

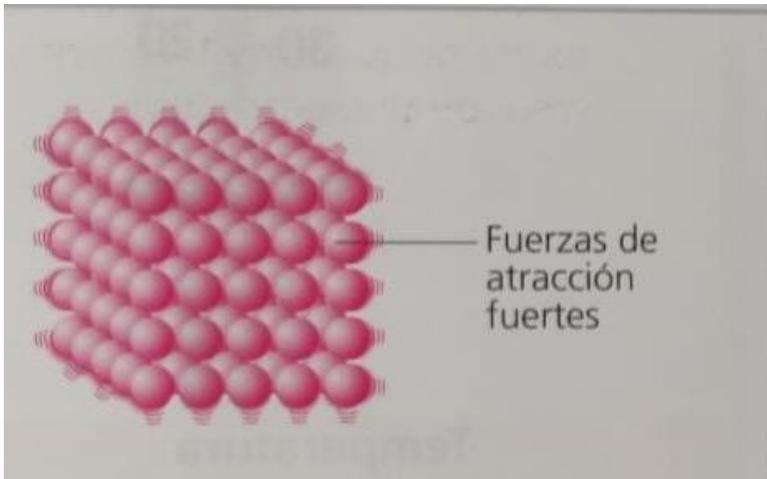
1.5 Los gases

¿Cuál es la diferencia entre un sólido, un líquido y un gas a nivel atómico?

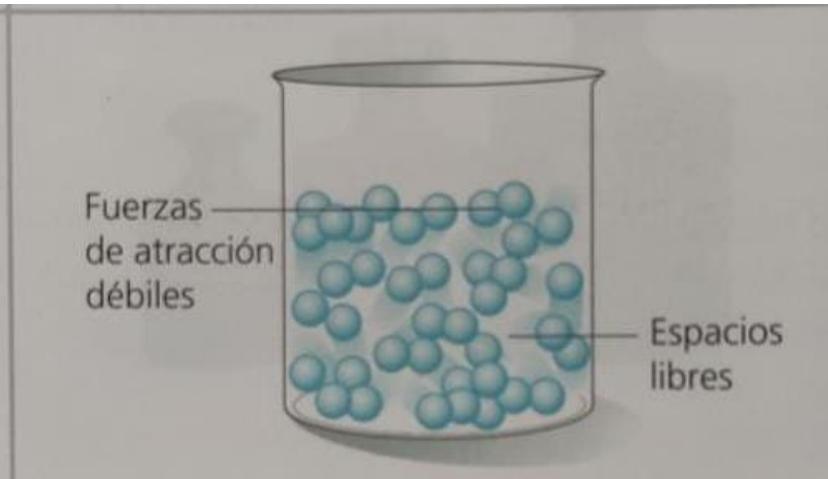
1.5 Los gases

¿Cuál es la diferencia entre un sólido, un líquido y un gas a nivel atómico?

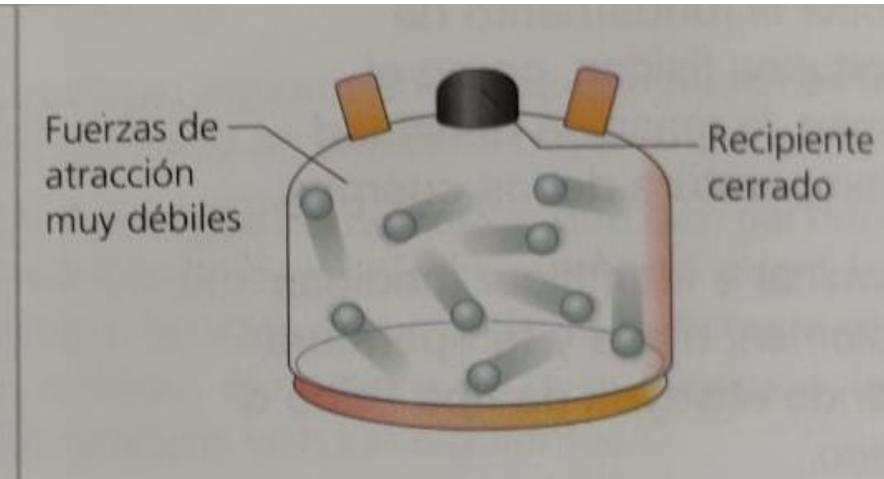
Sólido



Líquido



Gas



¿Por qué, generalmente, los sólidos tienen densidades elevadas mientras que los gases tienen una densidad baja?

1.5 Los gases. Teoría cinético molecular de los gases

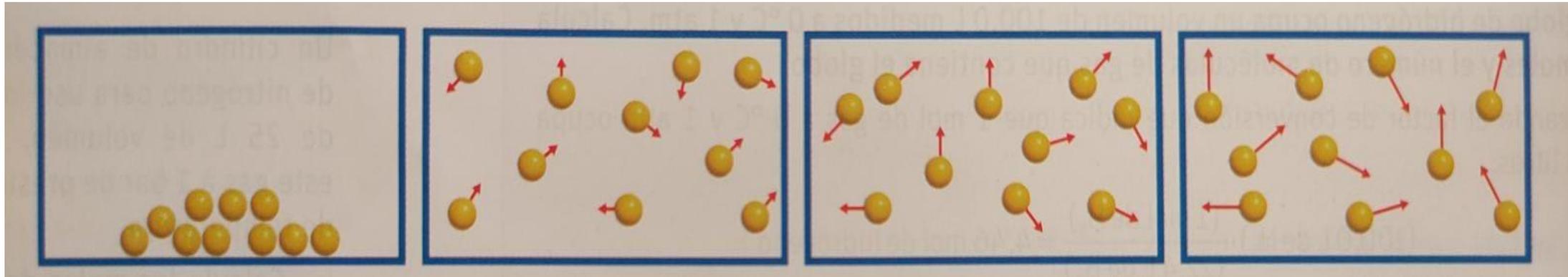
- 1) Los gases están compuestos por moléculas separadas por distancias mucho mayores que sus dimensiones. Estas moléculas pueden considerarse puntuales, es decir, partículas con masa pero con volumen despreciable.
- 2) Las moléculas de los gases están en continuo movimiento en todas direcciones, colisionando constantemente entre sí y con las paredes del recipiente que los contiene. Estos últimos choques son la causa de la presión que ejerce un gas.
- 3) Los choques entre moléculas son elásticos, es decir, la energía se transfiere totalmente de unas a otras sin pérdidas.
- 4) La fuerza de atracción entre las moléculas de un gas se considera nula debido a que se encuentran muy separadas entre ellas.
- 5) La energía cinética media de las moléculas es proporcional a la temperatura absoluta del gas. Esta relación se expresa mediante la ecuación:

$$E_C = 3/2 \cdot k \cdot T$$

$$k = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{J} \cdot \text{K}^{-1}$$

1.5 Los gases. Teoría cinético molecular

Indica cómo varía la energía cinética media de las moléculas del gas contenido en el recipiente en las cuatro situaciones planteadas



$T = -273.15^{\circ}\text{C}$

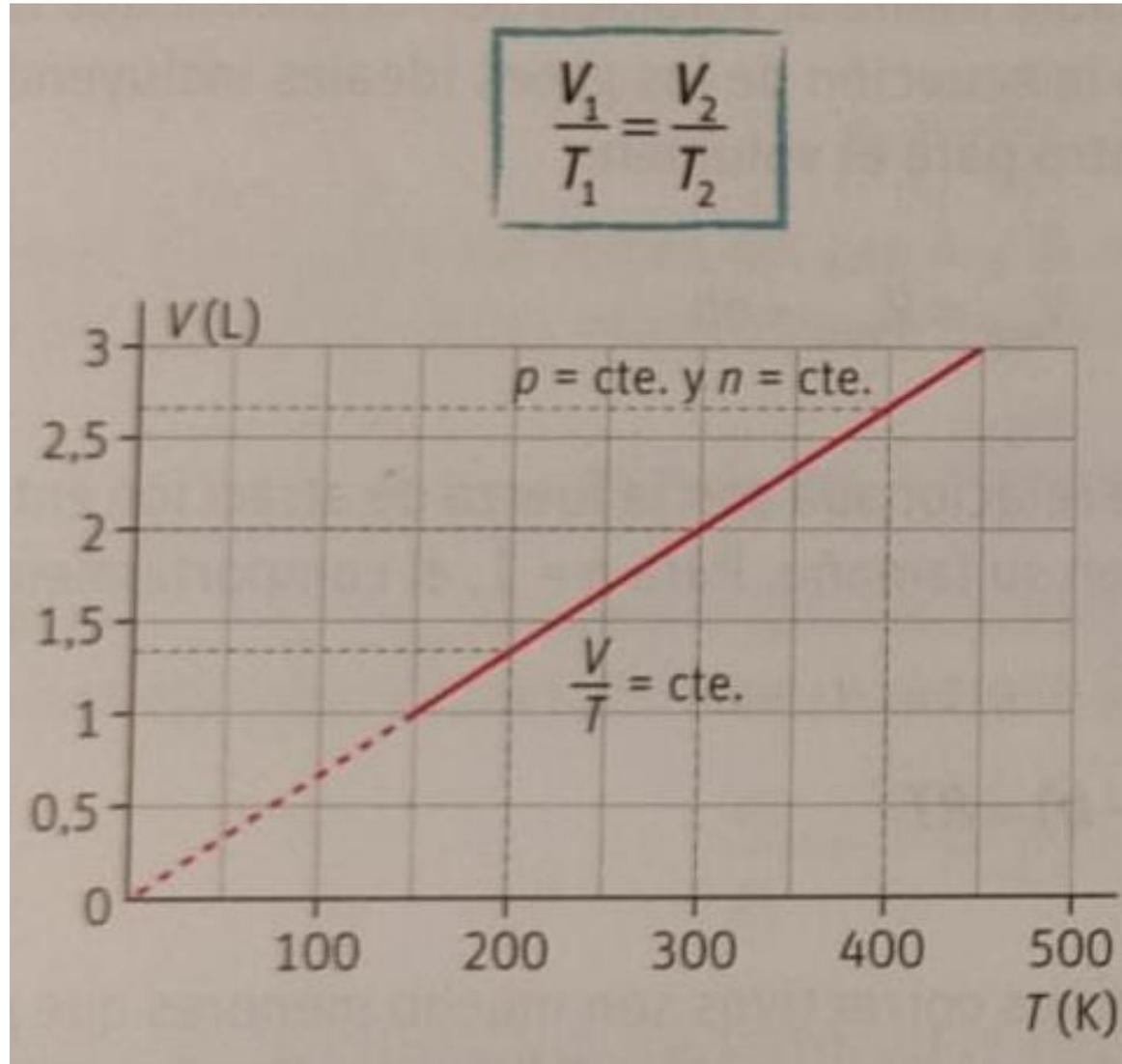
$T = 0^{\circ}\text{C}$

$T = 100^{\circ}\text{C}$

$T = 726,85^{\circ}\text{C}$

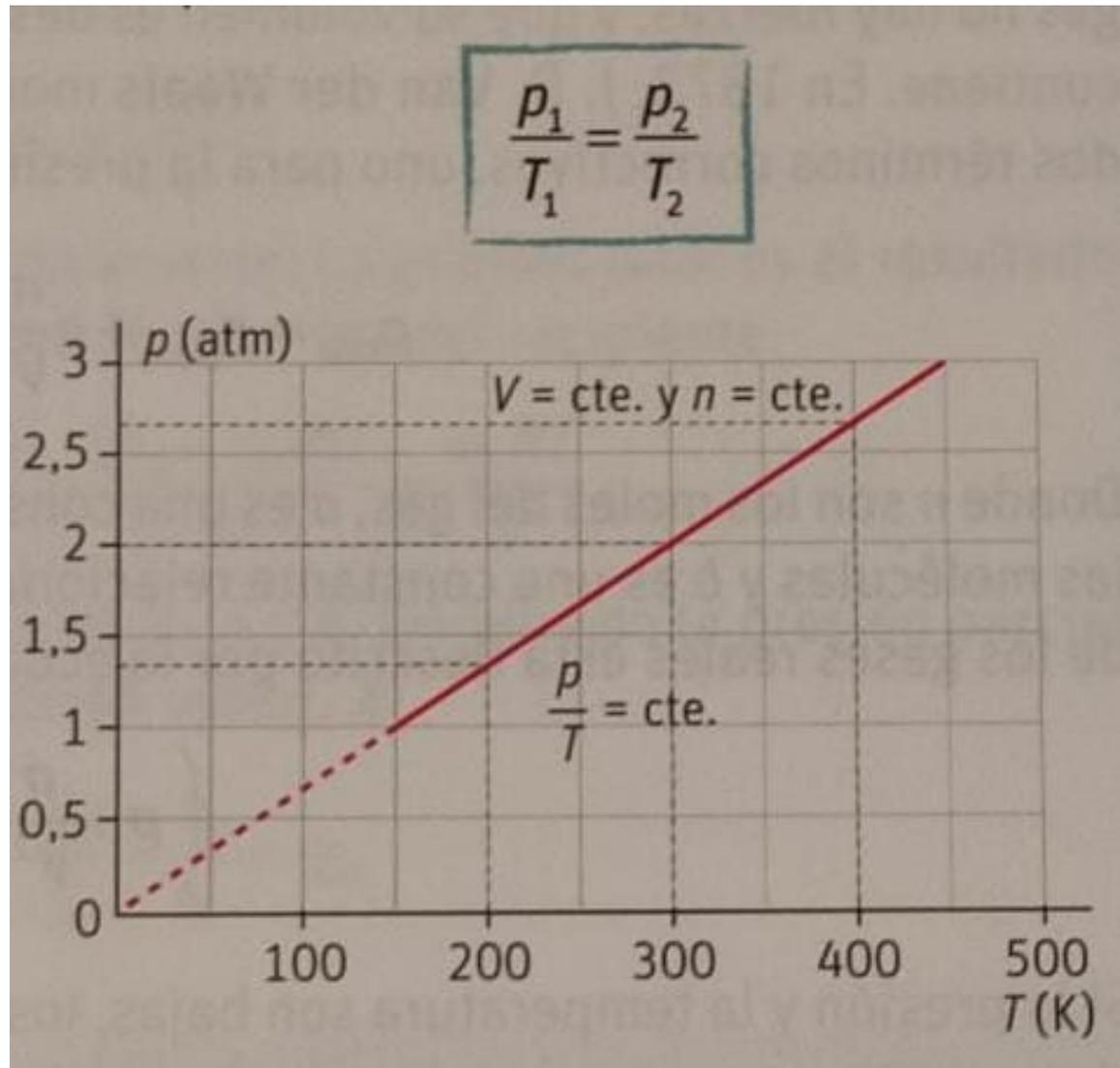
1.5 Los gases. Leyes de los gases. Ley de Charles

A **presión constante**, el volumen de una masa de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta



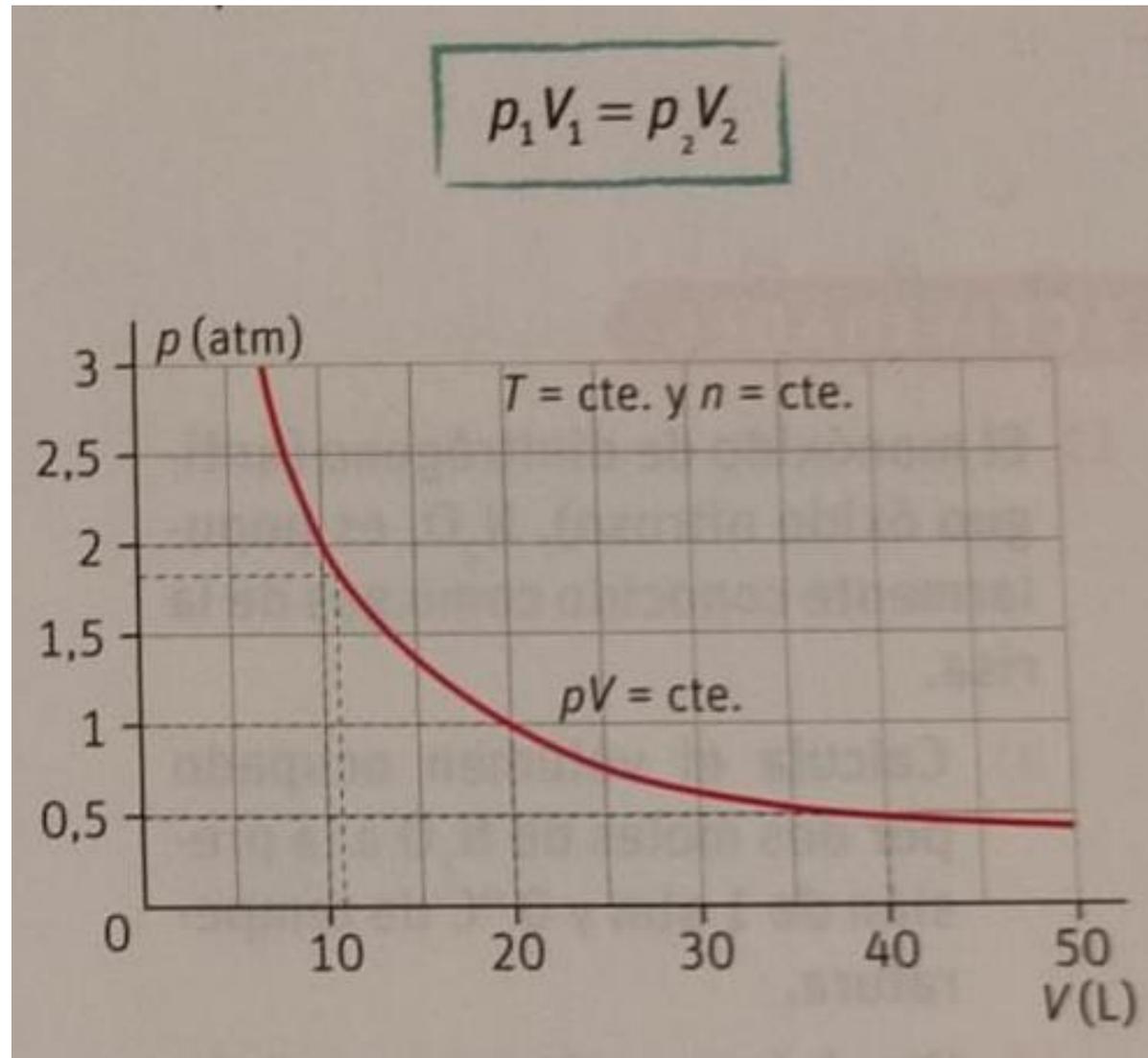
1.5 Los gases. Leyes de los gases. Ley de Gay-Lussac

A **volumen constante**, la presión de una masa de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.



1.5 Los gases. Leyes de los gases. Ley de Boyle-Mariotte

A **temperatura constante**, el volumen de una masa de gas es inversamente proporcional a la presión.



1.5 Los gases. Leyes de los gases.

- 1) Las nuevas bombonas de butano están construidas en aluminio, tienen un volumen de 13,0 L y contienen 6 kg de butano a una presión de 8,0 atm. Parte del butano está licuado, pero suponiendo que todo el butano estuviese en forma de gas, ¿qué presión tendría el mismo gas en una bombona tradicional de 26,1 L de capacidad a la misma temperatura?

1.5 Los gases. Gases ideales. Ecuación de estado de los gases ideales.

La **ecuación de los gases ideales** surge con afán de reunir en un modelo matemático los resultados experimentales sobre las propiedades de los gases desarrollados en las leyes vistas anteriormente.

Para obtener dicho modelo es necesario simplifica algunos de los postulados de la teoría cinética de los gases:

- Las moléculas de los gases se consideran puntos materiales, es decir, con volumen nulo.
- No existen fuerzas entre las moléculas

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

1.5 Los gases. Gases ideales. Ecuación de estado de los gases ideales.

La ecuación de estado de los gases ideales relaciona las cuatro variables que caracterizan el estado de un gas:

- Presión (P). Medida en atmósferas (atm) (1 atm = 760 mmHg = 101325 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:

$$\begin{array}{l} 0,082 \left[\frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \right] \\ 8,31 \left[\frac{\text{J}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \right] \\ 1,99 \left[\frac{\text{cal}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \right] \\ 62,36 \left[\frac{\text{mmHg}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \right] \end{array}$$

1.5 Los gases. Gases ideales. Ecuación de estado de los gases ideales.

Ejemplo 1

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

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?

1.5 Los gases. Gases ideales. Ecuación de estado de los gases ideales.

Ejemplo 1

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

Solución:

$$P V = n R T$$

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

Ejemplo 2

Se recogen 1,25 moles de CO₂ en un recipiente de 20 L y a una temperatura de 25 °C. ¿Cuál será la presión ejercida por el gas?

Solución:

$$P V = n R T$$

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

1.5 Los gases. Gases ideales. Ecuación de estado de los gases ideales.

Un investigador quiere identificar un gas noble desconocido. Al medir su densidad obtiene un valor de $2,44 \text{ g L}^{-1}$ a $27,0 \text{ }^\circ\text{C}$ y $1,50 \text{ atm}$.

- a) ¿Cuál es la masa molar del gas?
- b) ¿Se puede identificar el gas con este dato?

1.5 Los gases. Gases ideales. Ecuación de estado de los gases ideales.

La ecuación para los gases ideales se puede escribir de otras formas equivalentes.

Por ejemplo si tenemos m gramos de un gas cuya masa molar es M g/mol, podemos calcular los moles de gas haciendo:

$$n = \frac{m}{M}$$

Por tanto, podemos escribir:

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

Donde:

m = masa de gas

M = masa molar del gas (g/mol)

Partiendo de la ecuación anterior:

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

Operando, obtenemos:

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

$$P M = \rho R T$$

Donde:

ρ = densidad del gas en g/L

1.5 Los gases. Gases ideales. Ecuación de estado de los gases ideales.

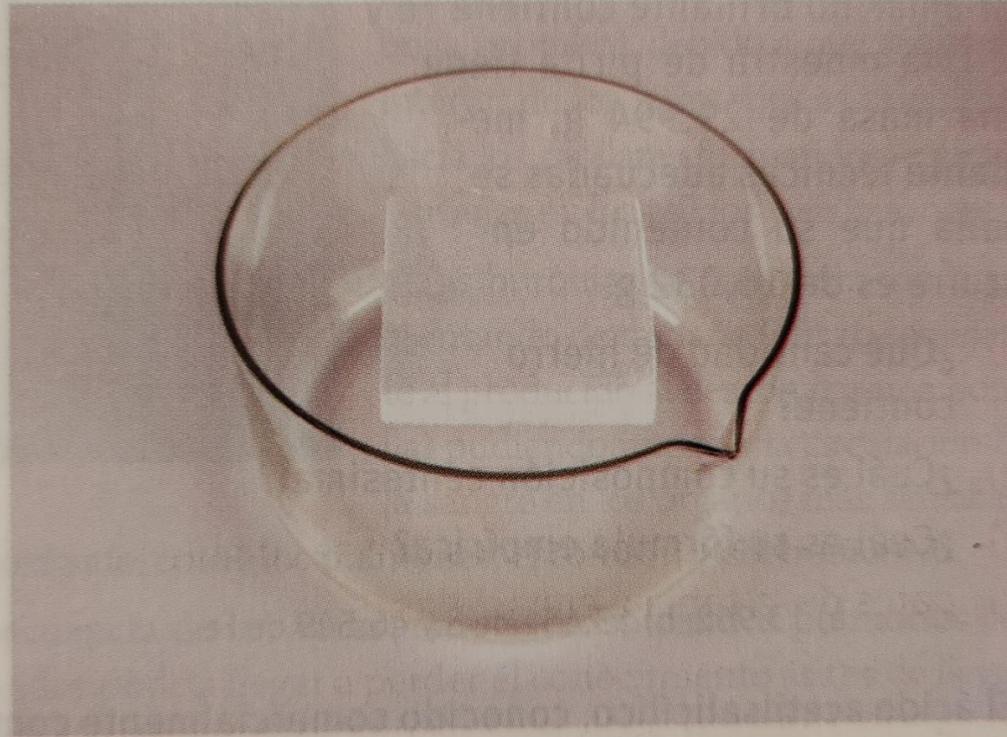
Por su bajo punto de sublimación ($-78,5\text{ }^{\circ}\text{C}$) el hielo seco (dióxido de carbono sólido) o nieve carbónica sublima directamente de sólido a gas sin dejar residuos.

Si se coloca una pastilla de 10 g de hielo seco en un recipiente vacío que tiene un volumen de 5 L a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$, ¿cuál será la presión en el interior del recipiente después de que se haya convertido todo el hielo seco en CO_2 gaseoso?



1.5 Los gases. Gases ideales. Ecuación de estado de los gases ideales.

El hexafluoruro de azufre (SF_6) es un gas inodoro, incoloro, no tóxico ni inflamable, con una densidad cinco veces mayor que la del aire. Entre sus aplicaciones lúdicas más asombrosas está la de colocar objetos ligeros sobre este gas. Como el empuje que experimenta el objeto es mayor que el peso, da la sensación de que los objetos flotan en el aire.



- Calcula la presión ejercida por 2 mol de gas en un recipiente cerrado de 4 L de volumen a $27\text{ }^\circ\text{C}$.
- Calcula su densidad a $20\text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm de presión.

1.5 Los gases. Gases reales.

Los gases ideales no existen en la naturaleza, ya que se supone que entre las moléculas del gas no hay fuerzas, y que su volumen es depreciable frente al volumen del recipiente que las contiene. Van der Waals modificó la ecuación de estado de los gases ideales incluyendo los dos términos correctivos siguientes:

$$p_{\text{Real}} = p_{\text{Ideal}} + a \frac{n^2}{V^2} \quad V_{\text{Real}} = V_{\text{Ideal}} - nb$$

donde a y b son constantes, y n el número de moles. Para $n=1$ mol el comportamiento de los gases reales está descrito por la ecuación:

$$\left(p + \frac{a}{V^2} \right) (V - b) = RT$$

A bajas presiones y temperaturas, los términos correctivos pueden despreciarse y el comportamiento del gas real sigue la ecuación de estado de los gases ideales.

1.5 Los gases. Problemas

- 1) Sabiendo que 1 L de aire en condiciones normales ($T = 273,15 \text{ K}$ y $P = 10^5 \text{ Pa}$) tiene una masa de 1,293 g. Calcula la masa de aire contenida en un balón de 1850 cm^3 de volumen si la presión interior es de 1,3 atm y la temperatura 27°C .
- 2) En un recipiente de 4 L hay 12 moles de un gas a 30°C . Si abrimos una válvula al exterior a nivel del mar, ¿cuántos moles de gas entran o salen del recipiente?
- 3) Un globo aerostático meteorológico con helio tiene un volumen de 3 m^3 a 27°C y 760 mmHg de presión. Si asciende en la atmósfera hasta un punto en que hay una presión de 0,26 atm y -40°C , ¿qué volumen alcanzará?

1.5 Los gases. Mezclas de gases. Presión parcial.

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 (por ejemplo, un componente 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

1.5 Los gases. Mezclas de gases. Presión parcial.

La **ley de Dalton o ley de las presiones parciales** 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.

$$P_T = P_A + P_B + P_C + \dots$$

Derivado de ello, se obtiene que la presión parcial de un gas A se puede calcular a través de:

$$P_A = X_A \cdot P_T$$

donde X_A es la fracción molar del gas A y se obtiene de la forma:

$$X_A = \frac{n_A}{n_T}$$

!!! La suma de las fracciones molares de una mezcla de gases es siempre igual a 1!!!

1.5 Los gases. Problemas

1) Si en la botella de un buceador, de 10 L, hay 16 g de oxígeno y 56 g de nitrógeno a 0 °C, ¿qué presión ejerce la mezcla gaseosa?

2) Calcula la presión que ejercen 59,5 g del gas amoníaco almacenados en un volumen de 5200 cm³ a una temperatura de 320 K, utilizando:

- a) La ecuación de los gases ideales.
- b) La ecuación de los gases reales.

3) 33) En una reacción química se han liberado 2.2 moles de CO₂ y 2.4 moles de metano (CH₄).

- a) ¿Qué volumen ocupará el CH₄ en condiciones normales?
- b) ¿Qué volumen ocupará el CO₂ a 37 °C y 1.7 atm?
- c) ¿Cuál será la masa de cada uno?
- d) ¿Cuáles serán sus fracciones molares y sus presiones parciales en C.N.?

Datos: Podéis consultar las masas molares de ambos compuestos.