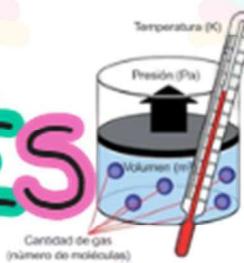


LEY GASES



LEY GENERAL DE LOS GASES

$$\frac{P_1 \text{ (presión inicial)} \cdot V_1 \text{ (volumen inicial)}}{T_1 \text{ (temperatura inicial)}} = \frac{P_2 \text{ (presión final)} \cdot V_2 \text{ (volumen final)}}{T_2 \text{ (temperatura final)}}$$

La temperatura siempre en Kelvin ${}^{\circ}\text{C} + 273$ $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$ $L = \text{m}^3$ CN= Condiciones normales= ${}^{\circ}\text{C} y 1 \text{ atm}$

LEY DE BOYLE	LEY DE CHARLES	LEY DE GAY LUSSAC
Quitamos T	Quitamos P	Quitamos V
$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$
A + presión + volumen	A + temperatura + volumen	A + temperatura + presión

Ejercicios resueltos De Boyle

Un gas está ocupando un **volumen de 5L** a una **presión de 1,2 atm**. Se comprime lentamente, manteniendo la temperatura constante, hasta que el **volumen es de 1 L** ¿Qué presión ejercerá el gas en ese momento?

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \quad 1,2 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L} = P_2 \cdot 1 \text{ L} \quad P_2 = 6 \text{ atm}$$

Cierta cantidad de gas ocupa un **volumen de 30 L** a una **presión de 1140 mmHg** ¿qué volumen ocupara a **0,5 atm**?

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \quad 1140 \left(\frac{1}{760} \text{ atm} \right) \cdot 30 \text{ L} = 0,5 \text{ atm} \cdot V_2 \quad V_2 = 90 \text{ L}$$

Ejercicios resueltos De Charles

Un alpinista inhala **500mL** de aire a una **temperatura de -10°C** ¿ qué volumen tendrá en sus pulmones si su temperatura corporal es de **37°C** ?

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \frac{500 \text{ mL}}{-10 + 273} = \frac{V_2}{37 + 273} \quad V_2 = 589,4 \text{ mL}$$

Un **litro** de un gas es calentado a presión constante desde **18°C** hasta **58°C** ¿ qué volumen final ocupara?

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \frac{1 \text{ L}}{18 + 273} = \frac{V_2}{58 + 273} \quad V_2 = 1,14 \text{ L}$$

Ejercicios resueltos De Gay Lussac

En un recipiente de **20 L** de capacidad introducimos un gas que a **10ºC** ejerce una presión de **1,3 atm** ¿que presión ejercerá a **60ºC**)

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \frac{1,3 \text{ atm}}{10 + 273} = \frac{P_2}{60} \quad P_2 = 1,5 \text{ atm}$$

Un matraz de **500 cm³** contiene helio a presión de **760 mmHg** y a una temperatura de **27°C**. Si el volumen se mantiene constante, ¿cuál será la presión a temperatura de **100°C**?

$$\frac{P1}{T1} = \frac{P2}{T2} \quad \frac{760}{27 + 273} = \frac{P2}{100 + 273} \quad P2 = 944,9 \text{ mmHg}$$

Ejercicios resueltos gases

Se libera una burbuja de **25 ml** del tanque de oxígeno de un buzo que se encuentra a una presión de **4 atm** y temperatura de **11C** ¿cuál es el volumen de la burbuja cuando esta alcanza la superficie donde la presión es de **1 atm** y la temperatura es **18C**?

$$\frac{P1.V1}{T1} = \frac{P2.V2}{T2} \quad \frac{4 \text{ atm} .25 \text{ mL}}{11C+273} = \frac{1\text{atm} .V2}{18+273} \quad V2 = 102, 5 \text{ mL}$$

LEY DE LOS GASES IDEALES

$$P \text{ (presión)} \cdot V \text{ (volumen)} = n \text{ (n de moles)} R \left(\frac{0.082 \text{ atm} \cdot L}{\text{mol} \cdot K} \right) T \text{ (temperatura)}$$

Ejercicios resueltos De gases ideales

Una bombona de butano (C₄H₁₀) contiene 12 kg de gas. Calcula el volumen de este gas a 1 atm y 25 °C.

PASO1: ESCRIBIMOS formula C4H10

PASO 2: DATOS E INCÓGNITA

PASO 3: EXPRESAR EN MOLES

$$n = \frac{peso}{masa\ molar} = \frac{12,1000g}{C4(4.12)H10(1.10)} = \frac{12000g}{58g/mol} = 206,9$$

PASO4: RESOLVER

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{206,9 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{k}} \cdot 298 \text{ k}}{1 \text{ atm}} = 5,055,8 \text{ L}$$



EJERCICIOS DE BOYLE

1. Un gas ocupa un volumen de 3.0 L a una presión de 2 atm. Si la presión aumenta a 6 atm, ¿cuál será el nuevo volumen del gas? (Supón que la temperatura es constante).
3. Una muestra de gas ocupa 10 L bajo una presión de 1 atm. Si el gas es comprimido hasta un volumen de 5 L, ¿cuál será la nueva presión?
5. En un laboratorio, una muestra de gas se encuentra en un recipiente de 2.0 L con una presión de 5 atm. Posteriormente, se transfiere a un recipiente de 4.0 L. ¿Cuál será la nueva presión del gas?
7. Un gas ocupa un volumen de 15 L bajo una presión de 0.8 atm. Si el gas se comprime y su volumen pasa a ser 9.0 L, ¿cuál es la nueva presión?
9. Una burbuja de aire tiene un volumen de 3.5 mL en el fondo de un lago donde la presión es de 3 atm. Al ascender a la superficie, donde la presión es de 1 atm, ¿qué volumen tendrá la burbuja?
2. Un cilindro contiene un gas a una presión de 1.5 atm en un volumen de 4.5 L. Si el volumen se reduce a 3.0 L, ¿qué presión ejercerá el gas?
4. Un globo tiene un volumen de 2.0 L cuando la presión es de 760 mmHg. ¿Qué volumen tendrá el globo si la presión cambia a 570 mmHg?
6. Un tanque de buceo contiene gas a 200 atm en un volumen de 20 L. Si el buzo libera suficiente gas para reducir la presión a 100 atm, ¿qué volumen ocupará este gas al expandirse?
8. Una jeringa contiene aire a un volumen de 50 mL y una presión de 1 atm. Si el émbolo se presiona para reducir el volumen a 25 mL, ¿qué presión ejercerá el aire dentro de la jeringa?
10. Un recipiente rígido contiene gas a 120 kPa con un volumen de 2.5 m³. Si la presión aumenta a 300 kPa, ¿cuál será el volumen final del gas?

EJERCICIOS DE CHARLES

1. Un gas ocupa un volumen de 3.0 L a una temperatura de 300 K. Si la temperatura aumenta a 450 K, ¿cuál será el nuevo volumen del gas? (Supón que la presión es constante).
3. Una muestra de gas ocupa 10 L a 25 °C. Si la temperatura baja a 0 °C, ¿cuál será el nuevo volumen? (Recuerda convertir las temperaturas a Kelvin).
5. Una jeringa llena de gas tiene un volumen de 60 mL a 293 K. Si el gas se calienta hasta 373 K, ¿cuál será el nuevo volumen?
7. Una burbuja de aire tiene un volumen de 1.2 mL a 280 K. Al aumentar la temperatura a 330 K, ¿qué volumen tendrá la burbuja?
9. Un gas ocupa 0.75 m³ a 200 K. ¿Qué volumen ocupará si la temperatura aumenta a 400 K?
2. Un globo lleno de helio tiene un volumen de 2.5 L a 273 K. ¿Qué volumen ocupará el globo si la temperatura se incrementa a 320 K?
4. Un gas ocupa un volumen de 5.0 L a una temperatura de 150 °C. ¿Qué volumen tendrá si la temperatura disminuye a 50 °C?
6. En un laboratorio, un gas ocupa 8.0 L a 20 °C. ¿Qué volumen tendrá si la temperatura sube a 100 °C, manteniendo constante la presión?
8. Un cilindro contiene un gas con un volumen de 15 L a 250 K. Si la temperatura aumenta a 500 K, ¿qué ocurrirá con el volumen del gas?
10. Una muestra de gas tiene un volumen de 25 mL a una temperatura de 0 °C. Si se calienta hasta 100 °C, ¿cuál será su volumen?

EJERCICIOS GAY LUSSAC

1. Un gas tiene una presión de 2.0 atm a 300 K. Si la temperatura aumenta a 600 K, ¿cuál será la nueva presión, suponiendo que el volumen es constante?
3. Un gas a 25 °C tiene una presión de 760 mmHg. Si se enfriá a 0 °C, ¿cuál será su nueva presión? (Recuerda convertir las temperaturas a Kelvin).
5. Un gas se encuentra a 1.5 atm de presión y 350 K. Si la temperatura se incrementa a 700 K, ¿cuál será la nueva presión?
7. En un tanque cerrado, un gas tiene una presión de 3 atm a 200 K. Si la temperatura se incrementa a 400 K, ¿qué ocurrirá con la presión?
9. En un laboratorio, un gas está bajo una presión de 1000 mmHg a 310 K. Si la temperatura disminuye a 155 K, ¿qué presión tendrá el gas?
2. Una muestra de gas a 1 atm se encuentra a 273 K. ¿Qué presión ejercerá si la temperatura aumenta a 546 K?
4. Un recipiente rígido contiene un gas a 400 kPa y 300 K. Si la temperatura disminuye a 150 K, ¿qué presión ejercerá el gas?
6. Una muestra de gas tiene una presión inicial de 500 mmHg a 273 K. ¿Qué presión tendrá si la temperatura se eleva a 300 K?
8. Un cilindro con gas tiene una presión de 900 kPa a 250 K. ¿Cuál será la presión si la temperatura baja a 100 K?
10. Una muestra de gas tiene una presión de 101.3 kPa a 0 °C. Si se calienta a 100 °C, ¿cuál será su presión?

LEY GASES IDEALES

1. Un gas ocupa un volumen de 2.5 L a una presión de 1.2 atm y una temperatura de 300 K. Calcula el número de moles de gas presentes.
3. Determina el volumen que ocuparán 2.0 moles de un gas a una presión de 2.5 atm y una temperatura de 350 K.
6. Calcula la temperatura de un gas si contiene 1.2 moles, ocupa 10.0 L y está a una presión de 2.0 atm.
8. Un tanque contiene 4.0 moles de un gas a 500 K y una presión de 2 atm. Calcula el volumen del gas.
2. Una muestra de 0.5 moles de gas se encuentra a una temperatura de 273 K y ocupa un volumen de 11.2 L. ¿Cuál es la presión del gas?
5. Si 3.0 moles de gas ocupan un volumen de 20.0 L a 400 K, ¿cuál será la presión del gas?
7. Una muestra de gas ocupa 15.0 L a 1.5 atm y 300 K. Si hay 0.75 moles de gas, ¿cuál es el valor de la constante RRR que usarías?
9. Si 0.25 moles de un gas están a 273 K en un recipiente con volumen de 1.0 L, ¿cuál es la presión del gas en atm?

- Un gas ocupa un volumen de 5.0 L a una presión de 1.5 atm y una temperatura de 298 K. Calcula el número de moles de gas presentes.
- Determina el volumen que ocuparán 3.0 moles de un gas a una presión de 2 atm y una temperatura de 400 K.
- Un tanque contiene 1.2 moles de gas a 400 K y una presión de 1.5 atm. ¿Qué volumen ocupará el gas?
- Una muestra de gas ocupa un volumen de 30 L a 2 atm y 350 K. ¿Cuántos moles de gas hay en el recipiente?
- Un cilindro rígido contiene 2.0 moles de gas a una presión de 3 atm. Si la temperatura inicial es de 300 K, ¿cuál será el volumen del gas?
- Si 2.5 moles de gas están a 400 K y ocupan un volumen de 15.0 L, ¿cuál será la presión del gas?
- Una muestra de gas tiene una presión de 760 mmHg, un volumen de 5.0 L y contiene 0.2 moles. ¿Cuál es la temperatura del gas en Kelvin?
- Una muestra de gas contiene 1.5 moles y ocupa un volumen de 10 L. Si la presión es de 2 atm, ¿cuál es su temperatura en Kelvin?
- Calcula la temperatura de un gas si contiene 0.5 moles, ocupa 22.4 L y está a una presión de 1 atm.
- Si 0.25 moles de gas están en un recipiente de 2.0 L a 273 K, ¿cuál es la presión en atm?
- Un gas ocupa un volumen de 12.0 L a una presión de 0.8 atm y una temperatura de 250 K. ¿Cuántos moles de gas están presentes?
- Determina la presión de 0.5 moles de un gas que ocupa 8.0 L a 290 K.
- Calcula el volumen que ocuparán 1.8 moles de un gas a 1.2 atm y 320 K
- Si un gas ocupa 25.0 L a una presión de 1.1 atm y una temperatura de 300 K, ¿cuántos moles de gas están presentes?
- Un tanque contiene 3.2 moles de gas a 2.0 atm y una temperatura de 500 K. Calcula el volumen del tanque.

TODOS LOS GASES MEZCLADOS

- Una muestra de gas ocupa 4.0 L a una presión de 2.0 atm. Si la presión disminuye a 1.0 atm mientras la temperatura permanece constante, ¿cuál será el nuevo volumen? (Ley de Boyle).
- Una muestra de gas está a una presión de 2.5 atm y una temperatura de 350 K. Si la temperatura aumenta a 700 K, ¿cuál será la nueva presión? (Ley de Gay-Lussac).
- Un gas ocupa 2.5 L a 273 K. Si la temperatura aumenta a 546 K, ¿qué volumen ocupará? (Ley de Charles).
- Una muestra de 0.5 moles de gas está a 273 K y ocupa un volumen de 11.2 L. Calcula la presión del gas. (Ley de Gases Ideales).
- Una muestra de gas tiene una presión de 760 mmHg a 300 K. Si la temperatura aumenta a 600 K, ¿cuál será la nueva presión, manteniendo constante el volumen? (Ley de Gay-Lussac).
- Una muestra de gas tiene un volumen inicial de 4.0 L a una presión de 800 mmHg. Si la presión aumenta a 1600 mmHg, ¿cuál será el nuevo volumen? (Ley de Boyle).
- Un tanque rígido contiene un gas a 500 kPa y 310 K. Si la temperatura se reduce a 155 K, ¿qué ocurrirá con la presión del gas? (Ley de Gay-Lussac).
- Un gas está a 273 K y ocupa un volumen de 22.4 L. Si la temperatura se duplica, ¿cuál será el nuevo volumen, suponiendo que la presión permanece constante? (Ley de Charles).
- Un gas tiene un volumen de 5.0 L a 300 K. Si la temperatura aumenta a 450 K, ¿cuál será el nuevo volumen, suponiendo que la presión permanece constante? (Ley de Charles).
- Una muestra de gas ocupa 8.0 L a una presión de 120 kPa. Si el volumen se reduce a 4.0 L, ¿cuál será la nueva presión, manteniendo constante la temperatura? (Ley de Boyle).
- Un cilindro contiene gas a 3 atm de presión y 300 K. Si la temperatura disminuye a 150 K, ¿cuál será la presión del gas, manteniendo constante el volumen? (Ley de Gay-Lussac).
- Si un gas tiene un volumen inicial de 6.0 L a una presión de 1.2 atm, y la presión cambia a 2.4 atm, ¿cuál será el volumen final, suponiendo que la temperatura permanece constante? (Ley de Boyle).
- Un gas tiene un volumen de 5.0 L a 350 K. ¿Qué volumen ocupará a 280 K si la presión permanece constante? (Ley de Charles).
- Un gas ocupa 2.0 L a 300 K. Si se calienta a 450 K, ¿qué volumen ocupará, manteniendo constante la presión? (Ley de Charles).
- Una muestra de gas está bajo una presión de 1.5 atm y ocupa un volumen de 3.0 L. Si la presión disminuye a 0.75 atm, ¿cuál será el volumen final, manteniendo constante la temperatura? (Ley de Boyle).
- Un cilindro cerrado contiene un gas a 400 K y una presión de 2 atm. Si la temperatura aumenta a 800 K, ¿cuál será la nueva presión? (Ley de Gay-Lussac).

EJERCICIOS BACHILLER

- Calcula el número de moles que contiene un gas que ocupa un volumen de 3 L a 25°C y 740 mm de Hg de presión.
- Una bombona de oxígeno tiene 200 L. de capacidad, el manómetro indica $P = 100$ atm. Cuando la $T = 18^\circ\text{C}$. ¿Cuántos gramos de gas hay?
- Calcular la densidad del dióxido de carbono medido en condiciones normales.
- Calcular la masa molecular de un gas sabiendo que 8,78g. del mismo medidos a 912 mm. de Hg y 27°C ocupan un volumen de 3 L.

Sabiendo que un litro de aire en condiciones normales tiene una masa de 1,293g. Calcula la masa de aire contenida en un balón de 1850 cm³ de volumen si la presión interior es de 1,3atm. y la temperatura 27°C

$$\begin{aligned}
 \text{a. P. V} &= n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\frac{740}{760} \cdot 3}{0,082 \cdot 298} = 0,12 \text{ moles;} \\
 \text{b. P. V} &= \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow m = \frac{M \cdot P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{32 \cdot 100 \cdot 200}{0,082 \cdot (273 + 18)} = 26820 \text{ g.} \\
 \text{c. d} &= \frac{M \cdot P}{R \cdot T} = \frac{44 \cdot 1}{0,082 \cdot 273} = 1,97 \frac{\text{g}}{\text{L}}. \\
 \text{d. M} &= \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{8,78 \cdot 0,082 \cdot (273 + 27)}{\frac{912}{760} \cdot 3} = 60 \frac{\text{g}}{\text{mol}}.
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 P \cdot V &= \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow M_{\text{aire}} = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{1,293 \cdot 0,082 \cdot 273}{1 \cdot 1} = 28,95 \text{ g/mol} \\
 P \cdot V &= \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow m = \frac{M \cdot P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{28,95 \cdot 1,3 \cdot 1,85}{0,082 \cdot (27 + 273)} = 2,83 \text{ g.}
 \end{aligned}$$

El cuerpo humano expela por término medio 40 g. de dióxido de carbono cada hora. Calcular el volumen de dióxido de carbono, medido a 27°C y 760mm Hg. que expela una persona durante un día.

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow V = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot M} = \frac{\frac{en\ 24\ h.}{24 \cdot 40 \cdot 0,082 \cdot 300}}{1 \cdot 44} = 536,7\ L.$$

Determina el número de moles de dióxido de carbono, que contiene 100 g de este gas y su volumen en condiciones normales.

$$100\ g\ de\ CO_2 \cdot \frac{1\ mol\ de\ CO_2}{44\ g\ de\ CO_2} = 2,27\ mol\ de\ CO_2$$

$$2,27\ mol\ de\ CO_2 \cdot \frac{22,4\ L\ de\ CO_2}{1\ mol\ de\ CO_2} = 50,9\ L.$$

Hallar la masa molecular de un gas sabiendo que 8,78 g. del mismo ocupan un volumen de 3 L. a 1,2 atmósferas y 27 °C. ¿Cuál será la densidad de dicho gas en condiciones normales?

Dentro de un recipiente de 2 L. a la presión de 1 atm. y 27°C hay oxígeno. Añadimos 10 g. de cloro. ¿Cuál será la nueva presión?

Dos recipientes de 3 y 4 litros, respectivamente, están separados por un tabique común. En el de 3 L hay 40 g. de N₂ a 30 °C y en el de 4 L la presión es de 1,2 atm y la temperatura de 30 °C, conteniendo gas nitrógeno. Si quitamos el tabique que separa ambos recipientes. ¿Cuál será la presión final?

Dos recipientes de 3 y 4 litros, respectivamente, están separados por un tabique común. En el de 3 L hay 40 g. de N₂ a 30 °C y en el de 4 L la presión es de 1,2 atm y la temperatura de 30 °C, conteniendo gas nitrógeno. Si practicamos un orificio en el tabique que separa ambos recipientes. ¿Cuánto N₂ pasa de un recipiente a otro? ¿Cuál será la presión final?

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{8,78 \cdot 0,082 \cdot 300}{1,2 \cdot 3} = 60\ g/mol$$

$$d = \frac{M \cdot P}{R \cdot T} = \frac{60 \cdot 1}{0,082 \cdot 273} = 2,68\ \frac{g}{L}$$

$$P = 1\ atm. \quad V = 2\ L. \quad \left. \begin{array}{l} n_{O_2} = 0'081\ moles\ de\ O_2. \\ T = 300\ K. \end{array} \right\} n_{gas} = 0'222 \rightarrow P = 2'73\ atm.$$

$$\text{añadimos 10 g. de Cl}_2 = 0'141\ moles\ de\ Cl_2$$

Recipiente 1	Recipiente 2
V = 3 L.	V = 4 L.
40 g. de N ₂	P = 1,2 Atm.
30 °C	30 °C

Recipientes unidos.
V = 7 L.
40 + 5,41 = 45,41 g de N ₂
30 °C

$$\text{Recipiente 2: } P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow m = \frac{P \cdot V \cdot M}{R \cdot T} = \frac{1,2 \cdot 4 \cdot 28}{0,082 \cdot (30+273)} = 5,41\ g\ de\ N_2$$

$$\text{Unidos: } P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow P = \frac{m \cdot R \cdot T}{M \cdot V} = \frac{45,41 \cdot 0,082 \cdot (30+273)}{28 \cdot 7} = 5,76\ atm.$$

Recipiente 1	Recipiente 2
V = 3 L.	V = 4 L.
40 g. de N ₂	P = 1,2 Atm.
30 °C	30 °C

$$\text{Recipiente 1: } P = \frac{m \cdot R \cdot T}{M \cdot V} = \frac{40 \cdot 0,082 \cdot (30+273)}{28 \cdot 3} = 11,83\ atm.$$

$$\text{Recipiente 2: } P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow m = \frac{P \cdot V \cdot M}{R \cdot T} = \frac{1,2 \cdot 4 \cdot 28}{0,082 \cdot (30+273)} = 5,41\ g\ de\ N_2$$

Como P₁ es mayor que P₂, el N₂ pasará del recipiente 1 al 2, hasta que las presiones sean iguales.

$$P_1 = P_2 \rightarrow \frac{(40 - x) \cdot 0,082 \cdot (30+273)}{3 \cdot 28} = \frac{(5,41 + x) \cdot 0,082 \cdot (30+273)}{4 \cdot 28} \rightarrow x = 20,54\ g\ de\ N_2.$$

$$P = \frac{m \cdot R \cdot T}{M \cdot V} = 5,76\ Atm.$$