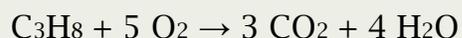


CÁLCULOS DE CANTIDADES DE SUSTANCIAS EN LAS REACCIONES QUÍMICAS

Para realizar cálculos en las reacciones químicas se emplea la ecuación química que la representa balanceada. Los números que se escriben antes de las fórmulas químicas como resultado del balanceo de la ecuación se denominan coeficientes estequiométricos y se utilizan como factores de conversión para calcular las cantidades tanto de reactivos como de productos que participan en una reacción determinada. Una ecuación completa y balanceada indica las cantidades relativas que participan en ella y es muy útil para llevar a cabo ciertos cálculos.

Considérese la siguiente ecuación química balanceada:



Esta ecuación se puede interpretar de la siguiente manera: 1 mol de propano reacciona con 5 mol de oxígeno para producir 3 mol de dióxido de carbono y 4 mol de agua.

Recordando que 1 mol de cualquier sustancia es igual a la masa molecular o masa fórmula de la sustancia expresada en gramos, la anterior ecuación también se puede interpretar así: 44 g de propano reaccionan con 160 g de oxígeno para producir 132 g de dióxido de carbono y 72 gramos de agua. (Observe que la masa total de reactivos es 204 g y este mismo valor es la masa total de productos: ley de la conservación de la masa).

Los coeficientes estequiométricos pueden ser empleados como factores de conversión bien sea entre reactivos, entre productos o entre reactivos y productos. Estas relaciones reciben el nombre de cocientes estequiométricos. Tres ejemplos de cocientes estequiométricos para la reacción considerada son:

5 mol O₂ / 1 mol C₃H₈: Sirve para calcular el número de moles de oxígeno que se requieren para reaccionar con un número determinado de moles de propano.

3 mol de CO₂ / 4 mol H₂O: Sirve para calcular el número de moles de dióxido de carbono que se produce cuando se conoce el número de moles de H₂O producido.

1 mol C₃H₈ / 3 mol CO₂: Sirve para calcular los moles de propano necesarios para producir un número determinado de moles de dióxido de carbono.

El método que se propone para realizar cálculos con ecuaciones químicas es el método molar, el cual se basa en los siguientes tres pasos:

1. Con las cantidades conocidas (en masa o en volumen) se calculan los moles de las sustancias. Si la información se tiene en volumen, se calcula la masa empleando la densidad.
2. Se calculan los moles de las sustancias desconocidas, utilizando los coeficientes estequiométricos como factores de conversión.
3. Se convierten los moles calculados en el paso anterior a unidades másicas.

EJERCICIOS

El hidróxido de litio es un sólido que se utiliza en los vehículos espaciales para eliminar el dióxido de carbono exhalado, pues reacciona con el dióxido de carbono formando carbonato de litio y agua. ¿Cuántos gramos de CO₂ se pueden absorber por cada gramo de LiOH? La ecuación química no balanceada es: $\text{LiOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Li}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. R/ 0,919 g de CO₂.

El propano, C₃H₈, es un combustible común. ¿Qué masa de O₂ se consume en la combustión de 1,00 g de propano? La ecuación química no balanceada es: $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. R/ 3,65 g.

Un método común de laboratorio para preparar cantidades pequeñas de O₂ comprende la descomposición del KClO₃: $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$. ¿Cuántos gramos de O₂ se pueden preparar a partir de 4,50 g de KClO₃? R/ 1,76 g.

REACTIVO LIMITANTE: No siempre los reactivos se suministran al reactor o recipiente donde sucede la reacción en cantidades estequiométricas, sino que uno de los reactivos se suministra en una cantidad menor. Este reactivo es el que se consume primero y limita la cantidad de productos obtenidos pues al consumirse la reacción termina. Dicho reactivo recibe el nombre de reactivo limitante y es con base en esa sustancia que deben hacerse los cálculos de los productos obtenidos. Los demás reactivos son los reactivos en exceso.

RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN: La cantidad de producto obtenido cuando todo el reactivo límite se agota durante la reacción, se denomina rendimiento teórico de la reacción. En ese caso, como el reactivo limitante se

consumió totalmente la reacción se cumplió en su totalidad; pero no siempre la reacción termina, por muchas razones, como por ejemplo, control inadecuado de las condiciones de operación, presencia de reacciones secundarias, tiempo de duración de la reacción que afecta la parte de costos de la planta, impurezas en los reactivos. Cuando la reacción no termina, se produce menos cantidad de lo que se debería producir y la cantidad producida se llama *rendimiento real* de la reacción. La relación entre el rendimiento real y el rendimiento teórico recibe el nombre de **factor de rendimiento (o factor de conversión)** y al multiplicar ese valor por 100 se convierte en el **porcentaje de rendimiento** de la reacción.

EJERCICIOS

El carburo cálcico, CaC_2 , reacciona con el agua para producir el gas inflamable acetileno, C_2H_2 , e hidróxido cálcico, $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Calcular la cantidad, en gramos, de acetileno que se forma cuando 80.00 g de CaC_2 reaccionan con 80.00 g de H_2O y la cantidad del reactivo en exceso que queda sin reaccionar. R/ 32,5 g de acetileno y 35,02 g de agua.

Cuando 107.0 g de dióxido de manganeso reaccionan con 42.5 g de aluminio, se forman 51.8 g de manganeso metal y una cantidad no determinada de óxido de aluminio. Determinar: (a) El rendimiento teórico de la reacción. (b) El rendimiento real. (c) El porcentaje de rendimiento de la reacción. R/ 64,8 g, 51,8 g y 79,9%.

Se llevó a cabo la siguiente reacción: $3 \text{ A} + 4 \text{ B} \rightarrow 2 \text{ C} + 3 \text{ D} + 3 \text{ E}$. Las masas moleculares son $\text{A} = 100$ uma, $\text{B} = 150$ uma y $\text{C} = 85$ uma. Se dejó reaccionar una muestra de 50 g de A con 75 g de B. (a) ¿Cuántos gramos de C pueden producirse? (b) Calcule la cantidad de moles del reactivo en exceso que queda al final de la reacción. R/ (a) 21,2 g de C (b) 0,125 mol.

BIBLIOGRAFIA

Londoño G., Rodrigo. PROBLEMAS DE ESTEQUIOMETRÍA. Universidad Tecnológica de Pereira.

Seese W., Daub W. QUÍMICA. Prentice Hall Hispanoamericana, S. A. México. Quinta edición, 1989.

Reboiras, M.D. QUÍMICA La ciencia básica. Internacional Thomson Editores Spain Paraninfo S.A. Primera edición. Madrid, 2008.