

$$H = 1.008 \times 4 = 4.032$$

$$O = 12.000 \times 1 = 12.000$$

$$16.032$$

Si redondeamos el peso de un mol de CH<sub>4</sub> en 16.00 g/mol podremos calcular el número de moles que representan 20 g de CH<sub>4</sub>.

Recordando las fórmulas antes expuestas.

$$\begin{aligned} \text{moles de CH}_4 &= \frac{\text{g de CH}_4}{\text{peso de un mol de CH}_4} \\ &= \frac{20\text{g}}{16.00 \text{ g/mol}} \\ &= 1.25 \text{ moles} \end{aligned}$$

A continuación calcularemos también el número de moles de oxígeno que reaccionan con los 1.25 moles de metano y los moles de dióxido de carbono y agua que se producen en esta reacción. Por la ecuación descrita se prevee que por cada mol de metano se requieren dos moles de oxígeno y se producirán dos moles de agua y uno de dióxido de carbono. Por lo tanto, utilizaremos como constante los 1.25 moles de CH<sub>4</sub> ya obtenidos para deducir la cantidad en moles de los otros compuestos.

$$\text{Moles de O}_2 = 1.25 \text{ moles de CH}_4 \times \frac{2 \text{ moles de O}_2}{1 \text{ mol de CH}_4}$$

o sea,

$$\text{Moles de O}_2 = 1.25 \times 2$$

$$= 2.5 \text{ moles}$$

$$\text{Moles de CO}_2 = 1.25 \text{ moles de CH}_4 \times \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de CH}_4}$$

o sea,

$$\text{Moles de CO}_2 = 1.25 \times 1$$

$$= 1.25 \text{ moles}$$

$$\text{Moles de H}_2\text{O} = 1.25 \text{ moles de CH}_4 \times \frac{2 \text{ moles de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de CH}_4}$$

o sea,

$$\text{Moles de H}_2\text{O} = 1.25 \times 2$$

$$= 2.5 \text{ moles}$$

Hasta aquí hemos calculado que al quemarse 1.25 moles de CH<sub>4</sub> (20g) se consumen 2.5 moles de oxígeno y se forman 1.25 moles de CO<sub>2</sub> y 2.5 moles de H<sub>2</sub>O.

El siguiente paso es calcular el peso en gramos que representan cada una de las cantidades de moles obtenidas en el paso anterior, y para ello lo único que hay que hacer es multiplicar la cantidad en moles de cada uno de los compuestos por el peso en gramos de un mol de los mismos.

$$\text{El peso de un mol de O}_2 = 16.0 \times 2 = 32.0 \text{ g/mol}$$

$$\text{El peso de un mol de CO}_2 = 12.0 + 32.0 = 44.0 \text{ g/mol}$$

$$\text{El peso de un mol de H}_2\text{O} = 2.0 + 16.0 = 18.0 \text{ g/mol}$$

Ahora,

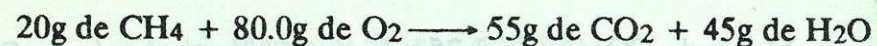


$$\text{Peso de O}_2 = 2.5 \text{ moles} \times 32.0 \text{ g/mol} = 80.0 \text{ g}$$

$$\text{Peso de CO}_2 = 1.25 \text{ moles} \times 44.0 \text{ g/mol} = 55.0 \text{ g}$$

$$\text{Peso de H}_2\text{O} = 2.50 \text{ moles} \times 18.0 \text{ g/mol} = 45.0 \text{ g}$$

Para comprobar que están correctos los cálculos, el peso de los reaccionantes deberá ser igual al peso obtenido en los productos.



$$\begin{array}{ccc} 20 \text{ g} + 80 \text{ g} = 100 \text{ g} & \longrightarrow & 55 \text{ g} + 45 \text{ g} = 100 \text{ g} \\ \text{reactivos} & & \text{productos} \end{array}$$

## 7-2 CÁLCULOS SOBRE RELACIONES PONDERALES EN LAS REACCIONES QUÍMICAS EN LAS QUE ALGUNO DE LOS REACTIVOS ESTA EN EXCESO CON RESPECTO AL OTRO.

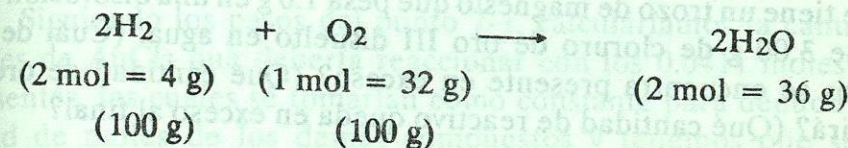
En algunas ocasiones al consumirse una reacción química se observa que el total de los reactivos no es transformado a productos y esto es debido a que siempre deberá existir una relación exacta de reactivos para ser transformados en productos, y en el caso en que esta proporción es alterada, dará la apariencia de que no se consumió totalmente la reacción.

Cuando uno de los reactivos presentes en una reacción química se encuentra en una proporción mayor de la necesaria para reaccionar con la cantidad del otro reactivo presente, estaremos hablando de un reactivo en exceso.

Por otra parte, cuando un reactivo se encuentra presente en una proporción menor de la necesaria para reaccionar con la cantidad presente del otro reactivo llamaremos al reactivo en menor proporción

"limitante". Ya que la reacción ocurrirá sólo hasta que este reactivo se consuma, quedando cantidades del otro reactivo capaz de reaccionar, sin transformarse ya que debido a la cantidad del reactivo limitante, la reacción se interrumpe. A continuación citaremos un ejemplo.

Se produce una chispa eléctrica en una mezcla de 100 g de H<sub>2</sub> y 100 g de O<sub>2</sub> de manera que se forma agua de acuerdo con la reacción:



a) ¿Cuál es el reactivo limitante?

b) Cuánta agua se produce?

La característica especial de este problema es que las cantidades iniciales de los dos reactivos se han especificado. Primero, es necesario determinar cuál de las sustancias, esta como limitante.

$$n_{\text{H}_2} = \frac{100 \text{ g}}{2.02 \text{ g/mol}} = 49.5 \text{ moles H}_2 \quad n_{\text{O}_2} = \frac{100 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 3.13 \text{ moles O}_2$$

En esta reacción si observamos la ecuación original, no damos cuenta que para que se efectúe la reacción se requieren 2 moles de H<sub>2</sub> por 1 mol de O<sub>2</sub>. Y tomando en cuenta los datos originales de la reacción tenemos 49.5 moles de H<sub>2</sub> por 3.13 moles de O<sub>2</sub>. Aquí nos damos cuenta que si se utilizara todo el hidrógeno, se requerirían  $1/2 (49.5) = 24.8$  moles de O<sub>2</sub> debido a que la relación que existe en la ecuación es de 2 a 1, entonces obviamente, no puede utilizarse todo el hidrógeno. Puesto que el O<sub>2</sub> está presente en forma de la cantidad limitante, los cálculos deben basarse en la cantidad de O<sub>2</sub>, debido a que mientras este presente el oxígeno se va a efectuar la reacción, debido a que es el reactivo que va a determinar el fin de una reacción.



$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 2n(\text{O}_2) = 2 \times 3.13 = 6.26 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 6.26 \times 18 \text{ g/mol} = 113 \text{ g H}_2\text{O}$$

**Ejemplo:**

Se tiene un trozo de magnesio que pesa 1.0 g en una disolución que contiene 3.00 g de cloruro de oro III disuelto en agua. (Cuál de los reactivos se encuentra presente en exceso? (Qué cantidad de oro se producirá? (Qué cantidad de reactivo queda en exceso al final?

**Solución:**

Primero se representa la reacción mediante una ecuación química y se balancea para obtener la relación en moles de reaccionantes y productos.



Ahora se calcula el número de moles disponibles de cada uno de los reactivos:

$$\text{El peso de un mol de Mg} = 24.3 \text{ g/m}$$

$$\text{El peso de un mol de AuCl}_3 = 303.0 \text{ g/m}$$

entonces,

$$\text{Moles de Mg} = \frac{1 \text{ g de Mg}}{24.3 \text{ g/m}}$$

$$= 0.0411 \text{ moles}$$

$$3.0 \text{ g}$$

$$\text{Moles de AuCl}_3 = \frac{3.0 \text{ g}}{303.0 \text{ g/m}}$$

$$303.0 \text{ g/m}$$

$$= 0.0099 \text{ moles}$$

Siguiendo los pasos del punto 7-1, calcularíamos la cantidad de moles de AuCl<sub>3</sub> que debería reaccionar con los 0.0411 moles de Mg presentes, los cuales se tomarían como constante para deducir la cantidad de moles de los demás compuestos y tenemos que según la ecuación:

$$\text{Moles de AuCl}_3 = 0.0411 \text{ moles de Mg} \times \frac{2 \text{ moles de AuCl}_3}{3 \text{ moles de Mg}}$$

$$= 0.0411 \times \frac{2}{3}$$

$$= 0.0411 \times 0.67$$

$$= 0.0275 \text{ moles}$$

Sin embargo, según calculamos anteriormente, sólo tenemos 0.0099 moles de AuCl<sub>3</sub> por lo que deducimos que no todo el magnesio podrá reaccionar, o sea que el magnesio se encuentra en exceso, o bien, el AuCl<sub>3</sub> es un reactivo limitante.

Con todo el AuCl<sub>3</sub> si puede reaccionar, realizaremos nuestros cálculos de las sustancias reaccionantes y de los productos basándonos en la cantidad de AuCl<sub>3</sub> presente y no en el magnesio.

2 m de Au



$$\begin{aligned} \text{Moles de Au formados} &= 0.0099 \text{ m de AuCl}_3 \times \frac{1 \text{ mol de Au}}{2 \text{ m de AuCl}_3} \\ &= 0.0099 \text{ moles de Au} \end{aligned}$$

Para calcular el peso que representan 0.0099 moles de Au, lo que hay que hacer es multiplicar esta cantidad de moles por el peso de un mol de Au (197 g/m). Entonces tenemos:

$$\begin{aligned} \text{g de Au} &= 0.0099 \text{ moles de Au} \times 197 \text{ g/mol} \\ &= 1.95 \text{ g de Au} \end{aligned}$$

Ahora calculamos la cantidad de moles de Mg que reaccionan para, posteriormente, calcular la cantidad que quedó en exceso.

$$\begin{aligned} \text{Moles de Mg que reaccionan} &= 0.0099 \text{ mol de AuCl}_3 \times \frac{3 \text{ moles de Mg}}{2 \text{ m de AuCl}_3} \\ &= 0.0099 \times 1.5 \\ &= 0.0148 \text{ moles de Mg} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Moles de Mg que permanecen en exceso} &= \\ &= 0.0411 \text{ moles de Mg} - 0.0148 \text{ moles de Mg} \\ &= 0.0263 \text{ moles de Mg que no reaccionan} \end{aligned}$$

Por último se calcula el peso de los moles de Mg que permanecen sin reaccionar (en exceso), multiplicando la cantidad de moles de Mg por el peso de un mol (24.3 g/m).

$$\begin{aligned} \text{Peso de Mg en exceso} &= 0.0263 \text{ moles} \times 24.3 \text{ g/m} \\ &= 0.639 \text{ g de Mg} \end{aligned}$$

### 7-3 CÁLCULOS PARA DETERMINAR LA FÓRMULA MOLECULAR DE UN COMPUESTO, DADA SU FÓRMULA EMPÍRICA SU PESO MOLECULAR EXPERIMENTAL.

En el capítulo anterior, ya hemos definido lo que es una fórmula empírica y una fórmula molecular. Y aunque a veces la fórmula molecular de un compuesto puede resultar ser la misma que la fórmula empírica o más sencillo, (como en el metano CH<sub>4</sub>), por lo general resulta ser un múltiplo de la fórmula empírica (ejemplos son el etano, C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> y la glucosa, C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>).

Para los compuestos iónicos debe tenerse en cuenta que no existen las moléculas, ya que lo que la fórmula indica en estos compuestos es simplemente la proporción en que se encuentran los iones presentes.

Entonces, queda claro que la fórmula molecular de un compuesto es igual a la fórmula empírica, o bien, a un múltiplo entero de la misma. Para poder calcular este número entero deberá conocerse el peso molecular experimental del compuesto.

Como ejemplo, supongamos que el peso molecular experimental encontrado para el benceno es de 77 uma, mostraremos a continuación la manera en que este peso puede emplearse junto con la fórmula empírica para deducir su fórmula molecular. En todas las fórmulas que a continuación se describen, la proporción entre carbono e hidrógeno (elementos constituyentes del benceno) es de 1 a 1, pero una sola de ellas será la correcta (C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>) de acuerdo con el peso molecular determinado experimentalmente de 77 uma.



Peso molecular calculado  
por suma de pesos atómicos  
(uma = unidad de masa  
Posible Fórmula atómica)

|                               |      |
|-------------------------------|------|
| CH                            | 13.0 |
| C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> | 26.0 |
| C <sub>3</sub> H <sub>3</sub> | 39.0 |
| C <sub>4</sub> H <sub>4</sub> | 52.0 |
| C <sub>5</sub> H <sub>5</sub> | 65.0 |
| C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> | 78.0 |
| C <sub>7</sub> H <sub>7</sub> | 91.0 |

En primera instancia se podría pensar que C<sub>6</sub>H<sub>6</sub> no es necesariamente la fórmula correcta para el benceno ya que el peso molecular determinado experimentalmente es de 77 uma, mientras que el valor calculado aquí es de 78. Lo que pasa es que en realidad la mayoría de los métodos experimentales dan tan sólo una aproximación al peso molecular real. En el caso particular del benceno, los pesos obtenidos en el laboratorio oscilan entre 76 y 80, pero como las fórmulas empíricas son exactas, sólo son posibles los pesos moleculares de la columna derecha, por lo que una de ellas debe ser la correcta.

Resumiendo, la fórmula molecular de un compuesto es igual a la fórmula empírica, o bien a un múltiplo entero de ésta. Para poder determinar la fórmula molecular de un compuesto, deberá contarse como datos:

- 1.- Los porcentajes en peso de los elementos que formen dicho compuesto, así como:

## 2.- El peso molecular determinado en el laboratorio.

Si ya se nos proporciona la fórmula empírica del compuesto, se facilita grandemente el cálculo de la fórmula molecular.

### Ejemplo.

Calcular la fórmula molecular de un compuesto cuya fórmula empírica se ha determinado, CH<sub>2</sub>O, y en el laboratorio experimentalmente se calculó un peso molecular de 179 uma.

Lo que hay que hacer es que a partir de los pesos atómicos del compuesto, se calcula el peso molecular de la fórmula empírica el cual posteriormente se decide con el peso molecular experimental para de ahí obtener la relación real del átomos que hay en la fórmula molecular. Entonces:

$$\begin{array}{rcl} \text{C} & = & 12 \times 1 & = & 12 \\ \text{H} & = & 1 \times 2 & = & 2 \\ \text{O} & = & 16 \times 1 & = & 16 \end{array}$$

---

30

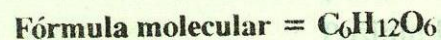
30 es la suma de los pesos atómicos de la fórmula empírica y como 179 es el peso molecular experimental, esto conduce a:

$$\frac{179}{30} = 5.97$$

o sea, aproximadamente 6.



Por lo tanto, la molécula real es 6 veces más pesada que lo que tiene de fórmula  $\text{CH}_2\text{O}$ , entonces se multiplica por 6 cada uno de los átomos presentes en el compuesto para obtener la fórmula molecular.



Una vez conocida la fórmula molecular, se podrá calcular el peso molecular real y exacto de la fórmula ya que el calculado en el laboratorio sólo es una aproximación.

$$\text{Peso de átomos de C} = 6 \times 12.01 = 72.06 \text{ uma}$$

$$\text{Peso de átomos de H} = 12 \times 1.008 = 12.09 \text{ uma}$$

$$\text{Peso de átomos de O} = 6 \times 16.00 = 96.00 \text{ uma}$$

$$\text{Peso de la molécula de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180.15 \text{ uma}$$

En primera instancia se podría pensar que  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  no es necesariamente la fórmula correcta para el benceno ya que el peso molecular determinado experimentalmente es de 77 uma,  $6 \times 12 + 6 \times 1 = 78$  una. La que aparece en la fórmula molecular real. En el caso particular del benceno, los pesos obtenidos en el laboratorio oscilan entre 76 y 80, pero como las fórmulas como  $\text{C}_6\text{H}_6$  y  $\text{C}_6\text{H}_8$  son las únicas que concuerdan con el peso molecular experimental, esto conduce a la conclusión de que la fórmula molecular del benceno es  $\text{C}_6\text{H}_6$ .

Resumiendo, la fórmula molecular de un compuesto es igual a la fórmula empírica, o bien es un múltiplo de ésta. Para determinar la fórmula molecular de un compuesto, deberá conocerse el peso molecular experimental, esto conduce a la conclusión de que la fórmula molecular del benceno es  $\text{C}_6\text{H}_6$ .

- 1.- Los porcentajes en peso de los elementos que forman un compuesto, así como:

## UNIDAD VIII.

### UNIDAD DE REPASO.

Como toda unidad de repaso final, la presente engloba los objetivos más importantes que a través del semestre, se supone, debes haber comprendido y desarrollado.

Esta unidad, a diferencia de las demás unidades de que consta el curso, tiene por objeto reconocer en el alumno si obtuvo un conocimiento generalizado de lo que el texto contiene, y por otro lado, tiene un valor algo diferente a las demás, ya que se considera obligatoria y el no aprobarla puede significar el no acreditar el curso en su totalidad.

Por lo anteriormente expuesto, es de suma importancia que estudies nuevamente los objetivos que se mencionarán a continuación para que en el mejor de los casos, obtengas una mayor calificación final, y en el peor de los casos, cuando menos logres el pase.

- a) Ácidos.
- b) Bases.
- c) Sales.
- d) Reducción.
- e) Agente reductor.
- f) Agente oxidante.
- g) Estado de oxidación.
- h) Nomenclatura.
- i) Definir los términos.
- j) Utilizar las reglas de nomenclatura para nombrar a las sales.
- k) Definir y utilizar las reglas de nomenclatura para definir a:
  - a) Óxidos.
  - b) Ácidos.
  - c) U.m.a.
  - d) Densidad.