

Unidad 6. Interacciones de la materia		Fase 3, semana 3
Contenidos	<ul style="list-style-type: none"> • Reacciones químicas • Balanceo de reacciones químicas 	
Evaluación sugerida	Tarea 1	

Orientación sobre el uso de la guía

Esta guía contiene actividades para que continúes con tus aprendizajes desde casa. Incluye recursos de lecturas, figuras y ejercicios que te permitirán fortalecer tus habilidades científicas, así como las tareas que debes elaborar cada semana. Tu docente revisará las tareas en tu cuaderno, o en el formato que se solicite, cuando te presentes al centro educativo.

A. ¿Qué debes saber?



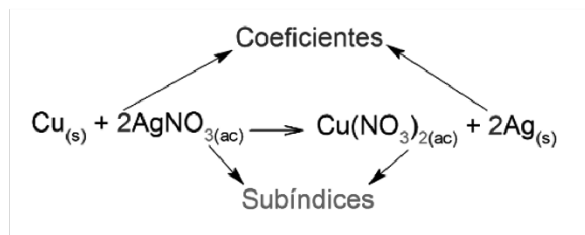
1. Introducción

En la ecuación química de $\text{Cu}_{(s)} + \text{AgNO}_{3(ac)} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_{2(ac)} + \text{Ag}_{(s)}$ se revela la reacción de sustitución, pero no se especifica las cantidades exactas involucradas en la reacción. Para ello es necesario balancear la ecuación, lo que significa que debe existir la misma cantidad de átomos en los reactivos como en los productos.

Existen distintos métodos para balancear una ecuación química y se debe tener en cuenta la *ley de la conservación de la materia*: "En un sistema aislado, durante toda reacción química ordinaria, la masa total en el sistema permanece constante; es decir, la masa consumida de los reactivos es igual a la masa de los productos obtenidos".

Balanceo químico: es la operación que permite representar en una ecuación en número exacto de átomos, moléculas o moles que participan en una reacción, ya sea como reactivos o productos. Es muy importante identificar los dos tipos de números que existen en una ecuación química: grandes, llamados coeficientes y enteros; y pequeños, llamados subíndices.

El coeficiente es el número que va situado por delante de todos los símbolos de la fórmula e indica la cantidad de moléculas de la sustancia. Cuando no aparece un coeficiente en la fórmula, se asume que es uno (1), el cual no se escribe, lo que también se aplica para el subíndice. Cuando el coeficiente se multiplica por el subíndice resulta el total de átomos del elemento químico que lo lleva en la fórmula, esto significa que el coeficiente afecta a todos los subíndices de una fórmula.



2. Método por tanteo

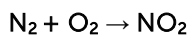
Tanteo o simple inspección es un método de balanceo que consiste en igualar el número de átomos de cada uno de los reactivos y de los productos mediante tentativa o error.

El método funciona para reacciones sencillas. Se recomienda balancear primero los átomos diferentes a oxígeno e hidrógeno. Las fórmulas de las sustancias no se deben separar ni alterar en sus subíndices.

y los coeficientes se multiplican por los respectivos subíndices. Será más fácil si lo aprendemos paso a paso con el siguiente ejemplo.

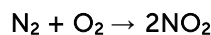
Pasos a seguir:

Paso 1: ¿está balanceada la ecuación? Para saberlo, cuenta los átomos de cada elemento a ambos lados de la ecuación.

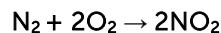


Reactantes	Productos
N = 2	N = 1
O = 2	O = 2

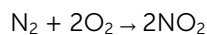
Paso 2: como no está balanceada, se debe ajustar. Prueba distintos números como coeficientes estequiométricos. Para ajustar el nitrógeno, coloca un 2 antes del NO_2 , así quedarán 2 N a ambos lados de la ecuación.



Paso 3: ahora, ajusta el oxígeno. Como hay 2 O en los reactantes y 4 en los productos, coloca un 2 antes del O_2 y quedará balanceada.



Paso 4: comprueba si la ecuación está balanceada:



Reactantes	Productos
N = 2	N = 2
O = $2 \times 2 = 4$	O = $2 \times 2 = 4$

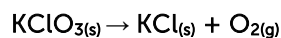
Ahora que se cumple la igualdad de átomos de cada elemento participante de la reacción a cada lado de la ecuación, podemos decir que la ecuación está balanceada.

El dominio del método de tanteo o simple inspección se adquiere con la práctica y es importante tomar en cuenta lo siguiente:

- Si el coeficiente es 1, no se escribe.
- Algunos elementos no existen de forma monoatómica y, por tanto, forman moléculas elementales biatómicas como H_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , N_2 .
- Debe procurarse que los coeficientes estequiométricos de la ecuación balanceada sean números enteros positivos del menor valor posible.
- Para reducir los coeficientes fraccionarios, se multiplica el denominador de tales coeficientes por numeradores de los otros coeficientes, incluyendo enteros y fraccionarios, y luego se simplifica.

Ejemplo

Antes de balancear la ecuación:



Reactantes	Productos
K = 1	K = 1
Cl = 1	Cl = 1
O = 3	O = 2

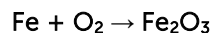
Después de ser balanceada la ecuación:



Reactantes	Productos
K = 2	K = 2
Cl = 2	Cl = 2
O = 2x3 = 6	O = 3x2 = 6

3. Método algebraico

Es un método matemático que consiste en asignar incógnitas a cada una de las especies de una ecuación química. Se establecen ecuaciones en función de los átomos y, al despejar dichas incógnitas, se determinan los coeficientes buscados. Nuevamente, será más fácil con ejemplos. Veamos el primero:



Paso 1: asigna una incógnita (puedes empezar con *a*) sobre las especies de las ecuaciones.

$$\begin{aligned}\text{Fe} &= a \\ \text{O}_2 &= b \\ \text{Fe}_2\text{O}_3 &= c\end{aligned}$$

Paso 2: multiplica la cantidad de átomos de cada elemento por la incógnita asignada, y establece las ecuaciones.

$$\begin{aligned}\text{Para Fe: } a &= 2c && \text{Ecuación 1} \\ \text{Para O: } 2b &= 3c && \text{Ecuación 2}\end{aligned}$$

Paso 3: asigna un valor al literal que aparece en la mayoría de las ecuaciones.

$$c = 1$$

Paso 4: sustituye ese valor en las otras ecuaciones, empezando por la más sencilla. Con este proceso se determinarán los valores de los otros literales.

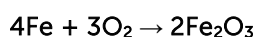
$$\begin{aligned}\text{Ecuación 1: } a &= 2(1); && a = 2 \\ \text{Ecuación 2: } 2b &= 3(1); && b = 3/2\end{aligned}$$

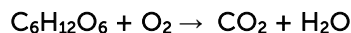
$$a = 2; \quad b = 3/2 \text{ y} \quad c = 1$$

Paso 5: si algunos de los valores de los literales son números fraccionarios, se multiplican todos por un número entero, ya que los coeficientes son números enteros positivos.

$$a = 2 \times 2 = 4; \quad b = 3/2 \times 2 = 3; \quad c = 1 \times 2 = 2$$

Paso 6: coloca los valores obtenidos en la ecuación química.



Ejemplo 2

Paso 1: asigna una incógnita sobre las especies de las ecuaciones.

$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = a$$

$$\text{O}_2 = b$$

$$\text{CO}_2 = c$$

$$\text{H}_2\text{O} = d$$

Paso 2: multiplica la cantidad de átomos de cada elemento por la incógnita asignada para establecer las ecuaciones.

Para C: $6a = c$ Ecuación 1

Para H: $12a = 2d$ Ecuación 2

Para O: $6a + 2b = 2c + d$ Ecuación 3

Paso 3: asigna un valor al literal que aparece en la mayoría de las ecuaciones.

$$a = 1$$

Paso 4: sustituye ese valor en las otras ecuaciones, empezando por la más sencilla. Con este proceso se determinarán los valores de los otros literales.

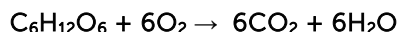
Ecuación 1 $6(1) = c;$ $c = 6$

Ecuación 2 $12(1) = 2d;$ $12/2 = d;$ $d = 6$

Ecuación 3 $6(1) + 2b = 2c + d;$ $6 + 2b = 2(6) + 6;$ $2b = 12 + 6 - 6;$ $b = 12/2;$ $b = 6$

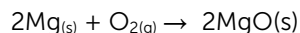
$$a = 1; b = 6; c = 6; d = 6$$

Paso 5: coloca los valores obtenidos en la ecuación química, recuerda que el coeficiente 1 no se coloca.

**4. Reacciones de oxidación-reducción o reacciones redox**

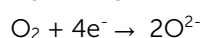
Se consideran como reacciones de transferencia de electrones. Las reacciones de oxidación-reducción forman una parte importante del mundo que nos rodea, comprenden desde la combustión de combustibles fósiles hasta la acción de los blanqueadores domésticos. Asimismo, la mayoría de los elementos metálicos y no metálicos se obtienen a partir de sus minerales por procesos de oxidación o de reducción.

Muchas reacciones redox importantes se llevan a cabo en agua, pero esto no implica que todas las reacciones redox sucedan en medio acuoso. Considera la formación del óxido de magnesio (MgO) a partir del magnesio y el oxígeno.

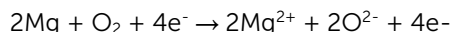


El óxido de magnesio (MgO) es un compuesto iónico formado por iones Mg^{2+} y O^{2-} . En esta reacción, 2 átomos de Mg ceden o transfieren 4 electrones a 2 átomos de O (en el O_2).

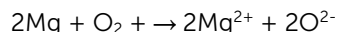
Por conveniencia, este proceso se visualiza en dos etapas, una implica la pérdida de 4 electrones de parte de los 2 átomos de Mg, y la otra, la ganancia de los 4 electrones por una molécula de O_2 :



Cada una de estas etapas se denomina semirreacción, y explícitamente muestra los electrones transferidos en la reacción redox. La suma de las semirreacciones produce la reacción global:



O si se cancelan los electrones que aparecen en ambos lados de la ecuación:



Por último, los iones Mg^{2+} y O^{2-} se combinan para formar MgO :



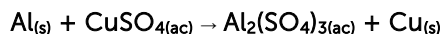
El término **reacción de oxidación** se refiere a la semirreacción que implica la pérdida de electrones. Una **reacción de reducción** es una semirreacción que implica una ganancia de electrones.

5. Método de óxido-reducción (redox)

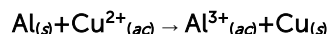
Este método se basa en la formulación matemática de las semirreacciones químicas, las cuales describen los cambios en el estado de oxidación que experimenta cada componente en la reacción química. Este método es aplicable en las reacciones oxidación-reducción.

Las reacciones redox se pueden dividir en las *semirreacciones* de reducción y oxidación. Las semirreacciones ayudan a la visualización de la transferencia de electrones y facilitan el balanceo.

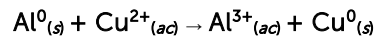
Ejemplo 1



Observa que la especie SO_4^{2+} está en ambos lados de la ecuación y no sufre ningún cambio, por lo que la ecuación se puede simplificar a:



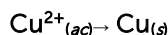
Paso 1: escribe los estados de oxidación de cada elemento de los reactantes y de los productos.



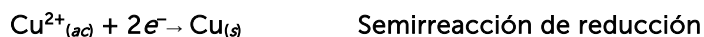
Los átomos parecen estar balanceados: se tiene 1 átomo de Al y 1 átomo de Cu a cada lado de la flecha. Sin embargo, si se suman las cargas del lado de los reactivos se obtiene una carga de 2+, que no es igual a la carga de 3+ del lado de los productos. Se debe asegurar que tanto los átomos como las cargas estén balanceadas.

Paso 2: escribe las semirreacciones para los elementos que han cambiado.

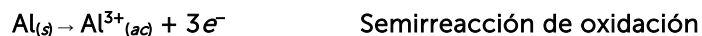
La semirreacción de reducción muestra los reactivos y los productos que participan en la reducción. Dado que Cu^{2+} está siendo reducido a $\text{Cu}_{(s)}$, se puede comenzar escribiendo lo siguiente:



Sin embargo, esta no es la semirreacción correcta, puesto que las cargas no están balanceadas. Hay una carga neta de 2+ del lado de los reactivos y 0 del lado de los productos. Para balancear las cargas se incluyen los electrones que están siendo transferidos:



La semirreacción de oxidación muestra los reactivos y productos que participan en la oxidación. Esta reacción incluye la oxidación de $\text{Al}_{(s)}$ a Al^{3+} y se incluye en los productos tres electrones para balancear las cargas, obteniendo la siguiente semirreacción:

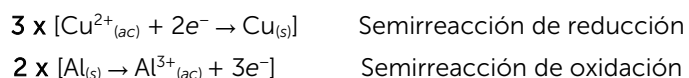


La semirreacción de oxidación nos dice que cada átomo de $\text{Al}_{(s)}$ está perdiendo $3e^{-}$ para formar Al^{3+} .

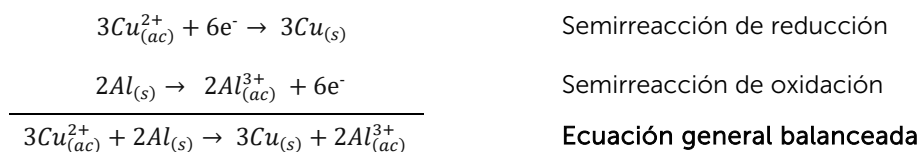
Paso 3: balancear la pérdida y ganancia de electrones.

Los electrones se deben cancelar en la ecuación general, es decir que cada electrón liberado en la semirreacción de oxidación se debe utilizar en la semirreacción de reducción. Eso significa que el número de electrones que se transfiere en cada semirreacción debe ser igual.

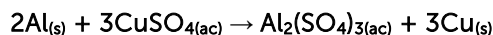
Se puede multiplicar la semirreacción de reducción por 3 y multiplicar la semirreacción de oxidación por 2 para que ambas reacciones resulten en la transferencia de 6 electrones:



Paso 4: sumar las semirreacciones



Finalmente, se balancea la ecuación general:



B. Ponte a prueba



1. Balancea la siguiente reacción redox:
 $\text{HgCl}_2 + \text{Sb} \rightarrow \text{SbCl}_3 + \text{Hg}$
2. ¿Cuántos moles de agua se forman en la reacción de ácido nítrico con ácido sulfhídrico?
 $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
3. ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno son necesarios para la reacción de combustión del propano?
 $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

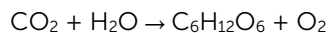
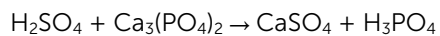
Nota: para las preguntas 2 y 3 es necesario balancear la ecuación química.

C. Tareas de la semana

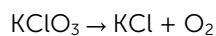
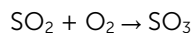


Balancea las siguientes ecuaciones químicas por el método que se te indica.

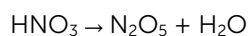
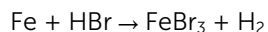
1. Método por tanteo (30%)



2. Método algebraico (30%)



3. Método de óxido-reducción, redox (40%)



Deja evidencia del procedimiento en cada una de las ecuaciones.

D. ¿Saber más?



Para saber más sobre este tema, puedes consultar:

- Química 1. Enfoque constructivista: <https://bit.ly/36S2pEZ>.

E. Respuestas de la prueba



Pregunta 1: $3\text{HgCl}_2 + 2\text{Sb} \rightarrow 2\text{SbCl}_3 + 3\text{Hg}$

Pregunta 2: 4 moles

Pregunta 3: 10 moles de átomos de oxígeno