

Educación Media General

Lunes, 18 de enero de 2021
Docente: Canelón Juan Carlos
4 Año: A-B

Área de formación: Química

Tema Indispensable

Ciencia, tecnología e innovación

Tema Generador

La estequiometría y la cotidianidad

Referentes Teóricos-Prácticos

Fórmulas Químicas y su significado
Composición Porcentual o Centsimal
Constante de Avogadro
Ecuación Química y Balanceo
Leyes Ponderales

*“Todo está hecho de átomos... pero, ¿De qué se componen los átomos?
Los hombres de ciencia han mostrado siempre una sorprendente curiosidad
por tratar de buscarle explicación a todo aquello cuanto signifique un enigma
para ellos.”*

Educación Media General

Desarrollo del Tema

Relaciones Estequiométricas

A través del análisis químico los científicos han llegado a determinar correctamente las fórmulas con las cuales se representan las sustancias. Para un mismo compuesto se utilizan los diferentes tipos de fórmulas y las obtenidas por análisis químicos son:

1) Fórmula Empírica (FE): Indica la relación mínima, en números enteros, de los átomos de cada elemento en el compuesto. Los datos que se necesitan para determinar la fórmula empírica de un compuesto son:

- La composición porcentual.
- Las masas atómicas de cada elemento que integran el compuesto.

Para determinar la (FE) de un compuesto se dividen los (%) de cada uno de los elementos entre sus respectivas masas atómicas. Como en la generalidad de los casos, los resultados obtenidos son números fraccionarios y en las moléculas existen números enteros de átomos y no fracciones de estos; se transforman las fracciones a números enteros, dividiendo cada una entre la menor de ellas.

Ejemplo:

Se analizó un compuesto cuya masa es de 1,257 g, encontrándose que constaba de 1,010g de cinc y el resto de oxígeno. ¿Si las masas relativas de cinc y del oxígeno son 65 y 16 g/mol, respectivamente. ¿Cuál será la fórmula empírica del compuesto?

Solución:

- La masa del (O) es la diferencia entre la masa del compuesto y la masa del cinc.

$$O = 1,257g - 1,010g = 0,247g$$

- Se divide la masa de cada elemento entre la masas atómica relativa

$$Zn = \frac{1,010\text{ g}}{65,4\text{ g/mol}} = 0,015\text{ mol} ; \quad O = \frac{0,247\text{ g}}{16\text{ g/mol}} = 0,015\text{ mol}$$

Educación Media General

c) Como los resultados son iguales, en este caso, se dividen entre sí:

$$\text{Zn} = \frac{0,015 \text{ mol}}{0,015 \text{ mol}} = 1 \quad \text{O} = \frac{0,015 \text{ mol}}{0,015 \text{ mol}} = 1$$

Nota: Para el caso en donde los resultados sean distintos, se toma el más pequeño para dividir las demás cantidades.

d) La fórmula empírica de compuesto es ZnO no se coloca el (1) se sobreentiende qué esta como subíndice.

2) **Fórmula Molecular (FM)** = Expresa la composición real de un compuesto, ya que, indica el número real de moles de átomos de cada elemento presente en la molécula.

Para determinar la fórmula molecular de un compuesto se procede de manera similar al proceso del cálculo de las fórmulas empíricas, conocida esta, se calcula el valor del coeficiente estequiométrico “n”, dividiendo la masa molecular relativa entre la masa molecular de la fórmula empírica. Luego, este valor, que tiene que ser un numero entero, multiplica a los subíndices de la FE.

Fórmula General

$$\text{Fórmula Molecular} = n (\text{Fórmula Empírica})$$

$$\text{FM} = n (\text{FE})$$

¿Qué es un alótropo?

Ejercicio:

Una muestra de un compuesto de nitrógeno (N) y oxígeno (O) contiene 1,52g del primero y 3,47g del segundo. Se sabe que la masa molar de este compuesto es de 95g/mol. Determine la fórmula molecular de dicho compuesto.

Solución:

a) Se determina la fórmula empírica:

$$\text{N} = \frac{1,52 \text{ g}}{14 \text{ g/mol}} = 0,11 \text{ mol} \quad \text{O} = \frac{3,47 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 0,21 \text{ mol}$$

$$\text{N} = \frac{0,11 \text{ mol}}{0,11 \text{ mol}} = 1 \quad \text{O} = \frac{0,21 \text{ mol}}{0,11 \text{ mol}} = 1,9 \approx 2 \quad \text{FE} = \text{NO}_2$$

Educación Media General

b) Se determina el valor de (n):

$$\begin{aligned} \text{Masa Molar de la Fórmula Empírica: } &\rightarrow \text{FE} = \text{NO}_2 & \text{N} = 1 \times 14 = 14 \\ & & \text{O} = 2 \times 16 = \underline{32} + \\ & & 46 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$n = \frac{\text{Masa Molar de la Fórmula Molecular}}{\text{Masa Molar de la Fórmula Empírica}} = \frac{95 \text{ g/mol}}{46 \text{ g/mol}} = 2 \rightarrow n = 2$$

c) Se determina la FM :

$$\text{FM} = n (\text{FE})$$

$$\text{FM} = 2 (\text{NO}_2)$$

$$\text{FM} = \text{N}_2\text{O}_4$$

3) Constante de Avogadro

Amadeo Avogadro Científico Italiano que estableció una forma de calcular las masas relativas de las moléculas elementales y las proporciones según las cuales entran en las combinaciones. Para ello establece un constante, la cual lleva su nombre, que tiene un valor de $6,02 \times 10^{23}$, es decir, es la constante de proporcionalidad entre la cantidad de sustancia y el número de partículas en esa sustancia, por ejemplo:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de átomos} &\rightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos} \\ 1 \text{ mol de moléculas} &\rightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} \\ 1 \text{ mol de iones} &\rightarrow 6,02 \times 10^{23} \text{ iones} \\ 1 \text{ mol de sustancia} &\rightarrow 22,4 \text{ L (litros)} \end{aligned}$$

Ejercicios:

a) Determine la cantidad de moles de amoníaco (molécula) de una muestra que contiene $3,01 \times 10^{23}$ moléculas.

Solución:

Moles de Moléculas: ?

Moléculas: $3,01 \times 10^{23}$

$$1 \text{ mol moléculas} \text{ ----- } 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

Educación Media General

X ----- $3,01 \times 10^{23}$ moléculas

$$X = \frac{3,01 \times 10^{23} \text{ moléculas} \times 1 \text{ mol moléculas}}{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}} = 0,5 \text{ mol de moléculas de amoníaco}$$

b) Calcula la cantidad de átomos de hierro que están contenidos en 3 moles de hierro.

Solución:

Átomos de Fe: ?

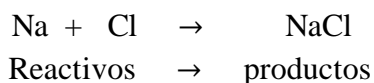
Moles de átomos de Fe = 3 mol

1 mol de átomos Fe ----- $6,02 \times 10^{23}$ átomos Fe
3 mol de átomos Fe ----- X

$$X = \frac{3 \text{ moles de átomos Fe} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos Fe}}{1 \text{ mol de átomos Fe}} = 1,86 \times 10^{24} \text{ átomos de hierro}$$

4) Ecuaciones químicas

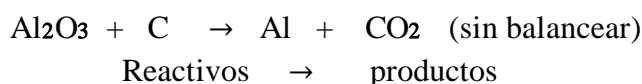
Es la forma de representar la reacción química que se producen entre los átomos y moléculas, ya sean de igual o diferentes especies, por ejemplo:



Para que una reacción química sea estable debe tener la misma cantidad de elementos de cada lado de la ecuación, si no es así, entonces se procede a igualar cada lado con el método del balanceo de ecuación química.

Método del balanceo por tanteo: consiste en ir colocando números enteros delante de los elementos o moléculas presente en la ecuación química.

Por ejemplo:



Análisis:

Educación Media General

Lado de los reactivos

2 átomos de aluminio
3 átomos de oxígeno
1 átomo de carbono

Lado de los productos

1 átomo de aluminio
1 átomo de carbono
2 átomos de oxígeno

Se procede a igualar la cantidad de átomos presente utilizando 2, 3, 4, 5, 6....:

Ecuación Balanceada

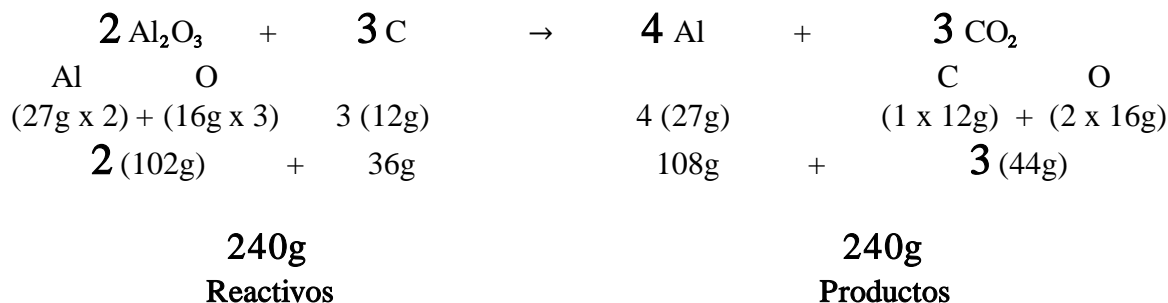


3 moléculas de dióxido de carbono
4 átomos de aluminio
3 átomos de carbono
2 moléculas de óxido de aluminio

¿Cuáles son los otros métodos que se utilizan para realizar el balanceo de ecuaciones químicas? De un ejemplo.

5) Leyes Ponderales ¿Qué son?

Ley de la conservación de la masa: Establece que en una ecuación química debe existir la misma cantidad de masa (g) del lado de los reactivos y los productos. *Por ejemplo:*

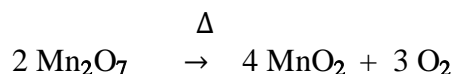


¿Qué otras leyes ponderales se conocen? De un ejemplo de cada una.

Cálculos Estequiométricos

Educación Media General

a) **Cantidad de Producto:** una reacción química balanceada indica la cantidad exacta de producto que se obtiene a partir de cantidades exactas de reactivos. Por ejemplo:

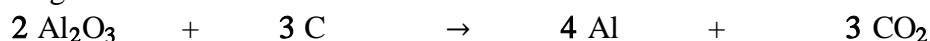


En esta reacción se observa que 2 mol de Mn_2O_7 producen 4 moles de MnO_2 y 3 moles de O_2 , si el análisis se hace en gramos se establece que 444g de Mn_2O_7 producen 348g de MnO_2 y 96g de O_2 .

b) **Reactivo Limitante:** Es la sustancia que, al estar en menor proporción, se agota primero suspendiendo la marcha de la reacción.

Cuando se presenta una situación donde las masas de las sustancias reaccionantes no están en la relación estequiométrica, se hace necesario determinar cuál es el reactivo limitante y realizar todos los cálculos con base en él. *Por ejemplo:*

Observe la siguiente reacción:



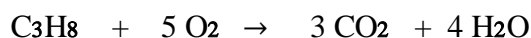
2 moles de Al_2O_3 reaccionan con 3 moles de C para producir 4 moles de Al y 3 moles de CO_2 . Con los mismos 2 moles de Al_2O_3 y cualquier cantidad de moles de C, superior a 3, se producirá exactamente la misma cantidad anterior. En este caso sin importar la cantidad de moles de C presente, el número de moles de Al_2O_3 limita la cantidad de Al y CO_2 que se puedan producir, señalando entonces que el Al_2O_3 es el *reactivo limitante*.

c) **Porcentaje de Rendimiento:** Las ecuaciones químicas presentan situaciones de rendimiento que son reales, un resultado es el teórico y el otro es que se obtiene experimentalmente. El teórico se obtiene de los datos o estequiometría expresada en la ecuación y corresponden al 100% de la eficiencia. El rendimiento real está dado por la cantidad de producto obtenido experimentalmente, el cual es inferior al 100%. Fórmula para el cálculo del rendimiento de la reacción:

$$\% \text{ Rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento real (experimental)}}{\text{Rendimiento Teórico}} \times 100$$

Ejercicio:

Al someter a combustión 5,1 moles de propano se obtienen 14,1 moles de dióxido de carbono. Determine la eficiencia o rendimiento de la reacción. La ecuación de la reacción es:



Análisis: el problema suministra como dato el rendimiento experimental, es decir, que por cada 5,1 moles de propano que se queman se producen 14,1 moles de dióxido de carbono. Para determinar el rendimiento de la reacción se necesita conocer el rendimiento teórico, o sea la cantidad de dióxido de carbono que se espera obtener según la estequiometría de la reacción.

1 mol de C_3H_8 ----- 3 mol de CO_2
 5,1 mol de C_3H_8 ----- X

$$X = \frac{5,1 \text{ mol de } \text{C}_3\text{H}_8}{1 \text{ mol de } \text{C}_3\text{H}_8} \times 3 \text{ mol de } \text{CO}_2 = 15,3 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

$$\% \text{ Rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento real (experimental)}}{\text{Rendimiento Teórico}} \times 100$$

$$\% \text{ Rendimiento} = \frac{14,1 \text{ mol}}{15,3 \text{ mol}} \times 100 = 92,12 \%$$

d) Pureza del Compuesto: No todas las sustancias son 100% puras, si por ejemplo el mineral Fe_2O_3 tiene un 70% de pureza. Significa del 100% 30% son impurezas.

Por ejemplo:

¿Cuántos gramos de Na_2SO_4 se producirán cuando se hacen reaccionar 30g de NaOH al 80% de pureza, con suficiente H_2SO_4 ?

Datos:

Masa del NaOH = 30g Pureza 80%

Masa del Na_2SO_4 = ?

Educación Media General

Procedimiento:

Se calcula primero la pureza del NaOH

Masa impura de NaOH ----- Masa pura de NaOH

$$\begin{array}{rcl} 100\text{g} & \text{-----} & 80\text{g} \\ 30\text{g} & \text{-----} & X \\ X = \frac{80\text{g puros} \times 30\text{g impuros}}{100\text{g impuros}} & = & 24\text{g puros de NaOH} \end{array}$$

De aquí en adelante se aplica el procedimiento general:

Ecuación química balanceada:



Calcular las masas molares

$$\text{Na} = 1 \times 23\text{g} = 23\text{g}$$

$$\text{O} = 1 \times 16\text{g} = 16\text{g}$$

$$\text{H} = 1 \times 1 = 1\text{g}$$

$$\text{Masa Molar NaOH} = 40\text{g/mol}$$

$$\text{Na} = 2 \times 23 = 46\text{g}$$

$$\text{S} = 1 \times 32 = 32\text{g}$$

$$\text{O} = 4 \times 16 = 64\text{g}$$

$$\text{Masa Molar Na}_2\text{SO}_4 = 142\text{g/mol}$$

Atendiendo a la ecuación química balanceada se aplica la relación matemática:

La masa de NaOH Produce Masa de Na₂SO₄

$$(2 \times 40\text{g}) \quad 80\text{g} \quad \text{-----} \quad 142\text{g}$$

$$24\text{g} \quad \text{-----} \quad X$$

$$X = \frac{142\text{g Na}_2\text{SO}_4 \times 24\text{g NaOH}}{80\text{g NaOH}} =$$

$$X = 42,6\text{g de Na}_2\text{SO}_4$$

Educación Media General

Actividades de Evaluación

- Explique, ¿qué tiene que ver la estequiometria con la bolsa de aire de los vehículos automotriz?
- ¿Por qué es importante emplear ecuaciones balanceadas en la resolución de problemas estequiométricos?
- Realice un ensayo, mínimo de dos hojas, acerca de las aplicaciones e importancia que tiene la estequiometria a nivel industrial (industria alimenticia, farmacéutica, entre otras)
- Una muestra de un compuesto de boro (B) e hidrógeno (H) contiene 6,444g del primero y 1,803g de segundo. La masa molar del compuesto es aproximadamente 30g/mol. ¿Cuál es su fórmula molecular?
- Todos los metales alcalinos reaccionan con el agua para formar hidrogeno gaseoso y el hidróxido del metal alcalino correspondiente. Una reacción común es la que ocurre entre el litio y el agua. En base a ello responda:
 - ¿Cuál es la reacción química que ocurre? Balancéela.
 - ¿Cuántos mol de hidrogeno gaseoso se formarán al completarse la reacción de 6,2mol litio con agua?
 - ¿Cuántos gramos de hidrogeno gaseoso se formarán al completarse la reacción de 80,57 g de litio con agua?
- Balancea la siguiente ecuación química y demuestre que se cumple la ley de la conservación de la masa:





Ministerio
del Poder Popular
para la **Educación**
Inclusión y Calidad



Educación Media General

Fecha de entrega: 25 / 01 / 2021 al 29 / 01 / 2021

Valor: 20 puntos

Orientaciones Generales

- ✓ El estudiante debe identificar con nombre apellido, año y sección la actividad.
- ✓ La actividad debe ser enviada por correo electrónico jccanelon-01@hotmail.com
- ✓ Los temas desarrollados en este recurso pedagógico, serán abordados en el programa de TV de Cada Familia una Escuela los días 12, 19 y 26/01/2021 o lo puedes ver por el canal oficial en youtube.
- ✓ En caso de no poseer algún instrumento tecnológico para enviar las actividades, debe ser notificado al docente y la o el estudiante deben ver el programa de televisión “Cada familia una escuela” y realizar el portafolios con las actividades que allí se envían.
- ✓ Vía de entrega: solo correo electrónico jccanelon-01@hotmail.com