

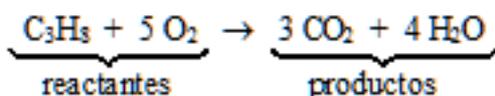
REACCIONES QUÍMICAS

¿QUÉ ES UNA REACCIÓN QUÍMICA?

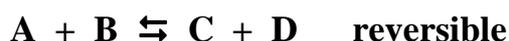
Son cambios que se producen en las sustancias debido a efectos termodinámicos como la presión y la temperatura, produciendo nuevas sustancias de propiedades diferentes como consecuencia de la ruptura y formación de enlaces químicos.

ECUACIÓN QUÍMICA

Una ecuación química es la representación simbólica de lo que ocurre en una reacción química. Las sustancias que aparecen a la izquierda de la ecuación química se denominan reactantes y las sustancias que aparecen a la derecha de la ecuación se denominan productos.

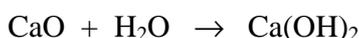
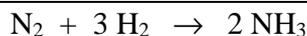


En una ecuación química ambos miembros están separados por una flecha directa o una doble flecha, dependiendo si la reacción es irreversible o reversible.

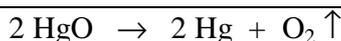
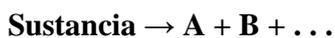


TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

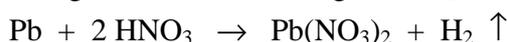
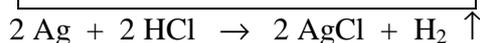
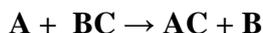
- **Reacción de Combinación o Composición**



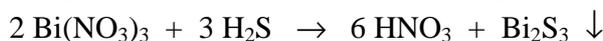
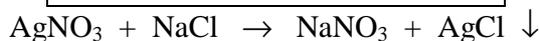
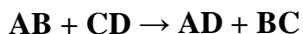
- **Reacción de Descomposición**



- **Reacción de Desplazamiento o Sustitución**



- **Reacción de Doble Desplazamiento o Metatesis**

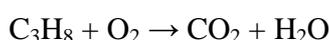
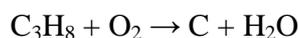
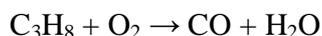


- **Reacción de Combustión**

Son reacciones en las que un combustible (generalmente una sustancia orgánica), reacciona con el comburente el cual es el oxígeno, para generar luz, calor y productos como CO₂, CO, H₂O o carbono elemental (hollín).

Si la reacción de combustión es completa se produce en un ambiente rico en oxígeno, genera llama azul y no produce residuo carbonoso. El producto principal de una combustión completa es el dióxido de carbono (CO₂)

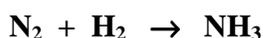
Si la reacción de combustión es incompleta se produce en un ambiente deficiente en oxígeno, genera llama amarilla y produce residuo carbonoso al que se le llama hollín. La combustión incompleta produce una mezcla de monóxido de carbono (CO) y hollín (C).

Combustión completa**Combustión incompleta****MÉTODOS DE BALANCE DE ECUACIONES**

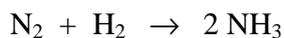
El balance o “igualación” de una ecuación química es un procedimiento usado para realizar cálculos másicos en química y consiste en igualar la cantidad de átomos en ambos lados de una ecuación química a lo que comúnmente se le denomina “balance de masa”. Adicionalmente, en reacciones iónicas se realiza un “balance de carga” que consiste en igualar las cargas en ambos lados e la ecuación así como el número de electrones transferidos.

MÉTODO DE TANTEO

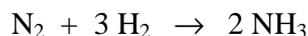
Llamado también balance por simple inspección, se emplea para resolver ecuaciones químicas sencillas en las cuales el balance se puede realizar a simple vista. Por ejemplo, para balancear la siguiente ecuación:



Se iguala el “N” escribiendo el coeficiente 2 al lado del amoniaco (NH₃).



Esto origina la variación en la cantidad de átomos de hidrógeno. Se logra igualar a este elemento escribiendo el coeficiente 3 al lado de la molécula de hidrógeno (H₂), al lado izquierdo de la ecuación.



La ecuación así escrita, se encuentra balanceada.

MÉTODO ALGEBRAICO

Llamado también método de coeficientes indeterminados. Consiste en realizar el balance de una ecuación química por resolución de un conjunto de ecuaciones lineales. Este método es efectivo pero no es muy confiable, especialmente en ecuaciones complejas. Para realizar este tipo de balance se puede seguir el siguiente procedimiento

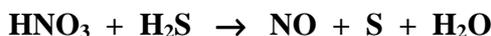
1. Colocar coeficientes a cada compuesto en la ecuación. Es importante encontrar las especies que se repiten una sola vez, para reducir el número de variables usadas.

El número de variables usadas es igual al número de sustancias diferentes en la ecuación y el número de ecuaciones es siempre mayor en una unidad al número de variables.

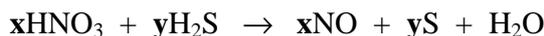
$$\begin{aligned} \text{Número de variables} &= \mathbf{n} \\ \text{Número de ecuaciones a resolver} &= \mathbf{n + 1} \end{aligned}$$

2. Luego de asignar variables a las sustancias, se plantean ecuaciones para cada elemento diferente en la ecuación igualando la cantidad de átomos de los mismos.
3. Debido a que el número de ecuaciones excede en una unidad al número de variables, se debe asignar el mínimo valor a la variable que más se repite para determinar el valor de las otras variables.
4. Si luego de obtener el valor de las variables éstas son fraccionarias, se multiplica a todas por el factor adecuado para hacer de estas, números enteros.

Balancear la siguiente ecuación por el método algebraico



Para reducir el número de variables notamos que los elementos azufre y nitrógeno se repiten una sola vez en ambos lados de la ecuación.



Solo es necesario asignar una variable diferente al agua y realizar el balance para los elementos hidrógeno y oxígeno.



Balance de hidrógeno: $x + 2y = 2z \dots\dots\dots (1)$

Balance de oxígeno: $3x = x + z$
 $2x = z \dots\dots\dots (2)$

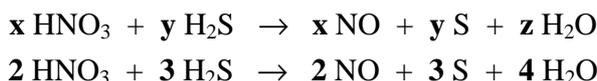
Asignamos a la variable x el valor de 1 (x = 1) con lo cual se deduce que:

$$\begin{aligned} x &= 1 \\ z &= 2 \\ y &= 3/2 \end{aligned}$$

Dado que no todos los valores son enteros, se multiplica a todas las variables por el factor 2 y se tiene:

$$\begin{aligned} x &= 1 \times 2 = 2 \\ z &= 2 \times 2 = 4 \\ y &= (3/2) \times 2 = 3 \end{aligned}$$

Reemplazando estos valores obtenidos en la ecuación original verificamos el correcto balance de la misma.



REACCIONES REDOX

Son reacciones en las que se produce variaciones en los estados de oxidación de las sustancias. En su forma más simple una sustancia pierde electrones (se oxida) y se los transfiere a otra sustancia que gana electrones (se reduce).

La sustancia que se oxida genera a la forma oxidada y actúa como agente reductor.
 La sustancia que se reduce genera a la forma reducida y actúa como agente oxidante.

Análisis de una reacción Rédox



La plata metálica (Ag) sufre oxidación, es decir pierde electrones e incrementa algebraicamente su estado de oxidación (de 0 a +1). Al oxidarse esta sustancia actúa como agente reductor

El AgNO₃ es el producto del proceso de oxidación. Se le llama forma oxidada.

El nitrógeno del ácido nítrico (HNO₃) sufre reducción, es decir gana electrones y disminuye algebraicamente su estado de oxidación (de +5 a +3). Al reducirse esta sustancia actúa como agente oxidante.

El óxido nítrico (NO) es el producto del proceso de reducción. Se le llama forma reducida.

Balance por el método Rédox

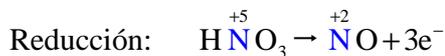
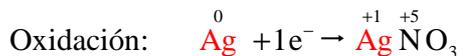
Se asignan los estados de oxidación a todos los elementos en la ecuación y se reconocen aquellos que hayan sufrido variación



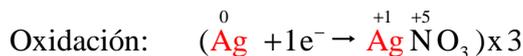
Se forman semi-reacciones de oxidación y de reducción



Se determina el número de electrones ganados y perdidos en cada proceso:



Se igualan el número de electrones transferidos:



El número de electrones transferidos es 3. Se escriben los coeficientes en la ecuación original:



Dado que el nitrógeno ha formado más de un compuesto, la cantidad total de este elemento es la suma de todo el nitrógeno en el lado derecho.

Balance de nitrógeno: $3 \text{ Ag} + 4 \text{ HNO}_3 \rightarrow 3 \text{ AgNO}_3 + 1 \text{ NO} + \text{H}_2\text{O}$

Balance de hidrógeno: $3 \text{ Ag} + 4 \text{ HNO}_3 \rightarrow 3 \text{ AgNO}_3 + 1 \text{ NO} + 2 \text{ H}_2\text{O}$

La comprobación del balance se realiza con los átomos de oxígeno. A continuación se muestra la ecuación final correctamente balanceada:



METODO DEL ION – ELECTRÓN

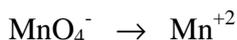
Este método de balance es usado cuando resulta complicado determinar los estados de oxidación de las sustancias implicadas en una ecuación química y consiste en balancear masa (cantidad de átomos) y carga, planteando en el más simple de los casos dos semi-reacciones conteniendo a las sustancias que sufren procesos de oxidación y reducción. Se plantea el método en base a ejemplos de balance en medio ácido y en medio básico.

Balance en medio ácido

Balancear la siguiente ecuación química en medio ácido:



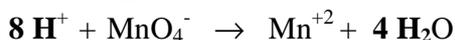
Se plantean dos semi-reacciones, asumiendo que el manganeso y el cloro han cambiado sus estados de oxidación igualando la cantidad de átomos de estos elementos.



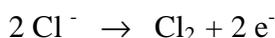
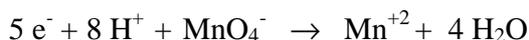
El exceso de oxígeno se iguala con el mismo número de moléculas de agua:



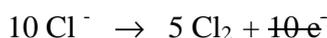
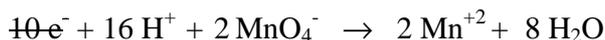
El exceso de hidrógeno se iguala con iones hidrógeno (H^+):



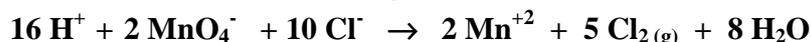
Con el procedimiento anterior se culminó con el balance de masa (cantidad de átomos). La carga eléctrica se iguala con electrones:



Se iguala la cantidad de electrones transferidos multiplicando cada semi-reacción por el factor adecuado.

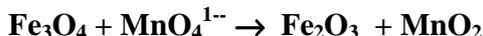


La ecuación química balanceada en medio ácido es la siguiente:



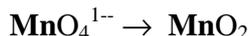
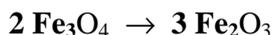
Balance en medio básico o alcalino

Balancear la siguiente ecuación química en medio básico:



El balance de una ecuación en medio básico se realiza de manera análoga al balance en medio ácido con una variante al procedimiento al final del mismo.

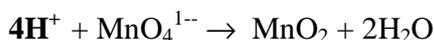
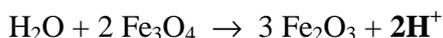
Se plantean dos semi-reacciones, asumiendo en este caso, que el hierro y el manganeso han cambiado sus estados de oxidación igualando la cantidad de átomos de estos elementos.



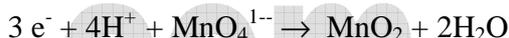
El exceso de oxígeno se iguala con el mismo número de moléculas de agua:



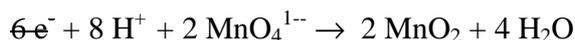
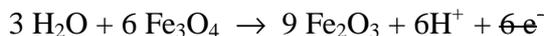
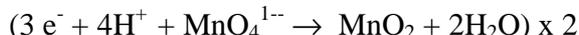
El exceso de hidrógeno se iguala con iones hidrógeno (H^+):



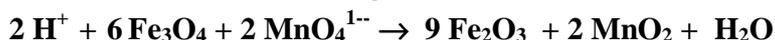
Con el procedimiento anterior se culminó con el balance de masa (cantidad de átomos). La carga eléctrica se iguala con electrones:



Se iguala la cantidad de electrones transferidos multiplicando cada semi-reacción por el factor adecuado.



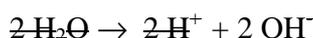
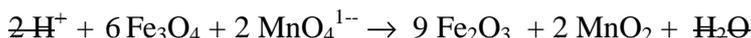
La ecuación química balanceada en medio ácido es la siguiente:



Para eliminar los iones hidrógeno y transformar la ecuación al medio básico, se suma una de las siguientes dos ecuaciones a la ecuación anterior para lograr dicho objetivo.



Donde “n” representa a la cantidad de iones hidrógeno que se desea eliminar. Para nuestro caso se sumará la primera ecuación usando $n = 2$.



La ecuación química balanceada en medio básico adopta la siguiente forma:

