

MÓDULO 7

**REACCIONES QUÍMICAS Y BALANCEO DE ECUACIONES**

**CONTENIDO**

Reacciones químicas.- Ecuación química.- Tipos de reacciones químicas.- Balance de ecuaciones químicas: Método de tanteo, reducción – oxidación, ión - electrón.- Ejercicios.- Evaluación.

**COMPETENCIAS**

Las competencias que se pretende lograr para el presente capítulo son los siguientes:

1. Identificar cuando ocurre una reacción química.
2. Diferenciar los tipos de reacciones químicas.
3. Identificar sustancias que se oxidan o reducen.
4. Aplicar los diferentes métodos de balanceo de una ecuación química.

**REACCION QUÍMICA**

Los cambios químicos ocurren mediante la existencia de reacciones químicas, pudiéndose definir una reacción química como un proceso en el que unas sustancias se transforman en otras por la reordenación de sus átomos mediante la rotura de unos enlaces en los reactivos y la formación de otros nuevos en los productos.

Las reacciones químicas van acompañadas en unos casos de un desprendimiento y en otros de una absorción de energía. Cada átomo y cada molécula de una sustancia posee una determinada energía química o energía interna característica, que depende de las energías cinética y potencial de las partículas constituyentes: átomos, electrones y núcleos. Por tanto, se puede afirmar que los reactivos de una reacción química poseen un determinado contenido energético propio (energía interna) y los productos otro diferente. Si en una reacción química disminuye la energía interna del sistema, se desprende energía. Si, por el contrario, aumenta la energía interna, se absorbe energía. La energía de una reacción es la energía que se pone en juego en la reacción y, por tanto, es igual al balance de energía interna entre los productos y los reactivos.

La energía desprendida o absorbida puede ser en forma de energía luminosa, eléctrica, etc, pero habitualmente se manifiesta en forma de calor, por lo que el calor desprendido o absorbido en una reacción química, se llama calor de reacción y tiene un valor característico para cada reacción, en unas determinadas condiciones de presión y temperatura.

El modelo actual que explica cómo tiene lugar una reacción química es la teoría de las colisiones, desarrollada por Lewis y otros químicos en la década de 1920. Según esta teoría, para que ocurra una reacción química, es preciso que los átomos, las moléculas o los iones de los reactivos entren en contacto entre sí, es decir, que choquen.

Por otro lado, generalmente, no toda la masa de reactivos se transforma íntegramente en productos, porque no todos los choques que se verifican dan lugar a la ruptura de enlaces; puede ocurrir como en el juego del billar, que el choque de las bolas produzca únicamente el cambio de dirección de las mismas. Por eso para que tenga lugar una reacción química los choques deben ser eficaces y cumplir las dos condiciones siguientes:

1. Que los átomos, moléculas o iones de los reactivos posean suficiente energía (cinética), para que al chocar, puedan romperse sus enlaces y formarse otros nuevos.
2. Que el choque se verifique con una orientación adecuada, pues aunque los átomos, moléculas o iones tengan la suficiente energía, puede suceder que el choque no sea eficaz, por tener lugar con una orientación desfavorable. Por tanto, para que una reacción química tenga lugar, es necesario que los átomos, moléculas o iones existentes entren en contacto, es decir, choquen, y mediante la colisión, se rompan los enlaces de las sustancias reactantes y se establezcan los nuevos enlaces. Según la primera condición, a la energía mínima requerida para efectuar una reacción se la llama energía de activación.

Al analizar una reacción química es muy importante tener en cuenta la ley de la conservación de la masa. Esto quiere decir, que, en toda reacción química la masa total de las sustancias químicas reaccionantes tiene que ser igual a la masa total de los productos químicos. Efectivamente, la ley de la conservación de la masa establece que la materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma.

La rapidez de la reacción es otro punto importante en el estudio de las reacciones químicas. Existen varios factores que puede acelerar la rapidez de la reacción química. Por ejemplo, si la concentración de los reaccionantes aumenta, esto traerá como consecuencia que se incremente la rapidez de la reacción química. De forma parecida si la superficie de contacto entre los reaccionantes aumenta, también se verá un efecto de aumento de la velocidad de reacción química. Otro factor que incrementa la rapidez de la reacción química es el cambio de la temperatura. Los catalizadores positivos y los catalizadores negativos también incidirán en el aumento o la disminución de la rapidez de la reacción química.

Otro aspecto que se debe tomar en cuenta al analizar las reacciones químicas es que en una reacción química las sustancias reaccionan en proporciones fijas de masa. El químico francés Joseph Louis Prost enunció este fenómeno de la siguiente manera:”Cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto, lo hacen en una relación fija de masa”. Este principio en el comportamiento de la reacción química trae como consecuencia que, como las sustancias químicas siempre reaccionan en la misma proporción, si uno de los reaccionantes se encuentra en exceso con respecto al otro, el exceso no participará en la reacción.

**Evidencias de una Reacción Química:**

1. Formación de precipitados.
2. Formación de gases acompañados de cambios de temperatura.
3. Desprendimiento de luz y de energía.

**Reglas**:

1. En toda reacción se conservan los átomos y las cargas (si hay iones)
2. No puede ocurrir un proceso de oxidación o de reducción aislado, ambos ocurren simultáneamente.
3. No se pueden formar productos que reaccionen enérgicamente con alguno de los productos obtenidos.

**ECUACIÓN QUÍMICA**

Son expresiones matemáticas abreviadas que se utilizan para describir lo que sucede en una reacción química en sus estados inicial y final. En ella figuran dos miembros; en el primero, los símbolos o fórmulas de los reactantes, reaccionantes o reactivos y en el segundo los símbolos o fórmulas de los productos. Para separar ambos miembros se utiliza una flecha que generalmente se dirige hacia la derecha, indicando el sentido de la reacción:

A + BC 🡪 AB + C

 *Reactantes Productos*

**Ejemplo:**

La ecuación química que describe la reacción entre el magnesio y el oxígeno es:

2 Mg + O2 🡪 2 MgO

1. **Significado de las ecuaciones químicas:**
2. Cualitativo.- Indica la clase o calidad de las sustancias reactantes y productos. En la ecuación anterior, el magnesio reacciona con el oxígeno para obtener óxido de magnesio
3. Cuantitativo.- Representa la cantidad de átomos, moléculas, el peso o el volumen de los reactivos y de los productos.

En la ecuación química anterior, se entiende que dos moléculas (o moles) de magnesio, reaccionan con una molécula (o mol) de oxígeno para obtenerse dos moléculas (o moles) de óxido de magnesio. También se puede calcular la cantidad en gramos del producto, tomando como base los pesos atómicos de los reactantes.

1. **Características de las Ecuaciones Químicas:**
2. Los reactantes y productos se representan utilizando símbolos para los elementos y fórmulas para los compuestos.
3. Se debe indicar el estado físico de los reactantes y productos entre paréntesis: (g), (l), (s); (ac.) si se presentan en estado gaseoso, líquido, sólido o en solución acuosa respectivamente.
4. El número y tipo de átomos en ambos miembros deben ser iguales, conforme al principio de conservación de la masa; si esto es así, la ecuación está balanceada.

**TIPOS DE REACCIONES QUIMICAS**

1. **De Acuerdo a las Sustancias Reactantes:**
2. Reacciones de composición, adición o [síntesis](http://www.monografias.com/trabajos7/sipro/sipro.shtml).- Cuando dos o más sustancias se unen para formar una más compleja o de mayor masa molecular:

A + B 🡪 BC

**Ejemplos:**

Fe + S 🡪 FeS

2 Mg + O2 🡪 2 MgO

N2 + 3 H2 🡪 2 NH3

1. Reacciones de descomposición.- Cuando una sustancia compleja por acción de diferentes factores, se descompone en otras más sencillas:

AB 🡪 A + B

**Ejemplos:**

CaCO3 🡪 CO2 + CaO

Ca(OH)2 🡪 CaO + H2O Térmica

H2S2O3 🡪 H2O + SO2 + S

H2SO3 🡪 H2O + SO2 A temperatura ambiente

2 NaCl 🡪 2 Na + Cl2 Electricidad

1. Reacciones de simple sustitución.- Denominadas también de simple desplazamiento cuando una sustancia simple reacciona con otra compuesta, reemplazando a uno de sus componentes.

A + BC 🡪 B + AC

Para que un elemento pueda desplazar a otro, es necesario que el elemento que va a desplazar sea más activo, de lo contrario no hay reacción. A continuación se muestra la serie electromotriz de los metales, el hidrógeno y los halógenos.

Metales e Hidrógeno:

Li > K > Ba > Ca > Na > Mg > Al > Zn > Fe > Cd > Ni > Sn > Pb > H > Cu > Hg > Ag

Halógenos:

F2 > Cl2 > Br2 > I2

**Ejemplos:**

Fe + CuSO4 🡪 Cu + FeSO4

Zn + H2SO4 🡪 H2 + ZnSO4

K + H2O 🡪 KOH + H2

1. Reacciones de doble sustitución.- También se denominan de doble desplazamiento o metátesis y ocurren cuando hay intercambio de elementos entre dos compuestos diferentes y de esta manera originan nuevas sustancias. Se presentan cuando las sustancias reaccionantes están en estado iónico por encontrarse en solución, combinándose entre sí sus iones con mucha facilidad, para formar sustancias que permanecen estables en el medio reaccionante:

AB + CD 🡪 AD + CB

**Ejemplos:**

CaF2 + H2SO4 🡪 CaSO4 + 2 HF

2 NaOH + H2SO3 🡪 Na2SO3 + 2 H2O

AgNO3 + KCN 🡪 AgCN + KNO3

NaCl + AgNO3 🡪 AgCl + NaNO3

AgNO3 + HCl 🡪 AgCl + HNO3

1. **De Acuerdo al Sentido de la Reacción:**
2. Reacciones Reversibles.- Cuando los productos de una reacción pueden volver a reaccionar entre sí, para generar los reactivos iniciales. También se puede decir que se realiza en ambos sentidos.

A + B C

**Ejemplos:**

CO2 + H2O H2CO3

NH3 + H2O NH4OH

N2 + H2 2 NH3

1. Reacciones Irreversibles.- Cuando los productos permanecen estables y no dan lugar a que se formen los reactivos iníciales.

A + B 🡪 C

**Ejemplos:**

2 NaOH + H2SO4 🡪 Na2SO4 + 2 H2O

4 Na + O2 🡪 2 Na2O

2 K + 2 HNO3 🡪 2 KNO3 + H2

CuCl2 + H2S 🡪 CuS + 2 HCl

2 KClO4 🡪 2 KCl + 3 O2

Toda reacción es más o menos reversible; pero en muchos casos esta reversibilidad es tan insignificante que se prefiere considerar prácticamente irreversible.

1. **De Acuerdo a su Energía:**

En toda reacción química hay emisión o absorción de energía que se manifiesta como luz y/o calor. Aquí aparece el concepto de Entalpía, entendida como la energíaque se libera o absorbe.

1. Reacciones Exotérmicas.- Cuando al producirse, hay desprendimiento o se libera calor.

A + BC 🡪 AC + B + calor

**Ejemplos:**

C3H8 + O2 🡪 3 CO2 + 4 H2O + 341 Kcal

2 H2 + O2 🡪 2 H2O + 116 Kcal

Zn + H2SO4 🡪 ZnSO4 + H2 + 34,2 Kcal

1. Reacciones Endotérmicas.- Cuando es necesario la absorción de calor para que se puedan llevar a cabo.

A + BC + calor 🡪 AC + B

**Ejemplos:**

Al2O3 + 2 Fe + 850 kJ 🡪 2 Al + FeSO4

Al2O3 + 1670,5 kJ 🡪 2 Al + 3/2 O2

B2O3 + 3 H2O + 2018 kJ B2H6 + 3 O2

CaCO3 + 556 kJ 🡪 CaO + CO2

H2O + C + calor 🡪 H2 + CO

La energía liberada o absorbida se denomina calor de reacción o entalpía (H) por consiguiente:

* En una reacción exotérmica la entalpía es negativa.
* En una reacción endotérmica la entalpía es positiva.

1. **De Acuerdo a la Transferencia de Electrones**
2. Reacciones no REDOX.- Se presenta solamente una redistribución de los elementos para formar otros sustancias. No hay intercambio de electrones.

**Ejemplos:**

CuSO4 + Fe 🡪 FeSO4 + Cu

CaO + H2O 🡪 Ca(OH)2

1. Reacciones REDOX.- Hay cambio en el número de oxidación de algunos átomos en los reactivos con respecto a los productos.

Se considera que Oxidación es un proceso de pérdida de electrones y Reducción es el proceso inverso de ganancia de electrones.

De forma que:

Cu – 2 e- —> Cu +2 es una oxidación

2 Ag +1 + 2 e- —> 2 Ag es una reducción

Ambos procesos no existen de forma independiente, de forma que todo proceso de oxidación va unido necesariamente a otro de reducción.

De esta forma se tendrá que:

Cu + 2 Ag+1 🡪 Cu+2 + 2 Ag

Puesto que los cationes deben ir acompañados de un anión, se podrá escribir dicha reacción de la siguiente forma:

Cu + 2 AgC1 🡪 CuCl2 + 2 Ag

**Ejemplos:**

NaH 🡪 2 Na + H2

2 C + H2 🡪 C2H2

2 HgO 🡪 2 Hg + O2

Cu + 2 AgC1 🡪 CuCl2 + 2 Ag

1. **Otras Reacciones Químicas**
2. Reacción de Neutralización (ácido-base).- Donde la reacción de un ácido con una base se denomina reacción de neutralización. Y se afirma que la reacción de neutralización entre un ácido y una base es una reacción de formación de sal más agua.

**Ejemplo:**

2 HC1+Ca(OH)2 🡪 CaC12+2 H2O

H2SO4 + NaOH 🡪 Na2SO4 + H2O

1. Reacción de Combustión.- Es una reacción química en la que un elemento (combustible) se combina con otro (comburente, generalmente oxígeno gaseoso), desprendiendo calor, luz y produciendo un óxido; la combustión es una reacción exotérmica.

De acuerdo a como se produzcan las reacciones de combustión, estas pueden ser de dos:

* Completa.- Ocurre cuando las sustancias combustibles reaccionan hasta el máximo grado posible de oxidación. En este caso no habrá presencia de sustancias combustibles en los productos o humos de la reacción. En los productos de la combustión se puede encontrar N2, CO2, H2O y SO2.
* Incompleta.- Se produce cuando no se alcanza el grado máximo de oxidación y hay presencia de sustancias combustibles en los gases o humos de la reacción. La presencia de CO, H2, CnHm, H2S y C indica que la combustión se está realizando en forma incompleta.

**Ejemplos:**

CH4 + 2 O2 🡪 CO2 + 2 H2O + 890 kJ/mol Combustión completa

S + O2 🡪 SO2 + calor

3 CH4 + 4 O2 🡪 2 CO + C + 6 H2O Combustión incompleta

1. Reacciones de Precipitación.- Son reacciones que se caracterizan por la formación de un producto insoluble o precipitado, a partir de la reacción de los solutos contenidos en dos soluciones perfectamente transparentes. Las reacciones de precipitación generalmente involucran sustancias de carácter iónico.

**Ejemplos:**

NaCl + AgNO3 🡪 AgCl + NaNO3

BaCl2 + Na2SO4 🡪 BaSO4 + 2 NaCl

Pb(NO3)2 + KI 🡪 PbI2 + KNO3

1. Reacción de Dismutación.- Los reactivos generan compuestos donde un elemento tiene dos estados de oxidación (uno se ha oxidado el otro se ha reducido).

**Ejemplo:**

12 OH -1 + 6 Br2 🡪 Br+5º3 -1 + 10 Br -1 + 6 H2O

**BALANCE DE ECUACIONES QUÍMICAS**

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 numero de cada tipo de átomos presentes en la reacción química sea el mismo tanto en reactantes como en productos.

El balanceo de ecuaciones busca igualar el número de átomos en ambos lados de la ecuación, para mantener la Ley de Lavoisiere.

Recordando:

* Para calcular el número de átomos, el coeficiente multiplica a los subíndices y cuando el coeficiente es igual a 1 “se omite” por lo que el número de átomos es igual al subíndice.
* H2SO4 hay 2 Hidrógenos, 1 Azufre y 4 Oxígenos
* 5H2SO4 hay 10 Hidrógenos, 5 Azufres y 20 Oxígenos

Hay varios métodos para equilibrar ecuaciones químicas:

1. **MÉTODO DEL TANTEO O INSPECCIÓN**

Cuando la reacción química se expresa como ecuación, además de escribir correctamente todas las especies participantes, se debe ajustar el número de átomos de reactivos y productos.

Para aplicar este método se siguen los siguientes pasos:

* Seleccionar un compuesto que contenga el átomo de un elemento que se repita en la mayoría de las sustancias que intervienen.
* Asignar a la fórmula del compuesto seleccionado un coeficiente tal que logre igualar el número de átomos del elemento en reactantes y productos.
* Dicho coeficiente debe ser el menor posible y afecta a todos los elementos incluso a los índices.
* Repetir el procedimiento anterior con los átomos de los elementos hasta que la ecuación esté balanceada.

Durante el balanceo se pueden ensayar varios coeficientes, pero los subíndices de las fórmulas no pueden ser alterados.

**Ejemplo:**

N2 + H2  🡪 NH3

En esta ecuación hay dos átomos de nitrógeno en los reactantes, por tanto se debe colocar coeficiente 2 al NH3, para que en los productos quede el mismo número de átomos de dicho elemento.

N2 + H2  🡪 2 NH3

Al colocar este coeficiente tenemos en el producto seis átomos de hidrógeno; para balancearlos hay que colocar un coeficiente 3 al H2 reactante:

N2 + 3 H2  🡪 2 NH3

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

**Ejemplo:**

Balancear la siguiente ecuación:

H2O + N2O5 🡪 HNO3

1. Aquí apreciamos que existen 2 hidrógenos en el primer miembro (H2O). Para ello, con solo agregar un 2 al HNO3 queda balanceado el hidrogeno.
2. H2O + N2O5 🡪 2 HNO3
3. Para el nitrógeno, también queda equilibrado, pues tenemos dos nitrógenos en el primer miembro (N2O5) y dos nitrógenos en el segundo miembro (2 HNO3).
4. Para el oxigeno en el agua (H2O) y 5 oxígenos en el pentoxido de dinitrógeno (N2O5) nos dan un total de seis oxígenos. Igual que (2 HNO3).

H2O + N2O5 🡪 2 HNO3

1. La ecuación esta balanceada.

**Ejemplo:**

HCl + Zn 🡪 ZnCl2 + H2

2 HCl + Zn 🡪 ZnCl2 + H2

**Ejemplo:**

KClO3 🡪 KCl + O2

2 KClO3 🡪 2 KCl + 3 O2

1. **METODO DE COEFICIENTES INDETERMINADOS (algebraico)**

Este método es un proceso matemático que consistente en asignar coeficientes literales a cada una de las especies, crear ecuaciones en función de los átomos y al resolver las ecuaciones, determinar el valor de los coeficientes.

**Ejemplo:**

Ecuación a balancear:

FeS + O2 🡪 Fe2O3 + SO2

Los pasos a seguir son los siguientes:

1. Escribir una letra, empezando por a, sobre las especies de la ecuación:

**a b c d**

FeS + O2  🡪 Fe2O3  + SO2

1. Escribir los elementos y para cada uno de ellos establecer cuántos átomos hay en reactivos y en productos. Por ejemplo hay un Fe en reactivos y dos en productos, pero en función de los coeficientes literales donde se localizan las especies (a y c) se establece la ecuación a = 2c.

Fe: **a** = 2**c**

      S: **a** = **d**

      O: 2**b** = 3**c** + 2**d**

1. Utilizando estas ecuaciones, damos el valor de la unidad (1) al coeficiente literal que más se repite o al más apropiado, en este caso podría ser **c** = 1, de tal forma que al sustituir el valor en la primera ecuación se encontrará el valor de **a**. Sustituyendo el valor de **a** en la segunda ecuación se encuentra el valor de **d** y finalmente en la tercera ecuación se sustituyen los valores de **c** y **d** para encontrar el valor de **b**.

**c** = 1

**a** = 2.**c**  ; **a** = 2.1 ; **a** = 2

**a** = **d** ; **d** = 2

2.**b =** 3.**c** + 2.**d** ; 2.**b** = 3.**1** + 2.**2** ; **b** = 7/2

Si los valores de los coeficientes son números enteros, se reemplaza en la ecuación original y queda equilibrada la ecuación química; para este caso, un valor del coeficiente literal no es un número entero, por lo que se tiene que multiplicar por un número entero a cada valor de los coeficientes, de tal manera que todos sean números enteros. Para nuestro ejemplo ese número es **2**.

**c** = 2; **a** = 4; **d** = 4; **b** = 7

1. Asignar a cada una de las especies el valor encontrado para cada una de las variables:

4 FeS + 7 O2  🡪 2 Fe2O3  + 4 SO2

Ecuación Balanceada

**Ejemplo:**

Balancear la siguiente ecuación química:

Fe + O2 🡪 Fe2O3

1. A cada formula de la ecuación se le asigna una literal y a la flecha de reacción el signo de igual.

**a** Fe + **b** O2 🡪 **c** Fe2O3

1. Para cada elemento químico de la ecuación, se plantea una ecuación algebraica.

Para el Fe: **a** = 2 **c**

Para el O: 2 **b** = 3 **c**

1. Asignarle un valor de la unidad (1) a la letra que aparece en la mayoría de las ecuaciones algebraicas, en este caso la **c**.

Por lo tanto si **c** = 1

Si resolvemos la primera ecuación algebraica, tendremos:

2 **b** = 3 **c**; 2 **b** = 3(1)

**b** = 6/2

**b** = 3

De la segunda ecuación:

**a** = 2 **c**; **a** = 2(1)

**a** = 2

El resultado de resolver esta serie de ecuaciones no da:

**a** = 2

**b** = 3

**c** = 1

Estos valores los escribimos como coeficientes en las formulas que les corresponden a cada literal de la ecuación química, quedando balanceada la ecuación

4 Fe + 3 O2 🡪 2 Fe2O3

1. **MÉTODO DE OXIDO - REDUCCIÓN (REDOX)**

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

1. Oxidación.- Perdida de electrones, su número de oxidación aumenta.
2. Reducción.- Ganancia de electrones, su número de oxidación disminuye.
3. Agente oxidante (quien se reduce).- Gana electrones, su número de oxidación disminuye.
4. Agente reductor (quien se oxida).- Pierde electrones, su número de oxidación 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.

El mecanismo de igualación por el método de oxido-reducción es el siguiente:

1. Se escribe la ecuación del proceso. Se determina qué compuesto es el oxidante y el reductor, y qué átomos de estos compuestos son los que varían en su número de oxidación.

Mn+4º2-2 + H+1Cl-1 🡪 Mn+2Cl2-1 + Cl20 + H2+1º-2

1. Se calcula el número de oxidación de cada uno de estos átomos, tanto en su forma oxidada como reducida y se procede a escribir ecuaciones iónicas parciales.

Mn+4 + 2 e- 🡪 Mn+2

2 Cl-1 - 2 e- 🡪 Cl20

1. Se establecen los coeficientes mínimos del oxidante y del reductor, de tal forma que el número total de electrones ganados y perdidos sea el mismo; para ello multiplicamos en las ecuaciones iónicas el número de electrones por los factores adecuados.
2. Se asignan como coeficientes de las sustancias afectadas en la ecuación, los factores que se utilizaron para que el número de electrones sea igual.

MnO2 + 2 HCl 🡪 MnCl2 + Cl2 + H2O

1. Por último el balanceo se determina por el método de inspección o ensayo y error.

MnO2 + 4 HCl 🡪 MnCl2 + Cl2 + 2 H2O

**Ejemplo:**

Balancear la ecuación de oxidación-reducción siguiente por el método de la variación del número de oxidación.

HNO3 + H2S 🡪 NO + S

1. El N sufre una variación en el estado de oxidación de +5 en el NO3 a +2 en el NO. El S sufre un cambio en el número de oxidación de -2 en H2S a 0 en S.
2. El esquema de igualación de electrones es como sigue:

N+5 + 3 e- 🡪 N+2

S-2 - 2 e- 🡪 S0

1. Para que el número de electrones ganados sea igual al de los perdidos, se multiplica la primera ecuación por 2 y la segunda ecuación por 3.

2 N+5 + 6 e- 🡪 2 N+2

3 S-2 - 6 e- 🡪 3 S0

1. 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:

2 HNO3 + 3 H2S 🡪 2 NO + 3 S

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

2 HNO3 + 3 H2S 🡪 2 NO + 3 S + 4 H2O

Ecuación balanceada o equilibrada.

**Ejemplo:**

Balancear la ecuación de oxidación-reducción siguiente por el método REDOX.

Cu + HNO3 🡪 NO2 + H2O + Cu(NO3)2

1. El Cu sufre una variación en el estado de oxidación de 0 en el Cu a +2 en el Cu(NO3)2. El N sufre un cambio en el número de oxidación de +5 en HNO3 a +4 en NO2.
2. El esquema de igualación de electrones es como sigue:

Cu0 - 2 e- 🡪 Cu+2

N+5 + 1 e- 🡪 N+4

1. Para que el número de electrones ganados sea igual al de los perdidos, se multiplica la primera ecuación por 1 y la segunda por 2.

Cu0 - 2 e- 🡪 Cu+2

2 N+5 + 2 e- 🡪 2 N+4

1. Por tanto, el coeficiente del Cu y del Cu(NO3)2 es 1  y el del HNO3 y NO2 es 2. En forma parcial, la ecuación esquemática es la siguiente:

Cu + 2 HNO3 🡪 2 NO2 + H2O + Cu(NO3)2

1. Ajuste de N. Al lado derecho tenemos 4 átomos de nitrógeno, por lo que a la izquierda colocaremos 4 en HNO3. Ajustando H, el número de átomos de H de la izquierda es 4 por lol que colocaremos 2 H2O en la derecha de la ecuación. La ecuación final será:

Cu + 4 HNO3 🡪 2 NO2 + 2 H2O + Cu(NO3)2

La ecuación está balanceada.

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |

1. **MÉTODO DEL ION - ELECTRÓN**

Si la ecuación esta en forma molecular, pasarla a forma iónica. Aquí hay que tener en cuenta que los elementos libres, los óxidos, el H2O, el H2 y O2 no se disocian, sólo se disocian los electrolitos (ácidos, bases y sales).

Los pasos  de este método son los siguientes:

* 1. Escribir una ecuación esquemática que incluya aquellos reactivos y productos que contengan elementos que sufren una variación en su estado de oxidación.
	2. Escribir una ecuación esquemática parcial para el agente oxidante y otra ecuación esquemática parcial para el agente reductor.
	3. 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.

**En soluciones alcalinas**.- Puede utilizarse el OH-. Por cada oxigeno 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.

1. Igualar cada ecuación parcial en cuanto al número de cargas añadiendo electrones en el primero o segundo miembro de la ecuación.
2. Multiplicar cada ecuación parcial por los mismos coeficientes para igualar la perdida y ganancia de electrones.
3. 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.
4. Simplificar los coeficientes.

**Ejemplo:**

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

Cr2O7 -2 + Fe+2 🡪 Cr+3 + Fe+3

* 1. Las ecuaciones esquemáticas parciales son:

Cr2+6º7 -2 🡪 Cr+3 Se reduce

Fe+2 🡪 Fe+3 Se oxida

* 1. Se efectúa el balanceo de átomos. La primera semirreacción exige 7 H2O en la derecha para igualar los átomos de oxígeno; a continuación 14H+ a la izquierda para igualar los H+. La segunda ecuación está balanceada en sus átomos:

Cr2O7 -2 + 14 H+1 🡪 2 Cr+3 + 7 H2O

Fe+2 🡪 Fe+3

* 1. Se efectúa el balanceo de cargas. En la primera ecuación 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 segunda ecuación se suma **1e-** en el lado derecho para igualar la carga de +2 en el lado izquierdo:

Cr2O7 -2 + 14 H+1 + 6 e- 🡪 2 Cr+3 + 7 H2O

Fe+2 🡪 Fe+3 + 1 e-

* 1. Se igualan los electrones ganados y perdidos. Basta con multiplicar la segunda ecuación por 6:

Cr2O7 -2 + 14 H+1 + **6 e-** 🡪 2 Cr+3 + 7 H2O

6 Fe+2 🡪 6 Fe+3 + **6 e-**

* 1. Se suman las dos semireacciones y se realiza la simplificación de los electrones:

Cr2O7 -2 + 14 H+1 + 6 Fe+2 🡪 2 Cr+3 + 7 H2O + 6 Fe+3

**EJERCICIOS**

1. Escribir las ecuaciones de las siguientes reacciones y nombrarlas:

a) Trióxido de azufre + agua 🡪

b) Cinc + oxígeno 🡪

c) Oxido de litio + agua 🡪

d) Oxido de aluminio + agua 🡪

e) Oxido de cinc + agua 🡪

f) Oxido férrico + agua 🡪

g) Dióxido de carbono + agua 🡪

h) Oxido ferroso + agua 🡪

i) Sodio + agua 🡪

1. Formula las siguientes reacciones:

a) Formación del ácido benzoico.

b) Ácido sulfúrico + Hidróxido de aluminio

c) Descomposición del clorato de potasio

d) Combustión del etanol

e) Sulfuro de hidrógeno + hidróxido de potasio

f) Calcio + ácido clorhídrico

1. Completa y ajusta las siguientes reacciones:

a) Calcio + acido nítrico b) Combustión del pentano (C5H12)

c) Acido sulfúrico + hidróxido de hierro (III) d) Carbonato de magnesio + Q

e) Potasio + acido sulfuroso f) Obtención de etanol (C2H6O)

g) Acido perclórico + aluminio h) Dióxido de carbono + agua

1. Escribir las ecuaciones de neutralización para las siguientes sales:

a) Cromato mercurio (II).

b) Bisulfato de calcio.

c) Cloruro de cobre (II).

d) Pirofosfato de potasio.

e) Bicarbonato de magnesio.

1. Identifique el tipo de reacción química:

a) H2+ O2 🡪 H2O

b) H2O + Na  🡪 Na(OH) + H2

c) BaO2 + HCl 🡪 BaCl2 + H2O2

d) KClO3 🡪 KCl + O2

e) Ag2SO4 + NaCl 🡪 Na2SO4 + AgCl

f) Na2CO3 + H2O  + CO2 🡪 NaHCO3

1. Completar las siguientes reacciones químicas:

a) Na + O2 🡪

b) Ca + O2 🡪

c) Fe II + O2 🡪

d) Fe III + O2 🡪

e) C + O2 🡪

f) N2 II + O2 🡪

g) N2 III + O2 🡪

h) N2 IV + O2 🡪

i) Cl2 I + O2 🡪

j) Cl2 VII + O2 🡪

k) P4 III + O2 🡪

l) P4 V + O2 🡪

1. ¿Cuáles son los productos de las siguientes reacciones químicas?

a) P2O5 + H2O 

b) K2O + H2O 

c) BaO + H2O 

d) Cl2O + H2O 

e) P2O5 + 3.H2O 

f) Al2O3 + H2O 

g) I2 + H2 

h) N2O5 + H2O 

i) S + H2 

1. Balancear por tanteo:

a) Fe + HCl 🡪 FeCl3 + H2

b) H2SO4 + Ca3(PO4)2 🡪 CaSO4 + H3PO4

c) CO2 + H2O 🡪 C6H12O6 + O6

d) C3H8 + O2 🡪 CO2 + H2O

e) CaCO3 🡪 CaO + CO2

1. Balancear la siguiente ecuación:

Na2SO4 + BaCl2 → NaCl + BaSO4

1. Balancea la siguiente ecuación química:

Al + Cr2O3 🡪 Al2O3 + Cr

1. Considere la reacción de combustión del metano gaseoso (CH4) en aire, balancee la ecuación química.
2. Balancear la siguiente ecuación. ¿Cuál es la suma de los coeficientes de los reactivos y productos?

Mg3B2 + H2O 🡪 Mg(OH)2 +B2H6

1. Ajustar la siguiente ecuación y calcular la suma de los coeficientes de los reactivos.

C8H8O2 + O2 🡪 CO2 + H2O

1. Balancear la siguiente ecuación e indica si se trata de una combustión, de sustitución o descomposición:

Mg3N2 + H2O 🡪 Mg(OH)2 + NH3

1. La dimetil hidracina, (CH3)2NNH2, se usó como combustible en el descenso de la nave Apolo a la superficie lunar, con N2O4 como oxidante. Considerar la siguiente reacción sin ajustar y calcular la suma de los coeficientes de reactivos y productos.

(CH3)2NNH2 +N2O4 🡪 CO2 + H2O + N2

1. Escribe la ecuación balanceada de la reacción que se produce cuando se calienta nitrato de potasio sólido y éste se descompone para formar nitrito de potasio sólido y oxígeno gaseoso.
2. Determine, ¿cuáles de las siguientes reacciones son reacciones redox, e identifique la especie oxidante y reductora?

a)  HgCl2 (ac) + KI(ac) 🡪 HgI2(s) + KCl(ac)

b) NH3(g) + O2 (g) 🡪 N2 (g) + H2O(g)

c) CaCO3 (s) + HNO3 (ac) 🡪 Ca(NO3)2 (ac) + CO2 (g) + H2O(l)

d)  PCl3 (l) + H2O(l) 🡪 HCl(ac) + H3PO3 (ac)

e)  Mg(s) + Sn+2(ac) 🡪 Sn(s) + Mg+2(ac)

1. Encuentre ¿qué átomos se reducen y cuáles se oxidan en la siguiente reacción?, además, ¿cuáles son sus coeficientes?

MnO2 + HCl 🡪 MnCl2 + H2O + Cl2

1. Balancear la siguiente reacción por el método del número oxidación - reducción:

Cu + HNO3 🡪 Cu(NO3)2 + H2O + NO

1. Balancear la siguiente reacción por el método del número de oxidación:

KMnO4 + H2SO4 + H2S 🡪 K2SO4 + MnSO4 + H2O + S

1. Balancear por el método REDOX, e indique:

a) Cu + HNO3  Cu(NO3)2 + NO + H2O (sustancia que se oxida)

b) NaClO3 + K2SnO2  NaCl + K2SnO3 (coeficiente del que se reduce)

c) FeS2 + O2  Fe2O3 + SO2 (total de electrones transferidos)

d) Zn + NaNO3 + NaOH  Na2ZnO2 + NH3 + H2O (coeficiente del que se oxida)

e) KMnO4 + H2SO4 + H2O2  MnSO4 + O2 + K2SO4 (coeficiente del agente reductor)

1. Balancee las siguientes ecuaciones redox mediante el método ión – electrón:

a)  KI + H2O2 + H2SO4 🡪 I2 + K2SO4 + H2O

b)  Cu + HNO3 🡪 Cu(NO3)2 + H2O + NO2

c)  Cl2 + NaOH 🡪 NaCl + NaClO + H2O

d)  Zn + HNO3 🡪 Zn(NO3)2 + H2O + NO

e) KMnO4 + HCl 🡪 KCl + MnCl2 + H2O + NO

f)   NO + NaOH 🡪 N2 + NaNO2

g)  Ga +1 + ClO4 -1 🡪 Ga +3 + Cl -1 (medio acido)

h)  MnO4 -2 🡪 MnO4 -1 + MnO2 (medio acido)

i)   I -1 + MnO4 -1 🡪 I2 + Mn +2 (medio acido)

j) NaNO3 + Al 🡪 NH3 + NaAlO2 (medio básico)

1. Balancear por el método ion – electrón en medio acido:

a) KMnO4 + H2S + HCl → MnCl2 + S + KCl + H2O

b) Br2 + SO2 + H2O → HBr + H2SO4

c) HNO3 + H2S → NO + S + H2O

d) Ca(ClO)2 + KI + HCl → I + CaCl2 + H2O + KCl

e) KCl + KMnO4 + H2SO4 → MnSO4 + K2SO4 + H2O + Cl2

1. Balancear la siguiente reacción por el método del ion-electrón:

Cr2O7 -2 + Cl -1 🡪 Cr +3 + Cl2

1. Balancear por el método ion – electrón en medio básico:

a) Zn + NaNO3 + NaOH 🡪 Na2(ZnO2) + NH3 + H2O

b) KMnO4 + NH3 🡪 KNO3 + MnO2 + KOH + H2O

c) Fe(OH)2 + O2 + H2O 🡪 Fe(OH)3

d) NH3 + Na2CrO4 + H2O + NaCl 🡪 NaNO3 + CrCl3 + NaOH

e) Bi2O3 + NaClO + NaOH 🡪 NaBiO3 + NaCl + H2O

**BIBLIOGRAFIA**

1) Química, para Postulantes a medicina, ciencias e ingeniería/A. Salcedo/Edt. San Marcos/Perú/1992

2) Química/C. Briceño, L. Rodríguez/Edt. Educativa/Colombia/1994

3) Química General, problemas y ejercicios/Edt. Addison-Wesley Iberoamericana/U.S.A/1991

4) Química General/K. Whitten, K. Gailey, R. Davis/Edt. Mc Graw Hill/España/1994

5) Química/R. Chang/Edt. Mc Graw Hill/México/1992

**AUTOEVALUACIÓN**

1. Escribe la ecuación química de la siguiente reacción, que se produce cuando se calienta nitrato de potasio sólido y éste se descompone para formar nitrito de potasio sólido y oxígeno gaseoso.
2. Completar las siguientes reacciones químicas y clasificarlas:

a) Oxido de potasio más agua 🡪

b) Oxido de plomo (II) más agua 🡪

c) Acido sulfúrico más hidróxido manganeso (II) 🡪

d) Acido nitroso más hidróxido de plata 🡪

e) Acido clórico más hidróxido de plata 🡪

1. Identifique todos los tipos de reacción química presente en la siguiente ecuación:

HCl + MnO2 🡪 MnCl2 + H2O + Cl2

1. ¿Cómo es una reacción termoquímica? Dar un ejemplo.
2. Balancear por el método del tanteo:

H2SO4 + Ca3(PO4)2 🡪 CaSO4 + H3PO4

1. De la reacción de la pregunta anterior, indicar el coeficiente de la sustancia que se oxida y de la sustancia que se reduce. Justifique su respuesta.
2. Balancear la reacción siguiente e indicar los coeficientes de la sustancia que se reduce y del agente reductor:

HNO3 + H2S 🡪 NO2 + H2O + S

1. Balancear la siguiente ecuación química e indicar los coeficientes de los agentes oxidante y reductor:

Zn + NaNO3 + NaOH  Na2ZnO2 + NH3 + H2O

1. Balancear la siguiente reacción por el método del ion-electrón en medio acido:

Na2Cr2O7 + HCl 🡪 NaCl + CrCl3 + Cl2 + H2O

1. Balancee la siguiente reacción por el método del ion – electron en medio básico:

Br2 🡪 Br -1 + BrO3 -3