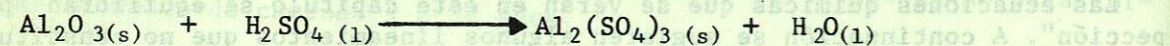


- Balancear los átomos de H y luego los de O. Si aparecen como parte del ion poliatómico, ya se habrán balanceado, de modo que no es necesario volver a hacerlo.
- Verificar todos los coeficientes para comprobar que sean números enteros y que están en la menor proporción posible. Si los coeficientes son fracciones, entonces todos ellos deben multiplicarse por algún número de modo que todos, incluyendo la fracción, queden expresados en enteros. Si se tiene un coeficiente como, por ejemplo,  $\frac{5}{2}$  ó  $2\frac{1}{2}$  entonces todos los coeficientes deberán multiplicarse por 2. De esta manera,  $\frac{5}{2}$  o  $2\frac{1}{2}$  cambiarán por 5, que es un número entero. El coeficiente se reduce a la relación menor posible; por ejemplo, si los coeficientes son 6, 9  $\rightarrow$  3, 12, pueden reducirse dividiendo entre 3 para obtener la relación más baja posible, o sea, 2, 3  $\rightarrow$  1, 4.
- Comprobar cada átomo o ion poliatómico con una  $\checkmark$  encima del átomo o el ion a ambos lados de la ecuación, para asegurarse de que ésta ha quedado balanceada. Conforme se vaya adquiriendo el dominio del balanceo de las ecuaciones, esto no será necesario.

Es el más simple y se emplea para balancear ecuaciones sencillas.

Consiste en probar diferentes coeficientes de ambos lados de la ecuación y comprobar si éstos hacen que dicha ecuación quede balanceada. Así, en la ecuación:



tenemos:

en los reactivos:

- 2 átomos de Al
- 1 ión  $\text{SO}_4$
- 3 átomos de O
- 2 átomos de H

en los productos:

- 2 átomos de Al
- 3 iones  $\text{SO}_4$
- 1 átomo de O
- 2 átomos de H

Si en los productos se tienen 3 iones sulfato, debemos anteponer un 3 al ácido sulfúrico; con esto hay entonces 6 átomos de hidrógeno, y como del lado derecho solo tenemos 2, debemos escribir un 3 como coeficiente del agua, de manera que la ecuación queda:



Comprobemos que está balanceada:

en los reactivos:

- 2 átomos de Al
- 3 iones de  $\text{SO}_4$
- 3 átomos de O
- 6 átomos de H

en los productos:

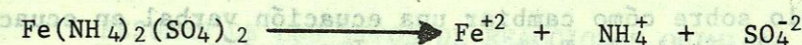
- 2 átomos de Al
- 3 iones de  $\text{SO}_4$
- 3 átomos de O
- 6 átomos de H

por lo que la ecuación está balanceada.

Veamos otro ejemplo:

Igualar la reacción de formación de ion ferroso ( $\text{Fe}^{+2}$ ), ion amonio ( $\text{NH}_4^+$ ) e ion sulfato ( $\text{SO}_4^{-2}$ ) a partir del sulfato ferroso diamónico.

1) Escribimos la reacción:



2) Procedemos a balancearla:

a) 2 grupos  $\text{NH}_4$  en los reactivos, suponen 2 iones en el producto por lo que anteponeamos este número como coeficiente al ión amonio:



b) Dos grupos  $\text{SO}_4$  del lado izquierdo suponen 2 iones de lado derecho: debemos escribir un 2 delante del  $\text{SO}_4^{-2}$ :

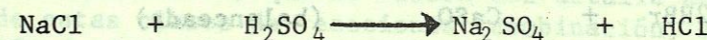


que es la ecuación igualada, ya que el miembro izquierdo es neutro (carga 0) y el derecho también lo es:  $(+2) + (2)(+1) + 2(-2) = 0$ .

Pongamos un tercer ejemplo:

El ácido clorhídrico se obtiene al hacer reaccionar cloruro de sodio con ácido sulfúrico. Escribir y balancear esta ecuación.

1) Escribimos la ecuación:

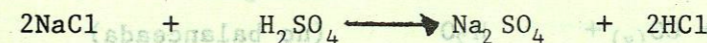


2) La balanceamos:

a) En los reactivos hay un sodio y en los productos dos, debemos anteponer un 2 al NaCl:



b) Ahora tenemos dos cloros de un lado y uno del otro, que debemos igualar:



y la ecuación queda balanceada. Comprobémoslo:

en los reactivos:

- 2 átomos de Na
- 2 átomos de Cl
- 2 átomos de H
- 1 ión  $\text{SO}_4^{-2}$

en los productos:

- 2 átomos de Na
- 2 átomos de Cl
- 2 átomos de H
- 1 ión  $\text{SO}_4^{-2}$



Las ecuaciones verbales constituyen otra forma de escribir una ecuación química, y expresan dicha ecuación con palabras en lugar de utilizar símbolos y fórmulas. Para escribir y balancear ecuaciones verbales lo único que se requiere es aplicar los lineamientos o pasos que se indican al principio de este tema, con especial énfasis en el punto 1: las fórmulas correctas de los elementos o los compuestos deben escribirse a partir de los nombres. En este caso se aplicará la nomenclatura aprendida en la unidad I.

Ver el siguiente ejemplo sobre cómo cambiar una ecuación verbal en ecuación química y balancearla por el método de Tanteo o por Inspección.

Ejemplo:

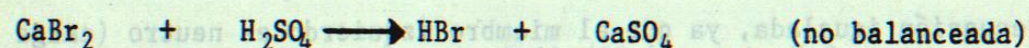
Ecuación verbal

Bromuro de calcio + Acido sulfúrico  $\longrightarrow$

Bromuro de hidrógeno + Sulfato de calcio

Según el punto 1, lo primero que debe hacerse es escribir las fórmulas correctas de cada uno de los nombres de los compuestos.

Ecuación química



Una vez que se ha escrito la fórmula correcta, no debe cambiarse para balancearla. Se comienza por el  $\text{CaBr}_2$  (punto 2). Se coloca un 2 antes del HBr para balancear los átomos de Br. El  $\text{SO}_4^{2-}$  se balancea (punto 3) al igual que los átomos de H (punto 4). Los coeficientes son números enteros y se encuentran en la menor proporción posible (punto 5). Se corrobora cada átomo (punto 6) y la ecuación balanceada será la siguiente:

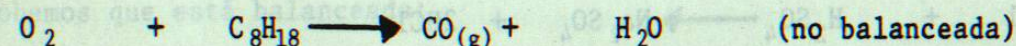


Ecuación verbal

Oxígeno + Gasolina  $\longrightarrow$  Monóxido de carbono(g) + Agua

Ahora se escriben las fórmulas correctas de los nombres (punto 1).

Ecuación química.

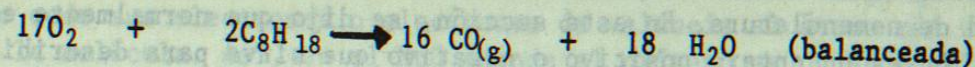


Para balancear los átomos de carbono (punto 2) escribiendo un 8 antes del CO, es decir, 8 CO, y luego balancear los átomos de H (punto 4) colocando un 9 antes de  $\text{H}_2\text{O}$ , o sea, 9  $\text{H}_2\text{O}$ , se requieren 17 átomos de O en los reactivos. Escribanse  $\frac{17}{2}$  u  $8\frac{1}{2}$  antes del  $\text{O}_2$ , es decir  $\frac{17}{2}$   $\text{O}_2$  (punto 4) para obtener los 17 átomos de O necesarios.

Así pues, se obtiene la siguiente ecuación.



Los coeficientes no son números enteros (punto 5), por lo tanto, todos los coeficientes deberán multiplicarse por 2. Compruebe cada átomo (punto 6) para obtener la siguiente ecuación balanceada:



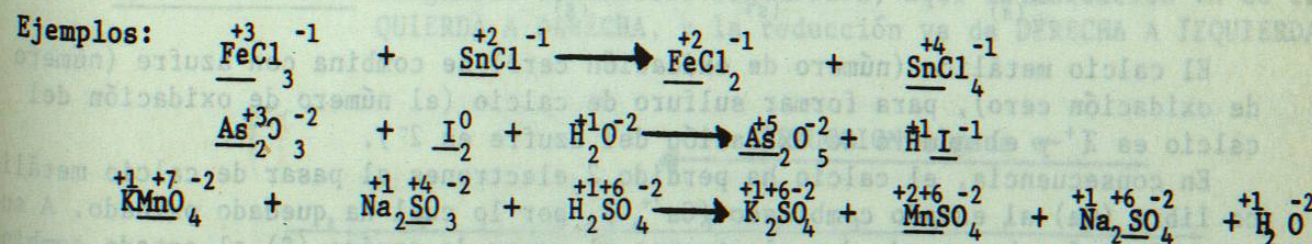
### RESUMEN DE LOS TIPOS DE REACCIONES QUIMICAS

Tipo de Reacción	Regla General
Reacción de Combinación	$A + B \longrightarrow AB$
Descomposición	$AB \longrightarrow A + B$
Sustitución Simple	$A + BC \longrightarrow AC + B$
Doble Sustitución	$AB + CD \longrightarrow AD + CB$
Neutralización	Acido + Base $\longrightarrow$ Sal + $\text{H}_2\text{O}$
	Oxido Acido + Oxido Básico $\longrightarrow$ $\text{H}_2\text{O}$ + Sal

### REACCIONES OXIDO-REDUCCION (REDOX)

Anteriormente se mencionó la existencia de un tipo especial de reacción química denominada Oxidación-Reducción, también se mencionó que para balancear la ecuación de Oxidación-Reducción (llamada también Ecuaciones Redox), es necesario emplear técnicas especiales. En general, estas ecuaciones no se balancean fácilmente "por tanteo o inspección" como se hizo con los cinco tipos simples de reacciones (Combinación, Descomposición, Sustitución Simple, Metátesis o Doble Sustitución y Neutralización) que se vieron con detalle anteriormente. Las ecuaciones de tres de estas clases de reacciones (combinación, descomposición y sustitución) son también de Oxido-Reducción, pero el balanceo de las mismas es más o menos simple, y pueden balancearse "por tanteo".

Reacciones óxido-reducción llamadas también en forma abreviada "Redox" son aquellas donde se modifica las estructuras electrónicas y en donde algunos elementos que intervienen en la reacción pierden electrones (se oxidan) y otros los ganan (se reducen) de tal manera que siempre que un elemento gane electrones es porque habrá otro que los pierda, en esta forma la pérdida y la ganancia de electrones tiene que ir conjunta.





Antes de considerar las definiciones de oxidación y reducción, será preciso revisar todo lo referente a los números de oxidación, tema que se trató en la unidad de nomenclatura. En esta sección, se dijo que normalmente el número de oxidación es un entero positivo o negativo que sirve para describir la capacidad de combinación de un elemento en un compuesto.

Ahora estableceremos que el cambio en el número de oxidación de un estado (por ejemplo, el estado libre) a otro (por ejemplo, el estado combinado), implica que un cierto número de electrones se pierda (cambio positivo: recuérdese que los electrones están cargados negativamente) o se gane (cambio negativo), al pasar del primer estado (por ejemplo, el estado libre en el que el número de oxidación se consideraba cero) al otro estado (por ejemplo, el combinado).

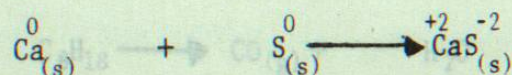
En una época, oxidación significaba sólo la combinación de un elemento con el oxígeno; pero en la actualidad el término se ha ampliado y ahora oxidación se define como un cambio químico en el que una sustancia pierde electrones o uno o más elementos del mismo aumentan su número de oxidación. Si un elemento pierde electrones (negativos), entonces el elemento resultante registrará un incremento en su número de oxidación.

La reducción es una transformación química en la que una sustancia gana electrones o uno o más de sus elementos reduce su número de oxidación. Si un elemento adquiere electrones (negativos), entonces, el elemento resultante tendrá una disminución (algebraica) en su número de oxidación.

En una reacción dada, siempre que una sustancia se oxida, pierde electrones en favor de otra sustancia que, al mismo tiempo, resulta reducida; por lo tanto, la oxidación va acompañada de una reducción y la reducción acompaña siempre a la oxidación. La correspondiente ecuación se denomina, en consecuencia, ecuación de oxidación-reducción.

En una ecuación de oxidación-reducción, la sustancia oxidada se denomina agente reductor (o simplemente reductor), ya que provoca la reducción de la otra sustancia. En cambio, la sustancia que se reduce se designa como agente oxidante (o simplemente oxidante) dado que causa la oxidación de la otra sustancia.

Se dará un ejemplo sencillo de una reacción de combinación para ilustrar este punto:



El calcio metálico (número de oxidación cero) se combina con azufre (número de oxidación cero), para formar sulfuro de calcio (el número de oxidación del calcio es  $2^+$  y el número de oxidación del azufre es  $2^-$ ).

En consecuencia, el calcio ha perdido 2 electrones al pasar de calcio metálico libre (Ca) al estado combinado ( $\text{Ca}^{2+}$ ), por lo cual ha quedado oxidado. A su vez, el azufre ha ganado dos electrones al pasar de azufre (S) al estado combinado ( $\text{S}^{2-}$ ), y queda por ello reducido. Dado que el calcio se ha oxidado, recibe el nombre de agente reductor y, puesto que el azufre se ha reducido, se designa como agente oxidante. Entonces, éste constituye un ejemplo de una ecuación de oxidación-reducción.

### Número de Oxidación:

El número de oxidación de un átomo se define como la carga que parece tener cuando cede sus electrones o electrones de valencia al átomo más electronegativo de la molécula. Así, en el  $\text{MnO}$  (donde el oxígeno es un átomo electronegativo), el número de oxidación del manganeso es  $+2$ ; en el  $\text{MnO}_2$  es  $+4$ ; y en el  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  es  $+7$ . En cada uno de estos tres óxidos el número de oxidación del átomo de oxígeno es  $-2$ .

Las siguientes reglas son útiles para determinar los números de oxidación:

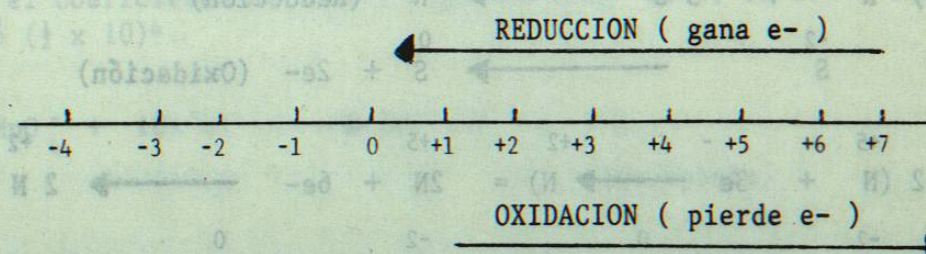
1. Un elemento libre (no combinado químicamente), tiene un número de oxidación igual a cero (0).
2. En la mayoría de los compuestos que contienen oxígeno, el número de oxidación para cada átomo de oxígeno es  $-2$ . Los peróxidos son excepciones.
3. El número de oxidación del hidrógeno es  $+1$ . Algunos hidruros son excepciones.
4. El número de oxidación de los metales alcalinos (Li, Na, K, Rb, etc.) en todos sus compuestos, es  $+1$ .
5. El número de oxidación de los metales alcalinotérreos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, etc.) en todos sus compuestos, es  $+2$ .
6. En las moléculas, la suma algebraica de los números de oxidación positivos y los números de oxidación negativos debe ser igual a cero.

### Ejemplo:

En el  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  cada átomo de oxígeno tiene un número de oxidación de  $-2$  (regla 2), como son 4 átomos en total nos da 8 cargas negativas; el número de oxidación de cada átomo de sodio es  $+1$  (regla 4) lo que nos da 2 cargas positivas; para que se cumpla la regla 6 el número de oxidación del azufre debe ser  $+6$ .

### REGLA PARA DETERMINAR EL NUMERO DE ELECTRONES QUE SE ESTAN OXIDANDO Ó REDUCIENDO EN UNA REACCION QUIMICA.

- A) METODO GRAFICO: imagínese una escala algebraica, aquí la oxidación va de IZQUIERDA A DERECHA, y la reducción va de DERECHA A IZQUIERDA.



Vamos a determinar el # de  $e^-$  que se están perdiendo y ganando en una reacción donde determinamos a N el # de  $e^-$  o el # de lugares que en la escala el electrón está recorriendo (a la izquierda o a la derecha).



BALANCEO DE ECUACIONES DE OXIDACION-REDUCCION (REDOX)

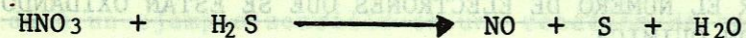
Muchas ecuaciones de oxidación reducción se pueden balancear por ensayo y error y no requiere técnicas especiales. Sin embargo, un gran número de ecuaciones son muy complicadas y requieren técnicas especiales. Existen dos métodos usuales para balancear ecuaciones redox: el método del número de oxidación y el método de la semi-reacción o del ión-electrón. En esta unidad solamente estudiaremos el método del número de oxidación.

Método del Número de Oxidación.

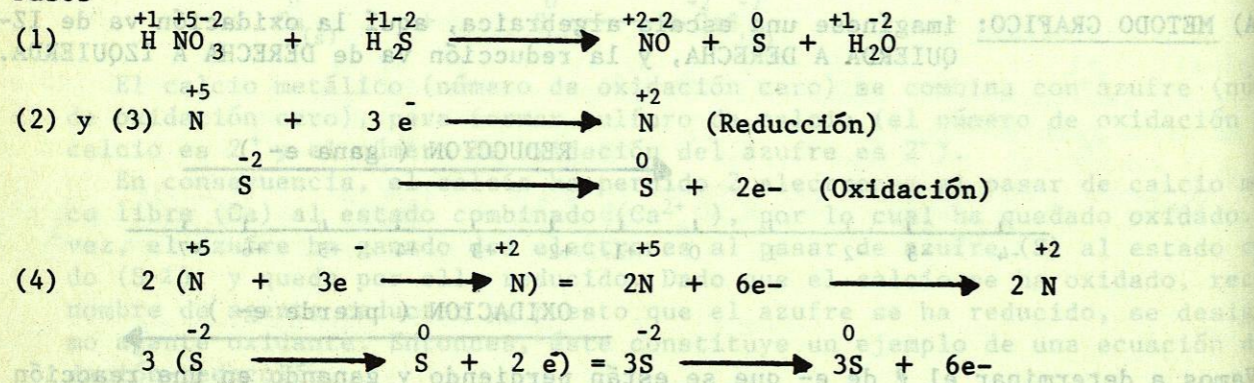
1. Escribir en la parte superior de cada elemento el número de oxidación que tiene en cada compuesto (aplicar las reglas).
2. Seleccionar solamente aquellos elementos que sufrieron cambio en su número de oxidación.
3. Escribir una ecuación esquemática para el elemento que sufrió una oxidación y otra para el elemento que sufrió la reducción.
4. Multiplicar cada ecuación o semi-reacción por números que hagan que el número total de electrones perdidos por el agente reductor sea igual al número de los electrones ganados por el agente oxidante.
5. Sumar las dos semi-reacciones y cancelar los electrones.
6. Escribir el número de átomos de cada elemento obtenidos en el paso (5) en la ecuación global.
7. Por simple inspección completar los coeficientes apropiados para el resto de la ecuación.
8. Comprobar la ecuación final contando el número de átomos de cada elemento en ambos miembros de la ecuación.

Ejemplo 1:

Igualar la siguiente ecuación de oxidación-reducción:



Pasos



- (5)  $\begin{matrix} +5 & & -2 & & +2 & & 0 \\ 2\text{N} & + & 3\text{S} & \longrightarrow & 2\text{N} & + & 3\text{S} \end{matrix}$
- (6)  $2\text{HNO}_3 + 3\text{H}_2\text{S} \longrightarrow 2\text{NO} + 3\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- (7)  $2\text{HNO}_3 + 3\text{H}_2\text{S} \longrightarrow 2\text{NO} + 3\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$
- (8) Obsérvese que los átomos de oxígeno se han igualado automáticamente sin ninguna atención especial.

Reactivos	Productos
N (2)	N (2)
S (3)	S (3)
H (8)	H (8)
O (6)	O (6)

(ya está balanceada)

Ejemplo 2:

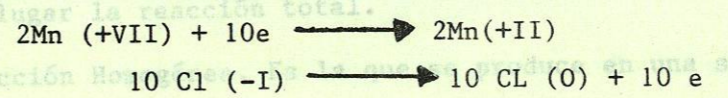
Igualar la siguiente ecuación de oxidación-reducción:



El Mn sufre una variación en el estado de oxidación de +VII en el MnO<sub>4</sub> a +II en el Mn<sup>++</sup>. El Cl sufre un cambio en el estado de oxidación de -I en el Cl a 0 en el Cl<sub>2</sub>. Los esquemas de igualación de electrones son:

- (1)  $\text{Mn}(+VII) + 5e \longrightarrow \text{Mn}(+II)$
- (2)  $2\text{Cl}(-I) \longrightarrow 2\text{Cl}(0) + 2e$

El diagrama (2) se escribió en función de 2 átomos de Cl porque estos átomos se presentan en parejas en el producto Cl<sub>2</sub>. Los factores de multiplicación son 2 y 5, como en el método anterior.



De aquí que el coeficiente de K<sup>+</sup>MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> y del Mn<sup>++</sup>SO<sub>4</sub><sup>-</sup> es 2, el del KCl es 10, el del Cl<sub>2</sub> es 5 (½ x 10)<sup>4</sup>.

