

**SI ENCUENTRAS ALGÚN ERROR COMUNÍCALO, POR FAVOR, AL CORREO DE LA PÁGINA WEB.**



## GASES IDEALES.

LEYES DE BOYLE Y MARIOTTE, CHARLES, GAY LUSSAC...LEY DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES.

### 1. LEYES DE BOYLE, CHARLES, GAY LUSSAC...

**Gas ideal.** Un gas hipotético formado por partículas puntuales, sin atracción ni repulsión entre ellas y cuyos choques son perfectamente elásticos.

**Ley de Boyle.** Manteniendo constante la temperatura, el producto P.V, en un gas, es constante.

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

**Ley de Charles.** Manteniendo constante la presión, el cociente  $\frac{V}{T}$ , en un gas, es constante.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

**Ley de Gay Lussac.** Manteniendo constante el volumen, el cociente  $\frac{p}{T}$ , en un gas, es constante.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

**Ley combinada de los gases.**

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

**Ley de Avogadro.** El volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles.

MAGNITUDES	UNIDADES
<b>P: Presión</b>	<b>Pascal.</b> 1Atm.=760mm de Hg 1Atm.=101325 Pa.
<b>V: Volumen</b>	<b>Metro cúbico</b> 1m <sup>3</sup> = 1000 litros
<b>T: Temperatura</b>	<b>Kelvin.</b> K = 273 + °C

1. a. Un gas que se encuentra a una atmosfera y 30 °C, se calienta hasta 80 °C manteniendo el volumen constante. ¿Cuál será la nueva presión?  
 b. Un gas que se encuentra a 30 °C, ocupa un volumen de 6 L. Si mantenemos la presión y duplicamos el volumen, ¿cuál será la nueva temperatura?  
 c. Un gas que se encuentra en condiciones normales, duplica su presión, manteniendo el volumen constante. ¿Cuál es la nueva temperatura?

VER VÍDEO <https://youtu.be/1PKE6yNr5Qs>

$$\text{a.} \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \rightarrow \frac{1}{30 + 273} = \frac{P_2}{80 + 273} \rightarrow P_2 = 1,165 \text{ Atm.}$$

$$\text{b.} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \rightarrow \frac{6}{30 + 273} = \frac{12}{T_2} \rightarrow T_2 = 606 \text{ K.}$$

$$\text{c.} \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \rightarrow \frac{1}{273} = \frac{2}{T_2} \rightarrow T_2 = 546 \text{ K.}$$

2. a. Un gas que ocupa un volumen de 3 L. a la presión de 600 mm. de Hg ¿qué volumen ocupara si la presión aumenta hasta 800 mm. de Hg. Suponer temperatura constante.  
 b. Un gas que en condiciones normales ocupa un volumen de 30 L. ¿Qué volumen ocupara a 40 °C si duplicamos la presión?

VER VÍDEO <https://youtu.be/HRIh3XeZHDk>

$$\text{a.} \quad P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \rightarrow 600 \cdot 3 = 800 \cdot V_2 \rightarrow V_2 = 2,25 \text{ L.}$$

$$\text{b.} \quad \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \rightarrow \frac{1 \cdot 30}{273} = \frac{2 \cdot V_2}{40 + 273} \rightarrow V_2 = 17,2 \text{ L.}$$

3. Un gas ocupa un volumen de 3 l a 700 mm. de Hg. y 70 °C ¿Qué volumen ocupará en condiciones normales?

3

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \rightarrow \frac{700 \cdot 3}{70 + 273} = \frac{760 \cdot V_2}{273} \rightarrow V_2 = 2,2 \text{ L.}$$

4. Un gas que se encuentra en condiciones normales se calienta a volumen constante hasta 150 grados centígrados calcular la presión del gas expresada en pascales

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \rightarrow \frac{1}{273} = \frac{P_2}{150 + 273} \rightarrow P_2 = 1,55 \text{ atm.} \cdot \frac{101325 \text{ Pa.}}{1 \text{ atm.}} = 157054 \text{ Pa.}$$

5. Un gas que se encuentra a 40 °C duplica su volumen, a presión constante. ¿Cuál será la temperatura final?

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \rightarrow \frac{V}{40 + 273} = \frac{2V}{T_2} \rightarrow T_2 = 626 \text{ K.}$$

6. Un gas, en condiciones normales, ocupa un volumen de 7 L. ¿Qué volumen ocupará si duplicamos la presión aumentando 10 grados la temperatura?

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \rightarrow \frac{1 \cdot 7}{273} = \frac{2 \cdot V_2}{283} \rightarrow V_2 = 3,63 \text{ L.}$$

7. Calcular, en pascales, la presión de un gas si inicialmente su presión es de 700 mm. Hg., su temperatura 30 °C y su volumen de 800 cm<sup>3</sup>. La temperatura final es de 390 K y el volumen de 0,03 m<sup>3</sup>.

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \rightarrow \frac{700 \cdot 0,8}{30 + 273} = \frac{P_2 \cdot 30}{390} \rightarrow P_2 = 24,03 \text{ mm de Hg}$$

$$24,03 \text{ mm de Hg.} \cdot \frac{1 \text{ atm.}}{760 \text{ mm. Hg.}} \cdot \frac{101325 \text{ Pa}}{1 \text{ atm.}} = 3203,3 \text{ Pa.}$$

## 2. ECUACIÓN DE ESTADO DE UN GAS IDEAL.

MAGNITUDES	UNIDADES
<b>P: Presión</b>	<b>Pascal.</b> 1Atm.=760mm de Hg 1Atm.=101325 Pa.
<b>V: Volumen</b>	<b>Metro cúbico</b> 1m <sup>3</sup> = 1000 litros
<b>T: Temperatura</b>	<b>Kelvin.</b> K = 273 + °C
<b>N: número de moles</b>	moles
<b>R:cte,de los gases ideales.</b>	0'082 $\frac{\text{atm. L}}{\text{mol.K}}$
<b>m: Masa del gas.</b>	gramos
<b>M:Masa molecular del gas</b>	g/mol.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$\begin{array}{l}
 \underbrace{P \cdot V = n \cdot R \cdot T}_{\substack{P: \text{PRESIÓN (Atm.)} \\ V: \text{VOLUMEN (L.)} \\ n: \text{Nº DE MOLES} \\ R: 0,082 \frac{\text{Atm} \cdot \text{L}}{\text{Mol} \cdot \text{K}} \\ T: \text{TEMPERATURA (K)}}} \Rightarrow \underbrace{P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T}_{\substack{m: \text{MASA (g.)} \\ M: \text{MOLÉCULAR} \left(\frac{\text{g.}}{\text{Mol}}\right)}} \Rightarrow \underbrace{M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V}}_{\substack{\text{Fórmulas para hallar la masa} \\ \text{molecular de un gas}}} \Rightarrow \underbrace{M = \frac{d \cdot R \cdot T}{P}}_{\substack{d: \text{DENSIDAD} \left(\frac{\text{g.}}{\text{L.}}\right)}} \Rightarrow \underbrace{d = \frac{M \cdot P}{R \cdot T}}_{\substack{\text{Fórmula} \\ \text{para} \\ \text{hallar la} \\ \text{densidad} \\ \text{de un gas}}}
 \end{array}$$

8. a. 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.
- b. Una bombona de oxígeno tiene 200 L. de capacidad, el manómetro indica P = 100 atm. Cuando la T=18°C . ¿Cuántos gramos de gas hay?
- c. 10. Calcular la densidad del dióxido de carbono medido en condiciones normales.
- d. 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.

VER VÍDEO <https://youtu.be/J-ErYCKA7cA>

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

9. 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 cm<sup>3</sup> de volumen si la presión interior es de 1,3atm. y la temperatura 27°C

VER VIDEO <https://youtu.be/eaOBCJlxqa8>

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

10. a) Hallar el número de moléculas de agua que hay en 1g. de agua a 4°C.

5

b) Si dicho g. de agua se convierte en vapor a 100°C y presión 1 atm. Calcular el nuevo volumen.

VER VIDEO <https://youtu.be/12WiXTDsdww>

$$1 \text{ g. de agua} \cdot \frac{1 \text{ mol de agua}}{18 \text{ g. de agua}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol de agua}} = 3,3 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow V = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot M} = \frac{1 \cdot 0,082 \cdot 373}{1 \cdot 18} = 1,7 \text{ L.}$$

11. El cuerpo humano expele 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 expele una persona durante un día.

VER VIDEO <https://youtu.be/DxuMenGgsw>

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

12. Se tienen 10 g. butano (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>) Hallar:

a.- n° moles.

b.- n° moléculas.

c.- masa en gramos de una molécula.

d.- volumen que ocupa en C.N.

e.- " " " a 18°C y 780mm. Hg.

f.- Si está en un recipiente de 2l. a 27°C ¿Cuál será su presión?

VER VIDEO <https://youtu.be/R3WSeIW5rMA>

$$10 \text{ g. C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58 \text{ g. C}_4\text{H}_{10}} = 0,17 \text{ moles}$$

$$0,17 \text{ moles} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 1,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas.}$$

$$1 \text{ molécula de C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} \cdot \frac{58 \text{ g}}{1 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}} = 9,6 \cdot 10^{-23} \text{ g.}$$

$$0,17 \text{ moles} \cdot \frac{22,4 \text{ L.}}{1 \text{ mol}} = 3,808 \text{ L.}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,17 \cdot 0,082 \cdot 300}{2} = 2,09 \text{ atm.}$$

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

VER VIDEO [https://youtu.be/9R-0C5\\_gpJ0](https://youtu.be/9R-0C5_gpJ0)

6

$$100 \text{ g. de CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{44 \text{ g de CO}_2} = 2,27 \text{ mol de CO}_2$$

$$2,27 \text{ mol de CO}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L. de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} = 50,9 \text{ L.}$$

14. 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?

VER VIDEO <https://youtu.be/5SLl5yXHf7Y>

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

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

15. En un recipiente de 4 L. hay 12 moles de gas a 30 °C. Si abrimos una válvula al exterior, ¿Cuántos moles de gas entran o salen del recipiente?

VER VIDEO <https://youtu.be/VLnJ-8jty-o>

Calculamos la presión del recipiente antes de abrir la válvula al exterior.

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{12 \cdot 0,082 \cdot (30 + 273)}{4} = 74,54 \text{ atm.}$$

Al ser la presión mayor que la atmosférica, saldrá gas al exterior, al abrir la válvula. Al final la presión en el interior del recipiente será la misma que fuera, o sea, la atmosférica.

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 4}{0,082 \cdot (30 + 273)} = 0,16 \text{ moles de gas que quedan en el recipiente.}$$

12 - 0,16 = 11,84 moles de gas que salen del recipiente.

16. 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?

VER VIDEO <https://youtu.be/5x6fuEVkTyo>

$$\left. \begin{array}{l} P = 1 \text{ atm.} \\ V = 2 \text{ L.} \\ T = 300 \text{ K.} \end{array} \right\} n_{\text{O}_2} = 0'081 \text{ moles de O}_2. \quad \left. \begin{array}{l} \\ \\ \end{array} \right\} n_{\text{gas}} = 0'222 \rightarrow P = 2'73 \text{ atm.}$$

añadimos 10 g. de Cl<sub>2</sub> = 0'141 moles de Cl<sub>2</sub>

17.- Calcular la densidad del dióxido de carbono medido en condiciones normales.

VER VÍDEO <https://youtu.be/JxIBjU EP7I>

$$d = \frac{M \cdot P}{R \cdot T} = \frac{44,1}{0,082 \cdot 273} = 1,97 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

18. Dos recipientes de 3 y 4 litros, respectivamente, están separados por un tabique común. En el de 3 L hay 40 g. de N<sub>2</sub> 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?

VER VÍDEO <https://youtu.be/cMIUdZRbLNY>

Recipiente 1 $V = 3 \text{ L.}$ 40 g. de $\text{N}_2$ $30 \text{ }^\circ\text{C}$	Recipiente 2 $V = 4 \text{ L.}$ $P = 1,2 \text{ Atm.}$ $30 \text{ }^\circ\text{C}$	Recipientes unidos. $V = 7 \text{ L.}$ $40 + 5,41 = 45,41 \text{ g de } \text{N}_2$ $30 \text{ }^\circ\text{C}$
--	---	--

$$\text{Recipiente 2: } P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow m = \frac{P \cdot V \cdot M}{R \cdot T} = \frac{1,2 \cdot 4 \cdot 28}{0,082 \cdot (30 + 273)} = 5,41 \text{ g. de } \text{N}_2$$

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

19. Dos recipientes de 3 y 4 litros, respectivamente, están separados por un tabique común. En el de 3 L hay 40 g. de  $\text{N}_2$  a  $30 \text{ }^\circ\text{C}$  y en el de 4 L la presión es de 1,2 atm y la temperatura de  $30 \text{ }^\circ\text{C}$ , conteniendo gas nitrógeno. Si practicamos un orificio en el tabique que separa ambos recipientes. ¿Cuánto  $\text{N}_2$  pasa de un recipiente a otro? ¿Cuál será la presión final?

VER VÍDEO <https://youtu.be/Dq5sdW1nUMM>

Recipiente 1 $V = 3 \text{ L.}$ 40 g. de $\text{N}_2$ $30 \text{ }^\circ\text{C}$	Recipiente 2 $V = 4 \text{ L.}$ $P = 1,2 \text{ Atm.}$ $30 \text{ }^\circ\text{C}$
--	---

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

$$\text{Recipiente 2: } P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow m = \frac{P \cdot V \cdot M}{R \cdot T} = \frac{1,2 \cdot 4 \cdot 28}{0,082 \cdot (30 + 273)} = 5,41 \text{ g. de } \text{N}_2$$

Como  $P_1$  es mayor que  $P_2$ , el  $\text{N}_2$  pasará del recipiente 1 al 2, hasta que las presiones sean iguales.

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

$$\rightarrow x = 20,54 \text{ g. de } \text{N}_2.$$

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