SERVICIO NACIONAL DE APRENDIZAJE SENA
INSTRUMENTO DE EVALUACIÓN

REGIONAL: DISTRITO CAPITAL CENTRO: GESTIÓN INDUSTRIAL

A. IDENTIFICACIÓN DEL INSTRUMENTO: EVIDENCIA 8 – BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS

Programa de Formación: Técnico en Monitoreo Ambiental Código: 222301

No. Ficha: _____

- Competencia:
  220201501 – QUIMICA. Aplicación de conocimientos de las ciencias naturales de acuerdo con situaciones del contexto productivo y social.

- Resultado(s) de Aprendizaje:
  Q2 Correlacionar los fenómenos, principios y leyes de la química con la realidad productiva y social.

Nombre del Aprendiz: _____ Doc. Identidad: _____

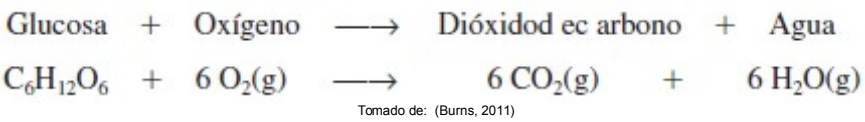
Nombre del Instructor: Wilder Meza Villadiego

Reacciones y ecuaciones químicas

Se producen **reacciones químicas** cuando las sustancias sufren cambios fundamentales de identidad; se consume una o más sustancias al mismo tiempo que se forma una o más sustancias. La combustión de la gasolina y de la glucosa son ejemplos de este fenómeno. A las sustancias presentes al inicio de la reacción, es decir, los materiales de partida se les llama **reactivos**. Las sustancias que la reacción produce se conocen como **productos**. (Burns, 2011)

Las ecuaciones químicas sirven para presentar, de forma simbólica lo que ocurre durante la reacción. La reacción de la glucosa (un azúcar) con oxígeno durante el metabolismo para producir dióxido de carbono y agua se puede escribir como una ecuación química con palabras o con símbolos (formulas químicas). (Burns, 2011)

Figura 1. Ejemplo de reacción química de la Glucólisis.



Tomado de: (Burns, 2011)

¡En este taller estudiaremos cómo escribir y balancear las ecuaciones químicas!

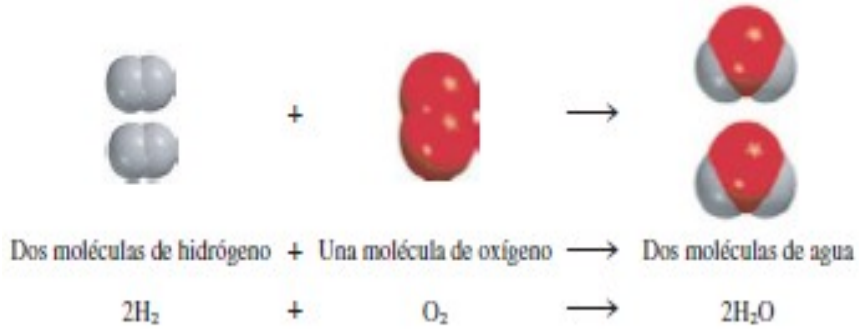
Escritura de las ecuaciones químicas

Considere lo que sucede cuando el hidrógeno gaseoso (H_2) se quema en presencia de aire (que contiene oxígeno, O_2) para formar agua (H_2O). Esta reacción se representa mediante la ecuación química:

$$H_2 + O_2 \longrightarrow H_2O$$

Donde el signo “más” significa “reacciona con” y la flecha significa “produce”. Así, esta expresión simbólica se lee: “El hidrógeno molecular reacciona con el oxígeno molecular para producir agua”. Se supone que la reacción sigue la dirección de izquierda a derecha como lo indica la flecha.
Sin embargo, esta ecuación no está completa, ya que del lado izquierdo de la flecha hay el doble de átomos de oxígeno (dos) que los que hay del lado derecho (uno).
Para estar de acuerdo con la ley de la conservación de la materia debe haber el mismo número de cada tipo de átomos en ambos lados de la flecha, es decir, debe haber tantos átomos al finalizar la reacción como los que había antes de que se iniciara. Podemos balancear la ecuación colocando el coeficiente adecuado (figura 2) antes del H_2 y del H_2O:

Figura 2. Reacción química balanceada para producir agua.



Tomado de: (Chang & Goldsby, 2013)

Esta e*cuación quimica balanceada* muestra que “dos moléculas de hidrógeno se combinan o reaccionan con una molécula de oxígeno para formar dos moléculas de agua” (figura 2). Debido a que la relación del número de moléculas es igual a la relación del número de moles, la ecuación también puede leerse como “2 moles de moléculas de hidrógeno reaccionan con 1 mol de moléculas de oxígeno para producir 2 moles de moléculas de agua”. Se conoce la masa de un mol de cada sustancia, por lo que la ecuación se puede interpretar como “4.04 g de H_2 reaccionan con 32.00 g de O_2 para formar 36.04 g de H_2O”. Estas tres maneras de leer la ecuación se resumen en la tabla 1.

Tabla 1. Interpretación de una ecuación química

$2H_2$	$+ O_2$	$\longrightarrow$	$2H_2O$
Dos moléculas	+ una molécula	$\longrightarrow$	dos moléculas
2 moles	+ 1 mol	$\longrightarrow$	2 moles
$2(2.02\ g) = 4.04\ g + 32.00\ g$		$\longrightarrow$	$2(18.02\ g) = 36.04\ g$
36.04 g de reactivos			36.04 g de producto

Tomado y adaptado de: (Chang & Goldsby, 2013)

Profundiza tus habilidades sobre reactivos, productos y excedentes en: Territorium documentos de la competencia/ev_8 o aquí: https://phet.colorado.edu/sims/html/reactants-products-and-leftovers/latest/reactants-products-and-leftovers_es.html

Balanceo de ecuaciones químicas

Suponga que deseamos escribir una ecuación para explicar una reacción química que acabamos de realizar en el laboratorio. ¿Cómo se procede? Puesto que conocemos los reactivos, podemos escribir sus fórmulas químicas. Es más difícil establecer la identidad de los productos. Con frecuencia es posible predecir el o los productos de reacciones sencillas. En reacciones más complicadas en las que hay tres o más productos, los químicos necesitarán otras pruebas para establecer la presencia de compuestos específicos.
Una vez que hemos identificado los reactivos y productos y que se han escrito sus fórmulas correctas, los situamos según la secuencia convencional: los reactivos a la izquierda, separados por una fl echa de los productos, que se colocan del lado derecho. Es muy probable que la ecuación que se ha escrito en este momento esté *sin balancear*, es decir, que el número de cada tipo de átomos sea diferente en ambos lados de la flecha.
En general, el balanceo de una ecuación química lo lleva a cabo mediante los siguientes pasos:

1. Se identifican todos los reactivos y productos, y se escriben sus fórmulas correctas del lado izquierdo y derecho de la ecuación, respectivamente.

2. El balanceo de la ecuación se inicia probando diferentes coeficientes para igualar el número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación. Podemos cambiar los coeficientes (los números que preceden a las fórmulas), pero no los subíndices (los números que forman parte de las fórmulas). Si cambiamos los subíndices, cambiamos la identidad de la sustancia. Por ejemplo, $2NO_2$ significa “dos moléculas de dióxido de nitrógeno”, pero si se duplican los subíndices se tendrá N_2O_4, fórmula del tetróxido de dinitrógeno, es decir, un compuesto totalmente distinto.

3. Primero se buscan los elementos que aparecen una sola vez en cada lado de la ecuación y con igual número de átomos: las fórmulas que contengan estos elementos deben tener el mismo coeficiente. Por lo tanto, no es necesario ajustar los coeficientes de dichos elementos en este momento. A continuación, se buscan los elementos que aparecen sólo una vez en cada lado de la ecuación, pero con diferente número de átomos.
Se balancean estos elementos. Por último, se balancean los elementos que aparecen en dos o más fórmulas del mismo lado de la ecuación.

4. Se verifica la ecuación balanceada para asegurarse de que hay el mismo número total de cada tipo de átomos en ambos lados de la ecuación.

EJEMPLO 1.

En el laboratorio se pueden preparar pequeñas cantidades de oxígeno gaseoso mediante el calentamiento de clorato de potasio ($KClO_3$) . Los productos son oxígeno gaseoso (O_2) y cloruro de potasio (KCl).

SOLUCIÓN

A partir de esta información, escribimos:

$$KClO_3 \longrightarrow KCl + O_2$$

Los tres elementos (K, Cl y O) aparecen sólo una vez en cada lado de la ecuación, pero únicamente el K y el Cl tienen igual número de átomos en ambos lados de la ecuación. Así, $KClO_3$ y KCl deben tener el mismo coeficiente. El siguiente paso consiste en lograr que el número de átomos de O sea igual en ambos lados de la ecuación. Debido a que hay tres átomos de O del lado izquierdo y dos del lado derecho de la ecuación, estos átomos se igualan colocando un 2 a la izquierda del $KClO_3$ y un 3 a la izquierda del O_2.

$$2KClO_3 \longrightarrow KCl + 3O_2$$

Por último, igualamos los átomos de K y Cl colocando un 2 a la izquierda del KCl:

$$2KClO_3 \longrightarrow 2KCl + 3O_2 \qquad (1)$$

Como verificación final, podemos hacer una hoja de balance para reactivos y productos en donde los números entre paréntesis indican el número de átomos de cada elemento:

Reactivos	Productos
K (2)	K (2)
Cl (2)	Cl (2)
O (6)	O (6)

Observe que el balanceo de esta ecuación también se puede efectuar con coeficientes que sean múltiplos de 2 (para $KClO_3$), 2 (para KCl) y 3 (para O_2); por ejemplo,

$$4KClO_3 \longrightarrow 4KCl + 6O_2$$

Sin embargo, para balancear una ecuación se utiliza el conjunto de coeficientes de números enteros más simple posible. La ecuación **(1)** satisface este criterio.

EJEMPLO 2.

Considere la combustión (es decir, el quemado) del etano (C_2H_6) , componente del gas natural, con el oxígeno del aire, lo que produce dióxido de carbono (CO_2) y agua.

SOLUCIÓN

La ecuación sin balancear es: $C_2H_6 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

Se observa que para ninguno de los elementos (C, H y O) se tiene igual número de átomos en ambos lados de la ecuación. Además, el C y el H aparecen una sola vez en cada lado de la ecuación; el O aparece en dos compuestos del lado derecho (CO_2 y H_2O). Para igualar los átomos de C se coloca un 2 a la izquierda del CO_2:

$$C_2H_6 + O_2 \longrightarrow 2CO_2 + H_2O$$

Para igualar los átomos de H, se coloca un 3 a la izquierda del H_2O:

$$C_2H_6 + O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 3H_2O$$

En este punto se han balanceado los átomos de C y de H, pero no los átomos de O porque hay siete átomos de este elemento a la derecha de la ecuación y únicamente dos del lado izquierdo. Esta desigualdad de átomos de O se puede eliminar al escribir 7/2 antes del O_2, del lado izquierdo:

$$C_2H_6 + \tfrac{7}{2}O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 3H_2O$$

La “lógica” de utilizar 7/2 como coeficiente es que había siete átomos de oxígeno en el lado derecho de la ecuación, pero únicamente un par de átomos de oxígeno (O2) del lado izquierdo. Para igualarlos debemos preguntarnos cuántos pares de átomos de oxígeno se necesitan para igualar los siete átomos de oxígeno. De la misma manera que 3.5 pares de zapatos son igual a siete zapatos, 7/2 de moléculas de O_2 será igual a siete átomos de O.

Tal y como lo muestra la tabla siguiente, la ecuación se encuentra ahora balanceada:

Reactivos	Productos
C (2)	C (2)
H (6)	H (6)
O (7)	O (7)

Sin embargo, en general preferimos expresar los coeficientes con números enteros en lugar de fraccionarios. Por lo tanto, multiplicamos toda la ecuación por 2 para convertir 7/2 en 7:

$$2C_2H_6 + 7O_2 \longrightarrow 4CO_2 + 6H_2O$$

El conteo final es

Reactivos	Productos
C (4)	C (4)
H (12)	H (12)
O (14)	O (14)

Observe que los coeficientes utilizados para hacer el balanceo de la última ecuación constituyen el conjunto de números enteros más pequeño posible.

EJERCICIOS:

1. Haga el balanceo de las siguientes ecuaciones:

   a. $C + O_2 \longrightarrow CO$
   b. $H_2 + Br_2 \longrightarrow HBr$
   c. $H_2O_2 \longrightarrow H_2O + O_2$
   d. $NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O$
   e. $KNO_3 \longrightarrow KNO_2 + O_2$
   f. $CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$
   g. $Cu + HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$
   h. $NH_3 + CuO \longrightarrow Cu + N_2 + H_2O$

2. ¿Por qué se debe hacer el balanceo de una ecuación química? ¿Qué ley se obedece con este procedimiento?
3. Utilice la formación de agua a partir de hidrógeno y oxígeno para explicar los siguientes términos: reacción química, reactivo, producto.

B. RESULTADOS: Aprobado ☐ No Aprobado ☐

Referencias

Burns, R. A. (2011). *Fundamentos de Química* (Quinta edición ed.). Ciudad de México: Pearson Educación.

Chang, R., & Goldsby, K. A. (2013). *Química* (Undécima ed.). México, D. F.: The McGraw-Hill.

Control de cambios: Diseñada por Wilder Meza Villadiego, julio de 2020.