

UNIDAD 7. REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS

¿CUÁL ES EL SIGNIFICADO DE LAS ECUACIONES QUÍMICAS?

DESEMPEÑO ESPERADO. El estudiante clasifica y balancea ecuaciones químicas aplicando el método de tanteo y oxidación-reducción.

1. INTRODUCCIÓN

Una REACCIÓN QUÍMICA es la acción mutua o recíproca entre dos o más sustancias que conduce a la formación de especies químicas distintas a las originales.

Durante los procesos químicos o reacciones químicas se producen cambios o modificaciones esenciales en la naturaleza íntima de las sustancias que participan en ellos, obteniéndose nuevas sustancias con características propias.

Estas modificaciones profundas y permanentes, involucran además cambios en la energía del sistema. Todos los fenómenos químicos involucran una reacción química, cuya representación simbólica es la ECUACIÓN QUÍMICA, en la cual se incluyen los reactivos y los productos separados por una flecha que se lee "produce".

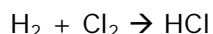
Las sustancias iniciales que se transforman en el transcurso de la reacción se llaman reactivos o sustancias reaccionantes y las sustancias nuevas, que se producen en la reacción se denominan productos o sustancias resultantes.

Existen evidencias experimentales que confirman la realización de una reacción química, como lo son por ejemplo: la liberación de un gas, un cambio permanente de color, el desprendimiento de calor, la emisión de luz, la formación o la desaparición de un precipitado, etc.

2. CLASES DE REACCIONES

2.1. DE COMBINACIÓN, ADICIÓN O SÍNTESIS.

Cuando a partir de dos o más sustancias se obtiene una.



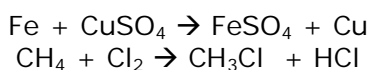
2.2. DE DESCOMPOSICIÓN O ANÁLISIS.

Cuando a partir de una sustancia se obtienen dos o más.



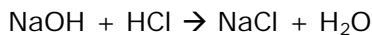
2.3. SUSTITUCIÓN O DESPLAZAMIENTO SIMPLE.

Un elemento reemplaza a otro en un compuesto.



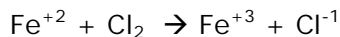
2.4. DOBLE SUSTITUCIÓN O DESPLAZAMIENTO DOBLE.

Dos especies (elementos, iones) reemplazan a otros dos en compuestos.



2.5. IÓNICAS.

Una o varias especies se presentan en forma iónica. En contraposición existen las reacciones moleculares, es decir, no aparecen iones. Los casos anteriores son ejemplos de reacciones moleculares.

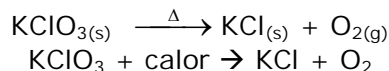


2.6. DE OXIDACIÓN – REDUCCIÓN.

Uno o más elementos cambian su estado de oxidación. Siempre debe haber por lo menos una especie que se oxida y una que se reduce. El apartado 2.5 es un ejemplo de reacción de oxidación-reducción. El ión hierro +2 se convierte en hierro +3, es decir se oxida. Cloro cambia su estado de oxidación de cero a -1 es decir se reduce.

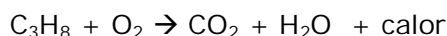
2.7. ENDOTÉRMICAS.

Son reacciones que requieren calor. De lo contrario la reacción no ocurre. Se puede representar de varias formas. Veamos:



2.8. EXOTÉRMICAS.

Son reacciones que liberan o desprenden calor. Es el caso de todos los combustibles (sólidos, líquidos o gaseosos).



3. LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA

3.1. CONCEPTO DE MOL.

En la vida diaria nos encontramos con ciertas colecciones de partículas de uso frecuente. Por ejemplo una caja de colores puede traer una docena de colores, una resma de papel son 500 hojas, un siglo son 100 años, etc. Para la unidad de materia, los químicos han definido una colección de átomos llamada MOL como la cantidad de átomos exactamente igual a $6,02 \times 10^{23}$ átomos (se conoce este número como número de Avogadro).

3.2. MASA ATÓMICA.

Es la masa en gramos de una cantidad de átomos igual a $6,02 \times 10^{23}$ átomos. El número anterior es una cantidad extremadamente grande de átomos. Sin embargo, esa cantidad al ser pesada en una balanza ordinaria, representa cantidades fácilmente manipulables en el laboratorio.

Definición **moderna** de masa atómica: es la masa en gramos de 1 mol de átomos. Ejemplo: masa atómica del hidrógeno 1,01 g/mol. En lo sucesivo utilizaremos esta definición.

$$\text{Unidades de } M.A = \frac{\text{gramos}}{\text{mol}}$$

Vemos algunos ejemplos:

Ejemplo 1. Hidrógeno, H: masa atómica = 1,0 gramos/mol. En esta cantidad se encuentran presentes $6,02 \times 10^{23}$ átomos de hidrógeno.

Ejemplo 2. Sodio, Na: masa atómica = 23,0 gramos/mol. En esta cantidad se encuentran presentes $6,02 \times 10^{23}$ átomos de sodio.

Ejemplo 3. Convertir 375 gramos de sodio a moles

$$375 \text{ gramos} \times \frac{1 \text{ mol}}{23 \text{ gramos}} = 16,3 \text{ moles}$$

Ejemplo 4. Convertir 27 moles de Calcio a gramos

$$27 \text{ moles} \times \frac{40 \text{ gramos}}{1 \text{ mol}} = 1.080 \text{ gramos}$$

ACTIVIDAD DE REFUERZO 1.

- ¿Cuánto pesa 1 átomo de sodio?
- ¿Cuánto pesan mil millones de átomos de Bromo?
- Convertir 850 gramos de aluminio a moles
- Convertir 8 moles de azufre a gramos.

3.3. MASA MOLECULAR.

Es la masa en gramos de 1 mol de moléculas. Ejemplos de compuestos formados por moléculas: Cl_2 , O_3 , H_2O , H_2SO_4 . En 1 mol de moléculas hay $6,02 \times 10^{23}$ moléculas.

Cuando se escribe la fórmula de un compuesto, esta representa siempre una cantidad equivalente a 1 mol.

Así: $\text{H}_2\text{SO}_4 = 1 \text{ H}_2\text{SO}_4 = 1 \text{ mol}$ de ácido sulfúrico. Por lo tanto en 1 mol de ácido sulfúrico hay: 2 moles de hidrógeno, 1 mol de Azufre y 4 moles de Oxígeno.

La masa en gramos de estas cantidades en moles de elemento se conoce como la **masa molecular** del compuesto.

Se concluye que para hallar la masa molecular, se suman las masas atómicas de **todos** los elementos presentes en el compuesto.

Ejemplo 5: hallar la masa molecular del agua, H_2O .

Hidrógeno	2 moles x 1,0 gramos/mol	=	2,0 g
Oxígeno	1 mol x 16,0 gramos/mol	=	16,0 g
Masa molecular del agua		=	18,0 g/mol

Ejemplo 6. Convertir 270 gramos de agua a moles

$$270 \text{ gramos} \times \frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ gramos}} = 15 \text{ moles}$$

Ejemplo 7. Convertir 19,8 moles de ácido sulfúrico a gramos.

Primero calculamos la masa molecular del ácido sulfúrico, H_2SO_4 . El alumno debe verificar que este valor es 98.

$$19,8 \text{ moles} \times \frac{98 \text{ gramos}}{1 \text{ mol}} = 1.940,4 \text{ gramos}$$

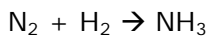
Actividad de Refuerzo 2.

- a) Convertir a moles, 450 gramos de Cloro
- b) Convertir a gramos 5,87 moles de plata
- c) Hallar la masa molecular de (expresé el resultado con una cifra decimal y con sus unidades respectivas) $K_2Cr_2O_7$
- d) Convertir a Moles: 1500 gramos de $CuSO_4$
- e) Convertir a moles: $3,01 \times 10^{23}$ moléculas de $K_2Cr_2O_7$
- f) Se tienen dos moles de Aluminio y 1 mol de hierro. ¿Cuál elemento tiene mayor masa? Justifique su respuesta.

4. LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA EN REACCIONES QUÍMICAS.

En los procesos físicos y químicos la masa se conserva. Es decir, la masa de los materiales antes del proceso es igual a la masa de los materiales al concluir la reacción. Aplicada al caso concreto de las reacciones químicas se puede afirmar que la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos. ¿Cómo podemos verificar que esta ley se cumple en las reacciones químicas?

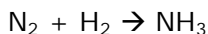
Método 1. Calculando la masa en gramos de las especies que intervienen en la reacción. Ejemplo:



N_2	H_2	NH_3
$14 \times 2 = 28 \text{ gr}$	$1 \times 2 = 2 \text{ gr}$	$14 + 1 \times 3 = 17 \text{ gr}$

Masa de los reactivos = $28 \text{ gr} + 2 \text{ gr} = 30 \text{ gr}$
 Masa de los productos = 17 gr

Método 2. Verificando que el número total de moles de cada elemento sea igual en reactivos y productos.



Moles de Elemento	Reactivos	Productos
Moles de nitrógeno	2	1
Moles de Hidrógeno	2	3

Podemos observar que, aplicando los dos métodos, no se cumple la ley de conservación de la masa. Como esta ley tiene validez universal, debemos acudir a la técnica de **balancear** o **equilibrar** la ecuación. Se conocen tres métodos para balancear ecuaciones químicas: tanteo o simple inspección, el método algebraico y oxidación-reducción

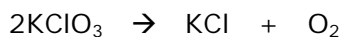
4.1. MÉTODO DE TANTEO PARA BALANCEAR ECUACIONES QUÍMICAS

Consiste en ensayar coeficientes (enteros o fraccionarios) de menor a mayor valor y comparar el número de cada uno de los moles del primero y segundo miembro de la ecuación. Este es un método muy efectivo cuando se trata de ecuaciones sencillas.

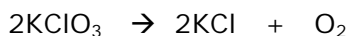
Ejemplo 8:



Al inspeccionar esta ecuación, observamos que en el primer miembro hay 1 mol de potasio y 1 mol de cloro, al igual que en el segundo miembro; pero, en el primer miembro hay 3 moles de oxígeno mientras que en el segundo solo hay 2 moles, por lo tanto, la ecuación no está balanceada o ajustada. Para proceder a balancearla ensayemos el coeficiente 2 para el $KClO_3$:



Ahora hay 2 moles de potasio y 2 moles de cloro en el primer miembro, éste mismo número de moles debe aparecer en el segundo miembro. Como no es posible modificar los subíndices en las fórmulas moleculares, caso del compuesto KCl, entonces procedemos a colocar el coeficiente 2 a este compuesto, quedando así ajustados el potasio y el cloro:



Tal y como está la ecuación, hay 6 moles de oxígeno en el primer miembro y 2 moles en el segundo, no pudiéndose modificar el subíndice del oxígeno, la solución es colocar el coeficiente 3 al O_2 :



Quedando la ecuación totalmente equilibrada, es decir, el número de moles de cada especie que hay en el primer miembro es igual al número de moles que hay en el segundo miembro.

Actividad de Refuerzo 3. Balancee por tanteo las siguientes ecuaciones:

- $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Al}_2\text{S}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{S}$
- $\text{Ca}_3\text{N}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{NH}_3$

4.2. MÉTODO ALGEBRAICO PARA BALANCEAR ECUACIONES QUÍMICAS

Se colocan coeficientes literales (utilizar letras minúsculas) en las especies que intervienen en la reacción.

Para cada elemento se plantea una ecuación que equilibre los moles de ese elemento en los reactivos y productos.

Se asigna un valor numérico a **uno** de los coeficientes asignado como variable. Definir esta variable requiere un análisis del sistema de ecuaciones que permita calcular las demás variables o resolver dos ecuaciones simultáneamente aplicando las técnicas del álgebra.

Vamos a balancear la ecuación: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Fe}$

$a \text{Fe}_2\text{O}_3 + b \text{CO} \rightarrow x \text{CO}_2 + y \text{Fe}$	Fe	$2 a = y$	(1)
	O	$3 a + b = 2 x$	(2)
	C	$b = x$	(3)

Si asignamos un valor inicial a b o x es posible conocer el valor de a en (2) y posteriormente el valor de y en (1). Se recomienda que este valor sea siempre un múltiplo de 2, 3 y 5 para evitar la aparición de coeficientes fraccionarios. Este valor es $2 \times 3 \times 5 = 30$. Se puede trabajar con coeficientes fraccionarios, si el alumno lo desea. Los coeficientes de balance no tienen ninguna restricción, lo importante es que se cumpla la igualdad de moles de cada elemento en reactivos y productos.

$$\begin{aligned}
 & b = 30 \\
 & \text{en (3): } x = 30 \\
 & \text{en (2): } 3 a + 30 = 60 \Rightarrow a = 10 \\
 & \text{en (1): } 20 = y
 \end{aligned}$$

La ecuación balanceada queda: $10 \text{ Fe}_2\text{O}_3 + 30 \text{ CO} \rightarrow 30 \text{ CO}_2 + 20 \text{ Fe}$

Podemos simplificar por 10: $1 \text{ Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{ CO} \rightarrow 3 \text{ CO}_2 + 2 \text{ Fe}$

4.3. MÉTODO DE OXIDACIÓN REDUCCIÓN PARA BALANCEAR ECUACIONES QUÍMICAS

En una ecuación química se cumplen tres condiciones de acuerdo con la ley de conservación de la masa:

Masa de los reactivos = Masa de los productos

Electrones ganados = Electrones perdidos

Suma total de cargas de las especies en los reactivos = Suma total de cargas en las especies de los productos.

En las reacciones moleculares esta condición se cumple siempre (aún sin balancear la reacción) porque la suma en reactivos y productos es cero.

Ejemplo 9. Balancear por REDOX la ecuación: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$

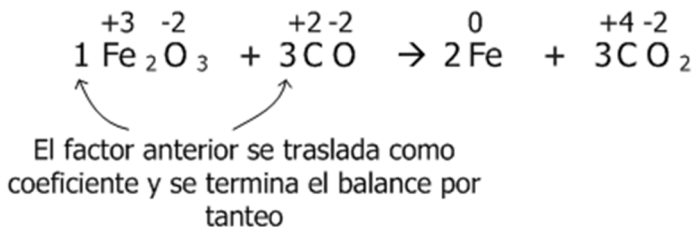
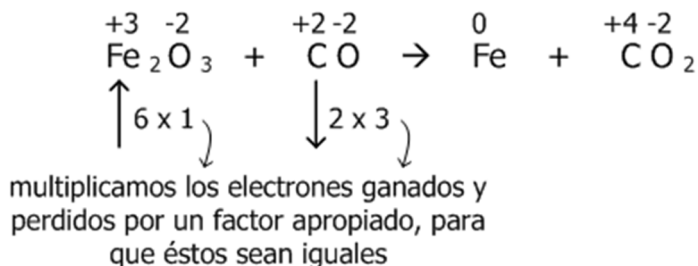
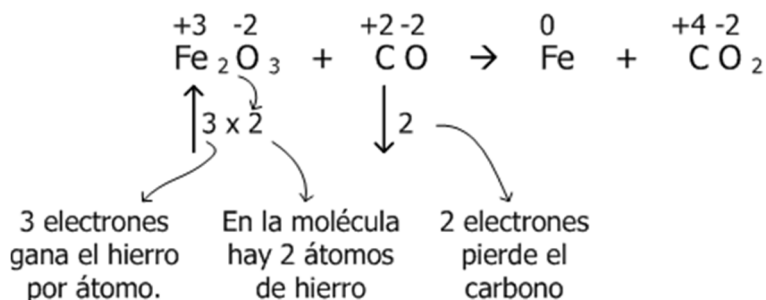
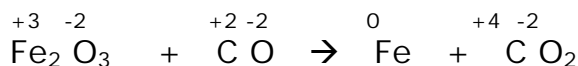


Figura 1. Balance por oxidación - reducción

PRIMER PASO: Determinar y asignar el número de oxidación a cada elemento y escribirlo encima del símbolo respectivo:



SEGUNDO PASO: Determinar cuáles elementos cambian su estado de oxidación al pasar de reactivos a productos:



TERCER PASO: Calcular el cambio de electrones por cada elemento y por todos los elementos de la molécula. Estos cambios se simbolizan con flechas, cuyo sentido se dirige hacia el elemento cuando los electrones son tomados (reducción) y hacia afuera del elemento cuando son cedidos (oxidación). Ver figura 1.

Cada átomo de hierro tomó 3 electrones (su número de oxidación disminuyó de +3 en los reactivos a cero en los productos), como la molécula de Fe_2O_3 contiene 2 átomos de Fe, entonces la molécula toma 6 electrones en total. Cada átomo de carbono cedió 2 electrones (su número de oxidación aumentó de +2 en los reactivos a +4 en los productos), como la molécula de CO contiene 1 solo átomo en total la molécula cede 2 electrones.

CUARTO PASO: Multiplicar estos números, que representan el cambio de electrones por molécula (6 y 2), por factores tales que se cumpla que, el *número de electrones cedidos sea igual al número de electrones ganados*. Generalmente se acostumbra tomar como factores de multiplicación los mismos números calculados como cambio de electrones por molécula y se multiplican en cruz.

Los factores de multiplicación son (1) y (3) con los cuales conseguimos que:

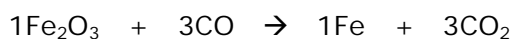
$$6 \times (1) = 6 \text{ Total de electrones tomados (recibidos, ganados)}$$

$$2 \times (3) = 6 \text{ Total de electrones cedidos (perdidos, liberados)}$$

QUINTO PASO: Asignar como coeficientes de las moléculas afectadas los factores de multiplicación encontrados en el paso anterior:

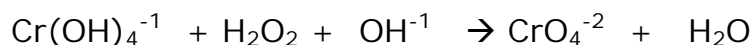


SEXTO PASO: Terminar el balanceo por tanteo:



SÉPTIMO PASO: Simplificar todos los coeficientes si es posible.

PREGUNTAS EXPLICADAS. El ejemplo siguiente ilustra como el método algebraico puede facilitar la terminación del balanceo por oxidación-reducción. Veamos entonces el caso de la reacción iónica siguiente:



Siga detenidamente los pasos mostrados en la figura 2 para balancear esta reacción.

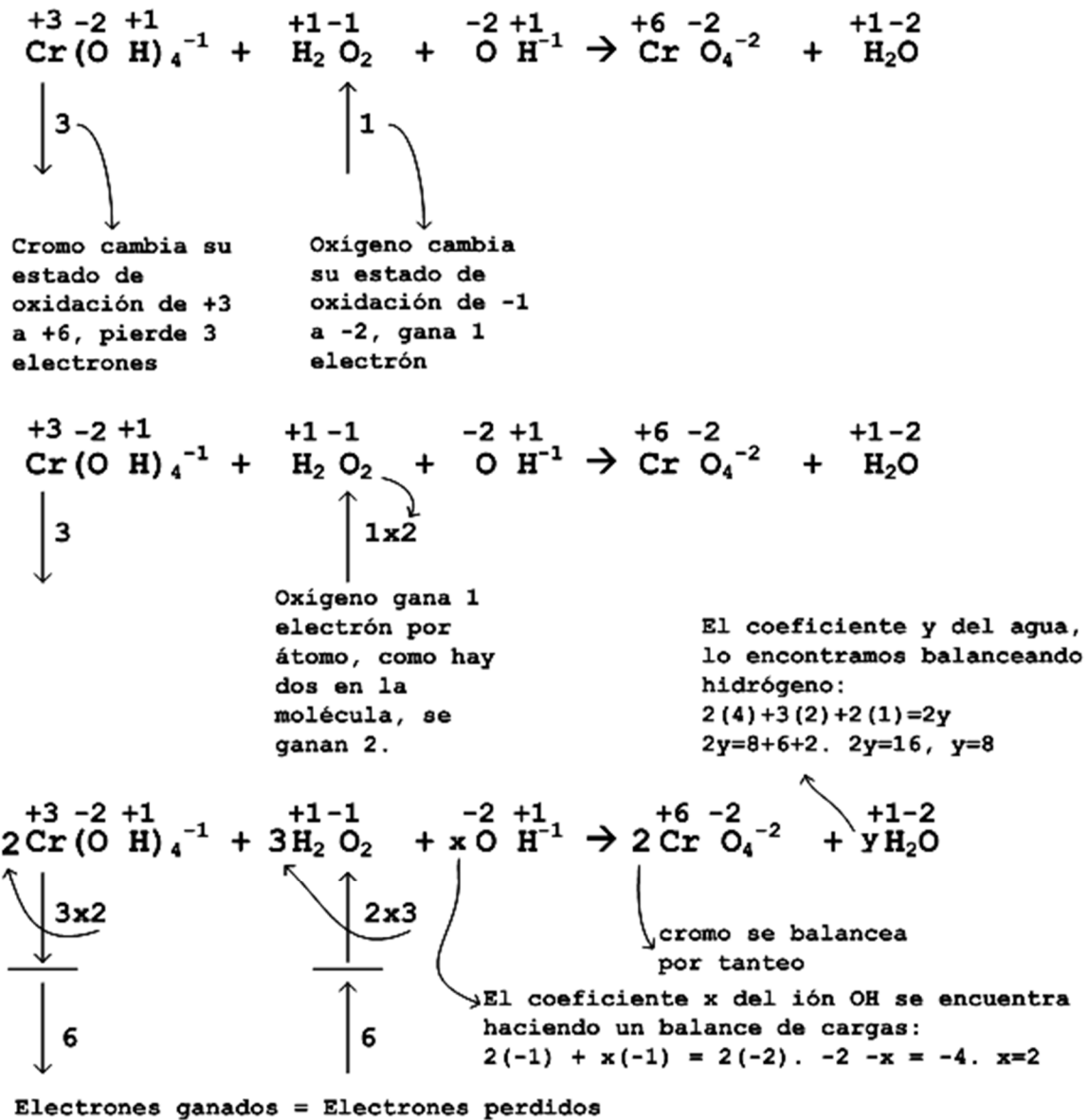
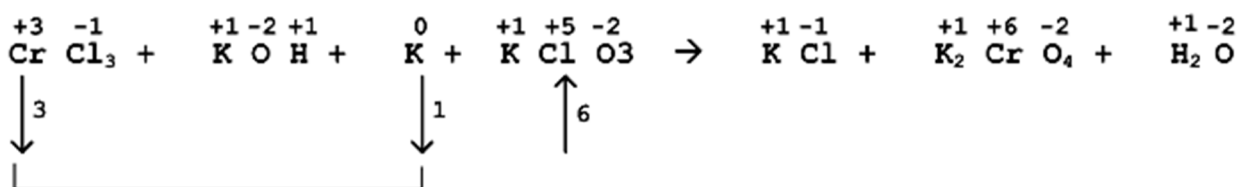
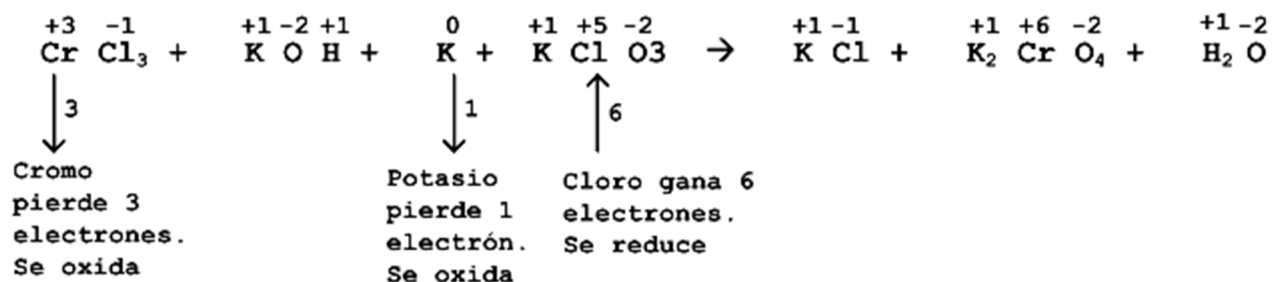
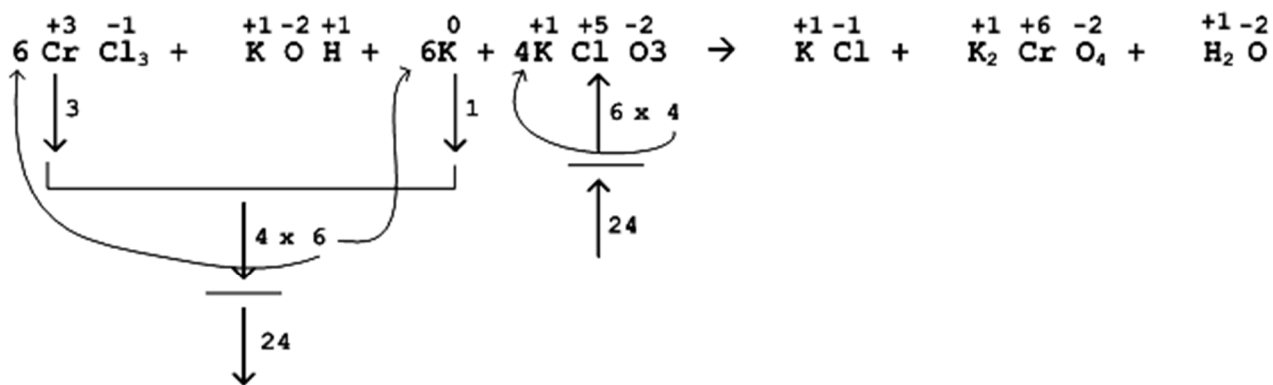


Figura 2. Balance de una reacción iónica por oxidación-reducción

Se presentan casos en donde dos elementos se oxidan en el mismo compuesto o en compuestos diferentes. Esta situación facilita el balance porque se consiguen más coeficientes. Veamos el caso de la figura 3. Los pasos se encuentran detallados, pero es el estudiante quien debe analizarlos e interpretarlos.



Los dos elementos que se oxidan pierden (juntos) 4 electrones



Se termina el balance por tanteo

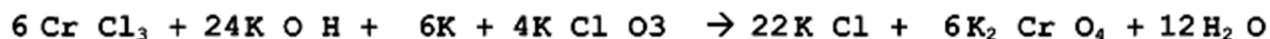
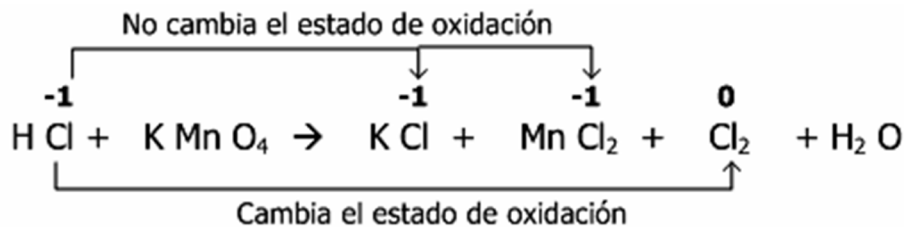


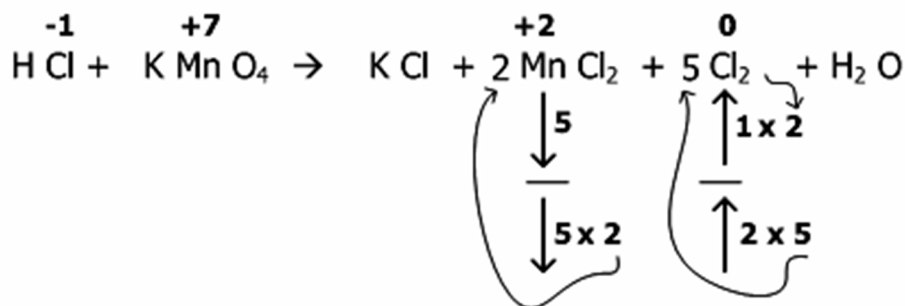
Figura 3. Balance de una reacción por redox en donde dos elementos se oxidan

4.4. BALANCE POR OXIDACIÓN-REDUCCIÓN INCIANDO LA CONTABILIDAD ELECTRÓNICA EN LOS PRODUCTOS

Analice muy bien el caso de la figura 4. Cuando se presenta esta situación lo más recomendable es iniciar el balance en los productos.



La molécula de HCl reparte los átomos de cloro entre dos productos (KCl y MnCl₂) cuyos átomos de cloro no cambian su estado de oxidación y otro producto (Cl₂) que si cambia su estado de oxidación. En este caso se recomienda realizar la contabilidad electrónica en los productos.



El estudiante debe terminar por tanteo el balance

Figura 4. Balance redox con contabilidad de electrones en los productos

5. ACTIVIDADES DE MEJORAMIENTO

Balancear por oxidación-reducción

- $\text{HNO}_3 + \text{I}_2 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{HIO}_3$
- $\text{HNO}_3 + \text{Fe} \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CoCl}_2 + \text{NaOH} + \text{NaClO}_3 \rightarrow \text{NaCl} + \text{Co}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{KCl} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Fe}^{+2} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Fe}^{+3} + \text{Cl}^{-1}$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2} + \text{H}^{+1} + \text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Cr}^{+3} + \text{Fe}^{+3} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NO}_3^{-1} + \text{I}_2 + \text{H}^{+1} \rightarrow \text{IO}_3^{-1} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NO}_3^{-1} + \text{Zn} + \text{OH}^{-1} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{Zn}(\text{OH})_4^{-2}$