

Caracas  
Venezuela

# Balanceo de Ecuaciones Químicas

Teoría y Ejercicios

Balanceo por Tanteo y Método Algebraico. Reacciones Redox: Método del número de oxidación. Método del Ión - electrón.

Leopoldo Simoza L.  
Caracas Venezuela



## Tabla de contenido

<b>1.- INTRODUCCIÓN:</b> .....	<b>2</b>
<b>2.- BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS POR TANTEO:</b> .....	<b>4</b>
<b>3.- BALANCEO POR EL MÉTODO ALGEBRAICO/ARITMÉTICO</b> .....	<b>7</b>
<b>4.- BALANCEO DE ECUACIONES DE ÓXIDO REDUCCIÓN</b> .....	<b>12</b>
4.1.- PRINCIPIO DE ELECTRO NEUTRALIDAD .....	12
4.1.2.- Número de oxidación .....	12
4.1.3.- Método de Balanceo del Número de Oxidación.....	13
4.1.3.1.- Determinación del número de oxidación. ....	13
4.1.4.- Método de Balanceo del Ión-electrón o Semi-reacciones.....	19
<b>Respuestas a los ejercicios</b> .....	<b>23</b>
<b>5.- CÁLCULOS CON ECUACIONES</b> .....	<b>26</b>

## 1.- INTRODUCCIÓN:

Una Ecuación Química es la representación gráfica o simbólica de una reacción que muestra las transformaciones que sufren las sustancias, elementos o compuestos, bajo ciertas condiciones específicas. De esta manera, las sustancias reaccionantes (llamadas reactivos) sufren una serie de transformaciones en el curso de una reacción química para dar origen a los productos de la reacción.

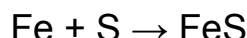
La ecuación química también nos muestra la cantidad de sustancias o elementos que intervienen en la reacción.

Una reacción Química se define como todo proceso en el cual una o más sustancias sufren transformaciones químicas.

Una ecuación química consta de dos miembros constituyentes.

A la izquierda se ubican las sustancias que reaccionan y a la derecha, los productos de la reacción. Para separar ambos miembros, se emplea una flecha que indica el sentido en que transcurre la reacción.

En la siguiente reacción:



Un átomo de hierro se combina con un átomo de azufre para dar origen a una molécula de sulfuro ferroso.

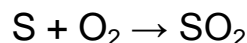
Observe que en ambos miembros de la ecuación existe el mismo número de átomos. Un átomo de hierro y un átomo de azufre lo que se ajusta a la Ley de la conservación de la materia, propuesta por Lavoisier en 1774, que dice lo siguiente:

***"En una reacción química, la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos" por lo tanto "La materia no se crea ni se destruye, solo se transforma"***

Decimos entonces que la reacción está ***Igualada o Balanceada***.

Una ecuación estará correctamente escrita cuando esté balanceada.

La ecuación:



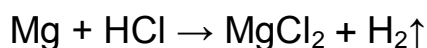
Se lee diciendo que un átomo de azufre reacciona con una molécula de oxígeno para dar lugar a una molécula de Anhídrido sulfuroso.

Obsérvese que el símbolo de oxígeno está seguido del subíndice “dos”. Esto se debe a que todas las sustancias gaseosas siempre se representan como moléculas: O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, etc. Puede decirse, entonces que “todas las sustancias gaseosas son moléculas diatómicas”.

Esta reacción también está balanceada pues existe el mismo número de átomos entre los reactantes y en los productos.

Sin embargo, esto no siempre es así.

Observe la siguiente ecuación:

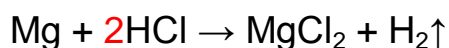


En primer lugar, debemos indicar que la flecha apuntando hacia arriba que aparece a continuación del símbolo de la molécula de hidrógeno, “↑”, indica que el hidrógeno es un gas que se desprende a la atmósfera.

En otros casos, podemos encontrar una flecha apuntando hacia abajo, “↓”, lo cual indica que el elemento o compuesto que la precede, precipita depositándose en el fondo del recipiente en el que ha ocurrido la reacción.

Si observamos la ecuación, notaremos que no está balanceada pues a la derecha de la ecuación hay más átomos de hidrógeno y de cloro que entre los reactivos.

Para solucionar este problema, debemos multiplicar la molécula de ácido clorhídrico, “HCl” del primer miembro, por dos:



Ahora la ecuación ha quedado balanceada pues existen dos átomos de hidrógeno y dos átomos de cloro a ambos lados de la ecuación.

Este número que antecede al HCl se denomina “**Coeficiente**” y observe que afecta a cada constituyente de la molécula por igual (2HCl indica que hay 2 átomos de H y 2 átomos de Cl). Por el contrario, en el caso del MgCl<sub>2</sub>, el subíndice solo afecta al átomo de cloro y no al átomo de Magnesio (1 átomo de Mg y 2 átomos de Cl).

Este procedimiento de igualar el número de átomos que existe en ambos lados de la ecuación se denomina "Balanceo de Ecuaciones".

Existen diversos métodos de igualación de ecuaciones químicas a saber:

- Método por Tanteo,
- Método Algebraico o Aritmético y
- Métodos de Igualación de Reacciones de Óxido Reducción, también conocidos como Redox que se subdividen a su vez en:
  1. Método del Número de Oxidación,
  2. Método del Ión-electrón o Semi-reacciones.

En el presente trabajo expondremos cada uno de estos métodos y se proponen un buen número de ejercicios que nos permitirán adquirir las destrezas necesarias para dominar cada uno de ellos.

Nuestra recomendación es que resuelva cada uno de los ejercicios propuestos, sin excepción, lo que le permitirá alcanzar la destreza necesaria para balancear cualquier reacción química que se nos plantee, independientemente que se trate de una reacción química Inorgánica u Orgánica.

## 2.- BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS POR TANTEO:

Como se ha indicado antes, para balancear por este o todos los demás métodos es necesario conocer la ley de la conservación de la materia, propuesta por Lavoisier en 1774.

Como todo lleva un orden a seguir, éste método resulta más fácil si ordenamos a los elementos de la siguiente manera:

Balancear primero

Metales y/o no metales

Oxígenos

Hidrógenos

De esta manera, nos resulta más fácil, ya que el mayor conflicto que se genera durante el balanceo es causado principalmente por los oxígenos e hidrógenos.

Balancear por el método de tanteo consiste en colocar números grandes denominados "Coeficientes" a la izquierda del compuesto o elemento del

que se trate. De manera que “Tanteando”, logremos una equivalencia o igualdad entre los reactivos y los productos.

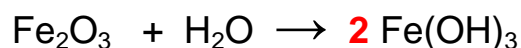
Ejemplo: Balancear la siguiente ecuación química:



Para balancear, comenzamos contando los átomos diferentes a oxígeno e hidrógeno, luego los  $\text{O}_2$  y finalmente  $\text{H}_2$ .

A la izquierda de la flecha tenemos los “Reactivos” y a la derecha, los “Productos de la Reacción”. La flecha se lee: “produce”.

Observamos que en los reactivos tenemos dos átomos de hierro (el número delante del símbolo, Fe. Es importante hacer notar que si el número está antes de la fórmula del compuesto, afectará a todos los elementos que lo integran y este número se llamará “coeficiente”. El coeficiente indica el número de moléculas presentes). En los productos solo hay un átomo de hierro. Como debe haber el mismo número de átomos a la izquierda y a la derecha, colocaremos un coeficiente en el segundo miembro para balancear el número de átomos, así:



**NOTA:** Observa que solo podemos colocar coeficientes para balancear (números antes de la fórmula. No se puede colocar un dos después del hierro de los productos pues esto alteraría la fórmula del compuesto).

Ya hemos igualado los átomos de hierro.

A continuación, contamos los átomos de oxígeno que hay en ambos lados de la ecuación.

En el primer miembro hay cuatro átomos de oxígeno. Tres en el óxido férrico ( $\text{FeO}_3$ ) y uno en la molécula de agua; mientras que en el segundo miembro hay seis, tres en el grupo OH multiplicado por el coeficiente 2 que hemos colocado en el paso anterior. (Observa que los coeficientes multiplican los átomos presentes en la molécula).

Para compensar esta diferencia colocamos un tres antes de la fórmula del agua. Lo colocamos allí porque si lo colocamos antes de la fórmula del

óxido, alteraríamos la cantidad de hierro que ya hemos ajustado en el paso anterior.



**Colocamos un tres porque ya hay tres átomos de oxígeno en la formula del Óxido Férrico.**

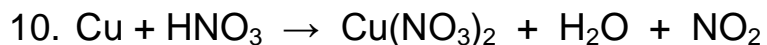
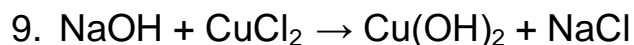
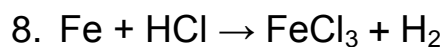
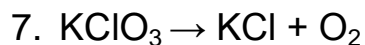
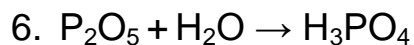
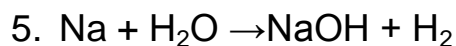
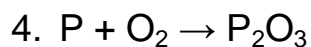
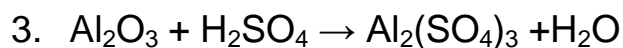
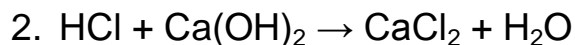
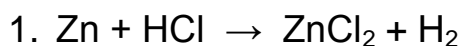
Contamos ahora los átomos de hidrógeno y observamos que hay seis átomos a ambos lados de la flecha, por lo que la ecuación ha quedado balanceada.

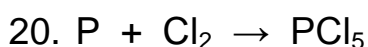
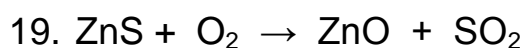
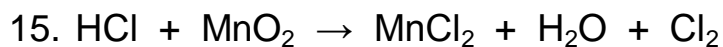
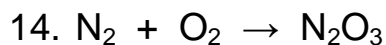
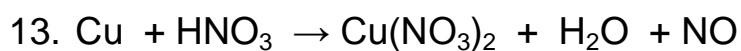
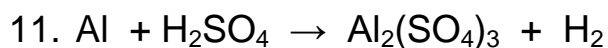
Para comprobar, construimos la siguiente tabla:



Ejercicios:

1.- Balancea las siguientes ecuaciones Químicas por el método de tanteo:





### 3.- BALANCEO POR EL MÉTODO ALGEBRAICO/ARITMÉTICO

Se siguen los siguientes pasos:

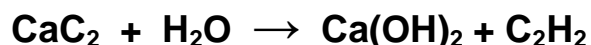
- Escribir antes de cada molécula una letra, siguiendo el orden alfabético.
- Enlistar verticalmente los átomos que participan en la reacción
- A la derecha del símbolo de cada elemento que participa se escribe el número de veces que el elemento se encuentra en cada molécula identificada por letra.
- Si de un lado de la reacción un elemento se encuentra en más de una molécula, se suman y se escribe cuantas veces está presente en una molécula
- Se cambia la flecha por un signo igual =
- Se enlistan las letras que representan las moléculas y a la letra más frecuente se le asigna el valor de uno



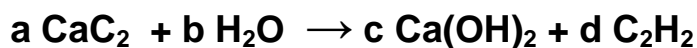
- Los valores de las letras se obtienen por operaciones algebraicas

Ejemplo:

Balancear la siguiente ecuación:



Aplicamos la primera regla o paso:



Aplicamos el segundo paso:

Ca  
C  
O  
H

Continuamos con el tercer paso:

Ca: (Ca está en "a" del primer miembro y en "c" en el segundo por lo tanto)

$$a=c$$

C: (C está 2 veces en "a" y 2 veces en "d" por lo tanto)

$$2a = 2d$$

O: (O está en "b" y 2 veces en "c" por lo tanto)

$$b = 2c$$

H: (H está 2 veces en "b", 2 en "c" y 2 veces en "d" por lo tanto)

$$2b = 2c + 2d$$

Le asignaremos un valor numérico conveniente a cualquiera de las variables literales. En este caso, asignemos el valor de "1" a C

Resolvemos cada ecuación obtenida:

$$c = 1 \text{ luego, } a = c$$

$$a = 1$$

$$2a = 2d \text{ luego, } 2 \times (1) = 2d$$

$$d = 2/2 = 1$$

$$b = 2c, \text{ luego } b = 2 \times (1); b = 2$$

$$2b = 2c + 2d; 2b = 2 \times (1) + 2 \times (1); 2b = 2 + 2; 2b = 4; b = 4 / 2;$$

$$b = 2$$

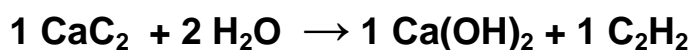
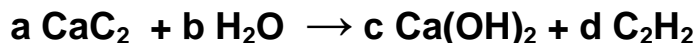
Se reemplaza cada literal por el valor obtenido:

$$a=1$$

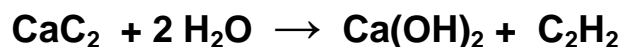
$$b=2$$

$$c=1$$

$$d=1$$

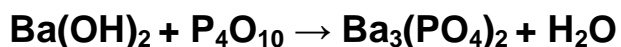


Como el 1 se sobre entiende, la ecuación queda así:



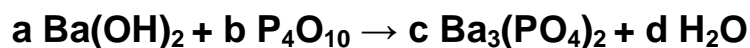
Y la ecuación ya está balanceada.

Balancear por el método algebraico la siguiente ecuación química

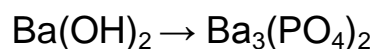


**Respuesta**

(1) Ecuación general



Ecuación parcial del Bario



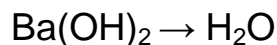
$$a = 3c \quad (2)$$

Ecuación parcial del Fósforo



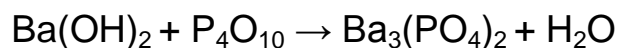
$$4b = 2c \quad (3)$$

Ecuación parcial del Hidrogeno



$$2a = 2d \quad (4)$$

Ecuación parcial del Oxigeno



$$2a + 10b = 8c + d \quad (5)$$

Se reemplaza b por 1 y se despejan a, c y d de las ecuaciones 2, 3, 4 y 5.

$$b = 1 \quad (6)$$

se reemplaza la ecuación 6 en la ecuación 3

$$4b = 2c$$

$$4 * 1 = 2c$$

$$4 = 2c$$

$$2 = c \text{ (7)}$$

reemplazamos la ecuación 7 en la ecuación 2

$$a = 3c$$

$$a = 3 * 2$$

$$a = 6 \text{ (8)}$$

reemplazamos la ecuación 8 en la ecuación 4

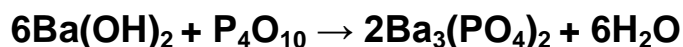
$$2a = 2d$$

$$2 * 6 = 2d$$

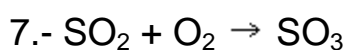
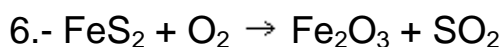
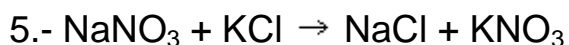
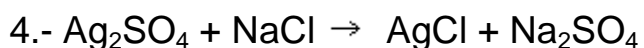
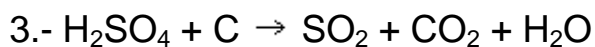
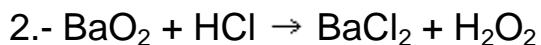
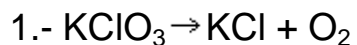
$$12 = 2d$$

$$d = 6 \text{ (9)}$$

Se reemplazan los coeficientes literales por los valores obtenidos:



2.- Balancea las siguientes ecuaciones por el método algebraico:



## 4.- BALANCEO DE ECUACIONES DE ÓXIDO REDUCCIÓN

Se denomina reacción de óxido-reducción o, simplemente, “Redox”, a toda reacción química en la que uno o más electrones se transfieren entre los reactivos, provocando un cambio en sus estados de oxidación.

Para que exista una reacción de óxido-reducción, por tanto, debe haber un elemento que ceda electrones, y otro que los acepte:

- El elemento que cede electrones se oxida, su número de oxidación disminuye y se denomina agente reductor.
- El elemento que acepta electrones, aumenta su número de oxidación, se dice que se reduce y se denomina agente oxidante.

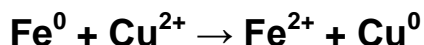
### 4.1.- Principio de electro neutralidad

El principio de electro neutralidad de Pauling es un método aproximado para estimar la carga en moléculas o iones complejos. Supone que la carga siempre se distribuye en valores cercanos a 0 (es decir, -1, 0, +1).

Dentro de una reacción global redox, se da una serie de reacciones particulares llamadas semirreacciones o reacciones parciales.

- Semi-reacción de reducción:  $2e^- + Cu^{2+} \rightarrow Cu^0$
- Semi-reacción de oxidación:  $Fe^0 \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$

o más comúnmente, también llamada ecuación general:



La tendencia a reducir u oxidar a otros elementos químicos se cuantifica por el potencial de reducción, también llamado potencial redox.

Una titulación redox es una en la que un indicador químico indica el cambio en el porcentaje de la reacción redox mediante el viraje de color entre el oxidante y el reductor.

#### 4.1.2.- Número de oxidación

El número de oxidación es un número entero que representa el número de electrones que un átomo pone en juego cuando forma un enlace determinado.

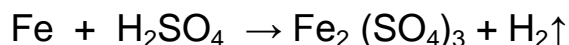
1. Todos los elementos libres que no formen compuesto, tendrán número de oxidación cero

2. El hidrógeno tendrá número de oxidación de +1 excepto en hidruros en los cuales actúa con número de oxidación -1
3. El oxígeno tendrá número de oxidación -2 excepto en los peróxidos donde actúa con número de oxidación -1
4. Los Metales Alcalinos (Grupo IA de la Tabla Periódica) tienen en sus compuestos número de oxidación +1
5. Los Metales Alcalino Téreos (elementos del Grupo IIA de la Tabla Periódica) tienen en sus compuestos número de oxidación +2
6. Los halógenos (Grupo VII A) tienen en sus compuestos como haluros, número de oxidación -1
7. La suma de los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto iónico es igual a la suma de la carga neta de los átomos constituyentes del ión
8. Si algún átomo se oxida su número de oxidación aumenta y cuando un átomo se reduce, su número de oxidación disminuye
9. La suma de los números de oxidación de los átomos que constituyen una molécula es cero

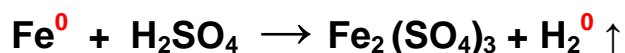
#### 4.1.3.- Método de Balanceo del Número de Oxidación.

##### 4.1.3.1.- Determinación del número de oxidación.

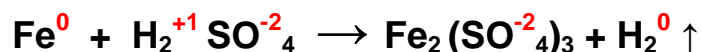
Para comprender este método, vamos a balancear la siguiente ecuación:



La primera regla, esta nos dice que todos los elementos libres tendrán valencia cero, luego, localizamos los elementos libres, en este caso son el Hierro y el hidrógeno, y colocamos un cero como valencia.



Continuamos con las demás reglas y ubicamos a los oxígenos e hidrógenos y les asignamos la valencia que les corresponde, según se estableció en las reglas:



Para continuar, obtenemos la valencia de los elementos restantes, en este caso el azufre y el hierro:

Ubiquémonos en el azufre (S) del primer miembro en la ecuación



Para obtener la valencia del azufre, simplemente vamos a multiplicar la valencia del oxígeno por el número de oxígenos que hay (en este caso hay 4 oxígenos que multiplicados por el -2 del número de oxidación, resulta -8) y hacemos lo mismo con el hidrógeno, multiplicamos su valencia por el número de oxígenos que hay (2 átomos de hidrógeno multiplicados por +1 resulta +2). Queda de la siguiente manera:



Se plantea una ecuación de primer grado, recordando que la suma de los números de oxidación de los átomos integrantes de la molécula debe ser igual a cero:

$$2 \times (+1) + X + 4 \times (-2) = 0$$

$$+2 + X - 8 = 0$$

$$X = +8 - 2$$

$$X = +6$$

Resulta que la valencia del azufre ha de ser +6. Comprobamos:

$$+2 + 6 - 8 = 0$$

Ubiquémonos ahora el hierro del segundo miembro:



Esta sal está formada por un catión, (Fe) y un anión, en este caso, el ión sulfato ( $\text{SO}_4$ ).

Si recordamos las reglas de formulación, es fácil deducir que la valencia del hierro es +3 y la del ión sulfato -2 (observe los subíndices delante de cada ión). Ya hemos definido el número de oxidación del hierro. Falta conocer el número de oxidación del azufre en el ión sulfato

Ya sabemos que la carga neta del ión es -2, por lo que si se multiplica los cuatro átomos de oxígeno por -2, resulta que la carga del oxígeno es -8, por lo que es lógico deducir que el número de oxidación del azufre será +6 para que al hacer la suma algebraica resulte -2.

Y de esta manera ya hemos obtenido todas las valencias del compuesto químico:

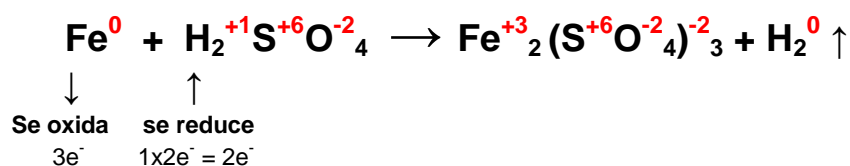


Ahora, vamos a verificar cuál elemento se oxida y cual se reduce. Observamos que el hierro se oxida pues su número de oxidación aumenta de cero a 3 (pierde 3 electrones):

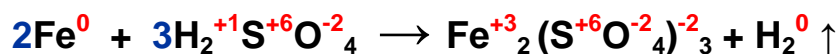


Observamos ahora que el hidrógeno se reduce (gana 1 electrón), pero como hay dos átomos de hidrógeno, se multiplica por 2):

La ecuación queda de la siguiente manera:



A continuación, intercambiamos estos números que indican la pérdida y/o ganancia de electrones como se indica a continuación:



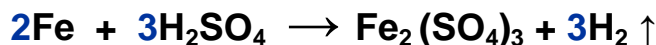
Ahora contamos el número de átomos a ambos lados de la ecuación:

$$\begin{array}{l} 2 = \text{Fe} = 2 \\ 3 = \text{S} = 3 \\ 12 = \text{O} = 12 \end{array}$$

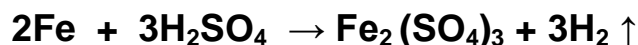


$$6 = H = 2$$

Para compensar el déficit de hidrógenos del segundo miembro, multiplicamos este elemento por 3



La ecuación balanceada resulta:



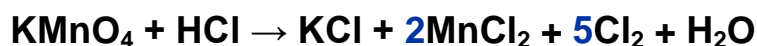
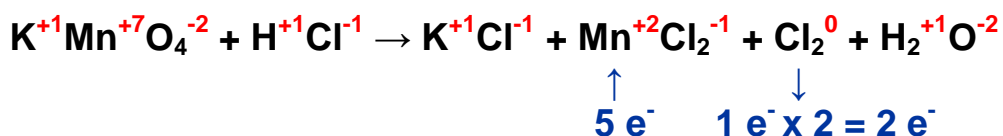
Otro ejemplo del mismo caso anterior se presenta a continuación:



Asignamos los números de oxidación:



Observemos que en el segundo miembro, el cloro aparece con dos valencias, por tanto, comenzaremos el balanceo por ese lado de la ecuación:



Ajustamos la ecuación en el primer miembro y efectuamos las correcciones que hagan falta:

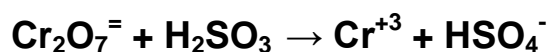


La mayoría de las reacciones químicas elementales ocurren en disolución acuosa. En estos casos, no se indican todos los reactivos o productos sino que normalmente solo se presentan el agente oxidante y el agente reductor; en qué se convierten y el medio en el que se realiza la reacción (disolución básica o ácida), por esta razón, la reacción deberá ser completada.

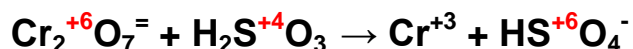
Se recomienda seguir el siguiente procedimiento:

1. Asignar los números de oxidación siguiendo las reglas ya estudiadas.
2. Igualar la ecuación con la proporción adecuada de agente oxidante y agente reductor.
3. Contar los átomos de oxígeno a ambos lados de la ecuación y añadir moléculas de agua donde exista déficit de O<sub>2</sub>.
4. Contar los átomos de hidrógeno y completar con protones (H<sup>+</sup>) en el lado deficiente.
5. Si se indica que la reacción se realiza en medio ácido, se deja así, sin embargo, si se indica que la reacción ocurre en medio básico, se deben añadir tantos OH<sup>-</sup> a ambos lados de la ecuación como protones se han incorporado en el paso anterior.
6. Sumar los H<sup>+</sup> y los OH<sup>-</sup> agregados y convertirlos en H<sub>2</sub>O y finalmente, eliminar las especies que se repitan a ambos lados de la ecuación.

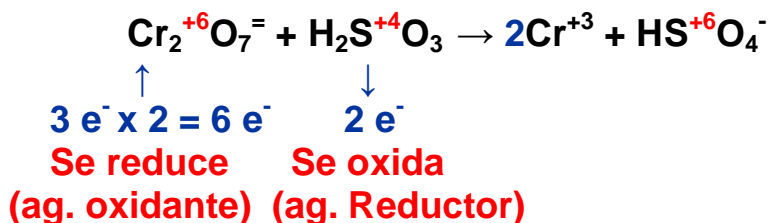
Como ejemplo, igualemos la siguiente reacción sabiendo que ocurre en medio ácido:



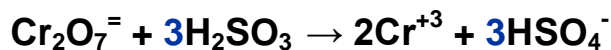
Iniciamos colocando los números de oxidación según el procedimiento ya estudiado: (solo indicaremos los números de oxidación del agente oxidante y el reductor)



Balancemos los átomos de Cromo del segundo miembro:



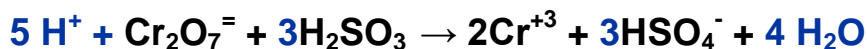
La relación entre los reactivos es 6:2, por lo que simplificamos resultando 3:1 y balanceamos:



Verificamos los átomos de oxígeno y detectamos un déficit de 4 átomos a la derecha que compensamos con agua:

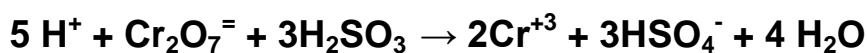


Ahora tenemos un déficit de 5 Hidrógenos a la derecha que compensamos con  $H^+$ :



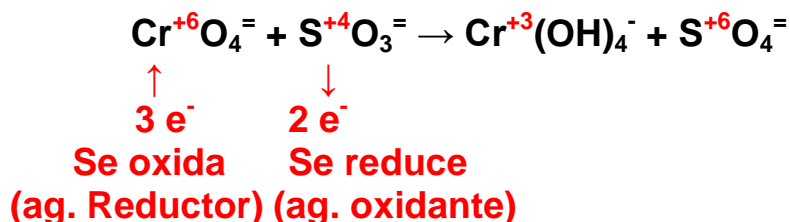
Verificamos las cargas eléctricas a ambos lados de la ecuación y confirmamos que están balanceadas.

Puesto que la reacción ocurre en medio ácido, concluimos en este punto:

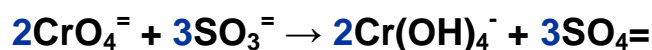


Estudiamos ahora un ejemplo de reacción en medio básico.

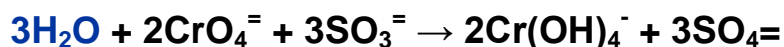
Balancear y completar la siguiente reacción sabiendo que ocurre en medio básico:  $CrO_4^{2-} + SO_3^{2-} \rightarrow Cr(OH)_4^- + SO_4^{2-}$



Balanceamos según la relación encontrada:



Compensamos el déficit de oxígeno:



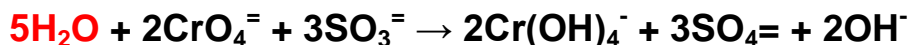
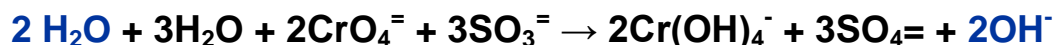
Compensamos el déficit de hidrógeno:



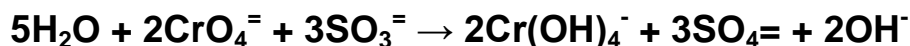
Como el medio es básico, agregamos a ambos lados de la reacción, tantos  $OH^-$  como protones se agregaron en el paso anterior



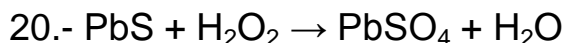
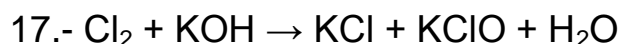
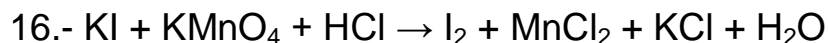
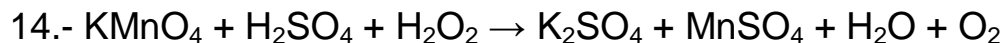
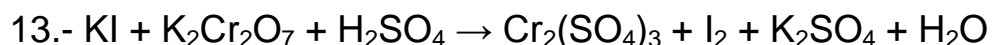
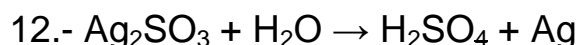
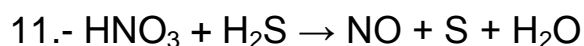
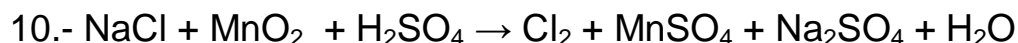
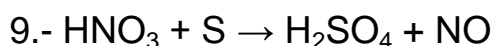
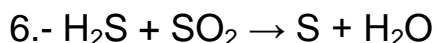
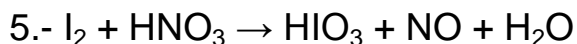
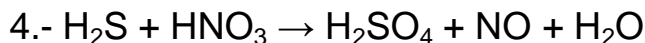
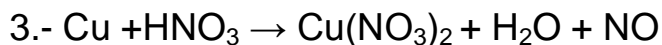
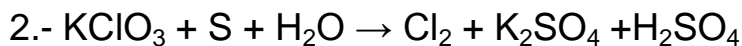
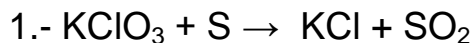
Sumamos estas especies:



Verificamos que las cargas estén balanceadas y concluimos:



3.- Balancear las siguientes reacciones por el método del número de oxidación:



#### 4.1.4.- Método de Balanceo del Ión-electrón o Semi-reacciones.

Este es un procedimiento particularmente útil para reacciones en disolución, aunque también puede emplearse en reacciones en estado gas-sólido.

Deben seguirse los siguientes pasos:

1. Identificar el agente oxidante y el agente reductor, recordando que el elemento que pierde electrones es el que se oxida y es a su vez, el agente reductor; el elemento que gana electrones es el que se reduce y es, a su vez, el agente oxidante.
2. Mostrar mediante semi reacciones cómo se reduce el agente oxidante y como se oxida el agente reductor.
3. Asegurarse que los átomos diferentes a oxígeno e hidrógeno estén igualados y corregir de ser necesario.
4. Contar los átomos de oxígeno a ambos lados de la semi-reacción y compensar déficit con moléculas de agua.
5. Agregar protones,  $H^+$ , al lado deficiente en hidrógeno.
6. Contar las cargas eléctricas y multiplicar cada semi-reacción por un coeficiente conveniente para que, al sumar ambas semi reacciones, se igualen las cargas y puedan eliminarse.
7. Si la reacción ocurre en medio básico, agregar tantos  $OH^-$  a ambos lados de la semi reacción, como protones ( $H^+$ ) se agregaron para compensar déficits de hidrógeno (paso 5).
8. Combinar los  $OH^-$  y los  $H^+$  y eliminar el agua que aparezca duplicada en la reacción.
9. Sumar ambas semi reacciones y eliminar las especies que aparezcan duplicadas en la reacción final.

Ejemplos:

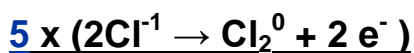
Balancear la siguiente ecuación por el método de las semi reacciones:

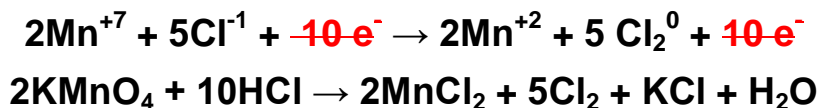


Asignamos los números de oxidación:



Multiplicamos la primera semi reacción por 2 y la segunda por 5:

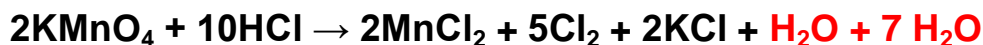




Balanceamos el Potasio del segundo miembro:



Ajustamos el oxígeno:



Las moléculas de agua pueden sumarse



Se ajusta el hidrógeno:



Ya que estos protones solo pueden provenir del ácido, sumamos a la especie correspondiente:



Reajustamos el cloro:

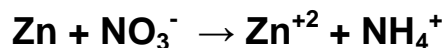


La ecuación está ahora balanceada.

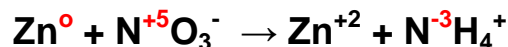
Es muy frecuente encontrar en los libros de texto y/o en literatura técnica ecuaciones expresadas en forma iónica. En estos casos se procede así:



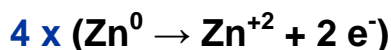
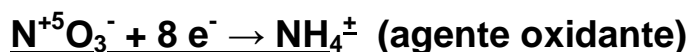
Para balancear este tipo de reacciones, primero, reescribimos la ecuación omitiendo el ión hidronio ( $\text{H}_3\text{O}^{+}$ ) y el agua:

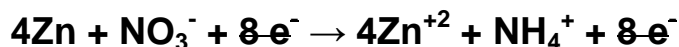
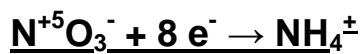


Asignamos los números de oxidación:

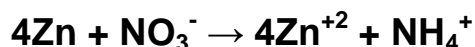


Se escriben las semi reacciones y se identifican los agentes oxidante y reductor:

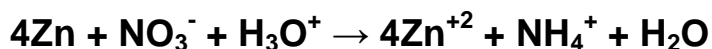




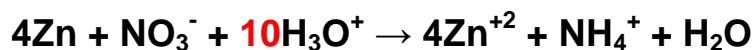
Se eliminan los electrones:



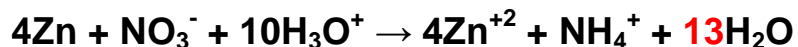
Reintroducimos el agua y el ión hidronio:



Se igualan las cargas eléctricas:

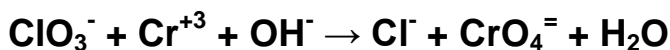


Se compensa el déficit de oxígeno con moléculas de agua:

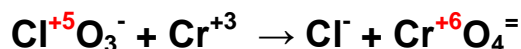


La ecuación esta ahora correctamente balanceada.

Otro ejemplo:



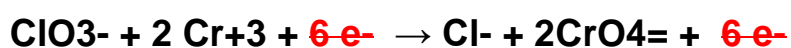
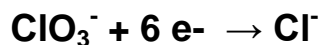
Escribimos la ecuación omitiendo el  $\text{OH}^-$  y el agua:



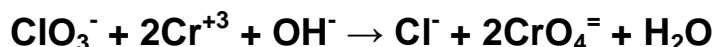
Se escriben las semi reacciones:



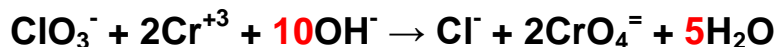
Se multiplican las semirreacciones por los coeficientes necesarios:



Reincorporamos el agua y  $\text{OH}^-$  que se habían omitido inicialmente:



Se balancean las cargas:



La ecuación está ahora correctamente balanceada.

4.- Balancear las siguientes reacciones mediante el método del ión-electrón

1.  $\text{Br}^- + \text{Cr}_2\text{O}_7^{=} + \text{H}_3\text{O} \rightarrow \text{Br}_2 + \text{Cr}^{+3} + \text{H}_2\text{O}$
2.  $\text{I}^- + \text{MnO}_4^- + \text{H}_3\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + \text{Mn}^{+2} + \text{H}_2\text{O}$
3.  $\text{S}^- + \text{MnO}_4^- + \text{H}_3\text{O} \rightarrow \text{S} + \text{Mn}^{+2} + \text{H}_2\text{O}$
4.  $\text{Br}^- + \text{PbO}_2 + \text{H}_3\text{O} \rightarrow \text{Br}_2 + \text{Pb}^{+2} + \text{H}_2\text{O}$
5.  $\text{Ag} + \text{NO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
6.  $\text{S}^- + \text{NO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
7.  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{=} + \text{S}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Cr}^{+3} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
8.  $\text{MnO}_4^- + \text{SO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Mn}^{+2} + \text{SO}_4^{=} + \text{H}_2\text{O}$
9.  $\text{Fe} + \text{NO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Fe}^{+3} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
10.  $\text{SO}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_7^{=} + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{SO}_4^{=} + \text{Cr}^{+3} + \text{H}_2\text{O}$
11.  $\text{Cl}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$
12.  $\text{ClO}^- + \text{CrO}_2^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{CrO}_4^{=} + \text{H}_2\text{O}$
13.  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{=} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Cr}^{+3} + \text{HSO}_4^-$  **(Medio Ácido)**
14.  $\text{CrO}_4^{=} + \text{SO}_3^- \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_4^- + \text{SO}_4^{=}$  **(Medio Básico)**

### Respuestas a los ejercicios:

1.- Balanceo por tanteo

1.  $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
2.  $2\text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
3.  $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
4.  $4\text{P} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{P}_2\text{O}_3$
5.  $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$
6.  $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$
7.  $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$
8.  $2\text{Fe} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2$
9.  $2\text{NaOH} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl}$
10.  $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}_2$



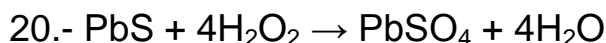
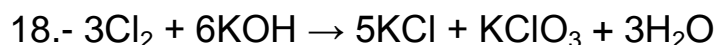
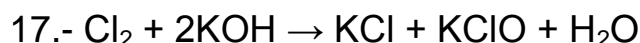
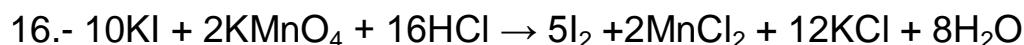
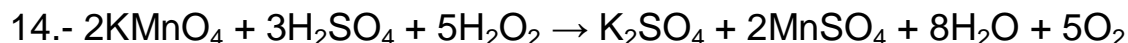
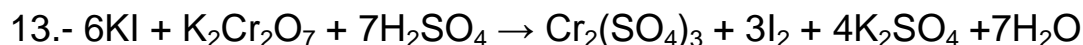
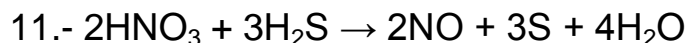
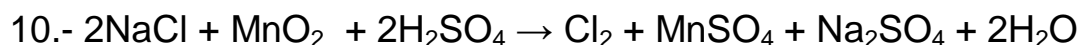
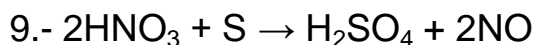
11.  $2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2$
12.  $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
13.  $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}$
14.  $2\text{N}_2 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2\text{O}_3$
15.  $4\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
16.  $\text{Hg} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HgSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$
17.  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}$
18.  $2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} + 5\text{O}$
19.  $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2$
20.  $2\text{P} + 5\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{PCl}_5$

2.- Balanceo por el método algebraico:

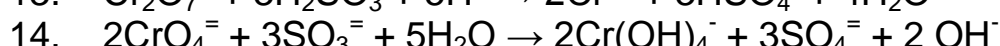
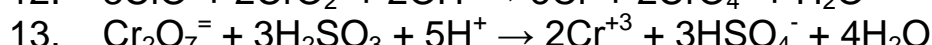
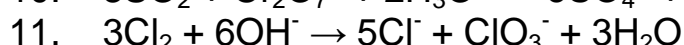
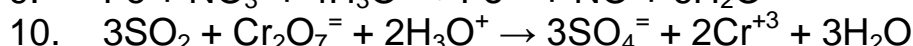
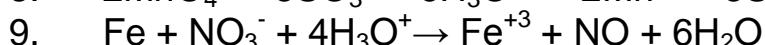
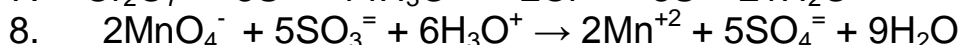
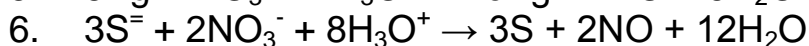
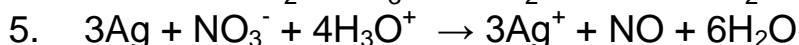
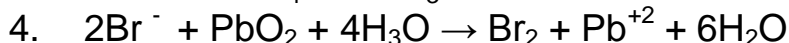
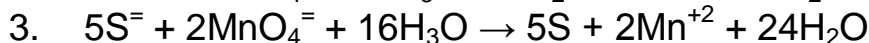
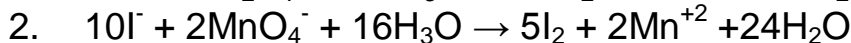
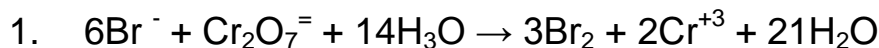
- 1.-  $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$
- 2.-  $2\text{BaO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow 2\text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}_2$
- 3.-  $2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{C} \rightarrow 2\text{SO}_2 + \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 4.-  $2\text{Ag}_2\text{SO}_4 + 4\text{NaCl} \rightarrow 4\text{AgCl} + 2\text{Na}_2\text{SO}_4$
- 5.-  $2\text{NaNO}_3 + 2\text{KCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + 2\text{KNO}_3$
- 6.-  $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$
- 7.-  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$

3.- Balanceo por el método del número de oxidación:

- 1.-  $2\text{KClO}_3 + 3\text{S} \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{SO}_2$
- 2.-  $6\text{KClO}_3 + 5\text{S} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{Cl}_2 + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$
- 3.-  $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}$
- 4.-  $3\text{H}_2\text{S} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
- 5.-  $3\text{I}_2 + 10\text{HNO}_3 \rightarrow 6\text{HIO}_3 + 10\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$
- 6.-  $2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
- 7.-  $4\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$



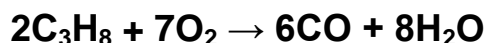
#### 4. Balanceo por el método del ión-electrón:



## 5.- CÁLCULOS CON ECUACIONES

Una vez que se ha escrito e igualado la ecuación química de una reacción, no solo se dispone de un resumen de la transformación química, sino también, si se conocen los pesos atómicos de los elementos que intervienen en el proceso, se pueden conocer los cambios de masa que ocurren cuando los reactivos se convierten en los productos. Esto gracias a que los coeficientes de la ecuación balanceada nos indican el número de moles de cada una de las especies que interviene en el proceso.

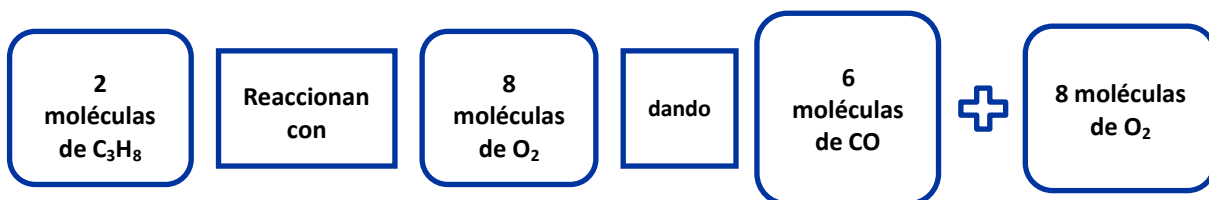
Por ejemplo, para la combustión incompleta del gas propano, se ha escrito y balanceado la siguiente ecuación:



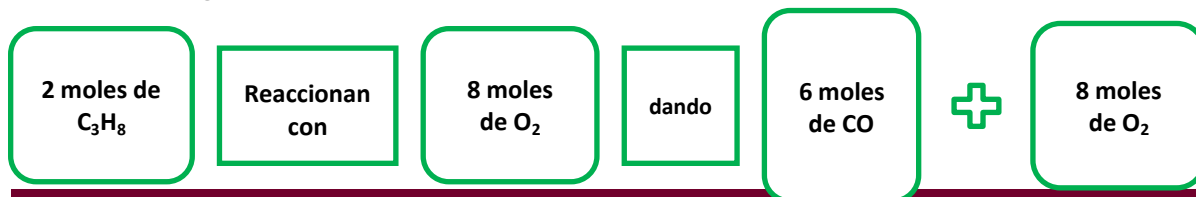
Los coeficientes nos indican que dos moléculas de propano se han combinado con siete moléculas de oxígeno para dar origen a seis moléculas de monóxido de carbono y ocho moléculas de vapor de agua. De manera análoga, también es apropiado decir que dos moles de propano y siete moles de oxígenos se combinaros para dar lugar a seis moles de monóxido de carbono y 8 moles de agua.

A partir de la ecuación igualada se pueden establecer diversidad de correlaciones entre los componentes de la reacción o parte de ellos los que nos permite predecir una diversidad de información de gran utilidad para los procesos que estemos manejando.

Por ejemplo, de la reacción anterior inferimos que:



También significa que:



Por otra parte:

$$2 \text{ MOLES DE } C_3H_8 = 2 \times \text{Pesos fórmula gramo de } C_3H_8 = 2 \times 44,097 \text{ g} = 88,194 \text{ g}$$

$$7 \text{ MOLES DE } O_2 = 7 \times \text{Pesos fórmula gramo de } O_2 = 7 \times 31,999 \text{ g} = 223,993 \text{ g}$$

$$6 \text{ MOLES DE } CO = 6 \times \text{Pesos fórmula gramo de } CO = 6 \times 28,010 \text{ g} = 168,06 \text{ g}$$

$$8 \text{ MOLES DE } H_2O = 8 \times \text{Pesos fórmula gramo de } H_2O = 8 \times 18,015 \text{ g} = 144,12 \text{ g}$$

Ejemplos:

1.- ¿Cuántos gramos de oxígeno hacen falta para oxidar 1,00 g de  $C_3H_8$  a  $CO$  y  $H_2O$ ?

$$\text{Peso formula } C_3H_8 \begin{cases} C = 3 \times 12,011 = 36,033 \text{ g} \\ H = 8 \times 1,00 = 8,064 \text{ g} \end{cases}$$

$$44,097 \text{ g/mol}$$

$$1 \text{ g } C_3H_8 = \frac{1 \text{ g}}{44,097 \text{ g/mol}} = 0,0227 \text{ moles } C_3H_8$$

En la ecuación:  $2\text{C}_3\text{H}_8 + 7\text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO} + 8\text{H}_2\text{O}$ , hacen falta 7 moles de  $\text{O}_2$  por cada 2 moles de  $\text{C}_3\text{H}_8$ , por tato, para 0,0227 moles de propano se necesitan:

$$0,0227 \text{ moles } \text{C}_3\text{H}_8 \times \frac{7 \text{ moles } \text{O}_2}{2 \text{ moles } \text{C}_3\text{H}_8} = 0,0794 \text{ moles de } \text{O}_2$$

1 mol de  $\text{O}_2$  pesa (2 x 15,999 g/mol )= 32,00 g

$$0,0794 \text{ moles de } \text{O}_2 \times \frac{32,00 \text{ g}}{\text{mol}} = 2,54 \text{ g de } \text{O}_2$$

2.- ¿Cuántos gramos de CO se producen cuando se oxidan 3,42 g de  $\text{C}_3\text{H}_8$  a CO y  $\text{H}_2\text{O}$ ?

---

En el ejercicio anterior calculamos el Peso Formula del propano (44,097g/mol), luego:

$$3,42 \text{ g } \text{C}_3\text{H}_8 = \frac{3,42 \text{ g}}{44,097 \text{ g/mol}} = 0,0776 \text{ moles de } \text{C}_3\text{H}_8$$

En la ecuación:  $2\text{C}_3\text{H}_8 + 7\text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO} + 8\text{H}_2\text{O}$ , se deduce que por cada dos moles de  $\text{C}_3\text{H}_8$  consumidos, se obtienen 6 moles de CO, por lo que:

$$0,0776 \text{ moles de } \text{C}_3\text{H}_8 \times \frac{6 \text{ moles de } \text{CO}}{2 \text{ moles de } \text{C}_3\text{H}_8} = 0,233 \text{ moles de } \text{CO}$$

Un mol de CO pesa 28,010 g (peso formula de CO):

$$0,233 \text{ moles CO} = 0,233 \text{ moles} \times 28,010 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 6,53 \text{ g CO}$$

3.- Cuando se oxida  $\text{C}_3\text{H}_8$  por  $\text{O}_2$  a CO y  $\text{H}_2\text{O}$ , ¿Cuántos gramos de agua se producirán al mismo tiempo que 3,43 g de CO?

---

De la ecuación balanceada:  $2\text{C}_3\text{H}_8 + 7\text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO} + 8\text{H}_2\text{O}$ , inferimos:

$$3,43 \text{ g CO} = \frac{3,43 \text{ g CO}}{28,010 \text{ g/mol}} = 0,122 \text{ moles de } \text{CO}$$

Por cada 6 moles formados de CO se forman 8 moles de agua, luego:

$$0,122 \text{ moles de CO} \times \frac{8 \text{ moles de Agua}}{6 \text{ moles de CO}} = 0,163 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

1 molde agua pesa (peso formula): 18,015 g

$$0,163 \text{ moles de agua} = 0,163 \text{ moles} \times 18,015 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2,94 \text{ g de H}_2\text{O}$$

4.- Suponer que dos gramos de propano y 7 gramos de oxígeno reaccionan hasta el límite posible para formar CO y H<sub>2</sub>O. ¿Cuántos gramos de CO se formarán?

---

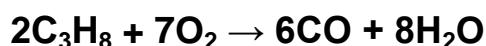
Este tipo de ejercicios se conoce con el nombre de reacción con “reactivo limitante” puesto que uno de los reactivos estará en exceso y el otro limita la reacción posible. Para resolverlo, se convierten los datos dados a moles para que al compararlos con la reacción, poder definir cuál de ellos está en exceso y trabajar entonces con el limitante.

1 mol C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> = 44,097 g

$$2 \text{ g C}_3\text{H}_8 = \frac{2 \text{ g}}{44,097 \text{ g/mol}} = 0,0454 \text{ moles}$$

1 molde O<sub>2</sub> = 32,00 g

$$7 \text{ g O}_2 = \frac{7 \text{ g}}{32,00 \text{ g/mol}} = 0,219 \text{ moles}$$



La ecuación indica que hacen falta 7 moles de O<sub>2</sub> por cada 2 moles de C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>, luego:

$$0,0454 \text{ moles de C}_3\text{H}_8 \times \frac{7 \text{ moles O}_2}{2 \text{ moles C}_3\text{H}_8} = 0,159 \text{ moles de O}_2$$

Esta es la mínima cantidad necesaria de oxígeno. Como tenemos 0,219 moles de O<sub>2</sub>, es fácil inferir que este es el reactivo en exceso, lo que indica que la reacción estará limitada por la cantidad de propano, luego:

$$0,0454 \text{ moles C}_3\text{H}_8 \times \frac{6 \text{ moles de CO}}{2 \text{ moles de C}_3\text{H}_8} = 0,136 \text{ moles de CO}$$

$$0,136 \text{ moles de CO} = 0,136 \text{ moles} \times 28,010 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 3,81 \text{ g CO}$$

### Ejercicios:

1. Cuando el Al se transforma en  $\text{Al}_2\text{O}_3$  al reducir el  $\text{TiO}_2$  a Ti. ¿Cuántos gramos de Titanio pueden producirse si se consumen 3,50 g de Aluminio? **R: 4,66 g**
2. Considere la reacción de oxidación de  $\text{NH}_3$  por  $\text{O}_2$  en la que se produce NO y  $\text{H}_2\text{O}$ . ¿Cuántos gramos de  $\text{H}_2\text{O}$  se producen en esta reacción por gramo de NO? **R: 0,901 g**
3. Cuando se trata  $\text{Ca}_3\text{P}_2$  con agua, los productos son  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  y  $\text{PH}_3$ . Calcular el peso máximo obtenido al reaccionar 2 g de  $\text{Ca}_3\text{P}_2$  con 1 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . **R: 0,629 g**
4. Considere la reacción de estaño con  $\text{HNO}_3$  para producir  $\text{SnO}_2$ ,  $\text{NO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ . ¿Cuántos moles de  $\text{NO}_2$  se producen por gramo de  $\text{SnO}_2$  formado? **R: 0,0265 moles**
5. En medio básico, el Sn puede reducir  $\text{CrO}_4^{=}$  a  $\text{Cr}(\text{OH})_4^-$  convirtiéndose en  $\text{Sn}(\text{OH})_6^-$ . Si se parte de 1 g de Sn y 1 g de  $\text{CrO}_4^{=}$  ¿Cuántos moles de  $\text{OH}^-$  se requieren para una reacción máxima? **R:  $4,31 \times 10^{-3}$  moles**

## Bibliografía

- SIENKO, J. Michell; Robert Plane (1972): “**Química Teórica y Descriptiva**”. Aguilar SA. Madrid. España.
- SIENKO, J.M. (1979): “**Problemas de Química**”. Editorial Reverté, Barcelona, España.
- IBARZ, José. (1976): “**Problemas de Química General**”. Editorial Marín SA. Barcelona, España.
- “Equilibrio Químico”. <http://www.mcgraw-Hill.es/bcv/guide/capitulo/844816962X.pdf>
- [http://fresno.pntic.mec.es/~fgutie6/quimica2/ArchivosHTML/Teo\\_2\\_princ.htm](http://fresno.pntic.mec.es/~fgutie6/quimica2/ArchivosHTML/Teo_2_princ.htm)
- <http://www.monografias.com/trabajos15/equilibrio-quimico/equilibrio-quimico.shtml>
- [http://www.juntadeandalucia.es/averroes/recursos\\_informaticos/concurso2005/06/quimbach/apuntes\\_equilibrio.pdf](http://www.juntadeandalucia.es/averroes/recursos_informaticos/concurso2005/06/quimbach/apuntes_equilibrio.pdf)
- <http://academic.uprm.edu/asantana/quim3002/cap14.pdf>. “Equilibrio Químico”. Dr. Alberto Santana.