

**PROBLEMAS SOBRE GASES**

Con estos pocos problemas pretendemos que las ideas y fórmulas dadas en la teoría queden asimiladas y entendidas.

**Problema 1**

**Una masa de gas ocupa un volumen de 6 litros a 2 atmósferas de presión y a cero grados Celsius. Si lo calentamos hasta 300 grados kelvin manteniendo el volumen constante, ¿qué presión ejercerá en esta nueva situación sobre las paredes del recipiente?**

Como debemos de recordar, tenemos dos leyes fundamentales, sobre todo:

$$PV = nRT$$

Y

$$\frac{P_A V_A}{T_A} = \frac{P_B V_B}{T_B}$$

De la primera ecuación, dado que conocemos la presión, el volumen y la temperatura inicial, podemos calcular el número de moles,  $n$ . Con el número de moles ya conocido, y dado que esa cantidad permanece constante, podemos conocer la presión en la segunda situación, porque conocemos el volumen y la temperatura en ella.

$$\begin{aligned} P_A &= 2 \text{ atm} \\ V_A &= 6 \text{ l} \\ T_A &= 0 + 273 \text{ }^\circ\text{K} \end{aligned} \rightarrow |PV = nRT| \rightarrow 2 \cdot 6 = n \cdot 0.086 \cdot 273 \rightarrow$$

$$n = 0.51 \text{ moles}$$

$$P_B V_B = nRT_B \rightarrow P_B \cdot 6 = 0.51 \cdot 0.086 \cdot 300 \rightarrow P_B = 2.2 \text{ atm}$$

Recordamos que la temperatura tiene que estar en grados Kelvin

Sin embargo, cuando queremos relacionar las tres variables para la misma masa de gas, la segunda ecuación pensamos que es más directa:

$$\left\{ \begin{array}{l} P_A = 2 \text{ atm} \\ V_A = 6 \text{ l} \\ T_A = 0 + 273 \text{ }^\circ\text{K} \end{array} \right. \left\{ \begin{array}{l} P_B = ? \\ V_B = 6 \text{ l} \\ T_B = 300 \end{array} \right. \rightarrow \left| \frac{P_A V_A}{T_A} = \frac{P_B V_B}{T_B} \right| \rightarrow \frac{2 \cdot 6}{273} = \frac{P_B \cdot 6}{300} \rightarrow$$

$$P_B = 2.2 \text{ atm}$$

### **Problema 2**

**En un recipiente de 10 litros se introducen  $10^{24}$  moléculas de gas hidrógeno,  $H_2$ , y  $4 \cdot 10^{23}$  moléculas de gas nitrógeno,  $N_2$ . Se calienta el recipiente hasta los 200 K. Calcular la presión total del recipiente y sus presiones parciales. Comprobar que la presión total es la suma de las presiones parciales y que se cumple la ecuación**

$$P_A = \chi_A \cdot P_T$$

**H: 1 u. N: 14 u.**

Si tenemos en cuenta las leyes, pensamos que no es difícil ver que necesitamos conocer los moles de cada gas:

$$H_2: 10^{24} \text{ moléc} \frac{1 \text{ mol}}{6.023 \cdot 10^{23} \text{ moléc}} = 1.66 \text{ moles } H_2$$

$$N_2: 4 \cdot 10^{23} \text{ moléc} \frac{1 \text{ mol}}{6.023 \cdot 10^{23} \text{ moléc}} = 0.66 \text{ moles } N_2$$

**La presión total depende sólo de los moles de gas que halla en el recipiente, no de la masa o de qué tipos de gases se trate:**

$$P_T V = nRT \rightarrow P_T \cdot 10 = (1.66 + 0.66) 0.082 \cdot 200 \rightarrow$$

$$P_T = 3.80 \text{ atm}$$

Para calcular la presión parcial de cada gas aplicamos, en una primera forma, la definición: es **la presión que ejercería cada gas si estuviera sólo en el recipiente.**

$$P_A V = n_A R T \rightarrow \begin{cases} H_2: P_{H_2} \cdot 10 = 1.66 \cdot 0.082 \cdot 200 \rightarrow P_{H_2} = 2.72 \text{ atm} \\ N_2: P_{N_2} \cdot 10 = 0.66 \cdot 0.082 \cdot 200 \rightarrow P_{N_2} = 1.08 \text{ atm} \end{cases}$$

Y comprobamos, como se nos dice en el enunciado, que la suma de las dos presiones parciales nos da la presión total.

También, se nos dice que calculemos las presiones parciales de cada gas con la ley que las relaciona con la fracción molar del gas y la presión total:

$$H_2: P_{H_2} = \chi_{H_2} \cdot P_T \rightarrow P_{H_2} = \frac{1.66}{1.66 + 0.66} \cdot 3.80 = 2.72 \text{ atm}$$

$$N_2: P_{N_2} = \chi_{N_2} \cdot P_T \rightarrow P_{N_2} = \frac{0.66}{1.66 + 0.66} \cdot 3.80 = 1.08 \text{ atm}$$

Como vemos, no nos ha hecho falta conocer la masa de cada gas. Simplemente queremos recalcar que la ecuación de los gases "perfectos" no depende de la masa ni de la naturaleza de los gases.

### **Problema 3**

**Se disponen de 20 gramos de gas hidrógeno y 20 gramos de gas nitrógeno, en sendos recipientes de capacidad  $V = 1$  litro y a una temperatura  $T = 100$  K. Calcular la presión que ejerce cada uno en su recipiente.**

**H: 1 u. N: 14 u.**

Calculamos los moles de cada gas:

$$H_2: 20 \text{ gr} \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ gr}} = 10 \text{ moles } H_2$$

$$N_2: 20 \text{ gr} \frac{1 \text{ mol}}{28 \text{ gr}} = 0.036 \text{ moles } N_2$$

Como vemos, al ser el átomo y la molécula de hidrógeno mucho más pequeña que la de nitrógeno, en la misma masa, **20 gr**, tiene que haber muchas más moléculas de hidrógeno que de nitrógeno y, por lo tanto, hay muchos más moles de hidrógeno que de nitrógeno. **No olvidar que el mol**

es como “la docena”, pero que, en vez de ser doce unidades, el mol son el número de Avogadro de unidades.

Las presiones las calculamos con la ley fundamental:

$$H_2: PV = nRT \rightarrow P \cdot 1 = 10 \cdot 0.082 \cdot 100 = \mathbf{82 atm}$$

$$N_2: PV = nRT \rightarrow P \cdot 1 = 0.036 \cdot 0.082 \cdot 100 = \mathbf{2.92 atm}$$

#### **Problema 4**

**Se tiene un recipiente de volumen  $V = 1 l$  con 20 gramos de gas hidrógeno a una temperatura de  $T = 100 K$ . La presión exterior es  $1 atm$ . En un instante dado se abre una válvula del recipiente y se deja salir el hidrógeno hasta que no sale más. Suponemos que la temperatura final del recipiente son  $50 K$ . Calcular la cantidad de gas que ha salido.**

La cantidad inicial de gas hidrógeno es la misma que en el problema anterior pues se han repetido los datos para hacer hincapié en lo que nos preguntan en este problema. Por lo tanto, tenemos **10 moles iniciales** en el recipiente.

Para calcular la cantidad final que queda nos tenemos que fijar en que la presión final del recipiente es igual a la exterior, **1 atm**, y dado que conocemos el volumen final, el mismo, y la temperatura final  **$T = 50 K$** , podemos calcular los moles y la cantidad de gas que queda en el recipiente:

$$\begin{cases} P_f = 1 atm \\ V_f = 1 l \\ T_f = 50 K \end{cases} \rightarrow 1 \cdot 1 = n \cdot 0.082 \cdot 50 \rightarrow \mathbf{n = 0.24 moles}$$

Quedan en el recipiente.

Han salido entonces  **$10 - 0.24 = 9.76$**  moles de hidrógeno al exterior. En gramos:

$$9.76 moles \frac{2 gr}{1 mol} = \mathbf{19.52 gr}$$

Un comentario:

La fórmula

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

Se aplica solamente a la misma masa de gas cuando pasa de un estado **1 a un estado 2**. En nuestro caso no la podemos utilizar porque, claramente, no se conserva ni la masa ni, por ello, tampoco el número de moles en el recipiente.