

Capítulo 4 Gases.

En este tema se revisa el comportamiento del gas ideal y de las leyes que lo rigen desde un punto de vista macroscópico: ley de Boyle, ley de Charles-Gay-Lusac, ecuación de estado de los gases ideales y ley de Dalton; y también desde un punto de vista microscópico a través de la teoría cinético-molecular.

4.1 Gas ideal.

Ejercicio 4.1. ¿Cuál de las siguientes ternas de variables define el comportamiento macroscópico de un gas ideal?

- a. P, V, T
- b. P, V, n
- c. P, T, n
- d. Todas ellas

T: temperatura, n: número de moles, P: presión, V: volumen.

Ejercicio 4.2. Un gas ideal en unas condiciones de presión P, volumen V y temperatura T, experimenta una expansión isotérmica (T constante) a un volumen 5 veces el inicial. ¿Cuál será la nueva presión del gas?

- a. 5 P
- b. P
- c. P/5
- d. P/25

Ejercicio 4.3. ¿A qué temperatura debe enfriarse una muestra de nitrógeno que a 25°C ocupa 900 mL para que su volumen se reduzca a la mitad, manteniendo la presión constante?

- a. -124°C
- b. 0°C
- c. 5°C
- d. 12.5°C

Ejercicio 4.4. ¿Cuál de las siguientes magnitudes tiene las mismas unidades que el

producto PV?

- a. Fuerza b. Presión c. Energía d. Potencia

Ejercicio 4.5. ¿Cuál de los siguientes gases ocupará un mayor volumen en las mismas condiciones de presión y temperatura, suponiendo un comportamiento ideal, si de todos ellos tenemos 1 mol?

- a. He b. H₂ c. CO₂ d. CH₄

Ejercicio 4.6. ¿Cuál es la presión que ejerce 1 mol de gas ideal a la temperatura de 27°C en un recipiente de 1 litro? Dato: $R=0.082 \text{ atm l K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.

Ejercicio 4.7. Si calentamos una botella abierta, al comparar su contenido en aire entre el estado inicial y final, lo que ha variado es:

- a. el volumen b. la presión c. la temperatura
d. la masa e. la masa y la temperatura

Ejercicio 4.8. Tenemos igual masa de dos gases A y B, y sabemos que la masa molecular de A es el doble que la de B, $M(A)=2M(B)$, y que $V(B)=4V(A)$. Si los dos gases están a la misma temperatura, ¿cuál de ellos presentará una mayor presión?

Ejercicio 4.9. ¿Cuál es la densidad del oxígeno en C.N.? (Se definen como condiciones normales (C.N.) aquellas en las que la presión vale 1 atmósfera y la temperatura 0°C. Un mol de cualquier gas en C.N. ocupa 22.4 L de volumen). Dato: Masa atómica O=16.

Ejercicio 4.10. ¿Cuál es el volumen molar del etano (C₂H₆) a 0°C y 975 mm de Hg?

Ejercicio 4.11. ¿Qué masa de cloruro de hidrógeno gas se necesita para ejercer una presión de 24.3 kPa (Pa= Pascal) en un recipiente de 250 mL a 37°C? Datos masas atómicas: H=1, Cl=35.5.

4.2 Mezcla de gases ideales.

Ejercicio 4.12. Indica si es cierto o falso: En una mezcla de dos gases A y B, la fracción molar de A es 0.4. Si aumentamos la temperatura de la mezcla al doble ($T_{\text{final}}=2T_{\text{inicial}}$), la fracción molar de A no ha variado, pero su presión parcial es el doble de la inicial.

Ejercicio 4.13. ¿Cuál será la presión parcial del oxígeno en el aire si la composición volumétrica de éste es 78% de N₂, 21% de O₂ y 1% de Ar, y la presión atmosférica es

de 700 mm de Hg?

Ejercicio 4.14. Indica si es cierto o falso: Al mezclar en un recipiente 1 mol de gas A, 1 mol de gas B y 1 mol de gas C, la densidad de la mezcla será:

$$d = \frac{1}{3} \frac{P}{RT} (M_A + M_B + M_C)$$

Ejercicio 4.15. En un matraz de 10 L hay 10 g de hidrógeno y 64 g de oxígeno a 200°C. Calcula la presión total de la mezcla. Datos masas atómicas: H=1, O=16.

Ejercicio 4.16. ¿Cuántos moles de oxígeno podemos recoger sobre agua en un recipiente de 1 L a 25°C y presión de 1 atmósfera? Dato: Presión de vapor del H₂O a 25°C= 23.76 mm de Hg.

4.3 Teoría cinético-molecular.

Ejercicio 4.17. ¿Cuál de los siguientes gases en las mismas condiciones de T y P, tendrá la máxima energía cinética por mol?.

- a. Hidrógeno b. Nitrógeno c. Amoniaco d. Todos igual

Ejercicio 4.18. Indica si es cierto o falso: La presión que un gas ejerce sobre las paredes que lo confinan es debida a los choques de las partículas del gas en movimiento contra las paredes. Por tanto, si tenemos dos gases diferentes, pero en el mismo estado (P, V, T), al presentar la misma presión también serán iguales las velocidades medias de las partículas de cada gas.

Ejercicio 4.19. El matraz A de volumen V contiene 3 moles de He a T₁ K. El matraz B de volumen V contiene 3 moles de Ar a T₂ K. Si las velocidades cuadráticas medias de He y Ar son iguales, se debe cumplir:

- a. La presión en A es menor que en B.
b. T₁ es igual a T₂.
c. La presión en A es igual que en B.
d. T₂ es menor que T₁.

Datos masas atómicas: He=4.0, Ar=40

Ejercicio 4.20. De los siguientes gases que actúan como anestésicos, lacrimógenos, hilarantes o venenos, indicar cuál actuaría (difundiría) más rápidamente al introducirse en una habitación.

- a. C_3H_6 , ciclopropano, $M=42$ (anestésico).
- b. N_2O , óxido nitroso, $M=44$ (hilarante).
- c. $C_6H_{11}OBr$, $M=179$ (lacrimógeno).
- d. $CHCl_3$, cloroformo, $M=119$ (anestésico).

Ejercicio 4.21. La velocidad de efusión de un gas X a través de un agujero es 0.25 veces la velocidad de efusión del hidrógeno gaseoso a través de ese mismo agujero, en las mismas condiciones de P y T. ¿Cuál es la masa molecular de X? Dato: Masa atómica H=1.

- a. 4
- b. 16
- c. 32
- d. 8

4.4 Respuestas a los ejercicios.

4.1. d.

Para un gas ideal $PV=nRT$, por tanto conocida cualquier terna de entre el conjunto de variables P , V , T , n , la cuarta variable queda determinada y con ello el estado del gas.

4.2. c.

La ley de Boyle nos indica que, cuando un gas sufre un proceso a temperatura constante, el producto PV permanece constante. La nueva presión del gas P' , la obtendremos por tanto como: $P'=(P \times V)/(5V)= P/5$.

4.3. a.

La ley de Charles-Gay-Lussac nos indica que, para una masa dada de un gas y manteniendo la presión constante, el volumen del gas es proporcional a la temperatura en la escala Kelvin (T). Recordar que: $T = 273.15 + t^{\circ}\text{C}$. En los ejercicios redondearemos el valor 273.15 a 273.

Si indicamos con subíndice 1 las condiciones iniciales, y con 2 las finales, utilizando la ley de Charles-Gay-Lussac, debe cumplirse:

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

en donde $V_1= 900\text{ml}$, $V_2= 450 \text{ ml}$ y $T_1= 273 + 25^{\circ}\text{C} = 298 \text{ K}$. Sustituimos valores en la anterior relación y obtenemos que $T_2= 149 \text{ K} \equiv -124^{\circ}\text{C}$.

4.4. c.

La P es fuerza/superficie, unidades N m^{-2} , y las de V son m^{-3} , por tanto el producto PV es fuerza \times longitud, unidades $\text{N}\times\text{m} = \text{J}$, que es energía.

4.5. Todos ocuparán el mismo volumen.

En 1811 Avogadro estableció su hipótesis de que volúmenes iguales de cualquier gas, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas. O lo que es lo mismo, un determinado número de moléculas de cualquier gas ocupa siempre el mismo volumen (medido en las mismas condiciones de presión y temperatura). La hipótesis de Avogadro queda corroborada a partir de la ecuación de estado de los gases ideales, en donde, para 1 mol de

cualquier gas, el volumen que ocupará para unas determinadas condiciones de presión y temperatura será: $V=R/(PT)$.

4.6. 24.6 atm.

$$P=nRT/V = 1 \times 0.082 \times (273+27)/1 = 24.6 \text{ atm.}$$

4.7. e.

Al calentar aumenta la temperatura. Como el volumen de la botella es constante y la presión en el interior tiene que mantenerse igual a la exterior y, por tanto, es constante, resulta que al aumentar la temperatura disminuirá la masa y, por consiguiente habrá variado la temperatura y la masa.

4.8. El gas A.

Si indicamos por a la masa en gramos de los gases, la ecuación de estado se escribe: $PV=aRT/M$. Como $a(A)=a(B)$ y $T(A)=T(B)$, debe cumplirse $P(A)V(A)M(A)=P(B)V(B)M(B)$, y por la relación entre las masas moleculares y los volúmenes de ambos gases se tiene:

$$P(A) \times V(A) \times M(A) = P(B) \times 4V(A) \times M(A)/2 \rightarrow P(A) = 2P(B)$$

Es decir, el gas A presentará una presión doble que la de B.

4.9. 1.43 g/L.

La ecuación de estado de los gases ideales puede escribirse: $PM = dRT$, donde d es la densidad del gas y M su masa molecular. Sustituyendo los valores, $P= 1\text{atm}$, $T=273 \text{ K}$, $M=32 \text{ g/mol}$ y $R=0.082 \text{ atm L(K mol)}^{-1}$, obtenemos $d=1.43 \text{ g/L}$.

La resolución también puede plantearse a través del volumen molar, es decir, el volumen ocupado por 1 mol de gas, que en C.N. vale 22.4 L. La densidad la obtendremos entonces como: $d=M/V_{\text{molar}} = 32/22.4 = 1.43 \text{ g/mol}$.

4.10. 17.45 L.

De la ecuación de estado de los gases ideales se deriva que $V=P/(nRT)$. Por tanto, $V= 1 \times 0.082 \times 273 / (975/760) = 17.45 \text{ L}$

4.11. 0.086 g de HCl.

La masa la calculamos: $a = P \times V \times M / (R \times T)$. Si trabajamos en unidades del sistema internacional, hemos de expresar la presión en Pa ($\text{Pa} = \text{Nw}/\text{m}^2$), el volumen en m^3 y entonces la constante R vale $8.31 \text{ J} (\text{mol K})^{-1}$. También podemos convertir la presión en atmósferas: $1 \text{ atm} = 101.33 \times 10^3 \text{ Pa}$. Por tanto:

$$a = 24.3 \times 10^3 \times 0.250 \times 36.5 / (8.31 \times 310) = 0.086 \text{ g}$$

4.12. Cierto.

Como la masa respectiva de los gases A y B no varía, no variará su fracción molar; en cambio, de acuerdo con la ecuación de estado $PV = nRT$ (en una mezcla $P_i V = n_i RT$, donde P_i es la presión parcial del gas i y n_i su número de moles), si la temperatura se duplica entonces la presión se duplica.

4.13. 147 mm Hg.

Por la ley de Dalton de las presiones parciales $P_i = x_i P$, siendo P la presión total de la mezcla de gases y x_i la fracción molar de cada gas. Por tanto: $P(\text{O}_2) = 0.21 \times 700 = 147 \text{ mm Hg}$.

4.14. Cierto.

$P = dRT/M \rightarrow d = PM/RT$ y en una mezcla de gases se define la masa molecular media de la mezcla $M = \sum x_i M_i$. Como $x_i = 1/3$ para cada gas se deduce: $d = P(M_A + M_B + M_C) / (3RT)$.

4.15. 27.1 atm.

En una mezcla de gases ideales, la ley de Dalton también puede expresarse como: $P = \sum P_i$. Por tanto, aplicando la ecuación de estado de los gases ideales a cada gas, se deduce que $P = nRT/V$, donde n es el número total de moles gaseosos. En este caso $n(\text{H}_2) = 5$, $n(\text{O}_2) = 2$ y $P = 7 \times 0.082 \times (273 + 200) / 10 = 27.1 \text{ atm}$.

4.16. 0.04 moles.

Cuando un gas se recoge sobre agua a una determinada temperatura, se considera que está saturado de vapor de agua, es decir, que contiene la máxima cantidad de vapor de agua que puede coexistir en equilibrio con el agua líquida a esa

temperatura. Esta cantidad de vapor de agua vendrá dada por la presión de vapor del agua, $P_v(\text{H}_2\text{O})$. Si la mezcla gaseosa se trata como un gas ideal, $P(\text{O}_2) = P - P_v(\text{H}_2\text{O}) = 1 - (23.76/760) = 0.97 \text{ atm}$ y $n(\text{O}_2) = PV/RT = 0.97 \times 1 / (0.082 \times 298) = 0.040 \text{ moles}$.

4.17. d.

Todos por igual, ya que para un gas ideal la energía cinética media por mol, E_c , solo depende de la temperatura:

$$E_c = \frac{3}{2} RT$$

4.18. Falso.

Si la T es la misma, también lo será la E_c media, pero como $E_c = 1/2 m v^2$ (v^2 es la velocidad cuadrática media de cada gas), si la masa es diferente (gases diferentes) las velocidades serán diferentes.

4.19. a.

Según la teoría cinética de los gases: $PV = (1/3) \times n \times N_A \times m \times v^2$. Por tanto a pesar de tener la misma velocidad cuadrática media, el gas que tenga menor masa será el que ejerza menor presión y, a su vez, el que esté a menor temperatura (ver respuestas de los ejercicios 17 y 18):

$$\frac{E_c(\text{He})}{E_c(\text{Ar})} = \frac{1/2 m_{\text{He}} v^2}{1/2 m_{\text{Ar}} v^2} \cdot \frac{m_{\text{He}}}{m_{\text{Ar}}} = \frac{T_1}{T_2}$$

Como $m_{\text{Ar}} > m_{\text{He}}$ entonces $T_2 > T_1$. Conociéndose esta relación entre las temperaturas, la relación entre las presiones también puede derivarse de la ecuación de estado de los gases ideales:

$$\frac{P_{\text{He}} V}{P_{\text{Ar}} V} = \frac{n_{\text{He}} R T_1}{n_{\text{Ar}} R T_2}$$

$n_{\text{He}} = n_{\text{Ar}}$ y como $T_2 > T_1$ entonces $P_{\text{Ar}} > P_{\text{He}}$.

4.20. a.

La ley de Graham establece que la velocidad de difusión de un gas en otro (o la de efusión de un gas a través de un pequeño orificio) es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de su masa molecular. Es decir, difunde más rápidamente el más ligero, el de menor masa molecular.

4.21. c.

Aplicando la ley de Graham:

$$\frac{v_X}{v_{H_2}} = \sqrt{\frac{M_{H_2}}{M_X}} \quad M_X = \frac{2}{(0.25)^2} = 32$$