

## Tema 2 - ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA: LOS GASES

Los gases son uno de los tres estados de la materia, con unas propiedades que dependen mucho de la temperatura y la presión a la que se encuentren. En la vida real, por supuesto, la temperatura y la presión cambian con frecuencia por lo que las características de los gases también lo hacen. La investigación durante los últimos tres siglos ha permitido a los químicos formular una serie de leyes en relación con los gases y su respuesta a estos cambios.

### 1 - CARACTERÍSTICAS DE LOS GASES IDEALES DE ACUERDO CON LA TEORÍA CINÉTICA

El estudio de los tres estados de la materia se suele comenzar con los gases ya que este estado es el más sencillo de estudiar, conociéndose en la actualidad mucho mejor que los otros dos estados: sólido y líquido a pesar de ser éstos mucho más visibles.

Lo primero que necesitamos saber acerca de los gases es que comparten cinco características generales:

1. **Expansión.** Los gases se expanden en forma indefinida y uniforme para llenar todo el espacio en el que se encuentran.
2. **Forma o volumen indefinido.** Una determinada muestra de gas no tiene forma ni volumen definidos, ya que siempre se adapta a los del recipiente que los contiene.
3. **Compresibilidad.** Los gases se pueden comprimir en gran medida. Por ejemplo, a presión en tanques se puede comprimir un volumen muy grande de gas oxígeno.
4. **Baja densidad.** Las densidades de los gases son inferiores a las densidades de los sólidos o de los líquidos. Por tanto, en el sistema métrico, las densidades de los gases se miden en g/l en lugar de g/ml, como se hace con los sólidos y los líquidos.
5. **Miscibilidad.** Normalmente dos o más gases no reactivos se mezclan por completo de una manera uniforme cuando se ponen en contacto entre sí. Veamos dos ejemplos. (a) Cuando un cuarto se llena de aire, somos capaces de respirar en cualquiera de sus áreas en todo momento, debido a que los gases que están en el aire se mezclan. Si esto no sucediera, habría suficiente oxígeno sólo en ciertas partes del cuarto. (b) Las compañías de gas aprovechan esta propiedad para facilitar la detección de fugas en las tuberías de gas natural. El gas natural es una mezcla inodora de gases (principalmente metano,  $\text{CH}_4$ ). Las compañías de gas suelen adicionar trazas de un gas muy mal oliente ( $\text{C}_2\text{H}_2\text{S}$ ) al gas natural. El  $\text{C}_2\text{H}_2\text{S}$  se difunde con rapidez en el aire del ambiente y se puede detectar cuando existe una fuga en la tubería.

Estas características solamente las cumplen perfectamente los gases ideales, mientras que aquellos gases que no las cumplen son los gases reales, que son todos los que existen en la naturaleza.

Por ello, en resumen un gas ideal será aquel que reúna las siguientes características:

- El volumen de sus moléculas es despreciable comparado con el volumen que ocupe el gas
- No existen fuerzas de atracción o de repulsión entre las moléculas individuales.
- Los choques entre las moléculas del gas son perfectamente elásticas.

### 2 - LEYES QUE RIGEN EL COMPORTAMIENTO DE LOS GASES IDEALES

Dado que en el estado gaseoso las moléculas están separadas unas de otras por distancias mucho mayores que el diámetro real de las moléculas podremos despreciar el volumen de las moléculas frente al volumen total, por lo que resultará que el volumen ocupado por el gas ( $V$ ) depende de la presión a la que se encuentre sometido ( $P$ ), la temperatura ( $T$ ) y la cantidad de moles de gas ( $n$ ),

Recordemos que se llaman **condiciones normales** de un gas (C.N.) a  $0^\circ\text{C}$  ( $273^\circ\text{K}$ ) de temperatura y una presión atmosférica de 760 mm Hg (1 atm).

La temperatura de los gases suele medirse en grados centígrados ( $^\circ\text{C}$ ), pero cuando se usan las leyes de los gases la temperatura centígrada se debe convertir a la escala absoluta o temperatura Kelvin, de acuerdo con la siguiente

relación:

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

El volumen de un gas coincide con el volumen del recipiente que lo contiene, ya que lo llena completamente, Como hemos indicado ya al anumerar las características de los gases.

Se llama **gas ideal** al gas que se comporta de acuerdo con las leyes de Boyle, Charles y Gay-Lussac, las cuales relacionan idealmente el volumen de un gas con la presión y la temperatura. Como veremos en un gas ideal, el producto  $P V$  dividido por  $n T$  es una constante que se llama **constante universal de los gases (R)**.

Todos los gases, independientemente de su naturaleza química o del tamaño de sus moléculas, responden a unas leyes muy sencillas, de las cuales las principales son

### 1- LEY O HIPÓTESIS DE AVOGADRO : Relación entre el volumen ocupado por una masa de gas y el número de moléculas del mismo.

*Volúmenes iguales de gases diferentes en las mismas condiciones de Presión y Temperatura contienen el mismo número de moléculas, o, dicho de otra forma, un mismo número de moléculas de cualquier gas ocupa siempre el mismo volumen, si las condiciones de presión y temperatura son idénticas.*

### 2- LEY DE BOYLE : Relación entre la presión y el volumen ocupado por una masa de gas

*El volumen que ocupa un gas ideal cuando la temperatura y el número de moles se mantienen constantes, es inversamente proporcional a la presión que se ejerce sobre ese gas*

Matemáticamente se expresa así:  $P V = K$  siendo  $T$  y  $n$  constantes, o bien así:  $P_i \cdot V_i = P_f \cdot V_f$  siendo  $P_i, V_i$  las condiciones iniciales y  $P_f \cdot V_f$  las condiciones finales.

### 3- LEY DE CHARLES-GAY LUSSAC: Relación entre la temperatura y el volumen ocupado por una masa de gas

*A presión constante, el volumen de una cantidad determinada de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta*

Es decir,  $V = KT$ , o bien  $\frac{V}{T} = K$ , siendo  $P$  constante, o también:  $\frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f}$

donde los subíndices  $i$  y  $f$  se refieren a las condiciones inicial y final del volumen y de la temperatura.

Es importante destacar que esta ley se cumple sólo con la temperatura absoluta, y no con la temperatura Celsius o centígrada.

## ECUACIÓN GENERAL DE LOS GASES IDEALES

Esta ley se obtiene combinando las de Charles-Gay Lussac y Boyle, y se expresa así:

$$\frac{P \cdot V}{T} = K \quad \text{o bien} \quad \boxed{\frac{P_i \cdot V_i}{T_i} = \frac{P_f \cdot V_f}{T_f}}$$

## HIPÓTESIS DE AVOGADRO Y VOLUMEN MOLAR NORMAL

De acuerdo con el enunciado de la hipótesis de Avogadro, resulta que volúmenes iguales de todos los gases en las mismas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas.

Se ha encontrado experimentalmente que, en condiciones normales ( $0^\circ\text{C}$  y  $1 \text{ atm}$ ), un mol de cualquier gas ocupa aproximadamente 22,4 litros. Este valor, 22,4 litros por mol, se denomina **volumen molar normal** de un gas ideal (Es el volumen que ocupa un mol de gas en condiciones normales). Así pues, y tomando como ejemplo el oxígeno, podemos escribir esta cadena de equivalencias:

1 mol de  $\text{O}_2$   $\Leftrightarrow$  32 gramos de  $\text{O}_2$   $\Leftrightarrow$  22,4 litros en C.N.  $\Leftrightarrow$   $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{O}_2$

## ECUACIÓN DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES: ECUACIÓN DE CLAPEIRON

Hemos visto que la presión ejercida por un gas es proporcional a la temperatura absoluta e inversamente proporcional al volumen.

Pero si en la ecuación general de los gases ideales una de las condiciones las referimos a condiciones normales:  $T = 0^{\circ}\text{C}$ ;  $P = 1 \text{ atm}$  y el volumen será:  $V = n \cdot 22,4$  litros, siendo  $n$  el número de moles, tendremos:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot (n \cdot 22,4 \frac{\text{litros}}{\text{mol}})}{273^{\circ}\text{K}} \quad \text{de donde al simplificar:} \quad \frac{P \cdot V}{T} = n \cdot \left( \frac{22,4}{273} \cdot \frac{\text{atm} \cdot \text{litro}}{\text{mol} \cdot ^{\circ}\text{K}} \right)$$

donde el paréntesis recibe el nombre de constante universal de los gases,  $R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{litro}}{\text{mol} \cdot ^{\circ}\text{K}}$  Y como

además el número de moles "n", se calcula dividiendo la masa total entre el peso molecular del gas:  $n = \frac{\text{gramos}}{P_m}$

la ecuación anterior puede escribirse como:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \text{o bien} \quad \boxed{P \cdot V = \frac{\text{gramos}}{P_m} \cdot R \cdot T}$$

## LEY DE DALTON DE LAS PRESIONES PARCIALES

Para una mezcla de gases que no reaccionen químicamente entre sí, Dalton estableció lo siguiente: *La presión total de la mezcla es la suma de las presiones parciales que cada uno de los gases ejercería si los otros no estuvieran presentes.*

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

Esta la presión total de una mezcla de gases puede calcularse también aplicando la ecuación de Clapeyron al número total de moles de gas, ya que:

$$P_{\text{total}} \cdot V_{\text{total}} = n_1 \cdot R \cdot T + n_2 \cdot R \cdot T + n_3 \cdot R \cdot T + \dots = (n_1 + n_2 + n_3 + \dots) \cdot R \cdot T \text{ es decir}$$

$$P_{\text{total}} \cdot V_{\text{total}} = n_{\text{total}} \cdot R \cdot T$$

**PRESIÓN PARCIAL** es la presión que ejercería un gas, componente de una mezcla, si ocupara él sólo el volumen total. Es igual al producto de la presión total de la mezcla por la fracción molar de dicho gas. En general, la presión parcial de cualquier componente en una mezcla se puede calcular multiplicando la presión total por la fracción molar de dicho componente en esa mezcla. Es decir:

$$P_i = X_i \cdot P_t$$

donde  $X_i$  es la **fracción molar** del componente  $i$ , la cual como ya sabemos se obtiene dividiendo el número de moles de ese componente entre el número total de moles presentes en la mezcla:  $X_i = \frac{n^{\circ}\text{moles de "i"}}{n^{\circ}\text{moles totales}}$

Puede calcularse también aplicando la ecuación de Clapeyron a la cantidad de dicho gas que hay en el recipiente, es decir:

$$P_i \cdot V_t = n_i \cdot R \cdot T \quad \text{donde} \quad \begin{cases} P_i \text{ es la presión parcial del gas} \\ V_t \text{ es el volumen total del recipiente} \\ n_i \text{ es el número de moles de ese gas} \end{cases}$$

## GASES IDEALES Y GASES REALES

Los gases pueden clasificarse en dos tipos:

**GASES IDEALES**, que son aquellos que cumplen exactamente las leyes generales de los gases ideales. En la naturaleza no hay ningún gas ideal, aunque el comportamiento de la mayor parte de los gases simples a presiones bajas se asemeje mucho al de los gases ideales.

**GASES REALES**, que son todos los demás. Todos los gases que existen en la naturaleza son gases reales.

## LA PRESIÓN DE VAPOR

Recibe el nombre de VAPOR la fase gaseosa de cualquier sustancia que en las condiciones ambientales se encuentra en estado sólido o líquido.

Todas las partículas de un sólido o de un líquido tienen siempre una energía de vibración, cuyo valor medio es constante, pero algunas de ellas pueden, en un momento determinado adquirir una energía superior a la media tal que sea suficiente para vencer las fuerzas atractivas de las demás y escaparse en forma de vapor; en este caso se dice que el sólido se sublima o si es un líquido, se evapora.

Si estos fenómenos tienen lugar en un recipiente abierto, dichas moléculas se difundirán ininterrumpidamente en la atmósfera, con lo que la cantidad de líquido o sólido irá disminuyendo paulatinamente, pero si se producen en un recipiente cerrado, algunas de estas moléculas al chocar con la superficie pueden volver a ella (es la sublimación inversa en el caso de los sólidos o condensación en el caso de los líquidos). Cuando ambas velocidades: la de paso a vapor y la vuelta de éste al sólido o líquido se igualan, se alcanza un equilibrio dinámico manteniéndose constante la cantidad de vapor en el recipiente. Dicho vapor, como un gas que es, ejercerá una cierta presión sobre las paredes del recipiente, la cual recibe el nombre de PRESIÓN DE VAPOR. Depende exclusivamente de la temperatura, ya que cuanto mayor sea ésta, mayor será la energía de vibración de las partículas y más fácilmente pasarán a estado de vapor.

En el diagrama de fases en el cual se representa el estado físico de una sustancia de acuerdo con las condiciones de presión y temperatura, la línea que separa el estado gaseoso del líquido o sólido, representa el valor de la presión de vapor de esa sustancia a la correspondiente temperatura.

La temperatura de ebullición es aquella a la cual la presión de vapor es igual a la presión del recipiente, por lo que cuanto más pequeña sea la presión, menor será la temperatura de ebullición. Además, si la presión a la que se somete esa sustancia es menor que la correspondiente al punto triple (condiciones de P y T para las cuales coexisten los tres estados físicos de una sustancia), pasará directamente de sólido a gas. Así, para el agua a 1 atm, esta temperatura es 100°C

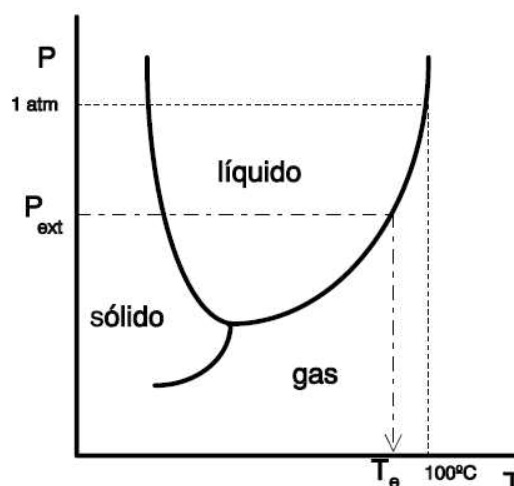
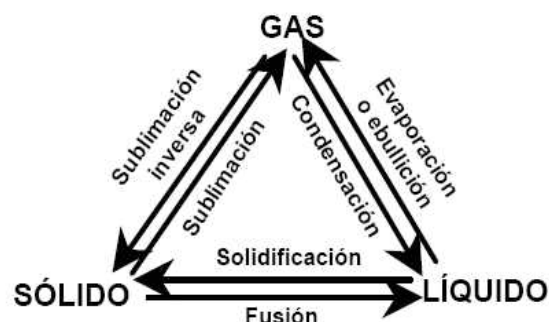
### ECUACIÓN DE VAN DER WAALS PARA LOS GASES REALES :

Es la más conocida de las ecuaciones de los gases reales ya que su forma se adapta a la de la ecuación de Clapeyron de los gases ideales.

$$\left( P + \frac{n^2 \cdot a}{V^2} \right) \cdot (V - n \cdot b) = n \cdot R \cdot T$$

donde las constantes a y b son características de cada gas.

- **a** recibe el nombre de "presión interna" y trata de corregir el efecto que ejerce la atracción entre las propias moléculas del gas sobre la presión.
- **b** recibe el nombre de "covolumen" y trata de corregir el efecto que ejerce el volumen de las moléculas del gas sobre el volumen total del recipiente.



### PROBLEMAS DE APLICACIÓN DE LAS LEYES GENERALES DE LOS GASES.

1. Un recipiente contiene 152 ml de argón a 10 mm de Hg y 20°C. ¿Qué volumen ocupará en C.N.?
2. ¿A qué temperatura deben enfriarse 600 ml de hidrógeno para que ocupen 275 ml si no ha variado la presión y la temperatura inicial era de 125°C?  
(Resp: 182,4°K)

3. ¿Qué volumen ocuparan 10 g. de Oxígeno a 2 atm. y 50°C? (Sol: 4,14 l)
4. Un gas ocupa un volumen de 100 litros a 200°C y 1 atm. ¿A qué presión mínima debe someterse isotérmicamente para que ocupe 1 l.? (Sol: 100 atm)
5. En un recipiente vacío de 10 litros de capacidad se introducen 1,8 g de agua y 8,6 g de hexano y se calienta a 227°C, con lo que el hexano se vaporiza. Calcular las presiones parciales y la presión total a esa temperatura. ¿Cuántas moles y moléculas habrá de cada componente en dicho recipiente?
6. Un recipiente de 3 l. lo llenamos de Oxígeno a 10°C y 740 mm de presión ¿Cuántos gramos hemos Introducido? ¿Cuántos moles? ¿Cuál debería ser la temperatura para que la presión se redujera a la mitad? ¿Cuál es la densidad? (Sol: 4,03g = 0,12 moles; T = -131,5°C ; d = 1,34 g/l)
7. En un recipiente vacío de 10 litros se colocan 0,35 moles de Hidrógeno, 21 g. de Nitrógeno y 229 4 l. de anhídrido carbónico medidos en C. N.. Si lo ponemos a 25°C, determinar la presión total y las presiones parciales de los gases. (Sol: N: 1,831 atm; H: 0,857 atm; CO<sub>2</sub> : 2,442 atm)
8. Una muestra de un gas desconocido que pesa 2,46 g. ocupa 820 ml a 35°C y 800 Torr. (1 Torr = 1 mm Hg) ¿Cual es su peso molecular? (Sol: 71,98)
9. Una cierta cantidad de gas está contenida en un recipiente a -10°C y 750 mm. de presión. Si el gas se calienta a 35°C ¿Cual será la nueva presión si no varía el volumen ? ¿ Cual sería esta presión si el volumen aumentara un 2 %? (Sol: a) 1,15 atm; b) 1,13 atm)
10. 214 mg. de un elemento gaseoso constituido por moléculas biatómicas a 20°C y 1,6 atm. de presión ocupan un volumen de 100 ml. ¿ Qué elemento es y cual es su densidad en condiciones normales? (Sol: Pm=32,13=> Oxígeno; d= 1,435 g/l)
11. Una mezcla de gases a 1 atm. de presión contiene un 65,0% de Nitrógeno a 10,0% de Oxígeno y 25,0% de anhídrido carbónico en volumen.- Calcular la presión parcial de cada gas en la mezcla. (Sol: N: 0,65 atm; O: 0,10 atm; CO<sub>2</sub> : 0,25 atm)
12. En una mezcla de tres gases A, B y C, las fracciones molares de B y C son, respectivamente el doble y el triple que la de A. - Calcúlense las presiones parciales que ejercen cada uno de ellos si la presión total es de 760 mm Hg (Sol: A: 126,67 mm Hg; B: 253,3 mm Hg; C: 380 mm Hg)
13. 12 g. de Iodo sólido, de densidad 4,66 g/ml. se colocan en un matraz de 1 litro. El matraz se llena entonces con N<sub>2</sub> a 20°C y 750 mm. de presión y se cierra.- Se calienta a 200°C con lo que se vaporiza el yodo. ¿Cual será entonces la presión total? ¿Y las presiones parciales (Sol: P total: 3,42 atm ; P<sub>yodo</sub> = 1,82 atm; P<sub>Nitrógeno</sub> = 1,59 atm)
14. Un recipiente abierto en comunicación con el aire se calienta de 18°C a 200°C. Hallar la fracción del aire contenido en el recipiente que será expulsado. (Sol: Sale el 62%)
15. Se tienen dos recipientes de 10 y 20 litros. El primero contiene Nitrógeno a 187 mm. y 25°C y el segundo contiene Neón a 935 mm y 25°C. Calcular: a) peso de gas que hay en cada recipiente; b) Presión del conjunto si se comunican ambos recipientes; c) Peso de Nitrógeno y Neón en cada recipiente inmediatamente después de conectarse entre sí. (Sol: a) 2,82 g de N<sub>2</sub> y 20,14 g de Ne; b) 0,90 atm; c) en el A: 2,82 g de N<sub>2</sub> y 5,41 g de Ne y en el B: 14,82 g de Ne solamente)
16. 50 litros de aire seco a 25°C y 700 mm. de presión se hacen burbujear lentamente a través de agua. El aire saturado de vapor de agua sale a 20°C y 1 atm. Calcular. a) Volumen final de la mezcla; b) gramos de agua evaporados; c) si la mezcla se comprime a 20°C hasta 5 atm., determinar la cantidad de agua que se condensa. - P. vapor de agua a 20°C: 17,5 mm de Hg. (Sol: a) 46,23 litros; b) 0,80 g de agua; c) 0,64 g de agua condens.)
17. Se recogen 55 ml. de Hidrógeno sobre agua a 25°C y 750 mm. de Hg. - Si el gas estuviese seco y en condiciones normales ¿ qué volumen ocuparía ? Presión de vapor del agua a 25°C: 23,8 mm. de Hg. (Sol: 0,048 litros)
18. ¿Qué volumen ocuparán, recogidos sobre agua a 40°C y 780 mm de presión, 453,0 ml. de nitrógeno seco recogidos inicialmente a 20°C y 700 mm.? P. vapor del agua a 40°C = 55,3 mm. de Hg. (Sol: 0,467 litros)
19. Se tiene una corriente de gas formada por una mezcla de metano (CH<sub>4</sub>) y propano (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>) y queremos conocer

- las presiones relativas de los dos gases por lo que quemamos la mezcla en un exceso de Oxígeno y recogemos anhídrido carbónico y agua.- ¿Cual es la relación entre las presiones si encontramos 1,09 g. de anhídrido carbónico por cada 0,606 g. de agua?  
(Sol:  $P_{\text{propano}}/P_{\text{metano}} = 8,33$ )
20. 10 moles de metano ocupan 1756 ml. a 0°C y 100 atm. Calcular la presión median te: a) Ecuación de los gases ideales; b) Ecuación de Van der Waals;  $a=2,25 \text{ l}^2 \cdot \text{atm}/\text{mol}$  ;  $b= 0,0428 \text{ l}/\text{mol}$ . Comparar los resultados de ambas ecuaciones. -  
(Sol: a) 127,48 atm y b) 95,60 atm)
21. 0,350 gramos de una sustancia volátil se vaporizan en un aparato de Victor Meyer. El aire desplazado ocupa 65,8 ml medido sobre agua a 40°C y 748 mm de Hg. ¿Cual es el peso molecular de dicha sustancia? DATO: Presión de vapor del agua a 40°C = 55,3 mm de Hg
22. Utilizando la ecuación de Van der Waals para los gases reales, calcular la presión que ejercerían 5,8 g. de butano a 27°C en un recipiente de 100 cm<sup>3</sup>;  $b= 0,121 \text{ l}/\text{mol}$  ;  $a= 1,432 \text{ atm} \cdot \text{l}^2/\text{mol}^2$  (Sol: 26,55 atm)
23. En un recipiente de 10 litros se introducen 12,42 g de etanol y 18,56 gramos de acetona(propanona) . Después de cerrar el recipiente se calienta hasta 300°C, temperatura que está muy por encima de los puntos de ebullición de ambos líquidos. Calcular las presiones parciales de cada gas así como la presión total en el interior del recipiente, suponiendo un comportamiento ideal de ambos gases (Sol:  $P_1 = 1,27 \text{ atm}$  ;  $P_2 = 1,50 \text{ atm}$  ;  $P_{\text{total}} = 2,77 \text{ atm}$ )
24. La concentración de monóxido de carbono, que es un gas venenoso, en el humo de un cigarrillo es de 20.000 p.p.m (partes por millón) en volumen. Calcular el volumen de este gas que hay en 1 litro del humo procedente de la combustión de un cigarrillo.  
(Sol: 20 cm<sup>3</sup>)
25. En una medida del metabolismo basal, un paciente exhaló en seis minutos 52,5 litros de aire, medidos sobre agua a 20°C. La presión de vapor del agua a 20°C es de 17,5 mm Hg, y la presión barométrica era 750 mm Hg. El análisis de ese aire dió un 16,75% de oxígeno en el volumen de aire exhalado y un 20,32% en el inhalado. Calcular el consumo de oxígeno del paciente por minuto, medido en ml y en C.N. (Sol: 280 ml/min)
26. El volumen que corresponde a una inspiración de aire en una persona normal es, aproximadamente, 0,5 litros y el número de inspiraciones por minuto es de unas 18. Si las condiciones atmosféricas son 20°C y 745 mm Hg, Determinar cuantos gramos de oxígeno aspira por minuto una persona  
(Sol: 2,46 gramos)

### PROBLEMAS SOBRE GASES PROPUESTOS EN LAS PRUEBAS DE SELECTIVIDAD

- S-1 :** El "hielo seco" es dióxido de carbono sólido a temperatura inferior a -55 °C y presión de 1 atmósfera. Una muestra de 0,050 g de hielo seco se coloca en un recipiente vacío cuyo volumen es de 4,6 L, que se termostata a la temperatura de 50°C a) Calcule la presión, en atm, dentro del recipiente después de que todo el hielo seco se ha convertido en gas. b) Explique si se producen cambios en la presión y en la cantidad de moles gaseosos si el experimento lo realizáramos termostatando el recipiente a 60°C. (Selectividad LOGSE - junio 2003) (Sol: a)  $P = 6,54 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$  ; b) La cantidad no varía pero sí la presión  $P' = 6,74 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$  )
- S-2 :** El óxido nitroso (N<sub>2</sub>O) es un gas que se puede obtener por descomposición térmica del nitrato amónico.  
a) Escriba la ecuación de la reacción.  
b) Al realizar dicha descomposición se obtienen 0,320 L del gas a 690 mm Hg y 12,5°C. Si el gas pesa 0,540 g, calcule el valor de la constante de los gases. (Selectividad LOGSE - sept 2003) (a)  $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 2 \text{H}_2\text{O}$  ; B)  $R = 0,0829 \text{ at} \cdot \text{l}/\text{mol} \cdot \text{°K}$ )
- S-3 :** Por combustión de propano con suficiente cantidad de oxígeno se obtienen 300 litros de CO<sub>2</sub> medidos a 0,96 atm y 285°K. Calcular: a) Número de moles de todas las especies que intervienen en la reacción b) Volumen de aire necesario, medido en Condiciones Normales, suponiendo que la composición volumétrica del aire es 20% de oxígeno y 80% de Nitrógeno (Selectividad LOGSE - junio 2004) (a) 4,11 moles propano, 20,54 moles oxígeno, 16,43 moles agua, 12,32 moles CO<sub>2</sub> ; B) 2300,39 litros de aire)