

GASES

IES La Magdalena.
Avilés. Asturias

Teoría cinética de la materia

Para poder explicar (ver preguntas más abajo) y entender el comportamiento de la materia, existe un modelo teórico que se basa en los siguientes postulados:

- **La materia está formada por pequeñas partículas.**
- **Entre las partículas que forman la materia no existe nada.** Hay vacío.
- **Existen unas fuerzas atractivas que tienden a juntar las partículas.**
- **Las partículas que forma un sistema material no están quietas, se mueven.** La energía cinética que poseen es proporcional a la temperatura. Esto es, si la temperatura es baja, su movimiento será lento. Si la temperatura asciende, se mueven más rápidamente.

¿Cuál es la diferencia entre un sólido, un líquido o un gas?

En un sólido las fuerzas entre las partículas que lo forman son muy grandes, por eso están muy juntas formando estructuras ordenadas. Aun en los sólidos las partículas no están quietas, sino que tienen un movimiento de vibración.

En un gas las fuerzas de atracción entre las partículas, aunque existen, son muy débiles. Por tanto se mueven en todas direcciones, chocando continuamente unas con otras y contra las paredes del recipiente que las contiene. Existe una gran separación entre las partículas, hay grandes espacios vacíos.

En un líquido ocurre una situación intermedia. Las fuerzas entre partículas no son tan grandes como en los sólidos, ni tan débiles como en los gases. Las partículas están más separadas que en los sólidos, pero menos que en los gases.

¿Por qué, generalmente, los sólidos tienen densidades elevadas, mientras que los gases tienen una densidad baja y los líquidos presentan valores intermedios?

Si nos fijamos en la explicación anterior comprenderemos que en los sólidos la materia (partículas) tiende a estar muy junta. La masa por unidad de volumen será grande.

En los gases, al ser muy grande la separación entre las partículas, tendremos densidades pequeñas (poca masa por unidad de volumen), y en los líquidos la situación será intermedia.

¿Por qué los gases ejercen presión sobre las paredes de los recipientes? ¿Por qué la presión aumenta si metemos más gas o elevamos su temperatura?

Según la teoría cinética **la presión de un gas es debida a los continuos choques de las partículas que lo forman contra las paredes del recipiente.** Así entendemos que si metemos más gas en el recipiente, la presión aumenta (más choques), y si sacamos gas, la presión disminuye (menos choques).

Si elevamos la temperatura las partículas se moverán más rápidamente, lo que provocará un aumento de los choques.

Si enfriamos, se moverán más lentamente. Menos choques.

¿Qué ocurre cuando calentamos una sustancia?

Quando calentamos, damos energía. **Esta energía es transferida a las partículas que forman la materia, lo que motiva que se muevan con mayor velocidad.**

Si por el contrario enfriamos, quitamos energía a las partículas que se moverán ahora más lentamente.

¿Por qué las sustancias cambian de estado?

El que una sustancia esté en un estado u otro, depende del equilibrio entre las fuerzas que tienden a juntar las partículas y de su tendencia a separarse, que será tanto mayor, cuanto mayor sea su energía. Si bajamos la temperatura, las partículas se moverán más lentamente y las fuerzas atractivas serán capaces de mantenerlas más juntas (el gas se transforma en líquido, y si seguimos enfriando, en sólido).

Si tenemos un sólido y lo calentamos, el movimiento de vibración de las partículas irá aumentando hasta que la energía sea suficiente para superar las fuerzas que las mantienen en sus posiciones. El sólido funde y se transforma en un líquido. Si seguimos calentando, pasará a gas.

Por tanto, según la Teoría Cinética los gases pueden ser descritos como:

- Pequeñas moléculas con un **movimiento caótico**: se mueven a gran velocidad y en todas direcciones, chocando continuamente unas con otras y contra las paredes del recipiente.
- La presión es debida a **los choques** de las moléculas del gas con las paredes del recipiente.
- La energía cinética es directamente proporcional a la temperatura absoluta ($E_c = k T$)
- Las fuerzas intermoleculares son muy débiles.

Con el fin de obtener un modelo matemático que pueda describir el comportamiento de un gas (ideal, no real), se realizan ciertas simplificaciones del modelo anterior:

- **Las moléculas de los gases se consideran puntos matemáticos (volumen nulo)**
- **No existen fuerzas entre las moléculas.**

Estas simplificaciones permitieron un tratamiento dinámico-cinemático de los gases, considerándolos como un conjunto muy grande de pequeñas partículas en movimiento, que dio como fruto la obtención de una ecuación que describe su comportamiento:

$$P V = n R T$$

Es la llamada **ecuación de estado para los gases ideales**, ya que relaciona las cuatro variables que caracterizan el estado de un gas:

- Presión (P). Medida en atmósferas (atm) ($1 \text{ atm} = 760 \text{ mm} = 101\,325 \text{ Pa}$)
- Volumen (V). Medido en litros (L)
- Número de moles (n)
- Temperatura. Medida en kelvin (K) ($K = 273 + C$)
- R es una constante, llamada constante de los gases ideales, que vale: $0,08206 \frac{\text{atm. litro}}{\text{K.mol}}$
- La ecuación de estado para los gases ideales no es aplicable estrictamente a los gases reales (ya que las hipótesis de partida no se cumplen), pero concuerda bastante bien con los datos obtenidos con gases no ideales, sobre todo si están a temperaturas no muy bajas y a presiones no demasiado elevadas.

Ejemplo 1

¿Cuál será el volumen ocupado por 0,50 moles de un gas medido a 20°C y 760 mm de presión?

Solución:

$$P V = n R T$$

$$V = \frac{n R T}{P} = \frac{0,50 \cancel{\text{mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cancel{\text{mol}}} \cdot 293 \cancel{\text{K}}}{1 \cancel{\text{atm}}} = 12,01 \text{L}$$

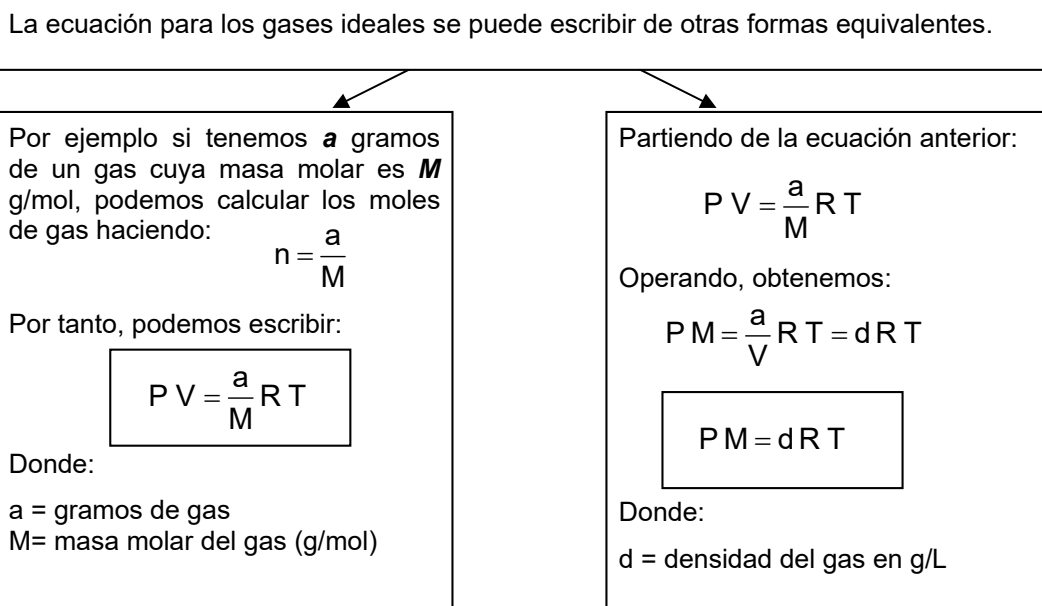
Ejemplo 2

Se recogen 1,25 moles de CO_2 en un recipiente de 20 L y a una temperatura de 25°C . ¿Cuál será la presión ejercida por el gas?

Solución:

$$P V = n R T$$

$$P = \frac{n R T}{V} = \frac{1,25 \cancel{\text{mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\text{K} \cancel{\text{mol}}} \cdot 298 \cancel{\text{K}}}{20 \cancel{\text{L}}} = 1,53 \text{ atm}$$

**Ejemplo 3**

Calcular la masa molar de una sustancia gaseosa sabiendo que 3,8 g de la misma, recogidos en un recipiente de 2,0 litros a una temperatura de 15 °C, ejercen una presión de 770 mm

Solución:

$$P V = \frac{a}{M} R T; \quad M = \frac{a R T}{P V} = \frac{3,8 \text{ g} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 288 \text{ K}}{1,013 \text{ atm} \cdot 2,0 \text{ L}} = 44,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

La determinación de la masa molecular por este procedimiento (aunque no sea exacta, ya que estamos considerando un gas ideal) puede servirnos para la determinación de la fórmula molecular de sustancias gaseosas por el método de Cannizzaro (ver tema Conceptos básicos de Química).

Ejemplo 4

Determinar la densidad del metano (CH₄) medida a 1,5 atm de presión y 80 °C de temperatura.

Solución:

$$P M = d R T; \quad d = \frac{P M}{R T} = \frac{1,5 \text{ atm} \cdot 16,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 353 \text{ K}} = 0,83 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Ejemplo 5

En una reacción química se ha obtenido CO₂ que, una vez seco, se almacena en un matraz de 1,5 L a una temperatura de 18 °C, siendo su presión 800 mm. ¿Qué cantidad de gas (g) se ha obtenido en la reacción?

$$P V = \frac{a}{M} R T; \quad a = \frac{M P V}{R T} = \frac{44,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1,052 \text{ atm} \cdot 1,5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 291 \text{ K}} = 2,91 \text{ g}$$

Partiendo de la ecuación de los gases ideales podemos deducir una serie de leyes (conocidas con anterioridad a la ecuación):

Procesos isotermos (T = cte). Ley de Boyle- Mariotte.

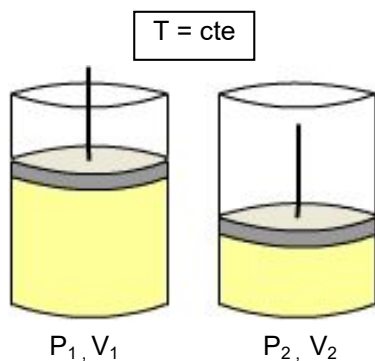
Si consideramos una cantidad dada de gas y aumentamos la presión (manteniendo constante la temperatura) su volumen disminuye.

Si por el contrario disminuimos la presión, su volumen aumenta. La relación entre P y V se puede obtener a partir de la ecuación de los gases ideales:

$$P_1 V_1 = n R T$$

$$P_2 V_2 = n R T$$

$$\frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} = 1; \quad P_1 V_1 = P_2 V_2; \quad P V = Cte$$



Robert Boyle
Inglaterra
(1627 – 1691)

Edme Mariotte
Francia
(1620 – 1684)

Ley de Boyle – Mariotte (1662)

En un proceso isoterma, el producto de la presión ejercida por un gas por el volumen ocupado es constante. P y V son inversamente proporcionales.

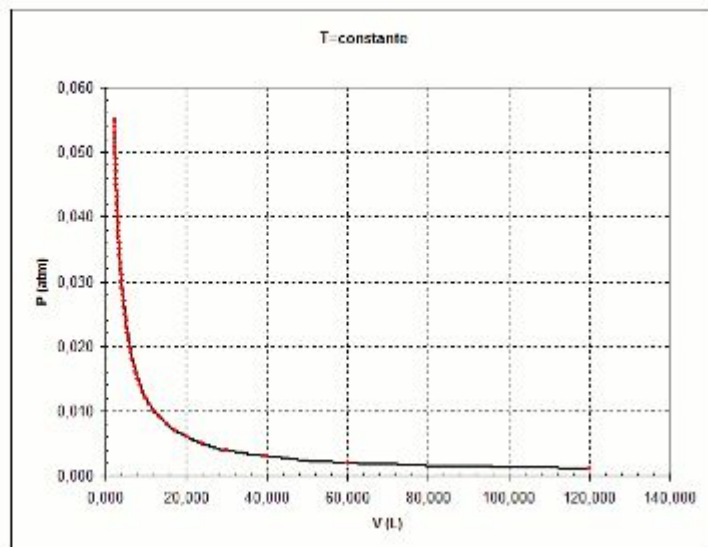
Valor de T (invariable)

T (°C)	20,00
T (K)	293,00

Valores de P (atm) y valor correspondiente de V (L).

P (atm)	V(L)
0,001	120,130
0,002	60,065
0,003	40,043
0,004	30,033
0,005	24,026
0,006	20,022
0,007	17,161
0,008	15,016
0,009	13,348
0,010	12,013
0,011	10,921
0,012	10,011
0,013	9,241
0,014	8,581
0,015	8,009
0,016	7,508
0,017	7,066
0,018	6,674
0,019	6,323
0,020	6,007
0,021	5,720
0,022	5,460
0,023	5,223
0,024	5,005
0,025	4,805
0,026	4,620

La representación gráfica de P frente a V da una hipérbola



Procesos isobaros (P = cte). Ley de Charles

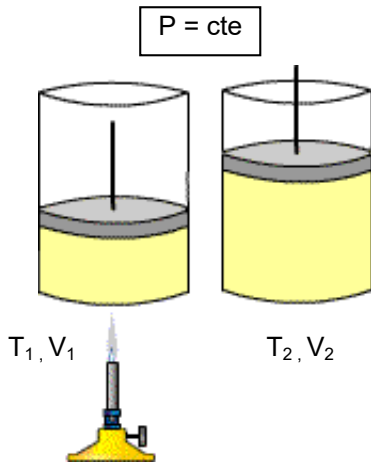
Si consideramos una cantidad dada de gas y aumentamos su temperatura (manteniendo constante la presión), su volumen aumenta.

Si por el contrario disminuimos la temperatura, su volumen disminuye. La relación entre T y V se puede obtener a partir de la ecuación de los gases ideales:

$$P V_1 = n R T_1$$

$$P V_2 = n R T_2$$

$$\frac{P V_1}{P} = \frac{n R T_1}{P}; \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}; \quad V_1 T_2 = V_2 T_1$$



Jacques Charles
Francia
(1746 – 1823)

Ley de Charles (1787)

En un proceso isobaro (P=cte), volumen y temperatura son directamente proporcionales.

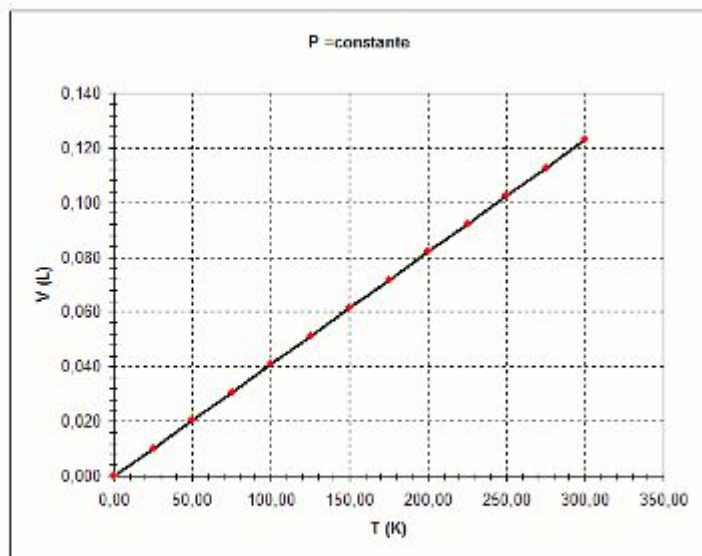
Valor de P
(invariable)

P (atm)	1,000
---------	-------

T (K)	V(L)
0,00	0,000
25,00	0,010
50,00	0,021
75,00	0,031
100,00	0,041
125,00	0,051
150,00	0,062
175,00	0,072
200,00	0,082
225,00	0,092
250,00	0,103
275,00	0,113
300,00	0,123

Valores de T (K) y valor correspondiente de V (L).

La representación gráfica de V frente a T es una recta que pasa por el origen.



Procesos isocoros (V = cte). Ley de Gay-Lussac

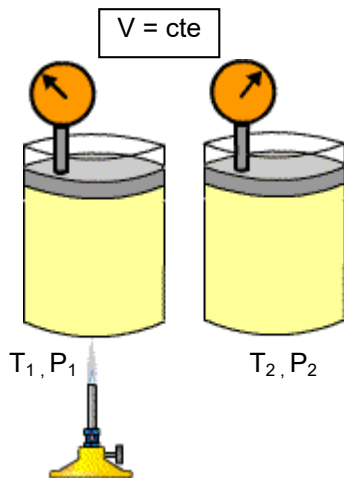
Si consideramos una cantidad dada de gas y aumentamos su temperatura (manteniendo constante el volumen), su presión aumenta.

Si por el contrario disminuimos la temperatura, su presión disminuye. La relación entre T y P se puede obtener a partir de la ecuación de los gases ideales:

$$P_1 V = n R T_1$$

$$P_2 V = n R T_2$$

$$\frac{P_1 \cancel{V}}{P_2 \cancel{V}} = \frac{\cancel{n} R T_1}{\cancel{n} R T_2}; \quad \frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2}; \quad P_1 T_2 = P_2 T_1$$



Louis J. Gay-Lussac
Francia
(1778 – 1850)

Ley de Gay-Lussac (1805)

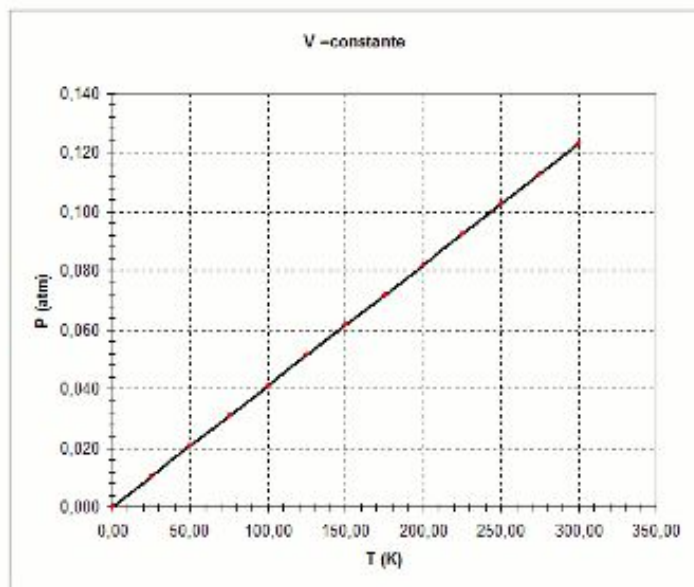
En un proceso isocoro (V=cte), presión y temperatura son directamente proporcionales.

Valor de V (invariable)

V (L)	1,000
T (K)	P (atm)
0,00	0,000
25,00	0,010
50,00	0,021
75,00	0,031
100,00	0,041
125,00	0,051
150,00	0,062
175,00	0,072
200,00	0,082
225,00	0,092
250,00	0,103
275,00	0,113
300,00	0,123

Valores de T (K) y valor correspondiente de P (atm).

La representación gráfica de P frente a T es una recta que pasa por el origen.



Procesos en los que varían de forma simultánea P, V y T

Si, por ejemplo, modificamos de forma simultánea la presión y la temperatura de un gas contenido en un recipiente, su volumen se verá afectado. Para realizar los cálculos en este caso procedemos de manera análoga a los casos anteriores aplicando la ecuación de los gases ideales al estado inicial y al final:

$$\begin{array}{l} P_1 V_1 = n R T_1 \\ P_2 V_2 = n R T_2 \end{array} \quad \frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} = \frac{\cancel{n R} T_1}{\cancel{n R} T_2}; \quad \boxed{\frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} = \frac{T_1}{T_2}}$$

Hipótesis de Avogadro.

La ecuación de los gases ideales sirve también para confirmar una hipótesis, emitida por Avogadro, que jugó un decisivo papel en el desenvolvimiento de la química. Concretamente, en el cálculo correcto de los pesos atómicos de los elementos.

Si consideramos volúmenes iguales de dos gases diferentes, medidos a igual presión y temperatura, llegamos a la conclusión que deben contener igual número de moles (o moléculas)

$$\begin{array}{l} P V = n_1 R T \\ P V = n_2 R T \end{array}$$

$$\boxed{\frac{P V}{P V} = \frac{n_1 R T}{n_2 R T}; \quad n_1 = n_2}$$



Amedeo Avogadro
Italia
(1776 – 1856)

Hipótesis de Avogadro (1811)

Volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas.

De ello se deduce que 1 mol de cualquier sustancia gaseosa, a una P y T dadas, debe ocupar idéntico volumen. Si fijamos P = 1 atm y T = 273 K (condiciones normales), tendremos que 1 mol de cualquier sustancia gaseosa ocupará:

$$P V = n R T; \quad V = \frac{n R T}{P} = \frac{1 \cancel{\text{mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \cancel{\text{mol}}} \cdot 273 \text{ K}}{1 \cancel{\text{atm}}} = 22,4 \text{ L}$$

Un mol de cualquier sustancia en estado gaseoso ocupa 22,4 L (volumen molar), siempre que el volumen se mida en c. n. (condiciones normales: 1 atm y 273 K)

Ejemplo 6

De la descomposición térmica del clorato de potasio se obtienen 0,130 moles de oxígeno que se recogen en un recipiente de 2 litros a 20 °C

- ¿Cuál será la presión en el recipiente?
- ¿Cuál será la presión ejercida si la temperatura se eleva hasta 50 °C?

Solución:

$$a) \quad P V = n R T; \quad P = \frac{n R T}{V} = \frac{0,130 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm}\cdot\cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{K}}\cdot\text{mol}} \cdot 293 \cancel{\text{K}}}{2 \cancel{\text{L}}} = 1,56 \text{ atm}$$

b) Proceso a V =cte.

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2}; \quad P_2 = \frac{T_2}{T_1} P_1; \quad P_2 = \frac{323 \cancel{\text{K}}}{293 \cancel{\text{K}}} \cdot 1,56 \text{ atm} = 1,72 \text{ atm}$$

Ejemplo 7

Cierta cantidad de gas se recoge en un matraz de 1,5 L a una temperatura de 20 °C y se determina su presión encontrándose que es 850 mm. Si se trasvasa el gas a un matraz de 1,0 L

- ¿A qué temperatura se deberá mantener el recipiente para que su presión sea como máximo de 1,60 atm?
- Determinar la cantidad de gas (moles)
- ¿Cuál será la presión si por descuido la temperatura se eleva hasta 15 °C?

Solución:

En este ejemplo se produce una variación simultánea de P, V y T, manteniéndose invariable la cantidad de gas.

a)

$$\begin{aligned} P_1 V_1 &= n R T_1 & \frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} &= \frac{n R T_1}{n R T_2}; & \frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} &= \frac{T_1}{T_2}; & T_2 &= T_1 \frac{P_2 V_2}{P_1 V_1} \\ P_2 V_2 &= n R T_2 \end{aligned}$$

$$T_2 = T_1 \frac{P_2 V_2}{P_1 V_1} = 293 \text{ K} \frac{1,60 \text{ atm} \cdot 1,0 \cancel{\text{L}}}{1,12 \text{ atm} \cdot 1,5 \cancel{\text{L}}} = 279 \text{ K} = 6 \text{ °C}$$

b) Usamos las condiciones iniciales para calcular la cantidad de gas

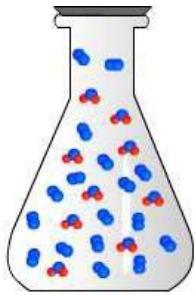
$$P_1 V_1 = n R T_1; \quad n = \frac{P_1 V_1}{R T_1} = \frac{1,12 \text{ atm} \cdot 1,5 \cancel{\text{L}}}{0,082 \frac{\text{atm}\cdot\cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{K}}\cdot\text{mol}} \cdot 293 \cancel{\text{K}}} = 0,07 \text{ moles}$$

c) Aunque podemos resolver la cuestión usando los moles calculados en el apartado anterior, vamos a resolverlo usando datos del enunciado:

$$\frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} = \frac{T_1}{T_2}; \quad P_2 = P_1 \frac{T_2 V_1}{T_1 V_2} = 1,12 \text{ atm} \frac{288 \cancel{\text{K}} \cdot 1,5 \cancel{\text{L}}}{293 \cancel{\text{K}} \cdot 1,0 \cancel{\text{L}}} = 1,65 \text{ atm} = 1254 \text{ mm}$$

Si usáramos el resultado del apartado b), obtendríamos:

$$P V = n R T; \quad P = \frac{n R T}{V} = \frac{0,07 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm}\cdot\cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{K}}\cdot\text{mol}} \cdot 288 \cancel{\text{K}}}{1,0 \cancel{\text{L}}} = 1,65 \text{ atm} = 1254 \text{ mm}$$

Mezclas de gases. Presión parcial. Ley de Dalton

Mezcla de gases (vapor de H₂O y O₂). La presión total de la mezcla se puede calcular conociendo el número total de moles gaseosos.

En una mezcla de gases podemos calcular la presión total de la mezcla si conocemos el número total de moles gaseosos (n_{Tot}) aplicando la ecuación general de los gases ideales:

$$P V = n_{\text{Tot}} R T$$

$$P = \frac{n_{\text{Tot}}}{V} R T = c R T$$

c = concentración en moles/L

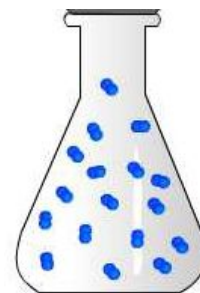
Para cada componente (p.e. el A) podemos definir lo que llamaremos **presión parcial (p_A)** como **la presión que ejercería si él solo ocupara el volumen total de la mezcla a la temperatura dada**.

Podemos calcular la presión parcial del componente A aplicando la ecuación de los gases ideales en las condiciones descritas:

$$p_A V = n_A R T$$

$$p_A = \frac{n_A}{V} R T = c_A R T$$

c_A = concentración en moles/L del componente A



Presión parcial del componente A (O₂) es la presión que ejercería si él solo ocupara el volumen total de la mezcla a la temperatura dada.

La ley de Dalton o ley de las presiones parciales (John Dalton, 1801) establece que la presión de una mezcla de gases, que no reaccionen químicamente, es igual a la suma de las presiones parciales que ejercería cada uno de ellos a la temperatura de la mezcla.

Esto es, si consideramos una mezcla de tres gases: A, B y C y calculamos sus presiones parciales, se cumplirá que:

$$P = p_A + p_B + p_C$$

Se puede relacionar la presión parcial de un componente con la presión total de la mezcla.

Dividiendo las expresiones que nos dan la presión parcial de un componente y la total de la mezcla gaseosa, tenemos:

$$\frac{p_A V}{P V} = \frac{n_A R T}{n_{\text{tot}} R T}; \quad \frac{p_A}{P} = \frac{n_A}{n_{\text{tot}}}; \quad p_A = \frac{n_A}{n_{\text{tot}}} P = x_A P;$$

$$\boxed{p_A = x_A P} \quad x_A = \text{fracción molar del componente A} = \frac{n_A}{n_{\text{tot}}}$$

Para una mezcla de (por ejemplo) tres componentes tendremos:

$$\left. \begin{array}{l} x_A = \frac{n_A}{n_{\text{tot}}} \\ x_B = \frac{n_B}{n_{\text{tot}}} \\ x_C = \frac{n_C}{n_{\text{tot}}} \end{array} \right\} x_A + x_B + x_C = \frac{n_A}{n_{\text{tot}}} + \frac{n_B}{n_{\text{tot}}} + \frac{n_C}{n_{\text{tot}}} = \frac{n_A + n_B + n_C}{n_{\text{tot}}} = \frac{n_{\text{tot}}}{n_{\text{tot}}} = 1; \quad \boxed{x_A + x_B + x_C = 1}$$

Ejemplo 8

En un matraz de 1,0 L se introducen 0,02 moles de oxígeno gas (O_2) y 0,03 moles de nitrógeno gas (N_2). Si la temperatura es de $20^\circ C$. Calcular:

- La presión total de la mezcla gaseosa.
- La presión parcial de cada uno de los gases.
- Comprobar que se cumple la ley de Dalton.

Solución:

- Calculamos el número total de moles de gas contenidos en el matraz:

$$n = 0,02 \text{ moles} + 0,03 \text{ moles} = 0,05 \text{ moles}$$

Aplicando a la totalidad de la mezcla de gases la ecuación de los gases ideales podemos calcular la presión total de la mezcla:

$$P_{\text{Tot}} V = n_{\text{Tot}} R T; \quad P_{\text{Tot}} = \frac{n_{\text{Tot}} R T}{V} = \frac{0,05 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{K}} \cdot \text{mol}} \cdot 293 \cancel{\text{K}}}{1 \cancel{\text{L}}} = 1,20 \text{ atm}$$

- La presión parcial de cada gas podemos calcularla de dos formas distintas:

- Considerando que, por definición, la presión parcial es la que ejercería el gas considerado si él solo ocupara el volumen total de la mezcla a la temperatura dada:

$$p_{O_2} V = n_{O_2} R T; \quad p_{O_2} = \frac{n_{O_2} R T}{V} = \frac{0,02 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \cancel{\text{L}}}{\cancel{\text{K}} \cdot \text{mol}} \cdot 293 \cancel{\text{K}}}{1 \cancel{\text{L}}} = 0,48 \text{ atm}$$

- Calculando la fracción molar del componente considerado:

$$x_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{\text{Tot}}} = \frac{0,02 \text{ moles}}{0,05 \text{ moles}} = 0,40 \quad p_{O_2} = x_{O_2} P = 0,40 \cdot 1,20 \text{ atm} = 0,48 \text{ atm}$$

- Repitiendo el cálculo para el nitrógeno: $p_{N_2} = 0,72 \text{ atm}$

$$\text{Según la ley de las presiones parciales: } \boxed{P = p_{O_2} + p_{N_2}}$$

$$P = p_{O_2} + p_{N_2} = 0,48 \text{ atm} + 0,72 \text{ atm} = 1,20 \text{ atm}$$

Observamos que sumando las presiones parciales de ambos gases obtenemos la presión total de la mezcla, calculada por otro procedimiento en el apartado a), con lo que se demuestra que se cumple la ley de Dalton de las presiones parciales.

Masa molecular aparente de una mezcla de gases

Cuando varios gases (A, B,...) forman una mezcla gaseosa homogénea (por ejemplo el aire) podemos considerar el gas como un todo a efectos de cálculo y asignarle una masa molecular (aparente, ya que no es un compuesto) que podemos calcular de la forma siguiente:

$$\text{gramos gas} = \text{gramos gas A} + \text{gramos gas B} + \dots$$

$$n_{\text{gas}} M_{\text{gas}} = n_A M_A + n_B M_B + \dots$$

$$M_{\text{gas}} = \frac{n_A M_A + n_B M_B + \dots}{n_{\text{gas}}} = \frac{n_A}{n_{\text{gas}}} M_A + \frac{n_B}{n_{\text{gas}}} M_B + \dots = x_A M_A + x_B M_B + \dots$$

El dato que normalmente conocemos de una mezcla gaseosa es su composición o tanto por ciento en volumen:

$$\%_{(\text{volumen})} = \frac{V_A}{V_{\text{Tot}}} \cdot 100$$

Podemos obtener la relación existente entre el tanto por ciento en volumen y la fracción molar de la siguiente manera:

- Aplicando la ecuación de los gases, el volumen (total) de la mezcla vendría dado por:

$$P V_{\text{Tot}} = n_{\text{Tot}} R T; \quad V_{\text{Tot}} = \frac{n_{\text{Tot}} R T}{P}$$

- El volumen ocupado por el gas A a la temperatura y presión de la mezcla, sería:

$$P V_A = n_A R T; \quad V_A = \frac{n_A R T}{P}$$

- Dividiendo ambas expresiones, obtenemos:

$$\frac{V_A}{V_{\text{Tot}}} = \frac{\frac{n_A R T}{P}}{\frac{n_{\text{Tot}} R T}{P}} = \frac{n_A}{n_{\text{Tot}}} = x_A; \quad \boxed{\frac{V_A}{V_{\text{Tot}}} = \frac{n_A}{n_{\text{Tot}}} = x_A}$$

- Por tanto

$$\frac{V_A}{V_{\text{Tot}}} = \frac{n_A}{n_{\text{Tot}}} = x_A = \frac{\% \text{ volumen}}{100}$$

Ejemplo 9

Una mezcla de gases tiene una composición volumétrica de 20% de H₂, 50 % de CO₂ y un 30% de N₂. Calcular:

- La masa molecular aparente de la mezcla.
- La densidad de la mezcla, si se mide en c.n.
- La presión parcial de cada uno de los gases y la presión total cuando se introducen 3,50 g de la mezcla en un recipiente de 2,00 L a 20 °C.

Solución:

- La masa molecular aparente de la mezcla la calculamos a partir de (ver más arriba):

$$M_{\text{gas}} = x_A M_A + x_B M_B + x_C M_C = \frac{\% \text{ gas A}}{100} M_A + \frac{\% \text{ gas B}}{100} M_B + \frac{\% \text{ gas C}}{100} M_C$$

$$M_{\text{gas}} = 0,20 \cdot 2,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 0,50 \cdot 44,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 0,30 \cdot 28,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 30,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

- La densidad de la mezcla si se mide en c.n. (1 atm y 273 K), será:

$$P M_{\text{gas}} = d_{\text{gas}} R T; \quad d_{\text{gas}} = \frac{P M_{\text{gas}}}{R T}$$

$$d_{\text{gas}} = \frac{P M_{\text{gas}}}{R T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 30,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 273 \text{ K}} = 1,4 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

- Calculamos el número de moles de gases (mezcla) introducidos en el recipiente:

$$n_{\text{gas}} = 3,50 \text{ g gas} \cdot \frac{1 \text{ mol gas}}{30,8 \text{ g gas}} = 0,114 \text{ moles gas}$$

La presión ejercida; considerado como gas ideal, será:

$$P V = n R T; \quad P = \frac{n R T}{V} = \frac{0,114 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 293 \text{ K}}{2,00 \text{ L}} = 1,37 \text{ atm}$$

La presión parcial del H₂, será:

$$p_{\text{H}_2} = x_A P = 0,20 \cdot 1,37 \text{ atm} = 0,274 \text{ atm}$$

Procediendo de manera análoga:

$$p_{\text{CO}_2} = x_{\text{CO}_2} P = 0,50 \cdot 1,37 \text{ atm} = 0,685 \text{ atm}$$

$$p_{\text{N}_2} = x_{\text{N}_2} P = 0,30 \cdot 1,37 \text{ atm} = 0,411 \text{ atm}$$