

## UNIDAD III

ESTEQUIOMETRIA

## PROGRAMA:

## OBJETIVO PARTICULAR:

Al término de la unidad, el alumno:

Aplicará los principios Estequiométricos en la realización de cálculos químicos.

## OBJETIVOS ESPECIFICOS:

- 3.1 Definirá el concepto de estequiometría.
- 3.2 Enunciará las leyes de conservación de la materia, composición constante y proporciones múltiples.
- 3.3 Explicará el concepto de mol y su relación con el número de Avogadro.
- 3.4 Resolverá problemas sobre conversión de moles a masa y viceversa, para elementos y compuestos.
- 3.5 Determinará la composición porcentual de los elementos que integran una sustancia.
- 3.6 Diferenciará entre fórmula empírica y fórmula molecular.
- 3.7 Determinará la fórmula empírica de un compuesto dada su composición porcentual en peso.
- 3.8 Determinará la fórmula molecular de un compuesto, dada su fórmula empírica y su peso molecular experimental.
- 3.9 Resolverá problemas sobre relaciones ponderales en las reacciones químicas.
- 3.10 Diferenciará entre reactivo limitante y reactivo en exceso.
- 3.11 Calculará el reactivo limitante en una reacción química.

ESTEQUIOMETRIA

El término químico Estequiometría se deriva de la palabra griega Stoicheion.

Los cálculos químicos están basados en las ecuaciones de las reacciones químicas estequiométricas; y se llaman de esta manera, las reacciones que cumplen con la Ley de la Conservación de la materia.

La estequiometría estudia el significado de las relaciones ponderales (relaciones en unidades de peso, grs, kilogramos, etc.) entre los reactivos y los productos de las reacciones químicas; utilizando para ello las ecuaciones químicas estequiométricas, entendiéndose por "ecuación estequiométrica" una ecuación balanceada. Y por lo tanto, matemáticamente cumple con la Ley de la Conservación de la materia.

"Estequiometría es la rama de la Química que estudia las leyes de la combinación química y el cálculo de las variables relacionadas directamente con la composición química y las reacciones".

Mediante la aplicación de la estequiometría, se pueden llevar a cabo cálculos como determinar las cantidades de cada sustancia que deben de reaccionar y las cantidades que se pueden producir de las sustancias que intervienen en las reacciones químicas, etc.

Las leyes que relacionan las proporciones entre los átomos, para formar los compuestos son:

- a) Ley de la Conservación de la Masa (materia).
- b) Ley de las Proporciones Constantes
- c) Ley de las Proporciones Múltiples

Para comprender cuál es la naturaleza, se precisa disponer de una teoría aceptable, esto es, de una teoría que explique tanto las observaciones cualitativas como las cuantitativas acerca de la materia y su modo de comportarse. Desde el punto de vista histórico, las observaciones relativas a las reacciones químicas han sido de la mayor importancia para el desarrollo de una teoría satisfactoria sobre la naturaleza de la materia. Tales observaciones se resumen en ciertos conceptos de carácter amplio denominados leyes, y se demostrará que conducen a la hipótesis de que la materia está constituida por átomos.

a) CONSERVACION DE LA MASA. En el capítulo anterior, se mencionó el hecho de que en las reacciones ordinarias no existe transformación apreciable de masa en energía. Esto quiere decir que los productos de las reacciones químicas tienen en total la misma masa que las sustancias iniciales o reaccionantes. Experimentalmente, se puede investigar la constancia de la masa durante una reacción llevando esta a cabo en un recipiente cerrado, y pesando el sistema antes y después de los cambios químicos producidos. Como lo demostró por vez primera la clásica investigación de Lavoisier, en 1774, al hacer reaccionar estaño con oxígeno, es necesario que la reacción se produzca en un sistema aislado del medio exterior para que nada se pierda ni se gane. Un ejemplo moderno de tal tipo de reacción es la combustión repentina del magnesio en una ampolla o lámpara de flash, como se hace para obtener una fotografía. La ampolla representa aquí un sistema aislado que contiene dos elementos, un alambre de magnesio y una atmósfera de gas oxígeno, encerrados ambos en un recipiente. Cuando la corriente eléctrica pasa a través de la ampolla, esta se ilumina, al par que tiene lugar la reacción. Desaparecen el magnesio y el oxígeno, formándose un compuesto de color blanco, óxi-

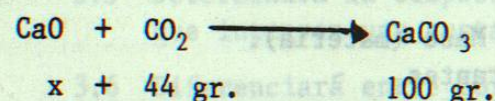
do de magnesio. Comparando las masas inicial y final se ve que no ha habido variación alguna.

El químico alemán Landolt, realizó en los años finales del pasado siglo algunos de los experimentos más cuidadosos ideados para determinar si se conserva o no la masa durante las transformaciones químicas. Entre las muchas reacciones que estudió, una de ellas fue la que se produce entre el sulfato de plata ( $\text{Ag}_2\text{SO}_4$ ) y el sulfato ferroso ( $\text{FeSO}_4$ ) para dar plata libre (Ag) y sulfato férrico  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ . Encerró separadamente las soluciones de las sustancias reaccionantes en los dos brazos de un recipiente tubular en forma de V invertida. Pesó la vasija antes de la reacción, y la invirtió en seguida para que esta se produjese, volviéndola a pesar luego de terminada.

El cambio de masa observado por él fue una pérdida de  $1,30 \cdot 10^{-4}$  g para una masa inicial de 170 g. Tan minúscula pérdida, inferior a una parte por millón, resultaba más pequeña que los errores de medida. "Otros experimentos, hechos con el mismo cuidado, han permitido establecer la Ley de la Conservación de la Masa: en las reacciones químicas la masa ni se crea ni se destruye en cantidad apreciable".

Ejemplo:

Si 44 gr. de  $\text{CO}_2$  reaccionan con CaO para producir 100 gr. de  $\text{CaCO}_3$ . Determine la cantidad de CaO que se necesitó.



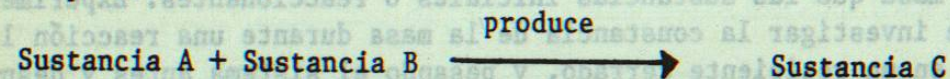
$$x = \text{gr. de CaO necesarios} = 100 \text{ gr.} - 44 \text{ gr.}$$

$$\text{gr. de CaO necesarios} = 56 \text{ gr.}$$

#### b) LEY DE LAS PROPORCIONES CONSTANTES.

Uno de los científicos que trabajaron investigando la composición de las sustancias fue el químico francés Joseph Louis Proust, quien realizó diversos experimentos en este campo de la química. A continuación se expone un experimento semejante a los realizados por él.

Manteniendo constante la masa de una sustancia a la que llamaremos "A", veremos la cantidad de ésta que se combina con otra sustancia llamada "B" para obtener un producto "C".



A lo largo de la experiencia manejaremos el término Relación, el que se define como la correspondencia cuantitativa que existe entre las sustancias reaccionantes y/o los productos en una reacción química.

En la reacción antes mencionada, para investigar la relación que existe entre las sustancias reaccionantes "A" y "B" mantendremos constante la masa de A en cada experiencia y variaremos la cantidad de sustancia B, observando la masa de A que reacciona con determinada cantidad de B o viceversa. La reacción se realiza en un sistema cerrado donde se impide la entrada o fuga de materia.

Los datos obtenidos en el laboratorio se dan en la siguiente tabla de la cual haremos un estudio detallado.

C A S O	MASA DE SUSTAN- CIA "A" UTILIZA- DA (g)	MASA DE SUSTAN- CIA "B" UTILIZA- DA (g)	MASA DE PRODUC- TO "C" (g)	EXCESO DE SUS- TANCIA "A" (g)	EXCESO DE SUS- TANCIA "B" (g)	MASA REACCIONAN- TE DE "A"  MASA REACCIONAN- TE DE "B"
I	4	1	1.66	3.34	0	$\frac{0.66}{1.00} = 0.66$
II	4	2	3.33	2.67	0	$\frac{1.33}{2.00} = 0.66$
III	4	3	5.00	2.00	0	$\frac{2.00}{3.00} = 0.66$
IV	4	4	6.66	1.34	0	$\frac{2.66}{4.00} = 0.66$
V	4	5	8.33	0.67	0	$\frac{3.33}{5.00} = 0.66$
VI	4	6	10.00	0.00	0	$\frac{4.00}{6.00} = 0.66$
VII	4	7	10.00	0.00	1	$\frac{4.00}{6.00} = 0.66$

Observando el caso No. I de la tabla de resultados dada anteriormente, podemos notar que los 4 g. de "A" que se pusieron a reaccionar con 1 g. de "B" solidamente reaccionaron 0.66 g. obteniéndose 1.66 g. de producto "C" y quedando un exceso (sustancia sin reaccionar) 3.34 g. de A, así también podemos observar los casos siguientes hasta el V, donde sigue presentándose exceso de A.

En el caso VI, la cantidad de "A" presente es exactamente la necesaria para reaccionar totalmente con 6 g. de "B". En esta reacción las sustancias reaccionantes se consumen (íntegramente) no habiendo exceso de ninguna de ellas.

En el caso VII, la cantidad de "A" presente, reacciona totalmente con 6 g. de "B" y como en este caso la cantidad de "B" que existe son 7 g., nos queda 1 g. de esta última en exceso.

Al examinar cada uno de los casos anteriores, nos damos cuenta que la relación de masas de las sustancias reaccionantes es constante e igual a 0.66 g. Esto significa que 1 g. de "B" reacciona con 0.66 g. de "A", analizando los cálculos obtenidos, podemos concluir que la relación entre las sustancias A y B es constante, no importando la cantidad que de éstas tengamos, quedando sin reaccionar la cantidad de cada una de ellas que esté en exceso a esta relación. Otra forma de decirlo anterior es que, independientemente que haya sobrante de uno u otro reactivo, la relación de masas de las sustancias reaccionantes permanece constante.

Se puede decir que al emplear otras cantidades de las sustancias "A" y "B", la relación en que reaccionan tendrá el mismo valor.

Si investigamos la descomposición del producto "C" antes formado, obtendremos las sustancias "A" y "B" en cantidades exactamente iguales a cuando se combinaron para formar el compuesto.

De igual manera se investigó la síntesis y la descomposición de otros compuestos, llegando a la conclusión que en cada uno de ellos, existe una relación constante entre las masas de sus constituyentes.

En base a estas observaciones, Proust, enunció una ley conocida con el nombre de Ley de las Proporciones Constantes, y nos dice lo siguiente:

"Para formar un compuesto, se necesitan siempre los mismos elementos, en proporciones constantes y definidas".

NOTA: Relación la usamos como sinónimo de proporción.

Ejemplos numéricos de la Ley de las Proporciones Constantes.

a) Al reaccionar 5 g. de hidrógeno con 14 g. de nitrógeno se obtienen 17 g. de amoníaco, resultando un exceso de 2 g. de hidrógeno. ¿Cuál es la relación en peso de hidrógeno a nitrógeno?

Solución:

Masa reaccionante de hidrógeno	=	Masa de hidrógeno utilizada	-	Masa de hidrógeno sobrante
"	=	5 g.	-	2 g.
"	=	3 g.	-	

Masa reaccionante de nitrógeno	=	Masa de nitrógeno utilizada	-	Masa de nitrógeno sobrante
"	=	14 g.	-	0
"	=	14 g.	-	

La relación entre las masas reaccionantes de hidrógeno y nitrógeno será:

$$R = \frac{\text{masa reacc. de hidrógeno}}{\text{masa reacc. de nitrógeno}} = \frac{3 \text{ g.}}{14 \text{ g.}} = \frac{0.215}{1} = 0.215$$

El resultado anterior nos dice que al producirse amoníaco, la relación en peso de los reactivos es de 1 g. de nitrógeno a 0.215 g. de hidrógeno.

c) LEY DE LAS PROPORCIONES MULTIPLES.

En la antigüedad se pensó que al combinarse dos elementos, el producto era único, pero ciertas evidencias no correspondían con esta hipótesis, entonces se predijo que dos mismos elementos se podían combinar en distintas proporciones para dar más de un compuesto. Para comprobarse lo anterior se analizaron cuantitativamente algunos compuestos.

El análisis de dos compuestos formados por hierro y oxígeno los que llamaremos A y B arrojó los siguientes datos:

100 g. del compuesto A	}	hierro (Fe)	-	77.73 g.
		oxígeno (O)	-	22.27 g.
100 g. del compuesto B	}	hierro (Fe)	-	69.94 g.
		oxígeno (O)	-	30.06 g.

Para poder comparar la cantidad de oxígeno que se combina con el hierro en cada uno de los compuestos anteriores, tomaremos como base una masa constante de hierro: Si nuestra masa de hierro tomada como referencia es 69.94 g. calcularemos cuánto oxígeno estará combinado con la masa dada de hierro en el compuesto A, puesto que en el compuesto B ya es conocida:

$$\frac{77.73 \text{ g. de hierro}}{22.27 \text{ g. de oxígeno}} = \frac{69.94 \text{ g. de hierro}}{X \text{ g. de oxígeno}}$$

Despejando la incógnita resulta:

$$X = \frac{(69.94 \text{ g. de hierro}) (22.27 \text{ g. de oxígeno})}{(77.73 \text{ g. de hierro})}$$

$$X = 20.04 \text{ g. de oxígeno}$$

En base a la masa de hierro tomada como referencia, la cantidad de oxígeno que se combina con ésta es:

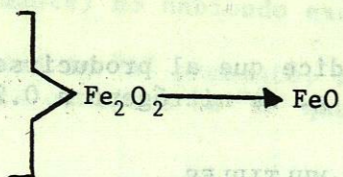
En el compuesto A	En el compuesto B
20.04 g.	30.06 g.

Comparando las cantidades anteriores, podemos concluir que en el compuesto B se encuentra combinado 1.5 veces más de oxígeno que en el compuesto A.

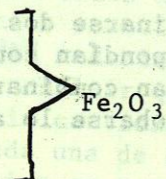
O sea que una parte de hierro se combina con una parte de oxígeno en el compuesto A y con 1.5 partes en el compuesto B.

Ahora bien, como no se pueden combinar fracciones de átomos, multiplicamos la relación por dos y obtenemos que:

Dos átomos de hierro se combinan con dos de oxígeno, manteniendo la relación de 1:1.



Dos átomos de hierro se combinan con 3 de oxígeno en una relación de 2:3 respectivamente.



De lo anterior podemos concluir que: cuando una cantidad fija de un elemento se combina con cantidades variables de otro, estas cantidades se encuentran en relación sencilla de números enteros, lo que se conoce como Ley de las Proporciones Múltiples.

#### CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS EN SUSTANCIAS

##### 1. Cálculos de pesos moleculares a partir de pesos atómicos.

Un compuesto químico se representa por su fórmula, y este se define como: La representación de un compuesto que nos determina, qué elementos y en qué proporción de átomos forman el compuesto.

Así como los átomos de los elementos tienen su peso atómico específico, los compuestos al representarse por su fórmula, la cual indica una molécula, tiene su peso molecular al cual se le llama también peso fórmula.

El Peso Molecular o Peso Fórmula se define como: La suma de los pesos atómicos, de los átomos que forman la molécula y su cálculo matemático se desarrolla de la siguiente manera:

Procedimiento:

- 1) Se escribe la fórmula del compuesto.
- 2) Se multiplica el peso atómico de cada elemento, por el número de átomos representado en la fórmula por los subíndices.
- 3) Se suman los valores obtenidos para cada uno de los elementos, dicha suma representa el peso Molecular o peso Fórmula.

El peso Fórmula se determina para compuestos Iónicos, el peso Molecular para compuestos covalentes.

Ejemplo: Peso Molecular del NaCl (Cloruro de Sodio).

Fórmula: P.M. = Pesos atómicos x número de átomos.

Pesos Atómicos	P.M. NaCl = P.A. (Na)(# de átomos) + P.A. (Cl)(# átomos)
Na = 22.99	P.M. NaCl = (22.99 gr.) (1) + (35.45 gr.) (1)
Cl = 35.45	P.M. NaCl = 58.44 gr.

Ejemplo: Peso Molecular del H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (Acido Sulfúrico)

P.A.	Peso Molecular: (1 gr.) (2) + (32.06 gr.) (1) + (15.99 gr.) (4)
H = 1 gr.	P.M. H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> = 98.36 gr.
S = 32.06 gr.	
O = 15.99 gr.	

Tomando en cuenta que los pesos atómicos de los elementos no tienen unidades fijas, ya que son pesos relativos con respecto al átomo de carbono tomado como referencia; los pesos moleculares tampoco tendrán unidades fijas y por lo tanto las unidades de peso que se deseen manejar, que pueden ser gramos, kilogramos, libras, etc.

#### CONCEPTO DE MOL

Los pesos atómicos de los elementos se han determinado experimentalmente. Estos pesos atómicos son muy útiles porque expresan la masa promedio relativa de los átomos de los elementos. Sin embargo, debemos recordar que, normalmente, ningún átomo tiene una masa igual al peso atómico, Por ejemplo, cuando se dice que el cloro tiene un peso atómico de 35.453 uma, no significa que un átomo de cloro tiene esta masa. Debido a que el 75.5% de los átomos de cloro tienen una masa y el 24.5% otra, el peso atómico únicamente se refiere a la masa promedio de los átomos de cloro. Por supuesto, el peso atómico de un elemento que no tiene isótopos es la masa de los átomos reales. Por ejemplo, el elemento flúor carece de isótopos, así que la masa del átomo de flúor está dada por el peso atómico, 18.9984 uma.

Al trabajar con los elementos, nunca trataremos con átomos individuales y, en el laboratorio, normalmente se trabaja con cantidades de elementos y compuestos que se miden en gramos. Por tanto, la uma no es una unidad conveniente para el trabajo normal; es decir, es más razonable trabajar con gramos de elementos que con unidades de masa atómica. Entonces es necesario poder tratar las masas relativas de los elementos en gramos. No obstante, varios gramos de un elemento contendrán numerosos átomos. Para resolver este problema, los químicos han ideado una manera en la que se puede considerar un número estándar de átomos como una unidad. Esta forma es semejante a nuestro uso cotidiano del término docena se refiere a 12 cosas como una unidad. Para expresar las masas relativas de los elementos en gramos, se establece la definición siguiente:

"Un mol de un elemento es la cantidad (medida en gramos) que contiene el mismo número de átomos que están contenidos exactamente en 12 gramos de carbono 12".