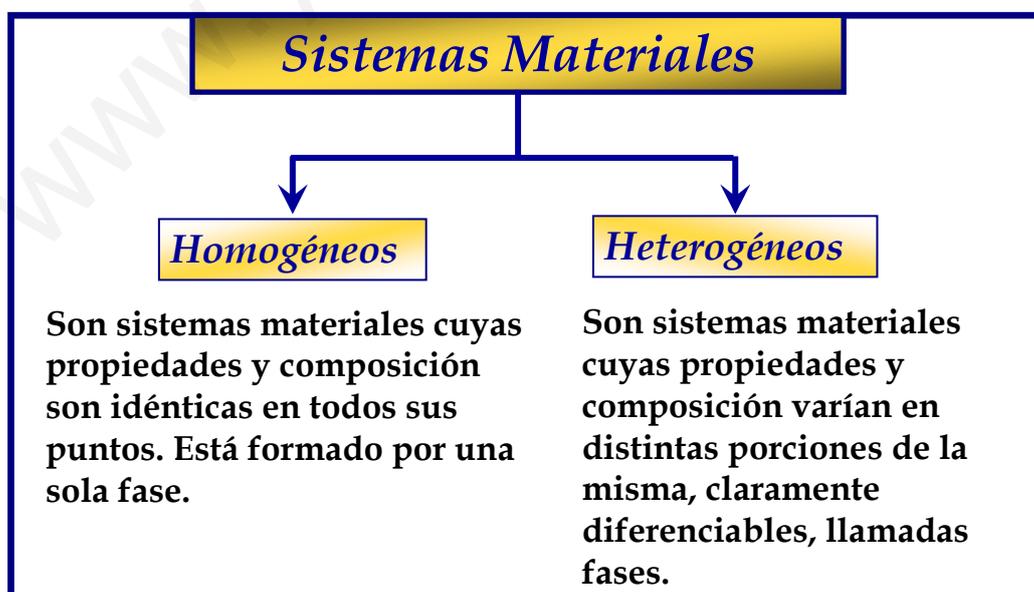
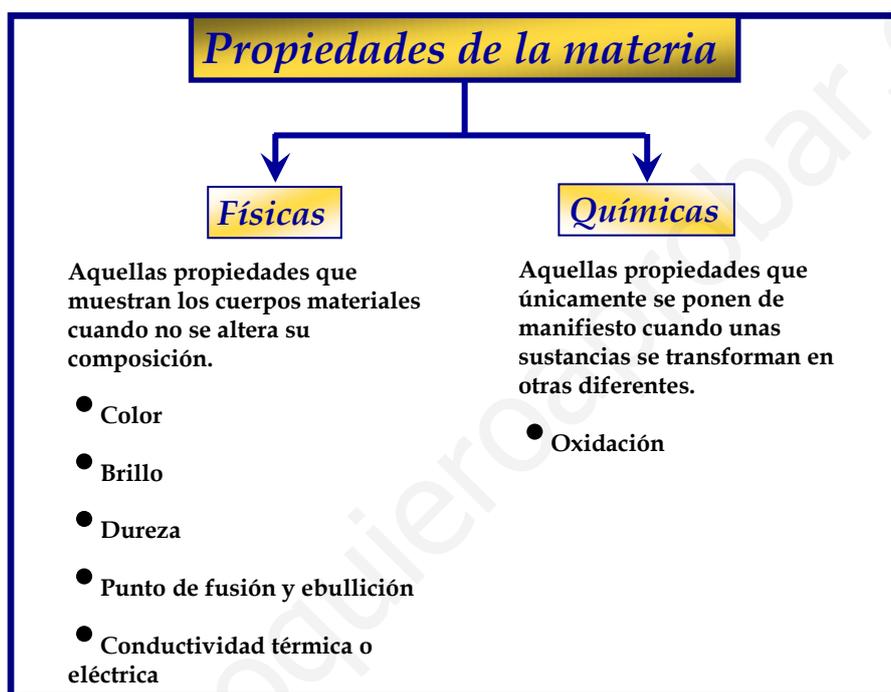


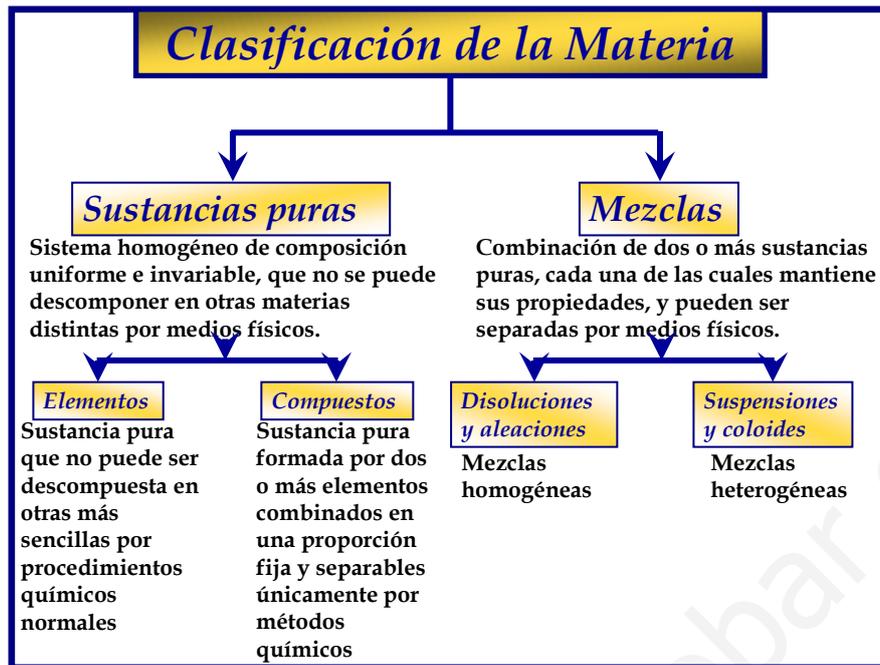
LEYES Y CONCEPTOS BÁSICOS DE LA QUÍMICA

La Física estudia los cambios que experimenta la materia sin que se vea afectada la naturaleza de la íntima de los cuerpos, y la Química estudia la naturaleza, composición y transformaciones que sufre la materia, la forma en que se obtienen las sustancias y las proporciones que las caracterizan.

1.- La Materia

La materia es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio, está constituida por partículas (átomos, moléculas, iones...) y posee masa, volumen y carga eléctrica.





2.- Leyes ponderales

- ✚ **Ley de conservación de la masa (Lavoisier):** En cualquier reacción química que ocurra en un sistema cerrado la masa total de las sustancias existentes se conserva.

$$\sum M_{\text{reactivos}} = \sum M_{\text{productos}}$$

En general podemos enunciar que la masa ni se crea ni se destruye, sólo se transforma.

- ✚ **Ley de las proporciones definidas (Proust):** Cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto, siempre lo hacen en una relación de masas constante.

➤ **Ejercicio:** El cloro y el sodio se combinan para dar cloruro de sodio en la relación 71g de cloro con 46g de sodio. Calcula:

- a) La cantidad necesaria de sodio para que se combine totalmente con 30g de cloro.

$$\frac{71\text{g de cloro}}{46\text{g de sodio}} = \frac{30\text{g de cloro}}{x \text{ de sodio}} \Rightarrow x = 19,44\text{g de sodio}$$

- b) La cantidad de cloruro de sodio que se formará al mezclar 50g de cloro con 80 de sodio.

$$\frac{71\text{g de cloro}}{46\text{g de sodio}} = \frac{50\text{g de cloro}}{x \text{ de sodio}} \Rightarrow x = 32,4\text{g de sodio reaccionan}$$

Quedan sin reaccionar: $80\text{g} - 32,4\text{g} = 47,6\text{g}$ de sodio

Por tanto, se formarán:

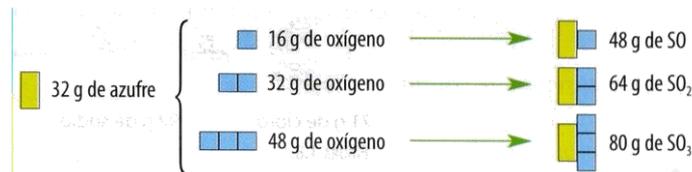
$$50\text{g cloro} + 32,4\text{g sodio} = 82,4\text{g cloruro de sodio}$$

- ✚ **Ley de las proporciones múltiples (Dalton):** Si una cantidad fija “a” de una sustancia A puede combinarse con cantidades fijas “b₁” y “b₂” de otro elemento

B para formar compuestos diferentes $X(a/b_1)$ e $Y(a/b_2)$, la relación en la que se encuentran las cantidades “ b_1 ” y “ b_2 ” es la números enteros sencillos.

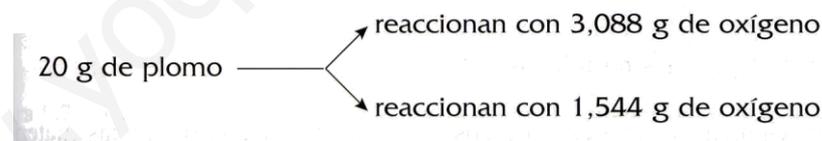
$$\frac{b_1}{b_2} = \text{relación de } n^\circ \text{ enteros sencillos}$$

- **Ejercicio:** El azufre y el oxígeno pueden formar tres compuestos distintos según las siguientes proporciones: 32g de azufre reaccionan con 16g de oxígeno, o 32g de oxígeno o 48g de oxígeno. ¿Encuentras alguna regularidad en estas proporciones?. ¿Serías capaz de enunciar la ley aplicada a este ejemplo?.



- Entre el primer y el segundo compuesto la relación es de $\frac{32g\ O}{16g\ O} = 2$ (*nº entero sencillo*)
- Entre el primer y tercer compuesto la relación es de $\frac{48g\ O}{16g\ O} = 3$ (*nº entero sencillo*)
- Entre el segundo y tercer compuesto la relación es de $\frac{32g\ O}{48g\ O} = \frac{2}{3}$ (*relación de números enteros sencillos*)

- **Ejercicio:** Se combinan 20g de plomo con 3,088g de oxígeno para obtener un óxido de plomo. En condiciones diferentes otros 20g de plomo se combinan con 1,544g de oxígeno para obtener otro óxido de plomo diferente. Demuestra que se verifica la ley de las proporciones múltiples.



$$\frac{3,088g\ O}{1,544g\ O} = 2 \text{ (nº entero sencillo)}$$

- **Ejercicio:** El hidrógeno y el oxígeno reaccionan para formar agua, pero en condiciones extremas, sometidos a una fuerte descarga eléctrica, pueden dar agua oxigenada. La primera reacción contiene un 11,2% de hidrógeno, mientras que la segunda contiene un 5,93% de hidrógeno. Demuestra que se verifica la ley de las proporciones múltiples.

100g de agua → 11,2g de H y 100 - 11,2 = 88,8g de O
 100g de agua oxigenada → 5,93g de H y 100 - 5,93 = 94,07g de O
 Tomamos 100g de agua como referencia (11,2g H y 88,8g O) y fijamos, por ejemplo, los **88,8 g de O**.

Calculamos cuántos gramos de hidrógeno se combinarán con esa misma cantidad de oxígeno en el agua oxigenada:

$$\frac{5,93g H}{94,07g O} = \frac{x}{88,8g O} \Rightarrow x = 5,598g H$$

Tenemos que con 88,8g O reaccionan → 5,598g H y 11,2g H, por lo que la relación entre dichas masas es:

$$\frac{5,598g H}{11,2g H} \approx \frac{1}{2} \text{ (relación de números enteros sencillos)}$$

Luego se verifica la ley de las proporciones múltiples.

- **Ejercicio:** Dos óxidos de cobre contienen un 79,884% y un 88,817% de dicho elemento. Justifica que estos compuestos cumplen la ley de las proporciones múltiples.

$$\begin{aligned} 100g \text{ de óxido 1} &\rightarrow 79,884g \text{ Cu y } 100-79,884 = 20,116g \text{ O} \\ 100g \text{ de óxido 2} &\rightarrow 88,817g \text{ Cu y } 100-88,817 = 11,183g \text{ O} \end{aligned}$$

Tomamos 100g del segundo óxido (88,817g Cu y **11,183g O**) y fijamos esa cantidad de oxígeno.

Calculamos la cantidad de cobre del primer óxido que reacciona con esa cantidad de oxígeno:

$$\frac{79,884g Cu}{20,116g O} = \frac{x}{11,183g O} \Rightarrow x = 44,410g Cu$$

Tenemos que con 11,183g de O reaccionan → 88,817g Cu y 44,410g Cu, por lo que:

$$\frac{88,817g Cu}{44,410g Cu} = 2 \text{ (n}^\circ \text{ entero sencillo)}$$

3.- Justificación de las leyes ponderales. Teoría atómica de Dalton

Hipótesis de Dalton:

1. Los elementos están constituidos por átomos, que son partículas materiales independientes, inalterables e indivisibles.
2. Los átomos de un mismo elemento son iguales en masa y en el resto de propiedades.
3. Los átomos de distintos elementos tienen distinta masa y propiedades.
4. Los compuestos se forman por la unión de átomos de los correspondientes elementos en relación de números enteros sencilla.
5. En las reacciones químicas, los átomos no se crean ni se destruyen, únicamente, se redistribuyen.

4.- Ley de los volúmenes de combinación (Gay-Lussac)

En una reacción química, en las mismas condiciones de presión y temperatura, los volúmenes de las sustancias gaseosas que intervienen guardan entre sí una relación de números enteros sencillos.

De otra forma: Los volúmenes de los gases reaccionantes y de los gases obtenidos guardan una relación numérica sencilla siempre y cuando se trabaje a presión y temperatura constante.

Se observa, además, que el volumen resultante siempre es igual o inferior a la suma de los volúmenes de las sustancias gaseosas iniciales.

- **Ejercicio:** Sabemos que 1 litro de Hidrógeno reacciona con 0,5 litro de Oxígeno para dar 1 litro de vapor de agua. Si disponemos de 3 l de hidrógeno y 7 L de oxígeno, razona cuál de las afirmaciones siguientes es la correcta:
- Los 3 L de Hidrógeno reaccionan con los 7 L de Oxígeno para formar 10 L de vapor de agua.
 - No se produce reacción alguna.
 - Los 3 L de Hidrógeno reaccionan con 1 L de Oxígeno para dar 4 L de vapor de agua y 6 L de Oxígeno sobrante.
 - Los 3 L de Hidrógeno reaccionan con 1,5 L de Oxígeno para dar 3 L de vapor de agua y 5,5 L de Oxígeno sobrante.

La respuesta es la “d” pues la proporción en la que los volúmenes de ambos gases reaccionan es de 1 L Hidrógeno : 0,5 L Oxígeno.

5.- Hipótesis de Avogadro

- ✚ *Volúmenes iguales de diferentes gases, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas.*
- ✚ *Los gases elementales están formados por la asociación de dos átomos, son moléculas diatómicas (Cl_2 , N_2 , O_2 , H_2)*

Nota: Hemos de tener en cuenta que en una reacción química la masa se conserva pero el volumen no se conserva.

6.- Masa Atómica y Masa Molecular. N° de Avogadro. Concepto de Mol:

- ❖ Denominamos masa atómica de un elemento a la masa que tiene un átomo de dicho elemento. Como es muy pequeña, los químicos idean una escala de masas atómicas tomando como referencia la masa del átomo más pequeño, el hidrógeno, al cual le corresponde 1 uma de masa. Posteriormente se tomó como referencia el carbono-12.
- ❖ Denominamos masa molecular de una sustancia a la masa de una molécula de dicha sustancia. Se calcula sumando las masas atómicas de los átomos que componen la sustancia.
- ❖ $1 \text{ uma} = 1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$

*Denominamos **mol** a la cantidad de sustancia que contiene tantas partículas, (átomos, moléculas, etc...) como las que hay en 12 g de C-12.*

*Un **mol** de cualquier sustancia elemental contiene el mismo número de átomos, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ átomos, aunque su masa en gramos sea diferente.*

*Un **mol** de cualquier sustancia compuesta contiene el mismo número de moléculas, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas, aunque su masa en gramos sea diferente.*

*La **masa molar** es la masa que hay en un **mol** de átomos, moléculas, iones, ..., y se corresponde con el valor en gramos de la masa atómica o molecular de la sustancia dada.*

El n° de moles de una sustancia podemos calcularlo dividiendo la masa que tenemos de sustancia entre su masa molar:

$$\text{N}^\circ \text{ de moles: } n = \frac{m(g)}{M(g/mol)}$$

- **Ejercicio:** Calcula las masas moleculares de las siguientes sustancias: N_2 , $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

$$\text{N}_2 \rightarrow 2 \cdot 14 = 28 \text{ u}$$

$$\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 \rightarrow 9 \cdot 12 + 8 \cdot 1 + 4 \cdot 16 = 180 \text{ u}$$

$$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2 \cdot 27 + 3 \cdot (32 + 4 \cdot 16) = 342 \text{ u}$$

- **Ejercicio:** Calcula la masa en gramos de un átomo de carbono 12. Un mol de átomos de carbonos tiene 12g y $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos. Por tanto podemos establecer la siguiente relación:

$$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{12 \text{ g}} = \frac{1 \text{ átomo}}{x} \Rightarrow x = \frac{12}{6,022 \cdot 10^{23}} \text{ g} = 1,99 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

- **Ejercicio:** Sabiendo que 40u es la masa del átomo de calcio, calcula:
- La masa atómica, en gramos, del átomo de calcio
 - Cuál de las siguientes cantidades tienen mayor nº de átomos de calcio y de moles: 56 g; 0,20 moles; $5 \cdot 10^{23}$ átomos.

- a) Un mol de átomos de calcio tiene $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos y una masa de 40 g. Por ello podemos establecer la proporción:

$$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{40 \text{ g}} = \frac{1 \text{ átomo}}{x} \Rightarrow x = \frac{40}{6,022 \cdot 10^{23}} \text{ g} = 6,64 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

- b) Calculo para todos los casos el nº de moles y comparo los resultados:

$$56\text{g} \rightarrow n = \frac{56\text{g}}{40\text{g/mol}} = 1,4 \text{ moles} \Rightarrow 1,4 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 8,4 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$0,20 \text{ moles} \rightarrow 0,20 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 1,2 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$5 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \rightarrow \frac{5 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol}} = 0,83 \text{ moles}$$

En orden de mayor a menor nº de átomos y moles es:

$$56\text{g} > 5 \cdot 10^{23} \text{ átomos} > 0,20 \text{ moles}$$

- **Ejercicio:** Sabiendo que 98u es la masa de una molécula de ácido sulfúrico (H_2SO_4), calcula el nº de moles que habrá en: 49 g; 250 u ; $20 \cdot 10^{20}$ moléculas.

98g es la masa de un mol, donde hay $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas. Por tanto:

$$49\text{g} \rightarrow n = \frac{49\text{g}}{98\text{g/mol}} = 0,5 \text{ moles}$$

$$250\text{u} \rightarrow \begin{cases} \frac{98\text{u}}{1\text{molécula}} = \frac{250\text{u}}{x} \Rightarrow x = \frac{250}{98} = 2,55 \text{ moléculas} \Rightarrow \\ n = \frac{2,55 \text{ moléculas}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol}} = 4,23 \cdot 10^{-24} \text{ moles} \end{cases}$$

$$20 \cdot 10^{20} \text{ moléculas} \rightarrow n = \frac{20 \cdot 10^{20} \text{ moléculas}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol}} = 3,32 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

7.- Composición Centesimal. Fórmula Empírica y Fórmula Molecular.

- **Composición Centesimal:** Es expresar el porcentaje en masa de cada elemento dentro de un compuesto.
- **Fórmula empírica:** Es aquella que indica la relación más sencilla en que están combinados los átomos de cada uno de los elementos que forman un compuesto.
- **Fórmula Molecular:** Es aquella que expresa el número real de átomos de cada clase que forman la molécula de un compuesto.

➤ **Ejercicio:** Composición centesimal del ácido sulfúrico, H_2SO_4 .

Datos: H = 1; S = 32; O = 16.

$$M(H_2SO_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g/mol}$$

$$\% H = \frac{2 \cdot 1}{98} \cdot 100 = 2,04 \% ; \quad \% S = \frac{32}{98} \cdot 100 = 32,65 \% ; \quad \% O = \frac{4 \cdot 16}{98} \cdot 100 = 65,31 \%$$

➤ **Ejercicio:** El análisis de cierto compuesto revela que su composición en masa es 30,435 % de N y 69,565 % de O. a) Hallar su fórmula empírica. b) Si la masa molecular del compuesto es 92, hallar su fórmula molecular. DATOS: N = 14 u ; O = 16 u

a) Cálculo de la fórmula empírica: Elegimos 100 g del compuesto. Entonces:

Elemento	Masa relativa del elemento	Masa atómica (M)	Nº relativo de átomos (se divide la masa por m)	Relación más sencilla (se divide por el menor)	Fórmula empírica
Nitrógeno	30,435	14	$\frac{30,435}{14} = 2,174$	$\frac{2,174}{2,174} = 1$	NO ₂
Oxígeno	69,565	16	$\frac{69,565}{16} = 4,348$	$\frac{4,348}{2,174} = 2$	

Si los resultados no fueran redondeables se multiplican TODOS por 2 o por 3

b) Cálculo de la fórmula molecular

La fórmula molecular será un múltiplo de la empírica: $(NO_2)_n$

$$n \cdot (14 + 2 \cdot 16) = 92 \Rightarrow n = 2 \text{ luego la fórmula molecular es } N_2O_4$$

8.- Leyes de los Gases

✚ **Ley de Boyle-Mariotte:** Si se mantiene la temperatura del gas constante, la presión y el volumen del mismo son magnitudes inversamente proporcionales.

$$P \cdot V = cte \Rightarrow P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

✚ **Ley de Charles:** Si se mantiene la presión del gas constante, el volumen y la temperatura del mismo son magnitudes directamente proporcionales.

$$\frac{V}{T} = cte \Rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

- ✚ **Ley de Gay-Lussac:** Si se mantiene el volumen del gas constante, la presión y la temperatura del mismo son magnitudes directamente proporcionales.

$$\frac{P}{T} = cte \quad \Rightarrow \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

- ✚ **Ecuación de estado de los gases (ecuación de Clapeyron o de los gases ideales):** Es la síntesis de las tres anteriores, en la que puede variar cualquiera de las magnitudes características de los gases (presión, temperatura y volumen).

$$\frac{PV}{T} = cte \quad o \quad PV = nRT \quad \text{donde } R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{l} / \text{K} \cdot \text{mol}$$

Ley de Avogadro. Volumen Molar:

Un mol de cualquier gas medido en condiciones normales de presión y temperatura (1 atm, 273 K) ocupa un volumen de 22,4 L.

Veamos: $PV = nRT \rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{1 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 22,4 \text{ L}$

En general un mol de cualquier gas medido en las mismas condiciones de presión y temperatura ocupa el mismo volumen.

Ley de Dalton para las presiones parciales:

“La presión de una mezcla de gases, que no reaccionan químicamente, es igual a la suma de las presiones parciales que ejercería cada uno de ellos si solo uno ocupase todo el volumen de la mezcla, sin cambiar la temperatura”.

Es decir, si tenemos una mezcla de n_1, n_2, \dots, n_n moles de gases, que ejercen las presiones parciales p_1, p_2, \dots, p_n , la presión total de la mezcla es:

$$p_{total} = p_1 + p_2 + \dots + p_n$$

Veamos: sean n_1, n_2, \dots, n_n los moles de n gases ideales encerrados en un mismo recipiente de volumen V , a una temperatura T . Según la ley de los gases ideales y la de Dalton, la presión parcial que ejerce cada gas será:

$$p_1 = \frac{n_1RT}{V}; \quad p_2 = \frac{n_2RT}{V}; \quad \dots; \quad p_n = \frac{n_nRT}{V} \quad \text{(I)}$$

Para la presión total la ley nos dice: $p_{total}V = n_tRT \leftrightarrow \frac{RT}{V} = \frac{p_{total}}{n_t}$ (II)

Donde $n_t = n_1 + n_2 + \dots + n_n$ el número total de moles.

Sustituyendo (II) en cada ecuación de (I):

$$p_1 = \frac{n_1}{n_t} p_{total}; \quad p_2 = \frac{n_2}{n_t} p_{total}; \quad \dots; \quad p_n = \frac{n_n}{n_t} p_{total} \quad \text{(I)}$$

Si sumamos todas las presiones parciales tenemos:

$$p_1 + p_2 + \dots + p_n = \frac{n_1}{n_t} p_{total} + \frac{n_2}{n_t} p_{total} + \dots + \frac{n_n}{n_t} p_{total} =$$

$$= \frac{n_1+n_2+\dots+n_n}{n_t} p_{total} = \frac{n_t}{n_t} p_{total} = p_{total} \quad \text{Como nos dice dicha ley.}$$

Nota: **Fracción molar** de un gas en una mezcla: se llama fracción molar de un gas i en una mezcla al cociente $\frac{n_i}{n_t}$, y se representa por χ_i

Por tanto nos queda así:

$$P_i = \chi_i \cdot P_{total}$$

Obviamente la suma de todas las fracciones molares de una mezcla será: $\sum \chi_i = 1$

- **Ejercicio:** Sabemos que un gas ocupa un volumen de 200 ml a la presión de 2atm. ¿Qué presión ejerce cuando ocupa un volumen de 0,5 L?

Aplicamos la ley de Boyle-Mariotte, aunque podemos aplicar la de los gases ideales.

- Estado 1: $V_1 = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ l}$; $P_1 = 2 \text{ atm}$
- Estado 2: $V_2 = 0,5 \text{ L}$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \Rightarrow 2 \text{ atm} \cdot 0,2 \text{ L} = 0,5 \cdot P_2 \Rightarrow P_2 = \frac{2 \cdot 0,2}{0,5} = 0,8 \text{ atm}$$

- **Ejercicio:** Cierta gas ocupa un volumen de 320 cm³ a una presión de 1028 mbars. ¿Qué volumen ocupará a una presión de 1,7 atm?

Aplicamos la ley de Boyle-Mariotte, aunque podemos aplicar la de los gases ideales.

- Estado 1: $V_1 = 320 \text{ cm}^3 = 0,32 \text{ L}$; $P_1 = 1028 \text{ mb} = 1028/1013 = 1,015 \text{ atm}$
- Estado 2: $P_2 = 1,7 \text{ atm}$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \Rightarrow 1,015 \cdot 0,32 = 1,7 \cdot V_2 \Rightarrow V_2 = \frac{1,015 \cdot 0,32}{1,7} = 0,19 \text{ L} = 190 \text{ cm}^3$$

- **Ejercicio:** El volumen inicial de una cierta cantidad de gas es de 200 cm³ a la temperatura de 20 °C. Calcula el volumen que ocupa a 90°C si la presión se mantiene constante.

Aplicamos la ley de Charles, aunque podemos aplicar la ecuación de los gases ideales.

- Estado 1: $V_1 = 200 \text{ cm}^3 = 0,2 \text{ L}$; $T_1 = 20 + 273 = 293 \text{ K}$
- Estado 2: $T_2 = 90 + 273 = 363 \text{ K}$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{0,2 \text{ L}}{293 \text{ K}} = \frac{V_2}{363 \text{ K}} \Rightarrow V_2 = \frac{0,2 \cdot 363}{293} = 0,25 \text{ L}$$

- **Ejercicio:** En el interior de una jeringuilla tienes 15 cm³ de aire a presión atmosférica (1 atm) y a temperatura ambiente (22°C). calcula el volumen que ocupa dicha masa de aire en el interior de la jeringuilla si la presión es de 700 mmHg y la temperatura 5°C.

Aplicaremos la ecuación de los gases ideales. Primero pondremos todas las magnitudes en las mismas unidades:

- Estado 1: $P_1 = 1 \text{ atm}$; $T_1 = 22 + 273 = 295 \text{ K}$; $V_1 = 15 \text{ cm}^3 = 15 \cdot 10^{-3} \text{ L}$
- Estado 2: $P_2 = 700 \text{ mmHg} = 700/760 = 0,921 \text{ atm}$; $T_2 = 5 + 273 = 278 \text{ K}$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{1 \text{ atm } 15 \cdot 10^{-3} \text{ L}}{295 \text{ K}} = \frac{0,921 \text{ atm} \cdot V_2}{278 \text{ K}} \Rightarrow V_2 = \frac{15 \cdot 10^{-3} \cdot 278}{295 \cdot 0,921} = 15,35 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 15,35 \text{ cm}^3$$

- **Ejercicio:** ¿Pueden 5 l de un gas a 20°C y 1 atm, ocupar 6 L si variamos las condiciones a 25°C y 2 atm?

Debe verificarse la ecuación de los gases ideales: $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$ La comprobamos:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{1 \cdot 5}{20 + 273} = 0,017 \quad \text{y} \quad \frac{P_2 V_2}{T_2} = \frac{2 \cdot 6}{25 + 273} = 0,04$$

Es imposible. Además sin hacer cálculos podemos decir que a más presión o más temperatura menos volumen ocupa el gas.

- **Ejercicio:** Una muestra de hidrógeno ocupa un volumen de 3 L a una presión de 750 mmHg y cuando la temperatura es de 40 °C. Calcula:
- El volumen que ocuparía en condiciones normales
 - Los moles de hidrógeno que tiene la muestra
 - Las partículas de gas que hay en la muestra.

$$P_1 = 750 \text{ mmHg} = 750/760 = 0,99 \text{ atm}; \quad T_1 = 40^\circ\text{C} = 40 + 273 = 313 \text{ K}$$

- a) Aplicamos la ecuación de los gases ideales. Las condiciones normales son 1 atm de presión y 273 K de temperatura:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{0,99 \text{ atm } 3 \text{ L}}{313 \text{ K}} = \frac{1 \text{ atm } V_2}{273 \text{ K}} \Rightarrow V_2 = \frac{0,99 \cdot 3 \cdot 273}{313} = 2,59 \text{ L}$$

- b) Aplicamos la ecuación de los gases ideales:

$$P V = n R T \Rightarrow n = \frac{P V}{R T} = \frac{0,99 \cdot 3}{0,082 \cdot 313} = 0,116 \text{ moles}$$

- c) Aplicando la ley de Avogadro, un mol de cualquier sustancia contiene 6,022 10^{23} partículas.

$$\text{N}^\circ \text{ partículas} = 0,116 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 6,99 \cdot 10^{22} \text{ partículas}$$

- **Ejercicio:** Un gas a 1,5 atm y 290 K tiene una densidad de 1,178 g/L. calcula su masa molecular.

Transformando la ecuación de los gases ideales, aplicando diferentes definiciones:

$$P V = n R T = \left\{ n = \frac{m}{M} \right\} = \frac{m}{M} R T \Rightarrow P = \frac{m}{M V} R T = \left\{ d = \frac{m}{V} \right\} = \frac{d}{M} R T \Rightarrow$$

$$M = \frac{d R T}{P} = \frac{1,178 \text{ g/L} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/K mol} \cdot 290 \text{ K}}{1,5 \text{ atm}} = 18,67 \text{ g/mol}; \quad M = 18,67 \text{ u}$$

- **Ejercicio:** Calcula la densidad del metano CH₄ a 700 mmHg y 75°C.

$$700 \text{ mmHg} = 700/760 = 0,92 \text{ atm}; \quad 75^\circ\text{C} = 75 + 273 = 348 \text{ K}$$

$$M = 12 + 4 \cdot 1 = 16 \text{ g/mol}$$

Al igual que el ejercicio anterior:

$$PV = nRT = \left\{ n = \frac{m}{M} \right\} = \frac{m}{M} RT \Rightarrow P = \frac{m}{MV} RT = \left\{ d = \frac{m}{V} \right\} = \frac{d}{M} RT \Rightarrow$$

$$d = \frac{PM}{RT} = \frac{0,92 \text{ atm} \cdot 16 \text{ g/mol}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol} \cdot 348 \text{ K}} = 0,52 \text{ g/L}$$

- **Ejercicio:** Calcula el nº de moléculas de CO₂ que habrá en 10 L de dicho gas medidos en condiciones normales.

Como un mol de cualquier gas medido en condiciones normales ocupa 22,4 L, y que cada mol posee 6,023 · 10²³ partículas, tenemos:

$$n = \frac{10}{22,4} = 0,446 \text{ moles} \Rightarrow n^\circ \text{ partículas} = 0,446 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 2,69 \cdot 10^{23}$$

- **Ejercicio:** Una mezcla de gases constituida por 4 g de metano y 6 g de etano, de fórmula C₂H₆, ocupan un volumen de 21,75 L. Calcula: a) Las fracciones molares del metano y el etano. b) La temperatura a que se encuentra la mezcla, si la presión total es de 0,5 atm. c) La presión parcial que ejerce cada uno de los gases presentes en la mezcla. Datos: C = 12 u; H = 1 u.

Tenemos una mezcla de dos gases: CH₄ y C₂H₆

Las masas molares de los gases son:

$$M(\text{CH}_4) = 12 + 4 \cdot 1 = 16 \text{ g/mol} ; M(\text{C}_2\text{H}_6) = 2 \cdot 12 + 6 \cdot 1 = 30 \text{ g/mol}$$

$$\text{Número de moles: } n_1(\text{CH}_4) = 4 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{16 \text{ g}} = 0,25 \text{ mol} ; n_2(\text{C}_2\text{H}_6) = 6 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{30 \text{ g}} = 0,2 \text{ mol}$$

$$n_{\text{total}} = n_1 + n_2 = 0,45 \text{ mol}$$

a) Fracciones molares: Para el Metano: $\chi_1 = \frac{n_1}{n_{\text{total}}} = \frac{0,25}{0,45} = 0,5$

Para el Etano: $\chi_2 = \frac{n_2}{n_{\text{total}}} = \frac{0,2}{0,45} = 0,4$

b) $P_{\text{total}} = 0,5 \text{ atm} ; V = 21,75 \text{ L}$

$$P_{\text{total}} V = n_{\text{total}} RT \Rightarrow T = \frac{P_{\text{total}} \cdot V}{n_{\text{total}} \cdot R} = \frac{0,5 \text{ atm} \cdot 21,75 \text{ L}}{0,45 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}} = 294,7 \text{ K}$$

c) Presiones parciales:

$$\text{Metano: } p_1 = \chi_1 \cdot p_{\text{total}} = 0,5 \cdot 0,5 \text{ atm} = 0,25 \text{ atm} \quad \text{Etano: } p_2 = \chi_2 \cdot p_{\text{total}} = 0,4 \cdot 0,5 \text{ atm} = 0,2 \text{ atm}$$

- **Ejercicio:** Se recogen sobre agua exactamente 500 ml de nitrógeno a 25°C y 755 mmHg de presión. El gas está saturado con vapor de agua. Calcular el volumen del nitrógeno seco en condiciones normales. Presión de vapor del agua a 25°C es de 23,8 mmHg.

Por ser una mezcla gaseosa, la presión total será suma de las presiones parciales de todos los componentes (N₂, H₂O):

$$P_T = P_{N_2} + P_{H_2O} \Rightarrow P_{N_2} = P_T - P_{H_2O} = 755 - 23,8 = 731,2 \text{ mmHg}$$

Conocida la presión parcial del nitrógeno, se calcula mediante la ecuación de gases ideales aplicada a un componente de la mezcla, el número de moles de nitrógeno.

$$P_{N_2} V = n_{N_2} RT \quad \Rightarrow \quad n_{N_2} = \frac{P_{N_2} V}{RT} = \frac{731,8}{760} \cdot 0,5 = 0,0197 \text{ moles}$$

Teniendo en cuenta el volumen molar en condiciones normales.

$$V_{CN} = \frac{22,4 \text{ L}}{\cancel{\text{mol}}} \cdot 0,0197 \cancel{\text{ mol}} = 0,441 \text{ L} = 441 \text{ mL}$$

Ejercicios

- Sabiendo que en el sulfuro de hierro(II) la proporción de azufre y de hierro están en relación de 1 g de azufre por cada 1,75 g de hierro, ¿cuáles serán las masas de ambos que hay que combinar para obtener 250 g de sulfuro de hierro?
S. 159,1 g Fe y 90,9g S.
- La relación de combinación entre cloro y calcio es de 7,1 g de cloro por cada 4,0 g de calcio. Calcula las masas de cloro y calcio que existen en 10 g de CaCl_2 . Sol: 6,4 g Cl y 3,6 g Ca.
- ¿Cuántos átomos de plata habrá en 5 g de dicho metal?
- ¿Dónde crees que existirán más moléculas, en 15 g de H_2 o en 15 g de O_2 justifica la respuesta.
- Razona cuál de las siguientes cantidades tendrá un mayor número de átomos:
 - 20 g de hierro.
 - 20 g de azufre.
 - 20 g de oxígeno molecular.
 - En todas existen igual porque hay la misma cantidad.
 S. c) $7,53 \cdot 10^{23}$ átomos de O.
- De una sustancia pura sabemos que la masa de $2 \cdot 10^{19}$ moléculas corresponde a una masa de 1,06 mg, ¿cuál será la masa de 1 mol de esa sustancia? S. 31,9 g.
- Se hace reaccionar un elemento A con distintas cantidades de otro elemento, B. Si las relaciones entre las masas que se combinan de esos dos elementos son:

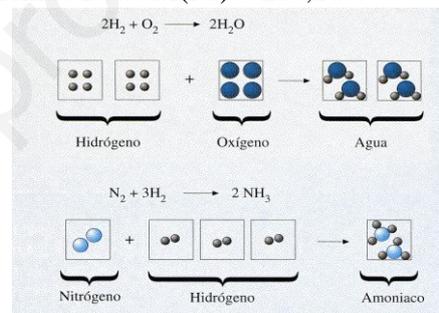
	A (g)	B (g)	Compuesto
1	4,2	11,20	X
2	8,4	22,40	X
3	4,2	5,60	Y
4	6,3	8,40	Y

- Comprueba que se cumple la ley de las proporciones definidas.
 - Comprueba que se cumple la ley de las proporciones múltiples.
 - Si el compuesto que se forma es, en los dos casos, un compuesto de carbono y oxígeno, ¿puedes indicar, de algún modo, qué compuesto es X y cuál es Y?
- Hacemos reaccionar por completo 2,91 g de cromo con 5,97 g de cloro. En otra experiencia, 2,91 g de cromo se combinan con 3,99 g de cloro. El cloruro de cromo que se obtiene en cada caso es distinto. Demuestra que se cumple la ley de las proporciones múltiples.

9. La estricnina es un potente veneno que se ha usado como raticida, cuya fórmula es $C_{21}H_{22}N_2O_2$. Para 1 mg de estricnina, calcule:
- El número de moles de carbono.
 - El número de moléculas de estricnina.
 - El número de átomos de nitrógeno.
- Masas atómicas: C = 12; H = 1; N = 14; O = 16.

10. En estado sólido, las moléculas de azufre están formadas por ocho átomos (S_8). Si tenemos 5 g de una muestra de azufre, calcula:
- El número de moles de átomos y de moles de moléculas de azufre que tenemos en la muestra.
 - El número de moléculas de azufre a que corresponden.
 - El número de átomos de azufre que hay en dicha muestra.
11. El cobre y el azufre reaccionan para formar sulfuro de cobre(III) en la proporción de 1 g de Cu por cada 0,504 g de azufre. ¿Cuántos gramos de sulfuro de cobre obtendremos si mezclamos 15 g de S con 15 g de Cu?
12. Dos cloruros de hierro contienen respectivamente un 34,46% y un 44,09% de hierro. Justifica con esos datos si se verifica la ley de proporciones múltiples.
13. ¿Cuál será la masa expresada en gramos de un átomo de plomo? Dato: $M(\text{Pb}) = 207,2\text{u}$.

14. Teniendo en cuenta los experimentos de Gay-Lussac, la ley de los volúmenes de combinación y la hipótesis de Avogadro, analiza cuál es el error cometido en las siguientes representaciones.



15. Para obtener 15 L de amoníaco a partir de N_2 y H_2 , ¿cuál debe ser el mínimo volumen de ambos?
16. Calcula la cantidad de moles y de moléculas que hay en 200 g de sulfato de cobre (II).
17. ¿Cuántas moléculas hay en 10 moles de agua? ¿Y en 50 g?
18. ¿Cuántas moléculas de agua hay en un litro y medio de esta? Datos: masa atómica H = 1 u ; masa atómica O = 16 u ; $d_{\text{agua}} = 1 \text{ kg/L}$
19. ¿Cuántos gramos de óxido de aluminio ($Al_2 O_3$) corresponden a $19,2 \cdot 10^{23}$ moléculas de esta sustancia? Datos: masa atómica Al = 27 u ; masa atómica O = 16 u
20. ¿Qué cantidad de sustancia (cuántas moléculas) hay en 200 g de hidróxido de sodio, NaOH?
21. Una determinada cantidad de aire a la presión de 2 atm y temperatura de 298 K, ocupa un volumen de 10 L. Calcula la masa molecular del aire, sabiendo que el contenido del mismo en el matraz tiene una masa de 23,6 g. S: 28,83 u.
22. Si tenemos encerrado aire en un recipiente de cristal, al calentarlo a 20°C la presión se eleva a 1,2 atm. ¿Cuánto marcará el barómetro si elevamos la temperatura 10°C más? S. 1,24 atm.
23. A 20°C la presión de un gas encerrado en un volumen V constante es de 850 mmHg. ¿Cuál será el valor de la presión si bajamos la temperatura a 0°C ? S. 791,98 mmHg.
24. Calcula la densidad del CO_2 en condiciones normales. S. 1,965 g/L.

25. La densidad del aire en condiciones normales es de 1,293 g/L. Calcula la masa de aire que estará contenido en un recipiente de 25 L, teniendo en cuenta que la presión interior para una temperatura de 77°C es de 1,5 atm. Calcula, asimismo, el nº de moles de aire que tenemos. S. 37,83 g ; 1,306 mol de aire
26. Calcula la densidad del ácido clorhídrico (HCl) a 650 mmHg y 70 °C. S: 1,11 g/L
27. La densidad de un gas en condiciones normales es 1,48 g/L. ¿Cuál será su densidad a 320 K y 730 mmHg? Solución: 1,21 g/L
28. ¿Qué volumen ocupan, en condiciones normales, 14 g de nitrógeno? Solución: 11,2 L
29. Se tienen 4 L de un gas en condiciones normales.
- ¿Qué volumen ocupará a 30 °C y 2 atm de presión?
 - ¿Cuántas partículas de gas hay en la muestra?
- Solución: a) 2,22 L b) $1,075 \cdot 10^{23}$ moléculas
30. Se dispone de 45,0 g de metano (CH₄) a 27 °C y 800 mmHg. Calcula:
- El volumen que ocupa en las citadas condiciones.
 - El número de moléculas existente.
- Solución: a) 66 L b) $1,7 \cdot 10^{24}$ moléculas
31. Sabiendo que la densidad media del aire a 0°C y 1 atm de presión es 1,293 g/L, calcula la masa molecular media del aire. Solución: 28,96 u
32. En un matraz de 1 L están contenidos 0,9 g de un gas a la temperatura de 25 °C. Un manómetro acoplado al matraz indica 600 mmHg. Calcula la masa molecular del gas. Solución: 28,1 u
33. Un recipiente contiene 8 g de CO₂, a la presión de 6 atm y 27 °C de temperatura. Calcula la cantidad de CO₂ que sale del recipiente cuando su presión se reduce a 2 atm. Solución: 5,3 g
34. Se sabe que 0,702 g de un gas encerrado en un recipiente de 100 cm³ ejerce una presión de 700 mmHg cuando la temperatura es de 27 °C. El análisis del gas ha mostrado la siguiente composición: 38,4% de C, 4,8% de H y 56,8% de Cl. Calcula su fórmula molecular. Solución: C₆H₉Cl₃.
35. Una cantidad de 35,2 g de un hidrocarburo ocupa en estado gaseoso 13,2 L medidos a 1 atm y 50 °C. Sabiendo que el 85,5% es carbono, calcula su fórmula molecular. Solución: C₅H₁₀.
36. Un recipiente contiene 50 L de un gas de densidad 1,45 g/L. La temperatura a la que se encuentra el gas es de 323 K y su presión de 10 atm. Calcula:
- Los moles que contiene el recipiente.
 - La masa de un mol del gas.
- Solución: a) 18,87 mol b) 3,8 g
37. En un recipiente de 4 L de capacidad, hay un gas a la presión de 6 atm. Calcula el volumen que ocuparía si el valor de la presión se duplicase, sin variar la temperatura. Solución: 2 L
38. Un gas ocupa un volumen de 2 L en condiciones normales de presión y temperatura; ¿qué volumen ocupará la misma masa de gas a 2 atm de presión y 50 °C de temperatura? Solución: 1,181 L
39. Un gas ocupa un volumen de 80 cm³ a 10°C y 715 mmHg de presión, ¿qué volumen ocupará en condiciones normales? Solución: 72,6 cm³.
40. Calcula cuántos recipientes de 2 L a 20 °C y 1 atm de presión se pueden llenar con los 50 L de oxígeno contenidos en una bombona de este gas a 6 atm y 20 °C. Solución: 150 recipientes.
41. ¿Qué volumen ocuparán 10 l de un gas medidos en condiciones normales si cambiamos las condiciones a 50 °C y 4 atm de presión?

42. Deduce el valor de la constante R de los gases perfectos a partir del dato: «un mol de un gas en condiciones normales ocupa un volumen de 22,4 L».
43. Calcula los gramos de amoníaco que podrás obtener con 10 dm³ de N₂ medidos en condiciones normales.
44. Tenemos, en condiciones normales, un recipiente de 750 mL lleno de nitrógeno, oxígeno y dióxido de carbono. Si la presión correspondiente al oxígeno es de 0,21 atm y la correspondiente al nitrógeno es de 0,77 atm, ¿cuántos moles de CO₂ hay en el recipiente? ¿Y gramos de N₂? ¿Cuál es la fracción molar del O₂?
S: $6,7 \cdot 10^{-4}$ moles; 0,72 g de N₂; $\chi_{O_2} = 0,21 = 21 \%$.
45. Se sabe que los elementos presentes en la vitamina C, son: carbono, hidrógeno y oxígeno. En un experimento se quemaron exactamente 2 gramos de vitamina C, obteniéndose 3 g de dióxido de carbono y 0,816 g de agua.
a. A partir de los resultados anteriores, establecer la fórmula empírica de la vitamina C.
b. Se desconoce el peso molecular con precisión, pero se sabe que su valor está comprendido entre 150 y 200. Hallar la fórmula molecular de la vitamina C.
Sol: a) C₃H₄O₃ b) C₆H₈O₆
46. Un compuesto orgánico contiene carbono, hidrógeno y oxígeno. Cuando se queman 15 gramos de compuesto se obtienen 22 gramos de dióxido de carbono y 9 gramos de agua. La densidad del compuesto en estado gaseoso, a 150°C y 780 mm de Hg es 1,775 g/L. Calcula la fórmula molecular del compuesto. Sol: C₂H₄O₂
47. Calcule:
a. La masa, en gramos, de una molécula de agua.
b. El número de átomos de hidrógeno que hay en 2 g de agua.
c. El número de moléculas que hay en 11'2 L de H₂, que están en condiciones normales de presión y temperatura.
Masas atómicas: H = 1; O = 16.