

10 REACCIONES QUÍMICAS



La ecuación química balanceada es una ecuación algebraica con todos los reactivos en el primer miembro y todos los productos en el segundo miembro por esta razón el signo igual algunas veces se reemplaza por un flecha que muestra el sentido hacia la derecha de la ecuación, si tiene lugar también la reacción inversa, se utiliza la doble flecha de las ecuaciones en equilibrio.

10.1 REACCIONES QUÍMICAS

Una reacción química es el proceso por el cual unas sustancias se transforman en otras.

EJEMPLO: El H_2 y el O_2 reaccionan para formar un nuevo compuesto H_2O . las sustancias iniciales se llaman reactivos o reactantes y las que resultan se llaman productos.

Una reacción química es un proceso durante el cual una o más sustancias (reactivos) cambian para formar una o más sustancias de diferente naturaleza (productos).

La representación escrita, y la forma más sencilla de presentar una reacción química es la ECUACIÓN QUÍMICA. Toda ecuación química consta de:

- REACTIVOS Sustancia que participa en la reacción
- PRODUCTOS Sustancias que se forman
- FLECHA \rightarrow Se convierte en
- DOBLE FLECHA \rightleftharpoons Reacciona en doble sentido
- SIGNO + Adicionar
- ESTADO FÍSICO gas (g), líquido (l), acuoso (ac), sólido (s)
- CATALIZADOR Sustancia que aumenta la velocidad de una reacción química sin consumirse
- FLECHA \uparrow Desprendimiento de un gas
- FLECHA \downarrow Formación de un precipitado
- COEFICIENTE ESTEQUIOMÉTRICO Número antes del símbolo, que nos indica el número de moles del compuesto o elemento que intervienen en la reacción.

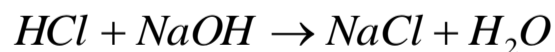
VIDEO

[Reacciones químicas](#)

[Reacciones químicas 1](#)

10.2 LA ECUACIÓN QUÍMICA

En la ecuación química los números relativos de moléculas de los reaccionantes y de los de los productos están indicados por los coeficientes de las fórmulas que representan estas moléculas.



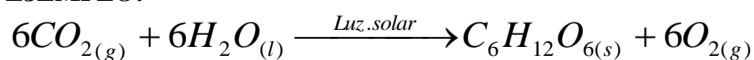
Reactivos

productos

Características de la ecuación:

1. Indica el estado físico de los reactivos y productos ((*l*) líquido, (*s*) sólido, (*g*) gaseoso y (*ac*) acuoso (en solución))
2. Deben indicarse los catalizadores sustancias que aceleran o disminuyen la velocidad de la reacción y que no son consumidos van encima o debajo de la flecha que separa reactantes y productos.

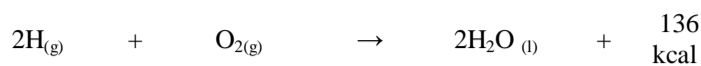
EJEMPLO:



3. Deben indicarse el desprendimiento o absorción de energía

4. La ecuación debe estar balanceada, es decir el número de átomos que entran debe ser igual a los que salen

EJEMPLO:



5. Si hay una delta sobre la flecha $\xrightarrow{\Delta}$ indica que se suministra calor a la reacción;

EJEMPLO:



TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

Las ecuaciones químicas son expresiones abreviadas de los cambios o reacciones químicas en términos de los elementos y compuestos que forman los reactivos y los productos, se clasifican en:

Tabla 1: Tipos de reacciones químicas

NOMBRE	EXPLICACIÓN	EJEMPLO
<u>Composición o síntesis</u>	Es aquella donde dos o más sustancias se unen para formar un solo producto	$2\text{CaO}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{Ca(OH)}_{2(ac)}$
<u>Descomposición o análisis</u>	Ocurre cuando una sustancia se descompone o se rompe produciendo dos o más sustancias distintas.	$2\text{HgO}_{(s)} \rightarrow 2\text{Hg}_{(l)} + \text{O}_{2(g)}$
<u>Neutralización</u>	En ella un ácido reacciona con una base para formar una sal y agua.	$\text{H}_2\text{SO}_{4(ac)} + 2\text{NaOH}_{(ac)} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_{4(s)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
<u>Desplazamiento</u>	Un átomo sustituye a otro en una molécula	$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
<u>Intercambio o doble desplazamiento</u>	Se realiza por intercambio de átomos entre las sustancias que se relacionan	$\text{K}_2\text{S} + \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MgS}$
<u>Sin transferencia de electrones</u>	Se presenta solamente una redistribución de los elementos para formar otras sustancias. No hay intercambio de electrones.	<i>Reacciones de doble desplazamiento</i>
<u>Con transferencia de electrones (REDOX)</u>	Hay cambio en el número de oxidación de algunos átomos en los reactivos con respecto a los productos.	$\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$
<u>Reacción endotérmica</u>	Es aquella que necesita el suministro de calor para llevarse a cabo.	$3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 \dots \Delta H = +2219.9 \text{ kJ}$
<u>Reacción exotérmica</u>	Es aquella que desprende calor cuando se produce.	$2\text{C}_{\text{grafito}} + \text{H}_2(g) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2(g) \quad \Delta H = -54.85 \text{ kcal}$

VIDEOS

[Tipos de reacciones químicas](#)

PRÁCTICA

[Cambios químicos de la materia](#)

10.3 BALANCEO DE ECUACIONES

Balancear una ecuación es realmente un procedimiento de ensayo y error, que se fundamenta en la búsqueda de diferentes coeficientes numéricos que hagan que el número de cada tipo de átomos presentes en la reacción química sea el mismo tanto en reactantes como en productos

Hay varios métodos para equilibrar ecuaciones:

1. MÉTODO DEL TANTEO O INSPECCIÓN

Este método es utilizado para ecuaciones sencillas y consiste en colocar coeficientes a la izquierda de cada sustancia, hasta tener igual número de átomos tanto en reactantes como en productos.

EJEMPLO:



En esta ecuación hay dos átomos de nitrógeno en los reactantes, por tanto se debe colocar coeficiente 2 al NH_3 , para que en los productos quede el mismo número de átomos de dicho elemento.



Al colocar este coeficiente tenemos en el producto seis átomos de hidrógeno; para balancearlos hay que colocar un coeficiente 3 al H_2 reactante:



La ecuación ha quedado equilibrada. *El número de átomos de cada elemento es el mismo en reactivos y productos.*

VIDEO

[Método de tanteo](#)

2. MÉTODO DE OXIDO REDUCCIÓN

Para utilizar éste método es necesario tener en cuenta que sustancia gana electrones y cual los pierde, además se requiere manejar los términos que aparecen en la siguiente tabla:

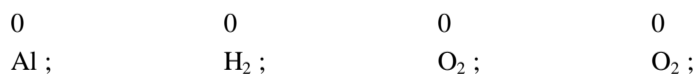
Tabla 2: Conceptos de oxidación y reducción

BALANCEO DE ECUACIONES	CAMBIO EN ELECTRONES	CAMBIO DE NÚMERO DE OXIDACIÓN
Oxidación	Perdida	Aumento
Reducción	Ganancia	Disminución
Agente oxidante (sustancia que se reduce)	Gana	Disminuye
Agente reductor (sustancia que se oxida)	Pierde	Aumenta

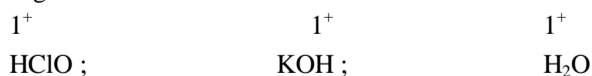
Como los procesos de oxido-reducción son de intercambio de electrones, las ecuaciones químicas estarán igualadas cuando el número de electrones cedidos por el agente oxidante sea igual al recibido por el agente reductor. El número de electrones intercambiados se calcula fácilmente, teniendo en cuenta la variación de los números de oxidación de los elementos.

Para asignar números de oxidación, deben tenerse presentes las siguientes reglas:

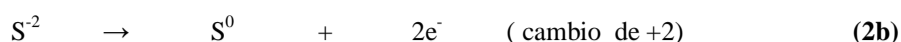
1º) El N° de oxidación de un elemento sin combinar es cero. También entran en esta categoría las moléculas simples o diatómicas.



2º) El N° de oxidación del Hidrógeno combinado es 1⁺



Excepto en los hidruros, donde su N° de oxidación es 1⁻



(3) Para que el número de electrones ganados sea igual al de los perdidos, se multiplica la ecuación (2a) por 2, y la ecuación (2b) por 3



(4) Por tanto, el coeficiente del HNO₃ y del NO es 2, y el del H₂S y S es 3. en forma parcial, la ecuación esquemática es la siguiente;



(5) Ajuste de H y O. Los átomos de H de la izquierda en la ecuación (4a) (2 de HNO₃ y 6 del H₂S) deberán formar 4H₂O en la derecha de la ecuación. la ecuación final será:



VIDEO

[Método de oxido - reducción](#)

3 MÉTODO DE ION ELECTRÓN

Los pasos de este método son los siguientes:

a) **Escribir** una ecuación esquemática que incluya aquellos reactivos y productos que contengan elementos que sufren una variación en su estado de oxidación.

b) **Escribir** una ecuación esquemática parcial para el agente oxidante y otra ecuación esquemática parcial para el agente reductor.

c) **Igualar** cada ecuación parcial en cuanto al número de átomos de cada elemento. En soluciones ácidas o neutras, puede añadirse H₂O y H⁺ para conseguir el balanceo de los átomos de oxígeno e hidrógeno. Por cada átomo de oxígeno en exceso en un miembro de la ecuación, se asegura su igualación agregando un H₂O en el miembro. Luego se emplean H⁺ para igualar los hidrógenos. Si la solución es alcalina, puede utilizarse el OH⁻. Por cada oxígeno en exceso en un miembro de una ecuación se asegura su igualación añadiendo un H₂O en el mismo miembro y 2OH⁻ en el otro miembro.

d) **Igualar** cada ecuación parcial en cuanto al número de cargas añadiendo electrones en el primero o segundo miembro de la ecuación.

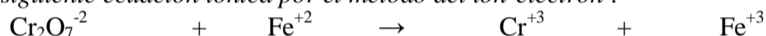
e) **Multiplicar** cada ecuación parcial por los mismos coeficientes para igualar la pérdida y ganancia de electrones.

f) **Sumar** las dos ecuaciones parciales que resultan de estas multiplicaciones. en la ecuación resultante, anular todos los términos comunes de ambos miembros. Todos los electrones deben anularse.

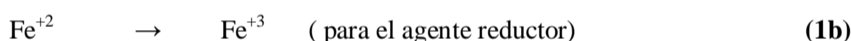
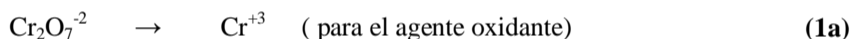
g) **Simplificar** los coeficientes.

EJEMPLO:

- Balancear la siguiente ecuación iónica por el método del ion-electrón :



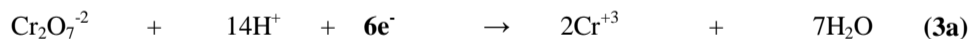
(1) Las ecuaciones esquemáticas parciales son:



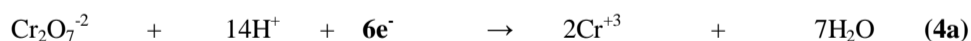
(2) Se efectúa el balanceo de átomos. La semirreacción (1a) exige 7H₂O en la derecha para igualar los átomos de oxígeno; a continuación 14H⁺ a la izquierda para igualar los H⁺. La (1b) está balanceada en sus átomos:



(3) Se efectúa el balanceo de cargas. En la ecuación (2a) la carga neta en el lado izquierdo es +12 y en el lado derecho es +6; por tanto deben añadirse 6e⁻ en el lado izquierdo. En la ecuación (2b) se suma 1e⁻ en el lado derecho para igualar la carga de +2 en el lado izquierdo:



(4) Se igualan los electrones ganados y perdidos. Basta con multiplicar la ecuación (3b) por 6:



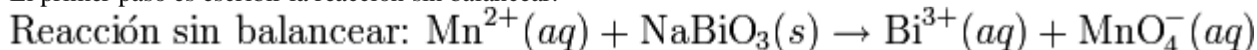
(5) Se suman las semireacciones (4a) y (4b) y se realiza la simplificación de los electrones:



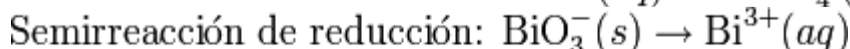
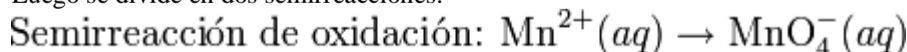
Medio Ácido

Se explicará por medio de un ejemplo, cuando una sal magnésica reacciona con Bismutato de Sodio.

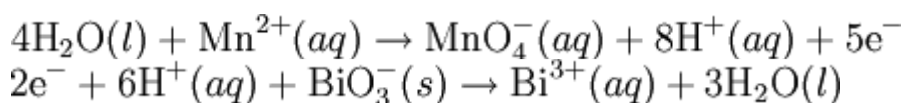
- El primer paso es escribir la reacción sin balancear:



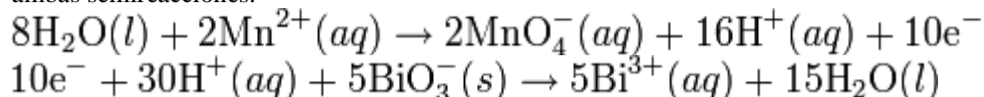
- Luego se divide en dos semirreacciones:



- Cada semirreacción se balancea de acuerdo con el número y tipo de átomos y cargas. Como estamos en medio ácido los iones H⁺ se agregan para balancear los átomos de H y se agrega H₂O para balancear los átomos de O



- Finalmente se multiplica cada semirreacción por un factor para que se cancelen los electrones cuando se sumen ambas semireacciones.



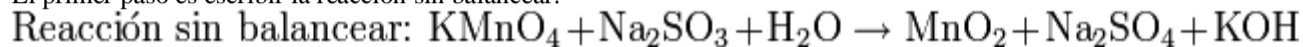
- Reacción Balanceada:

$$14\text{H}^+(aq) + 2\text{Mn}^{2+}(aq) + 5\text{NaBiO}_3(s) \rightarrow 7\text{H}_2\text{O}(l) + 2\text{MnO}_4^-(aq) + 5\text{Bi}^{3+}(aq) + 5\text{Na}^+(aq)$$
- En algunos casos es necesario agregar contraiones para terminar de balancear la ecuación. Para este caso, si se conociera el anión de la sal magnésica, ese sería el contraión. Se agrega por igual de ambos lados de la ecuación lo necesario para terminar de balancearla.

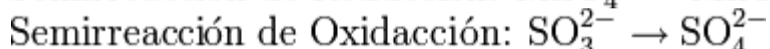
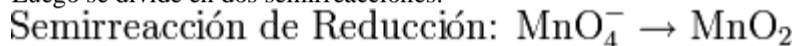
Medio Alcalino

También se explicará por medio de un ejemplo, cuando el permanganato de potasio reacciona con el Sulfito de sodio.

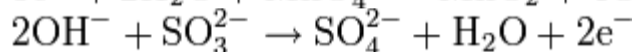
- El primer paso es escribir la reacción sin balancear:



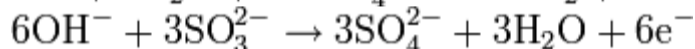
- Luego se divide en dos semirreacciones:



- Cada semirreacción se balancea de acuerdo con el número y tipo de átomos y cargas. Como estamos en medio alcalino los OH⁻ se agregan para balancear los átomos de H y normalmente se agrega la mitad de moléculas de H₂O del otro lado de la semirreacción para balancear los átomos de O.



- Finalmente se multiplica cada semirreacción por un factor para que se cancelen los electrones cuando se sumen ambas semireacciones.



Ecuación balanceada

- Reacción Balanceada:



- En este caso se agregaron contraiones para terminar de balancear la ecuación (los cationes K⁺ y Na⁺)

VIDEO

[Balance por el método del ión electrón](#)

PRÁCTICA

[Ejercicios de reacciones químicas](#)

[Ejercicios de reacciones químicas](#)

[Ejercicios de balanceo de reacciones inorgánicas](#)

LABORATORIO

[Clases de reacciones químicas](#)

BIBLIOGRAFÍA

http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/QUIMICA_INORGANICA/IndexQca.htm

<http://www.webqc.org/balance.php>