

## Soluciones de Ecuación de estado de los gases ideales

1. **28 gramos de nitrógeno (N<sub>2</sub>) gaseoso se encuentran en un tanque de 20 L a una temperatura de 28°C.**  
**¿Qué presión ejercen?**

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

La ecuación de estado de los gases ideales es:

$$P V = n R T$$

Datos:  $V = 20 \text{ L}$   
 $m = 28 \text{ g N}_2$   
 $P = ? \text{ atm}$

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 ( $\text{Cl}_2$ ) 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:  $V = 2 m^3$   $m = ? \text{ gramos de } N_2$   
 $P = 0,01 \text{ atm}$   $T = 75^\circ C$

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:

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

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

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.**