

Balanceo de ecuaciones químicas:

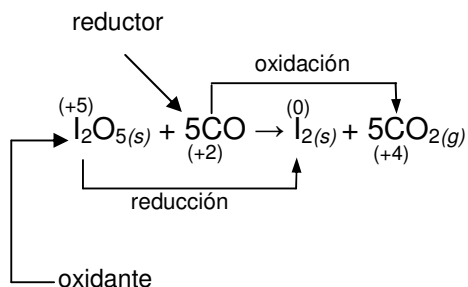
El balanceo de ecuaciones no es más que una consecuencia de la ley de conservación de la masa de Lavoisier, por lo que la masa de los reactivos debe ser igual a la masa de los productos, esto implica que la cantidad y variedad de átomos presentes en los reactivos debe mantenerse en los productos, (lo 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).

A la especie que se reduce, (la que gana electrones), **se le denomina el agente oxidante**, esto se debe que los electrones que esta especie gana, lo hace a expensas de otra especie, es decir le “arrebata” los electrones a otra especie química, esto es: la oxida. De forma análoga, **a la especie que se oxida** (la que pierde electrones), **se le denomina como el agente reductor** pues al perder electrones lo hace a expensas de otra especie química a la cual cede sus electrones, causando entonces la reducción de esta otra. Por ejemplo:



El yodo cambia de estado de oxidación de +5 a 0, (gana 5 electrones), por lo que se dice que el yodo se reduce. El Carbono por otro lado pierde 2 electrones y con esto cambia de estado de oxidación de +2 a +4 por lo que se dice que el carbono se oxida.

Nota que el yodo al reducirse oxida al CO, por lo que el I_2O_5 es el agente oxidante. De igual forma el CO es el agente reductor, pues al oxidarse reduce al I_2O_5 .

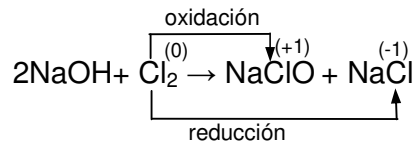
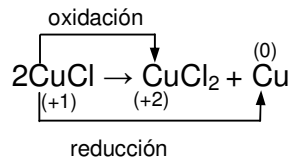
No confundas oxidación con oxidante, ni reducción con reductor.

- Una sustancia es **oxidante** cuando oxida a alguna otra.
- Una sustancia es **reductora** cuando reduce a alguna otra.

Ejercicios: Para cada una de las siguientes reacciones balanceadas identifica si se trata de una reacción ácido base u óxido reducción y en su caso, identifica: **a)** los elementos que sufren cambios en su estado de oxidación, e identifica al oxidante y al reductor, **b)** al proceso de oxidación y de reducción, (de forma análoga a como se muestra en la figura de la página anterior).

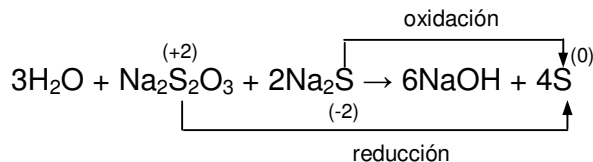
- 1) $3\text{H}_2\text{S} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{S} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7 + 8\text{NaOH} \rightarrow 4\text{Na}_3\text{PO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$
- 3) $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$
- 4) $2\text{NaOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaClO} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 5) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2\text{KOH} \rightarrow 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 6) $\text{CS}_2 + 3\text{Cl}_2 \rightarrow \text{CCl}_4 + \text{S}_2\text{Cl}_2$

Casos especiales: Hay algunas reacciones en las cuales identificar al oxidante y al reductor no parece sencillo, pues una misma especie actúa como oxidante y reductor al mismo tiempo, a estas reacciones se les conoce como reacciones de **dismutación** o **disproporción**:



En estas reacciones, algunos de los átomos de un elemento en un estado de oxidación intermedio se oxidan y pasan a un estado de oxidación alto (perdiendo electrones), mientras que los átomos restantes de este elemento pasan a un estado de oxidación bajo (ganando los electrones que fueron liberados por los átomos que se oxidaron).

Al proceso contrario a la disproporción se le conoce como **conproporción** o **anfolización** (los átomos de un mismo elemento que presentan tanto un estado de oxidación alto como bajo pasan a uno intermedio):



Balanceo:

Balancear significa encontrar los **coeficientes estequiométricos** en una reacción tal que la cantidad de átomos presentes en los reactivos sea igual a aquellos presentes en los productos:



| Antes de balancear | | | Después de balancear | | |
|--------------------|-------|-----------|----------------------|-------|-----------|
| reactivos | átomo | productos | reactivos | átomo | productos |
| 2 | Fe | 1 | 2 | Fe | 2 |
| 1 | C | 1 | 3 | C | 3 |
| 3 | O | 1 | 3 | O | 3 |

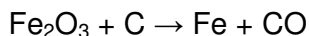
Si la cantidad de átomos presentes antes y después de la reacción son los mismos, entonces la suma de la masa de los reactivos es necesariamente igual a la suma de la masa de los productos, (esto es: se cumple la ley de conservación de la masa).

El balanceo es un procedimiento sencillo, en el caso de reacciones de óxido-reducción (que de aquí en adelante llamaremos red-ox), hay que **balancear** tanto **masa** como **carga**. Las reacciones ácido base solo debe balancearse la masa por lo que son un caso mas simple que las red-ox. Así, si aprendes a balancear reacciones red-ox podrás balancear reacciones ácido-base sin dificultad.

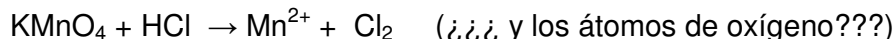
Ejemplos:

Puedes toparte con dos tipos de ecuaciones a balancear:

- a) Aquellas en donde se te proporciona casi toda la información en cuanto a las especies que reaccionan y que se producen en esta, y donde lo único que tienes que encontrar son los coeficientes estequiométricos que la balancean:



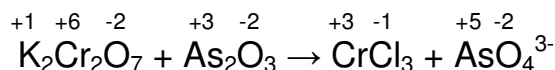
- b) Aquellas en donde solo se te proporciona información sobre algunas de especies que intervienen y tienes que completar la reacción:



Pero no te preocupes, cuando efectúas el balanceo **metódicamente**, el mismo procedimiento te ayuda a completar la reacción.

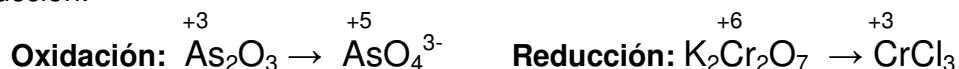
Método:

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:



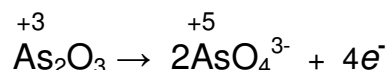
Nota que en las reacciones de dismutación o en las de anfolización antes mencionadas, esta separación también puede plantearse fácilmente:



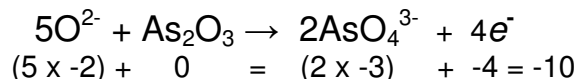
Balancea por separado cada una de las semi-reacciones:

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 As_2O_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.

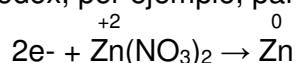


4) **Balancea la masa de todas las demás especies presentes,** (las que no cambian su estado de oxidación): La única otra especie involucrada en este caso es el oxígeno. Como del lado izquierdo de la ecuación hay tres átomos de oxígeno y en el derecho hay ocho, es necesario agregar 5 átomos de oxígeno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



Nota que en este momento la semi-reacción está 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:

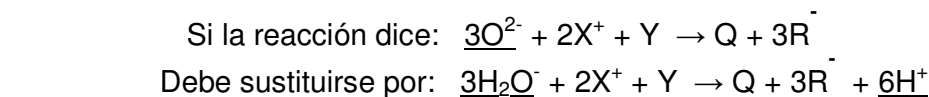


debe completarse como: $2e^- + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn} + 2\text{NO}_3^-$

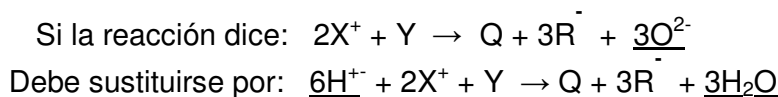
y no como: $2e^- + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn} + 2\text{N}^{5+} + 6\text{O}^{2-}$

5) Sustituye los iones O^{2-} . Frecuentemente, (como en nuestro ejemplo), en las semi-reacciones aparece el ion O^{2-} ya sea del lado de los productos o reactivos. Puesto que esta especie química no existe aislada, es necesario sustituirla ya sea por H_2O u OH^- . Este es uno de esos casos donde debemos decir si la reacción se efectúa en medio básico o ácido, pues la forma de eliminar al ion O^{2-} depende de las condiciones del medio.

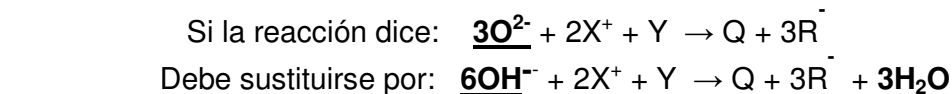
En medio ácido: Cada ion O^{2-} se sustituye por H_2O (nota que para mantener balanceada la ecuación es necesario agregar dos iones H^+ del otro lado de la ecuación por cada O^{2-} que se haya substituido). Ejemplo:



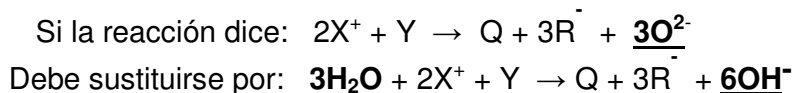
ó



En medio básico: Cada ion O^{2-} se sustituye por **dos** iones OH^- , y para mantener balanceada la ecuación agrega **una** molécula de H_2O del otro lado de la ecuación por cada O^{2-} que se haya substituido. (En realidad estas agregando una molécula de agua de cada lado por cada ion O^{2-} , pero del lado que está el ion O^{2-} éste se combina así: $O^{2-} + H_2O = 2OH^-$) Ejemplo:

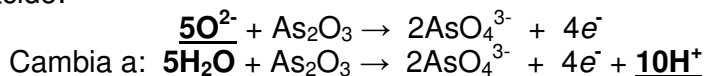


ó



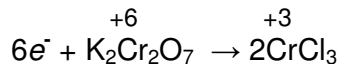
Cabe mencionar que al final de este documento se presenta un método alternativo para el balanceo en medio básico.

Continuando con nuestro ejemplo, hay que sustituir los iones O^{2-} , en este caso en medio ácido:

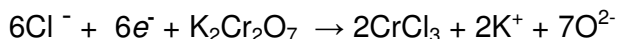
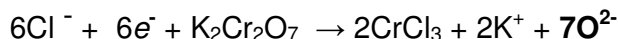


La información sobre si debes balancear en medio ácido o básico puedes obtenerla de la reacción misma, observa si aparece algún ácido o base en los reactivos indicados, (si no aparecen, escoge el que mas te guste). Es importante mencionar que el medio que escojas para balancear la oxidación debe ser el mismo que el que uses para la reducción).

¡¡ Listo !! La semi-reacción ya esta balanceada, ahora hay que hacer lo mismo con la reducción, (siguiendo los pasos 3 a 5 anteriores):

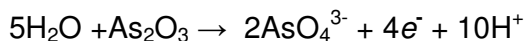
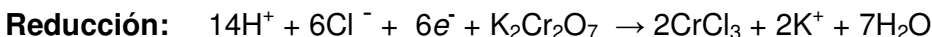
Reducción:**3) Balancea masa y carga del átomo que se reduce:**

(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 O²⁻:** (en medio ácido, como en la oxidación)

cambia a : **14H⁺** + 6Cl⁻ + 6e⁻ + K₂Cr₂O₇ → 2CrCl₃ + 2K⁺ + **7H₂O**

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

Oxidación:**Reducción:**

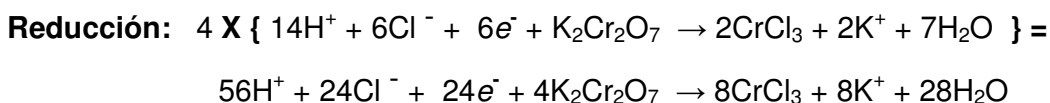
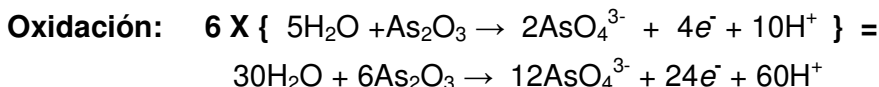
| Oxidación 4e ⁻ totales | | |
|-----------------------------------|-------|-----------|
| Reactivos | Átomo | Productos |
| 10 | H | 10 |
| 8 | O | 8 |
| 2 | As | 2 |
| 0 | carga | 0 |

| Reducción 6e ⁻ totales | | |
|-----------------------------------|-------|-----------|
| Reactivos | átomo | productos |
| 14 | H | 14 |
| 6 | Cl | 6 |
| 2 | K | 2 |
| 2 | Cr | 2 |
| 7 | O | 7 |
| 2+ | carga | 2+ |

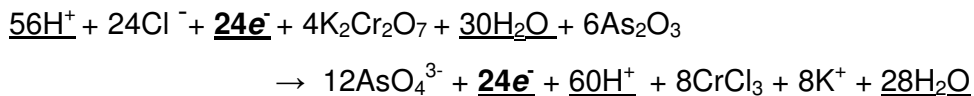
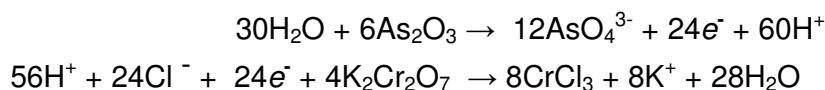
Como se mencionó al principio, la oxidación y la reducción son procesos concertados, (esto es ocurren al mismo tiempo), por lo que ahora lo único que falta es garantizar que los electrones generados por la oxidación sean los mismos que los que se consumen en la reducción. Una forma fácil de lograr esto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

- Dado que la reducción consume 6 electrones
- Dado que la oxidación produce 4 electrones

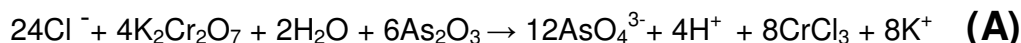
Multiplica todos los coeficientes de la reducción por 4 y los de la oxidación por 6 y así ambas reacciones intercambiarán 24 electrones.



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



Agrupando y reduciendo:



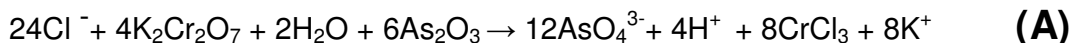
Nota que la ecuación esta correctamente balanceada tanto en masa como en carga:

| reactivos | Átomo | Productos |
|-----------|-------|-----------|
| 24 | Cl | 24 |
| 8 | K | 8 |
| 8 | Cr | 8 |
| 48 | O | 48 |
| 4 | H | 4 |
| 12 | As | 12 |
| -24 | carga | -24 |

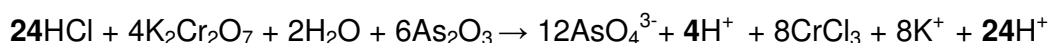
Solo un pequeño detalle: **hay que hacer que la reacción sea eléctricamente neutra.** Nota como en la ecuación balanceada la carga del lado de los reactivos es de -24, (que es la misma del lado de los productos).

Hay 24 iones Cl^- en los reactivos. Puesto que no existen los iones negativos aislados de los positivos, solo necesitamos decidir que ion positivo lo debe acompañar.

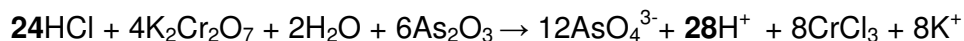
Recuerda que nuestra ecuación ahora esta balanceada. Cualquier ion que agreguemos del lado de reactivos hay que agregarlo del lado de los productos. Parecería sensato que, dado que nuestra reacción la balanceamos siempre en medio ácido, los iones Cloruro de lado de los reactivos aparezcan acompañados de H^+ . Como hay 24 iones cloruro, estos hay que remplazarlos por 24HCl , y añadir 24 iones H^+ del lado de los productos:



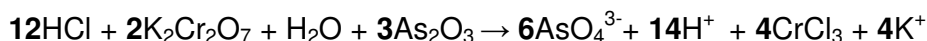
cambia por :



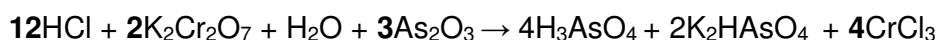
Agrupando:



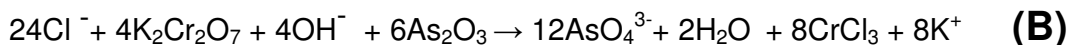
o lo que es lo mismo:



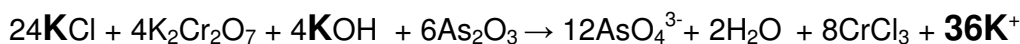
Ahora la reacción es eléctricamente neutra y perfectamente balanceada. Nota que, como se mencionó con anterioridad, el balanceo metódico adicionó las sustancias HCl y H_2O , que no aparecían originalmente en la ecuación a balancear. (Hay a quien le gusta presentar la ecuación anterior en forma molecular y no iónica, para ello sólo junta a los cationes con los aniones):



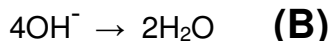
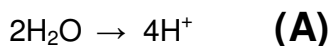
Si hubiésemos elegido medio básico para balancear hubiésemos llegado a la siguiente ecuación, (sería bueno que intentaras llegar a ella):



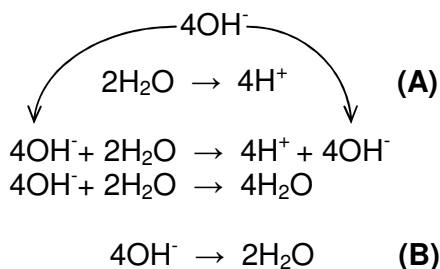
Que al hacerla eléctricamente neutra se convierte en:



Nota que la ecuación marcada como **(A)**, (medio ácido) y la marcada como **(B)**, (medio básico), se parecen mucho, la única diferencia entre ellas es:



Para balancear en medio básico hay quien prefiere un procedimiento distinto:

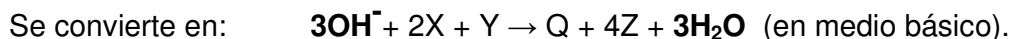


- Una vez balanceada la ecuación en **medio ácido**, antes de electro-neutralizarla, (ecuación **A**), por cada ion H^+ presente en la ecuación, agrega el mismo número de iones OH^- (obviamente a ambos lados de la ecuación).

- Convierte cada pareja $\text{H}^+ + \text{OH}^-$ en H_2O .

- Reduce las moléculas de agua presentes en ambos lados de la ecuación.

Nota que este método funciona bien aun cuando no aparezca H_2O en la ecuación en medio ácido:



FIN

(Bueno, casi, solo falta que hagas algunos ejercicios)

Ejercicios:

- 1.- $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2(g)$
- 2.- $\text{MnO}_4^- + \text{Br}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{BrO}_3^-$ (medio básico)
- 3.- $\text{Fe}_{(s)} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2(g)$
- 4.- $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{AsO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O}$ (medio básico)
- 5.- $\text{KmnO}_4 + \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Cl}_2(g)$
- 6.- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{I}^- \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{IO}_3^-$ (medio ácido)
- 7.- $\text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{ClO}^- \rightarrow \text{PbO}_2 + \text{Cl}^-$ (medio básico)
- 8.- $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Cl}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{ClO}_2^- + \text{O}_2$ (medio básico)
- 9.- $\text{HgCl}_2 + \text{N}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{Hg} + \text{N}_2$ (medio ácido)
- 10.- $\text{H}_2\text{NCl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{H}_4$ (medio básico)