



FECHA: Semana del 11 de mayo al 22 de mayo  
AREA: Ciencias Naturales ASIGNATURA: Química  
DOCENTE: Robert Prieto Muñoz  
GRADO: Décimo  
TEMA: Estequiometría  
ACTIVIDAD: Balanceo Reactivo en Exceso y Limitante  
PROPÓSITO: Reconocer la importancia de estequiometría como procesos de un diario vivir

## EXPLORANDO:

Reactivo limitante y reactivo en exceso

Imaginemos que queremos hacer emparedados o sándwiches. Para un emparedado necesitamos 2 rebanadas de pan y 1 de jamón. Pensemos ahora que tenemos 20 rebanadas de pan y solamente 5 rebanadas de jamón.

- ¿Cuántos emparedados podremos hacer?
- ¿Por qué? Trata de hacer un análisis profundo y contesta argumentando.
- ¿Cuál es el ingrediente que se termina primero?
- ¿Cuál el ingrediente que tenemos en exceso?

A partir de la situación anterior, vamos a analizar dos conceptos muy importantes para el trabajo de un químico en situaciones reales que implican reacciones químicas.

a) El reactivo limitante es aquel del cual tenemos en menor cantidad y, por lo tanto, se terminará primero al momento de la reacción química, dando como resultado el final de la reacción, esto quiere decir que cuando se termine ya no se podrá seguir generando cierto producto. En el caso anterior, el reactivo limitante es el jamón, ya que al terminarse no se pueden seguir haciendo más emparedados.

b) El reactivo en exceso es aquel del cual tenemos más de lo necesario para que se lleve a cabo la reacción química. En el caso de los emparedados, el reactivo en exceso son las rebanadas de pan, ya que sólo se utilizaron 10 rebanadas para los únicos 5 emparedados que se pudieron hacer.

Debido a la presencia del reactivo limitante, podemos decir que las reacciones van a estar “limitadas” por éste, por lo cual cuando vayamos a obtener la cantidad de cierto producto tenemos que partir del reactivo limitante para poder sacar la cantidad de producto correcta.

## EJEMPLOS

1.- A altas temperaturas el azufre se combina con el hierro para formar el sulfato de hierro (II) café oscuro:

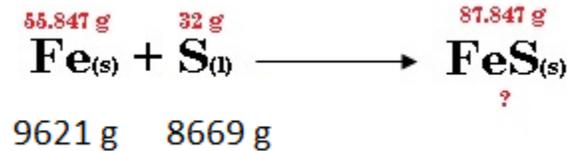


En un experimento 7621 g de Fe se dejan reaccionar con 8669 g de S.

- ¿Cuál de los dos es el reactivo limitante?



Antes de cualquier otra cosa, es conveniente sacar las masas teóricas de los reactivos y del producto. Después de eso, procedemos a anotar las masas reales dadas.



Para proceder a conocer cuál es el reactivo limitante, vamos a evaluar los dos reactivos y ver cuál de los dos producen menos FeS, el cual será el reactivo limitante.

$$\cancel{7621 \text{ g Fe}} \left( \frac{87.847 \text{ g FeS}}{55.847 \cancel{\text{ g Fe}}} \right) = 11988 \text{ g FeS}$$

$$\cancel{8669 \text{ g S}} \left( \frac{87.847 \text{ g FeS}}{32 \cancel{\text{ g S}}} \right) = 23798 \text{ g FeS}$$

b) Calcula la masa de FeS formada.

La ventaja de utilizar el método anterior es que ya nos da la masa directamente del FeS.

Respuesta: 11.988 g = 12 g de FeS.

c) ¿Qué cantidad del reactivo excedente (en g) queda al final de la reacción?

Sabemos por el procedimiento anterior que el reactivo en exceso es el azufre. Por lo cual, necesitamos evaluar la cantidad de azufre que necesita para reaccionar nuestra cantidad de hierro inicial:

$$\cancel{7621 \text{ g Fe}} \left( \frac{32 \text{ g S}}{55.847 \cancel{\text{ g Fe}}} \right) = 4367 \text{ g S}$$

**Se dice que por los gramos de Fe, necesitamos 4.367 gramos de azufre. Para saber el exceso solo debemos restar dicha cantidad a la que hay de azúfre inicialmente:**

$$8669 - 4367 = 4.30 \text{ g de S.}$$



## FORTALECIENDO

Conceptos Básicos.

El peso molecular (PM) de una sustancia es la suma de los pesos atómicos de todos los átomos en una molécula de la sustancia y se expresa en unidades de masa atómica. Por ejemplo, el peso molecular del agua, H<sub>2</sub>O, es 18.0 uma.

El peso fórmula (PF) de una sustancia es la suma de los pesos atómicos de todos los átomos en una unidad formular del compuesto, sea molecular o no. Por ejemplo, el cloruro de sodio, NaCl, tiene un peso fórmula de 58.44 uma. Este compuesto es iónico, así que estrictamente la expresión “peso molecular de NaCl” no tiene significado.

El peso molecular y el peso fórmula calculados a partir de la fórmula molecular de una sustancia son idénticos. Un mol (símbolo mol) se define como la cantidad de una sustancia dada que contiene tantas moléculas o unidades formulars como el número de átomos en exactamente 12 g de carbono-12. El número de átomos en una muestra de 12 g de carbono-12, se llama número de Avogadro (NA) y tiene un valor de  $6.023 \times 10^{23}$ . Por lo tanto, un mol de moléculas, de átomos, etcétera, contiene el número de Avogadro. Por ejemplo, una mol de etanol es igual a  $6.023 \times 10^{23}$  moléculas de etanol.

La masa molar de una sustancia es la masa de una mol de la sustancia. El carbono-12 tiene, por definición, una masa molar de exactamente 12 g/mol. Para todas las sustancias, la masa molar en gramos por mol es numéricamente igual al peso fórmula en unidades de masa atómica.

La fórmula empírica (o la fórmula más sencilla) para un compuesto es la fórmula de una sustancia, escrita con los índices con números enteros más pequeños. Para la mayor parte de las sustancias iónicas, la fórmula empírica es la fórmula del compuesto, pero con frecuencia éste no es el caso de las sustancias moleculares. Por ejemplo, la fórmula del peróxido de sodio, un compuesto iónico de Na<sup>+</sup> y O<sub>2</sub><sup>2-</sup>, es Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>. Su fórmula empírica es NaO. Por lo tanto, la fórmula molecular de un compuesto es un múltiplo de su fórmula empírica.

El reactivo limitante es aquel que se encuentra en una proporción menor a la requerida estequiométricamente de acuerdo a la reacción balanceada, por lo que es consumido completamente cuando se efectúa una reacción hasta ser completa. El reactivo que no se consume completamente se denomina reactivo en exceso. Una vez que uno de los reactivos se agota, se detiene la reacción, por lo que las moles de producto siempre son determinadas por las moles presentes del reactivo limitante.

El rendimiento teórico de una reacción es la cantidad máxima de producto que se puede obtener por una reacción a partir de cantidades dadas de reactivos y se calcula a partir de la estequiometría basada en el reactivo limitante. El porcentaje de rendimiento de un producto es el rendimiento real (determinado experimentalmente) expresado como un porcentaje del rendimiento teórico calculado.

## APLICANDO

1. Identifica el reactivo limitante en cada una de las combinaciones de reactivos indicadas en las siguientes ecuaciones químicas ajustadas:



## COLEGIO LA VICTORIA I. E. D

RESOLUCIÓN DE APROBACIÓN 7529 DE NOVIEMBRE 20 DE 1998  
RESOLUCIÓN DE INTEGRACIÓN 1823 DEL 20 DE JUNIO DE 2002  
RESOLUCIÓN NUEVO NOMBRE 2690 DE SEPTIEMBRE 15 DE 2003  
NUEVA RESOLUCIÓN DE APROBACIÓN N° 04 – 0122 DE SEPTIEMBRE 16 DE 2011 GRADO CERO A 11  
NIT.: 830 042 189-4 DANE: 11100118361-8 Cra. 3 A este n° 38-25 sur tel. 206 8504  
Email: [cedlavictoria4@redp.edu.co](mailto:cedlavictoria4@redp.edu.co)



2. La UREA [(NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub>CO] se usa como fertilizante, como alimento para animales y en la industria de los polímeros. Se prepara por reacción del amoníaco con el dióxido de carbono:



En cierto proceso, se hacen reaccionar 637.3 g de NH<sub>3</sub> con 1141 g de CO<sub>2</sub>.

- ¿Cuál de los dos reactivos es el limitante?
- Calcular la masa de (NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub>CO formada.
- ¿Qué cantidad del reactivo excedente (en g) queda al finalizar la reacción?

3. La reacción de combustión del propano, es la siguiente: C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> (g) + 5 O<sub>2</sub> → 3 CO<sub>2</sub> (g) + 4 H<sub>2</sub>O (g)

Si se hacen reaccionar 3 moles de C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> con 20 moles de O<sub>2</sub>. ¿Cuál de los dos será el reactivo limitante?