

GASES IDEALES (curso 2024-25)

Boletín II

- Una masa de amoníaco ocupa 232 cm^3 a la presión de 765 mm de mercurio. ¿Cuál será su volumen a la presión de 710 mm de mercurio?
Sol: 250 cm^3
- Calcula la presión que soporta por unidad de área el fondo de una vasija de $50,0 \text{ cm}$ de profundidad, llena de benceno a 20°C . La densidad del benceno a 20°C es $0,879 \text{ g/cm}^3$. Expresa el resultado en pascales y en atmósferas.
Sol: $4,30 \cdot 10^3 \text{ Pa}$, $4,25 \cdot 10^{-2} \text{ atm}$
- Una vasija contiene helio a 17°C y $5,0 \text{ atm}$. Determina la presión interna del gas cuando se calienta la vasija a 80°C .
Sol: $6,1 \text{ atm}$
- Calcula la altura de una columna de mercurio equivalente a 1 atm . Densidad del mercurio $13,6 \text{ g/cm}^3$.
- Determina la masa de 200 L de nitrógeno medido en condiciones normales. ¿Qué volumen, medido en condiciones normales, ocuparán $56,02 \text{ g}$ de nitrógeno?
Sol: 250 g , $44,8 \text{ L}$
- ¿A qué temperatura habrá que calentar una muestra de oxígeno que ocupa 1000 cm^3 a $25,0^\circ\text{C}$ para que su volumen se duplique, a la misma presión?
Sol: 323°C
- Una cierta cantidad de gas ocupa 25 litros y tiene una densidad de $1,25 \text{ g/L}$ a 20°C y 2 atm . ¿Cuál será su densidad a 0°C y 1 atm ?
Sol: $0,67 \text{ g/L}$
- Un recipiente cerrado de 2 litros contiene oxígeno a 200°C y 2 atm . Calcula los moles, la masa y las moléculas de oxígeno contenidos en el recipiente.
Sol: $3,2 \text{ g}$, $6,022 \cdot 10^{22}$ moléculas
- Tenemos $4,88 \text{ g}$ de un gas cuya naturaleza es SO_2 o SO_3 . Para resolver la duda, lo introducimos en un recipiente de 1 litro y observamos que la presión que ejerce a 27°C es de $1,5 \text{ atm}$. ¿De qué gas se trata?
- La densidad de un gas en condiciones normales es $0,705 \text{ g/L}$. ¿Cuál es su masa molecular? Si su fórmula empírica es CH_4 ¿Cuál es su fórmula molecular?
Sol: $16,0 \text{ g/mol}$
- Dos matraces de 1 L y $0,25 \text{ L}$ se encuentran unidos por un tubo cerrado por una llave. El conjunto está sumergido en un baño de agua que mantiene una temperatura constante de 20°C . El matraz de 1 L contiene aire a la presión atmosférica, mientras el de $0,25$ está vacío. Al abrir la llave, el aire pasa del primero al segundo. ¿Cuál es la presión final? ¿Cuál debe ser la nueva temperatura del baño para que la presión en ambos matraces vuelva a ser la atmosférica?
- Un gas ocupa un volumen de 80 cm^3 a 10°C y 715 mmHg . ¿Qué volumen ocupará en condiciones normales?
- Se dispone de $45,0 \text{ g}$ de dióxido de nitrógeno a -3°C y 800 mmHg . Calcula:
 - El volumen que ocupa en las citadas condiciones.
 - El número de moléculas y de átomos de nitrógeno existente.
- La acetona es un líquido incoloro muy utilizado como quitaesmaltes. Supón que una muestra de $5,876 \text{ g}$ de acetona se coloca en un matraz de $3,0 \text{ L}$, al que se ha hecho previamente el vacío, y se calienta hasta 100°C . A esta temperatura, la acetona se vaporiza totalmente, se mide la presión del matraz y resulta ser de $1,045 \cdot 10^5 \text{ Pa}$. Calcula la masa molar de la acetona.
- Un recipiente contiene 8 g de CO_2 a la presión de 6 atm y 27°C . Calcula la cantidad de CO_2 que sale del recipiente cuando su presión se reduce a 2 atm .
Sol: $5,3 \text{ g}$
- Al analizar una muestra de un compuesto orgánico se encuentra que contiene un $18,18\%$ de carbono, un $24,24\%$ de oxígeno y el resto de flúor. Un gramo de este compuesto en estado gaseoso ocupa, en condiciones normales, $0,3440 \text{ litros}$. Halla sus fórmulas empírica y molecular.
- Un recipiente de 2 L , a 20°C de temperatura contiene 2 g de hidrógeno y 5 g de helio.
 - Calcula la presión que ejerce cada gas en la mezcla y la presión total.
 - ¿Qué presión ejercería el hidrógeno si eliminamos el helio del recipiente?

¿Cambiará la presión total si los 2g de hidrógeno los cambiamos por 2 g de oxígeno?

Sol: $2,41 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ y $3,07 \cdot 10^5 \text{ Pa}$

- 18.** Un compuesto líquido muy volátil formado por azufre y flúor contiene un 25,23% de azufre. A 100°C y $0,997 \text{ atm}$, este compuesto, en estado gaseoso, tiene una densidad de $8,3 \text{ g/dm}^3$. Halla la fórmula empírica, la fórmula molecular y la masa molecular del compuesto analizado. Sol: S_2F_{10}
- 19.** Un recipiente contiene 50L de un gas de densidad $1,51 \text{ g/L}$. La temperatura a la que se encuentra el gas es de 323 K y su presión de 10 atm . Calcula: los moles que contiene el recipiente y la masa de un mol de gas. Sol: $18,88 \text{ mol}$, $4,00 \text{ g}$
- 20.** Un recipiente de 30 litros contiene neón en condiciones normales. Calcula la cantidad de neón que hay en el recipiente, el número de átomos y su masa. Sol: $1,34 \text{ moles}$, $8,07 \cdot 10^{23}$ átomos y $26,8 \text{ g}$
- 21.** Al analizar $0,875 \text{ g}$ de un compuesto orgánico formado por carbono, hidrógeno y oxígeno se obtuvieron $0,350 \text{ g}$ de carbono y $0,0583 \text{ g}$ de hidrógeno. Determina a partir de esos datos su fórmula empírica. Si en estado gaseoso la densidad relativa del compuesto respecto al aire, es de $2,08$ ¿Cuál es su fórmula molecular? Dato: Masa molecular media del aire, $M = 28,9 \text{ g/mol}$ Sol: $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$
- 22.** Se introducen masas iguales de helio y neón en recipientes separados y cerrados. Ambos recipientes tienen el mismo volumen y están a la misma temperatura.
- a) ¿Cuál de los dos recipientes contiene más átomos?
- b) Si un manómetro conectado al recipiente que contiene el helio marca 10^5 Pa , ¿ qué marcaría colocado en el otro recipiente? Sol: $2 \cdot 10^4 \text{ Pa}$
- 23.** El cuerpo humano expulsa una media de 40 g de dióxido de carbono cada hora. Calcula el volumen de dióxido de carbono, medido a 27°C y 101 KPa , que expulsa una persona durante un día. Sol: $536,7 \text{ L}$
- 24.** Dos recipientes A y B, de 5 y 8 dm^3 de volumen, contienen nitrógeno. El recipiente A contiene $20,0 \text{ g}$ de gas y el B, $28,0 \text{ g}$. La temperatura de ambos es de 20°C . Si se ponen en comunicación los dos recipientes, calcula, una vez que se hayan difundido:
- a) La presión final. b) La masa de nitrógeno que habrá pasado de un recipiente al otro. Sol: $3,16 \text{ atm}$, $1,4 \text{ g}$
- Suponer que la temperatura no se modifica.
- 25.** El xenón reacciona con el flúor y se obtienen, según las condiciones, XeF_2 , XeF_4 o XeF_6 . Un recipiente cerrado de $1,00 \text{ dm}^3$ contiene flúor y xenón a las presiones parciales respectivas de $7,08 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ y $1,72 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ y temperatura de 298 K . La mezcla se calienta durante un cierto tiempo, y una vez que se ha enfriado de nuevo a 298 K , se analiza el contenido del recipiente. Todo el gas xenón ha reaccionado para formar un compuesto sólido de flúor y xenón. La presión del flúor que queda sin reaccionar es de $3,65 \cdot 10^5 \text{ Pa}$. ¿Cuál es la fórmula del fluoruro de xenón obtenido? Sol: XeF_4
- 26.** En una habitación cerrada de $4 \times 5 \times 3,5 \text{ m}^3$, a la temperatura de 20°C , se vierten $10,0 \text{ cm}^3$ de éter ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$) que inmediatamente se evapora. Una vez que el gas se ha difundido por toda la habitación, calcula:
- a) El número de moléculas de éter por cm^3
- b) La presión parcial del éter. Sol: $8,12 \cdot 10^{14} \text{ moléculas/cm}^3$; $3,3 \text{ Pa}$
- Dato densidad del éter líquido: $d = 700 \text{ Kg/m}^3$
- 27.** Halla la fórmula molecular de un compuesto orgánico, sabiendo que contiene $8,1\%$ de hidrógeno, $48,7\%$ de carbono y el resto de oxígeno, y que $0,629 \text{ g}$ de este compuesto, en estado gaseoso, ocupan $260,0 \text{ cm}^3$ medidos a 373 K de temperatura y $101,1 \text{ KPa}$ de presión. Sol: $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$
- 28.** Una mezcla de gases a 1 atm de presión contiene el $30,0\%$ de hidrógeno, $20,0\%$ de nitrógeno y $50,0\%$ de dióxido de carbono en volumen. ¿Cuál es, en mmHg , la presión parcial de cada gas? Sol: $228,152$ y 380 mmHg
- 29.** Repite el ejercicio anterior, pero suponiendo que los porcentajes de gas son en masa. Sol: 675 , $32,6$ y $52,1 \text{ mmHg}$
- 30.** Un recipiente de 100 mL que contiene oxígeno a $3,0 \text{ atm}$ se conecta a otro de 300 mL que contiene neón a $1,0 \text{ atm}$, mezclándose ambos gases a temperatura constante. Calcula las presiones parciales y la presión total de la mezcla resultante. Sol: $0,75$ y $1,5 \text{ atm}$