

Ejemplificar la Ley de la Conservación de la Materia en ecuaciones sencillas que representen procesos que ocurren en la vida cotidiana

Elaborado por: Valeria Barquero Umaña

El científico francés, Antoine Lavoisier, descubrió la ley de la conservación de la materia. En ella se establece que: *Los átomos no se crean ni se destruyen durante cualquier reacción química*. Los cambios que se dan durante una reacción simplemente alteran el arreglo de los átomos. De modo que, la misma cantidad de átomos está presente tanto antes, como después de que sucede la reacción ¹. En resumen:

Masa de los reactivos = Masa de los productos

Los números que están delante en las fórmulas químicas son los coeficientes. Estos indican el número de moléculas de cada compuesto o elemento involucrado en la reacción. Debido a que los átomos no se crean ni se destruyen, toda ecuación química debe tener el mismo número de átomos de cada elemento en cada lado de la flecha. Cuando se cumple este requisito, se dice que la ecuación está balanceada ¹.

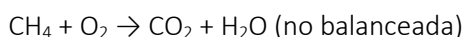
Para balancear ecuaciones es necesario conocer las fórmulas de los reactivos y de los productos de la reacción y escribir la ecuación como se explicó anteriormente (reactivos → productos). Luego, se balancea la ecuación con los coeficientes que logren hacer que la cantidad de átomos de cada elemento sean iguales a cada lado de la ecuación. En todos los casos, una ecuación balanceada deberá tener los coeficientes con los números enteros más pequeños posible ¹.

Un detalle importante por considerar es que los subíndices en las fórmulas de reactivos y productos no se deben cambiar cuando se balancee una ecuación, ya que esto modificaría la identidad de la sustancia. Siempre que haya un coeficiente delante de un átomo que tiene un subíndice, estos números se multiplican para saber la cantidad real de átomos del elemento en esa molécula ¹.

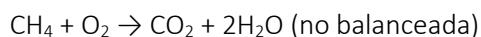
Algunos ejemplos de reacciones químicas que ocurren en procesos de la vida cotidiana para ejemplificar la ley de la conservación de la materia se describen a continuación:

Uso de gas natural para cocinar

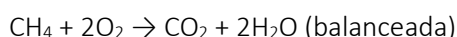
El metano (CH₄) es el principal componente del gas natural. Este puede ser usado para cocinar, con fines energéticos e incluso puede sustituir el uso de gasolina o diesel en algunos tipos de motores ^{2,3}. El metano arde en presencia de aire para producir dióxido de carbono gaseoso (CO₂) y vapor de agua (H₂O). Ambos productos generados de la reacción contienen oxígeno que proviene del O₂ del aire. La ecuación de la reacción con las fórmulas de las sustancias que participan en ella es la siguiente ¹:



La cantidad de átomos presentes al inicio de la reacción deben de estar también al final. En la ecuación anterior, del lado de los reactivos se tiene solo un átomo de carbono (C) y 4 átomos de hidrógeno (H). Del lado de los productos, se tiene que en la molécula de CO_2 producida también contiene solo un átomo de C, por lo que los coeficientes para estas sustancias deben ser el mismo, por lo tanto, se escoge el coeficiente de uno para cada uno de ellos (el coeficiente uno no se escribe en las ecuaciones). Si se observa el hidrógeno (H), del lado de los reactivos hay 4 átomos, mientras que en los productos hay 2 átomos de H, por lo que, para balancear su cantidad, del lado de los productos se agrega el coeficiente 2 delante de la molécula de H_2O . La ecuación para este momento se observa así:

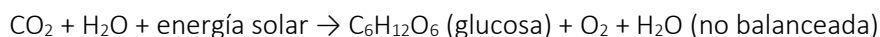


En esta fase, en los productos se encuentran 4 átomos de oxígeno (2 del CO_2 y 2 del 2 H_2O), mientras que en los reactivos solo hay 2. Si se coloca un coeficiente de 2 delante del O_2 presente en los reactivos, se logra balancear completamente la ecuación, haciendo que el número de átomos de O sea igual en ambos lados. Esta se vería de la siguiente manera:

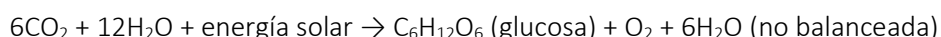


Fotosíntesis

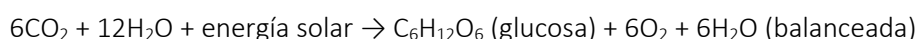
Las plantas, las algas y algunas bacterias utilizan un proceso conocido como fotosíntesis para convertir la energía del sol en energía química aprovechable. Este proceso se da a partir de la energía solar y compuestos inorgánicos como el CO_2 y el H_2O , produciendo finalmente azúcares como la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), el O_2 indispensable para la vida en la tierra y H_2O . Productos necesarios para que, tanto las plantas, así como otros seres vivos logren sobrevivir⁴. La ecuación química de la reacción de fotosíntesis con solo las fórmulas de los componentes se observa a continuación:



Para cumplir con la ley de conservación de materia. Se observa que del lado de los productos hay 6 átomos de carbono, mientras que en lado de los reactivos solo uno. Para balancearlos, se escoge el coeficiente 6 delante del CO_2 . De ambos lados de la ecuación hay una molécula de H_2O con 2 átomos de H, sin embargo, del lado de los productos la glucosa tiene 12 átomos de H más, por lo tanto, si se utiliza el número 12 como coeficiente delante del H_2O de los reactivos y el coeficiente 6 delante del H_2O de los productos, de cada lado se tendrían 24 átomos de H.

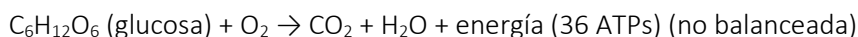


De esta forma, se tendrían 24 átomos de O del lado de los reactivos y 12 átomos de O del lado de los productos. Si se utiliza el coeficiente 6 delante del O_2 de los productos, quedarían ambos lados con 24 átomos de O, balanceándose completamente la reacción:

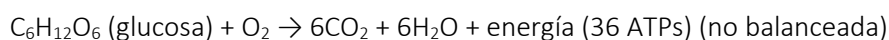


Respiración celular

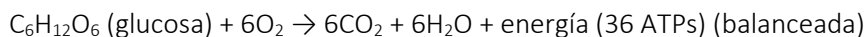
Un proceso complementario al de la fotosíntesis, es la respiración celular. Son procesos complementarios, porque los productos de uno sirven para iniciar el proceso del otro ⁴. La respiración celular es el proceso que utilizan las células para obtener energía en forma de ATP a partir de la glucosa. Este proceso es importante, porque con la energía generada se las células pueden llevar a cabo sus funciones. Cuando una molécula de glucosa se descompone durante la respiración celular aeróbica (en presencia de oxígeno), se produce CO₂, H₂O y energía ⁵. La ecuación química de la reacción de respiración celular aeróbica con solo las fórmulas de los componentes se observa a continuación:



Para lograr balancear la ecuación se observa que del lado de los reactivos se tienen 6 átomos de C, mientras que del lado de los productos solo uno. Se escoge el número 6 como coeficiente de la molécula de CO₂. Del lado de los reactivos se cuenta con 12 átomos de H, mientras que del lado de los productos se cuenta con 2 átomos de H, de ahí que se escoge el número 6 como coeficiente de la molécula de H₂O.



En esta etapa, se tienen del lado de los reactivos 8 moléculas totales de O, mientras que de los productos se tienen 18 moléculas de O. Si se agrega un 6 de coeficiente para la molécula de O₂ en los reactivos, ambos lados de la ecuación la reacción quedaría completamente balanceada:



Bibliografía

1. Brown, T.; LeMay, H.; Bursten, B.; Murphy, C. Química, la Ciencia Central, 11 ed. Pearson Educación: México, 2009.
2. Elizondo, Dagoberto. El biodigestor. Ministerio de Agricultura y Ganadería: Costa Rica, 2005.
3. García, R. Combustión y Combustibles. Tesis de Maestría, 2001.
4. Granillo, P.; Valdivia, B.; Villarreal, M. Biología General, los sistemas vivos, 1 ed. Editorial Patria: México, 2014.
5. De Abate, J. Biología Aplicada, 1 ed. EUNED: Costa Rica, 1999.