

Nombre: _____ Grado: _____: Grupo: _____ Fecha: **08 diciembre 2020**

Aprendizaje esperado: Argumenta sobre la cantidad de reactivos y productos en reacciones químicas con base en la ley de la conservación de la materia.

Secuencia 8 La reacción química y la conservación de la materia **Sesión 9** Estequiometría Pág.32

SESIÓN 9 Cantidad de sustancia: Estequiometría

▪ **Inicio**

ACTIVIDAD



1. LEE EL SIGUIENTE TEXTO

En 1858, Stanislao Cannizzaro (1826-1910) midió la masa de una mol para varios gases. Esta cantidad, diferente para cada gas, es conocida como masa molar (M) y sus unidades son g/mol (figura 2.14).



Figura 2.14 Además de las masas molares, el trabajo de Cannizzaro permitió determinar las fórmulas químicas de las sustancias

La cantidad de sustancia (n) depende tanto de la masa de la muestra (m) como de la masa molar de la sustancia (M), según la fórmula:

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

por ejemplo, ¿qué cantidad de sustancia hay en 300 g de agua si su masa molar es 18.01 g/mol?

$$n = \frac{300 \text{ g}}{18.01 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 16.66 \text{ mol}$$

¿Cuántas moléculas de agua hay en 16.66 mol? La Ley de Avogadro relaciona la cantidad de sustancia con el número de partículas; así, es posible conocer ese número:

$$\begin{aligned} \text{Número de moléculas} &= (16.66 \text{ mol}) \left(6.022 \times 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}} \right) \\ &= 1 \times 10^{25} \text{ moléculas} \end{aligned}$$

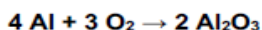
Entonces, 300 g de agua equivalen a 16.66 mol de agua, o a 1×10^{25} moléculas.

En una ecuación química, el coeficiente estequiométrico se puede entender como el número de moléculas o de moles de una sustancia.

LAS DISTINTAS OPERACIONES MATEMÁTICAS QUE PERMITEN CALCULAR LA CANTIDAD DE UNA SUSTANCIA QUE REACCIONA O SE PRODUCE EN UNA DETERMINADA REACCIÓN QUÍMICA RECIBEN EL NOMBRE DE CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS.

Una reacción se produce en condiciones estequiométricas cuando las cantidades de reactivos están en las proporciones idénticas a las de la ecuación química ajustada.

Como ejemplo, considera la reacción del aluminio con el oxígeno para formar óxido de aluminio, que se utiliza en los fuegos artificiales para conseguir chispas plateadas. La ecuación química ajustada es:



Esta ecuación puedes leerla a escala macroscópica: "cuando el aluminio reacciona con el oxígeno, cuatro moles de aluminio reaccionan con tres moles de dióxido de aluminio para formar dos moles de óxido de aluminio".

La ecuación ajustada para esta reacción puedes usarla para establecer la **relación molar** (estequiométrica) que te permita convertir moles de aluminio en un número equivalente de moles de dióxido de aluminio o en moles de óxido de aluminio.

Mediante esa relación estequiométrica podrás calcular la cantidad de producto o de reactivo, según te interese.

IMPORTANTE

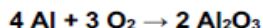
Los datos sobre los reactivos y los productos no se expresan, normalmente, en cantidad de sustancia (moles), sino que se expresan en masa (gramos) o en volumen (litros) de disolución o de un gas. Por ello, es necesario seguir un procedimiento en los cálculos estequiométricos.

Los pasos a seguir son:

- 1º- Escribe la ecuación química ajustada.
- 2º- Calcula la cantidad de sustancia en moles de la sustancia dato.
- 3º- Usa la relación estequiométrica para obtener la cantidad de sustancia en moles de la sustancia incógnita.
- 4º- Convierte la cantidad de sustancia en moles de la sustancia incógnita a la magnitud pedida.

Siguiendo con el ejemplo, ¿qué masa de óxido de aluminio se obtiene si reaccionan 54 g de aluminio con suficiente oxígeno? Datos de masas atómicas relativas: Al = 27; O = 16.

1º- La ecuación química ajustada es la que has escrito anteriormente:



2º- El dato son los 54 g de aluminio que reaccionan. Como la masa molar del aluminio es $M(\text{Al}) = 27 \text{ g/mol}$, la cantidad de sustancia de aluminio es:

$$n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{54 \text{ g}}{27 \text{ g/mol}} = 2 \text{ mol de Al}$$

3º- La relación estequiométrica entre el aluminio (dato) y el óxido de aluminio (Al_2O_3) (incógnita) es:

$$\frac{4 \text{ mol de Al}}{2 \text{ mol de Al}_2\text{O}_3} = \frac{2 \text{ mol de Al}}{n(\text{Al}_2\text{O}_3)}$$

Si despejas la cantidad de sustancia de Al_2O_3 ,

$$n(\text{Al}_2\text{O}_3) = 1 \text{ mol de Al}_2\text{O}_3$$

4º- Como te piden la masa de Al_2O_3 que se obtiene, calculas la masa molar del Al_2O_3 , $M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \text{ g/mol}$, y al final resulta:

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = n(\text{Al}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 1 \text{ mol} \cdot 102 \text{ g/mol} = 102 \text{ g de Al}_2\text{O}_3$$

QUÉ ES ESTEQUIOMETRIA:

La estequiometria es el cálculo para una ecuación química balanceada que determinará las proporciones entre reactivos y productos en una reacción química.

El balance en la ecuación química obedece a los principios de conservación y los modelos atómicos de Dalton como, por ejemplo, la Ley de conservación de masa que estipula que:

LA MASA DE LOS REACTIVOS = LA MASA DE LOS PRODUCTOS

En este sentido, la ecuación debe tener igual peso en ambos lados de la ecuación.

Desarrollo



ACTIVIDAD

2. OBSERVA EL SIGUIENTE VIDEO "Estequiometria | Cómo resolver cálculos estequiométricos [Ejercicio Práctico]

https://www.youtube.com/watch?v=T3I62eT9vHz&ab_channel=Nuclea

"QUIMICA. Pasar de gramos a moles a moléculas y a átomos y al revés"

https://www.youtube.com/watch?v=Z29YdlyJ5K0&ab_channel=AmigosdelaQu%C3%ADmica

"QUIMICA ¿Que es un MOL?"

https://www.youtube.com/watch?v=FrRSiDGVjA&ab_channel=AmigosdelaQu%C3%ADmica

▪ Cierre



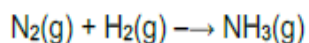
ACTIVIDAD

3. DESPUES DE REALIZAR LA LECTURA Y OBSERVAR LOS VIDEOS DA RESPUESTA A LAS SIGUIENTE PREGUNTAS (PRODUCTO)

¿ES EL CÁLCULO PARA UNA ECUACIÓN QUÍMICA BALANCEADA QUE DETERMINARÁ LAS PROPORCIONES ENTRE REACTIVOS Y PRODUCTOS EN UNA REACCIÓN QUÍMICA? _____

REALIZA LO SIGUIENTE

El amoniaco (NH_3), fundamental en los fertilizantes, se obtiene a partir de la reacción química:



1. Balancea la ecuación

Calcula la masa molar de cada sustancia. Considera que $M_{\text{N}} = 14 \text{ g/mol}$ y $M_{\text{H}} = 1 \text{ g/mol}$.

