

LEYES DE LOS GASES “PERFECTOS”

En esta lección vamos a estudiar las leyes que relacionan las cuatro magnitudes que definen a un gas: **presión, volumen, temperatura y número de moles o “cantidad de sustancia”**.

Nos puede extrañar el adjetivo “perfectos” del título. Significa que para deducir las leyes que vamos a utilizar se ha supuesto que un gas está formado por moléculas cuya única interacción entre ellas es la debida a los choques que se producen entre sí y contra las paredes del recipiente en el que están encerradas. Se ha supuesto entonces que no se ejercen fuerzas eléctricas, algo que no es exactamente cierto, y por lo que las leyes que rigen los gases “reales” se apartan un poco de las leyes que vamos a ver aquí.

La ley fundamental, que nos dará pie a otras como veremos, es la que relaciona las cuatro magnitudes fundamentales que describen el estado de un gas:

Presión: P .

Se define como la fuerza por unidad de superficie. **En el sistema internacional**, su unidad es:

$$P = \frac{F (N)}{S (m^2)} \rightarrow \text{Unidad: } N/m^2$$

Hay algunas unidades que no tienen nombre propio, pero está sí, se llama **Pascal**:

$$1 N/m^2 = 1 Pa$$

Conviene saber que, en muchos de nuestros problemas, se utilizarán las unidades **atmósfera** y **milímetros de mercurio**. Sin salirnos del tema, hay que saber que la presión debida a una columna de mercurio de **760 mm** de altura se define como **1 atmósfera**. Por lo tanto:

$$1 at = 760 mm Hg$$

La equivalencia con el Pascal, **Pa**, es:

$$1 \text{ at} = 760 \text{ mm Hg} = 101300 \text{ Pa}$$

Volumen: V.

Esta magnitud creemos que no necesita presentación. Podríamos decir que es el tamaño de la muestra, el “trozo” de espacio que ocupa el gas. Su unidad, en el sistema internacional, es el metro cúbico m^3 , dado que la unidad de longitud es el metro. Recordamos aquí que un litro corresponde a 1 dm^3 y que un mililitro es 1 cm^3 , que son unidades muy utilizadas en química.

Número de moles: n.

Recordamos que 1 mol es la cantidad de sustancia que corresponde a N moléculas, **siendo N el número de Avogadro**, cuyo valor es $6.023 \cdot 10^{23}$. Coincide con la masa de la molécula, **pero expresada en gramos**. Se puede calcular por factores de conversión, pero también por medio de la fórmula:

$$n = \frac{m \text{ (gr)}}{MOL}$$

Donde **MOL** es la masa molecular expresada en gramos.

Temperatura: T.

En las leyes, se expresa SIEMPRE en grados Kelvin.

La relación entre grados centígrados y Kelvin es:

$$T(C) = T(K) + 273$$

Habiendo presentado ya a las magnitudes que nos interesa relacionar, la ley fundamental que las relaciona es:

LEY FUNDAMENTAL

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

Donde R es una constante cuyo valor depende del sistema de unidades. En el sistema internacional su valor es

$$R = 8.314 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Sin embargo, es muy normal trabajar en el sistema “químico” donde la presión se mide en atmósferas y el volumen en litros. En este sistema su valor es

$$R = 0.082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

A continuación, vamos a ver varias conclusiones, fórmula, que se derivan de ella.

CONSECUENCIAS DE LA LEY FUNDAMENTAL

Se refiere a la relación que hay entre estas magnitudes cuando **la misma masa de gas** sufre distintas transformaciones, cambios en su volumen, presión y temperatura:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad (1)$$

$$\rightarrow nR = \frac{PV}{T}$$

Y si, como hemos dicho, el producto nR permanece constante por ser la misma masa de gas, ha de cumplirse:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad (2)$$

Cumplíndose esa relación entre las magnitudes en dos estados distintos, el estado **1** y el estado **2**. Fijarse que, si la transformación es, por ejemplo, a presión constante, desaparecen las presiones y nos queda

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

Que corresponde a la ley de Charles. Y lo mismo si la transformación es a volumen o a temperatura constante, de ahí que las leyes dadas como **(1)** y **(2)** sean suficientes.

Otra conclusión importante es la que nos permite **calcular la densidad**, masa de la unidad de volumen, **de un gas en función de su estado P , V y T**

$$PV = \frac{m}{MOL}RT \rightarrow \frac{P \cdot MOL}{RT} = \frac{m}{V} = d \rightarrow d = \frac{P \cdot MOL}{RT} \quad (3)$$

Finalizamos este breve, pero fundamental esquema para nuestro nivel, con las definiciones propias para cuando tenemos una mezcla de gases.

MEZCLA DE GASES EN UN MISMO RECIPIENTE

Si tenemos en cuenta la ley principal **$PV=nRT$** hemos de darnos cuenta de que **n** representa al número de moléculas que hay en el recipiente y no se distingue por ello el tipo de gas que en él hay. Por lo tanto, si en un recipiente tenemos varios gases, **A y B** , por ejemplo, la ley será:

$$P_T V = (n_A + n_B)RT \quad (1)$$

Donde **P_T** representa la **presión total** a la que está sometida el recipiente que los contiene.

Se define la presión parcial del gas A como la presión que ejercería si estuviera sólo. Por lo tanto

$$P_A V = n_A RT \quad (2)$$

$$P_B V = n_B RT$$

Si sumamos ambas ecuaciones:

$$(P_A + P_B)V = (n_A + n_B)RT$$

Comparándola con la ecuación **(1)**, llegamos a la conclusión:

$$P_T = P_A + P_B \quad (3)$$

Y la última conclusión es la que proviene de dividir la ecuación **(2)** entre la ecuación **(1)**

$$\frac{P_A}{P_T} = \frac{n_A}{n_A + n_B} = \chi_A \rightarrow P_A = \chi_A \cdot P_T \quad (4)$$

Donde **el cociente de los moles del gas A entre los totales se llama fracción molar**, como se ha definido en la lección dedicada a las disoluciones.

Ejemplo

Un recipiente de volumen 10 L contiene 34 gramos de amoníaco gas y 8 gramos de hidrógeno gas. La temperatura es 0 ° C. Calcular:

- a) Presión total en el recipiente**
- b) Presiones parciales de cada gas**
- c) Fracciones molares**

Si elevamos la temperatura a 100 ° C responder a las mismas preguntas siendo el recipiente el mismo

La presión total en el recipiente la calculamos con la fórmula fundamental pues conocemos el volumen, la temperatura y el número de moles de fácil cálculo

Calculamos entonces el número de moles de gas:

$$n_{NH_3} = \frac{m_{NH_3}}{MOL_{NH_3}} = \frac{34}{17} = 2 \quad n_{H_2} = \frac{m_{H_2}}{MOL_{H_2}} = \frac{8}{2} = 4$$

Sien 6 el número de moles totales. Aplicando la ley

$$PV = nRT \rightarrow P \cdot 10 = 6 \cdot 0.082 \cdot 273 \rightarrow P = 13.43 \text{ at}$$

Presiones parciales de cada gas

Aplicamos la definición, es la presión que ejercería cada gas si estuviera sólo.

$$P_{NH_3}V = n_{NH_3}RT \rightarrow P_{NH_3} = \frac{2 \cdot 0.082 \cdot 273}{10} = 4.48 \text{ at}$$

$$P_{H_2} = \frac{4 \cdot 0.082 \cdot 273}{10} = 8.95 \text{ atm}$$

Donde observamos otra expresión que hemos descrito, el hecho de que **la suma de las parciales es la presión total**. Por eso, también habíamos podido deducir la presión parcial del hidrógeno restándole a la total la del amoníaco.

Fraciones molares

Aplicamos la definición de fracción molar:

$$\chi_{NH_3} = \frac{n_{NH_3}}{n_{TOT.}} = \frac{2}{6} = \frac{1}{3}$$

La fracción molar del hidrógeno la podemos calcular ahora porque sabemos que la suma de las fracciones molares ha de dar **1**

$$\chi_{H_2} = 1 - \chi_{NH_3} = \frac{2}{3}$$

Pasamos ahora a la segunda parte del problema, en donde la temperatura ha subido a **100 ° C**. Como el volumen sigue siendo el mismo, y conocemos la temperatura y el número de moles de gas, calculamos la nueva presión:

$$PV = nRT \rightarrow P \cdot 10 = 6 \cdot 0.082 \cdot 373 \rightarrow P = 18.35 \text{ at}$$

Las presiones parciales las podemos calcular fácilmente porque **conocemos las fracciones molares, que no han cambiado, y la presión total**.

$$P_{NH_3} = \chi_{NH_3}P = \frac{1}{3}18.35 = 6.12 \text{ atm}$$

Y la del hidrógeno por resta hasta la total

$$P_{H_2} = P_{TOTAL} - P_{NH_3} = 18.35 - 6.12 = 12.23 \text{ at}$$

Por supuesto que podemos calcular de otras maneras, aplicando la definición, por ejemplo, o aplicando la misma ley que hemos utilizado con el amoníaco.

La última pregunta sobre las fracciones molares en este segundo caso ya está contestada pues **SON LAS MISMAS** que en la primera parte del problema porque **el número de moles de los gases no han cambiado**.