

## Ejercicios de gases con solución

1) Una bombona de aire de un buceador contiene 30 litros a  $20^{\circ}\text{C}$  y 15 atmósferas. Calcula el volumen de ese aire en condiciones normales.  
(Resultado:  $V=419,28$  litros)

[Solución](#)

2) En una botella metálica tenemos un gas a  $15^{\circ}\text{C}$  y una presión de 7.5 atmósferas. Si la presión máxima que aguanta la botella es de 12.5 atm, calcular cuál es la temperatura máxima a la que se puede calentar el gas de su interior.  
(Resultado:  $T = 207^{\circ}\text{C}$ )

[Solución](#)

3) Tenemos oxígeno encerrado en un matraz a  $27^{\circ}\text{C}$  y 3.25 atm. ¿Qué presión habrá en el matraz si lo calentamos hasta  $320^{\circ}\text{C}$ ?  
(Resultado:  $p = 6.46$  atmósferas)

[Solución](#)

4) Medimos la presión del aire de un neumático de coche a  $20^{\circ}\text{C}$  y obtenemos  $1.2 \text{ kgf/cm}^2$ . Al circular, las ruedas se calientan y la temperatura sube hasta  $45^{\circ}\text{C}$ . Calcula la presión que tendrán ahora suponiendo que el volumen de la rueda no varía. (Resultado:  $p=1.30 \text{ kgf/cm}^2$ )

[Solución](#)

5) Tenemos una botella de vidrio que hemos cerrado herméticamente en lo alto de una montaña a 620 mmHg y  $5^{\circ}\text{C}$ . ¿Qué diferencia de presión tendrá si bajamos al nivel del mar ( $p = 760 \text{ mmHg}$ ) y se calienta hasta del  $30^{\circ}\text{C}$ ?  
(Resultado:  $\Delta p=85 \text{ mmHg}$ )

[Solución](#)

6) Tenemos un pistón móvil de 3 litros de capacidad a  $25^{\circ}\text{C}$ . Si lo calentamos a presión constante y se expande hasta los 8 litros, ¿qué temperatura se alcanzó?  
(Resultado:  $T= 794,7^{\circ}\text{C}$ )

[Solución](#)

7) Tenemos una jeringuilla de  $50 \text{ cm}^3$  llena de gas a 1,0 atm. Si comprimimos el émbolo a temperatura constante hasta que tenga un volumen de  $10 \text{ cm}^3$ , ¿qué presión alcanzará?  
(Resultado:  $p=5,0 \text{ atm}$ )

[Solución](#)

8) Un globo aerostático meteorológico con helio tiene un volumen de  $3 \text{ m}^3$  a  $27^{\circ}\text{C}$  y 760 mmHg de presión. Si asciende en la atmósfera hasta un punto en que hay una presión de 0,26 atm y  $-40^{\circ}\text{C}$ , ¿qué volumen alcanzará?  
(Resultado:  $V= 8,96 \text{ m}^3$ )

[Solución](#)

9) Tenemos una lata de 5 litros llena de aire a  $30^{\circ}\text{C}$  y 750 mmHg. Si tiene un tapón que salta cuando la presión es de 1,2 atm, calcula a qué temperatura saltará el tapón.  
(Resultado:  $T= 368\text{K}$ )

[Solución](#)

10) Un buceador suelta una burbuja en un punto que está a 2,3 atm y  $8^{\circ}\text{C}$  con un volumen de 1 litro. ¿Qué volumen tendrá la burbuja cerca de la superficie, a 1 atm y  $20^{\circ}\text{C}$ ?  
(Resultado:  $V = 2,4$  litros)

[Solución](#)

## Gases y cantidad de sustancia

11) Tenemos en un recipiente 42 g de un gas que ocupa 31.5 litros medidos a 60°C y 1.3 atm. Calcula:

- a) La masa molecular del gas. (Resultado: 28 g/mol)
- b) El volumen que ocuparía a 25 °C y 608 mmHg (Resultado: 45,8 litros )

Solución

12) Tenemos en un recipiente 21,4 litros de un gas que a 40°C tiene una presión de 1.8 atm. Calcula:

- a) Cuantos moles de gas hay. (Resultado: 1,5 moles )
- b) La masa molecular del gas si su masa es de 48 g (Resultado: 32 u.m.a.)
- c) Su densidad en condiciones normales. (Resultado: 1,42 g/l )

Solución

13) Mediante una reacción producimos 83.3 g de Cl<sub>2</sub>O<sub>3</sub> gaseoso. Calcula:

- a) El volumen que ocuparía en condiciones normales (C.N.) (Resultado: 15,67 litros)
- El volumen que ocuparía a 40 °C y 1.1 atm (Resultado: 16,36 litros)

Solución

14) Tenemos 69 g de un gas que a 35°C y 1.2 atm ocupa 31.57 litros. Calcula:

- a) La masa molecular del gas. (Resultado: 46 u.m.a.)
- b) El volumen que ocuparía a 20 °C y 0.8 atm (Resultado: V= 45,05 litros)

Solución

15) En una reacción química se liberan 0,7 moles de H<sub>2</sub> en CN. ¿Qué volumen ocuparán?

(Resultado: V= 55,67 litros)

Solución

16) Calcula la densidad del óxido de azufre (IV) a 20°C y 720 mmHg de presión.

(Resultado: d = 2.52 g/l)

Solución

17) Una bombona de butano (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>) grande contiene 12 kg de gas. Calcula el volumen de este gas a 1 atm y 25°C.

(Resultado: V= 5055,8 litros)

Solución

18) Tenemos 5.47 g de un gas desconocido en un recipiente de 3 litros a -10°C y vemos que la presión es de 1.25 atm. Calcular la masa molecular del gas.

(Resultado: 31,4 uma)

Solución

19) Tenemos tres recipientes que contienen 1 litro de metano, 2 litros de nitrógeno y 15 litros de oxígeno respectivamente, todos en estado gaseoso. Responde razonadamente:

- a) ¿Cuál contiene mayor número de moléculas?
- b) ¿Cuál contiene mayor número de átomos?
- c) ¿Cuál tiene mayor densidad?

20) En un recipiente de 12,0 litros tenemos O<sub>2</sub> a una presión de 912 mmHg y a 29°C. Calcula:

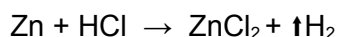
- a) El volumen que ocuparía en C.N.
- b) La masa de oxígeno que hay en la muestra y su densidad.
- c) La cantidad de sustancia y el número de moléculas que contiene.

Masa atómica: O = 16,0 uma

(Resultado: a) V = 13,0 litros, b) d = 1,55 g/l, c) 3,49 10<sup>23</sup> moléculas)

Solución

21) 30 g de Zn son atacados por HCl en exceso según la siguiente reacción:



Solución

Calcúlese el volumen de H<sub>2</sub> producido en condiciones normales (C.N.)

(Resultado: 10,27 litros)

## Presiones parciales

31) En un recipiente de 25 litros introducimos 3,0 moles de amoníaco gaseoso ( $\text{NH}_3$ ) y 4,5 moles de nitrógeno gaseoso ( $\text{N}_2$ ). Calcula la presión parcial de cada uno y la presión total en condiciones normales.

(Resultado:  $p_{\text{NH}_3}=2,69 \text{ atm}$ ;  $p_{\text{N}_2}=4,03 \text{ atm}$ ;  $p_{\text{total}}= 6,72 \text{ atm}$ )

Solución

32) Tenemos una mezcla de 64 g de oxígeno y 84 g de nitrógeno que ocupa 75 litros a una temperatura de  $30^\circ\text{C}$ . Calcula:

- a) La presión parcial de cada componente. (Resultado:  $p_{\text{O}_2}=0,662 \text{ atm}$ ;  $p_{\text{N}_2}= 1,0 \text{ atm}$ )  
b) La presión total que ejerce la mezcla. (Resultado:  $p_{\text{total}}= 1,662 \text{ atm}$ )

Solución

33) En una reacción química se han liberado 2.2 moles de  $\text{CO}_2$  y 2.4 moles de metano ( $\text{CH}_4$ ).

- a) ¿Qué volumen ocupará el  $\text{CH}_4$  en condiciones normales? (Resultado: 53,73 litros)  
b) ¿Qué volumen ocupará el  $\text{CO}_2$  a  $37^\circ\text{C}$  y 1.7 atm? (Resultado: 32,90 litros)  
c) ¿Cuál será la masa de cada uno? (Resultado:  $m_{\text{CO}_2}= 96,8 \text{ g}$ ;  $m_{\text{CH}_4}= 38,4 \text{ g}$ )  
d) ¿Cuáles serán sus fracciones molares y sus presiones parciales en C.N.?

(Resultado:  $p_{\text{CO}_2}= 0,478 \text{ atm}$ ;  $p_{\text{CH}_4}= 0,522 \text{ atm}$ )

Solución

34) En un recipiente de 2 litros y a  $25^\circ\text{C}$ , introducimos 0.03 moles de oxígeno y 0.07 moles de nitrógeno. Calcula la presión parcial de cada uno y la presión total del recipiente.

(Resultado:  $p_{\text{oxígeno}}= 0.366 \text{ atm}$     $p_{\text{nitrógeno}}= 0.855 \text{ atm}$     $p_{\text{total}}=1.22 \text{ atm}$ )

Solución

35) El aire está formado aproximadamente por un 21% de  $\text{O}_2$  y un 79%  $\text{N}_2$  en volumen. Por tanto, las fracciones molares de oxígeno y nitrógeno en el aire son  $X_{\text{oxígeno}}=0.21$  y  $X_{\text{nitrógeno}}=0.79$ . Calcula las presiones parciales de ambos en condiciones normales.

Resultado:  $p_{\text{oxígeno}}= 0.21 \text{ atm}$     $p_{\text{nitrógeno}}= 0.79 \text{ atm}$

Solución

36) En un recipiente con un volumen constante de 12 litros, introducimos 12,8 g de  $\text{O}_2$ , 5,6 g de  $\text{N}_2$  y 17,6 g de  $\text{CO}_2$ . Si el recipiente está a  $20^\circ\text{C}$ , calcula:

- a) La fracción molar de cada componente.  
b) La presión total en el recipiente y la presión parcial de cada componente.

Masas atómicas: C = 12,0 uma; O = 16,0 uma ; N = 14,0 uma

(Resultado:  $p_{\text{oxígeno}}= 0.366 \text{ atm}$     $p_{\text{nitrógeno}}= 0.855 \text{ atm}$     $p_{\text{total}}=1.22 \text{ atm}$ )

Solución

37) Hemos recogido una muestra de gas de un pozo negro hemos comprobado que, a 1 atm y  $25^\circ\text{C}$ , está formada por 4.0 litros de  $\text{N}_2$ , 5.0 litros de  $\text{CH}_4$  y 11.0 litros de  $\text{CO}_2$ . Calcular:

- a) La masa de cada uno.  
b) Sus fracciones molares y sus presiones parciales si comprimimos el gas hasta 2 atm.

Resultado: a)  $m_{\text{N}_2} = 4,59 \text{ g}$  ;  $m_{\text{CH}_4}= 3,26\text{g}$  ;  $m_{\text{CO}_2} = 19,8 \text{ g}$

b)  $\chi_{\text{N}_2} = 0,2$  ;  $\chi_{\text{CH}_4}= 0,25$  ;  $\chi_{\text{CO}_2} = 0,55$   
 $p_{\text{N}_2} = 0,2 \text{ atm}$  ;  $p_{\text{CH}_4}= 0,20 \text{ atm}$  ;  $p_{\text{CO}_2} = 0,55 \text{ atm}$

Solución