

GASES

GASES REALES

Son aquellos gases que bajo ciertas condiciones de presión y temperatura se licuan, pasan del estado gaseoso al líquido.

Se clasifican en:

- *licuables: fácilmente pasan al estado líquido.

- *permanentes: requieren grandes presiones y muy bajas temperaturas para ser licuados.

GASES IDEALES

Son aquellos que no cambian de estado ante variaciones de presión y temperatura, se mantienen siempre en estado gaseoso.

Estos gases en realidad no existen sino que son un modelo para que nos permite expresar con leyes matemáticas simples lo que sucede en la realidad.



TEMPERATURA

La temperatura de un gas es un parámetro intensivo, depende de la energía cinética promedio de las moléculas de un gas.

Esta temperatura se obtiene sumando 273 a la temperatura centígrada. Siendo la unidad de medida el grado Kelvin.

$$T = ^\circ\text{C} + 273$$

CONDICIONES NORMALES

Un gas se encuentra en condiciones normales cuando su temperatura es de 0°C , y la presión es de 1 atm.

Bajo estas condiciones 1 mol de gas ideal ocupa un volumen de 22,4 litros.

LEYES FUNDAMENTALES DE LOS GASES

Ley de Boyle y Mariotte

Primera Ley de Gay-Lussac

Segunda Ley de Gay-Lussac

Ecuación general de los gases

Ley de Dalton

Ley de Graham

Ley de Henry



LEY DE BOYLE-MARIOTTE

A temperatura constante, el volumen de un gas es inversamente proporcional a la presión

$$V \cdot P = \text{cte}$$

Este proceso es llamado *ISOTÉRMICO*

$$T_1 = T_2 \text{ entonces } \longrightarrow P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

A una temperatura dada tenemos 30 litros de gas a una presión de 2 atm. ¿ A qué presión se encontrará el gas ahora si a la misma temperatura lo expandimos hasta ocupar un volumen de 50 litros?

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

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

$$P_2 = 1,2 \text{ atm}$$

PRIMERA LEY DE GAY-LUSSAC

Esta ley rige los procesos en los cuales la presión del gas se mantiene constante, proceso que reciben el nombre de

ISOBÁRICOS

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

Supongamos que en una transformación isobárica tenemos inicialmente 2 litros de gas a 20°C. ¿Qué volumen ocupará esa misma cantidad de gas si la temperatura es de 35° C

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

$$V_2 = \frac{V_1 \cdot T_2}{T_1}$$

$$V_2 = 2,10 \text{ litros}$$

SEGUNDA LEY DE GAY LUSSAC

En esta ley es el volumen de los gases los que se mantienen constantes.

Este proceso recibe el nombre de *ISOCÓRICOS*

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

Supongamos que en un recipiente de volumen constante, inicialmente tenemos una cierta cantidad de gas a una presión de 5 atm y a una temperatura de 30°C. ¿ Qué presión habrá en el recipiente si la temperatura se eleva hasta los 38°C?

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

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

$$P_2 = 5,13 \text{ atm}$$

ECUACIÓN GENERAL DE LOS GASES

Esta ecuación comprende las leyes antes vistas y establece que para un gas ideal siempre se verifica:

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

En donde presión se expresa en atmósferas, volumen en litros y la temperatura en grados Kelvin.

n es el número de moles y R es la constante de los gases ideales que es igual a 0,082 atm.litro/°K

¿ Qué volumen ocupan 5 moles de oxígeno a una temperatura de 20 °C y 12 atm de presión?

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

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$$

$$V = 10 \text{ litros}$$


Si un gas evoluciona desde un estado a otro, a través de cualquier tipo de proceso la ecuación puede plantearse como:

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

Sencillamente esta Ley vale siempre

DENSIDAD DE LOS GASES

Se define como el cociente entre la masa y el volumen correspondiente al gas.

En los gases la densidad depende de la presión y la temperatura :

$$\delta = \frac{m}{V} = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

A temperatura cte $\rightarrow \delta_1 / P_1 = \delta_2 / P_2$

A presión cte $\rightarrow T_1 \cdot \delta_1 = T_2 \cdot \delta_2$

Si el volumen se mantiene $\rightarrow \delta_1 = \delta_2$

En la ley general $\rightarrow P_1 / T_1 \cdot \delta_1 = P_2 / T_2 \cdot \delta_2$

LEY DE DALTON

En una mezcla de varios gases que no reaccionan entre sí, la presión total es igual a la suma de las presiones parciales.

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_N$$

La presión parcial que tiene un gas dentro de una mezcla es igual al producto de la presión total por la concentración fraccional molar del gas:

$$P_{\text{parcial}} = \chi_{\text{fracc}} \cdot P_{\text{total}}$$

LEY GRAHAM

Esta ley establece que las velocidades relativas de difusión de los gases son inversamente proporcionales a la raíz cuadrada de sus densidades

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{\delta_2}{\delta_1}}$$

LEY DE HENRY

Cuando un gas se pone en contacto con un líquido, las moléculas del gas se meten el líquido, se difunden en el interior del mismo

La difusión de un gas en un líquido esta dada por:
cantidad de gas(moles)/ volumen del líquido

“Establece que la concentración del gas disuelto en un líquido a una temperatura determinada es directamente proporcional a la presión parcial de dicho gas en contacto con el líquido”

$$D = K \cdot P_{\text{parcial}}$$

LEY DE LOS GASES IDEALES		LEY GENERAL			
$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$		n constante			
En la ley de los gases ideales la única constante es R y es la misma para todos los gases en condiciones normales (no extremas)		$\frac{P \cdot V}{T} = cte$	$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$		
$R = 0,082 \frac{atm \cdot l}{mol \cdot K}$		En el caso general varían la presión, el volumen y la temperatura de una masa fija de gas (es decir, el n° de moles es constante).			
$\frac{P_1 \cdot V_1}{n_1 \cdot T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{n_2 \cdot T_2}$					
A partir de esta ley general se deducen todas las demás cuando algunas de las variables son constantes (cte) :					
LEY DE BOYLE-MARIOTTE		PRIMERA LEY DE GAY-LUSSAC / CHARLES		SEGUNDA LEY DE GAY-LUSSAC	
T, n constantes		P, n constantes		V, n constantes	
$P \cdot V = cte$	$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$	$\frac{V}{T} = cte$	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	$\frac{P}{T} = cte$	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$
A temperatura constante , el volumen ocupado por una determinada masa fija de un gas es inversamente proporcional a la presión.		Si la presión de un gas permanece constante , el volumen de una masa fija de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.		Si el volumen de un gas permanece constante , la presión de una masa fija de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.	