

Ejercicios de gases con solución

1) Una bombona de aire de un buceador contiene 30 litros a 20°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°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°C y 3.25 atm. ¿Qué presión habrá en el matraz si lo calentamos hasta 320°C ? (Resultado: $p = 6.46$ atmósferas)

Solución

4) Medimos la presión del aire de un neumático de coche a 20°C y obtenemos 1.2 kgf/cm^2 . Al circular, las ruedas se calientan y la temperatura sube hasta 45°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°C . ¿Qué diferencia de presión tendrá si bajamos al nivel del mar ($p = 760 \text{ mmHg}$) y se calienta hasta del 30°C ? (Resultado: $\Delta p=85 \text{ mmHg}$)

Solución

6) Tenemos un pistón móvil de 3 litros de capacidad a 25°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 cm^3 llena de gas a 1,0 atm. Si comprimimos el émbolo a temperatura constante hasta que tenga un volumen de 10 cm^3 , ¿qué presión alcanzará? (Resultado: $p=5,0 \text{ atm}$)

Solución

8) 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? (Resultado: $V = 8,96 \text{ m}^3$)

Solución

9) Tenemos una lata de 5 litros llena de aire a 30°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°C con un volumen de 1 litro. ¿Qué volumen tendrá la burbuja cerca de la superficie, a 1 atm y 20°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 Cl₂O₃ 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 H₂ 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 (C₄H₁₀) 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 O₂ a una presión de 912 mmHg y a 29°C. Calcula:

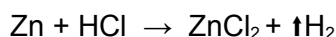
- a) El volumen que ocuparía en C.N.
b) La masa de oxígeno que hay en la muestra y su densidad.
c) La cantidad de sustancia y el número de moléculas que contiene.

Masa atómica: O = 16,0 uma

(Resultado: a) V = 13,0 litros, b) d = 1,55 g/l, c) 3,49 10²³ moléculas)

Solución

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



Solución

Calcúlese el volumen de H₂ 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 (NH_3) y 4,5 moles de nitrógeno gaseoso (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°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 CO_2 y 2.4 moles de metano (CH_4).

a) ¿Qué volumen ocupará el CH_4 en condiciones normales? (Resultado: 53,73 litros)

b) ¿Qué volumen ocupará el CO_2 a 37°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°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: $p_{\text{oxígeno}}= 0.366 \text{ atm}$ $p_{\text{nitrógeno}}= 0.855 \text{ atm}$ $p_{\text{total}}=1.22 \text{ atm}$)

35) El aire está formado aproximadamente por un 21% de O_2 y un 79% 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 O_2 , 5,6 g de N_2 y 17,6 g de CO_2 . Si el recipiente está a 20°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: $p_{\text{oxígeno}}= 0.366 \text{ atm}$ $p_{\text{nitrógeno}}= 0.855 \text{ atm}$ $p_{\text{total}}=1.22 \text{ atm}$)

37) Hemos recogido una muestra de gas de un pozo negro hemos comprobado que, a 1 atm y 25°C , está formada por 4.0 litros de N_2 , 5.0 litros de CH_4 y 11.0 litros de 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