

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA LA PRESENTACIÓN				
	NOMBRE ALUMNA				
	AREA/ASIGNATURA	Ciencias Naturales - Química			
	DOCENTE:	Juan Camilo Ospina Monsalve			
	PERIODO	GRADO	Nº	FECHA	DURACIÓN
2	10º	1	Abril 29 de 2025	9 HORAS	

### INDICADORES DE DESEMPEÑO

- Balancea las reacciones químicas.

### BALANCES DE MATERIA

Toda ecuación debe estar balanceada para convertirse en una cabal representación de una reacción química. Balancear una ecuación no es otra cosa que un procedimiento de ensayo y error, que se fundamenta en la búsqueda de diferentes coeficientes numéricos que hagan que el número de cada tipo de átomos presentes en la reacción química sea el mismo tanto en reactivos como en productos. Hay varios métodos para balancear ecuaciones, pero en este curso, veremos únicamente el método del tanteo o simple inspección.

El balanceo de ecuaciones no es más que una consecuencia de la ley de conservación de la masa de Lavoisier, por lo que la masa de los reactivos debe ser igual a la masa de los productos, esto implica que la cantidad y variedad de átomos presentes en los reactivos debe mantenerse en los productos, (lo único que varía es la forma en que están combinados). Para balancear una ecuación química primero tenemos que identificar el tipo a la que ésta pertenece. Las reacciones químicas pueden clasificarse en términos generales como ácido-base u óxido-reducción: - En las reacciones ácido-base ninguna especie cambia su estado de oxidación. - En las reacciones del tipo óxido-reducción, al menos dos especies cambian de estado de oxidación:

- Cuando una especie pierde electrones su número de oxidación aumenta (se hace más positiva o menos negativa Ej.:  $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}^0$ ). A este proceso se le conoce como oxidación.
- Cuando una especie gana electrones su número de oxidación disminuye (se hace menos positiva o más negativa, Ej.:  $\text{Mn}^{4+} \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{O}^{-1} \rightarrow \text{O}^{-2}$ ). A este proceso se le conoce como reducción. Es importante mencionar que no puede existir una reacción de oxidación sin que ocurra alguna reacción de reducción acoplada. (Los electrones se transfieren de la especie que se oxida a la que se reduce).

**MÉTODO DEL TANTEO O INSPECCIÓN** Este método es utilizado para ecuaciones sencillas y consiste en colocar coeficientes a la izquierda de cada sustancia, hasta tener igual número de átomos tanto en reactivos como en productos.

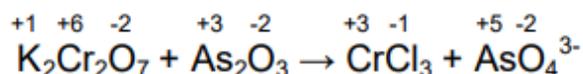
Ejemplo:  $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$  Como podemos ver, en esta ecuación hay dos átomos de nitrógeno en los reactivos, por tanto se debe colocar el coeficiente 2 al  $\text{NH}_3$ , de esta forma ahora tenemos dos átomos de nitrógeno en cada miembro de la ecuación: Tenemos entonces lo siguiente:  $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$  Cuando escribimos el coeficiente 2 junto al  $\text{NH}_3$ , vemos que tenemos en el producto seis átomos de hidrógeno ( $2 \times 3$ ); para balancearlos hay que colocar un coeficiente 3 al  $\text{H}_2$  reactante: La ecuación queda de la siguiente manera:  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$  Decimos entonces que la ecuación ha quedado equilibrada. El número de átomos de cada elemento es el mismo en reactivos y productos.

**MÉTODO DE LA RELACIÓN MOLAR** Existen varios caminos o métodos para resolver problemas estequiométricos, uno de ellos es el método molar o de la relación molar. La relación molar es una relación entre la cantidad de moles de dos especies cualesquiera que intervengan en una reacción química. Por ejemplo, en la reacción Sólo hay seis relaciones molares que se aplican



**Método Oxido – Reduccion.**

**1) Identifica el tipo de reacción** de que se trata (ácido-base o redox), para ello tienes que asignar los estados de oxidación de cada átomo en cada una de las especies involucradas. En este ejemplo usaremos la siguiente reacción:



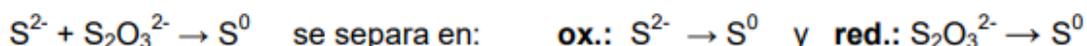
En

este caso, el cromo gana electrones pues disminuye su estado de oxidación (de +6 a +3), esto es, se reduce, mientras que el arsénico pierde electrones, es decir, se oxida, pues aumenta su estado de oxidación (de +3 a +5), por lo que la reacción anterior se clasifica como a una reacción redox.

**2) A pesar de que las reacciones de oxidación y reducción ocurren de forma simultánea, para fines del balanceo, separa la reacción redox en dos semireacciones:** una *semi-reacción* de oxidación y una *semi-reacción* de reducción:



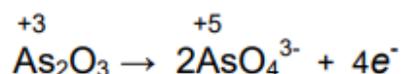
Nota que en las reacciones de dismutación o en las de anfolización antes mencionadas, esta separación también puede plantearse fácilmente:



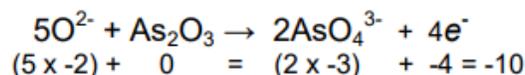
**Balancea por separado cada una de las semi-reacciones:**

**Oxidación:**

**3) Balancea masa y carga del átomo que se oxida:** Cada átomo de arsénico pierde en este caso 2 electrones (que se representan en la ecuación como  $e^-$ ), Dado que el reactivo  $\text{As}_2\text{O}_3$  contiene dos átomos de As es necesario involucrar 4 electrones totales y poner un coeficiente de 2 en los productos, de esta forma, el arsénico ya está balanceado en masa y carga pues del lado de los reactivos hay dos átomos arsénico mismos que hay en los productos, donde cada átomo pierde 2 electrones (dando un total de 4 electrones involucrados). Nota que en la oxidación siempre aparecen los electrones en el lado de los productos.

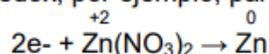


**4) Balancea la masa de todas las demás especies presentes,** (las que no cambian su estado de oxidación): La única otra especie involucrada en este caso es el oxígeno. Como del lado izquierdo de la ecuación hay tres átomos de oxígeno y en el derecho hay ocho, es necesario agregar 5 átomos de oxígeno con exactamente el mismo estado de oxidación con el que aparece en los productos.



Nota que en este momento la semi-reacción esta balanceada en masa y en carga pues todos los átomos presentes del lado izquierdo lo están del lado derecho, además la carga total del lado derecho es igual a la del izquierdo (-10 en este caso).

En este paso cuida de no modificar a los iones que no están involucrados en el proceso redox, por ejemplo, para la semi-reacción:

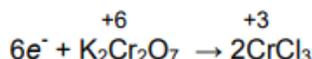


debe completarse como:  $2\text{e}^- + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn} + 2\text{NO}_3^-$

y NO como:  $2\text{e}^- + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn} + 2\text{N}^{5+} + 6\text{O}^{2-}$

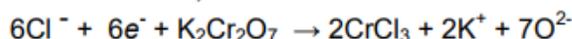
**Reducción:**

**3) Balancea masa y carga del átomo que se reduce:**

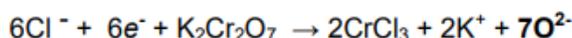


(Nota que en la reducción los electrones aparecen en el lado de los reactivos, 3 electrones por cromo hacen un total de 6 electrones intercambiados).

**4) Balancea la masa de todas las demás especies presentes,** (las que no cambian su estado de oxidación):



**5) Sustituye los iones  $\text{O}^{2-}$ :** (en medio ácido, como en la oxidación)



cambia a :  **$14\text{H}^+$**  +  $6\text{Cl}^- + 6\text{e}^- + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow 2\text{CrCl}_3 + 2\text{K}^+ + 7\text{H}_2\text{O}$

Nota que ambas semi-reacciones están ya balanceadas tanto en masa como en carga:

**Oxidación:**  $5\text{H}_2\text{O} + \text{As}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{AsO}_4^{3-} + 4\text{e}^- + 10\text{H}^+$

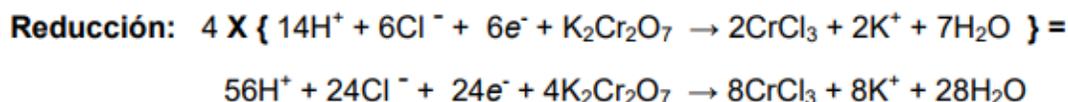
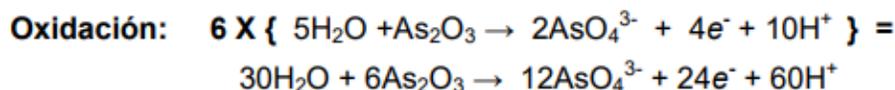
**Reducción:**  $14\text{H}^+ + 6\text{Cl}^- + 6\text{e}^- + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow 2\text{CrCl}_3 + 2\text{K}^+ + 7\text{H}_2\text{O}$

Como se mencionó al principio, la oxidación y la reducción son procesos concertados, (esto es ocurren al mismo tiempo), por lo que ahora lo único que falta es garantizar que los electrones generados por la oxidación sean los mismos que los que se consumen en la reducción. Una forma fácil de lograr esto es mediante el siguiente procedimiento:

- Dado que la reducción consume 6 electrones

- Dado que la oxidación produce 4 electrones

Multiplica todos los coeficientes de la reducción por 4 y los de la oxidación por 6 y así ambas reacciones intercambiarán 24 electrones.



Ahora solo basta sumarlas, cancelado y agrupando a las especies que aparecen tanto en reactivos como en productos:

#### TALLER

**Balancea las siguientes reacciones químicas por el balanceo del tanteo.**

1.  $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
2.  $\text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
3.  $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
4.  $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_3$
5.  $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2$
6.  $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
7.  $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$
8.  $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_3$
9.  $\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
10.  $\text{Hg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HgSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$

**Balancear las siguientes reacciones por el método del número de oxidación:**

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

“Los juegos son la forma más elevada de la investigación”  
Albert Einstein