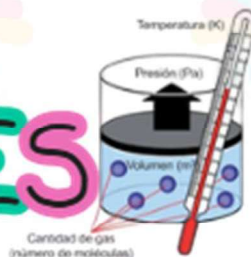


# LEY GASES



## LEY GENERAL DE LOS GASES

$$\frac{P1 \text{ (presión inicial)} \cdot V1 \text{ (volumen inicial)}}{T1 \text{ (temperatura inicial)}} = \frac{P2 \text{ (presión final)} \cdot V2 \text{ (volumen final)}}{T2 \text{ (temperatura final)}}$$

La temperatura siempre en Kelvin  $^{\circ}\text{C} + 273$       1 atm = 760 mmHg      L = m<sup>3</sup>      CN= Condiciones normales= 0C y 1 atm

LEY DE BOYLE	LEY DE CHARLES	LEY DE GAY LUSSAC
Quitamos T	Quitamos P	Quitamos V
$P1 \cdot V1 = P2 \cdot V2$	$\frac{V1}{T1} = \frac{V2}{T2}$	$\frac{P1}{T1} = \frac{P2}{T2}$
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?

$$P1 \cdot V1 = P2 \cdot V2 \quad 1,2\text{atm} \cdot 5\text{L} = P2 \cdot 1\text{L} \quad P2 = 6 \text{ atm}$$

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

$$P1 \cdot V1 = P2 \cdot V2 \quad 1140 \left( \frac{1}{760} \text{ atm} \right) \cdot 30\text{L} = 0,5\text{atm} \cdot V2 \quad V2 = 90\text{L}$$

## 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**?

$$\frac{V1}{T1} = \frac{V2}{T2} \quad \frac{500 \text{ mL}}{-10 + 273} = \frac{V2}{37 + 273} \quad V2 = 589,4 \text{ mL}$$

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

$$\frac{V1}{T1} = \frac{V2}{T2} \quad \frac{1\text{L}}{18 + 273} = \frac{V2}{58 + 273} \quad V2 = 1,14 \text{ L}$$

## Ejercicios resueltos De Gay Lussac

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

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

Un matraz de **500 cm<sup>3</sup>** 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**?

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \frac{760}{27 + 273} = \frac{P_2}{100 + 273} \quad P_2 = 944,9 \text{ mmHg}$$

## 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 **11°C** ¿ cuál es el volumen de la burbuja cuando esta alcanza la superficie donde la presión es de **1 atm** y la temperatura es **18°C**?

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad \frac{4 \text{ atm} \cdot 25 \text{ mL}}{11 + 273} = \frac{1 \text{ atm} \cdot V_2}{18 + 273} \quad V_2 = 102,5 \text{ ml}$$

## LEY DE LOS GASES IDEALES

$$P (\text{presión}) \cdot V (\text{volumen}) = n (\text{n de moles}) R \left( \frac{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) T (\text{temperatura})$$

## Ejercicios resueltos De gases ideales

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

**PASO1: ESCRIBIMOS formula**

C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>

**PASO2: DATOS E INCOGNITA**

M= 12kg      ¿Volumen de butano a 1 atm  
25°C?

**PASO 3: EXPRESAR EN MOLES**

$$n = \frac{\text{peso}}{\text{masa molar}} = \frac{12.1000 \text{ g}}{\text{C}_4(4 \cdot 12) \text{H}_{10}(1 \cdot 10)} = \frac{12000 \text{ g}}{58 \text{ g/mol}} = 206,9 \text{ mol}$$

**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 m<sup>3</sup>. 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 m<sup>3</sup> 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 enfría 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?



1. 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.
3. Determina el volumen que ocuparán 3.0 moles de un gas a una presión de 2 atm y una temperatura de 400 K.
6. Un tanque contiene 1.2 moles de gas a 400 K y una presión de 1.5 atm. ¿Qué volumen ocupará el gas?
8. Una muestra de gas ocupa un volumen de 30 L a 2 atm y 350 K. ¿Cuántos moles de gas hay en el recipiente?
10. 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?
12. Si 2.5 moles de gas están a 400 K y ocupan un volumen de 15.0 L, ¿cuál será la presión del gas?
14. 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?
16. 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?
2. Una muestra de 0.8 moles de gas está contenida en un recipiente de 10.0 L a 300 K. ¿Cuál es la presión del gas en atm?
5. Calcula la temperatura de un gas si contiene 0.5 moles, ocupa 22.4 L y está a una presión de 1 atm.
7. Si 0.25 moles de gas están en un recipiente de 2.0 L a 273 K, ¿cuál es la presión en atm?
9. 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?
11. Determina la presión de 0.5 moles de un gas que ocupa 8.0 L a 290 K.
13. Calcula el volumen que ocuparán 1.8 moles de un gas a 1.2 atm y 320 K.
15. 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?
17. 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

1. 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).
3. 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).
6. Un gas ocupa 2.5 L a 273 K. Si la temperatura aumenta a 546 K, ¿qué volumen ocupará? (Ley de Charles).
8. 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).
10. 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).
13. 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).
15. 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).
18. 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).
2. 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).
5. 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).
7. 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).
9. 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).
11. 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).
14. 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).
17. 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).
19. 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

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  $T = 18^\circ\text{C}$ . ¿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  $27^\circ\text{C}$  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 cm<sup>3</sup> de volumen si la presión interior es de 1,3atm. y la temperatura  $27^\circ\text{C}$

$$a. P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{740}{0,082 \cdot 298} \cdot 3 = 0,12 \text{ moles}$$

$$b. P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow m = \frac{M \cdot P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{32 \cdot 100 \cdot 200}{0,082 \cdot (273 + 18)} = 26820 \text{ g.}$$

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

$$d. M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{8,78 \cdot 0,082 \cdot (273 + 27)}{\frac{912}{760} \cdot 3} = 60 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow M_{\text{aire}} = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{1,293 \cdot 0,082 \cdot 273}{28,95 \cdot \frac{1}{1000}} = 28,95 \text{ g/mol}$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow m = \frac{M \cdot P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{28,95 \cdot 1,3 \cdot 1,85}{0,082 \cdot (27 + 273)} = 2,83 \text{ g.}$$

El cuerpo humano expelle 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 expelle una persona durante un día.

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

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

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

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

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?

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

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

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?

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

$$\left. \begin{array}{l} \text{añadimos 10 g. de Cl}_2 = 0'141 \text{ moles de Cl}_2 \end{array} \right\} n_{\text{gas}} = 0'222 \rightarrow P = 2'73 \text{ atm.}$$

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?

Recipiente 1 V = 3 L. 40 g. de N <sub>2</sub> 30 °C	Recipiente 2 V = 4 L. P = 1,2 Atm. 30 °C	Recipientes unidos. V = 7 L. 40 + 5,41 = 45,41 g de N <sub>2</sub> 30 °C
--	---	---

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

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

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 practicamos un orificio en el tabique que separa ambos recipientes. ¿Cuánto N<sub>2</sub> pasa de un recipiente a otro? ¿Cuál será la presión final?

Recipiente 1 V = 3 L. 40 g. de N <sub>2</sub> 30 °C	Recipiente 2 V = 4 L. P = 1,2 Atm. 30 °C
--	---

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

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

Como P<sub>1</sub> es mayor que P<sub>2</sub>, el N<sub>2</sub> pasará del recipiente 1 al 2, hasta que las presiones sean iguales.

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

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

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