



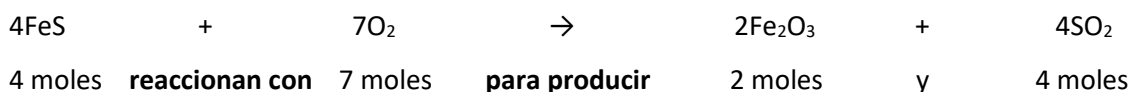
GUÍA No 2 BALANCEO DE REACCIONES QUÍMICAS GRADO 11

- Aplica el balanceo a reacciones sencillas que solo requieren el método de tanteo.
- Aplica el balanceo de reacciones por tanteo u oxidación-reducción siempre y cuando se le indica el que debe usar en cada caso particular.
- Selecciona en una miscelánea de reacciones químicas, el método adecuado para su balanceo según las características de estas.

BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS

Para balancear ecuaciones químicas se debe tener en cuenta la **LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA** (formulada por Antonio Lavoisier en 1774) la cual expresa que la materia ni se crea ni se destruye. Por consiguiente, en una reacción química, la masa total de los productos es igual a la cantidad de los reactantes, lo cual implica que toda ecuación química debe ser balanceada.

Ejemplo:



Balancear una ecuación consiste en anteponer los coeficientes apropiados a la fórmula de cada compuesto, de manera que resulte una ecuación final en la que se alcanza la igualdad de átomos.

MÉTODOS DE BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS

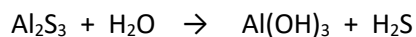
1. Método de balanceo por tanteo: Usualmente se utiliza para las reacciones de sustitución, es decir, aquellas en las cuales entre dos compuestos hay intercambio de elementos, pero no varía la cantidad de electrones. Como ejemplo se tienen las reacciones de neutralización entre un ácido y una base para producir sal y agua.

Este método consiste en igualar la cantidad de átomos de los reactantes con los de los productos. Se sugiere balancear los átomos en el siguiente orden:

a) metales b) no metales c) hidrógeno d) oxígeno

Ejemplo:

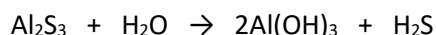
Balancear la siguiente ecuación:



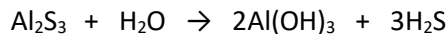
Solución:

Inicialmente se verifica que la ecuación esté balanceada, si no lo está, se prosigue de la manera siguiente:

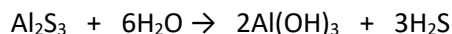
Paso 1. Balancear metales, en este caso Al, para ello se agrega el coeficiente 2 antes del $\text{Al}(\text{OH})_3$



Paso 2. Balancear los no metales, en este caso el S, para ello se agrega el 3 como coeficiente del H₂S.



Paso 3 y 4. Balancear hidrógeno y por último oxígeno para ello se agrega el 6 como coeficiente del H₂O.



Ver video tutorial de apoyo: <https://www.youtube.com/watch?v=pfmggI-Mdug>

Actividad 1:

Balancee por tanteo las siguientes reacciones químicas:

- a) $\text{LiOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Li}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{MgCO}_3 + \text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow \text{Mg}_3(\text{BO}_3)_2 + \text{H}_2\text{CO}_3$
- c) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{KMnO}_4 + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 + \text{Ca}(\text{MnO}_4)_2$
- e) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlPO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- f) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- g) $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$
- h) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3$
- i) $\text{PCl}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HCl}$
- j) $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- k) $\text{CaCl}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$
- l) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- m) $\text{AgNO}_3 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{AgCl} + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
- n) $\text{MgCO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- o) $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO}$
- p) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
- q) $\text{Mg} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2$
- r) $\text{CaCO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- s) $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2$
- t) $\text{MgCl}_2 + \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{NaCl}$



2. Método de balanceo de ecuaciones de oxidación y reducción (redox)

Oxidación: es la pérdida de electrones. Como los electrones son negativos, su pérdida ocasiona un aumento en el número de oxidación.

Reducción: es la ganancia de electrones, durante la misma hay disminución en el número de oxidación, tal como lo expresa la siguiente gráfica:



Sustancia reducida: es la que contiene el elemento que se reduce.

Sustancia oxidada: es la que contiene el elemento que se oxida.

Agente oxidante: es la que genera la reducción en la otra sustancia, es decir, es la sustancia reducida.

Agente reductor: es la que genera la oxidación en la otra sustancia, es decir, es la sustancia oxidada

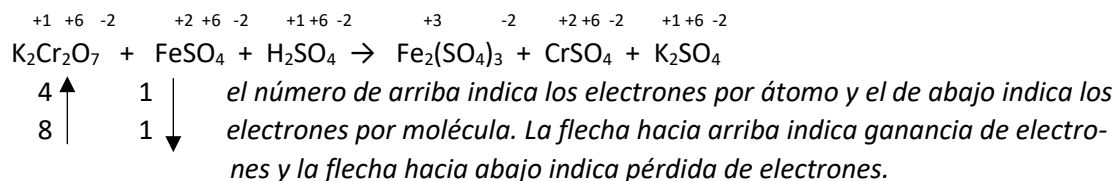
Pasos para balancear una ecuación de oxidación y reducción:

a) Método 1:

Paso 1: averiguar los estados de oxidación de los elementos involucrados en la reacción.

Paso 2: es determinar que elemento se oxida y que elemento se reduce y cuantos electrones cedieron o ganaron por molécula.

Ejemplo:



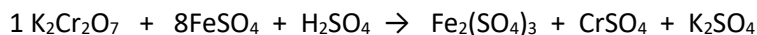
Es posible observar a simple vista que el S siempre está como sulfato (SO₄), el oxígeno siempre está combinado, pero no forma peróxidos y el K está combinado por lo tanto estos elementos no cambian en su estado de oxidación.

El cromo (Cr), ha disminuido su estado de oxidación de +6 a +2 luego ha ganado 4 electrones por átomo y 8 por molécula, ya que el K₂Cr₂O₇ posee 2 átomos de cromo.

El hierro aumenta su estado de oxidación de +2 a +3, luego ha cedido o perdido un electrón por átomo y también un electrón por molécula ya que solo existe un átomo de hierro en la fórmula FeSO₄.



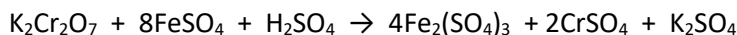
Paso 3: Consiste en igualar los electrones cedidos y ganados y para ello los electrones por molécula del agente oxidante ($K_2Cr_2O_7$), se colocan como coeficiente del agente reductor ($FeSO_4$) y viceversa:



Con estos coeficientes obtenidos se inicia el balance por tanteo en el siguiente orden:

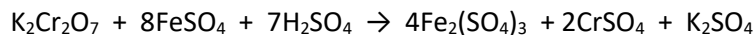
1. Elementos que varían su estado de oxidación.
2. Metales
3. No metales
4. Hidrógeno y oxígeno

1. Balance de los elementos que varían su estado de oxidación (Fe y Cr):

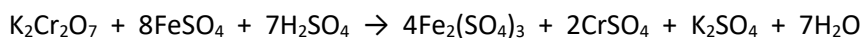


2. Balance de metales. En este caso el K que por casualidad ya está balanceado

3. Balance de no metales (S):



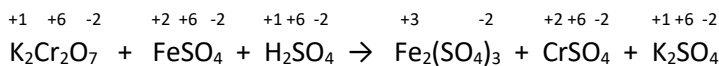
4. Balance de hidrógeno y oxígeno. Cuando en la ecuación no figura H_2O , se adiciona tantas moléculas de H_2O como sean necesarias y donde exista deficiencia de estos dos elementos.



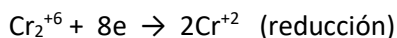
Ver video tutorial de apoyo: <https://www.youtube.com/watch?v=3UvACLpG29Y>

b) Método 2:

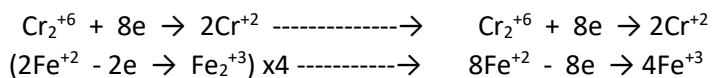
Paso 1: asignar los estados de oxidación a los elementos involucrados en la reacción:



Paso 2: Escriba las semi reacciones electrónicas de oxidación y reducción



Paso 3: Balancear el número de electrones, teniendo en cuenta que la cantidad de electrones perdidos debe ser igual a la cantidad de electrones ganados



De esta manera se observa que la cantidad de electrones perdidos y ganados en cada semi reacción es de 8. Igualmente se obtienen los coeficientes de los elementos que cambian de estado de oxidación los cuales deben escribirse en la reacción inicial. Finalmente, el resto de los elementos se terminan de balancear por tanteo tal como se explicó en el método 1



Elemento que se oxida: Fe, aumenta su estado de oxidación al perder electrones pasando de +2 a +3

Elemento que se reduce: Cr, reduce su estado de oxidación al ganar electrones pasando de +6 a +2.

Sustancia reducida: es la que contiene el elemento que se reduce, en este caso el $K_2Cr_2O_7$.

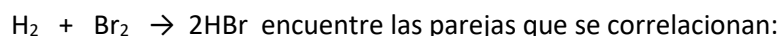
Sustancia oxidada: es la que contiene el elemento que se oxida, en este caso el $FeSO_4$.

Agente reductor: es la sustancia que contiene el elemento que se oxida, en este caso el $FeSO_4$.

Agente oxidante: es la que contiene el elemento que se reduce, en este caso el $K_2Cr_2O_7$.

Actividad 2:

1. En la siguiente reacción:



- a) Sustancia oxidada () 1
- b) Agente oxidante () H_2
- c) Cambio de electrones por átomo () 2.
- d) Cambio de electrones por molécula () Br_2

2. Clasifica el fenómeno de acuerdo con la ganancia o la pérdida de electrones, en reducción u oxidación respectivamente.

- a) $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$
- b) $I^0 \rightarrow I_2^{1-}$
- c) $Mn^{7+} \rightarrow Mn^{2+}$
- d) $S^{2-} \rightarrow S^{6+}$

3. Balancee por el método de oxido – reducción las siguientes ecuaciones:

- a) $NO + H_2 \rightarrow NH_3 + H_2O$
- b) $Sn + HNO_3 \rightarrow SnO_2 + NO_2 + H_2O$
- c) $PbS + H_2O_2 \rightarrow PbSO_4 + H_2O$
- d) $HNO_2 + KI + HCl \rightarrow I_2 + N_2 + KCl + H_2O$
- e) $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2$
- f) $HNO_3 + Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$
- g) $KMnO_4 + H_2SO_4 + H_2S \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O + S$
- h) $KNO_3 + S \rightarrow SO_2 + K_2O + NO$
- i) $KClO_3 + Na_2SnO_2 \rightarrow KCl + Na_2SnO_3$
- j) $H_2S + HNO_3 \rightarrow NO + S + H_2O$
- k) $Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$

Actividad complementaria:

1. Responda las preguntas 1 y 2 teniendo en cuenta la siguiente información

Sustancia	Características
W	Sólido, solo da iones 1+
Y	Elemento muy electronegativo
LY	Enrojece el papel tornasol azul
L ₂ Q	PH=7
WQL	Básica

1. $4W + Q_2 \rightarrow 2W_2Q$
2. $2Y_2 + 3Q_2 \rightarrow 2Y_2Q_3$
3. $Y_2 + L_2 \rightarrow 2LY$
4. $Y_2Q_3 + L_2Q \rightarrow 2LYQ_2$
5. $W_2Q + L_2Q \rightarrow 2WQL$
6. $LYQ + WQL \rightarrow WYQ_2 + L_2Q$

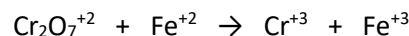
1. De Y y LY se puede afirmar que son respectivamente

- a) Un metal y un oxácido b) Un no metal y una sal c) Un no metal y un hidrácido d) Un metal y un hidrácido

2. De L₂Q y WQL es válido afirmar que son respectivamente

- a) Agua y sal b) Sal y agua c) Agua y oxácido d) Agua y base

Contesta las preguntas 3 y 4 de acuerdo con la siguiente ecuación:



3. Teniendo en cuenta la ecuación anterior, es correcto afirmar que el agente oxidante es:

- a) CrO_7^{+2} b) Fe^{+2} c) Cr^{+3} d) Fe^{+3}

4. De acuerdo con la información anterior, es correcto afirmar que se oxidó el:

- a) CrO_7^{+2} b) Fe^{+2} c) Cr^{+3} d) Fe^{+3}