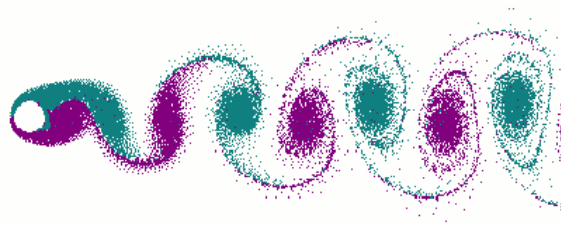


# BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS

**Prof. Leopoldo Simoza.**  
**Caracas - Venezuela**



Una Ecuación química es la representación gráfica o simbólica de una reacción que muestra las sustancias, elementos o compuestos que reaccionan (llamados reactantes o reactivos) y los productos que se obtienen

En la reacción química intervienen elementos y compuestos, como por ejemplo el Cloruro de Sodio, NaCl, comúnmente conocido como sal de mesa



# Balanceo de una Ecuación Química

**En esta presentación estudiaremos 3 tipos de balanceo de ecuaciones químicas: Balanceo por TANTEO, OXIDO-REDUCCIÓN (REDOX) y MATEMATICO o ALGEBRAICO**



# Balanceo de una Ecuación Química por Tanteo

**Para balancear por este o cualquier otro método, es necesario conocer la Ley de la conservación de la materia, propuesta por Lavoisier en 1774. Dice lo siguiente:**

**"En una reacción química, la masa de los reactantes es igual a la masa de los reactivos" por lo tanto "La materia no se crea ni se destruye, solo se transforma"**

# Balanceo por Tanteo

**Este método resulta más fácil si ordenamos a los elementos de la siguiente manera:**

**Metales y/o no metales**

**Oxígenos**

**Hidrógenos**

**Balancear por el método de tanteo consiste en colocar números grandes denominados "Coeficientes" a la izquierda del compuesto o elemento del que se trate, de manera que Tanteando, logremos una equivalencia o igualdad entre los reactivos y los productos**

# Balanceo por Tanteo

Como ejemplo, vamos a balancear la ecuación que representa la hidratación de Óxido Férrico:



Para balancear, comenzamos contando los átomos diferentes a oxígeno e hidrógeno, luego los  $\text{O}_2$  y finalmente  $\text{H}_2$

A la izquierda de la flecha tenemos los “Reactivos” y a la derecha, los “Productos de la Reacción”. La flecha se lee: “produce”

# Balanceo por Tanteo

Observe que en los reactivos tenemos dos átomos de hierro (el número delante del símbolo, Fe). Note que si el número está antes de la fórmula del compuesto, afectará a todos los elementos que lo integran y este número se llamará “coeficiente”. Así, el coeficiente indica el número de moléculas presentes):  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$

En los productos solo hay un átomo 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:

# Balanceo por Tanteo



**Observe que solo podemos colocar coeficientes para balancear (números antes de la formula). No se puede colocar un dos después del hierro de los productos pues esto alteraría la formula del compuesto).**

**Ya hemos igualado los átomos de hierro. A continuación, contamos los átomos de oxígeno que hay en ambos lados de la ecuación.**



# Balanceo por Tanteo

En el primer miembro hay cuatro átomos de oxígeno. Tres en el óxido férrico ( $\text{FeO}_3$ ) y uno en la molécula de agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ); mientras que en el segundo miembro hay seis, tres en el grupo OH multiplicado por el coeficiente 2 que hemos colocado en el paso anterior. (Note que los coeficientes multiplican los átomos presentes en la molécula).



# Balanceo por Tanteo

Para compensar esta diferencia colocamos un tres antes de la formula del agua. Lo colocamos allí porque si lo colocamos antes de la formula del óxido, alteraríamos la cantidad de hierro que ya hemos ajustado en el paso anterior.



Colocamos un tres porque ya hay tres átomos de oxígeno en la formula del Óxido Férrico.

Contamos ahora los átomos de hidrógeno y observamos que hay seis átomos a ambos lados de la flecha, por lo que la ecuación ha quedado balanceada.

# Balanceo por Tanteo

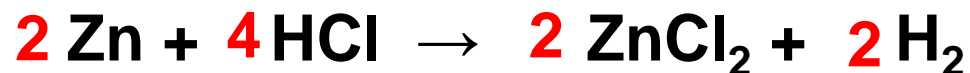
Para comprobar, construimos la siguiente tabla:

2	Fe	2
6	O	6
6	H	6



# Balanceo por Tanteo

## Ejercicio sin explicar



Para comprobar, construimos la siguiente tabla:

2	Zn	2
4	Cl	4
4	H	4

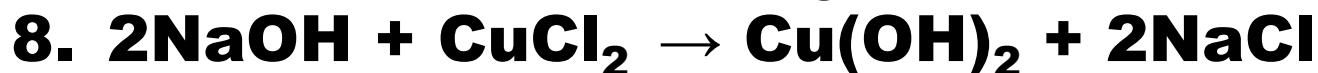
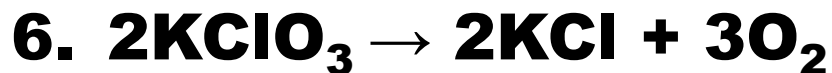
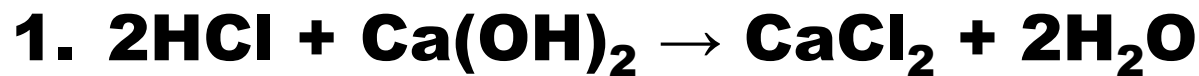


# Ejercicios

1.  $\text{HCl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
2.  $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
3.  $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_3$
4.  $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$
5.  $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
6.  $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
7.  $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{H}_2$
8.  $\text{NaOH} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{NaCl}$
9.  $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2$



# Respuestas



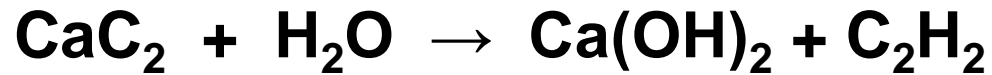
# Método Algebraico

**Se siguen los siguientes pasos:**

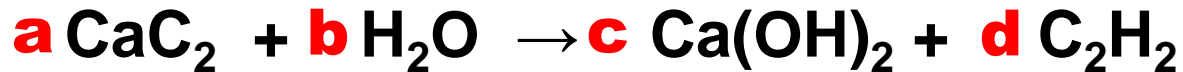
- **Escribir antes de cada molécula una letra, siguiendo el orden alfabético.**
- **Enlistar verticalmente los átomos que participan en la reacción**
- **A la derecha del símbolo de cada elemento que participa se escribe el número de veces que el elemento se encuentra en cada molécula identificada por letra.**
- **Si de un lado de la reacción un elemento se encuentra en más de una molécula, se suman y se escribe cuantas veces está presente en una molécula**
- **Se cambia la flecha por un signo igual =**
- **Se enlistan las letras que representan las moléculas y a la letra más frecuente se le asigna el valor de uno**
- **Los valores de las letras se obtienen por operaciones algebraicas**

# Método Algebraico

Como ejemplo vamos a balancear la siguiente ecuación:



Aplicamos la primera regla o paso:





# Método Algebraico

**Aplicamos el segundo paso:**

**Ca**  
**C**  
**O**  
**H**

**Continuamos con el tercer paso:**



**Ca: (Ca está en "a" del primer miembro y en "c" en el segundo por lo tanto)**

$$a=c$$



# Método Algebraico



**C: (C está 2 veces en "a" y 2 veces en "d" por lo tanto)**

$$2a = 2d$$

**O: (O está en "b" y 2 veces en "c" por lo tanto)**

$$b = 2c$$

**H: (H está 2 veces en "b", 2 en "c" y 2 veces en "d" por lo tanto)**

$$2b = 2c + 2d$$



# Método Algebraico

**Le asignaremos un valor numérico conveniente a cualquiera de las variables literales. En este caso, asignemos el valor de "1" a C**

**Resolvemos cada ecuación obtenida:**

$$c = 1 \text{ luego, } a = c$$

$$a = 1$$

$$2a = 2d \text{ luego, } 2 \times (1) = 2d$$

$$d = 2/2 = 1$$



# Método Algebraico

$$\mathbf{b = 2c, \text{ luego } b = 2 \times (1); b = 2}$$

$$\mathbf{2b = 2c + 2d; 2b = 2 \times (1) + 2 \times (1); 2b = 2 + 2; 2b = 4; b = 4 / 2;}$$

$$\mathbf{b = 2}$$

**Se reemplaza cada literal por el valor obtenido:**

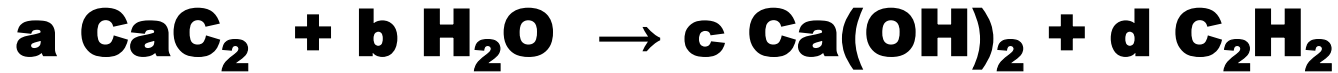
$$\mathbf{a=1}$$

$$\mathbf{b=2}$$

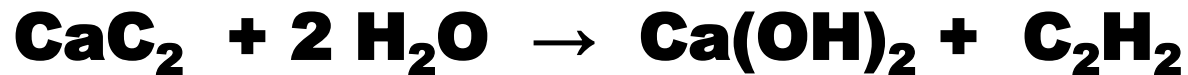
$$\mathbf{c=1}$$

$$\mathbf{d=1}$$

# Método Algebraico



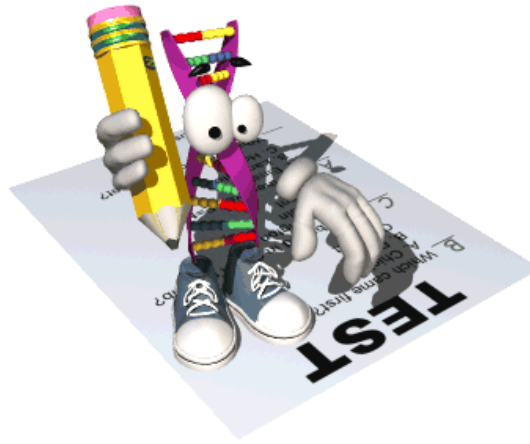
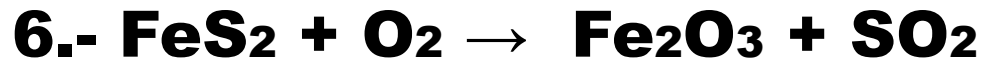
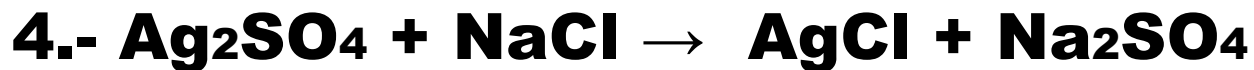
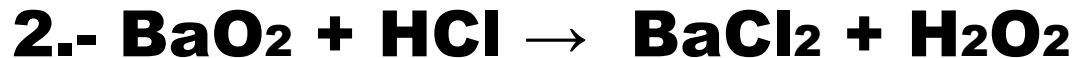
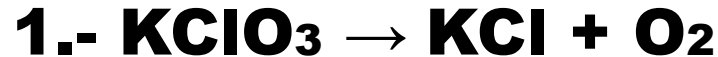
Como el 1 se sobreentiende, la ecuación queda así:



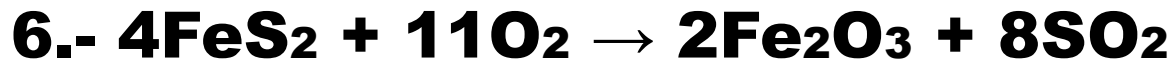
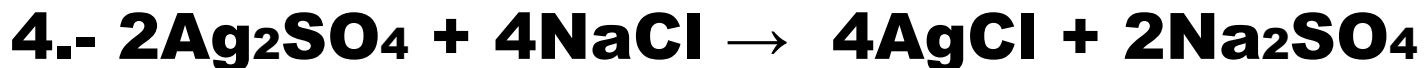
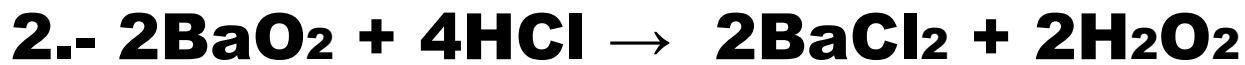
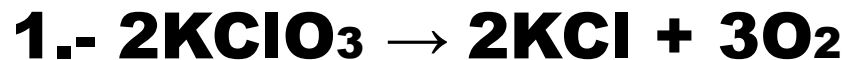
Y la ecuación ya está balanceada

# Ejercicios

**Balanza las siguientes ecuaciones por el método algebraico:**



# Respuestas



# Balanceo por Oxido Reducción

**Es también denominado "Redox" y consiste en que un elemento se oxida y el otro se reduce. Al hablar de oxidación se refiere a que un elemento pierde electrones y su valencia aumenta y reducción, cuando el elemento gana electrones y su valencia disminuye.**





# Balanceo por Oxido Reducción

**En este método se siguen los siguientes  
pasos o reglas:**



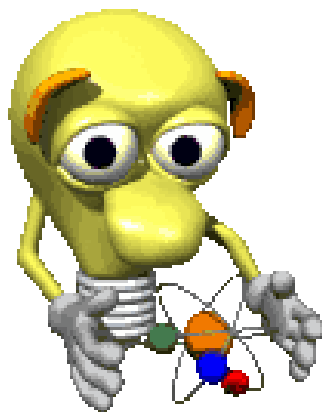
# Balanceo por Oxido Reducción

- 1. Todos los elementos libres que no formen compuesto, tendrán valencia cero**
- 2. El hidrógeno tendrá valencia +1 excepto en hidruros donde actúa con -1**
- 3. El oxígeno tendrá valencia de -2 excepto en los peróxidos donde actúa con -1**
- 4. Los metales alcalinos tienen en sus compuestos, número de oxidación +1**
- 5. Los alcalinotérreos tienen en sus compuestos, número de oxidación +2**
- 6. Los Halógenos tienen en sus compuestos, número de oxidación -1**

# Balanceo por Oxido Reducción

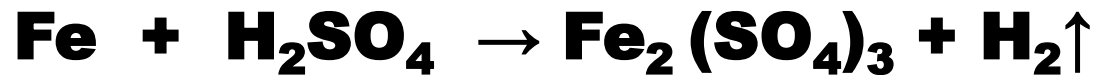
**7. La suma de los números de oxidación de todos los átomos de un compuesto es igual su carga neta.**

**8. Si algún átomo se oxida su número de oxidación aumenta y cuando un átomo se reduce, su número de oxidación disminuye**



# Balanceo Redox

**Como ejemplo, vamos a balancear la siguiente ecuación:**



**Nota: La flecha apuntando hacia arriba después del hidrógeno del segundo miembro, indica que este elemento es un gas que se está liberando.**

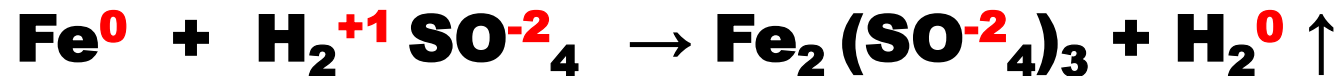
# Balanceo Redox

**La primera regla, nos dice que todos los elementos libres tendrán valencia cero, entonces vemos la ecuación y localizamos a los elementos libres, en este caso son el Hierro y el hidrógeno, colocamos un cero como valencia.**



# Balanceo Redox

**Continuamos con las demás reglas y encontramos a los oxígenos e hidrógenos y les asignamos la valencia que les corresponde, establecidas en las reglas:**



**Para continuar, obtenemos la valencia de los elementos que nos faltan, en este caso el azufre y el hierro:**

**Ubiquémonos en el azufre (S) del primer miembro en la ecuación**



# Balanceo Redox

**Para obtener la valencia del azufre, simplemente vamos a multiplicar la valencia del oxígeno por el número de oxígenos que hay (en este caso hay 4 oxígenos que multiplicados por el -2 del número de oxidación, nos da -8) y hacemos lo mismo con el hidrógeno, multiplicamos su valencia por el número de oxígenos que hay (2 átomos de hidrógeno multiplicados por +1 nos da +2). Queda de la siguiente manera:**



# Balanceo Redox



$$2 \cdot (+1) + \text{X} + 4 \cdot (-2) = 0$$

$$+2 + \text{X} - 8 = 0$$

$$\text{X} = +8 - 2$$

$$\text{X} = +6$$



# Balanceo Redox



**Ya que tenemos los resultados, ahora verificamos que todo elemento químico es eléctricamente neutro y lo comprobamos de la siguiente manera:**



**La molécula debe ser eléctricamente neutra, Entonces debemos verificar las cargas:**

$$\text{H: } +1 \cdot 2 = +2$$

$$\text{S: } +6 \cdot 1 = +6$$

$$\text{O: } -2 \cdot 4 = \underline{-8}$$

$$\text{Total} = 0 \text{ (neutro)}$$

# Balanceo Redox

**Ubiquémonos en el hierro del segundo miembro en donde se encuentra el compuesto**



**Sabiendo que el hierro es divalente, necesitamos conocer la valencia del radical sulfato.**

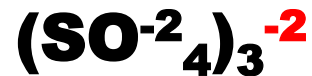
# Balanceo Redox

**Este radical (ion) actúa con número de oxidación -2 lo que deducimos fácilmente observando el subíndice 2 entre el hierro y el radical, (recuerde que para escribir la formula se intercambian los números de oxidación de los constituyentes de la molécula en forma de “X” sin considerar el signo de la carga). Así, el radical sulfato tendrá entonces, número de oxidación -2 y el ión hierro (férico) con número de oxidación +3.**



# Balanceo Redox

**Se tiene la valencia del hierro que es + 3, y sabemos que la valencia del oxígeno es -2, ahora nos falta la valencia del azufre (S)**



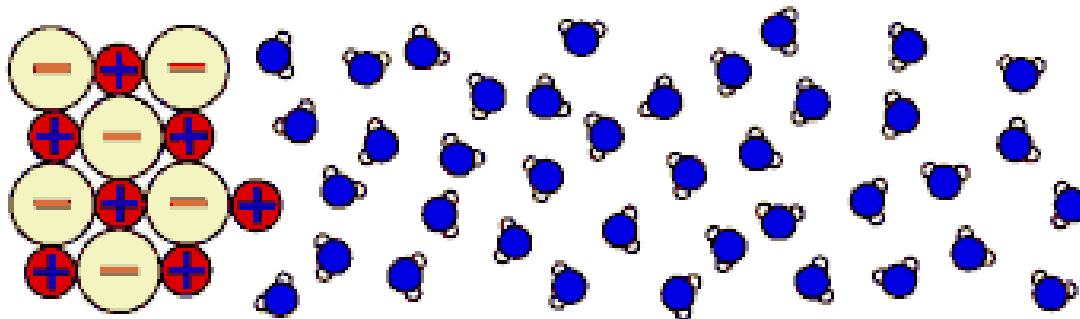
**Puesto que el ión Sulfato tiene una carga neta de -2, es fácil deducir que la valencia del azufre sea +6, pues , si el oxígeno esta aportando  $4 \cdot (-2) = -8$  cargas negativas, para que el total del ión sea -2, el azufre debe aportar +6 cargas positivas.**

# Balanceo Redox

**Ya tenemos todos los números de oxidación de los compuestos presentes en la ecuación**



**Ahora, vamos a verificar cuál elemento se oxida y cual se reduce.**



# Balanceo Redox

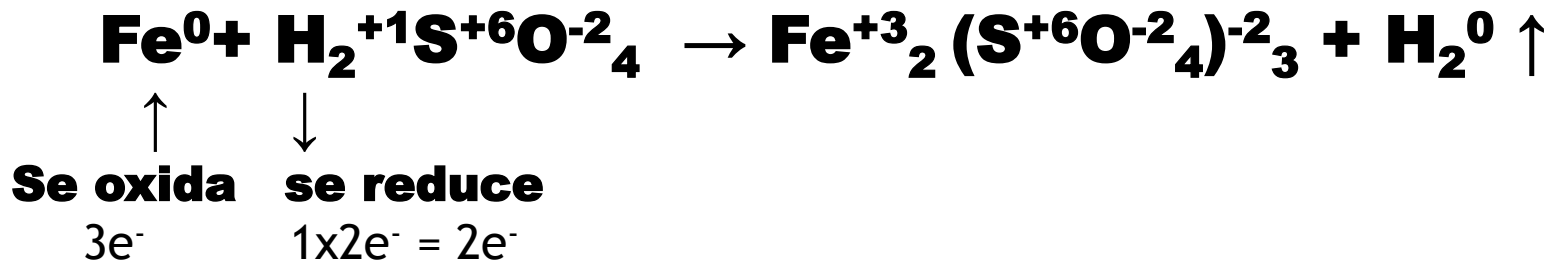
**Para ello, verificamos cómo varían las valencias de los elementos en ambos miembros de la ecuación**

**Notemos que el hierro (Fe), aumenta su valencia al pasar de cero (0) a +3, por lo tanto, se oxida:**



# Balanceo Redox

**El hidrógeno, por otra parte, se reduce al cambiar su valencia de +1 a cero (0):**



**Ahora, para completar el balanceo, vamos a intercambiar los índices obtenidos. Esto es el 3 y el 2 y los colocamos del lado izquierdo de los elementos que se oxidaron o redujeron.**

# Balanceo Redox

**Compensamos el déficit de hidrógenos en el segundo miembro:**



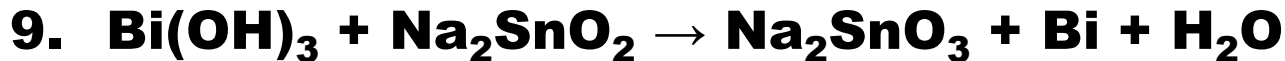
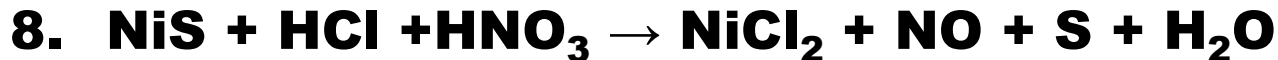
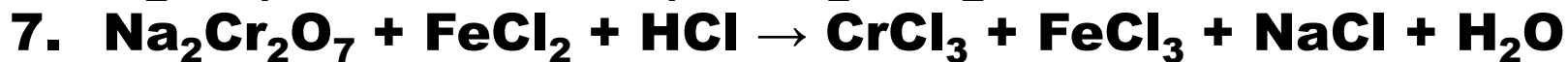
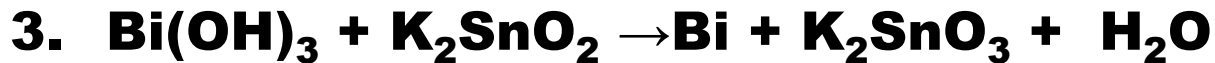
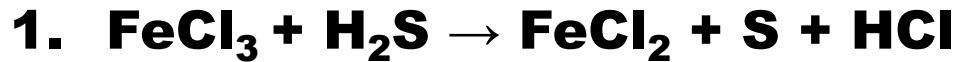
**Y la ecuación ya está balanceada**





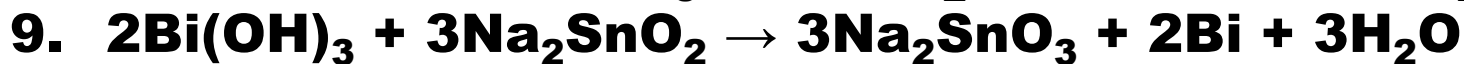
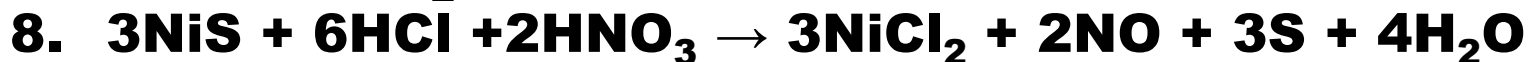
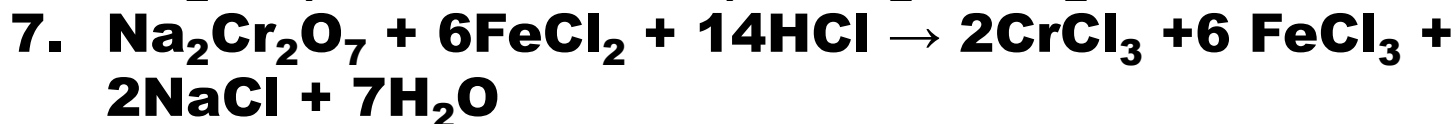
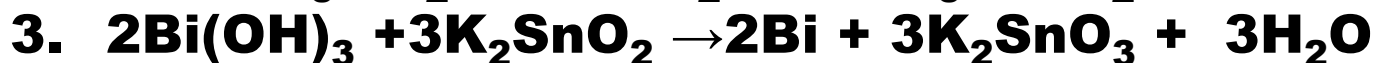
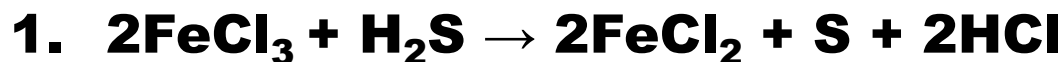
# Ejercicios

**Balancear:**



# Soluciones

**Balancear:**



# Gracias

