

UNIDAD IV

REACCIONES QUÍMICAS

- 4.1 Ecuaciones químicas: reactivos y productos.
- 4.2 Reacciones de oxidación-reducción. Agentes oxidantes y reductores.
- 4.3 **Balanceo de ecuaciones de oxidación-reducción**
- 4.4 Unidades de concentración más utilizadas en química
- 4.5 Cálculos estequiométricos. Reactivo limitante, reactivo en exceso, rendimiento teórico.
- 4.6 Equilibrio químico y constante de equilibrio de una reacción.
- 4.7 Teorías de acidez y basicidad. Reacciones ácido-base.

Las ecuaciones químicas tienen dos significados:

- a) Cualitativo:** indica la clase o calidad de las sustancias que reaccionan y los productos.
- b) Cuantitativo:** indica la cantidad de átomos, moléculas, el peso o el volumen de los reactivos y de los productos.

Leyes de transferencia de la materia

1. Ley de conservación de la masa (Ley de Lavoisier)
2. Ley de proporciones definidas (Ley de Proust)

Principio de conservación de la masa o Ley de Lavoisier

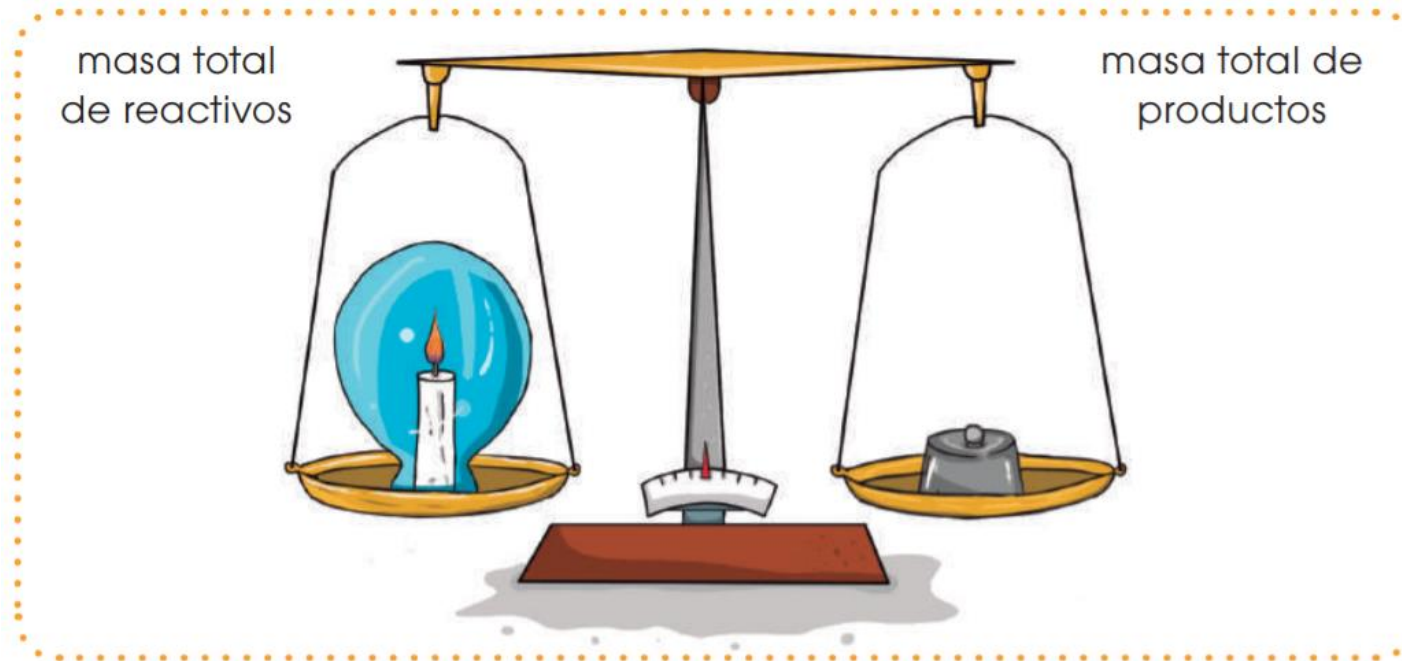
- El químico francés **Lavoisier** realizó innumerables experimentos con diversas reacciones químicas midiendo la masa de todos los componentes de la reacción (reactivos y productos). Como resultado de estos experimentos enunció la ley que lleva su nombre:

En una reacción química, la masa se conserva. Es decir, la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos.



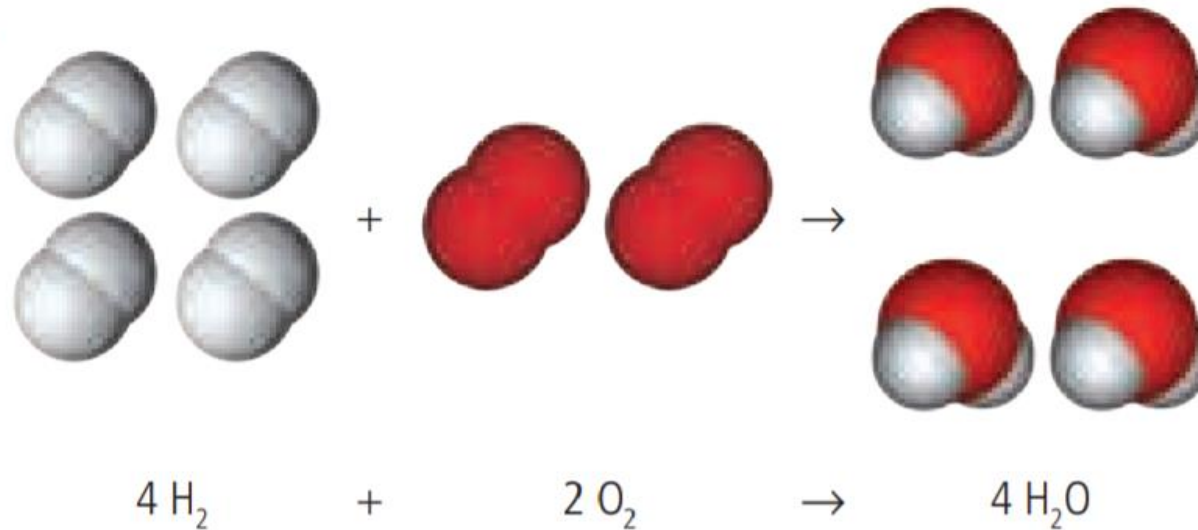
Principio de conservación de la masa o Ley de Lavoisier

- Esta ley menciona que la masa no se crea ni se destruye, solo se transforma.

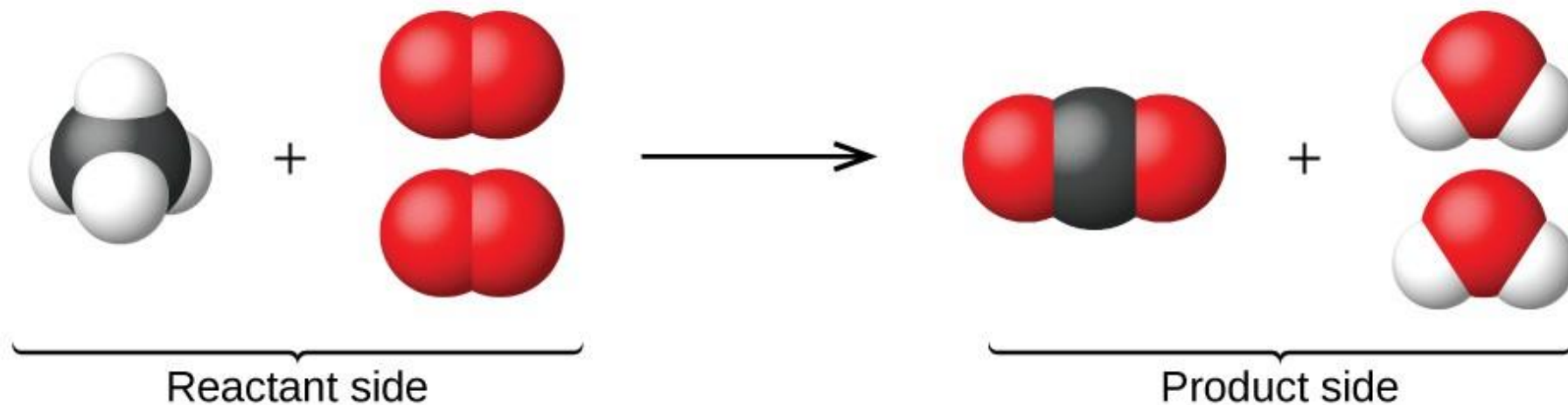
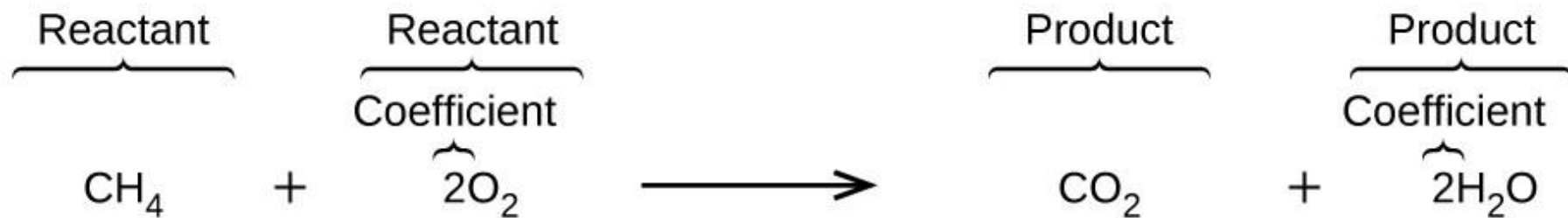


Principio de conservación de la masa o Ley de Lavoisier

Ley de conservación de la masa: implica que el número de átomos de un determinado elemento a la izquierda de una ecuación debe coincidir con el número de átomos de ese mismo elemento a la derecha de la ecuación.

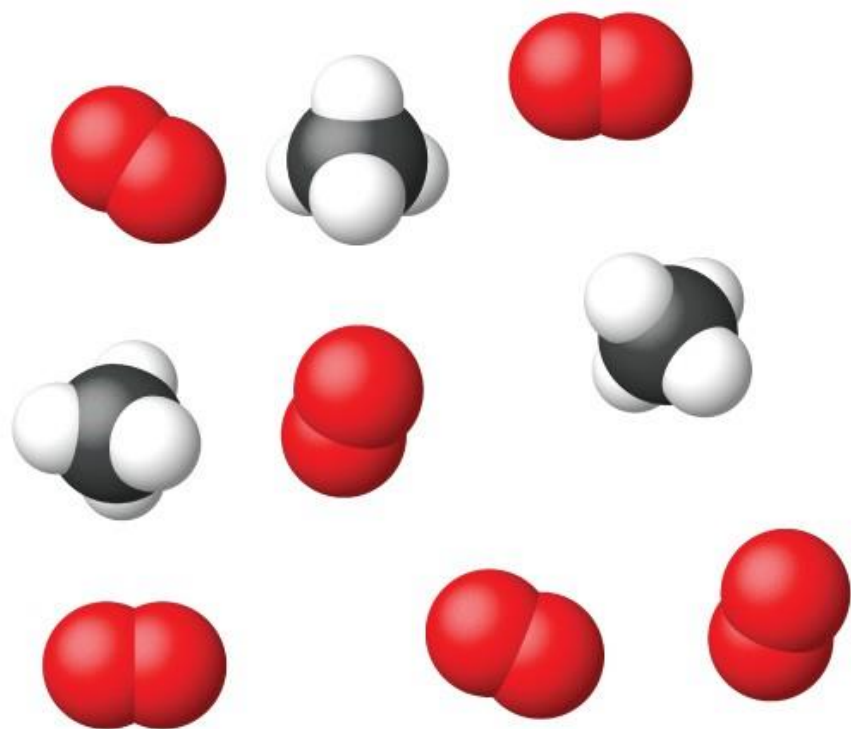


REACTIVOS → PRODUCTOS

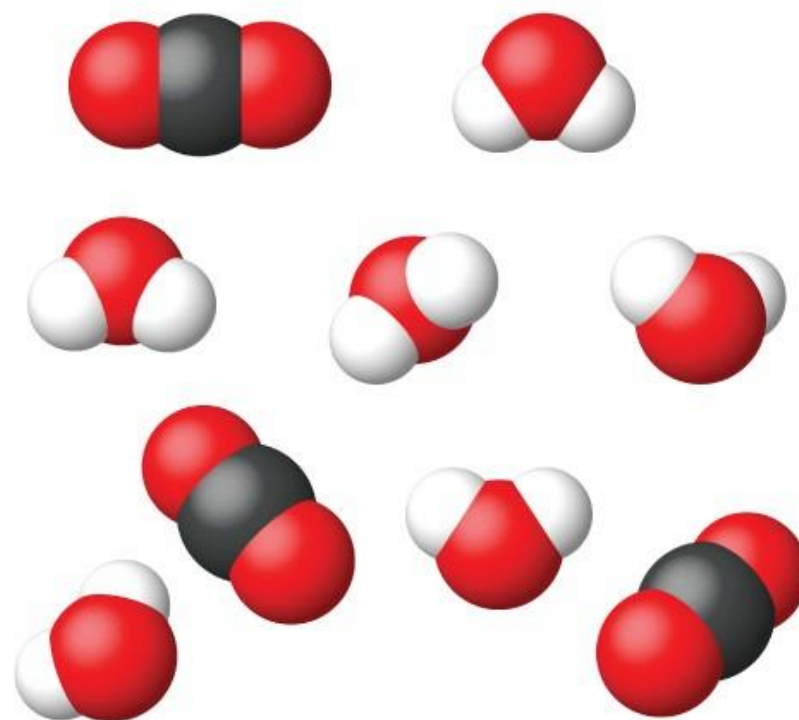


REACTIVOS → PRODUCTOS

Mixture before reaction

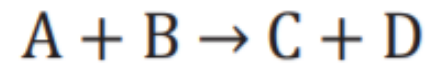


Mixture after reaction

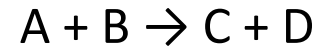


Ejercicio

Si 100 gramos de A reaccionan con 50 gramos de B para producir 70 gramos de C, ¿cuántos gramos de D esperamos que se produzcan tomando en cuenta la siguiente reacción?



Reemplacemos los datos que conocemos y el que no conocemos, en este caso D, lo ponemos como incógnita (cualquier letra).



$$100 \text{ g} + 50 \text{ g} = 70 \text{ g} + D$$

$$150 \text{ g} = 70 \text{ g} + D$$

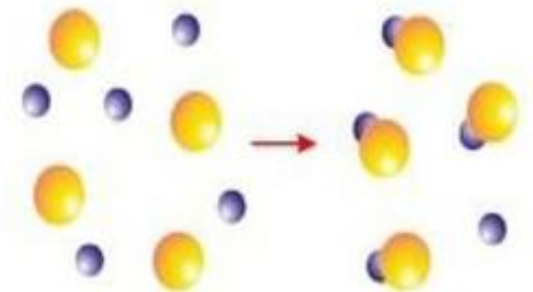
$$D = 80 \text{ g}$$

Ley de las proporciones constantes o Ley de Proust

Los átomos de elementos que se combinan para formar un mismo compuesto siempre lo hacen en una proporción de masas definida y constante.

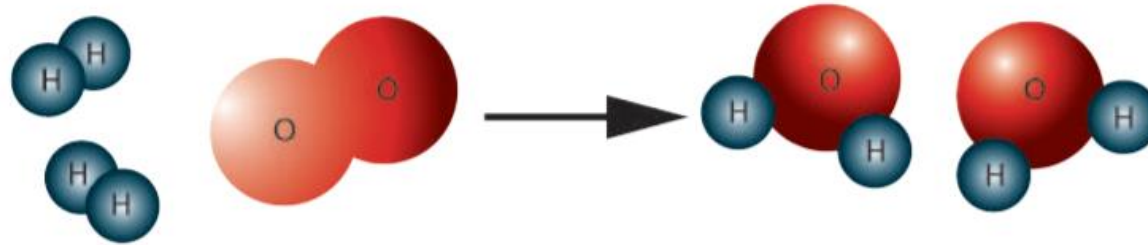
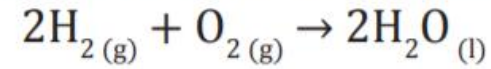
Esta ley nos permite distinguir entre una mezcla homogénea y un compuesto:

Una **mezcla homogénea** puede estar formada por los mismos componentes que un compuesto, pero admite diferentes proporciones, mientras que un **compuesto** tiene siempre una sola e invariable proporción.



Reacción del cobre y el azufre para dar sulfuro de cobre.

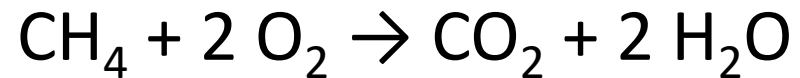
Ley de proporciones definidas



Siempre obtenemos agua, independientemente del procedimiento, por cada gramo de hidrógeno, H, han reaccionado exactamente 8 g de oxígeno, O.

$$\begin{array}{l} 2 \text{ g de hidrógeno} + 16 \text{ g de oxígeno} \left\{ \frac{2 \text{ g H}}{16 \text{ g O}} \right. \\ 10 \text{ g de hidrógeno} + 80 \text{ g de oxígeno} \left\{ \frac{10 \text{ g H}}{80 \text{ g O}} \right\} \frac{1 \text{ g H}}{8 \text{ g O}} \\ 0,5 \text{ g de hidrógeno} + 4 \text{ g de oxígeno} \left\{ \frac{0,5 \text{ g H}}{4 \text{ g O}} \right. \end{array}$$

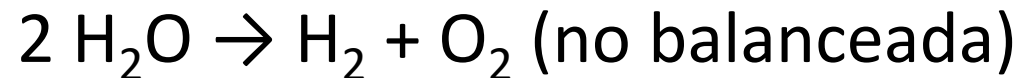
Balanceo de ecuaciones químicas



Elemento	Reactivos	Productos	Balanceado?
C	$1 \times 1 = 1$	$1 \times 1 = 1$	$1 = 1$, sí
H	$4 \times 1 = 4$	$2 \times 2 = 4$	$4 = 4$, sí
O	$2 \times 2 = 4$	$(1 \times 2) + (2 \times 1) = 4$	$4 = 4$, sí



Elemento	Reactivos	Productos	Balanceado?
H	$1 \times 2 = 2$	$1 \times 2 = 2$	$2 = 2$, sí
O	$1 \times 1 = 1$	$1 \times 2 = 2$	$1 \neq 2$, no



Balanceo de ecuaciones químicas

- **Método de ajuste por tanteo**
- **Método de los coeficientes indeterminados** (método algebraico)
- **Métodos de balanceo de Reacciones de Óxido Reducción**, también conocidos como **Redox** que se subdividen a su vez en:
 1. Método del Número de Oxidación
 2. Método del Ión-electrón o semi-reacciones.

Método de ajuste por tanteo

- Este método consiste en probar con diferentes valores para los coeficientes estequiométricos hasta que se cumpla que haya el mismo número de átomos de cada tipo en productos y reactivos.
- Una reacción puede estar ajustada para diferentes valores de los coeficientes estequiométricos. Los coeficientes también pueden tener valores fraccionarios.
- Normalmente se ajustan las reacciones dando el menor valor posible a los coeficientes, evitando los coeficientes fraccionarios.

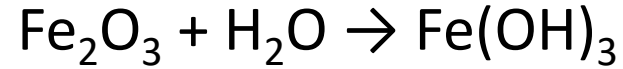
Balancear primero:

Metales y/o no metales

Oxígenos

Hidrógenos

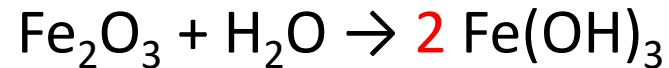
Ejemplo: Balancear la siguiente ecuación química:



Para balancear, comenzamos contando los átomos diferentes a oxígeno e hidrógeno, luego los O_2 y finalmente H_2 .

Observamos que en los reactivos tenemos dos átomos de hierro.

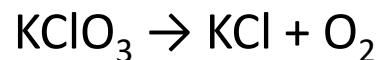
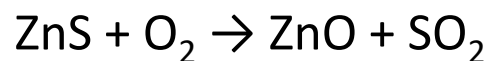
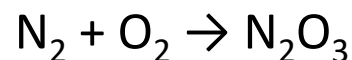
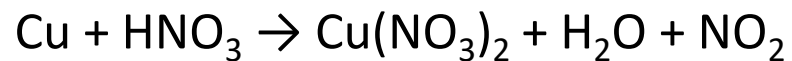
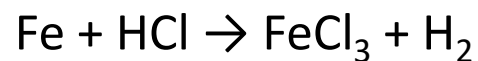
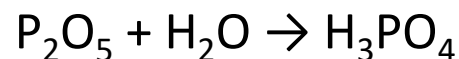
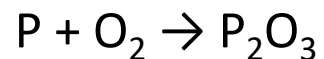
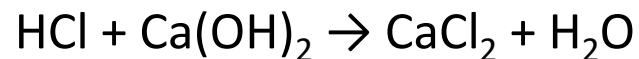
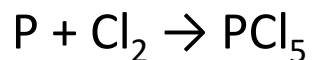
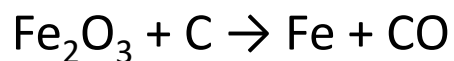
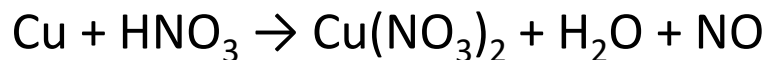
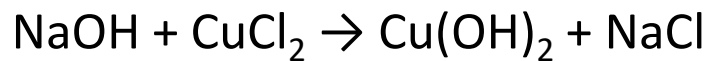
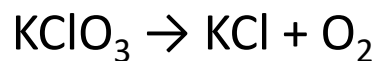
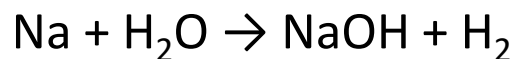
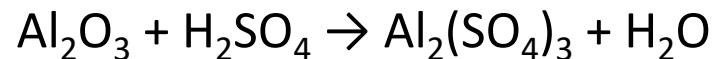
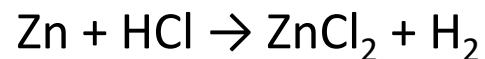
Como debe haber el mismo número de átomos a la izquierda y a la derecha, colocaremos un coeficiente en el segundo miembro para balancear el número de átomos, así:



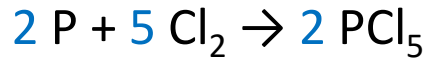
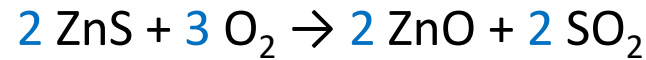
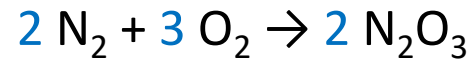
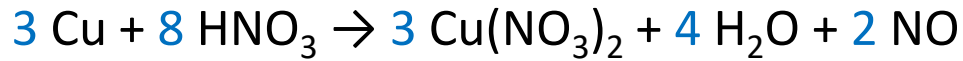
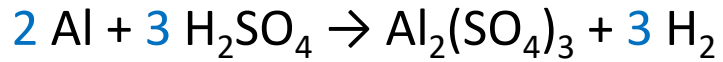
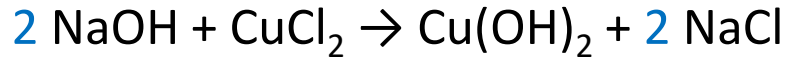
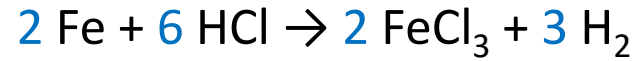
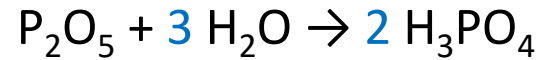
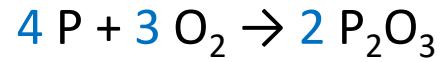
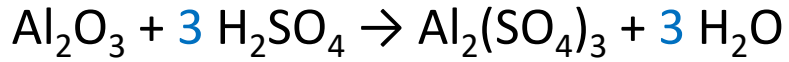
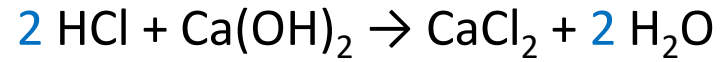
A continuación, igualamos los átomos de oxígeno que hay en ambos lados de la ecuación.



Balancea las siguientes ecuaciones químicas por el método de tanteo:



Balancea las siguientes ecuaciones químicas por el método de tanteo:



Método de los coeficientes indeterminados

Los pasos para aplicar este método de ajuste de ecuaciones químicas son los siguientes:

1. Cada uno de los coeficientes se considera una incógnita que se representa con una letra.
2. Se construye una ecuación para cada elemento químico. Para ello se multiplica cada coeficiente por el subíndice del elemento que estemos considerando, se suman todos los términos de esta multiplicación de los reactivos y se igualan a los de los productos.
3. Se construye un sistema de ecuaciones que tendrá tantas ecuaciones como elementos químicos diferentes tenga la reacción química.
4. Se asigna un valor arbitrario (el que se quiera) a cualquiera de los coeficientes. Normalmente se procura que sea uno sencillo.
5. Se resuelve el sistema de ecuaciones, y se coloca en la reacción química el valor de los coeficientes calculados. Si se desea se puede simplificar el resultado dividiendo todos los coeficientes por un mismo valor.

Ejemplo: Balancear la siguiente ecuación por el método algebraico:



Primer paso:



Segundo y tercer paso:

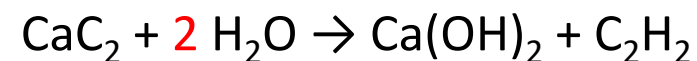
$$\text{Ca: } a = c$$

$$\text{C: } 2a = 2d$$

$$\text{O: } b = 2c$$

$$\text{H: } 2b = 2c + 2d$$

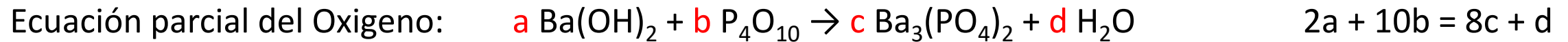
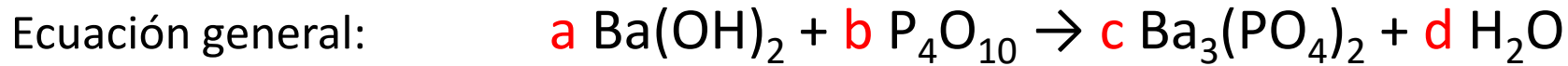
$$\left\{ \begin{array}{l} a = 1 \\ b = 2 \\ c = 1 \\ d = 1 \end{array} \right.$$



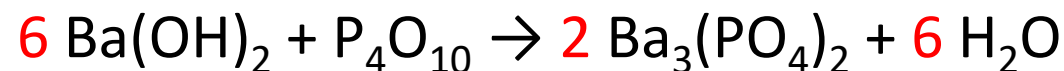
Balancear por el método algebraico la siguiente ecuación química



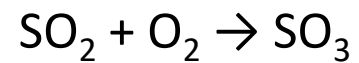
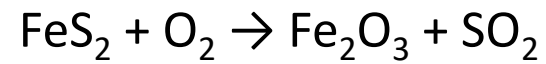
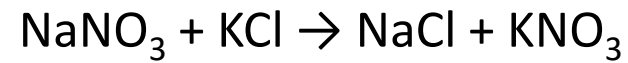
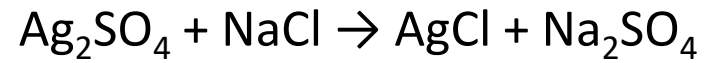
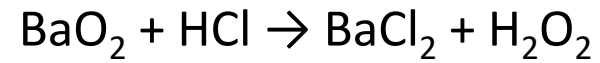
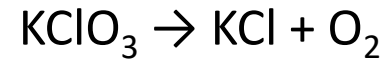
Solución



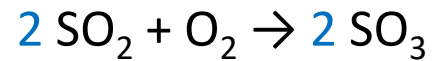
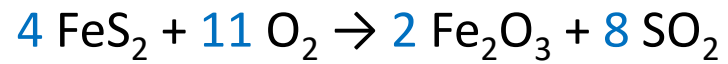
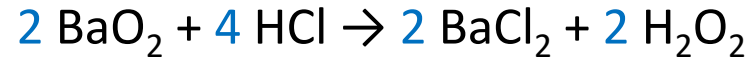
$\left\{ \begin{array}{l} a = 3c \\ 4b = 2c \\ 2a = 2d \\ 2a + 10b = 8c + d \end{array} \right.$	Se reemplaza $b = 1$ y se despejan a, c y d	$\left\{ \begin{array}{l} a = 6 \\ b = 1 \\ c = 2 \\ d = 6 \end{array} \right.$
--	--	---



Balancea las siguientes ecuaciones por el método algebraico:

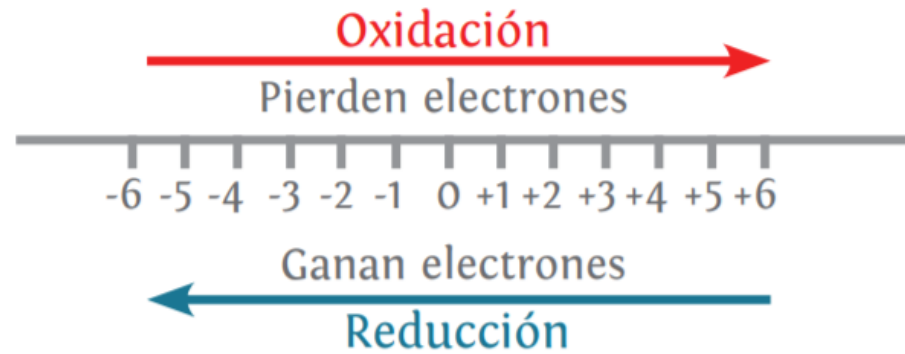


Ecuaciones balanceadas:



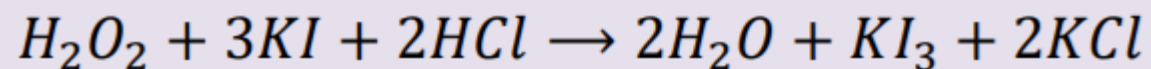
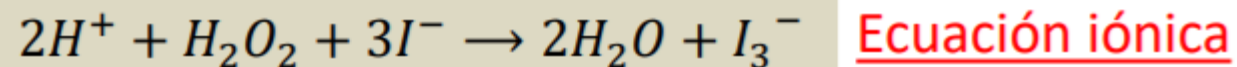
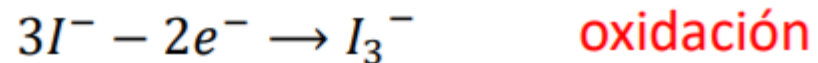
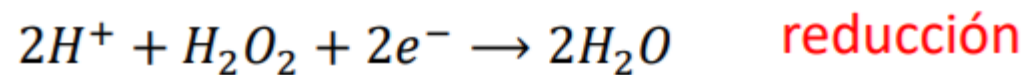
BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS POR OXIDO REDUCCIÓN

- El método de balanceo de ecuaciones por oxido reducción se aplica a reacciones en las que hay una evidente transferencia de electrones.
- Cuando un átomo pierde electrones se ha oxidado y cuando los gana se ha reducido



- **Oxidación – Reducción:** Es un tipo de reacción química en la que hay transferencia de electrones entre los reactivos lo cual genera un cambio en sus estados de oxidación en los productos.
- **Agente oxidante:** es el que se reduce tomando electrones del medio y disminuyendo su estado de oxidación.
- **Agente reductor:** es el que se oxida debido a que suministra electrones al medio, esto hace que su número de oxidación aumente.

- Así como las reacciones ácido-base se caracterizan por procesos de transferencia de protones, las reacciones redox se consideran como **reacciones de transferencia de electrones**.
- Por conveniencia, suele ser conveniente dividir estas reacciones en dos etapas: la de **oxidación** y la de **reducción**.
- Cada una de estas etapas se denomina **semirreacción**, y muestran explícitamente los electrones transferidos en el proceso de oxidación y en el de reducción.
- Una **semirreacción de oxidación** se refiere a aquella que implica la pérdida de electrones. Una **semirreacción de reducción** es aquella que implica la ganancia de electrones.
- Dichas semirreacciones han de estar ajustadas en masa y su suma directa nos da el proceso iónico completo. Nosotros nos referiremos únicamente a procesos en disolución acuosa.



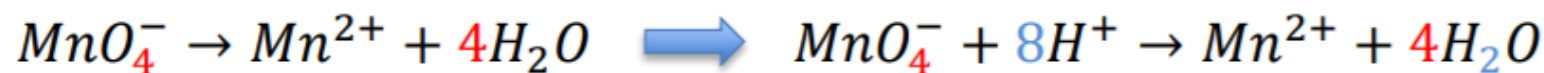
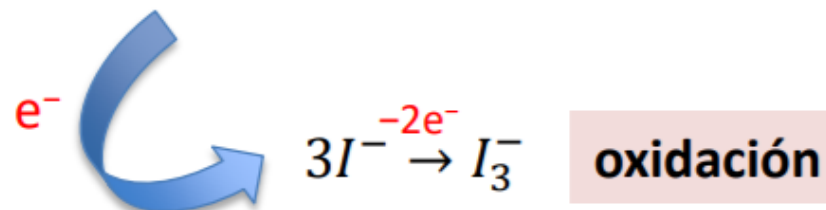
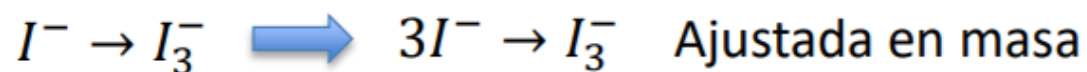
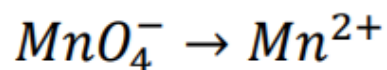
Ecuación molecular

Ajuste de reacciones redox

Lo mejor es usar el método del ion-electrón. La ecuación así ajustada es lo que se denomina ecuación iónica, donde solo están representadas las especies que se oxidan o reducen, no así los denominados iones expectantes.

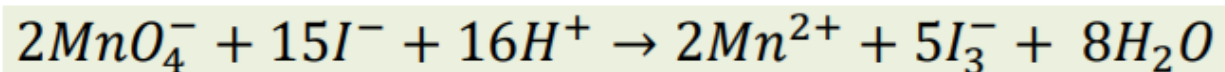
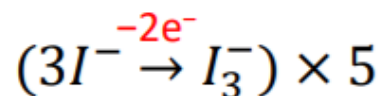
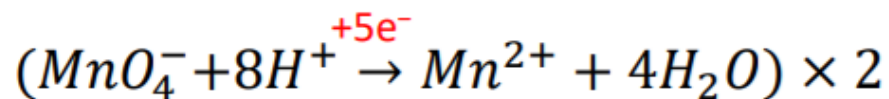
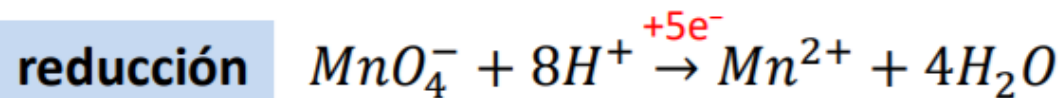
1. Se divide el proceso redox en dos semirreacciones: una de oxidación y otra de reducción.
2. Cada semirreacción se ajusta en masa. Si existen especies con oxígeno (del tipo XO_m^{n+}), en medio ácido se agrega agua en los productos para ajustar los átomos de O y protones en los reactivos para ajustar los átomos de H; en medio básico se agregan doble número de aniones hidróxido en los productos del necesario para ajustar los átomos de O, y agua en los reactivos para ajustar los átomos restantes de oxígeno e hidrógeno.
3. Si las semirreacciones tienen diferente número de electrones, tendremos que multiplicar una o las dos semirreacciones por un número entero para igualar el número de electrones transferidos en ambas.
4. Se suman ambas semirreacciones y se revisa el ajuste de la ecuación global. Se verifica entonces que la reacción global tiene el mismo número de átomos y de cargas totales a ambos lados de la ecuación.

Ajuste en medio ácido



Ajustada en masa

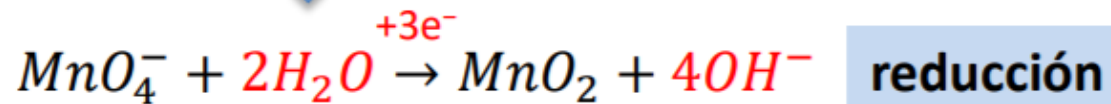
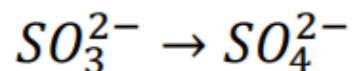
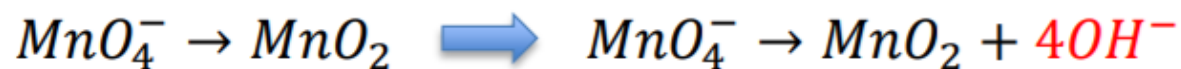
reducción



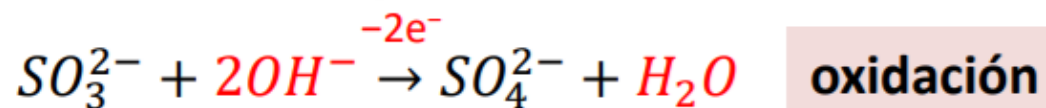
Ecuación iónica
ajustada en carga y masa



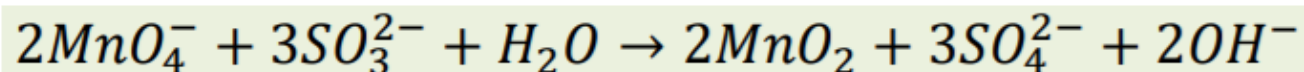
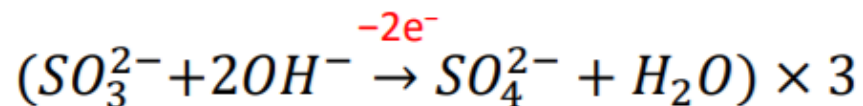
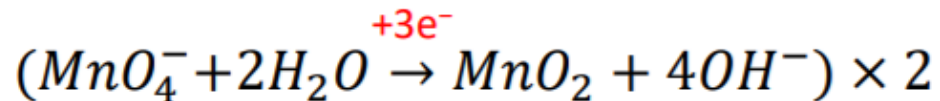
Ajuste en medio básico



Ajustada en masa

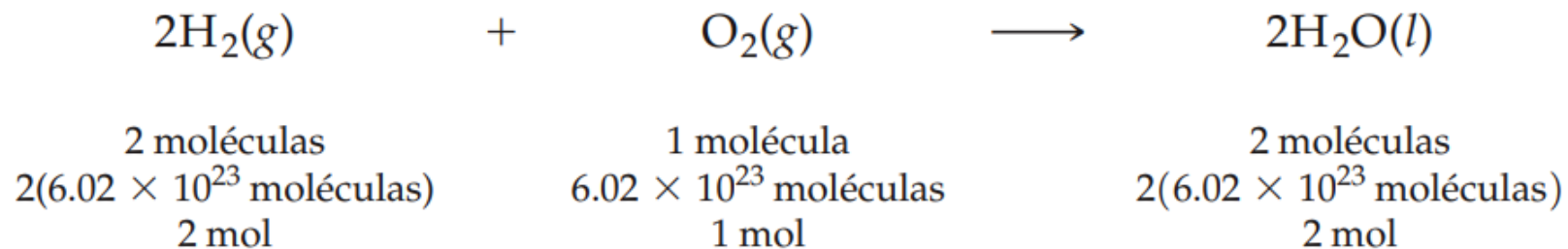


Ajustada en masa



Ecuación iónica ajustada en carga y masa

Información cuantitativa a partir de ecuaciones balanceadas



Estequiometría de las reacciones químicas

- Cálculos con relación masa-masa
- Cálculos con relación volumen-volumen
- Cálculos con relación masa-volumen
- Cálculos con reactivo limitante
- Cálculos con reactivos en disolución

Procedimiento para balancear por el método REDOX

1. Asignar # de oxidación a cada reactivo y producto.
2. Observar que átomos cambiaron.
3. Determinar quién se oxidó y quién se redujo y de cuantas unidades de electrones fue el cambio de c/u.
4. Colocar estos cambios como coeficientes a c/u pero cruzados. El cambio del oxidado será coeficiente del que se redujo. El cambio del reducido será coeficiente del oxidado.
5. SI SE PUEDE, SIMPLIFICARLOS ANTES DE SEGUIR.

7. Balancear el resto de la ecuación por tanteo siguiendo el orden: **Metales, no-metales, H y O.**

8. Comprobación de la igualdad **$R = P$**

El AGENTE REDUCTOR Y OXIDANTE se buscan del lado de los REACTIVOS.

9. # TOTAL DE ELECTRONES TRANSFERIDOS
(se calcula en la ecuación balanceada).

Es el cambio en el # de electrones de la sustancia oxidada ó la reducida, multiplicado por su coeficiente.

Total # e de reducción= Total # e de oxidación

