



INSTITUCIÓN EDUCATIVA DEPARTAMENTAL RURAL LUIS MILLÁN VARGAS
PERIODO DE EMERGENCIA SANITARIA
GUÍA PEDAGÓGICA 05

1 de 8

GRADO: Undécimo

Área	Ciencias Naturales	Inicio	15 de septiembre	Docente	Yuris A. Rojas R.
Asignatura	Química	Entrega	5 de octubre	Teléfono	3017831234
Eje Temático	ESTEQUIOMETRÍA Y CANTIDAD DE REACTIVO				
Objetivos de Aprendizaje	- Aplicar la ley de conservación de la materia para calcular cantidades de productos y reactivos en reacciones químicas unidireccionales. - Relacionar la estructura de las moléculas orgánicas e inorgánicas con sus propiedades físicas y químicas y su capacidad de cambio químico.				

ACTIVIDADES

INTRODUCCIÓN

Muchos acontecimientos de nuestra vida están directamente involucrados con reacciones químicas, los procesos de digestión, las sensaciones nerviosas, el movimiento de los autos, el crecimiento de las plantas, etc. En todos esos procesos se cumple la ley de la conservación de la materia o ley de Lomonósov-Lavoisier que es una de las leyes fundamentales en todas las ciencias naturales y se puede enunciar como: *En una reacción química ordinaria la masa permanece constante, es decir, la masa consumida de los reactivos es igual a la masa obtenida de los productos.* Esta ley es el punto de partida de la estequiometría, ciencia que estudia las relaciones cuantitativas que existen entre las sustancias que intervienen en las reacciones químicas. Así mismo realizaremos una breve introducción al hermoso mundo de la química orgánica.

A partir de este momento realiza una lectura de los contenidos de la guía de aprendizaje, responde las preguntas que están a lo largo del documento en tu cuaderno y organiza tus evidencias en hojas de block para enviarlas con el mensajero pedagógico a mi domicilio, o, si tienes acceso a internet, puedes enviar fotografías de las evidencias escritas en tu cuaderno a través de WhatsApp. De cualquier forma, debes identificarte con tu nombre completo, grado y nombre de la guía que has desarrollado, además, es indispensable que tu trabajo sea organizado y limpio, tu letra debe ser legible. Cada vez que leas un bloque, chulea la opción "Marcar como completo". Si llegaste aquí ¡ya puedes hacerlo!

Marcar como completo ✓

ESTEQUIOMETRÍA DE LAS REACCIONES

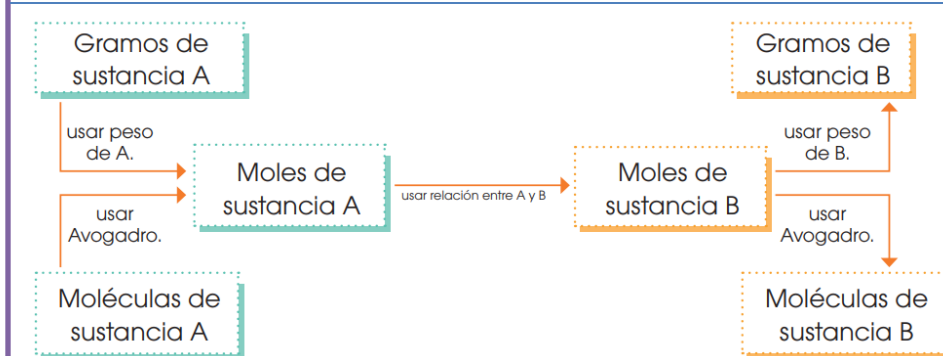
(Tiempo estimado: 15 minutos)

A las reacciones químicas podemos clasificarlas según diversos criterios, entre ellos la reorganización de los átomos que intervienen y el mecanismo que desencadenan. Entre las principales se encuentran:

a. Pensar en estequiometría es como preparar un pastel. Para hacer un pastel necesitamos: huevos, harina, levadura, leche, chocolate, entre otros. Pero no importa que tan buenos sean los ingredientes si no combinamos la cantidad exacta de cada uno. Al combinarlos en las proporciones adecuadas, obtendremos un buen producto. Lo mismo ocurre con las reacciones químicas. Mientras esté balanceada la ecuación, podremos calcular las proporciones adecuadas entre reactivos para producir un producto de calidad.

b. Para saber estequiometría, solamente debemos conocer la ruta de procedimiento, donde la sustancia A es el dato inicial y la sustancia B es a dónde queremos llegar.

INDAGACIÓN



Después de observar la imagen y utilizando tus conocimientos previos,

1. Podrías explicar ¿cuál es la relación entre moles, moléculas y gramos de una sustancia?

Marcar como completo ✓



INSTITUCIÓN EDUCATIVA DEPARTAMENTAL RURAL LUIS MILLÁN VARGAS
PERIODO DE EMERGENCIA SANITARIA
GUÍA PEDAGÓGICA 05

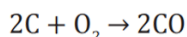
2 de 8

GRADO: Undécimo

EJEMPLOS

(Tiempo estimado: 1 hora)

1. Dada la siguiente reacción:



Transformemos 70 gramos de O_2 a moles de CO.

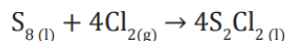
Comprobemos que el dato inicial esté al inicio del ejercicio de conversión.

Para llegar a moles de B, debemos pasar primero de gramos de A, a moles de A usando el peso de la tabla periódica de A. Y luego, usando la relación entre O_2 (1) y CO (2), podremos transformar de moles de A a moles de B.

$$70\text{-g } O_2 \times \frac{1\text{-mol } O_2}{32\text{-g } O_2} \times \frac{2\text{ moles de CO}}{1\text{-mol } O_2} = 4,38\text{ moles de CO}$$

Para comprobar que la conversión está bien realizada, debemos simplificar todas las unidades.

2. Con base en la siguiente ecuación:



Determinemos:

- a. Con 7 moles de Cl_2 , ¿cuántas moléculas de S_2Cl_2 se van a producir?

La sustancia A, en este caso, son los siete moles de Cl_2 . Para llegar a moléculas de S_2Cl_2 , debemos pasar a moles de S_2Cl_2 y de ahí a moléculas de S_2Cl_2 .

$$7\text{ moles de } Cl_2 \times \frac{4\text{ moles de } S_2Cl_2}{4\text{ moles de } Cl_2} \times \frac{6,023 \times 10^{23}\text{ moléculas de } S_2Cl_2}{1\text{ mol de } S_2Cl_2} = 4,21 \times 10^{24}\text{ moléculas de } S_2Cl_2$$

- b. Para que se produzcan $6,20 \times 10^{15}$ moléculas de S_2Cl_2 , ¿cuántos gramos de Cl_2 se deben consumir?

La sustancia A en este caso son los $6,20 \times 10^{15}$ moléculas de S_2Cl_2 .

En primer lugar debemos convertir a moles de S_2Cl_2 , después convertir a moles de Cl_2 y finalmente transformar a gramos de Cl_2 .

$$6,20 \times 10^{15}\text{ moléculas } S_2Cl_2 \times \frac{1\text{ mol } S_2Cl_2}{6,023 \times 10^{23}\text{ moléculas } S_2Cl_2} \times \frac{4\text{ moles } Cl_2}{4\text{ moles } S_2Cl_2} \times \frac{70\text{ g } Cl_2}{1\text{ mol } Cl_2} = 7,20 \times 10^{-7}\text{ g } Cl_2$$



RECUERDA

Pasos estequiométricos:

-  Ajustar la ecuación química.
-  Calcular el peso molecular o fórmula de cada compuesto.
-  Convertir las masas a moles.
-  Usar la ecuación química para obtener los datos necesarios.
-  Reconvertir las moles a masas si se requiere.



Vamos a intentarlo:

2. Con base en la siguiente reacción: $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$, contesta:

- a. Con setenta gramos de N_2 , ¿cuántas moles de NH_3 se van a producir?
- b. Con nueve moles de H_2 , ¿cuántas moléculas de NH_3 se van a producir?
- c. Para producir $3,33 \times 10^9$ moléculas de NH_3 , ¿cuántos gramos de N_2 se necesita?

REACTIVO LIMITANTE Y REACTIVO EN EXCESO

Cuando ocurre una reacción química, generalmente los reactivos no están presentes en las mismas cantidades estequiométricas. Están en diferentes proporciones que las que indica la ecuación balanceada.

Industrialmente, se busca que el reactivo más costoso se consuma en su totalidad para producir el producto deseado. Necesariamente un reactivo debe estar en exceso, y en consecuencia, una parte de este sobrará al final de la reacción.

Una reacción se va a detener cuando se consuma el reactivo que está en menor cantidad.

Reactivo limitante es el que se consume por completo, y limita la reacción porque, al terminar, la reacción concluye. Es el reactivo que produce menor cantidad de producto.

Reactivo en exceso es el que ingresa en mayor proporción, por lo tanto, queda como sobrante al finalizar la reacción.

De manera análoga, si tenemos seis boletos para entrar a un concierto entre diez personas, cuatro personas se quedarán sin boletos, mientras que seis personas van a entrar al concierto. En este ejemplo tenemos cuatro personas en exceso y los boletos son los que, al estar en menor cantidad, limitan la entrada al concierto.

El procedimiento teórico para trabajar con reactivos en exceso para determinar cuál es el reactivo en exceso, debemos seguir los siguientes pasos:

-  Calculamos el número de moles de las sustancias dadas.
-  Hallamos la relación entre estos moles.
-  Comparamos esta relación con la relación molar que se deduce de la ecuación ajustada.
-  El reactivo cuyo número de moles sobrepasa el exigido es el reactivo en exceso.

3. Identifica el reactivo limitante y el reactivo en exceso de la siguiente analogía: —Parejas que podemos



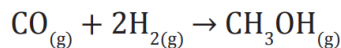
INSTITUCIÓN EDUCATIVA DEPARTAMENTAL RURAL LUIS MILLÁN VARGAS
PERIODO DE EMERGENCIA SANITARIA
GUÍA PEDAGÓGICA 05

4 de 8

GRADO: Undécimo

formar, si hay catorce hombres y diez mujeres.

El reactivo limitante y el reactivo en exceso son muy importantes para los procesos industriales. Por ejemplo, el metanol tiene la siguiente reacción:



En este caso particular, el CO es el reactivo en exceso, puesto que el hidrógeno debe ser aprovechado al máximo para producir metanol. La manera de comprobar esto es viendo qué reactivo produce la menor cantidad de metanol. Tomando en cuenta cantidades iniciales iguales, podemos determinar esto:

$$2 \text{ moles de CO} \times \frac{1 \text{ mol de CH}_3\text{OH}}{1 \text{ mol de CO}} = 2 \text{ moles de CH}_3\text{OH}$$

$$2 \text{ moles de H}_2 \times \frac{1 \text{ mol de CH}_3\text{OH}}{2 \text{ moles de H}_2} = 1 \text{ mol de CH}_3\text{OH}$$

Con esto se comprueba que el reactivo limitante es el H₂ y el reactivo en exceso es el CO. Consideremos la siguiente reacción:



Si reaccionan 0,80 moles de MnO₂ con 48,2 gramos de HCl:

- ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Cuál es el reactivo en exceso?
- ¿Cuánto se forma, en gramos, de Cl₂?
- ¿Cuántos gramos de reactivo en exceso quedan sin reaccionar?

Para poder resolver ejercicios de reactivo limitante debemos seguir cinco sencillos pasos:

Paso 1: Verificamos que la reacción esté balanceada.



Paso 2: Transformamos las cantidades de reactivos a las unidades deseadas (gramos en este caso) de alguno de los productos.

En el caso de que el ejercicio no diga a cuál de los productos, podemos elegir cualquiera porque el reactivo limitante siempre es el mismo. Para este caso en particular, en el problema nos dice que es con base en el Cl₂.

SABÍAS QUE...

El Cloruro de manganeso (II) (MnCl₂) tiene múltiples usos como en fertilizantes, en la producción de pilas, en la industria de la metalurgia. Es usado como catalizador, secador de pintura, tinte, pigmento e incluso se lo usa en la medicina.



INSTITUCIÓN EDUCATIVA DEPARTAMENTAL RURAL LUIS MILLÁN VARGAS
PERIODO DE EMERGENCIA SANITARIA
GUÍA PEDAGÓGICA 05

5 de 8

GRADO: Undécimo

$$0,80 \text{ moles de MnO}_2 \times \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{1 \text{ mol de MnO}_2} \times \frac{70 \text{ g de Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = 56 \text{ g de Cl}_2$$

$$48,2 \text{ g HCl} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,46 \text{ g HCl}} \times \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{4 \text{ mol de HCl}} \times \frac{70 \text{ g de Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = 23,13 \text{ g de Cl}_2$$

Paso 3: El reactivo limitante es el que produce menor cantidad de producto, de modo que el reactivo limitante es el HCl y el reactivo en exceso es el MnO_2 . La cantidad de Cl_2 que se produce es 23,13 g de Cl_2 .

Paso 4: El dato más importante es la cantidad de Cl_2 formado, a partir de este valor determinamos la cantidad de reactivo en exceso que queda sin reaccionar.

Lo transformamos a unidades del reactivo en exceso, en este caso a moles.

$$\text{Masa sin reaccionar} = 23,13 \text{ g Cl}_2 \times \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{70 \text{ g Cl}_2} \times \frac{1 \text{ mol de MnO}_2}{1 \text{ mol de Cl}_2} = 0,33 \text{ moles de MnO}_2$$

Paso 5: El dato que se obtuvo es la cantidad que realmente reaccionó, de modo que el exceso se obtiene de la diferencia respecto al dato inicial.

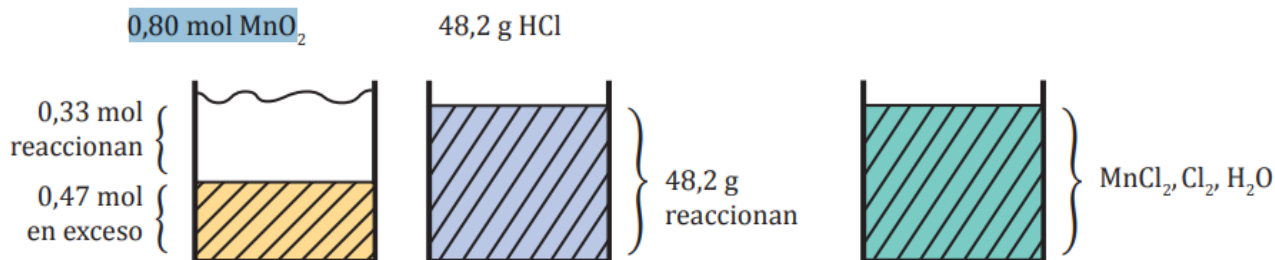
$$0,80 \text{ moles de MnO}_2 - 0,33 \text{ moles de MnO}_2 = 0,47 \text{ moles de MnO}_2$$

Esta es la cantidad que hay de reactivo en exceso, es decir, que queda sin reaccionar.

Las respuestas a las preguntas son:

- a. El reactivo limitante es el HCl.
- b. El reactivo en exceso es el MnO_2 .
- c. Se producen 23,13 g de Cl_2 .
- d. 0,47 moles de MnO_2 quedan sin reaccionar.

Interpretación:





LABORATORIO EN CASA

(Tiempo estimado: 40 minutos)

Tema: Producción de dióxido de carbono.

Objetivo: Reconocer cuál es el reactivo limitante en la producción del dióxido de carbono.

Fundamento: La producción de dióxido de carbono, CO_2 , a partir de la reacción entre ácido acético, CH_3COOH , y bicarbonato de sodio, NaHCO_3 , está dada por:



Ácido acético (Vinagre) + Bicarbonato de Sodio $\rightarrow$ Dióxido de Carbono + Agua + Acetato de Sodio

Materiales

- 2 botellas plásticas de 500 mL
- 2 globos
- 1 embudo
- 2 cucharas grandes
- Marcador permanente

Reactivos

- Vinagre
- Bicarbonato de sodio

Procedimiento:

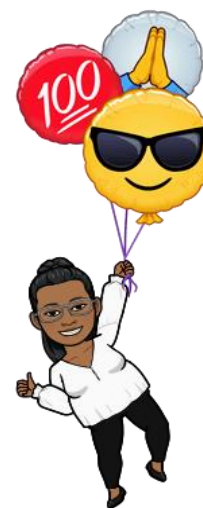
Es importante que los materiales estén perfectamente lavados, sin residuos de detergentes, desinfectantes o blanqueadores.

1. Emplea el marcador para rotular las botellas con los nombres «1» y «2».
2. En la botella «1», coloca tres cucharadas de ácido acético y en la botella «2» pon seis cucharadas del mismo reactivo.
3. Coloca una cucharada de bicarbonato de sodio en cada globo, con ayuda del embudo.
4. Introduce el contenido de los globos dentro de cada botella, cuidadosamente. Asegúrate de que no existen fugas en los globos y que estos estén bien ajustados al pico de la botella.
5. Mantén el pico del globo con firmeza hasta que la reacción haya terminado.
6. Anota los cambios.

Resultados y análisis de resultados

4. ¿Qué sucedió durante la reacción? Argumenta tu respuesta basándote en el fundamento del procedimiento y realiza una representación del resultado en un dibujo.
5. ¿Cuál es el reactivo limitante en cada uno de los envases plásticos?

Puedes grabar en tu celular la práctica y compartirla conmigo y con tus compañeros.





INSTITUCIÓN EDUCATIVA DEPARTAMENTAL RURAL LUIS MILLÁN VARGAS
PERIODO DE EMERGENCIA SANITARIA
GUÍA PEDAGÓGICA 05

7 de 8

GRADO: Undécimo

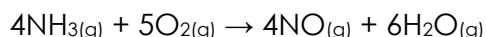
(Tiempo estimado: 40 minutos)

En este apartado, podrás conocer cuánto aprendiste en las últimas 3 semanas sobre la formación de compuestos. Hazlo a conciencia, el éxito está en quien mejor aprovecha sus aprendizajes.

6. Balancea las siguientes ecuaciones químicas:

- a. $C(s) + CuO(s) \rightarrow Cu(s) + CO_2(g)$
b. $CaO(s) + C(s) \rightarrow CO(g) + CaC_2(s)$
c. $NiS_2(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g) + Ni_2C_3(s)$

7. La reacción entre el amoníaco y el oxígeno produce NO y H₂O como se muestra en la siguiente reacción:



¿Cuál reactivo es el limitante?

- a. NH₃
b. O₂
c. NO
d. H₂O

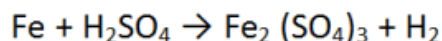
8. En la reacción, $2H_2 + C \rightarrow CH_4$

Las masas molares (g/mol) son C=12, H=1 y CH₄=16; para producir 4g de CH₄ se necesitan:

- a. 12 gramos de C
b. 1 gramo de H

- c. 8 gramos de C
d. 0.5 gramos de H

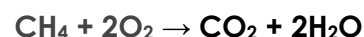
9. A partir de la siguiente información es correcto afirmar que:



Masa molar (g/mol)	
Fe	56
H ₂ SO ₄	98
Fe ₂ (SO ₄) ₃	400
H ₂	2

- a. 2 moles de H₂SO₄ producen 1 mol de Fe₂(SO₄)₃ y 2 moles de H₂
b. 1 mol de Fe produce 2 moles de H₂SO₄ y 1 mol de H
c. 98g de H₂SO₄ producen 400g de Fe₂(SO₄)₃ y 1 mol de H₂
d. 56 g de Fe reaccionan con 1 molécula de (SO₄)₃

10. Dada la siguiente reacción:



¿Cuántos gramos de CO₂ se producirán a partir de 6 g de CH₄ y 143 g de O₂?

- a. 16,5 g
b. 44 g
c. 33 g
d. 6 g

Marcar como completo ✓

Explora estos contenidos:

- YouTube. Curso completo de estequiometría. <https://www.youtube.com/watch?v=Mzva-lboKSM>
- YouTube. Calculo con reactivo limitante y en exceso. <https://www.youtube.com/watch?v=2xRy35Ve9cM>
- Khan Academy. Cómo utilizar la relación molar de una reacción balanceada para calcular la cantidad de los reactivos. <https://es.khanacademy.org/science/ap-chemistry/stoichiometry-and-molecular-composition-ap/stoichiometry-ideal-ap/a/stoichiometry>



INSTITUCIÓN EDUCATIVA DEPARTAMENTAL RURAL LUIS MILLÁN VARGAS
PERIODO DE EMERGENCIA SANITARIA
GUÍA PEDAGÓGICA 05

8 de 8

GRADO: Undécimo

¿QUÉ APRENDÍ?	Revisa cuánto aprendiste, colorea la opción que consideres correcta sobre el nivel de aprendizaje que has alcanzado en el tema tratado. Se responsable con tu respuesta; saber cuánto has aprendido, te ayudará a mejorar en tu proceso. Envía tu respuesta junto a las evidencias.					
	Qué sé hacer en cuanto a	Superior	Alto	Básico	Bajo	
	Estequiometría	Realizo con mucha facilidad los cálculos estequiométricos aplicando la ley de conservación de la masa a distintas reacciones.	Realizo con frecuencia cálculos estequiométricos aplicando la ley de conservación de la masa a distintas reacciones.	Realizo algunos cálculos estequiométricos aplicando la ley de conservación de la masa a distintas reacciones.	Realizo con dificultad los cálculos estequiométricos aplicando la ley de conservación de la masa a distintas reacciones.	
	Cantidad de reactivos	Realizo y explico cálculos estequiométricos en los que intervengan compuestos en estado sólido, líquido o gaseoso en presencia de un reactivo limitante.	Realizo y explico con frecuencia cálculos estequiométricos en los que intervengan compuestos en estado sólido, líquido o gaseoso en presencia de un reactivo limitante.	Realizo algunos cálculos estequiométricos en los que intervengan compuestos en estado sólido, líquido o gaseoso en presencia de un reactivo limitante.	Realizo con dificultad cálculos estequiométricos en los que intervengan compuestos en estado sólido, líquido o gaseoso en presencia de un reactivo limitante.	
Marcar como completo ✓						
¿CÓMO ME SENTÍ?	Utiliza el semáforo para evaluar tu proceso. Los colores rojo, amarillo y verde representan las siguientes asignaciones: Bajo, Básico, Superior. Utiliza los resultados para mejorar la estrategia de trabajo en casa. Marca con una X frente a cada pregunta el color que consideres. Envía tus respuestas junto a las evidencias.					
	¿Cómo ha sido mi actitud en el desarrollo de esta guía?					
	¿He cumplido con todas las tareas de esta guía?					
	¿He desarrollado mis tareas de forma limpia y ordenada?					
	¿Utilicé un lenguaje apropiado para responder la guía?					
	¿Utilicé de manera responsable los contenidos consultados en la web?					
	¿Dedique suficiente tiempo para el desarrollo de la guía?					
Marcar como completo ✓						
SUGIERO A MI PROFE...	Confío en tu criterio ¿qué crees que puedes mejorar en esta guía? ¿te gustaría darme sugerencias para sentirte más cómodo con tu aprendizaje?					