

Soluciones de Ecuación de estado de los gases ideales

1. **28 gramos de nitrógeno (N₂) gaseoso se encuentran en un tanque de 20 L a una temperatura de 28°C.**
¿Qué presión ejercen?

Datos: M(N) = 14/g/mol
 R = 0,082 atm L/ mol K

La ecuación de estado de los gases ideales es:

$$P V = n R T$$

Datos: V= 20 L
 m = 28 g N₂
 P= ? atm

Para utilizar la ecuación general de los gases ideales la temperatura debe expresarse en grados Kelvin (K). Para pasar la temperatura expresada en grados centígrados a grados Kelvin debe sumarse 273.

$$T = 28^{\circ}\text{C} + 273 = 301 \text{ K}$$

Antes de calcular la presión mediante la ecuación de estado, debemos calcular el número de moles de nitrógeno que corresponden a 28 g, teniendo en cuenta que el nitrógeno es un gas diatómico.

$$28 \text{ g } N_2 \times \frac{1 \text{ mol } N_2}{(2 \times 14) \text{ g } N_2} = 1 \text{ mol } N_2$$

$$P = \frac{n R T}{V} = \frac{2 \text{ moles} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \times 301 \text{ K}}{20 \text{ L}} = 2,47 \text{ atm}$$

Ejercerán una presión de 2,47 atmósferas.

2. Una muestra de 13,7 gramos de cloro (Cl_2) está confinado en un recipiente de 7,5 L.

¿A qué temperatura ejercerá una presión de 745 mm Hg?

Datos: $M(\text{Cl}) = 35,4514/\text{g/mol}$
 $R = 0,082 \text{ atm L/ mol K}$
 $1\text{atm} = 760 \text{ mm Hg}$

La ecuación de estado de los gases ideales es:

$$PV = nRT$$

Datos: $V = 7,5 \text{ L}$ $m = 13,7 \text{ g Cl}_2$
 $P = 745 \text{ mm Hg}$ $T = ?$

Antes de calcular la temperatura mediante la ecuación de estado, debemos calcular el número de moles de cloro que corresponden a 13,7 g, teniendo en cuenta que el cloro es un gas diatómico.

$$13,7 \text{ g Cl}_2 \times \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{(2 \times 35,45) \text{ g Cl}_2} = 0,19 \text{ moles Cl}_2$$

Puesto que en la constante que utilizaremos la presión está expresada en atmósferas debemos realizar un cambio de unidades.

$$745 \text{ mm Hg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,98 \text{ atm}$$

$$T = \frac{PV}{nR} = \frac{0,98 \text{ atm} \times 7,5 \text{ L}}{0,19 \text{ moles} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}}} = 471,7 \text{ K}$$

Si queremos expresarla en grados centígrados debemos restarle 273:

$$T_f = 471,7 \text{ K} - 273 = 198,7 \text{ }^\circ\text{C}$$

La temperatura será de 471,7K (198,7 °C).

3. En un recipiente de $0,5 \text{ m}^3$ se encuentran confinados 2 moles de oxígeno a una presión de $0,2$ atmósferas.
¿A qué temperatura se hallan?

Datos: $R = 0,082 \text{ atm L/ mol K} = 8,314 \text{ J/ mol K}$

La ecuación de estado de los gases ideales es:

$$P V = n R T$$

Datos: $V = 0,5 \text{ m}^3$ $n = 2 \text{ moles O}_2$
 $P = 0,2 \text{ atm}$ $T = ?$

Podemos calcular la temperatura utilizando cualquiera de las dos constantes de los gases ideales (R) dependiendo de cuales sean las unidades que utilicemos.

Cálculo utilizando $R = 0,082 \text{ atm L/ mol K}$

Para utilizar esta constante el volumen debe estar en litros. Realizamos un cambio de unidades:

$$0,5 \text{ m}^3 \times \frac{1000 \text{ L}}{1 \text{ m}^3} = 500 \text{ L}$$

$$T = \frac{P V}{n R} = \frac{0,2 \text{ atm} \times 500 \text{ L}}{2 \text{ moles} \times 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}}} = 609,7 \text{ K}$$

Si queremos expresarla en grados centígrados debemos restarle 273:

$$T_f = 609,7 \text{ K} - 273 = 336,7 \text{ }^\circ\text{C}$$

La temperatura será de $609,7$ ($336,7$ $^\circ\text{C}$).

Cálculo utilizando R = 8,314 J/ mol K

Para utilizar esta constante la presión debe estar en Pascales.
Realizamos un cambio de unidades:

$$0,2 \text{ atm} \times \frac{1,01 \times 10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = 2,02 \times 10^4 \text{ Pa}$$

$$T = \frac{P V}{n R} = \frac{2,02 \times 10^4 \text{ Pa} \times 0,5 \text{ m}^3}{2 \text{ moles} \times 8,314 \frac{\text{J}}{\text{K mol}}} = 607,4 \frac{\text{Pa m}^3 \text{ K}}{\text{J}}$$

$$T = 607,4 \frac{\text{Pa m}^3 \text{ K}}{\text{J}} \times \frac{1 \text{ N/m}^2}{1 \text{ Pa}} \times \frac{1 \text{ J}}{1 \text{ N m}} = 607,4 \text{ K}$$

Si queremos expresarla en grados centígrados debemos restarle 273:

$$T_f = 607,4 \text{ K} - 273 = 334,4 \text{ }^\circ\text{C}$$

La temperatura será de 607,4 (334,4 °C).

La temperatura que obtenemos prácticamente es la misma, la diferencia se debe al número de decimales utilizados en los cálculos.

4. **Cuantos gramos de nitrógeno gas (N_2) a $75^\circ C$ se necesitan para que en un depósito de 2 m^3 , la presión sea de $0,01$ atmósferas.**

Datos: $R = 0,082\text{ atm L/ mol K} = 8,314\text{ J/ mol K}$
 $M(N) = 14\text{ g/mol}$

La ecuación de estado de los gases ideales es:

$$P V = n R T$$

Datos: $V = 2\text{ m}^3$ $m = ?$ gramos de N_2
 $P = 0,01\text{ atm}$ $T = 75^\circ C$

Podemos calcular la temperatura utilizando cualquiera de las dos constantes de los gases ideales (R) dependiendo de cuales sean las unidades que utilicemos.

Para utilizar la ecuación general de los gases ideales, independientemente de cual sea la R que utilicemos, la temperatura debe expresarse en grados Kelvin (K). Para pasar la temperatura expresada en grados centígrados a grados Kelvin debe sumarse 273.

$$T = 75^\circ C + 273 = 348\text{ K}$$

Cálculo utilizando $R = 0,082\text{ atm L/ mol K}$

Para utilizar esta constante el volumen debe estar en litros. Realizamos un cambio de unidades:

$$2\text{ m}^3 \times \frac{1000\text{ L}}{1\text{ m}^3} = 2000\text{ L}$$

$$n = \frac{P V}{R T} = \frac{0,01\text{ atm} \times 2000\text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \times 348\text{ K}} = 0,7\text{ moles}$$

A partir del número de moles, calculamos los gramos mediante el peso molecular y teniendo en cuenta que el nitrógeno es un gas diatómico.

$$0,7 \text{ moles } N_2 \times \frac{(2 \times 14) \text{ g } N_2}{1 \text{ mol } N_2} = 19,6 \text{ gramos } N_2$$

Se necesitan 19,6 gramos de nitrógeno.

Cálculo utilizando $R = 8,314 \text{ J/ mol K}$

Para utilizar esta constante la presión debe estar en Pascales. Realizamos un cambio de unidades:

$$0,01 \text{ atm} \times \frac{1,01 \times 10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = 1,01 \times 10^3 \text{ Pa}$$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{1,01 \times 10^3 \text{ Pa} \times 2 \text{ m}^3}{8,314 \frac{\text{J}}{\text{K mol}} \times 348 \text{ K}} = 0,7 \frac{\text{Pa m}^3 \text{ mol}}{\text{J}}$$

$$n = 0,7 \frac{\text{Pa m}^3 \text{ mol}}{\text{J}} \times \frac{1 \text{ N/m}^2}{1 \text{ Pa}} \times \frac{1 \text{ J}}{1 \text{ N m}} = 0,7 \text{ moles}$$

A partir del número de moles, calculamos los gramos mediante el peso molecular y teniendo en cuenta que el nitrógeno es un gas diatómico.

$$0,7 \text{ moles } N_2 \times \frac{(2 \times 14) \text{ g } N_2}{1 \text{ mol } N_2} = 19,6 \text{ gramos } N_2$$

Se necesitan 19,6 gramos de nitrógeno.