

TEMA 2: LOS GASES Y SUS LEYES DE COMBINACIÓN



1-LAS LEYES DE LOS GASES

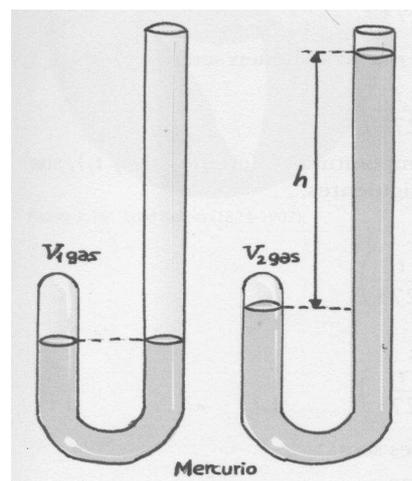
En el siglo XVII comenzó a investigarse el hecho de que los gases, independientemente de su naturaleza, presentan un comportamiento similar ante los cambios de presión y temperatura. De estos estudios y otros posteriores surgieron las leyes de los gases.

1.1-LEY DE BOYLE

Las propiedades del aire y de la presión atmosférica fueron ampliamente investigadas por el irlandés **Robert Boyle**. El dispositivo que usó para estudiar la compresibilidad de los gases era muy sencillo. Consistía en un largo tubo de vidrio doblado en forma de jota y cerrado por el extremo más corto. Boyle vertió mercurio por el brazo más largo e, inclinando un poco el tubo para que el aire pasase de ese extremo al corto, consiguió que el mercurio quedara a la misma altura en ambos lados. De ese modo la presión del aire encerrado se igualaba a la atmosférica. A esta presión P_1 le correspondía un volumen V_1 . Posteriormente, Boyle siguió añadiendo mercurio hasta que la diferencia de altura entre los dos brazos fue de 76 cm. En estas condiciones, la presión sobre el brazo pequeño, P_2 , se había incrementado en 1 atm, es decir se había duplicado hasta 2 atm y el volumen ocupado por el aire encerrado, V_2 , se había comprimido hasta la mitad con respecto al inicial.

$$P_2 = 2 \cdot P_1 \quad V_2 = \frac{V_1}{2}$$

A Temperatura constante, el volumen que ocupa una masa de gas es inversamente proporcional a la presión que ejerce dicho gas sobre las paredes del recipiente que lo contiene.



Matemáticamente, esta Ley puede expresarse de la siguiente forma:

$$V = K \cdot \frac{1}{P} \Rightarrow P \cdot V = K$$

(Ecuación de una hipérbola donde **K** es la **constante de proporcionalidad**)

Si consideramos un mismo gas en dos condiciones diferentes se obtiene:

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

Según esto, otro enunciado de la Ley de Boyle sería:

A temperatura constante, el producto de la presión por el volumen de una masa de gas permanece también constante.

- ❖ A temperaturas y presiones no excesivamente altas, la mayoría de los gases cumplen esta ley.

1.2-LEY DE CHARLES Y GAY- LUSSAC

A comienzos del siglo XIX había mucha afición a volar en globos aerostáticos. Charles fue uno de los pioneros en este tipo de vuelos y realizó numerosas investigaciones sobre el calentamiento de volúmenes de gases. Las conclusiones que obtuvo le llevaron a publicar una ley que relacionaba volúmenes con la temperatura. Sus conclusiones fueron corroboradas por su compatriota Guy - Lussac para una amplia muestra de gases, por eso la Ley de Charles también es conocida como Ley de Gay- Lussac.

Observaron que, al aumentar 1°C la temperatura de un gas, se producía un aumento o dilatación de 1/273 por cada unidad de volumen. Es decir, si tenemos un volumen V_0 a una determinada temperatura y la aumentamos 1°C, el nuevo

volumen será: $V = V_0 + V_0 \cdot \left(\frac{1}{273}\right)$ es decir $V = V_0 \cdot \left(1 + \frac{1}{273}\right)$

Si la temperatura aumenta en t grados $V' = V_0 \cdot \left(1 + \frac{t}{273}\right)$

Si consideramos el mismo gas a dos temperaturas diferentes (t_1 y t_2), sus volúmenes serán:

$$V_1 = V_0 \cdot \left(1 + \frac{t_1}{273}\right)$$

$$\Rightarrow \frac{V_1}{V_2} = \frac{t_1 + 273}{t_2 + 273}$$

$$V_2 = V_0 \cdot \left(1 + \frac{t_2}{273}\right)$$

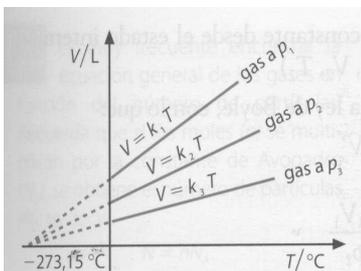
Si en lugar de considerar la escala centígrada de temperaturas t , consideramos la nueva escala T en la que $T = t +$

273, podemos escribir: $\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$ o $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

A presión constante, el volumen de una masa de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta. ($V = K' \cdot T$ que es la ecuación de una recta de pendiente K')

ESCALA ABSOLUTA DE TEMPERATURAS O ESCALA KELVIN

Para una masa determinada de gas y a una presión fija, al representar las relaciones volumen- temperatura obtenidas



el resultado será una recta. Si a continuación cambiamos la presión y volvemos a representar la nueva relación volumen- temperatura, obtendremos otra recta de distinta pendiente. **Lord Kelvin**, observó que al prolongar las distintas rectas hacia un hipotético volumen cero, todas se encontraban en un punto común: **- 273°C**. Como la disminución del volumen de una masa de gas no puede ir más allá de cero, esa temperatura constituye un límite conocido como **cero Kelvin (0 K)** o **cero absoluto**.

La escala absoluta de temperaturas en la que $T = t + 273$ se denomina **escala Kelvin**.

1.3-LEY COMBINADA DE LOS GASES IDEALES

Los gases que cumplen perfectamente las Leyes de Boyle y de Charles y Gay - Lussac reciben la denominación de **gases ideales**. Los gases reales se aproximan al estado ideal cuando se encuentran a muy bajas presiones, sin embargo, el modelo de gas ideal constituye una aproximación válida para su descripción:

¿Qué ocurre si las tres magnitudes que definen el estado de un gas (P, V, T) varían?

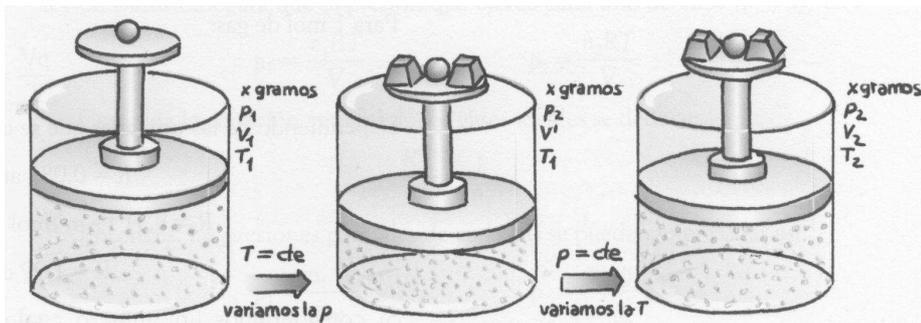
Supongamos que las condiciones iniciales de un gas (P_1, V_1, T_1) cambian a otras condiciones con (P_2, V_2, T_2). Podemos imaginar el proceso como si fuese la suma de dos procesos continuados:

Primer proceso: Variación a temperatura constante desde el estado inicial (P_1, V_1, T_1) hasta **uno**

intermedio (P_2, V', T_1). Aplicando la Ley de Boyle $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V' \Rightarrow V' = \frac{P_1 \cdot V_1}{P_2}$

Segundo proceso: Variación a presión constante desde el estado intermedio (P_2, V', T_1) hasta el estado

final (P_2, V_2, T_2). Aplicando la Ley de Charles y Gay-Lussac $\frac{V'}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$



Combinando las dos expresiones anteriores obtenemos:

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

que es la ecuación de la **ley combinada de los gases ideales**.

1.4- ECUACIÓN DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES

Se observa que para un mol de cualquier gas la constante a $P=1 \text{ atm}$ y 273K vale $0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$, valor conocido como constante molar de los gases y que simbolizamos como **R**. Si consideramos un número cualquiera de moles (**n**) de

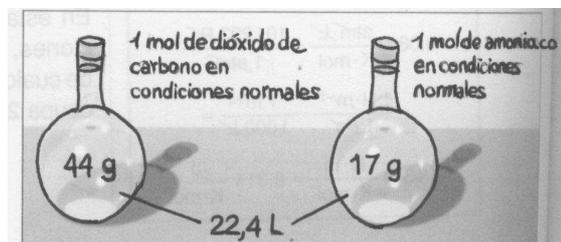
gas ideal, entonces: $\frac{P \cdot V}{T} = n \cdot R$

La relación $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ es la llamada **ecuación general de los gases ideales**. A partir de ella podemos

deducir otra expresión que nos resultará muy útil: $P \cdot M = d \cdot R \cdot T$

2-LEY DE AVOGADRO Y VOLUMEN MOLAR

En muchas ocasiones, los trabajos técnicos y experimentales se efectúan en **condiciones normales C.N** de presión y temperatura, es decir, a **1 atm** de presión (101293 Pa) y **273 K** (0°C) de temperatura.



En estas condiciones, 1 mol de cualquier gas ocupa un volumen de **22,4 l**, dato que conocemos como **volumen molar de los gases**, y que corrobora la Ley de Avogadro que ya vimos anteriormente (“**volúmenes iguales de gases diferentes medidos**”).

en iguales condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas”)

- ❖ Condiciones normales $P=1 \text{ atm}$, $T=0^\circ\text{C}=273 \text{ K}$
- ❖ Condiciones estándar $P=1 \text{ atm}$; $T=25^\circ\text{C}=298 \text{ K}$

3-LEY DE DALTON PARA LAS PRESIONES PARCIALES

Las leyes de los gases pueden aplicarse tanto a sustancias gaseosas como a mezclas de gases que no reaccionan entre sí. Así, para una mezcla:

$$P \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \quad (P=\text{presión total}; V=\text{volumen total}; n_T=\text{número total de moles}; T=\text{temperatura de la mezcla})$$

Pero, **¿cómo se comporta cada gas en la mezcla?** Experimentalmente se observa que debido a la gran capacidad de difusión de los gases, cuando se mezclan, cada uno se comporta como si ocupase la totalidad del volumen del recipiente que los contiene. Por ello, cada gas ejerce la misma presión que si ocupase él solo todo el recipiente a la temperatura de la mezcla.

Si tenemos una mezcla formada por n_A moles del gas A; n_B moles del gas B; n_C moles del gas C....las presiones de cada gas cumplirán:

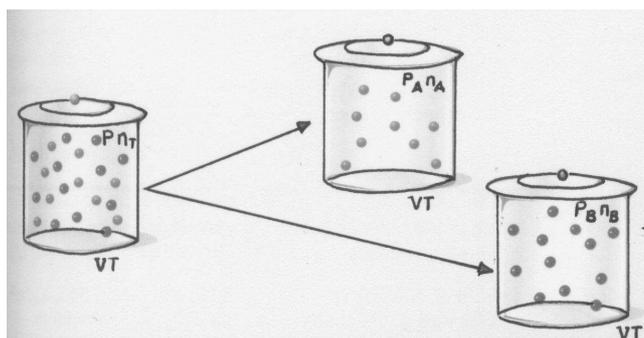
$$P_A \cdot V = n_A \cdot R \cdot T \quad P_A: \text{Presión parcial de A}$$

$$P_B \cdot V = n_B \cdot R \cdot T \quad P_B: \text{Presión parcial de B}$$

$$P_C \cdot V = n_C \cdot R \cdot T \quad P_C: \text{Presión parcial de C}$$

El comportamiento de las mezclas de gases queda descrito en la Ley que enunció Dalton en 1801:

“La presión de una mezcla gaseosa es igual a la suma de las presiones parciales de todos los gases que la componen, siendo la presión parcial de cada gas la que ejercería si ocupase, aisladamente, el volumen total de la mezcla a la misma temperatura” $P=P_A+P_B+P_C$



PROBLEMAS

- Una botella de acero de 5 litros contiene oxígeno en c.n. ¿Qué cantidad de oxígeno deberá introducirse para que, manteniendo constante la temperatura, la presión se eleve a 40 atm?
Sol: 278, 8 g de O₂
- Determina el número de moles presentes en cada caso:
 - 1,84 10²⁴ moléculas de O₂ **Sol a) 3,06 moles O₂**
 - 80 g de hierro **b) 1,43 moles de Fe**
 - 50 litros de CO₂ medido en c.n. **c) 2,23 moles de CO₂**
 - 10 litros de NH₃ medidos a 800 mm y 20 °C **0,47 moles de NH₃**
- Calcula el número de moléculas presentes en 1 cm³ de gas en c.n. (Número de Loschmidt) ¿Importa la naturaleza del gas para el cálculo? **Sol: 2,7 10¹⁹ moléculas**
- Calcula el número de moléculas de agua presentes en 1 cm³ de agua líquida (d = 1 g/cm³). Compara el resultado con el del ejercicio anterior ¿qué conclusión extraes de la comparación? **Sol: 3,3 10²² moléculas de H₂O**
- Sabiendo que la densidad media del aire a 0°C y 1 atm de presión es 1,293 g/l . Calcula la masa **molecular** media del aire **(Sol: 28,96 g/mol)**
- Una muestra de hidrógeno ocupa un volumen de 4,5 litros a 770 mm y 50 °C. Calcula:
 - El volumen que ocuparía en c.n.
 - Con el mismo recipiente ¿qué habría que hacer para que la presión fuera como máximo de 700 mm?
 - La presión que ejercería si se trasvasa a un recipiente de 1,25 L manteniendo T=cte**Sol: a) 3,9 litros; b) Bajar la temperatura hasta 293, 6 K (20,4°C); c) 2772 mm (3,65 atm)**
- Un recipiente rígido de 28 L contiene He. Si la presión ejercida por el gas es de 1780 mm y su temperatura 30 °C:
 - ¿Qué masa de He hay en el recipiente?
 - Si la presión máxima que pueden soportar las paredes del recipiente es de 3 atm ¿Cuál sería el límite de temperatura al que se podría trabajar sin que se rompa el recipiente?**Sol: a) 10, 56 g He; b) 388 K (115 °C)**
- Un recipiente de 5 L contiene 14,0 g de nitrógeno a la temperatura de 127 °C. La presión exterior es de 760 mm. Se abre el recipiente hasta que se iguale la presión con la del exterior. Calcular:
 - La cantidad de nitrógeno que sale

b) La temperatura que debería tener el nitrógeno que queda si se desea que su presión sea la inicial.

Sol: a) 9,73 g de N₂; b) 1312 K (1039 °C)

9. En un recipiente de 5 L en el que se ha hecho previamente el vacío se inyectan 5,32 g de aire. Si la presión ejercida es de 671 mm y la temperatura 20 °C

a) ¿Cuál es la masa molecular del aire? **Sol: a) 28,96 g/mol;**

b) ¿Cuál es la densidad del aire en c.n? **b) 1,29 g/L**

c) ¿Cuál será su densidad a 760 mm y 70 °C? **c) 1,03 g/L**

10. ¿Cuál es la masa molecular de un gas cuya densidad en c.n. es 3,17 g/L?

Sol: 71 g/mol

11. La densidad de un gas en c. n. es 1,48 g/L. ¿Cuál será su densidad a 320 K y 730 mm Hg? **Sol: 1,21 g/mol**

12. A presión normal, ¿cuál es la temperatura a la que se deben calentar 1,29 g de aire para que ocupen un volumen de 1,29 litros? **Sol: 353 K (80 °C)**

13. Dos esferas A y B de 5 y 10 litros de capacidad respectivamente, contienen oxígeno gaseoso a la temperatura de 20 °C. La esfera A contiene 96 g y la B 64 g. Calcular la presión de equilibrio si ambas se ponen en comunicación. **Sol: 8 atm.**

14. Una cantidad de 35,2 g de un hidrocarburo ocupa en estado gaseoso 13,2 l medidos a 1 atm y 50°C. sabiendo que el 85,5 % es carbono, calcula su fórmula molecular **Sol: C₅H₁₀**

15. Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal: C=24,24 %; H= 4,05%; Cl= 71,71 %. Calcula:

a. La fórmula empírica

b. Su fórmula molecular, sabiendo que 0,942 gramos de dicho compuesto ocupan un volumen de 213 ml medidos a 1 atm y 0°C.

Sol: a) (CH₂Cl)_n , b) C₂H₄Cl₂

16. Tenemos en condiciones normales, un recipiente de 750 ml lleno de nitrógeno, oxígeno y dióxido de carbono. Si la presión correspondiente al oxígeno es de 0,21 atm y la correspondiente al nitrógeno es de 0,77 atm, ¿cuántos moles de CO₂ hay en el recipiente?, ¿Y gramos de N₂? ¿Cuál es la fracción molar del O₂?

Sol: 6,7×10⁻⁴ moles; 0,72 g de N₂; 0,21= 21%