

# QUÍMICA

## *Introducción*

Es la ciencia que trata de la materia y de las transformaciones que experimenta. En física y química se observa que, para cualquier cuerpo o agregado material considerado, modificando las condiciones de temperatura, presión o volumen se pueden obtener distintos estados de agregación, denominados estados de agregación de la materia, con características peculiares.

Así, manteniendo constante la presión, a baja temperatura los cuerpos se presentan en forma sólida tal que los átomos se encuentran entrelazados formando generalmente estructuras cristalinas, lo que confiere al cuerpo la capacidad de soportar fuerzas sin deformación aparente; son por tanto agregados generalmente rígidos, duros y resistentes.

También señalaremos que los sólidos presentan propiedades específicas:

*Elasticidad:* Un sólido recupera su forma original cuando es deformado. Un elástico o un resorte son objetos en los que podemos observar esta propiedad. Estira un elástico y observa lo que sucede.

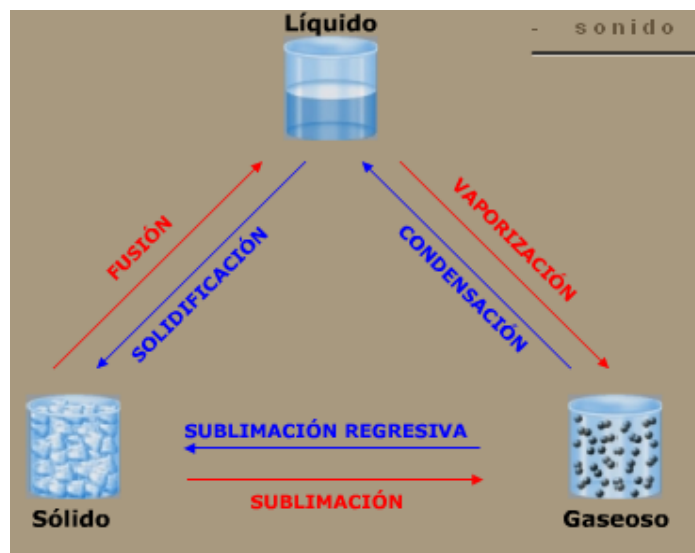
*Fragilidad:* Un sólido puede romperse en muchos pedazos (quebradizo). En más de una ocasión habrás quebrado un vaso de vidrio o un objeto de greda. Estos hechos representan la fragilidad de un sólido.

*Dureza:* Un sólido es duro cuando no puede ser rayado por otro más blando. El diamante de una joya valiosa o el utilizado para cortar vidrios presenta dicha propiedad.

Incrementando la temperatura el sólido se va *descomponiendo* hasta desaparecer la estructura cristalina alcanzándose el estado líquido, cuya característica principal es la capacidad de fluir y adaptarse a la forma del recipiente que lo contiene. En este caso, aún existe una cierta ligazón entre los átomos del cuerpo, aunque de mucha menor intensidad que en el caso de los sólidos. Los sólidos pueden identificarse por estas dos propiedades generales. Si agrupas sobre una mesa un elástico, un vidrio, plastilina, una piedra, un plato y una cuchara, podrás decir que todos ellos son sólidos; sin embargo, cada uno de ellos es diferente del otro. Ahora la observación te permitirá hacer una clasificación. Clasificar significa agrupar identificando las propiedades que sirven de base para ello, de acuerdo a

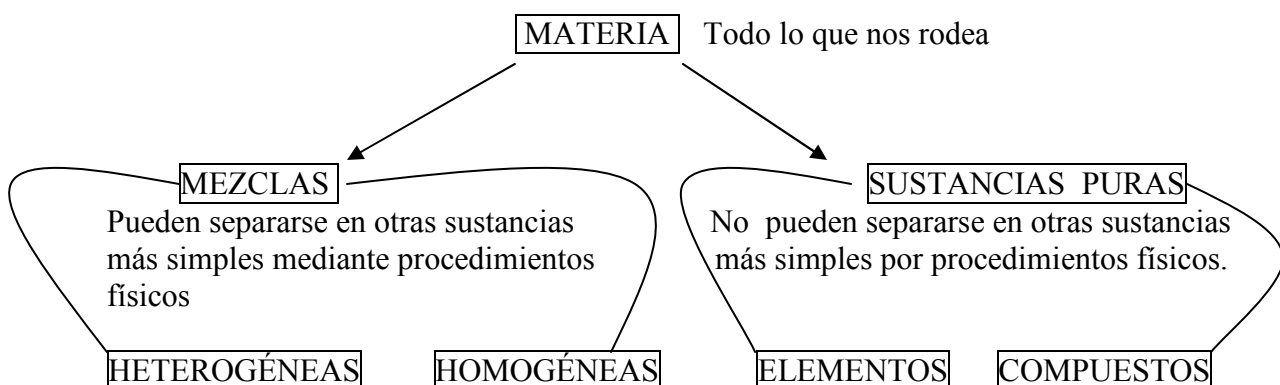
un criterio establecido previamente. ¿A qué se debe que los sólidos sean diferentes? Estas diferencias pueden explicarse debido a que los cuerpos sólidos presentan propiedades específicas, en mayor o menor grado, de las ya señaladas anteriormente.

Por último, incrementando aún más la temperatura se alcanza el estado gaseoso. Los átomos o moléculas del gas se encuentran virtualmente libres de modo que son capaces de ocupar todo el espacio del recipiente que lo contiene, aunque con mayor propiedad debería decirse que se distribuye o reparte por todo el espacio disponible.



### Clasificación de la materia

La gran diversidad de sustancias que encontramos en la naturaleza nos obliga a establecer su clasificación para estudiarlos más fácilmente.



Mezclas cuyas proporción y composición son variables en todos sus puntos.

Ejem: *Gofio y azúcar*  
*Decantación.*  
*Centrifugación.*  
*Filtración*

Mezclas cuyas propiedades y composición son iguales en todos sus puntos.

Ejem: *Disoluciones.*  
*Destilación .*  
*Cromatografía.*

Sustancias que no pueden descomponerse en otras más simples.

Ejem: *S , Au..*

Sustancias que pueden descomponerse en otras más simples.

Ejem: *H<sub>2</sub>O...*

### **Ejemplos:**

*Clasifica las siguientes sustancias según se trate de mezcla homogénea, heterogénea, sustancia pura o compuesto: Granito, gasolina, agua de mar, butano, aire, carbono, vino, agua del grifo, aluminio, pintura.*

*Preparamos cinco tubos de ensayo con agua y le añadimos, por separado: azúcar, alcohol, limaduras de hierro, vinagre y arena. Agitamos la mezcla. Determina en que casos se forma una mezcla homogénea.*

## **LEYES PONDERALES DE LA QUÍMICA**

Las leyes ponderales son leyes generales de las combinaciones químicas. Se basan en la experimentación y miden cuantitativamente la cantidad de materia que interviene en las reacciones químicas.

(Una reacción química es el proceso por el cual una o varias sustancias iniciales, llamadas reactivos se transforma en otra u otras sustancias, llamadas productos, diferentes de las iniciales).

### **Ley de conservación de la masa . Ley de Lavoisier.**

“En toda reacción química la masa total de las sustancias que reaccionan es igual a la masa total de los productos de la reacción”

Calentamos 25,62 g del compuesto óxido de mercurio(II) y obtenemos mercurio y gas oxígeno si la cantidad de mercurio obtenida es de 23,73 g. ¿cuál será la masa de oxígeno obtenida? sol:1,98g

### Ley de las proporciones definidas. Ley de Proust.

“Cuando se combinan químicamente dos o más elementos para formar un determinado compuesto siempre lo hacen en una proporción fija, con independencia de su estado físico y forma de obtención”

Calcular en el ejercicio anterior la masa de óxido de mercurio(II) necesario para obtener 20 g. de mercurio. Sol: 21,6g

### Ejercicios

1. Al descomponer 100 g de bromuro de potasio se obtienen 32,9 g de potasio y 67,1 g de bromo. Si en otra descomposición tenemos al final 27,5 g de bromo.¿Cuánto potasio hemos obtenido?

Sol: 13,5 g.

2. Queremos hacer reaccionar azufre con hierro para formar sulfuro de hierro(II). Para ello juntamos 30,0 g de azufre con 40,0 g de hierro, calentamos la mezcla y la reacción se produce. Sabiendo que la proporción en la que ambos reaccionan es de 32,1 g de azufre por cada 55,8 g de hierro:

a) ¿Cuántos gramos de sulfuro de hierro(II) obtendremos?

b) ¿Cuál de los dos elementos está en exceso y en que cantidad?

Sol: a)63 g; b) 7,0 g

3. Cuando se analizan dos óxidos de calcio se obtienen los siguientes resultados: en el primer óxido 2,35 g de calcio y 0,94 g de oxígeno; en el segundo óxido 3,525 g de calcio y 1,41 g de oxígeno. Comprueba si se verifica o no la ley de las proporciones definidas.

4. Sabiendo que en el sulfuro de hierro(II) la proporción de azufre y de hierro es de 5,00 g de azufre por cada 8,75 g de hierro, ¿cuáles serán las masas de ambos que hay que combinar para obtener 1 kg de sulfuro de hierro(II)

Sol: 636,36 g de Hierro; 363,6 g de azufre.

5. Completa la siguiente tabla en la que aparecen las masas de hierro y de oxígeno que reaccionan totalmente para producir óxido de hierro(III).

Reacción	Hierro	Oxígeno	Óxido de hierro(III)
A	100,0 g	43,0 g	
B	50,0 g		71,5 g
C	26,2 g		
D	175,3 g		

Si disponemos de 5 g de hierro y de 1 g de oxígeno, determina la masa del reactivo que queda sin reaccionar. ¿cuánto óxido de hierro(III) se producirá?

6. En la tabla se muestra la cantidad de reactivo que se utiliza en varias síntesis del cloruro de sodio a partir de cloro y sodio. Señala en cada caso la cantidad de producto que se obtiene e indica si alguno de los reactivos está en exceso o es un reactivo limitante.

Cloro	Sodio	Cloruro de sodio	Exceso	Limitante
7,1 g	4,6 g	11,7 g	-----	-----
10,0 g	1,7 g			
5,7 g	6,0 g			
10,6 g	6,9 g			

7. En el laboratorio se hace reaccionar cobre y oxígeno y se obtienen los siguientes resultados.

Masas iniciales		Masas finales	
Cobre	oxígeno	cobre	oxígeno
52 g	13 g	0,4 g	0

127 g	35 g	0 g	3 g
-------	------	-----	-----

- Calcula la cantidad de compuesto que se obtienen en cada caso.
- Halla la proporción de cada elemento en cada compuesto.
- Justifica si se trata del mismo compuesto en ambos casos.

8. Completa la siguiente tabla en las que aparecen las masas de hierro y de azufre que reaccionan totalmente para producir sulfuro de hierro(II)

Hierro	55,8 g	101,7 g		
Azufre	32,0 g		17 g	8 g
Sulfuro de hierro(II)				

Si disponemos de 58,3 g de hierro y 45,1 g de azufre, determina las masas al final de la reacción.

## TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

Como hemos visto , las leyes ponderales están basadas en distintas experiencias, y fue Dalton, con su Teoría Atómica quien las justificó.

Esta teoría la podemos resumir en los siguientes postulados:

*Los elementos químicos están formados por pequeñísimas partículas llamadas átomos, que son indivisibles e inalterables.*

*Todos los átomos de un mismo elementos son iguales y, por lo tanto tienen la misma masa y propiedades ,mientras los átomos de diferentes elementos tienen distinta masa y propiedades.*

*Los átomos no se crean ni se destruyen en una reacción química, sólo se redistribuyen.*

*Los compuestos químicos están formados por la unión de diferentes elementos, y estos se combinan entre sí en una relación de números enteros sencillos.*

## Leyes Volumétricas

Se refieren a los volúmenes de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química.

### Ley de los volúmenes de combinación. Ley de Gay- Lussac

En la época de la teoría de Dalton se había observado que al descomponer eléctricamente el agua por cada volumen de oxígeno se obtenían dos volúmenes de hidrógeno. A su vez, sucedía que dos volúmenes de hidrógeno reaccionaban con un volumen de oxígeno para dar dos volúmenes de agua.

Lo mismo observó Gay-Lussac cuando reaccionaban en igualdad de condiciones de P y T, un volumen de nitrógeno y otro de oxígeno para formar lo que hoy conocemos como óxido de nitrógeno(II), se formaban dos volúmenes de esta sustancia en lugar de uno.

De las regularidades que Gay-Lussac observó en las reacciones en fase gaseosa le llevó a proponer lo que se denominó Ley de los volúmenes de combinación.

“Cuando dos gases se combinan para formar un compuesto gaseoso, los volúmenes de los gases que reaccionan y los volúmenes de los gases que se forman, medidos ambos en las mismas condiciones de P y T, mantienen una relación de números enteros y sencillos”

¿Cómo interpretar, todos estos datos experimentales desde el punto de vista de teoría atómica?

### Hipótesis de Avogadro

Para justificar estas relaciones volumétricas Avogadro propuso las siguientes hipótesis:

*Volúmenes iguales de gases diferentes, en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas.*

Los elementos gaseoso pueden tener como entidades más pequeñas moléculas en lugar de átomos.

*Un volumen de nitrógeno se combina químicamente con tres volúmenes de hidrógeno, para formar dos volúmenes de amoníaco. Si las condiciones de P y T son idénticas para todos ellos, deduce, aplicando las hipótesis de Avogadro, la composición de la molécula de amoníaco.*

### **Ejercicio**

Cuando 3 l de hidrógeno se combinan con 1 l de nitrógeno se producen 2 l de amoníaco. Si en las mismas condiciones de P y T queremos obtener 500 l de amoníaco ¿cuánto hidrógeno y nitrógeno necesitamos?

## **LA UNIDAD DE CANTIDAD DE SUSTANCIA. EL MOL**

### **Masa atómica y molecular**

Para dar valor a la masa de los átomos y de las moléculas, se escogió una unidad patrón, la unidad de masa atómica.

Al principio esta unidad se definió a partir del hidrógeno, después del oxígeno 16 y actualmente está definida a partir del carbono 12.

Llamamos unidad de masa atómica (uma) a la doceava parte de la masa de un tipo especial de átomo de carbono, el carbono 12.

La masa molecular relativa es la masa media de una de sus moléculas expresada en unidades de masa atómica.

*Calcula la masa molecular del amoníaco  $NH_3$  y del agua.*

$Ar(N) = 14$ ,  $Ar(H) = 1$ ;  $Ar(O) = 16$

$$M_r(NH_3) = 1 \cdot 14 + 3 \cdot 1 = 17$$

$$M_r(H_2O) = 1 \cdot 16 + 2 \cdot 1 = 18$$

### **El Mol**

*Un mol* es una cantidad de sustancia expresada en gramos cuya cantidad coincide con el número que expresa la masa molecular de una de las moléculas de la sustancia.

La masa molar ,es la masa de un mol de átomos ,moléculas ,iones ... se representa por M y se expresa en g/mol.

Un mol de He equivale a 4,0026 g de He; la masa molar es 4,0026 g/mol

Un mol de H<sub>2</sub> equivale a 2,0158 g de H<sub>2</sub>, la masa molar es 2,0158 g/mol

Un mol de CCl<sub>4</sub> equivale a 153,82 g de CCl<sub>4</sub> , la masa molar es 153,82 g /mol

$$n^{\circ} (mol) = \frac{m(g)}{M(g/mol)}$$

*Un mol* es una cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales(átomos, moléculas, electrones...) como átomos hay en 0,012 Kg de carbono 12.

Pero ¿cuántos átomos hay en 12 g de carbono 12?  $\rightarrow 6,02 \cdot 10^{23}$

El número de partículas existente en 1 mol es  $6,02 \cdot 10^{23}$ . Este número es conocido como N° de Avogadro.

*En 1 mol de He* hay  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de He.

*En 1 mol de H<sub>2</sub>* hay  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de H<sub>2</sub> y  $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de H.

*En un mol de CCl<sub>4</sub>* hay  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de CCl<sub>4</sub> ,  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de C y  $4 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de Cloro.

## **Ejercicios**

1. Calcular las cantidades de moles existentes en los siguientes casos: 34 g de NH<sub>3</sub>, 234 g de NaCl; 3,6 g de C ; 602 millones de moléculas de H<sub>2</sub>O.

2. Determinar la masa en gramos de una sola molécula de agua. A continuación hacer un calculo aproximado de cuántas moléculas de agua puede haber en una gota de 0,5 g de dicho compuesto.

3. Ordenar razonadamente las siguientes cantidades de menor a mayor masa en gramos: 602 millones de moléculas de  $\text{NH}_3$ ; 5 moles de moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$ ; 500 moles de átomos de Nitrógeno, 448 L de oxígeno gaseoso en c.n.; 1 átomo de plomo.
4. Si disponemos de 9 g de  $\text{CH}_4$  y eliminamos  $1,5 \cdot 10^{23}$  moléculas ¿cuántos gramos de  $\text{CH}_4$  quedan?
5. Un tubo contiene 33,4 g de  $\text{AlCl}_3$  sólido. Calcula en esta cantidad: a) el número de moles; b) el número de moléculas; c) el número de átomos de cloro.
6. ¿Cuántas moléculas en gramos de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  hay en 200 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ? ¿ y cuántos átomos de H,S y O?
7. Una muestra de glucosa  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  tiene una masa de 18 g. Calcula: a) La cantidad de glucosa en moles; b) las moléculas de glucosa; c) los átomos de carbono, d) los átomos de oxígeno; e) los átomos de hidrógeno.
8. Ordena de mayor a menor el número de moléculas que contienen : a) 20 g de  $\text{H}_2\text{O}$ ; b)  $10^{25}$  moléculas de oxígeno, c) 1,3 moles de  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .
9. ¿Cuántos moles de nitrógeno hay en  $1,2 \cdot 10^{24}$  moléculas de  $\text{N}_2$  ?

## Ley de Boyle-Mariotte

Cuando tenemos un gas (aire) dentro de una jeringa y ejercemos una fuerza sobre el émbolo, aumentamos la presión y en consecuencia disminuimos el volumen que ocupa. Este proceso se produce a temperatura constante. Si a continuación soltamos el émbolo, disminuye la presión y el volumen aumenta, recuperando el que tenía inicialmente.

Estos hechos constituyen la llamada ley de *Boyle-Mariotte*, que establece que a *temperatura constante la presión y el volumen que ocupa un gas son inversamente proporcionales*.

En 1662, más de un siglo antes de que apareciera la primera de las leyes ponderales, el inglés Boyle y el francés Mariotte establecieron de forma independiente que: "Manteniendo la temperatura constante, el producto de la presión por el volumen de una cierta masa de gas es constante".

$$(1) V = k_1 \frac{1}{P} \rightarrow P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \rightarrow P \cdot V = cte$$

**Ejemplo 1:** A temperatura ambiente y a la presión de una atmósfera tenemos una cantidad de gas que ocupa un volumen de 2 L. Si aumentamos la presión hasta 1,6 atmósferas sin que varíe la temperatura, indica el nuevo volumen que ocupa el gas. *Sol:* 1,25L

**Ejemplo 2:** Un gas ocupa un volumen dentro de un recipiente extensible de 2 L cuando está sometido a una presión de 4 atmósferas. Si la presión disminuye a 1/3 de su valor, ¿cuál será el volumen que ocupará dicho gas? *Sol:* 6L

## Ley de Charles y de Gay-Lussac

**1ª ley:** El volumen que ocupa una determinada cantidad de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta. La temperatura absoluta se obtiene sumando a la temperatura que marca el termómetro o centígrada el número 273, y se mide en grados llamados Kelvin (K).

$$T \text{ (K)} = t \text{ (}^\circ\text{C)} + 273$$

$$(2) V = k_2 T \rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = cte$$

**2ª ley:** Si en vez de permanecer constante la presión, lo que no varía es el volumen del recipiente, lógicamente al aumentar la temperatura del gas contenido en el recipiente, lo hará también la presión; esta es la **segunda ley de Gay-Lussac:** *a volumen constante, la presión y la temperatura de un gas son directamente proporcionales.*

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = cte$$

Si combinamos adecuadamente estas tres leyes anteriores se obtiene una relación entre la presión, el volumen y la temperatura, manteniendo la cantidad de masa gaseosa constante:

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

(Se ha partido de las condiciones  $P_1, V_1, T_1$  y se llega a  $P_2, V_2, T_2$  pasando por  $P_x, V_x, T_x$ )

## Ley de Avogadro

A presión y temperatura constante, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles de dicho gas.

$$(3) V = k_3 n \rightarrow \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} = cte$$

## Ley general de los gases ideales

En las tres leyes anteriores (1), (2) y (3), observamos como el volumen es proporcional al número de moles, a la temperatura y a la inversa de la presión, por lo tanto el volumen de un gas debe ser proporcional al producto de estas tres magnitudes.

$$V = k_1 \cdot k_2 \cdot k_3 \cdot \frac{P}{T} \cdot n \rightarrow \underline{\underline{PV = nRT}}$$

$\left( k_1 \cdot k_2 \cdot k_3 = R \text{ constante universal de los gases ideales, siendo su valor } 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{°K} \cdot \text{mol}} \right)$

## Volumen molar de un gas

A las condiciones de 1 atm de presión y 0° centígrados de temperatura (273°K) se les llama condiciones normales (CN). En estas condiciones el volumen que ocupa un mol de cualquier gas es de 22,4 litros. Si nosotros sustituimos en la ecuación general de los gases ideales el volumen por 22,4L, el número de moles por 1, la presión por 1 atm y la temperatura por 273°K obtenemos el valor de la constante de los gases  $R$ .

### Ley de Dalton de las presiones parciales

En una mezcla de gases la presión total de la mezcla en el recipiente es la suma de las presiones que ejercen cada uno de los gases (presión parcial). Se define presión parcial de un componente de la mezcla a la presión que ejercería actuando como si estuviese sólo en el recipiente.

$$\begin{cases} P_1 = n_1 \frac{RT}{V} \\ P_2 = n_2 \frac{RT}{V} \\ P_3 = n_3 \frac{RT}{V} \end{cases} \rightarrow \left( P_1 = \frac{n_1 RT}{V} + P_2 = \frac{n_2 RT}{V} + P_3 = \frac{n_3 RT}{V} \right) \rightarrow \begin{cases} (P_1 + P_2 + P_3) = (n_1 + n_2 + n_3) \frac{RT}{V} \\ P_i = n_i \frac{RT}{V} \end{cases}$$

### Ejercicios

1. ¿Qué volumen ocuparán 5 L de un gas medidos en condiciones normales si cambiamos las condiciones a 20 °C y 700 mm de Hg?
2. En el interior de una jeringuilla hay 10 cm; de aire a 700 mm de Hg y a la temperatura ambiente de 20°C. Calcula el volumen que ocuparía dicha masa en el interior de la jeringuilla si la presión fuera la que existe en condiciones normales.
3. Calcula el número de moles que contiene un gas que ocupa un volumen de 3 lts. a 25°C de temperatura y 740 mm de Hg.
4. Determina el número de moles de dióxido de carbono que contiene 100 g de este gas y su volumen en condiciones normales.

5. Calcula la densidad del etano  $C_2H_6$ . a 700 mm de Hg y  $75\text{ }^\circ C$ .
  
6. Calcula la presión total y las presiones parciales que ejerce una mezcla de 40 g de oxígeno y 49 g de nitrógeno , que ocupan un volumen de 25 L una temperatura de  $30\text{ }^\circ C$  .
  
7. Tenemos 10 L de dióxido de carbono a 2 atm y  $20\text{ }^\circ C$  y 5 L de hidrógeno a 5 atm y  $25\text{ }^\circ C$ . Si mezclamos ambos gases en un recipiente de 25 L a  $40\text{ }^\circ C$ . Calcula la presión total en el interior del recipiente y la presión parcial de cada gas.
  
8. Tenemos 26 g de dióxido de carbono y 2,5 moles de oxígeno en un recipiente de 10 L. Calcula la presión total en el recipiente y la presión parcial de cada gas si la temperatura es de  $30\text{ }^\circ C$ .

## Composición centesimal. Fórmula empírica y fórmula molecular.

Al porcentaje en la que cada elemento entra a formar parte de un compuesto se le llama composición centesimal. Ilustremos esta definición con un ejemplo, determinando la composición centesimal en el ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).

$$A_r(\text{H})=1; A_r(\text{S})=32; A_r(\text{O})=16 \rightarrow M_r(\text{H}_2\text{SO}_4)=2 \cdot (1) + 1 \cdot (32) + 4 \cdot (16) = 98$$

$\downarrow$                        $\downarrow$                        $\downarrow$   
 N° de                      Masa                      Masa  
 átomos                      atómica                      molecular

$$\frac{2 \cdot (1)}{98} = \frac{\%H}{100} \rightarrow \%H = \frac{2 \cdot (1) \cdot 100}{98} \approx \underline{\underline{2,04\%}}$$

$$\frac{1 \cdot (32)}{98} = \frac{\%S}{100} \rightarrow \%S = \frac{1 \cdot (32) \cdot 100}{98} \approx \underline{\underline{32,65\%}}$$

$$\frac{4 \cdot (16)}{98} = \frac{\%O}{100} \rightarrow \%O = \frac{4 \cdot (16) \cdot 100}{98} \approx \underline{\underline{65,31\%}}$$

De las relaciones anteriores puede deducirse para un compuesto de fórmula general  $\text{X}_m \text{Y}_n$  la expresión que sigue:

$$\overbrace{\%(\text{X}) = \frac{n^\circ \text{ átomos (X)} \cdot A_r(\text{X})}{M_r(\text{Compuesto})} \cdot 100}^{\text{COMPOSICIÓN CENTESIMAL}} \quad \overbrace{\%(\text{Y}) = \frac{n^\circ \text{ átomos (Y)} \cdot A_r(\text{Y})}{M_r(\text{Compuesto})} \cdot 100}^{\text{COMPOSICIÓN CENTESIMAL}}$$

Siendo m y n los números de átomos de los elementos respectivos...

De estas expresiones anteriores puede deducirse fácilmente el número de átomos que entran a formar parte en las moléculas de un compuesto. Estamos hablando, por tanto, de la fórmula molecular de un compuesto...

$$\overbrace{n^\circ \text{ átomos (X)} = \frac{\%(\text{X}) \cdot M_r(\text{Compuesto})}{A_r(\text{X}) \cdot 100}}^{\text{FÓRMULA MOLECULAR}} \quad \overbrace{n^\circ \text{ átomos (Y)} = \frac{\%(\text{Y}) \cdot M_r(\text{Compuesto})}{A_r(\text{Y}) \cdot 100}}^{\text{FÓRMULA MOLECULAR}}$$

Cuando no se disponga de la masa molecular del compuesto, solo estaremos en condiciones de determinar la fórmula empírica y se hará de la forma que sigue

$$\overbrace{\frac{n^{\circ} \text{ átomos (X)}}{n^{\circ} \text{ átomos (Y)}}}^{\text{FÓRMULA EMPÍRICA}} = \frac{\frac{\%(\text{X})}{A_r(\text{X})}}{\frac{\%(\text{Y})}{A_r(\text{Y})}}$$

## Ejercicios

- Una muestra de 0'386 g de un óxido de cromo contiene 0'264 g de cromo. a) ¿Cuáles el % de oxígeno en el compuesto? b) ¿Cuál es la fórmula empírica del óxido?

*S: a) 31,6%; b) Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>*

- Un compuesto orgánico que contiene solamente carbono, hidrógeno y oxígeno, tiene 64'83 % de C y 13'51 % de H . A la temperatura de 127°C dicho compuesto es gaseoso y 2 g del mismo encerrados en un volumen de 1 litro ejercen una presión de 674 mm de Hg. Calcular la fórmula molecular del compuesto.

*S: a) M=74; C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>O*

- En la combustión de 2'37 g de carbono se forman 8'69 g de un óxido gaseoso de este elemento. Un litro de este óxido tiene una masa de 1'98 gramos, medidos a 1 atm de presión y a 273°K . Obtener la fórmula del óxido gaseoso formado.

*S: a) M=44; CO<sub>2</sub>*

- Se han pesado 0'50 g de Al que se han introducido en una estufa con atmósfera de cloro seco. Al reaccionar por completo la muestra, se han obtenido 2'472 g de un sólido blanco. Al evaporar este sólido en un recipiente de 0'4 litros a 300°C, la presión resultante es de 803'46 mm de Hg. Calcular la fórmula empírica y molecular del cloruro de aluminio obtenido.

*S: a) M=274,6; Al<sub>2</sub>Cl<sub>6</sub>; AlCl<sub>3</sub>*

- El análisis de un hidrocarburo da 92,32 % de carbono y 7,68 % de hidrógeno .Cinco gramos del mismo ,una vez transformados en vapor ,ocupan un volumen de 1575 cm<sup>3</sup>, medidos a 27°C y 760 mm de Hg de presión. Calcular su fórmula empírica y molecular.

S: a)  $M=78$ ;  $CH$ ;  $C_6H_6$

6. Un sustancia orgánica contiene solamente carbono, hidrógeno y oxígeno. A  $250^\circ\text{C}$  y  $750\text{ mm de Hg}$ ,  $1,65$  gramos de dicha sustancia en forma de vapor ocupan  $629\text{ ml}$ . Su análisis químico elemental es el siguiente ;  $63,1\%$  de carbono y  $28,2\%$  de oxígeno. Determinar su fórmula molecular.

S: a)  $C_6H_{10}O_2$

7. Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal : $C=12,78\%$ ,  $H=2,13\%$ ,  $Br=85,09\%$ . Sabiendo que  $3,2\text{ g}$  de dicho compuesto gaseoso ocupan en condiciones normales un volumen de  $381,7\text{ ml}$ , calcule su fórmula molecular y proponga su fórmula desarrollada.
8. Un hidrocarburo gaseoso contiene un  $82,7\%$  de carbono y su densidad a  $25^\circ\text{C}$  Y  $755\text{ mm de Hg}$  de presión es de  $2,36\text{ g/L}$ . Calcula la fórmula empírica y molecular del compuesto.