



GUÍA 4 DE QUÍMICA: LEYES Y CÁLCULOS ESTEQUIOMETRICOS

PROF. RODRIGO NAVAS F.

NOMBRE: _____

I. INTRODUCCIÓN

La estequiometría es un área de la química, describe las reacciones químicas en términos de cantidad de materia (masa, números de partículas y números de moles) y que se sistematiza a través de las leyes estequiométricas.

La estequiometría y sus leyes son la base no solo conceptual de la química, sino que también histórica. En efecto, las leyes estequiométricas fueron las primeras leyes químicas y el sustento empírico para el desarrollo de la primera (en estricto sentido científico) **Teoría Atómica**.

II. ANTECEDENTES HISTÓRICOS

En 1661 Robert Boyle publica **EL QUÍMICO ESCÉPTICO** en el que no solo se abandona el término de alquimia, sino que además sus prácticas: la búsqueda de la piedra filosofal y la transmutación de los metales en oro. En dicho libro, Boyle acuña el término química y establece su concepción y práctica moderna.

No obstante, durante 100 años la química no fue más que una recopilación de resultados experimentales principalmente en gases sin un sustento teórico que les otorgara coherencia. De hecho, la única ley existente hasta mediados del siglo XVIII fue la ley del mismo Boyle sobre el cambio en gases de la presión y el volumen ($PV = k$) a temperatura constante, ley que de química tiene poco o nada.

En 1750 Joseph Black desarrolla la balanza analítica, en 1754 identifica el CO_2 y estudia sus propiedades. Sin embargo, fue Antoine de Lavoisier quien ocupa de forma sistemática la balanza para describir las reacciones en términos de masa (que por aquella época era sinónimo de cantidad de materia), algo que rápidamente daría sus frutos, pues en 1774 enuncia por primera vez la **LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA**, la que corresponde a la primera ley química como tal. Además, el mismo Lavoisier colabora a la creación del primer **SISTEMA DE NOMENCLATURA QUÍMICA**, debido a esto a Lavoisier se le considera el padre de la química moderna.

III. LEYES PONDERALES O ESTEQUIOMÉTRICAS

A partir del uso sistemático de la balanza y de la Ley de conservación de la masa se desarrolla una línea de trabajo y una serie de leyes complementarias conocidas como leyes ponderales o leyes estequiométricas, dentro de las cuales, y en términos conceptuales, unas son más importantes que otras. Sin embargo, en este punto serán descritas en orden cronológico:

1. **LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA:** Antoine de Lavoisier la menciona **por primera vez en 1774**, aunque la publica en su célebre libro **Traité élémentaire de chimie** de 1789. También se le llama ley de conservación de la materia, y sostiene que “la suma de la masa de los reactantes es igual a la suma de la masa de los productos”. Una famosa consecuencia de esta ley afirma que la masa no se crea ni se destruye, solo se transforma.



Es posible mencionar algunos puntos respecto de esta ley:

- Hay quienes sostienen que la autoría de esta ley también corresponde a Mikhail Lomonosov, quien llegó a la misma conclusión de forma independiente en 1748 y por tanto también se le llama la ley de Lavoisier-Lomonosov.
- En la actualidad sabemos que masa no es sinónimo de materia, dicho de otro modo, sabemos que existen ciertos tipos de materia que no tienen masa.
- Además, sabemos que ya no tiene el rango de ley porque no siempre se cumple, es decir, en la actualidad la masa sí se puede crear y sí se puede destruir.
- Esta ley tiene como aplicación directa el balance de ecuaciones químicas, aspectos que ya hemos abordado.

2. **LEY DE LAS PROPORCIONES RECIPROCAS (EQUIVALENTES):** enunciada por Jeremías Richter en 1792, quien completa el trabajo realizado por Carl Wenzel en 1777. Esta ley dice que “las masas de dos elementos diferentes que se combinan con una misma cantidad de un tercer elemento, guardan la misma relación que las masas de aquellos elementos cuando se combinan entre sí”.

Compuesto	Masa de C	Masa de H	Masa de O	Relación en masa
CH ₄	12 g	4 g		C/H: 3/1
H ₂ O		2 g	16 g	H/O: 1/8
CO ₂	12 g		32 g	C/O: 3/8

Si analizamos la tabla nos damos cuenta que en términos de masa, 1 parte de H se combina con 3 partes de C. Del mismo modo 1 parte de H (que representa nuestra cantidad fija) se combina con ocho partes de O. Por lo tanto, según el enunciado de la ley cuando se combinen el C con el O, lo harán en una relación de 3 partes a ocho partes respectivamente, tal como lo muestra la tabla.

En la actualidad se usa el concepto de equivalente en las reacciones ácido-base y de óxido-reducción. En estos sistemas, un equivalente es la cantidad de materia que suministra o consume un mol de iones hidrógeno o que suministra o consume un mol de electrones.

3. **LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS (CONSTANTES):** enunciada por Joseph Proust en 1797, señala que “cuando se combinan dos o más elementos para dar un determinado compuesto, siempre lo hacen en una relación constante de masas”.

Compuesto	Masa de C	Masa de H	Relación en masa
CH ₄	12 g	4 g	1/3
	6 g	2 g	1/3
	24 g	8 g	1/3

En la tabla se puede ver que independiente de las cantidades de carbono e hidrógeno que reaccionen, siempre su relación en masa debe ser 3 partes de carbono por cada parte de hidrógeno. Hay que tener presente que los datos de la tabla no son cantidades que a priori satisfagan la Ley, sino que corresponderían a reales medidas experimentales. No obstante, existen ciertos tipos de compuestos que no cumple esta ley como los cristales NO estequiométricos, los que serán materia de estudio más adelante.

4. **LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES:** la enuncia John Dalton en 1802, y dice que “cuando dos elementos se combinan para originar distintos compuestos, dada una cantidad fija de uno de ellos, las diferentes cantidades del otro que se combinan con dicha cantidad fija para dar como producto los compuestos, están en relación de números enteros sencillos”.

Compuesto	Masa de C	Masa de O	Relación en masa
CO	12 g	16 g	C/O: 3/1
CO ₂	12 g	32 g	C/O: 3/8

De la tabla puede deducirse que aun cuando una cantidad fija de carbono (12 g) se puede combinar con cantidades variables de oxígeno (16 g y 32 g) para formar compuestos diferentes. La relación en masa de las cantidades de oxígeno, pueden expresarse en una relación matemática de números enteros y sencillos (1/2).

A partir de las leyes ya enunciadas, el mismo Dalton entre 1803 y 1808 postula la primera **TEORÍA ATÓMICA** científica, pues tiene como sustento la evidencia que sirvieron a estas leyes. Algunos de los postulados de la teoría son:

- La materia está formada por átomos, que son partículas indivisibles e indestructibles.
- Todos los átomos de un mismo elemento químico son iguales en masa y propiedades y diferentes de los átomos de cualquier otro elemento.
- Los compuestos se forman por combinaciones de átomos de diferentes elementos.
- La masa de las moléculas es igual a la suma de las masas de los átomos que la componen.

Es posible constatar que las leyes descritas aparecen explícita o implícitamente en estos postulados. Por ejemplo, como una cantidad fija de carbono (12g) se mezcla con una cantidad de oxígeno (16g) o con el doble de ella (32g), y no con cantidades intermedias (24g, por ejemplo), esto lo podemos interpretar como si en un caso la combinación fuera de un átomo de O por cada átomo de C, para obtener la molécula de CO, y en el otro caso un átomo de C se combina con 2 átomos de O para formar la molécula de CO₂. A partir de este tipo de análisis, Dalton supone a los átomos como esferas macizas que se reordenan durante una reacción química.

5. **LEY DE VOLÚMENES DE COMBINACIÓN:** por aquellos, también se había avanzado en el conocimiento del comportamiento de los gases que había iniciado Boyle:

Leyes de los gases:

- $V = k_1 \frac{1}{P} \Rightarrow VP = k_1 \Rightarrow \boxed{V_1 P_1 = V_2 P_2}$; Robert Boyle, 1662*.
- $V = k_2 T \Rightarrow \frac{V}{T} = k_2 \Rightarrow \boxed{\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}}$; Jacques Charles, 1787**.
- $P = k_3 T \Rightarrow \frac{P}{T} = k_3 \Rightarrow \boxed{\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}}$; Ley de Joseph Gay-Lussac, 1805.

* Dado que Emmet Mariotte en 1676 sostuvo que la ley se cumplía solo en procesos isotérmicos también se le llama la ley de Boyle-Mariotte.
* * Charles nunca publicó su ley, por tanto, también se le conoce como la primera ley de Gay-Lussac, pues fue el primero en publicarla en 1805.
*** Otras leyes de los gases son 1) la Ley de las presiones parciales de John Dalton de 1803 y 2) la Ley de difusión de Thomas Graham enunciada en 1829.

Las leyes de los gases, de carácter físicas, ya se aplicaban con éxito a reacciones químicas entre gases, de modo que, en este caso, el de los gases, se medía la cantidad de materia en términos de volumen y no de masa. Así, la ley de volúmenes de combinación enunciada por Joseph Gay-Lussac en 1808 dice que “los volúmenes de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química, a igual presión y temperatura, están en una relación de números enteros y sencillos”, tal como puede verse en la tabla que aparece a continuación:

Volumen de N ₂	Volumen de H ₂	Volumen de O ₂	Producto	Relación de volúmenes
22,4 L	67,2 L		NH ₃	1/3
	44,8 L	22,4 L	H ₂ O	1/2

6. **LEY DE AVOGADRO:** la enuncia Amedeo Avogadro en 1811 y dice que “dos volúmenes de gases diferentes en las mismas condiciones de presión y temperatura tiene el mismo número de moléculas”. A diferencia de las leyes anteriores Avogadro no tuvo respaldo experimental y se limitó a señalar que su ley correspondía a (una hipótesis) consecuencia de la Ley De Gay-Lussac. Ahora bien, la importancia de Avogadro radica en que propone por primera vez la existencia de las moléculas.

Si bien esta ley no fue bien considerada en su época, Estanislao Canizzarro la demuestra experimentalmente en 1860 utilizando la teoría para determinar sistemática y exitosamente las fórmulas moleculares y masas atómicas de compuestos gaseosos. Una vez aceptada la teoría cabía preguntarse por la cantidad de partículas contenidas en un volumen de gas. La historia es confusa, pero es posible que el primer cálculo lo haya realizado Josef Loschmidt en 1865.

En la actualidad conocemos este número como Número de Avogadro, a sugerencia de Jean Perrin (premio Nobel en 1926), y corresponde a 6,02 x 10²³ átomos o moléculas. Este número también se asocia a la masa por medio de la cantidad de materia o mol, así 1 mol contiene 6,02 x 10²³ átomos o moléculas de una sustancia y poseen una masa igual a la masa atómica o molecular, según corresponda, de la sustancia en cuestión. Ahora bien, en el caso de los gases y en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT), esto es, 1 atm y 273,15K (0 °C), 1 mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22,4 L, dicho de otro modo, en ese espacio hay 6,02 x 10²³ átomos o moléculas gaseosas:

1 mol de cualquier sustancia contiene 6,02 x 10²³ átomos o moléculas.

Además, si es un gas, ocupa un volumen de 22,4 L en CNPT.

Finalmente, es importante tener presente que las leyes de los gases, las leyes estequiométricas y la Teoría Atómica de Dalton, desarrolladas entre 1775 y 1811 se respaldan mutuamente, y establecen el piso conceptual de la química moderna, y que es responsable de su acelerado desarrollo posterior.

IV. EL MOL

La estequiometría es la primera área que se desarrolló en la química, de hecho, es considerado como el punto de partida de la química moderna. Sus principales responsables fueron Lavoisier y Dalton y Avogadro, pero no lo únicos. Esto ocurrió entre finales del SXVII y principios del SXIX.

La estequiometría trata acerca de medidas ponderales sobre la cantidad de materia involucrada durante una reacción química. Inicialmente, en función de las leyes ponderales (Ley de conservación de la masa entre otras), se consideró a la masa como la variable asociada a la cantidad de materia. Paralelamente la teoría atómica de Dalton agregó la noción de número de entidades asociada a una determinada masa. Ambos aspectos fueron relacionados a través del concepto de mol, este aspecto nos obliga a un análisis inicial de dicho concepto.

El mol (n) es la unidad básica del SI utilizada para medir cantidad de sustancia. Como definido de esta forma nos puede parecer un poco abstracta, es cómodo comprender al mol como una forma de relacionar la cantidad de sustancia con el número de partículas y su masa. En efecto, el mol se relaciona con:

1) la masa a través de la masa molar ($\mathcal{M}$), que corresponde a la masa (en gramos) que tiene un mol de sustancia y por tanto se miden en gramos/mol [g/mol]. En el caso de los elementos se especifican a través de la masa atómica que aparece en la **Tabla periódica de los elementos**. En el caso de los compuestos químicos, la masa molar corresponde a la sumatoria de las masas atómicas de cada tipo de átomo multiplicado por su subíndice. Para mayor claridad se mostrará a continuación a modo de ejemplo se determinará la masa molar del agua: $\mathcal{M}_H = 1 \text{ g/mol}$; $\mathcal{M}_O = 16 \text{ g/mol}$.

$$\text{H}_2\text{O} \left\{ \begin{array}{l} 2 \times \text{H} = 2 \text{ g/mol} \\ 1 \times \text{O} = 16 \text{ g/mol} \end{array} \right\} \boxed{\mathcal{M}_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}}$$

Además, mediante una simple relación matemática es posible establecer que:

$$\left. \begin{array}{l} n \rightarrow m \\ 1 \rightarrow \mathcal{M} \end{array} \right\} \boxed{n = \frac{m}{\mathcal{M}}} \quad \begin{array}{l} n = \text{número de moles.} \\ m = \text{masa de una sustancia.} \\ \mathcal{M} = \text{masa molar.} \end{array}$$

2) el número de partículas ($\mathcal{N}$) a través del número de Avogadro ($\mathcal{N}_A = 6,0221367 \times 10^{23}$), nombre otorgado en honor al abogado y científico italiano Lorenzo Amedeo **AVOGADRO**. $\mathcal{N}_A$ establece el número de entidades que hay en un mol de sustancia. En particular en química un mol de un elemento o compuesto contiene $6,02 \times 10^{23}$ átomos o moléculas respectivamente. Si realizamos el mismo análisis que en 1, obtenemos las siguientes relaciones:

$$\left. \begin{array}{l} n \rightarrow \mathcal{N} \\ 1 \rightarrow \mathcal{N}_A \end{array} \right\} \boxed{n = \frac{\mathcal{N}}{\mathcal{N}_A}} \quad \begin{array}{l} n = \text{número de moles.} \\ \mathcal{N} = \text{número de partículas.} \\ \mathcal{N}_A = \text{número de Avogadro.} \end{array}$$

3) A partir de las relaciones que se obtuvieron en 1) y 2) podemos deducir:

$$\frac{m}{\mathcal{M}} = n = \frac{\mathcal{N}}{\mathcal{N}_A} \Rightarrow \boxed{\frac{m}{\mathcal{M}} = \frac{\mathcal{N}}{\mathcal{N}_A}}$$

En ella se ve claramente como el número de moles relaciona la masa de una sustancia con su número de partículas. De forma combinada, ambas variables establecen lo que se entiende como cantidad de sustancia.

$$\begin{array}{ccccc} \text{nº de partículas} & \leftrightarrow & \text{nº de moles} & \leftrightarrow & \text{masa asociada} \\ \text{nº de Avogadro} & \leftrightarrow & 1 \text{ mol} & \leftrightarrow & \text{masa molar} \end{array}$$

Por ejemplo, La diferencia de masa que mide una balanza para 1 mol de carbono y un mol de cobre, se puede explicar como sigue:
Como en 1 mol de distintas muestras hay el mismo número de partículas, por tanto la masa de 1 mol de carbono y cobre será proporcional a la masa de sus partículas individuales.
En efecto un átomo de cobre es aproximadamente 5,3 veces más masivo que un átomo de carbono. Lo anterior se debe a que en el núcleo del átomo de carbono solo hay en promedio 6 protones y 6 neutrones, en cambio en el núcleo del átomo de cobre hay en promedio 29 protones y 34 neutrones.
Por tanto un mol de cobre masará 5,3 veces más que un mol de carbono.



Otra relación que puede establecer el mol con el mundo macroscópico, es el volumen que ocupa una cierta cantidad de gas en condiciones de presión y temperatura específica. Las condiciones que se usan habitualmente son las condiciones normales de presión y temperatura (CNPT), las que corresponden a 0 °C (273 K) y atm de presión

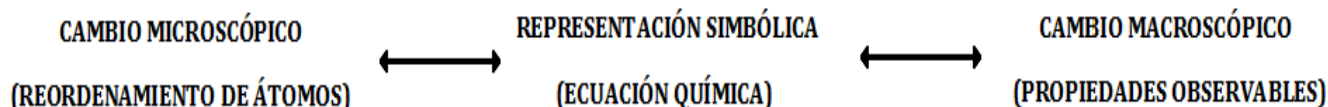
El volumen que ocupa 1 mol de cualquier gas se denomina volumen molar ($\bar{V}$), y en CNPT corresponden a 22,4 L. Cualquier variación del número de moles de moles generará un cambio proporcional de volumen. Siempre hay que tener presente si las condiciones de P o T son diferentes a las normales en entonces 1 mol de gas no ocupará 22,4 L.

$$\left. \begin{array}{l} n \rightarrow V \\ 1 \rightarrow \bar{V} \end{array} \right\} \boxed{n = \frac{V}{\bar{V}}} \quad \begin{array}{l} n = \text{número de moles.} \\ V = \text{volumen de un gas.} \\ \bar{V} = \text{volumen molar.} \end{array}$$

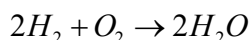
***Queda de tarea para usted hacer la relación directa entre volumen, masa y número de partículas.**

V. ECUACIÓN QUÍMICA II

Sabemos que una reacción química es un proceso en el que una sustancia (o sustancias) cambia para formar una o más sustancias nuevas, y todo lo que eso implica a nivel macro y microscópico.



En unidades anteriores se analizó usando la ley de conservación de la masa y la teoría atómica de Dalton lo que ocurre en una reacción química a nivel microscópico. Ahora usaremos el concepto de mol y número de Avogadro para analizar una ecuación química en términos macroscópicos, por ejemplo, para la síntesis del agua a partir de dihidrógeno y dioxígeno:



Esta ecuación en términos macroscópicos se puede describir como sigue: “dos moles ($12,04 \times 10^{23}$) de moléculas de dihidrógeno reaccionan con un mol ($6,02 \times 10^{23}$) de moléculas de dioxígeno formando (sintetizando) 2 moles de moléculas de agua”. En función de ella se puede deducir, usando las masas molares de cada sustancia, la cantidad en masa involucrada en la reacción química. En este caso 4 gramos de H_2 reaccionaran con 32 gramos de O_2 formando 36 gramos de agua.

VI. COMPOSICIÓN PORCENTUAL

Una aplicación directa de la Ley de Proust es la determinación de la fórmula molecular (FM) a partir de la composición porcentual en masa de los distintos elementos de un compuesto. Experimentalmente la composición porcentual se determina usando un espectrómetro de masas como el de la figura. En él, la muestra es sometida a alta energía mediante choque de un haz de electrones, de modo que la muestra se gasifica y “cationiza”. Los distintos fragmentos obtenidos son acelerados mediante una diferencia de potencial a través de un tubo de trayectoria circular hacia una pantalla detectora. Los fragmentos describen diferentes trayectorias de acuerdo a su relación carga/masa, permitiendo ser separados e identificados.

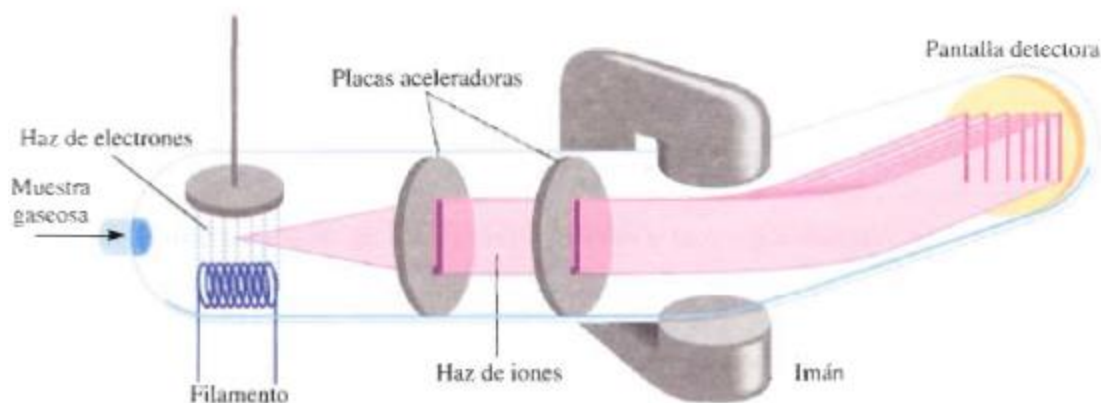


Figura: arriba, dibujo esquemático espectrómetro de masa.

PROBLEMA RESUELTO: Hallar la composición porcentual en masa del H, C y O en el ácido carbónico (H_2CO_3)

1° se determina la masa molar del ácido carbónico:

$$2(H) \times 1 \text{ g/mol} + 1(C) \times 12 \text{ g/mol} + 3(O) \times 16 \text{ g/mol} = 62 \text{ g/mol}$$

2° Se obtiene el porcentaje del aporte en masa de cada elemento:

a) En el caso del H: $\% = \frac{2g \times 100}{62g} = 3,23\%$

b) En el caso del C: $\% = \frac{12g \times 100}{62g} = 19,35\%$

c) En el caso del O: $\% = \frac{48g \times 100}{62g} = 77,42\%$

V. FÓRMULA EMPÍRICA Y FÓRMULA MOLECULAR

Un uso práctico de la composición porcentual es la determinación de la Fórmula Empírica (FEmp) y Fórmula Molecular (FM) de una muestra desconocida.

***Es importante destacar que conocer la FM de un compuesto no permite necesariamente saber de qué compuesto se trata, tal como lo veremos en la unidad de Química Orgánica, eso solo se logra cuando finalmente logramos determinar su Fórmula Estructural (FEstr).**

a) Fórmula Empírica

La Fórmula Empírica o Fórmula Mínima, nos indica la menor proporción en la que se encuentran los elementos dentro de un compuesto. Y para su determinación basta con conocer la composición porcentual de la muestra, y lo único que se debe hacer es convertir el porcentaje de cada elemento en número de moles. Para mayor claridad se explicará el procedimiento a partir de un ejercicio resuelto.

PROBLEMA RESUELTO: Determinar la FEmp de una muestra de un compuesto desconocido que contiene en masa, un 11,11% de hidrógeno y un 88,89% de oxígeno. Sabiendo, además, que las masas molares de ambos elementos son $H = 1 \text{ g/mol}$ y $O = 16 \text{ g/mol}$

1° Se transforma el porcentaje en masa en gramos, esto se hace de ese modo, ya que el porcentaje es válido para cualquier valor de masa, por lo tanto, se toma convenientemente una masa total de 100 g:

Hidrógeno: $11,11\% = 11,11 \text{ g}$

Oxígeno: $88,89\% = 88,89 \text{ g}$

2° Como $n = m/M$, entonces tenemos:

$$H : n = \frac{11,11 \cancel{\text{g}}}{1 \cancel{\text{g}} / \text{mol}} = 11,11 \text{ mol}$$

$$O : n = \frac{88,89 \cancel{\text{g}}}{16 \cancel{\text{g}} / \text{mol}} = 5,55 \text{ mol}$$

Debido a que los moles también se pueden leer a nivel microscópico, ya podemos escribir la siguiente Fórmula: $H_{11,11} O_{5,55}$, pero sabemos que los índices solo pueden ser números enteros y sencillos, y que cualquier variación de estos debe ser proporcional en los demás elementos, así que dividiremos por el menor de los subíndices, para que a lo menos un elemento tenga el subíndice uno:

$$H : n = \frac{11,11 \cancel{\text{g}}}{1 \cancel{\text{g}} / \text{mol}} = 11,11 \text{ mol} \div 5,55 \text{ mol} = 2,00$$

$$O : n = \frac{88,89 \cancel{\text{g}}}{16 \cancel{\text{g}} / \text{mol}} = 5,55 \text{ mol} \div 5,55 \text{ mol} = 1,00$$

Ahora se especificará todo el proceso:

$$H : 11,11\% = 11,11 \text{ g} \Rightarrow n = \frac{11,11 \cancel{\text{g}}}{1 \cancel{\text{g}} / \text{mol}} = 11,11 \text{ mol} \div 5,55 \text{ mol} = 2,00$$

$$O : 88,89\% = 88,89 \text{ g} \Rightarrow n = \frac{88,89 \cancel{\text{g}}}{16 \cancel{\text{g}} / \text{mol}} = 5,55 \text{ mol} \div 5,55 \text{ mol} = 1,00$$

Finalmente, podemos informar que la FEmp es H_2O . Si bien esta fórmula es reconocible y podemos afirmar que corresponde a la FM del compuesto, la FEstr no siempre coincide con la FM del compuesto, tal como veremos a continuación.

b) Fórmula Molecular

Para determinar la FM de un compuesto debemos conocer además la M del compuesto, la que se puede determinar experimentalmente mediante técnicas y cálculos en gases ideales. Para ilustrarlo de mejor forma se determinará la FM:

PROBLEMA RESUELTO: Determinar la FEmp y FM de una muestra de un compuesto desconocido que contiene en masa, un 5,88% de hidrógeno y un 94,12% de oxígeno. Sabiendo, además, que las masas molares de ambos elementos son $H = 1 \text{ g/mol}$ y $O = 16 \text{ g/mol}$ y la del compuesto es 34 g/mol .

1° Determinamos las FEmp del compuesto:

$$H : 5,88\% = 5,88 \text{ g} \Rightarrow n = \frac{5,88 \cancel{\text{g}}}{1 \cancel{\text{g}} / \text{mol}} = 5,88 \text{ mol} \div 5,88 \text{ mol} = 1,00$$

$$O : 94,12\% = 94,12 \text{ g} \Rightarrow n = \frac{94,12 \cancel{\text{g}}}{16 \cancel{\text{g}} / \text{mol}} = 5,88 \text{ mol} \div 5,88 \text{ mol} = 1,00$$

Por lo tanto, la FEmp es HO .

2° Se compara la masa molar de la FEmp con la del compuesto:

$$M_{\text{FEmp}}: 1 \times 1 \text{ g/mol} + 1 \times 16 \text{ g/mol} = 17 \text{ g/mol}.$$

Como la M_{FEmp} es diferente a la M_{comp} , entonces FEmp es distinta a la FM.

3° Lo que se debe hacer es amplificar los subíndices de la FEmp, en un factor que depende del cuociente entre la M_{comp} y de la M_{FEmp} :

$$\frac{M_{comp}}{M_{FEmp}} = \frac{34\text{ g/mol}}{17\text{ g/mol}} = 2 \Rightarrow 2xM_{FEmp} = 2xHO = H_2O_2. \text{ Entonces la FM del compuesto es } H_2O_2 \text{ (agua oxigenada).}$$

VI. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

Después de todo el análisis realizado podría surgir de manera natural la pregunta ¿y para qué es útil? Esta pregunta tiene como muchas de las preguntas en ciencias tiene en general dos posibles respuestas: primero siempre es útil saber cómo se comporta un sistema natural y en particular una reacción química, pues nos permite comprender de mejor forma la naturaleza y segundo, porque conocer la correcta estequiometria de una reacción permite optimizar los procesos en la industria química, permitiendo la producción de tecnología de forma más eficiente y al menor costo posible.

Los cálculos estequiométricos que se quiera realizar de cualquier variable, será una variación proporcional directa de los datos que entrega de dicha variable la ecuación química balanceada, por lo tanto, solo es necesario aplicar reglas de tres. Para ilustrarlo tomemos el ejemplo de la síntesis del agua.

PROBLEMA RESUELTO: determinar cuántos gramos de agua se forman si reaccionan 16,7g de H₂ con suficiente oxígeno.

1° lo primero es escribir todos los datos que se puedan extraer de la ecuación química balanceada.

2 H₂	+	O₂	→	2 H₂O
2 moléculas	+	1 molécula	→	1 molécula
2 moles de moléculas	+	1 mol de molécula	→	1 mol de molécula
4 gramos	+	32 gramos	→	36 gramos

La masa asociada a cada sustancia se deduce a partir de los moles y la masa molar (m = n M). En el caso del H₂:

$$m = n \times M = 2mol \times 2 \frac{g}{mol} \rightarrow \boxed{m = 4\text{ g}}$$

Para determinar la masa de las otras sustancias se procede del mismo modo.

2° establecer la regla de tres, de modo que una relación surge con los datos de la pregunta y la otra con los datos de la ecuación balanceada:

pregunta:	X g de H₂O	→	16,7 g de H₂
ecuación balanceada:	36 g de H₂O	→	4 g de H₂

3° se resuelve la regla de tres:

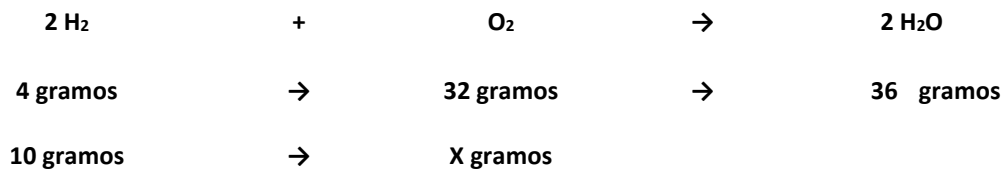
$$X = \frac{36gH_2O \times 16,7gH_2}{4gH_2} \Rightarrow \boxed{X = 150,3gH_2O}$$

VII. REACTIVO LIMITANTE Y PORCENTAJE DE RENDIMIENTO

Los cálculos recién realizados son válidos solo si toda la materia de los reactantes se transforma en los productos, pero eso no ocurre, es decir, no toda la masa de los reactantes reacciona para formar productos, ya sean por algunas de las sustancias se encuentra en exceso, o bien porque simplemente no todas las moléculas logran reaccionar químicamente.

a) Reactivo Limitante

Cuando se efectúa una reacción generalmente los reactivos NO están en las cantidades estequiométricas exactas, por lo tanto, algunos reactivos se consumen, mientras que otros se recuperan al finalizar la reacción. Para ilustrar esto, supongamos que se quiere realizar la siguiente reacción: **2 H₂ + O₂ → 2 H₂O**, y mezclamos 10 g de H₂ con 1 kg de O₂. En un primer análisis resulta evidente que la cantidad de O₂ es mucho mayor que la necesaria para reaccionar con H₂, y es esperable que el H₂ desaparezca completamente, en tanto que una buena parte de O₂ quede sin reaccionar. Para un análisis más riguroso procederemos a realizar los cálculos estequiométricos respectivos:

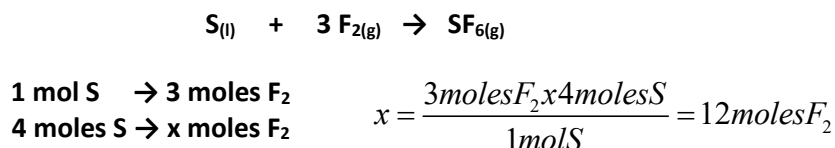


Entonces tenemos que 10 g de H₂ reaccionan con: $x = \frac{10gH_2 \times 32gO_2}{4gH_2} = 80gO_2$. Los otros 920 g de O₂ quedan sin reaccionar. El reactivo que se consume, en este caso el H₂, se denomina **REACTIVO LIMITANTE**, y el que sobra, **REACTIVO EN EXCESO**.

La máxima cantidad de producto que se forma depende de la cantidad del reactivo limitante que había originalmente, ya que cuando este reactivo se consume, **NO** se puede formar más producto, por lo tanto, los cálculos estequiométricos se realizan en función de él, tal como se hizo en el ejercicio anterior.

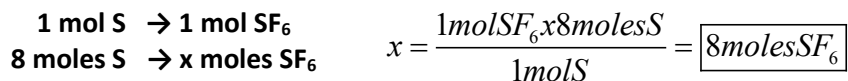
PROBLEMA RESUELTO: Suponga que se agregan 4 moles de S_(l) a 20 moles de F_{2(g)}, de acuerdo con la siguiente reacción. Determine cuántos moles de SF₆ se producirán:

1° Se determina cuál es el reactivo limitante. Para eso se realiza el cálculo con cualquiera de las sustancias, en ambos casos se puede deducir cuál es el reactivo limitante y cuál es el reactivo en exceso.



A partir de los cálculos, se deduce que sobrarán 8 moles de F₂, y por lo tanto el S es el reactivo limitante.

2° Obtenemos los moles de SF₆ que se producirán.



b) Porcentaje de rendimiento **(Contenido no evaluado en la PAES)**

Como ya vimos, la cantidad de reactivo limitante permite determinar el **RENDIMIENTO TEÓRICO (RT)** de la reacción, es decir, conocer la cantidad de producto que se forma si esa sustancia reacciona en un 100%. Sin embargo, la cantidad de producto que se obtiene en una reacción es menor que la calculada, y se conoce como **RENDIMIENTO REAL DE LA REACCIÓN (RR)**, y el porcentaje asociado, corresponde al **PORCENTAJE DE RENDIMIENTO (%R)**, y se calcula como todo porcentaje:

$$\%R = \frac{RR}{RT} \times 100\%$$

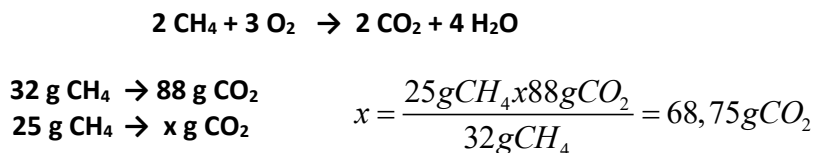
Las causas se deben a que las reacciones son reversibles, es decir, no proceden 100% de izquierda a derecha, ya que cuando los reactantes comienzan a desaparecer, estadísticamente, las interacciones entre moléculas de productos aumentan y se generan reacciones en la dirección contraria.

PROBLEMA RESUELTO: Determine la cantidad de CO₂ que se produce al combustionar 25 g de metano si el **porcentaje de rendimiento** de la reacción es del 35%. $M_C = 12 \text{ g/mol}$; $M_O = 16 \text{ g/mol}$; $M_H = 1 \text{ g/mol}$.



1° Se determinan las masas molares de los compuestos que son parte del problema: CH₄ = 16 g/mol; CO₂ = 44 g/mol.

2° Se realizan los cálculos teóricos, es decir, se calcula el **Rendimiento Teórico**:



3° Se determina el **Rendimiento Real**:

$$\%R = \frac{RR}{RT} \times 100\% \Rightarrow RR = \frac{\%R \times RT}{100} = \frac{35\% \times 68,75gCO_2}{100\%}$$

$$\boxed{\therefore RR = 24,1gCO_2}$$

VIII. PREGUNTAS Y PROBLEMAS

1. Realice un mapa conceptual con la información que aparece en la guía

2. Complete

- 2,5 moles corresponden a _____ partículas.
- $2 \times 6,02 \times 10^{23}$ unidades corresponden a _____ mol
- 0,1 moles corresponden a _____ partículas.
- 40 gramos de calcio corresponden a _____ átomos.
- $3 \times 6,02 \times 10^{23}$ átomos de N tienen una masa de _____ gramos.
- 10 moles de CaCO_3 tienen una masa de _____ gramos.

3. Calcule

- El número de átomos en 7,46 gramos de litio.
- El número de moléculas en 43 gramos de NH_3 .
- El número de átomos de N y O en 38,1 gramos de N_2O_5 .
- El número de átomos totales en 3,31 gramos de NaClO_4 .

4. Determine las masas molares

- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
- K_2CO_3
- $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$

5. Determine la masa en gramos

- 0,15 moles de LiF.
- 38 moles de Na_2SO_3

6. Responda

- ¿Cuántos moles de alcohol metílico (CH_3OH) hay en 80 gramos?
- ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 160 gramos de SO_2 ?
- ¿Cuántos moles de aluminio (Al) hay en 342 gramos de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?
- ¿Cuántos gramos de nitrógeno hay en $6,02 \times 10^{23}$ moles de NH_3 ?
- ¿Cuántos moles de etano (C_2H_6) hay en 0,334 gramos de compuesto?
- ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno hay en 500 gramos de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)?

7. Describa las siguientes reacciones químicas atendiendo los niveles de representación micro y macroscópico, considerando a) el número de partículas (átomos o moléculas); b) los moles de partículas y c) la masa involucrada.

- $2 \text{C}_2\text{H}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{C}_2\text{H}_6 + \text{O}_2$
- $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{Al}(\text{OH})_3$
- $3 \text{Li}(\text{OH}) + \text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow \text{Li}_3\text{PO}_4 + 3 \text{H}_2\text{O}$

8. Mediante ejemplos, explique cada una de las leyes estequiométricas.

9. La densidad del agua es 1,00 g/mL a 4 °C ¿Cuántas moléculas de agua están presentes en 2,56 mL de agua a dicha temperatura?

10. ¿Cuál es la masa de un solo átomo de a) As, b) Ni?

11. Calcule la composición porcentual del CaSiO_3

12. La piedra caliza (CaCO_3) se puede descomponer en cal viva (CaO) y dióxido de carbono. Calcule cuántos gramos de cal viva se pueden producir a partir de 1,0 kg de piedra caliza.

13. La descomposición KClO_3 produce KCl y O_2 . Determine cuánto O_2 se producirá a partir de 46,0 g de KClO_3 . Suponga una descomposición completa.

14. El paso final en la producción del metal cromo consiste en la reacción del óxido de cromo (III) con silicio a alta temperatura:

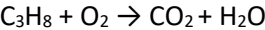
$2 \text{Cr}_2\text{O}_3 (\text{s}) + 3 \text{Si} (\text{s}) \rightarrow 4 \text{Cr} (\text{s}) + 3 \text{SiO}_2 (\text{s})$ R: 7,5 moles; 10 moles.

a) ¿Cuántos moles de Si reaccionan con 5 moles de Cr_2O_3 ?

b) ¿Cuántos moles de cromo metálico se forman?

15. El propano (C₃H₈) es un componente del gas natural y se utiliza para cocinar y para la calefacción doméstica.

a) Haga el balanceo de la siguiente ecuación, que representa la combustión del propano en el aire:

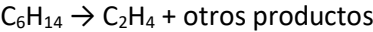


b) ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se pueden producir por la combustión de 3,65 moles de propano? Suponga que el oxígeno es el reactivo en exceso en esta reacción.

16. Considere la reacción: $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

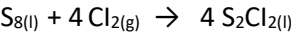
Si reaccionan 0,86 mol de MnO₂ y 48,2 g de HCl, ¿cuál de los reactivos se consumirá primero? ¿Cuántos gramos de Cl₂ se producirán?

17. El etileno (C₂H₄), un importante reactivo químico industrial, se puede preparar calentando hexano (C₆H₁₄) a 800°C:



Si el rendimiento de la producción de etileno es 42,5%, ¿qué masa de hexano se debe utilizar para producir 481g de etileno?

18. El dicloruro de diazufre (S₂Cl₂) se utiliza en la vulcanización del caucho, un proceso que impide que las moléculas del caucho se separen cuando éste se estira. Se prepara mediante el calentamiento del azufre en una atmósfera con cloro:



¿Cuál es el rendimiento teórico de S₂Cl₂ en gramos cuando 4,06 g de S₈ se calientan con 6,24 g de Cl₂? Si el rendimiento real de S₂Cl₂ es 6,55 g, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento?

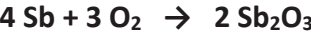
19. Determine el volumen que ocupan 2,7 moles de CH₄, en condiciones normales de presión y temperatura.

- A) 0,6048 litros
- B) 6,048 litros
- C) 60,48 litros
- D) 604,8 litros
- E) 6048 litros

20. El óxido ferroso se forma mediante la reacción entre oxígeno y hierro metálico. Determine la masa de hierro que existe en una muestra de óxido ferroso cuyo peso es de 47 g. (Masa oxígeno en la muestra = 32 g)

- A) 10 g
- B) 15 g
- C) 25 g
- D) 32 g
- E) 45 g

21. En la siguiente reacción de combustión, determine cuántos moles de oxígeno se requieren para quemar 24 moles de antimonio (Sb).



- A) 18 moles
- B) 22 moles
- C) 30 moles
- D) 32 moles
- E) 35 moles

22. Determine el porcentaje de nitrógeno (N) en el compuesto NH₄NO₃

- A) 14 / 80
- B) 28 / 80
- C) 32 / 80
- D) 48 / 80
- E) 50 / 80

23. En un experimento de laboratorio, se colocaron 2 gramos de H₂ en un contenedor A y 2 gramos de O₂ en un contenedor B. Determine cuántas moléculas existen en cada uno de ellos, considerando que ambos contenedores son idénticos y están a la misma temperatura.

	Contenedor A	Contenedor B
A)	6,02 × 10 ²³ ;	3,76 × 10 ²³
B)	6,02 × 10 ²³ ;	3,76 × 10 ²²
C)	6,02 × 10 ²³ ;	3,76 × 10 ²⁴
D)	6,02 × 10 ²² ;	3,76 × 10 ²³
E)	6,02 × 10 ²² ;	3,76 × 10 ²²

24. La relación entre la masa molar de una especie y la constante de Avogadro o, en otras palabras, la razón entre los valores

$$\frac{M \text{ g/mol}}{N_A \text{ moléculas/mol}}$$

corresponde a:

- A) la masa en gramos de una sola molécula.
- B) el número de moléculas contenidos en 1 gramo de la especie.
- C) la cantidad de moléculas contenidas en un mol.
- D) la masa en gramos que corresponde a un mol.
- E) el número de moles que contiene un gramo de la especie.

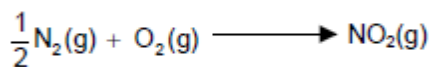
25. De acuerdo con la siguiente reacción:



¿Cuántos moles de MnO_2 reaccionan con 2 moles de HCl ?

- A) 0,5 mol
- B) 1,0 mol
- C) 2,0 mol
- D) 4,0 mol
- E) 8,0 mol

26. En la siguiente reacción química



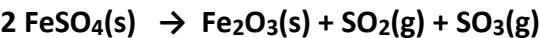
la fórmula química NO_2 puede representar a

- I) una molécula de NO_2
- II) un mol de NO_2
- III) $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de NO_2

Es(son) correcta(s)

- A) solo I
- B) solo II
- C) solo III
- D) solo II y III
- E) I, II y III

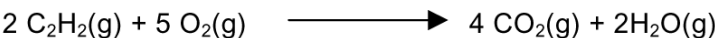
27. El sulfato ferroso se descompone por calentamiento según la ecuación



Si se descompone un mol de FeSO_4 , la masa de SO_2 formada es

- A) 16 g
- B) 32 g
- C) 40 g
- D) 64 g
- E) 80 g

28. Según la ecuación



Al hacer reaccionar 4 litros de $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$ con 4 litros de $\text{O}_2(\text{g})$, medidos a la misma presión y temperatura, queda un exceso de

- A) 1 L de $\text{O}_2(\text{g})$
- B) 1,6 L de $\text{O}_2(\text{g})$
- C) 1,6 L de $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$
- D) 2,4 L de $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g})$
- E) 2,4 L de $\text{O}_2(\text{g})$

29. Una muestra de CO tiene una presión de 2,0 atm y un volumen de 0,20 L. Cuando el CO se expande, a temperatura constante, hasta un volumen de 1,0 L, la presión del gas es

- A) 0,2 atm
- B) 0,4 atm
- C) 0,5 atm
- D) 1,0 atm
- E) 2,0 atm