos harán que el recipiente se expanda, por lo que el volumen de gas aumentará. Y por el contrario, si la temperatura disminuye, el volumen también disminuirá. Siempre que la presión no cambie.

$$\frac{V_0}{T_0} = \frac{V_1}{T_1}$$

Numéricamente, Gay-Lussac y Charles determinaron que el cociente entre el volumen de un gas y su temperatura, medida en la escala absoluta, permanece constante que, en forma de ecuación, puedes ver a la derecha:

Por eso, si introducimos un globo en el congelador, se desinfla. Al bajar la temperatura de 30 °C a -20°C, un globo de 2 l verá reducido su volumen a 1,67 l

En primer lugar debemos expresar las temperaturas en la escala absoluta, para lo que sumaremos 273:

$$T_0 = 30 + 273 = 303 \text{ K}$$

$$T_1 = -20 + 273 = 253 \text{ K}$$

Y como:

$$V_0 = 2 \text{ l}$$

podemos aplicar la ley de Charles y Guy-Lussac:

$$\frac{V_0}{T_0} = \frac{V_1}{T_1} \longrightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_0}{T_0} \longrightarrow \frac{V_1}{253} = \frac{2}{303}$$

$$V_1 = \frac{2 \cdot 253}{303} = 1.67 \text{ l}$$

Si, por el contrario, se expone al sol, al aumentar su temperatura, aumentará su volumen.

LEY DE LOS GASES.

Las leyes de Boyle y Mariotte y de Ch

arles y Gay-Lussac relacionan la presión, el volumen y la temperatura de un gas de dos en dos, por parejas. Sin embargo, es posible deducir una ley que las incluya a las tres: la ley de los gases perfectos.

$$P_0 \times V_0 = P_1 \times V_1$$

$$\frac{P_0}{T_0} = \frac{P_1}{T_1} \qquad \frac{V_0}{T_0} = \frac{V_1}{T_1}$$

$$\frac{P_0 \times V_0}{T_0} = \frac{P_1 \times V_1}{T_1}$$

Según esta ley, es el producto de la presión, volumen e inverso de la temperatura lo que permanece constante en los gases y a partir de ella podemos deducir las leyes anteriores.

Evidentemente la cantidad de gas influirá en sus propiedades. Si ponemos el doble de gas, y no cambiamos su volumen, la presión se duplicará. Y si

mantenemos la presión pero disminuimos la cantidad de gas a la mitad, el volumen también tendrá que reducirse a la mitad. Relacionar todas las propiedades de los gases con la cantidad de gas lo hace la ecuación de los gases ideales:

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

En la que n es la cantidad de gas en moles, R es un número que vale 0.082 y P, V y T son la presión, volumen y temperatura del gas medidas en atmósferas, litros y Kelvin, respectivamente.

En la ecuación de los gases ideales, conocidas tres de las propiedades del gas podemos calcular la cuarta. Así, si sabemos que un globo de feria se ha inflado hasta alcanzar 3 litros, a la presión de 1 atmósfera y a la temperatura de 27 °C podemos determinar que contiene 0.12 moles de gas. Veámoslo:

En primer lugar expresamos la temperatura en la escala absoluta, para lo que sumaremos 273:

$$T = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

Y como:

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

$$V = 3 \text{ l}$$

podemos aplicar la ley de los gases:

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

$$1 \cdot 3 = n \cdot 0.082 \cdot 300$$

$$3 = n \cdot 24.6$$

$$n = \frac{3}{24.026} = 0.12$$

$$n = 0.12 \text{ moles}$$

ACTIVIDADES.

a) Para el aula:



- Busca en el diccionario el significado de las siguientes palabras y anótalo en tu cuaderno. Si en la definición no comprendes alguna palabra, búscala también y escribe su significado:
 - ☞ Posterior
 - ☞ Ascender
 - ☞ Anterior
 - ☞ Reducir
 - ☞ Escala
- Un gas, a temperatura constante, ocupa un volumen de 50 l a la presión de 2 atm. ¿Qué volumen ocupará si duplicamos la presión?
- Al calentar un recipiente que estaba a 300 K, la presión del gas que contiene pasa de 2 a 10 atm. ¿Hasta qué temperatura se ha calentado?

- Manteniendo constante la presión, se ha duplicado el volumen del gas. ¿Qué le habrá pasado a su temperatura?
- ¿Qué volumen ocuparán 2 moles de gas a 5 atm de presión y a una temperatura de 500 K?

b) Para casa:



- Un gas, a temperatura constante, ocupa un volumen de 20 l a la presión de 3 atm. ¿Qué volumen ocupará si la presión pasa a ser de 5 atm?
- Al calentar un recipiente que estaba a 100 °C, la presión del gas que contiene pasa de 2 a 8 atm. ¿Hasta qué temperatura se ha calentado?
- Manteniendo constante la presión, se ha duplicado la temperatura de un gas. ¿Qué le habrá pasado a su volumen?
- ¿Qué presión ejercerán 2 moles de gas si ocupan 10 l a una temperatura de 300 K?
- A una presión de 2026 mb y una temperatura de 0 °C, un gas ocupa un volumen de 5 l. ¿Cuántos moles de gas hay presentes?



Experiencia 13

Obtención de CO₂ y observación de algunas de sus propiedades:

Material:

Matraz erlenmeyer de 250 ml
Vaso de precipitados de 600 ml.
Cristalizador.
Probeta de 100 ml.
2 tubos de vidrio acodados a 90°
Tubo de ensayo.
Gradilla.
Manguito de goma.
Tapón perforado.

Reactivos:

Mármol en trozos.
Ácido clorhídrico concentrado.
Disolución jabonosa para hacer pompas.
Agua destilada.
Vela de cumpleaños.

Procedimiento:

Introduce el un codo de vidrio en la perforación del tapón (ten cuidado al realizar esta operación, humedece el vidrio y el agujero y protege tus manos con un trapo), une la salida del codo a otro mediante un manguito de goma.

Llena hasta la tercera parte de su volumen el matraz erlenmeyer con trozos de mármol.

Mide con la probeta 25 ml de ácido clorhídrico concentrado, añádelo al erlenmeyer y cierra con el tapón y sitúa la salida del mismo en el fondo de un vaso de precipitados de 600 ml vacío.

Deja que la reacción se desarrolle un rato y, con cuidado retira, la salida de gas del vaso de precipitados.

Lleva horizontalmente y con cuidado el vaso de precipitados hasta un vela encendida y vierte su contenido sobre la llama de la misma.

Llena ahora un tubo de ensayo con el gas que se desprende del matraz erlenmeyer. Añade dos o tres mililitros de agua tapa el tubo con el dedo pulgar y agita fuertemente.

Finalmente pon la salida de gas en el interior de un cristalizador vacío, deja un rato y luego lanza desde una cierta distancia una pompa de jabón a su interior.

Si ves que el burbujeo de gas en el erlemeyer se detiene, añade otros 25 ml de ácido clorhídrico concentrado.

Responde en tu cuaderno:

- A la vista de los resultados, ¿crees que el CO_2 favorece la combustión?
- ¿Es soluble el CO_2 en agua? ¿es más pesado o ligero que el aire?
- Dibuja el material de laboratorio empleado y el montaje realizado.