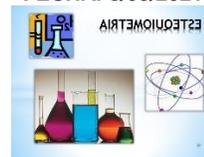




COLEGIO TÉCNICO BENJAMÍN HERRERA IED
Jornada Tarde
ÁREA DE CIENCIAS NATURALES
QUÍMICA 11

GAE-Q11
VERSIÓN 2.0
PÁGINAS: 19
FECHA: 8/03/2021



Mg. LEONARDO QUINTERO GARCÍA
GUÍA DE APRENDIZAJE
TEMA: ESTEQUIOMETRÍA

ESTUDIANTE:

CURSO:

ESTANDAR CURRICULAR

Realizo cálculos cuantitativos en cambios químicos.

META DE COMPRENSIÓN

Los estudiantes comprenderán y calcularán cantidades de reactivo y/o producto realizando cálculos estequiométricos cotidianos e industriales.



Clases de cálculos químicos

Los cálculos químicos son de gran importancia debido a que se realizan casi de forma rutinaria en los análisis químicos y durante la producción de sustancias químicas que se utilizan como materias primas o como productos finales. Cuando tenemos en cuenta las cantidades necesarias de los ingredientes que vamos a utilizar para preparar ciertos alimentos, aunque parezca extraño, estamos realizando cálculos químicos.

En toda ecuación química, tenemos información de los reactivos y de los productos. Esta información nos permite predecir la cantidad de reactivo que se va a consumir en la reacción, o la cantidad de sustancia que se va a producir. Las cantidades de los productos siempre están relacionadas con la cantidad de reactivo que se emplea en la reacción.

Pueden realizarse cálculos estequiométricos a partir de una ecuación balanceada, teniendo en cuenta las relaciones **mol-mol**, **masa-masa**, **mol-masa** y los volúmenes. Estudiemos cada una de ellas y veamos cómo se resuelven los ejercicios en los diferentes casos.

Para realizar cálculos estequiométricos, lo más aconsejable es trabajar las cantidades de las sustancias, tanto en los reactivos como en los productos, en moles. Para calcular el número de moles de determinada sustancia, cuando su masa está expresada en gramos utilizamos el siguiente factor de conversión:

$$\text{Masa de la sustancia (g)} \left(\frac{1 \text{ mol de sustancia}}{\text{Masa molecular de la sustancia}} \right) = \text{Número de moles de la sustancia}$$

Ejemplo: Calcula el número de moles presentes en 289,5 g de ácido sulfúrico (H_2SO_4)

Masa molecular del $H_2SO_4 = 98\text{g/mol}$.

$$289,5 \text{ g de } H_2SO_4 \left(\frac{1 \text{ mol de } H_2SO_4}{98 \text{ g de } H_2SO_4} \right) = 2,95 \text{ moles de } H_2SO_4$$

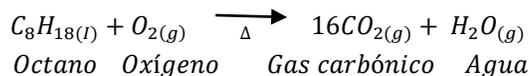
Cálculos mol-mol

Pueden realizarse cálculos, teniendo en cuenta los moles de los reactivos y los de los productos; estos cálculos se conocen como con el nombre de **relación mol-mol**. Cuando se conocen los moles que participan en una reacción y se tienen la ecuación balanceada, se establece una relación molar entre reactivos y productos, teniendo en cuenta que los moles en una ecuación están dados por los coeficientes estequiométricos. Para resolver problemas en los que se utilice la relación mol-mol, deben seguirse estos pasos:

- Plantear y balancear la ecuación.
- Hallar los moles de cada una de las sustancias involucradas en el problema, en caso de que sus cantidades estén dadas en gramos.
- Establecer la relación molar entre los reactivos y los productos, de acuerdo con los datos del problema.

Veamos algunos ejemplos para realizar cálculos mol-mol.

1. La combustión del octano, uno de los componentes de la gasolina, produce gas carbónico, agua y cierta cantidad de calor (proceso exotérmico), de acuerdo con la siguiente ecuación:



Cuando se quema una muestra de gasolina que contiene 38,5 moles de octano, ¿Cuántos moles de gas carbónico se producen y cuántos moles de agua se forman en la combustión?

Solución: Planteamos y balanceamos la ecuación:



Establezcamos el factor molar, teniendo en cuenta los coeficientes estequiométricos:

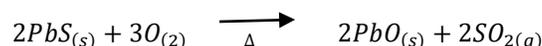
$$38,5 \text{ moles de } C_8H_{18} \left(\frac{16 \text{ moles de } CO_2}{2 \text{ moles de } C_8H_{18}} \right) = 308 \text{ moles de } CO_2 = 13552 \text{ g de } CO_2$$

Se producen 308 moles de CO_2 cuando se queman 38,5 moles de C_8H_{18}

$$38,5 \text{ moles de } C_8H_{18} \left(\frac{18 \text{ moles de } H_2O}{2 \text{ moles de } C_8H_{18}} \right) = 346,5 \text{ moles de } H_2O = 6237 \text{ g de } H_2O$$

2. Calcula el número de moles del sulfuro plumboso (PbS), galena, que pueden oxidar 7,8 g de oxígeno, para producir óxido plumboso (PbO) y óxido sulfuroso (SO_2)

Solución: Planteamos y balanceamos la ecuación:



Calculamos el número de moles presentes en 7,8 g de oxígeno (O_2):

$$7,8 \text{ g } O_2 \left(\frac{1 \text{ mol de } O_2}{32 \text{ g de } O_2} \right) = 0,24 \text{ moles de } O_2$$

Establecemos el factor molar:

$$0,24 \text{ moles de } O_2 \left(\frac{2 \text{ moles de } PbO}{3 \text{ moles de } O_2} \right) = 0,16 \text{ moles de } PbO$$

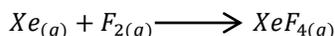
Se obtienen 0,16 moles de PbO cuando 7,8 g de O_2 Oxidan el PbS.

ACTIVIDAD 1

Ejercicio 1:

Al experimentar con gases nobles, Neil Barlett, en 1962, obtuvo el tetrafluoruro de xenón, destacándose por ser uno de los primeros compuestos sintetizados a partir de un gas noble.

Esta reacción se representa mediante la siguiente ecuación:



¿Cuántos moles de xenón fueron necesarios para sintetizar 134,56 moles de tetra-fluoruro de xenón (XeF_4), suponiendo que hay el flúor suficiente?

Cálculos masa-masa

En este tipo de cálculos químicos, las cantidades de las sustancias se expresan en gramos; estos cálculos son conocidos como **relación masa-masa**. Para resolver este tipo de cálculos, se convierten a moles las cantidades de las sustancias; se establece la relación molar entre ellas y, por último, se convierten los moles a gramos para dar la respuesta.

Para resolver ejercicios que requieren cálculos masa-masa, aplicamos los siguientes pasos:

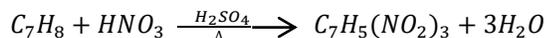
- Plantear y balancear la ecuación que representa la reacción.
- Determinar las masas moleculares de las sustancias que intervienen en el cálculo.

- Establecer la relación molar de acuerdo con los coeficientes estequiométricos.
- Convertir a gramos las cantidades de sustancias expresadas en moles.

A continuación, encuentras un ejemplo de cómo realizar los cálculos masa-masa.

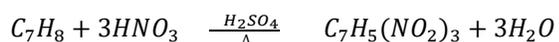
El ácido nítrico (HNO_3) se emplea para producir el explosivo trinitrotolueno (TNT).

La ecuación que nos representa esta reacción es:



Calcula los gramos de TNT que se producen al hacer reaccionar 500g de tolueno del 100% de pureza con la cantidad suficiente de ácido nítrico (HNO_3), ácido sulfúrico y calor.

Solución: Plantemos y balanceemos la ecuación:



Calculamos las masas moleculares del tolueno y del TNT:

Masa molecular del tolueno (C_7H_8) = 92 g/mol.

Masa molecular del TNT ($C_7H_5N_3O_6$) = 227 g/mol.

Determinamos el número de moles del tolueno (C_7H_8):

$$500 \text{ g de tolueno } (C_7H_8) \left(\frac{1 \text{ mol de } C_7H_8}{92 \text{ g de } C_7H_8} \right) = 5,43 \text{ moles de } C_7H_8$$

Establecemos el factor molar entre el tolueno (C_7H_8) y el TNT ($C_7H_5N_3O_6$), teniendo en cuenta los coeficientes estequiométricos.

$$5,43 \text{ moles de } C_7H_8 \left(\frac{227 \text{ g de TNT}}{1 \text{ mol de TNT}} \right) = 1232,6 \text{ g de TNT}$$

Se producen 1232,61 g de TNT al reaccionar 500 g de tolueno (C_7H_8).

ACTIVIDAD 2

Ejercicio 2:

La descomposición de la piedra caliza (mármol o calcita en su forma más pura) ($CaCO_3$), en óxido de calcio (CaO), cal viva, y gas carbónico (CO_2), se lleva a cabo cuando la piedra es sometida a un fuerte calentamiento.

Si se descomponen 450g de piedra caliza, ¿cuántos gramos de óxido de calcio (CaO) y de gas carbónico (CO_2) se producen?



Cálculos mol-masa

Pueden efectuarse cálculos estequiométricos cuando unas cantidades de sustancia se expresan en moles y otras en masa; este tipo de relaciones se conocen como **mol-masa** o, también, **masa-mol**. Para realizar esta serie de conversaciones, se convierte, primero, la masa de la sustancia de moles, empezando la masa molecular y, luego, se siguen los pasos descritos en los casos anteriores.

Veamos algunos ejemplos para realizar los cálculos mol-masa.

1. El amoníaco se oxida a 850°C en presencia del platino, produciendo monóxido de nitrógeno (NO) y agua en el proceso Ostwald. Si se oxidan 5,8 moles de amoníaco, ¿cuántos gramos de NO se producen?

Solución: Planteamos y balanceamos la ecuación:



Hallamos las masas moleculares del NH₃ y del NO:

Masa molecular del tolueno NH₃ = 17 g/mol.

Masa molecular del TNT NO = 30 g/mol.

Hallamos los moles del NO, estableciendo el factor molar:

$$5,8 \text{ moles de NH}_3 \left(\frac{4 \text{ moles de NO}}{4 \text{ moles de NH}_3} \right) = 5,8 \text{ moles de NO}$$

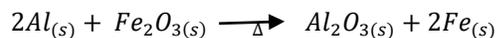
Convertimos los moles de NO a g para dar la respuesta:

$$5,8 \text{ moles de NO} \left(\frac{30 \text{ g de NO}}{1 \text{ mol de NO}} \right) = 174 \text{ g de NO}$$

Se producen 174 gramos de NO cuando se oxidan 5,8 moles de NH₃.

2. La termita es una mezcla de aluminio y óxido de hierro, empleada para soldar las vías de los ferrocarriles, debido a que se libera gran cantidad de calor cuando comienza la reacción. En ella, se calienta el aluminio y el óxido de hierro (III) para producir óxido de aluminio y hierro fundido. ¿Cuántos moles de aluminio y de óxido férrico se necesitan para obtener 300 g de hierro fundido?

Solución: Planteamos y balanceamos la ecuación (observa que es un proceso redox):



Calculamos la masa molecular del hierro:

b. Calculamos los moles de HCl presentes en 30 g de HCl:

$$30 \text{ g de HCl} \left(\frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} \right) = 0,82 \text{ moles de HCl}$$

Calculamos los moles de CHCl_3 mediante el factor molar y teniendo en cuenta los coeficientes estequiométricos.

$$0,82 \text{ moles de HCl} \left(\frac{2 \text{ moles de CHCl}_3}{2 \text{ moles de HCl}} \right) = 0,82 \text{ moles de CHCl}_3$$

Reaccionaron 0,82 moles de CHCl_3 para producir 30 g de HCl.

ACTIVIDAD 3

Ejercicio 3:

a. Cuando reacciona el zinc con el ácido sulfúrico, se produce hidrógeno libre y sulfato de zinc, según la ecuación:



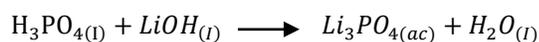
Si se quieren obtener 345,87 g de hidrógeno:

- ¿Cuántos moles de ácido son necesarios?

- ¿Cuántos gramos de zinc se requieren?

- ¿Cuántos moles de sulfato de zinc (ZnSO_4) se producen?

b. El ácido fosfórico (H_3PO_4) reacciona con el hidróxido de litio (LiOH), para producir fosfato de litio (Li_3PO_4) y agua, según la reacción sin balancear:



- Si se hacen reaccionar 43,89 g de H_3PO_4 con un exceso de $LiOH$, ¿Cuántos moles de Li_3PO_4 se obtienen?

- Suponiendo que los reactivos son puros, ¿Cuántos gramos de agua se eliminaron?

Ejercicio 4:

El nitrato de plata reacciona con cloruro de calcio para producir cloruro de plata y nitrato de calcio.



- a. ¿Cuántos gramos de $AgNO_3$ se requieren para producir 100 g de $AgCl$?

- b. ¿Cuánto $Ca(NO_3)_2$ expresado en moles, se produce en la reacción?

Reactivo Límite y Reactivo en exceso

Al reactivo que se consume totalmente en una reacción química se le llama reactivo límite, de él depende la cantidad máxima de producto que se forma. El reactivo que sobra se llama reactivo en exceso.

Para determinar el reactivo límite debemos tener en cuenta los siguientes pasos:

1. Determinar las moles de cada reactivo
2. Dividir las moles de cada reactivo en las moles de la ecuación balanceada

3. El resultado de menor valor corresponde al reactivo límite

Ejemplo:

Si Reaccionan 20 g de cloruro de fosforoso PCl_3 y 45 g de fluoruro plumboso PbF_2 cuál será el reactivo límite y cuantos g de reactivo en exceso sobran en la reacción?.

Primero escribimos la ecuación balanceada:



Ahora calculamos las masas moleculares de los reactivos:

$$\text{PbF}_2 = 245,18 \text{ g/mol}$$

$$\text{PCl}_3 = 137,32 \text{ g/mol}$$

A continuación pasamos las masas de cada reactivo a moles así:

$$\text{Mol de PbF}_2 = 45 \text{ g PbF}_2 \times \frac{1 \text{ mol PbF}_2}{245,18 \text{ g PbF}_2} = 0,184 \text{ mol PbF}_2$$

$$\text{Mol de PCl}_3 = 20 \text{ g PCl}_3 = \frac{1 \text{ mol PCl}_3}{137,32 \text{ g PCl}_3} = 0,146 \text{ mol PCl}_3$$

Ahora dividimos estas moles por las moles presentes en la ecuación balanceada y el resultado de menor valor corresponde al reactivo límite:

$$\frac{0,184 \text{ mol PbF}_2}{3} = 0,061$$

Entonces como 0,061 es menor el RL es el PbF_2

$$\frac{0,146 \text{ mol PCl}_3}{2} = 0,073$$

Teniendo en cuenta lo anterior vamos a determinar cuántos gramos de reactivo en exceso sobran en la reacción, para ello realizaremos un cálculo mol masa entre los dos reactivos así:

$$\text{g de PCl}_3 = 0,184 \text{ mol PbF}_2 \times \frac{2 \text{ PCl}_3}{3 \text{ PbF}_2} \times \frac{137,32 \text{ g PCl}_3}{1 \text{ mol PCl}_3} = 16,84 \text{ g PCl}_3$$

Entonces esto quiere decir que realmente en la reacción se consumen 16,84 g PCl_3 y si tenemos en cuenta que se pusieron en reacción 20 g el exceso sería de:

$$\text{Exceso: } 20 \text{ g PCl}_3 - 16,84 \text{ g PCl}_3 = 3,16 \text{ g PCl}_3$$

Podemos concluir que sobran 3,16 g PCl_3 de los 20 g que plantea el ejercicio.

Rendimiento de las reacciones químicas

Para determinar el porcentaje de rendimiento de un proceso debemos tener en cuenta las cantidades máximas tanto teóricas como reales. El cálculo estequiométrico nos determina el producto teórico y la reacción el producto real, entonces para calcular el rendimiento debemos tener en cuenta la siguiente expresión:

$$\% R = \frac{\text{Producto Real}}{\text{Producto Teórico}} \times 100$$

Ejemplo:

La etapa final en la obtención industrial de la aspirina, es la reacción del ácido salicílico con el anhídrido acético de acuerdo con la siguiente ecuación:



Si reaccionan 25 g de $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$ con suficiente cantidad de $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$ experimentalmente se demostró que se obtienen 24,3 gramos de aspirina ($\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$), ¿Cuál será el porcentaje de rendimiento de la reacción?

Para determinar este porcentaje debemos realizar un cálculo masa - masa y así determinar el producto teórico. Entonces:

$$\text{g de } \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 = 25 \text{ g } \text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3 \times \frac{1 \text{ mol } \text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3}{138 \text{ g } \text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3} \times \frac{1 \text{ mol } \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4}{1 \text{ mol } \text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3} \times \frac{180 \text{ g } \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4}{1 \text{ mol } \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4} = 32,6 \text{ g } \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$$

El producto teórico es de 32,6 g $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ y el real o experimental es de 24,3 g $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$, entonces el porcentaje de rendimiento sería de:

$$\% R = \frac{24,3 \text{ g}}{32,6 \text{ g}} \times 100 = 74,5 \%$$

Podemos concluir que es un porcentaje bajo y tendríamos que mirar las variables que intervinieron en la reacción y no permitieron una mayor obtención del producto en la realidad.

Pureza de los Reactivos y los Productos

Por lo general, las sustancias que intervienen en los procesos químicos contienen impurezas. Estas impurezas afectan las masas de las sustancias y por ende también afectan la calidad y cantidad de los productos.

La pureza la podemos definir como la cantidad neta de sustancia en una muestra. Por ejemplo si en una cerveza el porcentaje de alcohol es del 4%, quiere decir que en una cerveza de 350 ml el 4% es alcohol puro, o sea 14 ml.

Es importante cuantificar las impurezas antes de realizar el cálculo estequiométrico, para conocer así la cantidad real de reactivo puro.

Ejemplo:

Si voy a utilizar 150 g de Mg del 80% de pureza realmente reaccionan 120 de Mg puro, si tenemos en cuenta que:

$$\text{g Mg puro} = 150 \text{ g Mg} \times \frac{80\%}{100\%} = 120 \text{ g Mg}$$

ACTIVIDAD 4

TALLER DE APLICACIÓN

Interpreta situaciones:

1. El sulfuro de amonio, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, reacciona con el nitrato de plomo, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, para producir nitrato de amonio (NH_4NO_3) y sulfuro de plomo (PbS) , según la ecuación sin balancear:



De acuerdo con la ecuación, establece relaciones entre los moles de reactivos y los moles de productos, y contesta las siguientes preguntas:

- a. ¿Cuántos moles de $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ se necesitan para obtener un mol de PbS ?

- b. ¿Cuántos moles de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ se requieren para obtener un mol de NH_4NO_3 ?

Establece condiciones

2. La combustión completa del etano produce gas carbónico, agua y calor, como se muestra en la reacción si balancear:



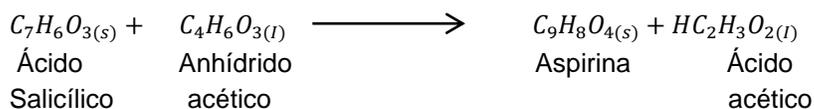
Si se queman 130 g de etano con suficiente oxígeno gaseoso, determina:

- a. La cantidad en gramos de gas carbónico que se produce.

- b. La cantidad de moles de agua que se producen en la reacción.

3. En un laboratorio farmacéutico, se requieren preparar 100 tabletas diarias de ácido acetil salicílico, conocido comúnmente como aspirina. Para preparar cada tableta se utilizan 0,125 g de ácido salicílico.

Cuántos gramos de este ácido son necesarios para la producción de las 100 tabletas de aspirina, si se sabe que el ácido acetil salicílico ($C_9H_8O_4$) se prepara haciendo reaccionar el ácido salicílico ($C_7H_6O_3$) con el anhídrido acético ($C_4H_6O_3$), según la ecuación:

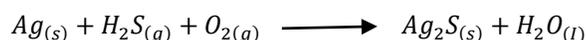


4. El sulfuro de zinc (ZnS) es un material fosforescente que se utiliza como pigmento y para recubrir pantallas luminiscentes. Se obtiene por la combinación directa entre el zinc y el azufre, según la reacción:



¿Cuántos gramos de sulfuro de zinc se obtienen cuando 326,49 g de zinc se hacen reaccionar con suficiente azufre?

5. Los objetos de plata cubiertos, copas, bandejas y otros utensilios, al dejarse en contacto con el aire, se ennegrecen debido a que el aire contiene oxígeno y ácido sulfhídrico (H_2S); aunque este último se encuentre en pequeñas cantidades, sin embargo, estas dos sustancias alcanzan a dañar la plata. Esta reacción se representa con la siguiente ecuación química (recuerda balancear la ecuación):



Si un cubierto contiene 10,6 g de plata, ¿Cuántos gramos de ácido y cuántos gramos de oxígeno son necesarios para que éste pierda su brillo y se ennegrezca?

6. El sulfato de amonio ((NH₄)₂SO₄) se produce por la acción del amoníaco sobre el ácido sulfúrico (H₂SO₄). Es la sal de amonio más importante por su amplio uso como fertilizante, pero cuando se le agrega a la tierra, tiene el inconveniente de dejar un residuo de ácido, haciendo que el terreno se acidifique. ¿Cuántos gramos de amoníaco son necesarios para obtener 543,80 g de sulfato de amonio? Recuerda plantear la ecuación y, luego, balancearla.

Plantea y argumenta hipótesis

7. El óxido férrico y el óxido sulfuroso se obtienen cuando se calienta el sulfuro ferroso con oxígeno gaseoso, como se muestra en la ecuación:



- a. ¿Cuántas moléculas de FeS deben calentarse para obtener 25,8 moléculas de Fe₂O₃?

- b. Si se calienta 25 g de sulfuro ferroso con 25 g de oxígeno, ¿Cuántos moles de óxido férrico y cuántos gramos de SO₂ se obtienen?

c. Si se obtienen 110 g de óxido férrico, ¿Cuántos gramos de sulfuro de hierro reaccionaron?

Valora el trabajo en ciencias

8. Explica por qué, en todos los procesos químicos, es indispensable calcular la cantidad de sustancias que deben obtenerse, para poder determinar la cantidad exacta de reactivos que deben hacerse reaccionar. Da tres ejemplos, de la vida diaria, en los que los cálculos son importantes y necesarios.

9. ¿Qué sucedería si, al preparar un producto, el químico encargado no tuviera en cuenta la cantidad de reactivos?

PREPAREMOSNOS PARA LA PRUEBA SABER 11

**PRUEBA SABER 11
REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS**



ESTUDIANTE: _____

CURSO: _____

Las siguientes preguntas son de selección múltiple con única respuesta válida, constan de un enunciado y cuatro opciones de las cuales solo una es válida. Contestar en la tabla de respuestas.

Teniendo en cuenta la siguiente ecuación química balanceada:



1. Para que reaccionen en totalidad 12 moles de K, cuantas moles de AlCl_3 son necesarias:
- A. 12
 - B. 4
 - C. 2
 - D. 6

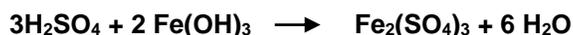
2. Teniendo en cuenta la siguiente ecuación balanceada:



Si reaccionan 8 moles de KClO_3 , y en el laboratorio se obtienen experimentalmente 6 moles de O_2 , cual es el porcentaje de rendimiento:

- A. 100 %
- B. 25 %
- C. 50 %
- D. 75 %

Conteste las preguntas 3 y 4 teniendo en cuenta la ecuación química balanceada:



3. Si reaccionan 15 moles de H_2SO_4 cuantas moles de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ se producen:

- A. 3
- B. 15
- C. 9
- D. 5

4. Para que reaccionen en totalidad 8 moles de $\text{Fe}(\text{OH})_3$ cuantas moles de H_2SO_4 son necesarias:

- A. 6
- B. 12
- C. 8
- D. 15

5. Considere la siguiente reacción y las masas molares de reactivos y productos:



Compuesto	Masa Molecular g/mol
P_4	124
Cl_2	70
PCl_3	137

De acuerdo con la información anterior, si reaccionan 124 g de P_4 con 210 g de Cl_2 , ¿cuál es el reactivo límite?

- A. El Cl_2 , porque reaccionan en su totalidad 210 gramos de Cl_2 y queda la mitad de P_4 sin reaccionar.
 - B. El P_4 , porque hay menor masa en gramos que de Cl_2 .
 - C. El Cl_2 , porque según la relación estequiométrica siempre se necesitan 6 moles de Cl_2 , sin importar la cantidad de P_4 .
 - D. El P_4 , porque su masa molar es casi el doble que la del Cl_2 .
6. El dióxido de carbono (CO_2) es un gas que contribuye al efecto invernadero. Una de las reacciones en las que se obtiene este gas es la combustión del propano como se muestra a continuación:



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

$$1 \text{ mol C} = 12\text{g}$$

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

Al quemar 10 g de gas propano (C_3H_8) se producirán:

- A. 30 g de CO_2
- B. 132 g de CO_2
- C. 3,3 g de CO_2
- D. 10 g de CO_2

7. La siguiente ecuación muestra la reacción entre el óxido férrico (Fe_2O_3) y el monóxido de carbono (CO) en un horno a alta temperatura.



Con base en la ecuación cuál es la cantidad de CO necesario para producir 10 moles de Fe?

- A. 30
- B. 15
- C. 7
- D. 5

8. En una práctica de laboratorio se hace reaccionar 5g de sulfato cúprico con 1g de hierro para producir sulfato ferroso y cobre. Realizado el cálculo teórico se determina que se pueden obtener 1,1 g de cobre, si un grupo de estudiantes obtienen un porcentaje de rendimiento del 50%, cuantos gramos de cobre obtienen experimentalmente:

- A. 0,5 g de Cu
- B. 0,65 g de Cu
- C. 0,55 g de Cu
- D. 0,56 g de Cu

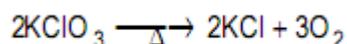
9. Teniendo en cuenta la siguiente ecuación:



Si reaccionan 6 moles de X del 50% de pureza con suficiente cantidad de Y, cuantas moles de Z se pueden obtener:

- A. 12 moles de Z
- B. 3 moles de Z
- C. 6 moles de Z
- D. 9 moles de Z

10. Al calentar clorato de potasio se produce cloruro de potasio y oxígeno, de acuerdo con la siguiente ecuación



En una prueba de laboratorio se utiliza un recolector de gases y se hacen reaccionar 66,25 g de KClO_3 (masa molecular = 132,5 g/mol). Según la información anterior, se recogerán

- A. 1,2 moles de O_2 y quedará un residuo de 0,66 moles de KCl.
 B. 0,75 moles de O_2 y quedará un residuo de 0,5 moles de KCl.
 C. 3 moles de O_2 y quedará un residuo de 2 moles de KCl.
 D. 1,5 moles de O_2 y quedará un residuo de 1 mol de KCl.

TABLA DE RESPUESTAS

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
A										
B										
C										
D										

METODOLOGÍA

- **Estrategia Aprende en Casa SED**
 - Realizar las actividades propuestas en la guía, de acuerdo al nivel de avance.
 - Reuniones virtuales vía teams, meet, donde el docente explicará la temática y aclara dudas de los estudiantes.
 - Feed Back por parte del docente de la guía de aprendizaje
 - Responder la prueba saber y contestar en la tabla de respuestas.
 - Feed Back por parte del docente de la prueba saber.

ESTRATEGIA DE SEGUIMIENTO Y / O CONTACTO

Blog de Ciencias Naturales JT
<https://cienciasbenjaminjt.jimdofree.com/>
 Correo electrónico:
lqgquimica1226@gmail.com
 Plataforma teams
 Plataforma Classroom
 WhatsApp 3138051722

RECURSOS

Guía de aprendizaje
 Blog de Ciencias
 Plataforma teams
 Plataforma google meet
 Correo electrónico
 WhatsApp
 Físicos
 Humanos
 Tecnológicos

AUTOEVALUACIÓN ¿CÓMO LO HICE?

MARCAR CON UNA X EL GRADO DE SATISFACCIÓN

PREGUNTAS					
¿Qué tan motivado estuve mientras desarrollaba la actividad?					
¿Qué tan conforme estoy con mi desempeño en esta actividad?					
¿Qué tanto me esforcé en el desarrollo de esta actividad?					
¿Me sirvieron las reuniones virtuales por teams, meet, para contestar esta guía?					
Estoy conforme con mi desempeño en este trabajo.					

¿Con cuánta confianza creo que comprendí esta unidad?					
¿Es la estequiometría un tema importante para la vida?					
Siento que reflexioné sobre mi aprendizaje.					

HETEROEVALUACIÓN

La heteroevaluación es la evaluación que realiza una persona sobre otra respecto de su trabajo, actuación, rendimiento, etc. A diferencia de la coevaluación, aquí las personas pertenecen a distintos niveles, es decir no cumplen la misma función.

¿HAGO PARTE DEL PROCESO EVALUATIVO DE MI HIJO@? MARCAR CON UNA X EL GRADO DE SATISFACCIÓN

PREGUNTAS					
Mi hijo(a) está pendiente de las actividades y reuniones virtuales?					
Estoy pendiente que mi hijo(a) cumpla con todas sus labores escolares, desde la estrategia aprende en casa?					
Estoy pendiente del desempeño escolar de mi hijo(a) y pregunto por el proceso con los docentes a través del correo o plataformas virtuales?					
Reviso los trabajos, talleres, desarrollo de guías de aprendizaje, tareas realizadas y enviadas por mi hijo(a), al correo o plataforma del docente?					
Pregunto a mi hijo(a), si el docente ya realizo la retroalimentación de los trabajos presentados y enviados?					
Asisto a las reuniones de padres de familia y demás jornadas virtuales programadas por la Institución Educativa.					

BIBLIOGRAFÍA

- Chang, Raymond. Química. Ediciones Mc Graw Hill, Bogotá, Colombia. 2009.
- PEÑA GÓMEZ LUZ YADIRA. Hipertexto Química 1, Colombia. Editorial Santillana S.A. 2010.
- McMURRY E., FAY C., Química General, México, Editorial Pearson, Quinta edición 2009.