

## UNIDAD VII.

### ESTEQUIOMETRÍA III.

Los pesos de los elementos que integran un mol de un compuesto pueden deducirse fácilmente a partir de los pesos atómicos de los elementos y la fórmula que representa a ese compuesto.

Por otro lado, la composición en peso, entonces, se podrá calcular si conocemos los pesos de los elementos y el peso de un mol del compuesto.

Ahora, en esta unidad, trataremos de explicar como calcular las relaciones ponderales (masa) entre las sustancias reaccionantes y los productos de una reacción química.

#### OBJETIVOS.

Al terminar esta unidad, el alumno deberá ser capaz de:

- 1.- Resolver problemas sobre relaciones ponderales en las reacciones químicas.
- 2.- Definir, así como diferenciar, los términos:
  - a) Reactivo limitante.
  - b) Reactivo en exceso.

3.- Resolver problemas sobre relaciones ponderales en las reacciones químicas, en las que algunos de los reactivos está en exceso con respecto al otro.

4.- Determinar el reactivo limitante en una reacción química.

5.- Determinar la fórmula molecular de un compuesto dada su fórmula empírica y su peso molecular experimental.

### PROCEDIMIENTO DE APRENDIZAJE.

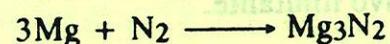
Además de leer el capítulo completo, deberás poner especial atención a la explicación que se hace de los ejercicios resueltos. Por otro lado, deberás entregar a tu maestro los problemas de la autoevaluación resueltos, para que tengas derecho al examen de esta unidad.

### AUTOEVALUACIÓN.

1.- Calcular el peso de carbonato potásico que se necesita para preparar 10.0 g de sulfato potásico, según la siguiente ecuación:

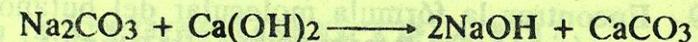


2.- Se ponen a reaccionar 1.0 de Mg y 1.0 de N y se supone que la reacción se efectúa hasta el final. ¿Cuál es el peso del nitrato de magnesio formado? Identificar el reactivo que se halla presente en exceso y ¿qué cantidad del mismo sobra al acabar la reacción? La ecuación es:



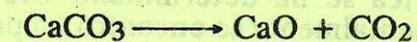
3.- Con frecuencia, la sosa cáustica, NaOH, se prepara comercialmente mediante la reacción de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  con cal apagada,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . ¿Cuántos gramos de NaOH se pueden obtener tratando 1 kg de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  con  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

[Solución = 755 g de NaOH]



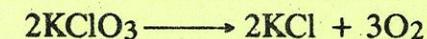
4.- Calcúlese la cantidad de cal viva, CaO, que puede prepararse calentando 200 kg de piedra caliza que contiene 100% de  $\text{CaCO}_3$  puro.

[Solución = 112.2 kg de CaO]

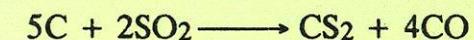


5.- ¿Cuánto  $\text{KClO}_3$  se debe calentar para obtener 3.5 g de Oxígeno?

[Solución = 8.94 g de  $\text{KClO}_3$ ]



6.- Se pone a reaccionar 1 kg de  $\text{SO}_2$  con 1 kg de carbono. Determinar ¿cuál reactivo se encuentra en exceso? Determinar ¿cuál reactivo está como limitante? Además determinar la cantidad de los productos formados.



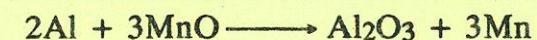
1kg 1kg

[Solución: Reactivo limitante =  $\text{SO}_2$ ,

Reactivo en Exceso = C;  $\text{CS}_2 = 593$  g;  $\text{CO} = 875$  g]

7.- Se calentó una mezcla que contenía 100 g de Al y 200 g de MnO para iniciar la reacción. ¿Cuál de las sustancias indicadas quedó en exceso y, cuánto de ella quedó? Además determinar las cantidades de los productos.

[Solución = Al = 49 g,  $\text{Al}_2\text{O}_3 = 95.77$  g, Mn = 154.9 g]



8.- Encontrar la fórmula molecular del átomo cuya fórmula empírica se a determinado CH<sub>3</sub>, y en el laboratorio experimentalmente se calculó un peso molecular de 30 uma.

[Solución = C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>]

9.- Encontrar la fórmula molecular del butano cuya fórmula empírica se hadeterminado C<sub>2</sub>H<sub>5</sub> y en el laboratorio experimentalmente se encontró un peso molecular de 58 uma.

[Solución: C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> ]

10.- Encontrar la fórmula molecular del benceno cuya fórmula empírica se ha determinado CH y en el laboratorio experimentalmente se encontró un peso molecular de 78 uma.

[Solución: C<sub>6</sub>H<sub>6</sub> ]

## CAPITULO VII.

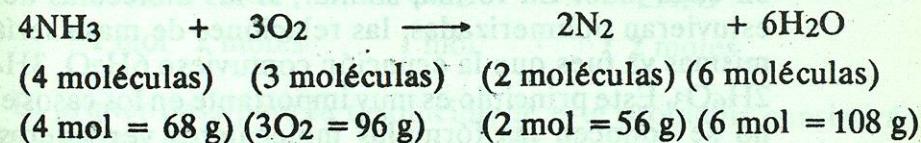
### ESTEQUIOMETRÍA III.

En este capítulo trataremos sobre la resolución de problemas en los que intervengan relaciones de peso en las reacciones químicas, así como cálculos para determinar la fórmula molecular de un compuesto.

En todos los casos de los tres capítulos de estequiometría comprendidos en el presente texto, la resolución correcta de los problemas deberá estar basada en las leyes fundamentales de la química como lo son: la ley de la conservación de la materia y la ley de la composición constante.

#### 7-1 RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS SOBRE RELACIONES PONDERADAS EN LAS REACCIONES QUÍMICAS.

Para el mejor entendimiento de la resolución de problemas sobre relaciones ponderales, consideremos las siguiente ecuación:



Puesto que un mol de cualquier sustancia contiene un número determinado de moléculas, el número relativo de moles que hay en la reacción es igual que el número relativo de moléculas. En función de los pesos moleculares  $\text{NH}_3 = 17$ ,  $\text{O}_2 = 32$ ,  $\text{N}_2 = 28$ ,  $\text{H}_2\text{O} = 18$ , la ecuación de la combustión anterior muestra que 4 moles de  $\text{NH}_3$  ( $4 \times 17 \text{ g NH}_3$ ) reaccionan con 3 moles de  $\text{O}_2$  ( $3 \times 32 \text{ g O}_2$ ) para formar 2 moles de  $\text{N}_2$  ( $2 \times 28 \text{ g N}_2$ ) y 6 moles de  $\text{H}_2\text{O}$  ( $6 \times 18 \text{ g H}_2\text{O}$ ). En forma más general, la ecuación muestra que las masas de  $\text{NH}_3$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$  consumidos o formados en la reacción, expresados en cualquier unidad de masa, están en razón 68:96:56:108 (ó 17:24:14:27).

En todos los casos, la ley de la conservación de la masa requiere que la suma de las masas resultantes ( $56 + 108$ ).

Puede resumirse la importancia de las relaciones de masa de la siguiente forma:

- 1) Las relaciones de masa son tan exactas como la ley de la conservación de la masa.
- 2) Las relaciones de masa no requieren de conocimiento sino de las condiciones variables; por ejemplo, si el  $\text{H}_2\text{O}$  es agua o vapor.
- 3) Las relaciones de masa no requieren del conocimiento de las fórmulas moleculares reales. En el ejemplo anterior las masas o el número de átomos no cambiarán si se considera que el oxígeno es ozono,  $2\text{O}_3$ , en vez de  $3\text{O}_2$ . En cualquier caso, la ecuación debe balancearse con 6 átomos de oxígeno en cada lado. En forma, similar, si las moléculas de agua estuvieran polimerizadas, las relaciones de masa serían las mismas ya fues que la ecuación contuviese  $6\text{H}_2\text{O}$ ,  $3\text{H}_4\text{O}_2$  o  $2\text{H}_6\text{O}_3$ . Este principio es muy importante en los casos en que no se conocen las fórmulas moleculares verdaderas. Las relaciones de masa son válidas para las muchas ecuaciones que incluyen moléculas que pueden disociarse o aquellas que se asocian para formar polímeros complejos (almidón,

celulosa, etc.), sin importar si se utilizan o no las fórmulas empíricas o moleculares.

Consideremos la combustión del metano, gas muy importante en la industria y en general para toda la sociedad, ya que es el principal componente del llamado gas natural que utilizamos en nuestros hogares:

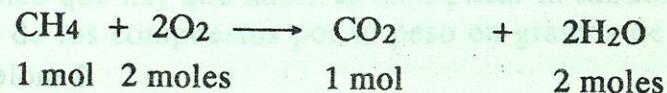


En la ecuación anterior, que por cierto ya está balanceada, se observa que para la combustión del metano se requieren dos moles de oxígeno para que se formen dos moles de agua y un mol de dióxido de carbono. Como los pesos moleculares de los compuestos se pueden obtener fácilmente a partir de los pesos atómicos de los elementos, la relación ponderal (o sea de masa) entre las sustancias reaccionantes y los productos, se podrá establecer de la siguiente forma:

Ejemplo.

Calcular el peso de oxígeno necesario para la combustión de 20.0 g de metano; así mismo calcular los pesos de  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$  que resulten de esta reacción.

La ecuación ya la conocemos, incluso la conocemos balanceada:



El primer paso para la resolución de este problema consistirá en calcular el número de moles de la sustancia reaccionante, es decir, del metano. Contamos como dato que reaccionan 20 g de metano, entonces deberemos de sumar los pesos atómicos de los elementos que forman el metano para obtener el peso molecular del mismo: