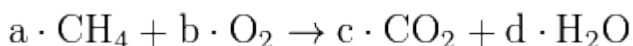


# Balance de Ecuaciones por el Método de REDOX

Se dice que una ecuación química se encuentra ajustada, equilibrada o balanceada cuando respeta la ley de conservación de la materia, según la cual, la cantidad de átomos de cada elemento debe ser igual del lado de los reactivos (antes de la flecha) y del lado de los productos de la reacción (después de la flecha). Para balancear una ecuación, se deben ajustar los coeficientes y no los subíndices. Esto es así porque cada tipo de molécula tiene siempre la misma composición; es decir, se encuentra siempre formada por la misma cantidad de átomos. Si modificamos los subíndices estamos nombrando a sustancias diferentes:

H<sub>2</sub>O es agua común y corriente, pero H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> es peróxido de hidrógeno, una sustancia química totalmente diferente. Al modificar los coeficientes sólo estamos diciendo que ponemos más o menos de tal o cual sustancia.

Por ejemplo, en la reacción de combustión de metano (CH<sub>4</sub>), éste se combina con oxígeno molecular(O<sub>2</sub>) del aire para formar dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) y agua (H<sub>2</sub>O). La reacción sin ajustar será:

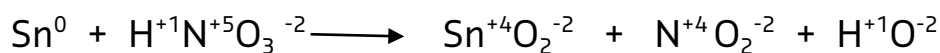


En esta ecuación, las incógnitas son *a*, *b*, *c* y *d*, que son los denominados coeficientes estequiométricos. Para calcularlos, debe tenerse en cuenta la Ley de Conservación de la Materia, por lo que la suma de los átomos de cada elemento debe ser igual en los reactivos y en los productos de la reacción. Existen diferentes métodos para balancear o igualar una ecuación, en esta ocasión verás el método de "oxido reducción" comúnmente llamado "RED-OX".

Consideremos la siguiente ecuación:



Paso 1: Escribir el número de oxidación de cada elemento de acuerdo con las reglas establecidas previamente.



# Balance de Ecuaciones por el Método de REDOX

<p>Paso 2: Determinar cuáles elementos han sufrido variación en el número de oxidación:</p>	<p>El estaño (Sn) pasó de <math>\text{Sn}^0</math> a <math>\text{Sn}^{+4}</math> El nitrógeno (N) pasó de <math>\text{N}^{+5}</math> a <math>\text{N}^{+4}</math></p>
<p>Paso 3: Determinar el elemento que se oxida y el que se reduce:</p>	<p><math>\text{Sn}^0 - 4e \rightarrow \text{Sn}^{+4}</math> se oxida <math>\text{N}^{+5} + 1e \rightarrow \text{N}^{+4}</math> se reduce</p>
<p>Paso 4: Igualar el número de electrones ganados y perdidos, lo cual se logra multiplicando la ecuación: <math>\text{Sn}^0 - 4e \rightarrow \text{Sn}^{+4}</math> por 1 y la ecuación: <math>\text{N}^{+5} + 1e \rightarrow \text{N}^{+4}</math> por 4, lo que dará como resultado: (se cruza el número de electrones ganados y perdidos y se coloca este valor como coeficiente de la otra ecuación).</p>	<p><math>1(\text{Sn}^0 - 4e \rightarrow \text{Sn}^{+4})</math> <math>4(\text{N}^{+5} + 1e \rightarrow \text{N}^{+4})</math></p> <p><math>\text{Sn}^0 - 4e \rightarrow \text{Sn}^{+4}</math> <math>4\text{N}^{+5} + 4e \rightarrow 4\text{N}^{+4}</math></p>
<p>Paso 5: Sumar las dos ecuaciones parciales y simplificar el número de electrones perdidos y ganados que debe ser igual:</p>	<p><math>\text{Sn}^0 + 4\text{N}^{+5} \rightarrow \text{Sn}^{+4} + 4\text{N}^{+4}</math></p>
<p>Paso 6: Llevar los coeficientes de cada especie química a la ecuación original: En algunos casos la ecuación queda balanceada pero en otros, como este, es necesario terminar el balanceo por tanteo. Para ello se multiplica el agua por dos:</p>	<p><math>\text{Sn} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{SnO}_2 + 4\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}</math></p> <p><math>\text{Sn} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{SnO}_2 + 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}</math></p>

COMPROBACIÓN

# Balance de Ecuaciones por el Método de REDOX

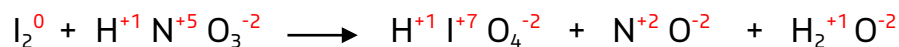
1	Sn	1
4	H	4
4	N	4
12	O	12

EJEMPLO.

Dada la ecuación:



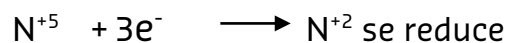
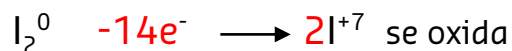
1. Se determinan los números de oxidación de cada elemento.



2. Elementos que han variado su número de oxidación.



3. Elemento que se reduce y se oxida.

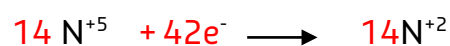
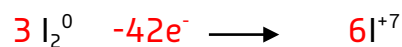
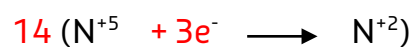
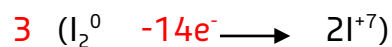


**NOTA:**

Aunque el cambio en el número de oxidación del  $\text{I}_2$  es de 0 a +7, el número total de electrones perdidos es de catorce porque se multiplica por el subíndice 2 que afecta al  $\text{I}_2^0$ . Además, se agrega el coeficiente 2 al  $\text{I}^{+7}$  ( $2\text{I}^{+7}$ ) para igualar el número de átomos de I en la semireacción.

# Balance de Ecuaciones por el Método de REDOX

4. Igualar el número de electrones ganados y perdidos.



5. Suma de ecuaciones parciales o semirreacciones y simplificación del número de electrones perdidos y ganados que debe ser igual.



6. Llevar los coeficientes de cada especie a la ecuación original, si es necesario igualar por tanteo y comprobar.



6	I	6
14	H	14
14	N	14
42	O	42

Como podrás ver, se hizo un ajuste en el agua  $\text{H}_2\text{O}$  agregando el coeficiente 4.

# Balance de Ecuaciones por el Método de REDOX

**REFERENCIA:**  
*Educatina (2011) Redacciones redox - Química - Educatina.*  
*Recuperado a partir de: [https://www.youtube.com/watch?v=qkLBn7W\\_3g4](https://www.youtube.com/watch?v=qkLBn7W_3g4)*