

Ejercicios sobre la aplicación de las diferentes leyes que caracterizan a los gases

1. 2 g de oxígeno se encuentran encerrados en un recipiente de 2 L, a una presión de 1,25 atm. ¿Cuál es la temperatura del gas si se supone que dicho gas se comporta como gas ideal?

Resolución:

Como el gas se comporta idealmente cumple con la ecuación de gas ideal:

$$PV = nRT$$

De esta ecuación se tiene que:

$$T = \frac{PV}{nR}$$

donde $P = 1,25 \text{ atm.}$, $V=2 \text{ L}$, $R= 0.082 \text{ atm. L/K.mol}$, $n= 0,0625$. Por lo tanto:

$$T = \frac{1,25 \text{ atm} \times 2 \text{ L}}{0,0625 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{K} \times \text{mol}}} = \frac{2,5 \text{ K}}{0,005125} = 487,80 \text{ K}$$

2. Calcular la masa molecular de una sustancia gaseosa, 30 g de la cual ocupan 2,5 L a temperatura y presión normal.

Resolución:

Si se considera que la sustancia gaseosa se comporta como un gas ideal se tiene que:

$$PV = nRT \longrightarrow PV = \frac{gr}{M} RT \longrightarrow M = \frac{grxRT}{PV}$$

Conociendo que $g= 30$: $R= 0,082 \text{ atm} \times \text{L} / \text{K} \times \text{mol}$ y $T = 273,15 \text{ K}$: $P = 1 \text{ atm}$ y $V = 2,5 \text{ L}$ entonces:

$$M = \frac{30 \text{ g} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{K} \times \text{mol}} \times 273,15 \text{ K}}{1 \text{ atm} \times 2,5 \text{ L}} = 268,78 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

3. Un gramo de nitrógeno y un gramo de oxígeno se colocan en un frasco de 2 L a 27°C. Calcular la presión parcial de cada gas, la presión total y la composición de la mezcla en fracciones molares.

Resolución:

Como se tiene una mezcla de gases, se aplica la ley de Dalton. Ésta establece que la presión total de una mezcla de gases es igual a la sumatoria de las presiones parciales, entendiéndose como presión parcial la presión que ejercería cada uno de los gases de la mezcla si estuviese solo ocupando el volumen de la mezcla a la misma temperatura de la mezcla:

$$P_T = P_{N_2} + P_{O_2}$$

$$P_{O_2} = \text{presión parcial del oxígeno} \longrightarrow P_{O_2} = \frac{n_{O_2} x R x T}{V}$$

$$P_{N_2} = \text{presión parcial del nitrógeno} \longrightarrow P_{N_2} = \frac{n_{N_2} x R x T}{V}$$

de acuerdo a estas ecuaciones se tiene entonces que:

$$P_{N_2} = 0,4395 \text{ atm} \quad \text{y} \quad P_{O_2} = 0,3846 \text{ atm} \longrightarrow P_T = 0,8241 \text{ atm}$$

Por otro lado:

$$x_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_{N_2} + n_{O_2}} \quad \text{y} \quad x_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{O_2} + n_{N_2}}$$

Entonces $x_{N_2} = 0,53$ y $x_{O_2} = 0,47$

4. Un gas ideal a la presión de 1 atm está contenido en una ampolla de volumen desconocido. Se abre una llave la cual permite que el gas se expanda hacia otra ampolla previamente evacuada cuyo volumen es de 0,5 L. Cuando se establece el equilibrio entre las ampollas se nota que la temperatura no ha cambiado y que la presión es de 530 mmHg. ¿Cuál es el volumen de la primera ampolla?

$$R = 1,15 \text{ L}$$

- 5.Cuál será la densidad del etano a 10°C y 720 mmHg de presión.

6. Cuando se inhala aire seco, vapor de agua se combina con el aire cuando éste pasa a través de la nariz y la garganta. Si el aire está demasiado seco, el agua es removida de los tejidos más rápidamente con respecto a la que pueda ser remplazada. La siguiente tabla muestra las presiones parciales del oxígeno, dióxido de carbono, vapor de agua y nitrógeno en la atmósfera, así como del aire que entra y se aloja en los pulmones:

Gas	Atmósfera (Torr)	Aire inhalado (Torr)	Aire exhalado (Torr)
oxígeno	159	149	116
CO ₂	0,3	0,3	28
H ₂ O	6	47	47
nitrógeno	595	564	569
total	760	760	760

- a) ¿Por qué la presión parcial del oxígeno en los pulmones es menor que en la atmósfera?
- b) ¿Por qué la presión parcial del nitrógeno es más grande que la de todos los demás componentes?
- c) ¿Qué porcentaje de moléculas que deja el pulmón corresponde al CO₂?
7. La densidad de un gas a 25°C y 1,25 atm es de 1,436 g/L. Determine su densidad en condiciones normales.
R = 1,25 g/L
8. Se abre la válvula que existe entre dos matraces, uno, de 500 cc donde la presión de oxígeno es de 2 atm y, otro, de 1,5 L que contiene dióxido de carbono a una presión de 1.140 mmHg. Si se establece un equilibrio de la presión entre los dos matraces a una temperatura constante, determine la presión total de la mezcla.
R: P_{O₂}= 0,500 atm
P_{CO₂}= 1,125 atm
9. Diez gramos de un gas ejercen una presión de 150 mmHg a 91°C. ¿Qué masa de este gas puede introducirse en el mismo volumen para obtener una presión de 500 mmHg a 182°C? R = 26,7 g

10. Cierta gas tiene las siguientes densidades a 300K:

P (atm)	0,400	0,800	1,00
D (g/L)	1,512	3,086	3,90

Calcular la masa molecular con tanta exactitud como sea posible.

11. La densidad de cierta gas a 0°C fue medida a diferentes presiones:

P (atm)	1/4	1/2	3/4	1
D (g/L)	0,17893	0,35808	0,53745	0,71707

Calcular la masa molecular. $R = 16 \text{ g/mol}$

12. La densidad de cierta gas a 303°C fue medida a diferentes presiones:

P (mmHg)	760	475	285	162,5
D (g/L)	2,9002	1,8074	1,0824	0,9614

Calcular la masa molecular. $R = 64,3 \text{ g/mol}$

13. Calcular la presión ejercida por 100 g de CO_2 contenidos en un volumen de 5 L a 40°C, usando la ecuación de Van der Waals. Compare este valor con el calculado usando la ley de los gases ideales. $a = 3,59 \text{ atm}\cdot\text{L}^2/\text{mol}^2$ y $b = 0,0427 \text{ L/mol}$.

R: $P = 11,17 \text{ atm}$ (Van der Waals)
 $P = 11,76 \text{ atm}$ (Gas ideal)

14. Calcule la presión a la cual 1 mol de helio a 35°C ocupa un volumen de 2 L, usando a) la ecuación de gas ideal y b) la ecuación de Van der Waals; $a = 0,034 \text{ atm}\cdot\text{L}^2/\text{mol}^2$ y $b = 2,37 \times 10^{-2} \text{ L/mol}$.

R= a) 12,65 atm
b) 12,79 atm

15. A partir de la ley de gas ideal deduzca la ley combinada de los gases, la ley de Boyle, la ley de Charles y la ley de Gay Lussac.

16. Demuestre que PV/nT tiene unidades de energía/K mol

17. El gas desprendido por el crecimiento fermentativo de un cultivo bacteriano tiene un volumen de 580 cm^3 medido en

un laboratorio a la temperatura de 17°C. ¿Cuál es el volumen de este gas a la temperatura de crecimiento de 37°C?. Nota: los volúmenes fueron medidos a presión constante.

18. De acuerdo a la ley de Dalton:

$$P_i = X_i P_T$$

donde P_i es la presión parcial del gas i , X_i es la fracción molar de dicho gas y P_T es la presión total de la mezcla. Deduzca matemáticamente como se obtiene dicha ecuación.

19. En una mezcla gaseosa compuesta por X gramos de C_2H_6 y $2X$ gramos de CO_2 , la presión parcial del C_2H_6 es de 22 mmHg. ¿Cuál es la presión parcial del CO_2 ?.

20. Un recipiente de vidrio de 250 mL se llena con argón a 0°C y 760 mmHg, se pesa, y su peso resultó ser 48,3 g. Se vacía y se llena con un gas desprendido a partir de un cultivo de algas verdes a 30°C y 795 mmHg de presión, se pesa, y su peso resulta ser de 48,19 g; suponiendo que el gas desprendido es seco y que es una sustancia químicamente pura que se comporta como un gas ideal, trate de identificar, a través del valor de su masa molecular, el gas que se desprende.

21. Cierta muestra de un gas tiene un volumen de 0,452 L medidos a 87°C y 0,620 atm. ¿Cuál es su volumen en condiciones normales?.

22. Un cierto gas cuyo comportamiento es ideal tiene una densidad de 1,27 g/L a 18 °C y 750 mmHg. ¿Cuál es la masa molecular (M) del gas?.

23. Demuestre que $P \times M / R \times T$ tiene unidades de densidad.

24. Deduzca a partir de la ecuación de Van der Waals la ecuación de gas ideal considerando que las presiones que se emplean son muy bajas y las temperaturas son grandes.

25. En la ecuación de Van der Waals:

$$P = \frac{RT}{V - b} - \frac{a}{V^2}$$

Calcular la atracción de las moléculas de 17 g O₂ contenidos en un recipiente de 2 L a 110,8°C y que ejerce una presión de 300 atm, conociendo que b = 0,045 L/mol.

26. Represente gráficamente el comportamiento del factor de compresibilidad (Z) vs. presión para un gas ideal, para un gas real con desviaciones positivas y diga bajo qué condiciones dicho gas se comporta idealmente. Razone su respuesta.

27. Se dispone de un gas ideal confinado en un recipiente a una presión de 5 atm. Este recipiente se conecta a través de una llave de paso, la cual inicialmente está cerrada, con otro recipiente de 2 L el cual está vacío. Se abre la llave y el gas se expande. Al ser alcanzado el equilibrio entre los dos recipientes se encontró que la presión había disminuido en un 80% de su valor original, manteniéndose la temperatura constante. ¿Cuál será el volumen del primer recipiente?

28. Se dispone de un gas ideal confinado en un recipiente a una presión de 5 atm. Este recipiente se conecta a través de una llave de paso, la cual inicialmente está cerrada, con otros dos recipientes de 2 L y 4 L respectivamente que contienen la misma cantidad de un gas B, el cual ejerce una presión de 8 atm en el recipiente de 2 L. Se abre la llave y se deja que los gases se expandan ocupando el volumen de los tres recipientes manteniendo la temperatura constante. Al ser alcanzado el equilibrio entre los tres recipientes se encontró que la presión del gas A había disminuido en un 80% de su valor original. ¿Cuál será el volumen del recipiente que ocupaba inicialmente el gas A y cuál es la presión total del sistema una vez que se han mezclado los gases?

29. Se agrega una mezcla de nitrógeno y vapor de agua en un recipiente que contiene un agente desecante sólido, la presión en el recipiente alcanza un valor de 783 mmHg. Al cabo de un tiempo el agente desecante aumenta su peso

en 0,150 g y la presión en el equilibrio es de 760 mmHg.: a) si el experimento se realiza a 20°C, ¿Cuál será el volumen del recipiente?, b) Determinar la composición de la mezcla original.

30. a) Calcular en pascal la presión ejercida por una columna de un líquido biológico de 200 cm de altura. La densidad del líquido es de 0,958 g/mL ($\rho = 980 \text{ cm/s}^2$).

b) Construya las isotermas de la Ley de Boyle a temperaturas de 27°C y 127°C, para 56 gramos de CO y presiones comprendidas entre 0,5 y 3 atm.

31. a) Un buen vacío se puede producir en un aparato de laboratorio común, obteniéndose una presión de 10^{-6} mmHg. a 25°C.

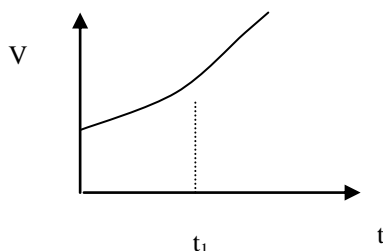
Determine el número de moléculas por cc a dicha presión y temperatura.

b) Demuestre matemáticamente que, a través de la Ley de Dalton, se obtiene que:

$$P_A = P_t \left(\frac{n_A}{\sum_i n_i} \right)$$

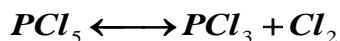
32. a) La ley de Charles estudia el volumen de los gases en función de temperatura. Se observa una relación lineal de la forma $V = a + bt$. Represente gráficamente esta variación y defina desde el punto de vista fisicoquímico a y b.

b) Un estudio experimental del volumen de un gas en función de la temperatura, a $P = \text{cte}$, proporciona un conjunto de valores cuya representación gráfica es la siguiente:



¿Cómo podría evaluar el coeficiente de expansión térmica, $\alpha = 1/V(\delta V/\delta T)_p$ a la temperatura t_1 ?

33. Un matraz de 1 L de volumen, contiene una mezcla de hidrógeno y monóxido de carbono a 10°C y presión de 1 atm. Calcular el peso de hidrógeno, si el matraz contiene 0,1 g de monóxido de carbono.
34. A una temperatura dada, 12 g de CO han sido introducidos en un recipiente vacío y en un segundo recipiente se han colocado 40 g de CH₄. La presión del CO en el recipiente es de 800 mmHg y la del CH₄ de 600 mmHg. Calcular la relación entre los volúmenes de cada recipiente.
35. A temperatura constante de 27°C, 500 cc de H₂, medidos a una presión de 400 mmHg y 1000 cc de N₂, medidos bajo una presión de 600 mmHg, se colocan dentro de un frasco evacuado de dos litros de capacidad. Calcular la presión resultante.
36. Se tiene un gas A confinado en un recipiente de 2 L ejerciendo una presión de 2 atm. El recipiente que ocupa el gas A se pone en contacto a través de una llave de paso con otro recipiente de 3 L, que contiene dos gases B y C, los cuales, inicialmente antes de abrir la llave de paso, ejercen una presión total de 20 atm. Si al abrir la llave de paso, la temperatura se mantiene constante en 300K y se sabe que existen 2 moles del gas B, determine la presión parcial de cada gas una vez que se haya establecido el equilibrio, la presión total del sistema y la composición de la mezcla.
37. Una muestra de 2,69 g en PCl₅ fue colocada en un frasco de 1 L y evaporada completamente a una temperatura de 250°C. La presión observada a esta temperatura fue de 1 atm. Existe la posibilidad de que algo de PCl₅ pueda haberse disociado de acuerdo con la ecuación:



¿Cuáles son las presiones parciales del PCl₅, PCl₃ y Cl₂ bajo estas condiciones experimentales?

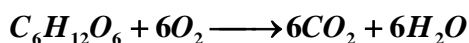
38. Un hidrocarburo sólido fue quemado en presencia de aire dentro de un recipiente cerrado produciéndose una mezcla

de gases que ejercen una presión total de 3,34 atm. Un análisis de la mezcla muestra que dicha mezcla contiene 0,340 g de vapor de agua, 0,792 g de dióxido de carbono, 0,288 g de oxígeno y 3,79 g de nitrógeno. Calcular la fracción molar y la presión parcial de dióxido de carbono en la mezcla, considerando que la mezcla se comporta idealmente.

39. a) Supóngase que usted inhala 1 L de aire a nivel del mar a una presión atmosférica de 760 Torr y 20°C. Si 20,99% de la presión total es debida al oxígeno, ¿cuántos moles de oxígeno están presentes en el litro de aire que ha sido inhalado?
- b) Suponga ahora que usted escala una montaña de 3000 m de altura y que la presión atmosférica en la cima de la montaña es de 400 Torr a -5°C. Si la presión que ejerce el oxígeno es 20,99 % de la presión atmosférica a esa altura, ¿cuántos moles de oxígeno estarán presentes en un litro de aire que usted inhale?
- c) De acuerdo a los resultados obtenidos en a y b, puede usted explicar ¿por qué el ser humano jadea y se fatiga más fácilmente en la cima de una montaña que a nivel del mar?
40. Un matraz contiene una mezcla de dos gases (A y B). La presión total es de 2 atm. y la temperatura es de 17°C. Si se quita la mitad del gas A, la presión cae a 1,75 atm y el peso del matraz con su contenido disminuye 8 g. Si la masa molecular de A es 32 g/mol. Calcular el volumen que ocupaba la mezcla de gases, la cantidad en moles del gas B presente y la fracción molar de cada gas en la mezcla original.
41. Una cierta cantidad de óxido nítrico (NO) ejerce una presión de 380 torr a 25°C en un recipiente de vidrio de capacidad 4 L. Dicho recipiente está en contacto a través de una llave que inicialmente está cerrada con otro recipiente de capacidad 2L en el que se encuentra una cierta cantidad de oxígeno ejerciendo una presión de 1 atm a la misma temperatura que el NO. Al abrir la llave los gases se expanden y difunden entre sí inicialmente y luego reaccionan para dar origen al dióxido de nitrógeno (NO₂).

Determine que gases permanecen al final y determine las presiones parciales de estos.

42. El porcentaje en masa de bicarbonato (HCO_3^-) en una tableta de Alka-Seltzer es de 32,5%. Calcule el volumen de CO_2 generado a 37°C y 1 atm cuando una persona ingiere una tableta de 3,29 g. (Sugerencia: la reacción ocurre entre el HCO_3^- y el HCl del estómago y el gas que se forma se comporta idealmente).
43. La ecuación para la degradación metabólica de la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) es la misma que la ecuación para la combustión de glucosa en aire:



Calcule el volumen de CO_2 producido a 37°C y 1 atm cuando se consumen 5,6 g de glucosa en la reacción.

44. A un recipiente de 1L de capacidad al cual se le hizo vacío se inyecta, a la temperatura de 200°C , H_2 gaseoso hasta que la presión alcanza el valor de 526 mmHg. A continuación se inyecta O_2 gaseoso hasta que la presión sube a 1350 mmHg. Se hace saltar una chispa eléctrica en el seno de la mezcla a fin de que se produzca vapor de agua. ¿Cuál será la presión final en el recipiente?
45. Un hidrocarburo sólido fue quemado en presencia de aire dentro de un recipiente cerrado produciéndose una mezcla de gases que ejercen una presión total de 3,34 atm. Un análisis de la mezcla muestra que dicha mezcla contiene 0,340 g de vapor de agua, 0,792 g de dióxido de carbono, 0,288 g de oxígeno y 3,79 g de nitrógeno. Determine la presión parcial de cada uno de los gases en la mezcla, considerando que la mezcla se comporta idealmente.
46. Se tienen 5 g de hidrógeno a la presión atmosférica normal. Se aumenta la temperatura en 10 grados y se pregunta qué aumento debe haber experimentado el volumen para que la presión no haya variado. R: $V = 2 \text{ L}$

47. ¿Cuántas moléculas hay en 1 cm^3 de gas a 0°C y a una presión de 700 mmHg? R: $2,47 \times 10^{19}$ moléculas
48. Una vasija de 1 L contiene 0.05 moles de hidrógeno a 20°C .
- Calcular la presión a que se encuentra el gas.
Se abre la llave y parte del gas sale a la atmósfera:
 - Calcular la masa de hidrógeno que queda en la vasija siendo la presión exterior exactamente 1 atm.
 - ¿A qué temperatura se debe calentar el gas que ha quedado, cerrada la llave, para que la presión en la vasija recobre el valor inicial?
- R: a) $p=1,202 \text{ atm}$, b) $m= 0,0832 \text{ g}$, c) $t= 79,19^\circ\text{C}$.