	INSTITUCIÓN EDUCATIVA ACADÉMICO NIT. 891901024-6 ICFES 01275-024364-018283 Resolución No. 1664 sept. 3 de 2002 Cod. DANE 176147000236	PÁGINA [1 - 1]
	GUIAS DIDÁCTICAS PARA EL APRENDIZAJE	CÓDIGO: DICUI: 600.1.23.01
		VERSIÓN 1 Fecha de aprobación:

PROFESOR: WILLIAM CORREA

ASIGNATURA: QUÍMICA

GRADO: DÉCIMO

FECHA DE INICIO: 01 DE JUNIO DE 2020

FECHA DE ENTREGA: 15 DE JUNIO DE 2020

COMPETENCIAS:

- Observar el mundo donde vive.
- Hacer preguntas a partir de una observación o experiencia.
- Proponer explicaciones provisionales para responder una pregunta.

APRENDIZAJES:

- Realiza ejercicios y procedimientos matemáticos a la luz de las teorías científicas.

1. CONTENIDOS:

APLICACIÓN DE LA LEY DE GASES IDEALES EN LA ESTEQUIOMETRÍA

Por definición la **estequiometría** química describe las relaciones cuantitativas entre los reactivos y los productos en las reacciones químicas. Previamente hemos realizado algunos cálculos sencillos con las variables de **temperatura (T)**, **volumen (V)**, **presión (P)** y **moles (n)** aplicando las leyes básicas de los gases ideales, analizando su interdependencia y los cambios de estado en una sustancia gaseosa específica.

En la química aplicada, resulta muy útil poder utilizar dichas variables con el objeto de estudiar, cuantificar y predecir las transformaciones químicas que sufre la materia, justamente en el estado gaseoso. Es decir que con la **estequiometría de gases** podremos calcular teóricamente los cambios de la materia para sustancias, ya sean reactivos ó productos.

En dicho sentido, resulta necesario repasar el concepto de una reacción química cualquiera:



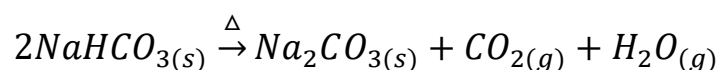
En la **estequiometría de gases** si sabemos el **volumen**, la **presión** y la **temperatura** de un gas, podemos usar la ecuación de gas ideal para calcular cuántos **moles** de gas hay presentes en los **reactivos**. Si sabemos cuántos **moles** de un gas parten en una reacción química, podemos calcular las **moles** de un gas que se producen en dicha reacción, y por ende, el **volumen** de ese gas en los productos a cualquier temperatura y presión. Lo anterior se traduce en:



Miremos a continuación un ejemplo sencillo donde podemos aplicar la estequiometría, es decir cálculos con una reacción química, donde tenemos involucrados la formación de gases.


Ejemplo 1:

El carbonato de sodio se obtiene por la descomposición térmica (con calor) del bicarbonato de sodio, mediante la siguiente reacción:



Es decir, el bicarbonato de sodio NaHCO_3 (que es sólido) se descompone con el calor para producir el carbonato de sodio Na_2CO_3 (sólido) más otras dos sustancias en estado gaseoso: el dióxido de carbono CO_2 y el agua H_2O .

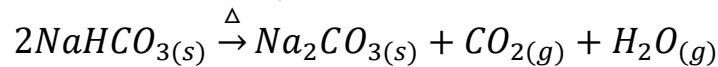
Si 0.28 Kg de bicarbonato de sodio NaHCO_3 se descompone. ¿Cuántos litros de gas dióxido de carbono CO_2 se obtienen de esta reacción, a una temperatura de 120 °C, y una presión de 1 atm?

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA ACADÉMICO NIT. 891901024-6 ICFES 01275-024364-018283 Resolución No. 1664 sept. 3 de 2002 Cod. DANE 176147000236	PÁGINA [2 - 1]
	GUIAS DIDÁCTICAS PARA EL APRENDIZAJE	CÓDIGO: DICUI: 600.1.23.01
		VERSIÓN 1 Fecha de aprobación:

Solución:

Para resolver el problema vamos a seguir los siguientes pasos (**sin excepción**):

PASO 1: Verificar que la reacción química dada, esté balanceada. Vamos a contar cuántos átomos están presentes en las fórmulas químicas de la reacción, teniendo en cuenta sus coeficientes estequiométricos:



¿Pero cuáles son los coeficientes estequiométricos? Es aquel número grande que acompaña cada fórmula química al lado izquierdo.

Así pues:

- Para el bicarbonato de sodio NaHCO_3 el coeficiente estequiométrico dado en la reacción es **2**.
- Mientras que para el carbonato de sodio Na_2CO_3 , el dióxido de carbono CO_2 y el agua H_2O el coeficiente estequiométrico es **1** (que no está escrito, pero se sobreentiende que allí hay un 1).

Entonces para verificar si la reacción está balanceada multiplicamos los coeficientes estequiométricos de cada sustancia por los subíndices de cada elemento, esto lo hacemos a cada lado de la reacción química:

En los reactivos:

- Para el sodio: $\text{Na} = 2 \times 1 = 2$
- Para el hidrógeno: $\text{H} = 2 \times 1 = 2$
- Para el carbono: $\text{C} = 2 \times 1 = 2$
- Para el oxígeno: $\text{O} = 2 \times 3 = 6$

En los productos

- Para el sodio: $\text{Na} = 1 \times 2 = 2$
- Para el hidrógeno: $\text{H} = 1 \times 2 = 2$
- Para el carbono: $\text{C} = (1 \times 1) + (1 \times 1) = 2$
- Para el oxígeno: $\text{O} = (1 \times 3) + (1 \times 2) + (1 \times 1) = 6$

Una vez verificado que tanto en reactivos como en productos están la misma cantidad de átomos de sodio, hidrógeno, carbono y oxígeno podemos continuar con el desarrollo del problema.

PASO 2: Calcular las moles de nuestra sustancia problema utilizando estequiometría. Una reacción química balanceada nos proporciona los factores estequiométricos que podemos utilizar como factores de conversión y poder calcular lo que queramos.

El problema nos está diciendo que 0.28 Kg de bicarbonato de sodio NaHCO_3 se descomponen y nos está preguntando cuánto gas CO_2 se produce. Así pues, nuestro siguiente paso es convertir la masa dada en unidades de moles de bicarbonato de sodio NaHCO_3 .

- **Conversión de Kg de NaHCO_3 a moles de NaHCO_3 :** primero debemos calcular la masa molecular (en g/mol) del NaHCO_3 con ayuda de la Tabla Periódica. Debemos buscar los pesos atómicos (g/mol) de cada elemento presente en la fórmula del bicarbonato de sodio NaHCO_3 y estos pesos serán multiplicados por cada subíndice que acompañe a cada elemento dentro de la fórmula. Los resultados de estas multiplicaciones se sumarán para obtener la masa molecular:

Masa molecular del NaHCO_3


$$\begin{array}{l} \text{Na} = (23 \text{ g/mol}) \times 1 = 23 \\ \text{H} = (1 \text{ g/mol}) \times 1 = 1 \\ \text{C} = (12 \text{ g/mol}) \times 1 = 12 \\ \text{O} = (16 \text{ g/mol}) \times 3 = 48 \end{array}$$

Sumatoria = **84 g/mol = peso molecular NaHCO_3**

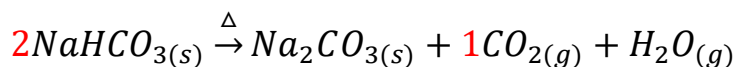
Para conocer las moles de sustancia, debemos entonces multiplicar la masa del problema (dada en Kg transformarla a g para poder cancelar unidades) por el peso molecular que obtuvimos:

$$0.28 \text{ Kg de } \text{NaHCO}_3 \times \frac{1 \text{ mol de } \text{NaHCO}_3}{84 \text{ g de } \text{NaHCO}_3} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ Kg}} = 3.33 \text{ mol de } \text{NaHCO}_3$$

PASO 3: Conversión de moles de NaHCO_3 a moles de CO_2 . Como ya tenemos nuestro dato problema en unidades estequiométricas de moles, procedemos a calcular las moles de gas CO_2 que nos están preguntando:

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA ACADÉMICO NIT. 891901024-6 ICFES 01275-024364-018283 Resolución No. 1664 sept. 3 de 2002 Cod. DANE 176147000236	PÁGINA [3 - 1]
	GUIAS DIDÁCTICAS PARA EL APRENDIZAJE	CÓDIGO: DICUI: 600.1.23.01
		VERSIÓN 1 Fecha de aprobación:

Para esto, debemos observar nuevamente nuestra reacción balanceada:



Y en ella fácilmente podemos deducir, de acuerdo a los coeficientes estequiométricos, la siguiente relación:

“Por cada **2 mol de NaHCO₃** se producen **1 mol de CO₂ gaseoso**” lo cual podemos escribir a modo de factor de conversión:

$$3.33 \text{ mol de NaHCO}_3 \times \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{2 \text{ mol de NaHCO}_3} = 1.66 \text{ mol de CO}_2$$

ÚLTIMO PASO: Obtención de litros de CO₂ mediante la Ley de Gases Ideales. Como ya tenemos las moles de CO₂ gaseoso calculadas estequiométricamente, y también teníamos los datos de **Temperatura** y **Presión**, podemos calcular el **Volumen** para este gas:

Temperatura= 120 °C + 273 K = 393 K

Presión= 1 atm

Moles de CO₂ = 1.66 mol CO₂

Utilizando la **Ley de Gases Ideales**, despejando V, y reemplazando en la ecuación cada una de las variables, tenemos:

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(1.66 \text{ mol CO}_2) \times (0.0821 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}) \times (393 \text{ K})}{1 \text{ atm}} = 53.56 \text{ L de CO}_2$$

VIDEO COMPLEMENTARIO: ESTEQUIOMETRÍA CON LEY DE GASES IDEALES (OPCIONAL)

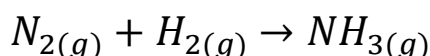
Si cuentas con una conexión de internet puedes consultar este video:

[Estequiometría de gases | Cómo determinar el volumen de un gas en una reacción química - DAR CLIC AQUI](#)

2. ACTIVIDAD DE APLICACIÓN Y EVALUACIÓN:

2.1 Usando la misma ecuación química del ejemplo, calcular esta vez **el Volumen de agua H₂O en estado gaseoso que se produce** si se descomponen **0.52 Kg** de bicarbonato de sodio **NaHCO₃** a una **Temperatura** de 120 °C y una **Presión** de 1 atm.

2.2 Cuando reaccionan el Nitrógeno gaseoso N₂ y el Hidrógeno gaseoso H₂ forman el compuesto llamado Amoniaco NH₃ en estado gaseoso. La reacción química **sin balancear** es:



Si reaccionaron completamente **80 gramos** de nitrógeno gaseoso N₂ a una **Temperatura** de 180°C, y una **Presión** de 2 atm, calcule el **Volumen** de **Amoniaco NH₃** producido en dicha reacción.

CONSEJO: Por favor siga el Paso a Paso descrito en el ejemplo de esta guía. No omita ni un sólo detalle. Lea despacio, es un poco largo el desarrollo, pero si usted es un(a) estudiante ordenado(a) en su procedimiento, tendrá éxito al resolverlo.