COLEGIO EL JAZMIN IED

"Construyendo con Tecnología y Convivencia un Proyecto de Vida"

Guía Aprender en Casa

Nombre del Docente: Aldemar García Rincón		**Correo E: aldemillos@gmail.com**
Curso: 11 JT	**Asignatura: Química**	**Sede: A Jornada Tarde**
Título o Tema: Estequiometría		
Objetivos:		
Desempeños: Establece relaciones cualitativas entre los reactantes y productos de una reacción		
Fecha Inicio: 13 de julio de 2021	**Fecha de Entrega: 29 de Julio de 2021**	
Introducción: La estequiometria nos permite determinar de una ecuación química la información cualitativa (reactivos y productos) y cuantitativa, con relación a la cantidad de materia que participa y la que se produce. Puesto que en una reacción química no se crea ni se destruye la materia, la masa de los reactivos debe ser igual a la masa de los productos. De la misma manera, la carga eléctrica en ambos lados de la ecuación debe ser la misma. Los cálculos anteriores requieren saber interpretar cuantitativamente las ecuaciones en términos de número de moles y gramos.		

1- Requisitos previos: masa molar, balanceo de ecuaciones y ley de conservación de la materia
2- Contenidos:
- Contenidos conceptuales: estequiometría, relaciones masa – masa, reactivo limite, pureza y rendimiento.
- Contenidos procedimentales: aplicación del método científico para obtención de resultados.
- Contenidos actitudinales: responsabilidad, creatividad, esfuerzo.

3- Estrategias metodológicas: tutoría, resolución de dudas de la guía.
4- Actividades:

Una ecuación química contiene abundante información acerca de las cantidades de reactivos y productos que participan en el proceso. Las ecuaciones químicas pueden interpretarse en términos de átomos y moléculas, o bien en términos de gramos, moles y litros. Por ejemplo, de acuerdo con la ecuación química que describe la combustión del butano:

$2C_4H_{10}$ (g) +13 O_2 (g) $\longrightarrow$ $8CO_2$ (g) + $10H_2O$ (l)

Se puede afirmar que 2 moléculas de butano se combinan con 13 moléculas de oxígeno para formar 8 moléculas de dióxido de carbono y 10 moléculas de agua.

Basándonos en la misma ecuación podemos decir que 2 moles de butano reaccionan con 13 moles de oxígeno para formar 8 moles de dióxido de carbono y 10 moles de agua.

También es posible interpretar la ecuación anterior en términos de gramos, para lo cual basta calcular a cuántos gramos equivale el mol de cada una de las sustancias que participan en la reacción y multiplicar por el número de moles que hay de cada una de ellas. En nuestro caso, 116 gramos de butano reaccionan con 416 gramos de oxígeno para formar 352 gramos de dióxido de carbono y 180 gramos de agua.

De lo anterior se desprende que una ecuación química balanceada, contiene la información necesaria para predecir cuál será la cantidad de reactivo que se necesita para preparar una cierta cantidad de producto, o bien, cuánto producto se obtiene de cierta cantidad de reactivo.

Si se dispone de la ecuación química ajustada, correspondiente a una reacción química, se pueden establecer relaciones entre las cantidades de dos sustancias cualesquiera que inter vienen en la reacción y, calcular, a partir de dichas relaciones, la cantidad de una sustancia si se conoce la otra, estos cálculos reciben el nombre de cálculos estequiométricos.

Cuando en las reacciones químicas están involucrados los gases, los cálculos estequiométricos implican la relación de volumen.

Con base en la siguiente ecuación, determine:

$4\ Fe + 3O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3$

1.¿Cuántas moles de oxígeno se requieren para oxidar los 6 moles de hierro

2. Si se han consumido 25 gramos de O_2, ¿cuantos gramos de óxido férrico han producido?

3. Al final del proceso solo se obtuvieron 65.3 g de Fe_2O_3, ¿cual es el % de rendimiento?

Los cálculos estequiométricos se utilizan para calcular las cantidades proporcionales de las sustancias químicas que participan en una reacción, cuando se conocen la ecuación química balanceada y cantidad de unos de los reactivos o productos. Se puede hacer uso de los coeficientes numéricos de la ecuación química balanceada para escribir las relaciones molares de todos los pares de sustancias químicas que participan en la reacción. El número de moles de una sustancia se puede emplear para calcular el número de moles de una segunda sustancia, lo que se representa como sigue:

coeficiente de balanceo de Moles de A es igual al coeficiente de balanceo en Moles de B es decir 3 moles de oxígeno (O_2) tienen la capacidad de oxidar 4 moles de hierro (Fe)
Para efectuar esta conversión, se multiplica el número de moles de una sustancia dada por la relación molar apropiada para obtener el número de moles de la segunda sustancia. Esta operación de conversión adopta la forma general de la relación mol - mol:

$$\text{Moles de la sustancia conocida (A)} \times \frac{\text{Coeficiente de balanceo en Moles de B}}{\text{Coeficiente de balanceo en Moles de A}}$$

Volvamos a la primera pregunta ¿Cuántas moles de oxígeno se requieren para oxidar los 6 moles de hierro?, lo primero que debe establecer es que la sustancia conocida nos la da el enunciado del ejercicio, en este caso es el hierro, y el numero de moles es 6, luego observamos la ecuación balanceada $4\ Fe + 3O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3$, podemos deducir que el coeficiente de balanceo de la sustancia conocida son 4 moles de hierro (Fe) y 3 moles de O_2 es el coeficiente de balanceo de la sustancia a conocer, el ejemplo se resuelve así:

$$6 \text{ moles de Fe} \times \frac{3 \text{ moles de } O_2}{4 \text{ moles de Fe}} = 4.5 \text{ moles de } O_2$$

Cuando se conoce la masa de cualquier reactivo o productos (gramos de A), secuencia de conversión para establecer la masa de cualquier otra sustancia que participe en la reacción (gramos de B), se puede resolver con la fórmula de la relación masa – masa (1):

$$\text{Gramos de la Sustancia conocida} \times \frac{\text{1 mol de la sustancia Conocida}}{\text{Masa molar de la Sustancia conocida}} \times \frac{\text{Coeficiente en moles de la sustancia a conocer}}{\text{Coeficiente en moles de la sustancia conocida}} \times \frac{\text{masa molar de la sustancia a conocer}}{\text{1 mol de la sustancia conocida}} = \text{masa de la sustancia a Conocer.}$$

Volvamos a la segunda pregunta Si se han consumido 25 gramos de O_2, ¿cuantos gramos de óxido férrico han producido? Para esto debemos establecer primero la masa molar de las dos sustancias implicadas en el ejercicio:

O_2: 16 x 2 = 32 g/mol Fe_2O_3: Fe = 55.85 x 2 = 111.7
O = 16 x 3 = 48
159.7 g/mol

Ahora aplicamos la anterior formula, usando la ecuación balanceada $4\ Fe + 3O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3$

$$25 \text{ g } O_2 \times \frac{1 \text{ mol } O_2}{32 \text{ g } O_2} \times \frac{2 \text{ moles } Fe_2O_3}{3 \text{ moles } O_2} \times \frac{159.7 \text{g } Fe_2O_3}{1 \text{ mol } Fe_2O_3} = 83.17 \text{ g } Fe_2O_3$$

Si la cantidad de la primera sustancia se da en moles en vez de gramos, se omite el primer paso de conversión de la secuencia. De manera similar, si la cantidad final se desea en moles, se omite el paso final de la secuencia. En el caso de los gases que participan en reacciones químicas, las relaciones de sus volúmenes son equivalentes a las relaciones molares (a presión y temperaturas constantes). El reactivo que se consume por completo en una reacción se llama reactivo limitante, el rendimiento teórico es el rendimiento máximo de producto que se puede obtener de una reacción completa, con base en cálculos estequiométricos. El rendimiento real es la cantidad del producto deseado que se obtiene en último término cuando se efectúa una reacción. El rendimiento porcentual de una reacción se calcula como sigue:

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{\text{respuesta procedimental}}{\text{Repuesta estequiométrica}} \times 100$$

Volvamos por último a la tercera pregunta, al final del proceso solo se obtuvieron 65.3 g de Fe_2O_3, ¿cual es el % de rendimiento?, la respuesta anterior se conoce como respuesta estequiométrica o teórica (83.71 g) ya que es cuando idealmente se ha obtenido el 100% de rendimiento, pero en la realidad no se presenta. La respuesta procedimental es la que aparece al inicio del enunciado (65.3 g). Ahora podemos resolver

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{65.3 \text{ g}}{83.71 \text{ g}} \times 100 = 78\%$$

Si queremos determinar el reactivo limite o limitante lo primero que tenemos que ver en el enunciado de un ejercicio, es que aparezca citadas las masas de al menos 2 reactivos, si solo

aparece citada una eso nos indica que con esa masa podemos desarrollar el ejercicio ya que es el reactivo limite, si hay dos reactivos debemos aplicar la siguiente formula y el de menor resultado es el reactivo limite, el otro se conoce como reactivo en exceso.

$$\text{Relación} = \frac{\text{masa del reactivo}}{\text{Masa molar x coeficiente de balanceo}}$$

Luego de establecer el reactivo limite, si podemos resolver el ejercicio con la formula de la relación masa – masa anteriormente escrita (1).

Los reactivos no son puros y se encuentran por ejemplo en solución, recuerde lo que reacciona es el reactivo como tal y no las impurezas, por tal motivo se debe establecer cuanto reactivo es puro de la siguiente manera

$$\text{Gramos del reactivo impuro x } \frac{\%\text{ de pureza}}{100} = \text{gramos del reactivo puro}$$

Ya establecido los gramos del reactivo puro, si podemos resolver el ejercicio con la fórmula de la relación masa – masa anteriormente escrita (1).
Por ejemplo si se tiene una roca de 800 g que posee un 55% de $Ca(OH)_2$, debemos obtener cuantos gramos son puros realmente, entonces

$$800\text{g x } \frac{55}{100} = 440 \text{ g } Ca(OH)_2 \text{ son puros.}$$

Ejercicios: resuelva los siguientes ejercicios
1. En la formación de ácido nítrico tiene lugar la siguiente reacción

$$N_2O_5 + H_2O \longrightarrow 2HNO_3$$

Para formar 500 g de HNO_3, determina

a. Cuantos gramos de N_2O_5 se requieren,
b. Cuantos gramos de H_2O se requieren

2. Cuantos gramos de HCl se necesitan para producir 350g de H_2S según la siguiente ecuación

$$FeS + 2HCl \longrightarrow H_2S + FeCl_2$$

3. Calcular la masa de cada producto formado de la reacción de 100g de B_2H_6 con exceso de agua, según la reacción $B_2H_6 + 6H_2O \longrightarrow 2H_3BO_3 + 6H_2$

4. Se han usado 150 g de HCl al 37% de pureza en una reacción con $Al(OH)_3$ de acuerdo a la siguiente ecuación $3HCl + Al(OH)_3 \longrightarrow AlCl_3 + 3H_2O$, determina cuantos gramos de (a) $Al(OH)_3$ reaccionaron, y (b) $AlCl_3$ se obtuvieron

5. El proceso Haber para la obtención de amoniaco NH_3 tiene un rendimiento del 40 %, si una reacción se utilizan 1500 g de H_2 en exceso de N_2, cuantos g de NH_3 se obtienen realmente

$$N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$$

6. Un motor diesel consume 3500 g de $C_{12}H_{26}$ (ACPM) produciendo 8000 g de CO_2. Determine el rendimiento del motor $2C_{12}H_{26} + 37O_2 \longrightarrow 24CO_2 + 26H_2O$

7. Reaccionaron 40g de $Al(OH)_3$ al 85% en exceso de H_2SO_4. Se ha producido 65 g de $Al_2(SO_4)_3$. Determine el % de rendimiento de la reacción. $2Al(OH)_3 + 3H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O$

8. El clorobenceno (C_6H_5Cl), se emplea en procesos industriales para producir aspirina, aceite de pino, limpiadores, insecticidas y desinfectantes, se obtiene según la siguiente ecuación:

$$2C_6H_6 + Cl_2 \longrightarrow 2C_6H_5Cl + H_2$$

- ¿Cuántos gramos de clorobenceno se obtienen por la reacción de 145 g de benceno con 100 g de cloro?
- Si el porcentaje de rendimiento de la reacción fue del 90%, ¿Cuántos gramos de clorobenceno realmente se obtienen?

4.1 Recursos didácticos: Guía y libros de texto de química grado 10
5- Tiempo de desarrollo del tema: 6 Horas de clase (3 horas semanales de Química)
6- Evaluación: Desarrollo de las actividades propuestas en esta guía y sus resultados, es una nota de las actividades propuestas en el segundo trimestre académico.
7- Bibliografía: Peña L., Química I, Santillana, 2002, Bogotá