

PLAN DE ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE PERIODO UNO

DOCENTE: MARTHA MENA ROA		ASIGNATURA: CIENCIAS NATURALES.	
e-mail: menaroamartha@gmail.com		Teléfono: 3218197112	
FECHA: Enero 2022	PERIODO: 1	GRADO: 11	
EJE TEMÁTICO: estequiometría, reactivo límite: repasemos			
DERECHO BÁSICO DE APRENDIZAJE: Comprende que los diferentes mecanismos de reacción química (oxido-reducción, homólisis, heterólisis y pericíclicas) posibilitan la formación de distintos tipos de compuestos orgánicos.			
➤ PROPÓSITO DE APRENDIZAJE: Determinar cuantitativamente las relaciones molares entre reactivos y productos de una reacción.			

Bienvenidos queridos estudiantes:

Después de un año de grandes desafíos como lo fue el 2021 con su sistema de estudio por alternancia estamos comenzando nuestro año académico 2022, independiente de cuanto logramos alcanzar el año anterior estamos seguro de que así como sorteamos esta temporada escolar, también sabremos cómo afrontar esas situaciones que nos alejaron de tener una mayor comprensión de los temas trabajados por esta modalidad durante la temporada anterior, por eso no debes tener preocupaciones, pues siempre encontrarás un cuerpo docente dispuesto a aclarar todas tus dudas y a ponerte en el nivel requerido para este año académico.

Y AHORA, CÓMO SE DEBES DESARROLLAR TUS ACTIVIDADES?

Debes desarrollar tus actividades de aplicación de los temas abordados en este plan, en lo posible de manera presencial, es decir, en el aula de clases; para el caso de actividades complementarias y/o tareas se podrán desarrollar en casa con el acompañamiento familiar.

DESARROLLO CONCEPTUAL Y ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

A lo largo de este primer periodo realizaremos un breve repaso de los temas estequiometría, reactivo límite y estados de la materia con el propósito de afianzar tus conocimientos referente a ellos lo cual te servirá para obtener un adecuado nivel de desempeño en pruebas saber11.



El pensamiento humano encamina siempre sus esfuerzos hacia la apropiación de la realidad; es así como evolucionan y se especializan cada vez más las diferentes ciencias.

Actividad 1. Leo y analizo el siguiente texto:

La estequiometría y el método de Job

La palabra estequiometría fue establecida en 1792 por el químico alemán Jeremías B. Richter (figura 2) para designar la ciencia que mide las proporciones según las cuales se deben combinar los elementos químicos.

La relación cuantitativa entre los reactivos y los productos se llama estequiometría. El término estequiometría se deriva de dos palabras griegas: stoicheion (que significa "elemento") y metron (que significa "medida").



Figura 2. Jeremías B. Richter (1762 – 1807)

Los cálculos estequiométricos se basan en el hecho de que los átomos se conservan. Ellos no pueden ser destruidos o creados. Los números y tipos de átomos de antes y después de las reacciones son siempre los mismos. Esta es la ley básica de la naturaleza.

Ejemplo de una reacción química

Por ejemplo, una mol de oxígeno reacciona con dos moles de hidrógeno.



Un mol de carbono reacciona con un mol de oxígeno.



Variación continua o método de Job

Método de variación continua. (Método de Job)

Es un método que permite determinar experimentalmente la relación estequiométrica entre la combinación de reactivos de una reacción. La base del método consiste en realizar reacciones sucesivas con ambos reactivos, empleando cantidades diferentes de cada uno de ellos, manteniendo constante el volumen. Se puede medir la altura del precipitado o el calor liberado en la reacción.

Para determinar el método de variación continua o de Job, partamos de la figura 3, en la que se utilizan la disolución de un catión y un anión con una misma concentración y que reaccionan en proporción 1:1. La columna superior representa la mezcla en el instante anterior a la reacción y la parte inferior representa la reacción y la formación de precipitado.

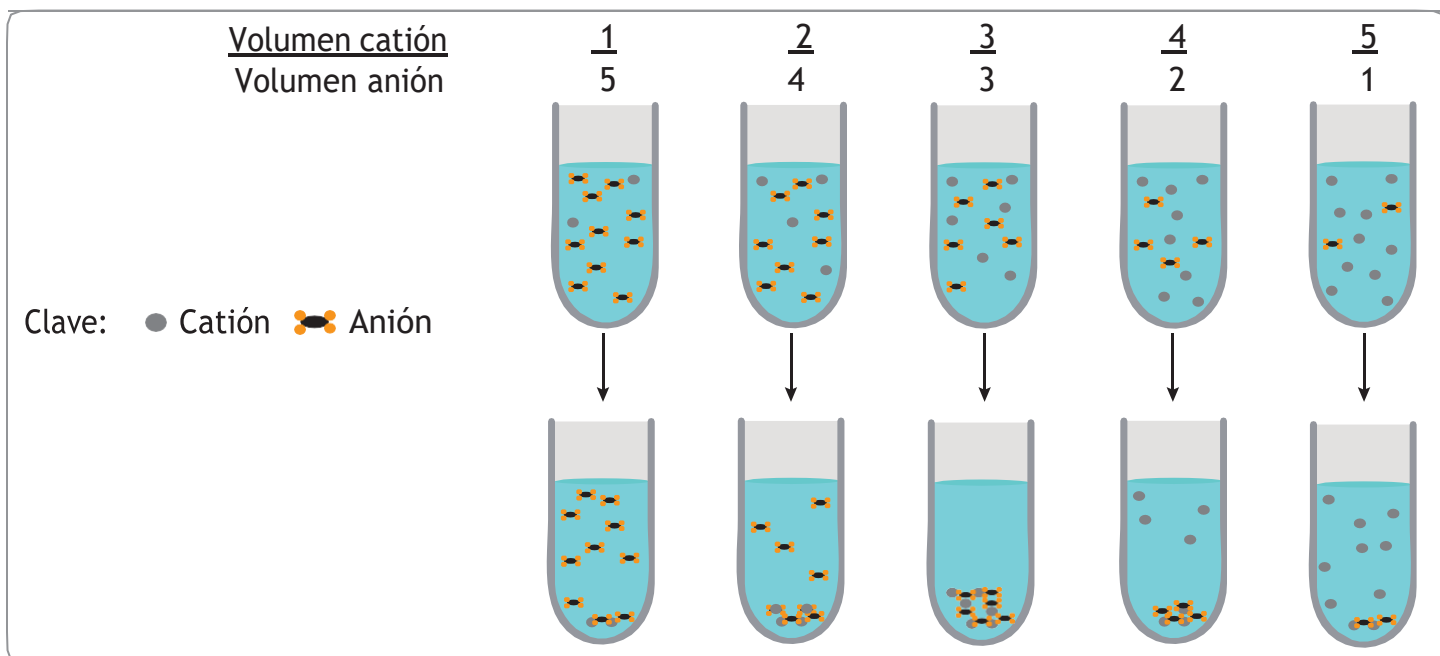


Figura 3. Experimento de variación continua

Actividad experimental

Experimento de variación continua o de Job

Materiales

- 5 botellas plásticas
- Dos tapas de las botellas
- 250 gramos de bicarbonato de sodio NaHCO_3
- 250 ml de vinagre ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$)
- Regla graduada
- 5 globos
- Embudo

PROCEDIMIENTO

Disponer de 5 botellas las cuales deben ser enumeradas de 1 a 5.

Posteriormente toma como referencia la tapa de la botella para tomar la medida del vinagre y deposita una tapa completa y márcala como botella 1. (Figura 4).



Figura 4. Medida del vinagre

Continúa llenando cada botella con la siguiente cantidad (Figura 5):

- A la botella 2 introduce 2 veces la medida inicial
- A la botella 3, introduce 3 veces la medida inicial
- A la botella 4, introduce 4 veces la medida inicial
- A la botella 5, introduce 5 veces la medida inicial



Figura 5. Registro de medidas del vinagre

Ahora se realiza el mismo procedimiento con los globos, conservando la proporción 1:1, es decir que cuando se una el globo a la botella se debe mantener constante las proporciones de 6. (Figura 6)



Figura 6. Medidas del bicarbonato de sodio en los globos

En la figura 7 se ubican los globos sobre cada botella, manteniendo la proporción 1:1.



Figura 7. Recipientes con vinagre y globos con bicarbonato de sodio

Registra lo que ocurre en cada recipiente y marca con una regla el precipitado que se forma en cada caso, para ingresar los datos en la tabla 1.

Botella	Bicarbonato de sodio	NaHCO ₃ Vinagre C ₂ H ₄ O ₂	Altura del precipitado en mm
1	5	1	
2	4	2	
3	3	3	
4	2	4	
5	1	5	

Con los datos obtenidos elabora una gráfica de altura del precipitado contra el volumen de vinagre y el bicarbonato de sodio. Determina el punto de equivalencia en que se combinan los reactivos. Escribe la ecuación balanceada para la reacción estudiada.

ALTURA DEL PRECIPITADO Vs VOLUMEN DE REACTIVOS



Reacción química: _____

Especifica los reactivos y productos



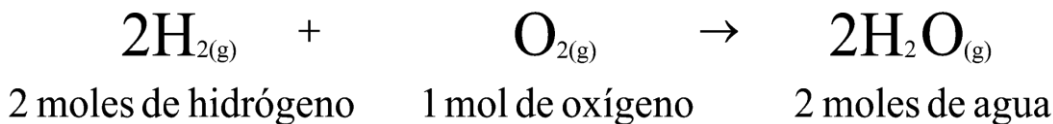
Mediante la estequiometría es posible calcular la cantidad de reactivos necesarios para obtener una cantidad determinada de productos. Sin embargo para esto es necesario manejar ciertos conceptos:

- ✓ **La masa atómica:** es la masa de un átomo de unidades de masa atómica (u.m.a.) que equivale a la masa de un doceavo de un átomo de carbono 12.
- ✓ **La masa molecular:** es la suma de la masa atómica de los átomos que componen la molécula.
- ✓ **Un mol:** es la cantidad de sustancia que contiene tantos átomos, moléculas u otras partículas como átomos hay en 12 gramos de carbono 12. Este número es igual a $6,023 \times 10^{23}$ átomos de hidrógeno.
- ✓ **La masa molar:** corresponde a la masa de un mol de una sustancia, la cual se debe expresar en gramos. Para cada elemento, su masa molar corresponde al peso atómico representado en la tabla periódica. Se ha determinado que un mol de cualquier elemento está relacionada con la masa molar del elemento, por ejemplo, un mol de carbono 12, tiene una masa molar de 12 gramos de carbono y contiene $6,023 \times 10^{23}$ átomos.

Método de la relación molar.

Para calcular la cantidad de reactivos necesarios o la cantidad de productos que se quiere obtener existen diversas formas; no obstante, se considera que la **relación molar** o **método mol a mol** es el mejor para resolver este tipo de relaciones.

La relación molar o método mol a mol, corresponde a la relación entre la cantidad de moles entre dos de las especies que participan en la reacción. Por ejemplo, si observamos la reacción de descomposición del agua se tiene:



Como se indicó, las relaciones mol a mol serán entre dos de las especies participantes; en este caso, se podrían establecer las siguientes.

1. Relación entre reactivos.

$$\frac{2 \text{ moles de H}_2}{1 \text{ mol de O}_2} \quad \text{Y} \quad \frac{1 \text{ mol de O}_2}{2 \text{ moles de H}_2}$$

Es decir, que dos moles de hidrógeno reaccionan con un mol de oxígeno y que un mol de oxígeno reacciona con dos moles de hidrógeno.

2. Relación entre reactivos y producto.

$$\frac{2 \text{ moles de H}_2}{2 \text{ mol de H}_2\text{O}} ; \frac{1 \text{ mol de O}_2}{2 \text{ moles de H}_2\text{O}} ; \frac{2 \text{ moles de H}_2\text{O}}{2 \text{ moles de H}_2} \quad \text{Y} \quad \frac{2 \text{ moles de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de O}_2}$$

Es decir

que dos moles de hidrógeno produce dos moles de agua; una moles de oxígeno produce 2 moles de agua; dos moles de agua se obtiene a partir de 2 moles de hidrógeno y 2 moles de agua se obtiene a partir de 1 mol de oxígeno.

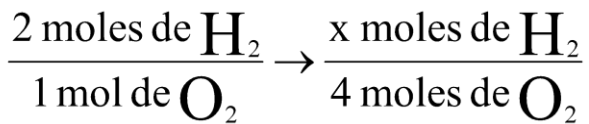
Estas relaciones permiten establecer las relaciones proporcionales distintas expuestas en la ecuación balanceada. Revisa atentamente los siguientes ejemplos:

1. En relación a los reactivos.

a. ¿Cuántos moles de H₂ reaccionarán con 4 moles de O₂? Si se utiliza la primera relación expuesta, se tiene que por cada 2 moles de H₂ es necesario 1 mol de O₂.

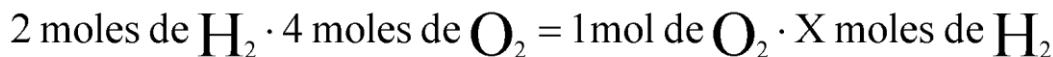
$$\frac{2 \text{ moles de H}_2}{1 \text{ mol de O}_2}$$

Siguiendo la regla, para resolver el problema se tiene:



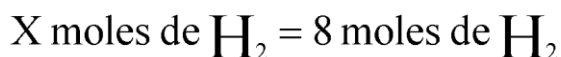
Si dos moles H₂ reaccionan con un mol O₂ entonces cuántas moles de hidrógeno reaccionarán con cuatro moles de oxígeno.

Al resolver se obtiene:



Despejando x, será

$$X \text{ moles de H}_2 = \frac{2 \text{ moles de H}_2 \cdot 4 \text{ moles de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2}$$

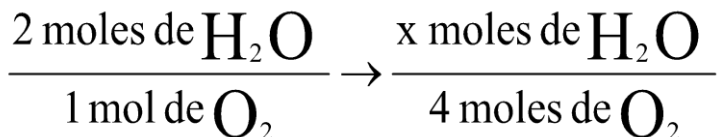


2. En relación con los productos.

a. ¿Cuántos moles de agua se producirán a partir de 4 moles de O₂? La relación que se establece de acuerdo a la ecuación balanceada indica que por cada 1 mol de O₂ se obtienen dos moles de H₂O.

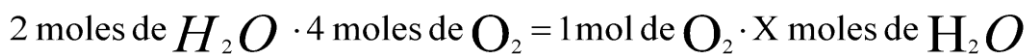


Para resolver la pregunta planteada se establece que:



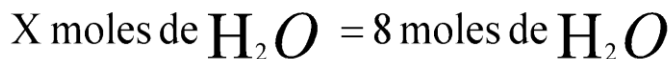
Si dos moles H₂O se producen por un mol O₂ entonces cuántas moles de H₂O se producirán con cuatro moles de oxígeno.

Al resolver se obtiene:



Despejando x, será

$$X \text{ moles de H}_2\text{O} = \frac{2 \text{ moles de H}_2\text{O} \cdot 4 \text{ moles de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2}$$



Ahora bien, los datos en un problema estequiométrico no siempre serán entregados en cantidades de mol, es decir, en los dos ejemplos anteriores se indica que la cantidad de O₂ son 4 moles, pero este dato podría estar expresado en masa, cantidad de moléculas o volumen, por ejemplo:

a. ¿Cuántos moles de H₂ reaccionarían con 20 g de O₂?

b. ¿Cuántos moles de H₂ reaccionarían con $7,25 \times 10^{24}$ moléculas de O₂?



En estos casos es necesario transformar las unidades entregadas a cantidad de sustancia o mol. Con anterioridad, en este texto hemos revisado las transformaciones para expresar en mol distintas unidades de medida. Analiza atentamente las ecuaciones de densidad, masa molar y número de Avogadro y las aplicaremos en los ejemplos propuestos.

A continuación encontrará las conversiones para densidad, masa molar y número de Avogadro:

✓ **Densidad.**

$$D = \frac{m}{v}$$

$$m = D \times V$$

$$V = \frac{m}{D}$$

Donde:

✓ **Número de Avogadro.**

$$NA = \frac{Nee}{n}$$

$$Nee = n \times NA$$

$$n = \frac{Nee}{NA}$$

Donde:

- **N mayúscula con A mayúscula** = número de Avogadro.
- **N mayúscula, e minúscula, e minúscula** = número de entidades elementales.
- **N mayúscula** = número de moles.

Aplicando el resumen de las ecuaciones a los problemas presentados se tiene:

- ¿Cuántos moles de H₂ reaccionarían con 20 g de O₂? De acuerdo a los datos (20 g de O₂), es necesario determinar la cantidad de sustancia empleando la masa molar. Entonces, la masa molar del O₂ es 32 g. Aplicando la relación propuesta en el esquema se tiene:

- **D mayúscula** = densidad.
- **M minúscula** = masa.
- **V mayúscula** = volumen.

✓ **Masa molar.**

$$M = \frac{m}{n}$$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$m = \frac{M}{n}$$

Donde:

- **M mayúscula** = Masa molar.
- **M minúscula** = masa.
- **N minúscula** = número de moles.

$$n = \frac{m}{M}$$

Remplazando valores se obtiene:

$$n = \frac{20g}{32gO_2/1mol O_2}$$

$$= 0,625 \text{ moles}$$

La cantidad de sustancia de oxígeno equivalente a 20 g es 0,625 moles.

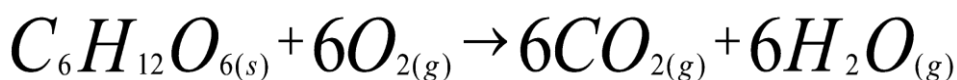
X moles de H₂ es a 0,625 mol de O₂.

Como 2 moles de H₂ es a 1 mol de O₂.

Es decir que; x = 1,25 mol de H₂

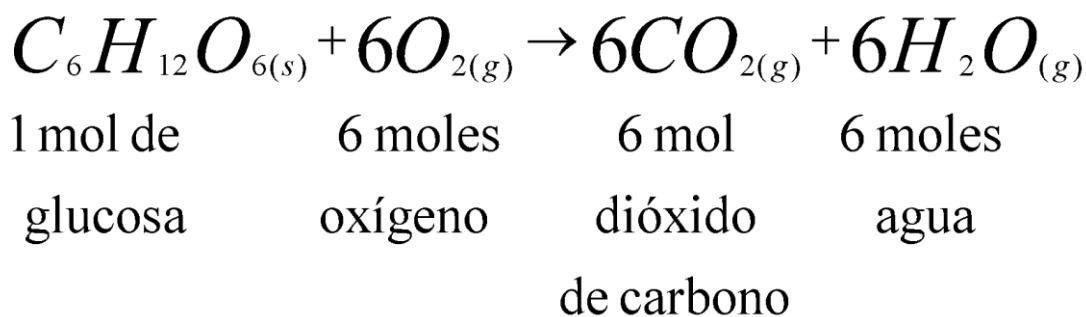
b. ¿Cuántos moles de H₂ reaccionarían con 7,25×10²⁴ moléculas de O₂? Conociendo la cantidad de entidades elementales (7,25×10²⁴ moléculas de O₂), es necesario establecer la cantidad de sustancia, según el esquema, empleando el número de Avogadro.

X mol de H₂ es a 7,25×10²⁴ moléculas de oxígeno,



Paso 1: con la ecuación química balanceada, debes **determinar el número de moles de la sustancia inicial**, es decir, reconocer entre los datos entregados aquellos con los que es posible formular la relación entre reactivos con reactivos y/o productos. Si los datos entregados no corresponden a moles, proceder a transformarlos.

Por ejemplo: En la ecuación se indica que reaccionan:



Según los datos entregados, la sustancia inicial corresponde a 2 moles de glucosa, y la incógnita a la cantidad de moles de dióxido de carbono que se formarán. Como te darás cuenta, no es necesario realizar transformaciones, pues el dato está en moles.

Paso 2: **determinar la relación molar de la sustancia deseada a la sustancia inicial.** A partir de la cual es posible calcular la cantidad de moles que se formarán de CO₂.

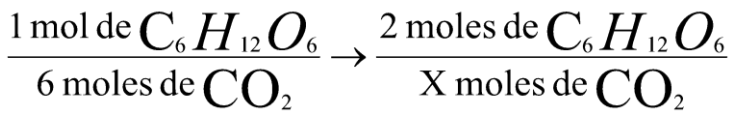
Como 2 moles de H₂ es a 6,023×10²³ moléculas de O₂

Es decir que; x = 24,086 moles de H₂.

En general, se recomienda seguir los siguientes pasos para efectuar cálculos estequiométricos. Observa atentamente los problemas desarrollados.

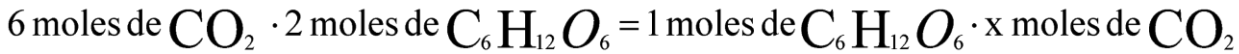
Ejemplo 1.

¿Qué masa de dióxido de carbono (C O₂) se producirá al reaccionar completamente 2 moles de glucosa (C₆H₁₂O₆) de acuerdo con la siguiente ecuación?



Un mol de glucosa produce 6 moles de dióxido de carbono entonces dos moles de glucosa cuantas moles de dióxido de carbono producen.

Al resolver el planteamiento anterior tenemos:



Al despejar x, se

tiene:

$$x \text{ moles de } CO_2 = \frac{6 \text{ moles de } CO_2 \cdot 2 \text{ moles de } C_6H_{12}O_6}{1 \text{ moles de } C_6H_{12}O_6}$$

$$x \text{ moles de } CO_2 = 12 \text{ moles de } CO_2$$

Pero el dato obtenido no corresponde a la unidad de medida solicitada. En el problema se indica que se requiere conocer la cantidad de masa de CO₂, razón por la cual es necesario transformar.

Paso 3: calcular el valor deseado (en las unidades que corresponda). Acudiendo al esquema resumen, es necesario conocer la masa molar del dióxido de carbono para transformar los moles en gramos. La masa molar del CO₂ es 44 g. De acuerdo a este valor la masa del CO₂ que equivale a 12 moles será:

$$m = M \cdot n$$

Remplazando se obtiene:

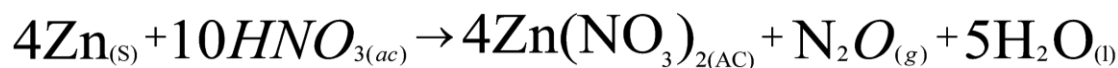
$$m = \frac{44 \text{ g de } C_6H_{12}O_6}{1 \text{ moles de } C_6H_{12}O_6} \cdot 12 \text{ moles de } CO_2$$

$$m = 528 \text{ g de } CO_2$$

Por lo tanto, se obtendrán 528 g de CO₂ al reaccionar 2 moles de glucosa (C₆H₁₂O₆) completamente con oxígeno.

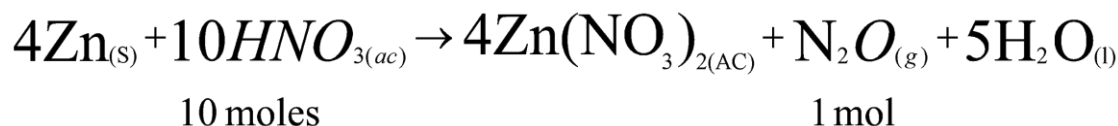
Ejemplo 2.

¿Cuántos gramos de ácido nítrico (HNO₃), se requieren para producir 8,75 g de monóxido de di nitrógeno (N₂O)?



Paso 1: determinar el número de moles de la sustancia inicial.

En la ecuación se indica qué reacciona, según la relación establecida en el problema.



Según los datos entregados, la sustancia inicial corresponde a 8,75 g de N_2O , y la incógnita, a la cantidad de masa en gramos del ácido nítrico que son necesarios para que se forme la cantidad de monóxido de dinitrógeno. Como observarás, es necesario realizar transformaciones, pues el dato está en gramos. La masa molar del N_2O es 44 g, aplicando la transformación se obtiene:

$$n = \frac{m}{M}$$

Remplazando valores se obtiene :

$$n = \frac{8,75g}{44g}$$

$$1 \text{ mol de } N_2O$$

$$n = 0,199 \text{ moles de } N_2O$$

La cantidad de sustancia de N_2O equivalente a 8,75g es 0,199 moles.

Paso 2: determinar la relación molar de la sustancia deseada con la sustancia inicial.

$$\frac{10 \text{ moles de } HNO_3}{1 \text{ mol de } N_2O} \rightarrow \frac{X \text{ moles de } HNO_3}{0,199 \text{ moles de } N_2O}$$

Si diez moles de ácido nítrico producen un mol de monóxido de dinitrógeno entonces cuantas moles de ácido nítrico producirán 0,199 moles de monóxido de dinitrógeno.

Al resolver se obtienen:

$$10 \text{ moles de } HNO_3 \cdot 0,199 \text{ moles de } N_2O = 1 \text{ mol de } N_2O \cdot X \text{ moles de } HNO_3$$

Al despejar x, se tiene :

$$x \text{ moles de } HNO_3 = \frac{10 \text{ moles de } HNO_3 \cdot 0,199 \text{ moles de } N_2O}{1 \text{ mol de } N_2O}$$

$$x \text{ moles de } HNO_3 = 0,199 \text{ moles de } HNO_3$$

Pero el dato obtenido no corresponde a la unidad de medida solicitada. En el problema se indica que se requiere conocer la cantidad de masa de HNO_3 , razón por la cual es necesario transformar.

Paso 3: calcular el valor deseado (en las unidades que corresponda). Acudiendo al esquema resumen, es necesario conocer la masa molar del ácido nítrico para transformar los moles en gramos.

La masa molar del HNO_3 es 63 g. De acuerdo a este valor, la masa del HNO_3 que equivale a 1,99 moles será:

$$m = M \cdot n$$

Reemplazando se obtiene :

$$m = \frac{63 \text{ g de } \text{HNO}_3}{1 \text{ mol de } \text{HNO}_3} \cdot 1,99 \text{ g de } \text{HNO}_3$$

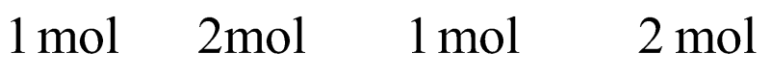
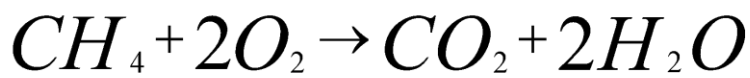
$$m = 125,37 \text{ g de } \text{HNO}_3$$

Por lo tanto, son necesarios 125,37g de HNO₃ para obtener 8,75 g de N₂O.

Analicemos el siguiente ejemplo.

¿Qué masa de oxígeno se requiere para que reaccionen completamente 24 g de metano, CH₄?

La ecuación balanceada es:



Interpretando la información anterior tenemos que 16 g de metano reaccionan con 64 g de oxígeno, por lo que se puede establecer la siguiente relación:

$$\frac{16 \text{ g } \text{CH}_4}{64 \text{ g } \text{O}_2} = \frac{24 \text{ g } \text{CH}_4}{X \text{ g } \text{O}_2}$$

$$X \text{ g de } \text{O}_2 = 24 \text{ g } \text{CH}_4 \cdot \frac{64 \text{ g } \text{O}_2}{16 \text{ g } \text{CH}_4}$$

$$= 96 \text{ g de } \text{O}_2$$

El problema puede resolverse también empleando las cuatro etapas mencionadas anteriormente. Se hallan las relaciones molares entre reactivos y productos y al final se transforman en unidades de masa o cualquiera otra que se desee.

Primero se transforman los 24g de metano en moles:

$$x \text{ mol de } \text{CH}_4 = 24 \text{ g } \text{CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CH}_4}{16 \text{ g } \text{CH}_4}$$

$$= 1,5 \text{ mol } \text{CH}_4$$

Teniendo en cuenta la relación molar de la ecuación:

$$\frac{1 \text{ mol } \text{CH}_4}{2 \text{ mol } \text{O}_2} = \frac{1,5 \text{ mol } \text{CH}_4}{x \text{ mol } \text{O}_2}$$

$$X \text{ mol de } O_2 = 1,5 \text{ mol } CH_4 \cdot \frac{2 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } CH_4}$$

$$= 3 \text{ mol de } O_2$$

Por último se transforman los moles de oxígeno a unidades de masa:

$$x \text{ mol de } O_2 = 3,0 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 96 \text{ g } O_2$$

APLICO LO APRENDIDO

Si tienes disponibilidad te recomiendo observar los videos que te ayudaran a tener mejor comprensión del tema y desarrollar las actividades.



Link https://www.youtube.com/watch?v=QDTn_99Gpl

Video: conceptos básicos de estequiometria

1. ¿Cuántos gramos de cloruro de potasio KCl, se obtienen a partir de 343 gramos de clorato de potasio, $KClO_3$, según la ecuación: $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$
2. Teniendo en cuenta la ecuación anterior determina el número de moles de Oxígeno que se obtienen a partir de 60 gramos de clorato de potasio.
3. Teniendo en cuenta la siguiente ecuación $Al + Cl_2 \rightarrow AlCl_3$, calcula:
 - a) Número de moles de aluminio necesarios para obtener 9,8 moles de cloruro de aluminio
 - b) Cuántos gramos de cloro se necesitan para reaccionar completamente con 1,9 moles de aluminio.
 - c) Cuántos gramos de cloruro de aluminio se obtienen a partir de 0,8 gramos de cloro.

Y..... ¡Ahora nos enfocaremos en el trabajo ambiental institucional!

Lee y desarrolla las actividades propuestas.

PROYECTO AMBIENTAL ESCOLAR

Es un proyecto de ley (decreto 1743 de 1994) creado para fomentar la conciencia, protección, conservación, mejoramiento del medio ambiente y calidad de vida, del uso racional de los recursos naturales, de la prevención de desastres dentro de una cultura ecológica y del patrimonio cultural de la nación, en todos los grados de educación escolar.

En nuestra institución, se encuentra dirigido a la separación de residuos sólidos con la apropiación de la cultura de las 3R's (Reducir, reutilizar y reciclar), las huertas escolares, la identificación de flora y fauna en especial el observatorio de aves y el cuidado de los recursos naturales y servicios públicos.

1. Realiza separación de residuos sólidos en tu aula de clase (papel, cartón, plástico botellas. Propone una forma de identificar los sitios para hacer la separación.
2. Investiga cuál es lema del proyecto de reciclaje de la institución.
3. ¿Qué significa el lema del proyecto de medio ambiente de la institución?
4. Describe qué tipo de residuos hacen más daño para el medio ambiente. Argumenta tu respuesta.
5. Que sugerencia puede mejorar el proyecto de reciclaje.

Videos sugeridos: grados 6° y 7°: [tps://www.youtube.com/watch?v=Wq_idsdQ2P8](https://www.youtube.com/watch?v=Wq_idsdQ2P8)

Grados 8° y 9°: https://www.youtube.com/watch?v=5Aq7hZ_L7vc

Grados 10° y 11°: <https://www.youtube.com/watch?v=vGt46MjoQmk>

5 razones para reciclar.



1. Reciclar permite generar menos cantidad de residuos.
2. Con 4 botellas de vidrio reciclado se ahorra energía suficiente para mantener encendido el refrigerador durante 24 horas.
3. Cada tonelada de papel reciclado representa ahorro de energía de 4100 kwh.
4. Reciclar ayuda a reducir la contaminación del agua y el ambiente.
5. Es una de las maneras fáciles de disminuir el calentamiento global.



REFERENCIAS

<http://www.monografias.com/trabajos38/importancia-quimica/importancia-quimica.shtml>

Mondragón M, César H; Peña G, Luz Y; Sánchez M; Arbeláez E, Fernando; González G, Diana.(2010) Hipertexto química 1. Editorial Santillana. Bogotá, Colombia.