

INSTITUTO TECNOLÓGICO DE ESTUDIOS SUPERIORES DE LA REGIÓN CARBONÍFERA



UNIDAD V

Química de las soluciones.

Materia:

Química Inorgánica.

Docente:

Q.I. Martha Eugenia Ortiz Guerra

Ingeniería petrolera

1.1 P

Equipo:

N° Control:

Castellanos Laborico Alain Imanol

171P0597

Salazar Iglesias Maylin Aquemi

171P0382

Sandoval Sosa Enrique

171P0384

Ley general de los gases.

La **Ley General de los Gases** consiste en la unión de las siguientes leyes:

- **Ley de Boyle:** $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$
- **Ley de Gay-Lussac:** $P_1 / T_1 = P_2 / T_2$
- **Ley de Charles:** $V_1 / T_1 = V_2 / T_2$

Todas ellas se condensan en la siguiente fórmula que es aplicable para **una misma cantidad** de gas:

$$P_1 \cdot V_1 / T_1 = P_2 \cdot V_2 / T_2$$

Donde:

- **P** es la presión (atmosferas)
- **V** es el volumen (litros)
- **T** es la temperatura absoluta (en grados Kelvin)

❖ Ejemplo de la ley general de los gases

1. Un gas tiene una presión de 600 mmHg, un volumen de 670 ml y una temperatura de 100°C. Calcular su presión a 200°C en un volumen de 1,5 litros.

Solución: tenemos masa constante de gas por lo que podemos aplicar la Ley General de los Gases: $P_1 \cdot V_1 / T_1 = P_2 \cdot V_2 / T_2$, donde:

$$P_1 = 650 \text{ mmHg}$$

$$V_1 = 670 \text{ ml} = 0,67 \text{ litros}$$

$$T_1 = 100^\circ\text{C} = 373^\circ\text{K}$$

$$P_2 = ?$$

$$V_2 = 1,5 \text{ litros}$$

$$T_2 = 200^\circ\text{C} = 473^\circ\text{K}$$

Despejamos P_2 :

$$P_2 = (P_1 \cdot V_1 / T_1) \cdot (T_2 / V_2)$$

$$P_2 = (650 \cdot 0,67 / 373) \cdot (473 / 1,5) = 368 \text{ mmHg}$$

2. Calcular la temperatura de una determinada cantidad de gas que pasa de 1 atmósfera a 2 atmósferas de presión y de un volumen de 1 litro a 0,5 litros si la temperatura inicial es 25°C.

Solución: tenemos masa constante de gas por lo que podemos aplicar la Ley General de los Gases: $P_1 \cdot V_1 / T_1 = P_2 \cdot V_2 / T_2$, donde:

$$P_1 = 1 \text{ atm.}$$

$$V_1 = 1 \text{ litro}$$

$$T_1 = 25^\circ\text{C} \rightarrow \text{en grados Kelvin: } T_1 = 25 + 273 = 298^\circ\text{K}$$

$$P_2 = 2 \text{ atm.}$$

$$V_2 = 0,5 \text{ litros}$$

$$T_2 = ?$$

Despejamos T_2 :

$$T_2 = (P_2 \cdot V_2) \cdot T_1 / (P_1 \cdot V_1)$$

$$T_2 = (2 \text{ atm.} \cdot 0,5 \text{ litros}) \cdot 298^\circ\text{K} / (1 \text{ atm.} \cdot 1 \text{ litro}) = 1192^\circ\text{K}$$

$$T_2 = 1192^\circ\text{K} \rightarrow \text{en grados Centígrados: } T_2 = 1192 - 273 = 919^\circ\text{C}$$

3. un globo meteorológico ocupa 5 m³ de helio a nivel del mar (1 atmósfera) y 25°C. Calcular el volumen del globo a 20 kilómetros de altura donde la presión del aire es de 0,054 atmósferas y la temperatura de -55°C.

Solución: Como la cantidad de gas se mantiene constante podemos aplicar la Ley General de los gases:

$$P_1 \cdot V_1 / T_1 = P_2 \cdot V_2 / T_2$$

Los datos que tenemos son:

$$P_1 = 1 \text{ atm.}$$

$$P_2 = 0,054 \text{ atm.}$$

$$V_1 = 5 \text{ m}^3$$

$$V_2 = ?$$

$$T_1 = 25^\circ\text{C} \rightarrow \text{en grados Kelvin: } T_1 = 25 + 273 = 298^\circ\text{K}$$

$$T_2 = -55^\circ\text{C} \rightarrow \text{en grados Kelvin: } T_2 = -55 + 273 = 218^\circ\text{K}$$

Aplicamos la Ley General de los Gases despejando la incógnita (V_2):

$$\begin{aligned} P_1 \cdot V_1 / T_1 &= P_2 \cdot V_2 / T_2 \rightarrow V_2 = (P_1 \cdot V_1 / T_1) \cdot (T_2 / P_2) = \\ &= (1 \text{ atm} \cdot 5 \text{ m}^3 / 298^\circ\text{K}) \cdot (218^\circ\text{K} / 0,054 \text{ atm.}) = 67,7 \text{ m}^3 \end{aligned}$$

$$V_2 = 67,7 \text{ m}^3 \text{ 13,5 veces más de volumen que a nivel del suelo.}$$

4. Tenemos una cantidad fija de gas que ocupa 20 litros a 10°C y 1 atmósfera a presión atmosférica. Calcular la presión una vez comprimido a 10 litros y a temperatura de 50°C.

Solución: Como se mantiene la masa constante podemos aplicar la Ley General de los gases:

$$P_1 \cdot V_1 / T_1 = P_2 \cdot V_2 / T_2$$

Los datos que tenemos son:

$$P_1 = 1 \text{ atm.}$$

$$P_2 = ?$$

$$V_1 = 20 \text{ litros}$$

$$V_2 = 10 \text{ litros}$$

$$T_1 = 10^\circ\text{C} \rightarrow \text{en grados Kelvin: } T_1 = 10 + 273 = 283^\circ\text{K}$$

$$T_2 = 50^\circ\text{C} \rightarrow \text{en grados Kelvin: } T_2 = 50 + 273 = 323^\circ\text{K}$$

Aplicamos la Ley General despejando la incógnita (P_2):

$$\begin{aligned} P_1 \cdot V_1 / T_1 &= P_2 \cdot V_2 / T_2 \rightarrow P_2 = (P_1 \cdot V_1 / T_1) \cdot (T_2 / V_2) = \\ &= (1 \text{ atm} \cdot 20 \text{ litros} / 283^\circ\text{K}) \cdot (323^\circ\text{K} / 10 \text{ litros}) = 2,3 \text{ atmósferas} \end{aligned}$$

$P_2 = 2,3$ atmósferas de presión estará sometido el gas en las nuevas condiciones

5. Calcular la temperatura de una determinada cantidad de gas que pasa de 1,5 atmósferas a 3 atmósferas de presión y de un volumen de 2 litros a 1,0 litros si la temperatura inicial es 288,15K.

$$(P_1 \cdot V_1) / T_1 = (P_2 \cdot V_2) / T_2$$

Nos interesa calcular la temperatura, por lo que despejamos T_2 .

$$(P_2 \cdot V_2) \cdot T_1 / (P_1 \cdot V_1) = T_2$$

$$P_2 = 3 \text{ atm}$$

$$V_2 = 2 \text{ L}$$

$$T_1 = 288,15 \text{ K}$$

$$P_1 = 1,5 \text{ atm}$$

$$V_1 = 1,0 \text{ L}$$

$$\text{Por lo tanto: } (3 \cdot 2) \cdot 288,15 / 1,5 \cdot 1 = 1152,6 \text{ K } (1152,6 - 273,13 = 879,47^\circ\text{C})$$

$$T_2 = 879,47^\circ\text{C}$$

❖ Ejemplo de la ley de Boyle

1. A presión de 12 atm, 28L de un gas a **temperatura constante** experimenta un cambio ocupando un volumen de 15 L Calcular cuál será la presión que ejerce el gas.

Solución: ya que relacionamos presión con volumen, debemos aplicar la Ley de Boyle: $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$,
donde:

$$P_1 = 12 \text{ atmósferas}$$

$$V_1 = 28 \text{ litros}$$

$$V_2 = 15 \text{ litros}$$

Reemplazando los valores conocidos:

$$12 \cdot 28 = P_2 \cdot 15 \rightarrow P_2 = 336 / 15 = \mathbf{22,4} \text{ atmósferas}$$

2. Un tanque a presión de 5 atmósferas contiene 100 m³ de un gas. Calcular el volumen que ocuparía en un tanque a presión ambiente de 1 atmósfera si la temperatura permanece constante.

Solución: Como se mantiene la temperatura constante podemos aplicar la Ley de Boyle:

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

Los datos que tenemos son:

$$P_1 = 5 \text{ atm.}$$

$$P_2 = 1 \text{ atm.}$$

$$V_1 = 100 \text{ m}^3$$

Aplicamos la Ley de Boyle despejando la incógnita

$$(V_2): P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \rightarrow V_2 = (P_1/P_2) \cdot V_1 = (5 \text{ atm.} / 1 \text{ atm.}) \cdot 100 \text{ m}^3 = 500 \text{ m}^3$$

$V_2 = \mathbf{500 \text{ m}^3}$ de volumen tiene que tener el nuevo depósito.

3. Un globo de helio ocupa 100 litros a nivel del mar (1 atmósfera). Calcular el volumen del globo a 20 kilómetros de altura donde la presión del aire es de 0,054 atmósferas. Se considera que la temperatura es la misma en los dos puntos.

Solución: Como se mantiene la temperatura constante podemos aplicar la Ley de Boyle

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

Los datos que tenemos son:

$$P_1 = 1 \text{ atm.}$$

$$P_2 = 0.054 \text{ atm.}$$

$$V_1 = 100 \text{ litros}$$

Aplicamos la Ley de Boyle despejando la incógnita (**V₂**):

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \rightarrow V_2 = (P_1/P_2) \cdot V_1 = (1 \text{ atm.} / 0,054 \text{ atm.}) \cdot 100 \text{ litros} = 1851 \text{ litros}$$

V₂= 1851 litros ¡18,5 veces más de volumen que a nivel del suelo.

4. Calcular el volumen que ocupará un gas, que está ocupando un volumen de 3.75 litros, a una presión de 2 at si se le aplica una presión de 3.5 at.

Datos:

$$V_1 = 3.75 \text{ l}$$

$$P_1 = 2 \text{ at}$$

$$V_2 = ?$$

$$P_2 = 3.5 \text{ at}$$

$$\text{Como } V_1 P_1 = V_2 P_2 = k$$

Calculamos la constante del sistema:

$$V_1 P_1 = k = (3.75)(2) = 7.5$$

Despejamos **V₂**:

$$V_2 = k/P_2 = 7.5/3.5 = 2.143 \text{ litros}$$

5. Calcular la presión original de un gas, si al aplicarle una presión de 4.5 at, ocupa un volumen de 1.4 litros, y su volumen original era de 2.2 litros.

$$V_1 = 2.2 \text{ l}$$

$$P_1 = ?$$

$$V_2 = 1.4 \text{ l}$$

$$P_2 = 4.5 \text{ at}$$

Calculamos la constante del sistema:

$$V_2 P_2 = k = (1.4)(4.5) = 6.3$$

Despejamos **P₁**:

$$P_1 = k/V_1 = 6.3/2.2 = 2.863 \text{ at}$$

❖ Ejemplo de la Ley de Charles

1. Una determinada cantidad de neón ocupa 0,3 litros a 200°C. Calcular el volumen que ocuparía a 0°C si la presión se mantiene constante.

Solución:

Como se mantiene la presión constante podemos aplicar la Ley de Charles

Debemos utilizar temperaturas absolutas (en grados Kelvin), por lo tanto:

$$T_1 = 200 + 273 = 473^\circ\text{K}$$

$$T_2 = 0 + 273 = 273^\circ\text{K}$$

Aplicamos la Ley de Charles despejando la incógnita (V_2):

$$V_1/T_1 = V_2/T_2 \rightarrow V_2 = (T_2/T_1) \cdot V_1 = (273^\circ\text{K} / 473^\circ\text{K}) \cdot 0,3 \text{ litros} = 0,17 \text{ litros}$$

$V_2 = 0,17$ litros de neón

2. Una determinada cantidad de oxígeno ocupa 2,5 litros a 50°C. Calcular la temperatura (en grados centígrados) a la que ocupará 1 litro si la presión permanece constante.

Solución:

Como se mantiene la presión constante podemos aplicar la Ley de Charles

Debemos utilizar temperaturas absolutas (en grados Kelvin), por lo tanto:

$$T_1 = 50 + 273 = 323^\circ\text{K}$$

Aplicamos la Ley de Charles despejando la incógnita (T_2):

$$V_1/T_1 = V_2/T_2 \rightarrow T_2 = (V_2/V_1) \cdot T_1 = (1 / 2,5) \cdot 323^\circ\text{K} = 129^\circ\text{K}$$

$$T_2 = 129^\circ\text{K} \rightarrow \text{lo transformamos a grados centígrados: } T_2 = 129 - 273 = -144^\circ\text{C.}$$

3. Un gas ocupa un volumen de 5,5 litros a una temperatura de -193 °C. Si la presión permanece constante, calcular a qué temperatura en volumen sería de 7,5 litros.

Solución: ya que relacionamos temperatura con volumen a presión constante, aplicamos la **Ley de Charles:** $V_1 / T_1 = V_2 / T_2$, donde:

$$T_1 = -193^\circ\text{C} \rightarrow 273 + (-193) = 80^\circ\text{K}$$

$$V_1 = 5,5 \text{ litros, } V_2 = 7,5 \text{ litros}$$

Despejamos la incógnita T_2 :

$$V_1 / T_1 = V_2 / T_2 \rightarrow T_2 = V_2 / (V_1 / T_1)$$

$$T_2 = 7,5 / (5,5 / 80) = 109,1^\circ\text{K}$$

4. El volumen de una muestra de oxígeno es 2.5 litros a 50°C ¿Qué volumen ocupará el gas a 25°C, si la presión permanece constante.

Solución:

Analizamos el problema y lo que hacemos primero es reunir nuestros datos:

$$V_1 = 2.5 \text{ litros}$$

$$T_1 = 50^\circ\text{C} + 273 = 323^\circ\text{K}$$

$$V_2 = ?$$

$$T_2 = 25^\circ\text{C} + 273 = 298^\circ\text{K}$$

Sabiendo nuestra fórmula

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

Despejamos V_2

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

Reemplazando nuestros datos en la fórmula.

$$V_2 = \frac{(2.5l)(298^\circ\text{K})}{323^\circ\text{K}} = \frac{745}{323}l = 2.306l$$

5. Calcular el nuevo volumen, si en un recipiente se encuentra una masa de gas que ocupa un volumen de 1.3 litros, a una temperatura de 280 K. Calcular el volumen al alcanzar una temperatura de 303 K.

$$V_1 = 1.3 \text{ l.}$$

$$T_1 = 280 \text{ K}$$

$$V_2 = ?$$

$$T_2 = 303 \text{ K}$$

$$V_2 = kT_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1}$$

Sustituyendo valores:

$$V_2 = \frac{(1.3l)(303K)}{(280K)} = 1.41 \text{ litros}$$

❖ Ejemplo de la Ley de Gay Lussac

1. un tanque contiene gas a 20°C y 10 atmósferas de presión. El tanque está preparado para soportar 13 atmósferas. Si debido a un incendio, la temperatura asciende a 100°C ¿soportaría el tanque la presión?

Solución:

Como se mantiene el volumen constante podemos aplicar la Ley de Gay-Lussac

Debemos utilizar temperaturas absolutas (en grados Kelvin), por lo tanto:

$$T_1 = 20 + 273 = 293^\circ\text{K}$$

$$T_2 = 100 + 273 = 373^\circ\text{K}$$

Aplicamos la Ley de Gay-Lussac despejando la incógnita (P_2):

$$P_1/T_1 = P_2/T_2 \rightarrow P_2 = (T_2/T_1) \cdot P_1 = (373^\circ\text{K} / 293^\circ\text{K}) \cdot 10 \text{ atm.} = 12,73 \text{ atm.}$$

$P_2 = 12,73 \text{ atm.} < 15 \text{ atm.}$, por lo tanto **el tanque soportaría la presión**

2. Un gas en un tanque ejerce 2 atmósferas de presión a 25°C . Calcular la temperatura a la que habría que enfriarlo para que la presión disminuyera hasta 1 atmósfera.

Solución: Como se mantiene el volumen constante podemos aplicar la Ley de Gay-Lussac

Debemos utilizar temperaturas absolutas (en grados Kelvin), por lo tanto:

$$T_1 = 25 + 273 = 298^\circ\text{K}$$

Aplicamos la Ley de Gay-Lussac despejando la incógnita (T_2):

$$P_1/T_1 = P_2/T_2 \rightarrow T_2 = (P_2/P_1) \cdot T_1 = (1 / 2) \cdot 298^\circ\text{K} = 149^\circ\text{K}$$

$$T_2 = 149^\circ\text{K} \rightarrow \text{lo transformamos a grados centígrados: } T_2 = 149 - 273 = -124^\circ\text{C}$$

3. Un recipiente contiene un volumen de gas que se encuentra a una presión de 1.2 at, a una temperatura ambiente de 22°C a las 10 de la mañana. Calcular la presión que tendrá el gas cuando al medio día la temperatura suba a 28°C

$$P_1 = 1.2 \text{ at}$$

$$T_1 = 22^\circ\text{C}$$

$$P_2 = ?$$

$$T_2 = 28^\circ\text{C}$$

Primero calculamos la constante de ese gas:

$$P_1/T_1 = P_2/T_2 = k$$

$$1.2 / 22 = 0.0545$$

Ahora despejamos el valor de P_2 :

$$P_2 = T_2 \cdot k = (28)(0.0545) = 1.526 \text{ at}$$

Por lo que a medio día, la presión será de 1.526 atmósferas.

4. Un recipiente contiene un volumen de gas que se encuentra a una presión de 25 g/cm^2 , a una temperatura ambiente de 24°C . Calcular la presión que tendrá el gas al disminuir su temperatura 18°C .

$$P_1 = 25 \text{ g/cm}^2$$

$$T_1 = 24^\circ\text{C}$$

$$P_2 = ?$$

$$T_2 = (24-18) = 6^\circ\text{C}$$

Primero calculamos la constante de ese gas:

$$P_1/T_1 = P_2/T_2 = k$$

$$25 / 24 = 1.0416$$

Ahora despejamos el valor de P_2 :

$$P_2 = T_2 \cdot k = (6)(1.0416) = 6.25 \text{ g/cm}^2$$

Al reducir la temperatura 18°C , la temperatura final será de 6°C y la presión será de 6.25 g/cm^2 .

5. Calcular la temperatura inicial de un volumen de gas, si sabemos que su presión inicial era de 3.5 at, y al alcanzar 67°C su presión es de 16.75 at.

$$P_1 = 3.5 \text{ at}$$

$$T_1 = ?$$

$$P_2 = 16.75 \text{ at}$$

$$T_2 = 67^\circ\text{C}$$

Primero calculamos la constante de ese gas:

$$P_1/T_1 = P_2/T_2 = k$$

$$16.75 / 67 = 0.25$$

Ahora despejamos el valor de T_1 :

$$T_1 = P_1/k = (3.5)/(0.25) = 14^\circ\text{C}$$

La temperatura inicial era de 14°C .

❖ Ejemplo de la ley de los gases ideales

1. Un recipiente contienen 100 l de O_2 a 20°C . Calcula: a) la presión del O_2 , sabiendo que su masa es de 3,43 kg. b) El volumen que ocupara esa cantidad de gas en c.n.

Aplicamos la ecuación general de los gases pero previamente calculamos los moles de gas:

$$PV=nRT$$

$$n^\circ \text{ de moles} = \frac{3430\text{g}}{32\text{g/mol}} = 107,19 \text{ moles}$$

$$P.V = n.R.T; \quad P.100 \text{ l} = 107,19\text{moles}.0,082 \frac{\text{atm.l}}{\text{K.mol}} 293\text{K}; \quad P = 25,75\text{atm.}$$

Para calcular el volumen que ocupan los 107,19 moles en c.n. podemos volver a aplicar la ecuación $PV=nRT$ con las c.n. o la siguiente proporción:

$$\frac{1\text{mol de gas en c.n.}}{\text{ocupa siempre } 22,4 \text{ l}} = \frac{107,19\text{moles}}{X}; \quad X = 2401 \text{ l.}$$

2. Calcular el volumen de 6,4 moles de un gas a 210°C sometido a 3 atmósferas de presión.

Solución: Estamos relacionando moles de gas, presión, temperatura y volumen por lo que debemos emplear la ecuación

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

Pasamos la temperatura a Kelvin: 210°C = (210 + 273) °K = 483°K

$$V = n \cdot R \cdot T / P = 6,4 \text{ moles} \cdot 0,0821 \cdot 483^\circ\text{K} / 3 \text{ atm.} = \mathbf{84,56 \text{ litros}}$$

3. Calcular el número de moles de un gas que tiene un volumen de 350 ml a 2,3 atmósferas de presión y 100°C.

Solución: Estamos relacionando moles de gas, presión, temperatura y volumen por lo que debemos emplear la ecuación

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

Pasamos la temperatura a Kelvin: 100°C = (100+ 273) °K = 373°K

$$n = (P \cdot V) / (R \cdot T) = (2,3 \text{ atm.} \cdot 0,35 \text{ l.}) / (0,0821 \cdot 373^\circ\text{K}) = \mathbf{0,0263 \text{ moles}}$$

4. Un gas ocupa un volumen de 200 litros y soporta una presión de 4 atm. a una temperatura constante de 25 °c.

¿Cuál es la presión del gas si la temperatura aumenta a 90°C u ocupa un volumen de 250 litros?

¿Cuál es el número de moles del gas ?.

$$\mathbf{Solución:} P_1V_1/T_1 = P_2V_2/T_2 \quad 4 \text{ atm.} \cdot 200 \text{ L.} / (25 \text{ c} + 273 \text{ k}) = P_2 \cdot 250 \text{ L.} / (90\text{c} + 273\text{k}).$$

$$800/298 = P_2 \cdot 250 \text{ L.}/363.$$

$$P_2 = 290400 / 74500 = 3,89 \text{ atm.}$$

$$\mathbf{P = nRT / V}$$

$$\mathbf{n = PV /RT} = 4 \text{ atm.} \cdot 250 / 0,0821 \cdot 298 \text{ k} = 1000 / 24,43 = 40,93 \text{ mol.}$$

5. Calcular el número de moles de un gas que ocupa un volumen de 0,125 litros a 1,15 atmósferas de presión y una temperatura de 323,15 K.

$$\mathbf{P.V = n.R.T \quad -> \quad n = (PV) / (RT)}$$

$$n = (1,15 \text{ atm} \cdot 0,125\text{L}) / (0,082 \text{ L.atm/mol.K} \cdot 323,15 \text{ K}) = 0,0054 \text{ mol.}$$