

AJUSTES

¿Qué es? Un ajuste químico (más correctamente llamado ajuste de una ecuación química) es el proceso de igualar la cantidad de átomos de cada elemento en los reactivos y los productos de una reacción química. Esto se hace para cumplir con la ley de conservación de la masa, que establece que la materia no se crea ni se destruye en una reacción química, solo se transforma.

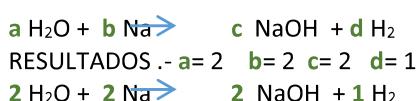
Método por letras



1.- Colocamos una letra a cada uno de los componentes

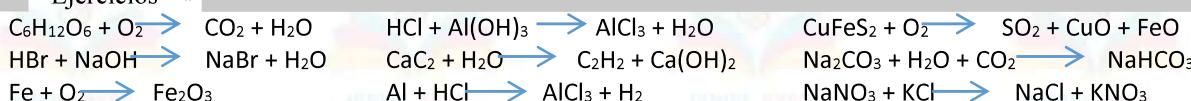
$$\begin{aligned}
 \text{H} - 2a &= c + 2d & a &= c & 2 &= c \\
 \text{O} - a &= c & b &= c & b &= 2 \\
 \text{Na} - b &= c & 2a &= c + 2d & 2.2 &= 2 + 2d \\
 && 4 - 2 &= 2d & 2/2 &= d & d &= 1
 \end{aligned}$$

2.- Hacemos igualdades a los dos lados del igual usando las letras para que nos sea más fácil. Recordad que la a siempre toma de valor el 2

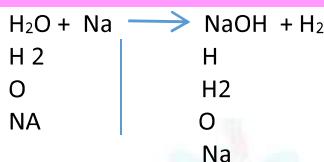


3.- Colocamos cada una de las letras obtenidas en su lugar. Recordad que si se pueden simplificar se simplificarían

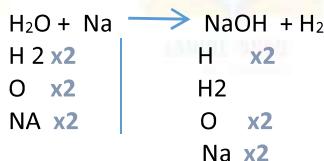
Ejercicios



Método del cuadrado



1.- colocamos una raya justo debajo del igual. Y a cada lado ponemos los átomos que veamos con su cantidad

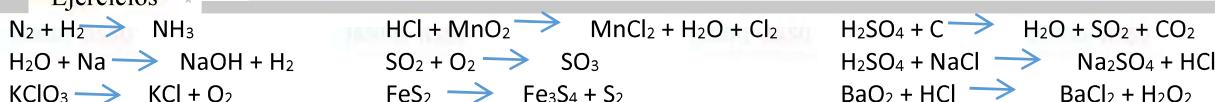


2.- Para ajustar las ecuaciones a los dos lados de la raya tiene que haber la misma cantidad de átomos .Recordamos que si multiplicamos un átomo de una molécula , se multiplica al resto de los átomos



3.- Colocamos cada una de las letras obtenidas en su lugar. Recordad que si se pueden simplificar se simplificarían

Ejercicios



Método Redox



Las reacciones no siempre serán sencillas, por lo que existen distintos métodos de ajuste. En este caso, aprenderemos el método redox básico y el método ion-electrón. Sin embargo, todos ellos tienen algo en común: unas reglas de oxidación.

0 0



1. El número de oxidación de **un elemento libre** es igual a **0** $Zn + 2AgCl = ZnCl_2 + 2Ag$
2. El **Oxígeno** trabajara con una oxidación de **-2**
3. El **H** siempre ira con número de oxidación **+1** si va con Oxígeno
4. La **suma de los estados de oxidación** de todos los átomos de la molécula debe ser **0**
 $H_2SO_4 = H_2^{+1} S O_4^{-2} = 2.1 + x = -8$ por lo que, S^{+6}
5. La **suma de los números de oxidación** de todos los átomos **de un ion es igual a su carga total**, tanto en magnitud como en signo
 $H_2^{+1} S^{+6} O_4^{-2} = S^{+6} O_4^{-2}$ $1*2 + 6 = 8$ neutro $+6-8=-2$ ion con carga de -2 $(SO_4)^{-2}$
6. El número de oxidación para el **oxígeno es de -2** en todos los compuestos, excepto en los **hidruros, donde trabaja con -1**
7. El número de oxidación de **hidrógeno siempre es +1** en todos los compuestos, excepto en los **hidruros q es -1** $H_2^{+1} O^{-2}$
8. Los metales alcalinos del **grupo 1A** tiene números de oxidación **+1** (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr)
9. Los metales alcalinotérreos del **grupo 2A** tiene en sus compuestos números de oxidación **+2** (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra)
10. Los elementos del **grupo 7A** (halógenos) en sus compuestos binarios generalmente **trabajan con números de oxidación -1** excepto los **Anhídridos** que forman con el óxido, en los que **trabajan con +1,+3,+5,7** $NaCl^{-1}$
11. Los números de oxidación de los demás elementos son variables y sus valores dependen de los números de oxidación de los elementos con los cuales aparecen combinados
 $K_2^{+1} Cr_2O_7^{-2}$ $2.1 + Cr = 7*-2$ $Cr = 12$ $Cr = 12/2 = 6$

¿Practicamos un poco con los números de oxidación?

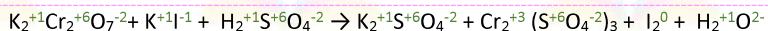
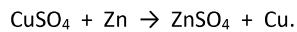
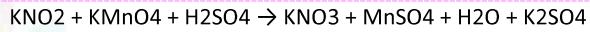
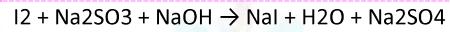
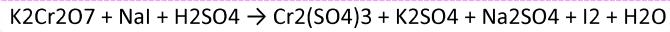
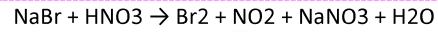
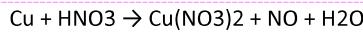
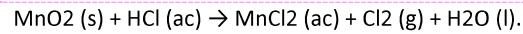
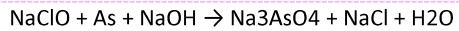
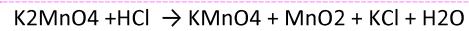
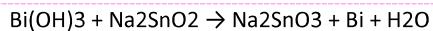
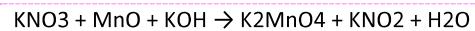
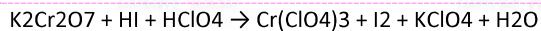
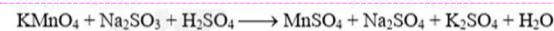
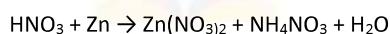
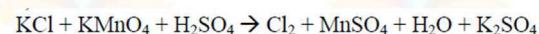
¿QUE ES LA OXIDACION?

Uno de los elementos pierde electrones
Por lo tanto será más positivo
Agente reductor- O sea, da electrones por lo que es

¿QUE ES LA REDUCCION?

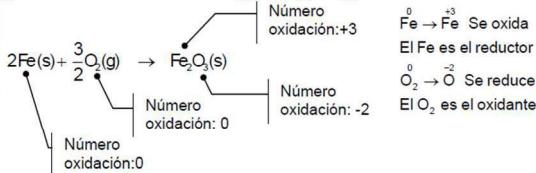
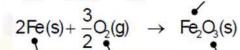
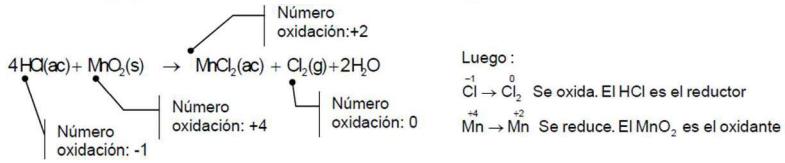
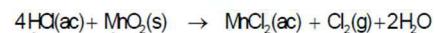
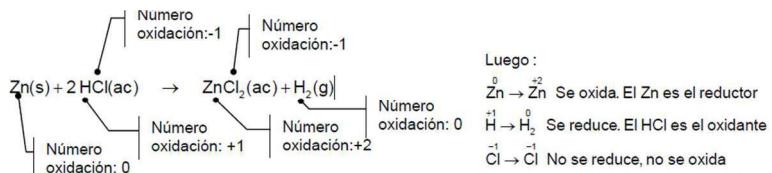
Uno de los elementos gana electrones
Por lo tanto será más negativo
Agente oxidante- Se reduce y suma electrones

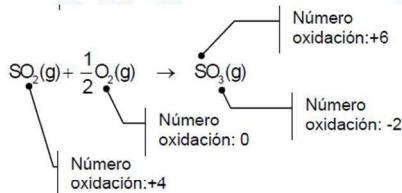
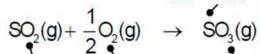


Ajuste**Nº oxidación****Ajuste****Nº oxidación****EJERCICIO 1.- Encuentra los números de oxidación de las siguientes reacciones**

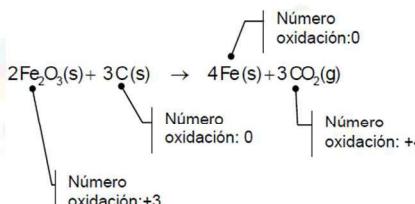
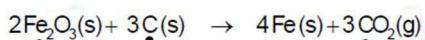
Cuando hemos averiguado los números de oxidación siguiendo las reglas, no sé si os habéis dado cuenta de que, en algunos casos, un mismo elemento puede tener diferentes números de oxidación. De esta manera, tenemos dos acciones:

- Si se pierden electrones, el elemento se oxida y decimos que es un **agente reductor**.
- Si gana electrones, el elemento se reduce y decimos que es un **agente oxidante**.

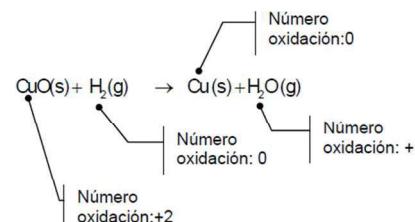
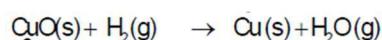
EJERCICIO 2.- Encuentra que elementos son oxidante y reductores y di que tipo de agente.



$\overset{+4}{\text{S}} \rightarrow \overset{+6}{\text{S}}$ Se oxida
 El SO_2 es el reducible
 $\overset{0}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{-2}{\text{O}}$ Se reduce
 El O_2 es el oxidante



$\overset{+3}{\text{Fe}} \rightarrow \overset{0}{\text{Fe}}$ Se reduce
 El Fe_2O_3 es el oxidante
 $\overset{0}{\text{C}} \rightarrow \overset{+4}{\text{C}}$ Se oxida
 El C es el reducible



$\overset{+2}{\text{Cu}} \rightarrow \overset{0}{\text{Cu}}$ Se reduce
 El CuO es el oxidante
 $\overset{0}{\text{H}_2} \rightarrow \overset{+1}{\text{H}}$ Se oxida
 El H_2 es el reducible

La diferencia entre el **método redox** y el **método ion-electrón** radica principalmente en cómo se ajustan las reacciones de oxidación-reducción (redox):

REDOX (NÚMERO DE OXIDACIÓN)

- Se basa en los cambios en los números de oxidación de los elementos en la reacción.
- Se identifican los elementos que se oxidan y los que se reducen.
- Se calcula el número de electrones intercambiados y se ajusta la reacción para que el número total de electrones perdidos (oxidación) sea igual al número de electrones ganados (reducción).
- Se usa principalmente en reacciones en medio neutro o básico.

ION ELECTRÓN (SEMIRREACCIÓN)

- Se separa la reacción en dos semirreacciones: una para la oxidación y otra para la reducción.
- Cada semirreacción se ajusta equilibrando los electrones, las masas y las cargas.
- Despues, las dos semirreacciones se combinan para que el número de electrones cedidos en la oxidación sea igual al número de electrones ganados en la reducción.
- Se usa principalmente en reacciones en medio ácido o básico, ya que permite incluir protones (H^+) o hidróxidos (OH^-) para ajustar el equilibrio.

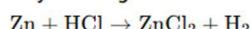
Por lo que podemos deducir que, el método redox por números de oxidación es más directo y útil para reacciones simples, mientras que el método ion-electrón es más preciso para reacciones complejas, especialmente en medios ácido o básico.

Método para resolver de manera fácil

1.PASO	Colocar los números de Oxidación Se empieza por los hidrógenos, los que estén acompañados +1 $H^{+1}NO_3 + Sn + H_2^{+1}O = H_2^{+1}SnO_3 + No$
2.PASO	Encontramos todos los oxígenos, si están acompañados y al final de la formula siempre -2 $H^{+1}NO_3^{-2} + Sn + H_2^{+1}O^{-2} = H_2^{+1}SnO_3^{-2} + NO^{-2}$
3.PASO	Encontrar los que están solos $H^{+1}NO_3^{-2} + Sn^0 + H_2^{+1}O^{-2} = H_2^{+1}SnO_3^{-2} + NO^{-2}$
4.PASO	Deducir los que faltan $H^{+1}N^{+5}O_3^{-2} + Sn^0 + H_2^{+1}O^{-2} = H_2^{+1}Sn^{+4}O_3^{-2} + N^{+2}O^{-2}$
5.PASO	Mirar quien ha aumentado y quien ha reducido H+1 en los dos lados N+5 y en el otro lado N+2. O sea aumenta 3 electrones (REDUCCION) 0-2 en los dos lados Sn 0 y en el otro lado +4. O sea ha ganado 4 electrones (OXIDACION)
6.PASO	Escribimos las reacciones sin los números de oxidación. Y colocamos los números ganados o perdidos de uno de los elementos en el otro 4N = 4N 3Sn = 3Sn
7.PASO	Como ya hemos balanceado, colocamos los números donde deben $4HNO_3 + 3Sn + H_2O = 3H_2SnO_3 + 4No$
8.PASO	Ordenamos los elementos y dejamos penúltimo el H y ultimo el O siempre 4N=4N 3Sn =3Sn 6 H=6H 13O=13O están bien

EJERCICIOS3.- Resuelve mediante el método Redox

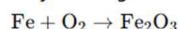
1. Ajusta la siguiente reacción:



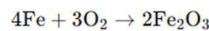
Resultado:



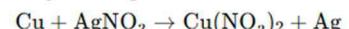
2. Ajusta la siguiente reacción:



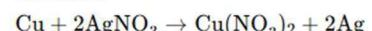
Resultado:



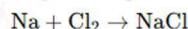
3. Ajusta la siguiente reacción:



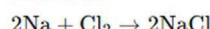
Resultado:



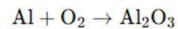
4. Ajusta la siguiente reacción:



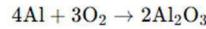
Resultado:



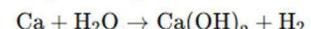
1. Ajusta la siguiente reacción:



Resultado:



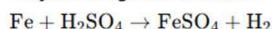
3. Ajusta la siguiente reacción:



Resultado:



4. Ajusta la siguiente reacción:



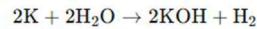
Resultado:



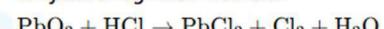
5. Ajusta la siguiente reacción:



Resultado:



6. Ajusta la siguiente reacción:



Resultado:



Método Redox ION -ELECTRON

¿Qué es? El ajuste de reacciones redox (reducción-oxidación) mediante el método del ion-electrón es una técnica utilizada para equilibrar ecuaciones químicas en las que hay transferencia de electrones. Este método es especialmente útil en soluciones acuosas y depende del medio en el que ocurre la reacción (ácido, básico o neutro).

DIFERENCIAS CLAVE ENTRE MEDIOS:

Medio	Especies usadas para balancear	Consideraciones
Ácido	H^+ y H_2O	Se añaden H^+ para balancear H .
Básico	OH^- y H_2O	Se neutralizan H^+ con OH^- .
Neutro	H_2O (y a veces H^+ o OH^-)	Depende de la reacción específica.



Comenzaremos con ejercicios muy básicos para entender el proceso, para después, hacer ejercicios donde la complejidad sea mayor



- 01 **Valencias**

$$KMnO_4 + K_2SO_3 + HCl \rightarrow MnO_2 + K_2SO_4 + KCl + H_2O$$
- 02 **Reducción y oxidación**

$$KMnO_4 \rightarrow MnO_2 \quad 7=4 \text{ reduce 3 electrones}$$

$$K_2SO_3 \rightarrow K_2SO_4 \quad 4=6 \text{ oxida 2 electrones}$$
- 03 **Balanceamos**
OXIGENOS - $MnO_4 \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$
En el 1º 4 oxigenos 2º dos. Por lo que tenemos que añadir dos O
HIDROGENOS - $MnO_4 + 4H \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$
En el 2º hay 4H y en el primero ninguno. Por lo que añadimos 4H
- 04 **Cargas**

$$MnO_4 \quad \text{Carga de -1} \quad H \text{ Carga 4(1)=4} \quad MnO_2 \quad \text{Carga neutra} \quad 2H_2O \quad \text{neutro}$$

$$11+4=0+0 \text{ hay } +3 \text{ cargas en la izquierda y como tiene que ser neutro}$$

$$MnO_4 + 4H + 3e \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$$
- 05 **Balanceamos**
OXIGENOS - $SO_3 + H_2O \rightarrow SO_4$
En el 1º 3 oxigenos 2º cuatro. Por lo que tenemos que añadir un O
HIDROGENOS - $SO_3 + H_2O \rightarrow SO_4 + 2H$
En el 1º hay 2H y en el segundo ninguno. Por lo que añadimos 2H
- 06 **Cargas**

$$SO_3 \quad \text{Carga de -2} \quad H_2O \quad \text{neutro} \quad SO_4 \quad \text{Carga -2} \quad 2H \quad 2(1)=2$$

$$1-2+0=-2+2 \text{ hay -2 cargas en la izquierda y como tiene que ser neutro}$$

$$SO_3 + H_2O \rightarrow SO_4 + 2H + 2e$$
- 07 **Igualar electrones**

$$(2)MnO_4 + 4H + 3e \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$$

$$(3)SO_3 + H_2O \rightarrow SO_4 + 2H + 2e$$

$$2MnO_4 + 8H + 6e \rightarrow 2MnO_2 + 4H_2O$$

$$3SO_3 + 3H_2O \rightarrow 3SO_4 + 6H + 6e$$
- 08 **Compensamos H_2O y H**

$$8H - 6H = 2H \quad 4H_2O - 3H_2O = H_2O$$
FORMULA

$$2MnO_4 + 3SO_3 + 2H \rightarrow 2MnO_2 + 3SO_4 + H_2O$$

$$2KMnO_4 + 3K_2SO_3 + 2HCl \rightarrow 2MnO_2 + 3K_2SO_4 + 2KCl + H_2O$$

Como ya hemos dicho hay tres medios en los que se pueden dar estos ajustes: ácido, básico y neutro. Te pondré un ejemplo de cada uno de ellos. Aunque de una manera más esquematizada



1. Ajuste redox en medio ácido

La reacción es: $\text{MnO}_4^- + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}^{3+}$

Semirreacción de reducción: $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$

- Balancear O con H_2O : $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$
- Balancear H con H^+ : $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$
 - Lado izq=(-1)+8(+1)=+7.
 - Lado derecho +2
 - 7-2=5
- Balancear cargas con e^- : $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

Semirreacción de oxidación: $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$

- Balancear cargas con e^- : $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + e^-$

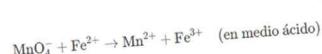
Igualar electrones y sumar:

- Multiplicar la segunda semirreacción por 5: La razón por la que multiplicamos la segunda semirreacción por 5 es para igualar el número de electrones en ambas semirreacciones (oxidación y reducción). $5\text{Fe}^{2+} \rightarrow 5\text{Fe}^{3+} + 5e^-$
- Sumar ambas semirreacciones: $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O} + 5\text{Fe}^{3+}$

Proceso

En medio ácido, se utilizan iones H^+ y moléculas de H_2O para equilibrar la ecuación. Los pasos son:

- Escribir las semirreacciones de oxidación y reducción.
- Balancear los átomos distintos de H y O.
- Balancear los átomos de oxígeno añadiendo H_2O .
- Balancear los átomos de hidrógeno añadiendo H^+ .
- Balancear las cargas añadiendo electrones (e^-).
- Igualar el número de electrones en ambas semirreacciones y sumarlas.
- Simplificar la ecuación global.



¿Intentamos nosotros realizar unos pocos ejercicios? Iremos de ejercicios más fáciles a difíciles con sus respuestas

Ejercicio 1:

Ajusta en medio ácido:



Solución:

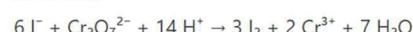


Ejercicio 2:

Ajusta en medio ácido:



Solución:



2. Ajuste redox en medio básico

La reacción es: $\text{ClO}^- + \text{Cr}(\text{OH})_4^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{CrO}_4^{2-}$

Semirreacción de reducción: $\text{ClO}^- \rightarrow \text{Cl}^-$

- Balancear O con H_2O : $\text{ClO}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
- Balancear H con H^+ : $\text{ClO}^- + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
- Neutralizar H^+ con OH^- (medio básico): $\text{ClO}^- + 2\text{H}^+ + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{OH}^-$
- Los H^+ y OH^- forman agua: $\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$
- Balancear cargas con e^- : $\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$

Semirreacción de oxidación: $\text{Cr}(\text{OH})_4^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$

- Balancear O con H_2O : $\text{Cr}(\text{OH})_4^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$

Proceso

En medio básico, se utilizan iones OH^- y moléculas de H_2O para equilibrar la ecuación. Los pasos son similares a los del medio ácido, pero con un paso adicional:

- Ajustar como si fuera en medio ácido (usando H^+ y H_2O).
- Neutralizar los H^+ añadiendo OH^- a ambos lados de la ecuación.
- Formar agua (H_2O) al combinar H^+ y OH^- .
- Simplificar la ecuación global.



- Balancear H con H^+ : $Cr(OH)_4^- \rightarrow CrO_4^{2-} + 4H_2O + 4H^+$
- Neutralizar H^+ con OH^- (medio básico): $Cr(OH)_4^- + 4OH^- \rightarrow CrO_4^{2-} + 4H_2O + 4OH^-$
- Los H^+ y OH^- forman agua: $Cr(OH)_4^- + 4OH^- \rightarrow CrO_4^{2-} + 4H_2O$
- Balancear cargas con e^- : $Cr(OH)_4^- + 4OH^- \rightarrow CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e^-$

Igualar electrones y sumar:

- En la reducción se ganan 2 electrones.
- En la oxidación se pierden 3 electrones.
- Para igualar los electrones, multiplicamos la semirreacción de reducción por 3 y la semirreacción de oxidación por 2:

$$3 \times (ClO^- + H_2O + 2e^- \rightarrow Cl^- + 2OH^-)$$

$$2 \times (Cr(OH)_4^- + 4OH^- \rightarrow CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e^-)$$
- Esto da:

$$3ClO^- + 3H_2O + 6e^- \rightarrow 3Cl^- + 6OH^-$$

$$2Cr(OH)_4^- + 8OH^- \rightarrow 2CrO_4^{2-} + 8H_2O + 6e^-$$

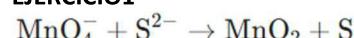
Sumar las semirreacciones $3ClO^- + 3H_2O + 2Cr(OH)_4^- + 8OH^- \rightarrow 3Cl^- + 6OH^- + 2CrO_4^{2-} + 8H_2O$

- simplificar $3ClO^- + 2Cr(OH)_4^- + 2OH^- \rightarrow 3Cl^- + 2CrO_4^{2-} + 5H_2O$



¿Intentamos nosotros realizar unos pocos ejercicios? Iremos de ejercicios más fáciles a difíciles con sus respuestas

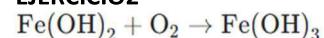
EJERCICIO1



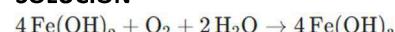
SOLUCIÓN



EJERCICIO2



SOLUCIÓN



3. Ajuste redox en sales o medio neutro

En medio neutro, el proceso es similar al de medio ácido, pero se debe tener cuidado con la formación de iones H^+ o OH^- . Dependiendo de la reacción, puede ser necesario añadir H_2O para balancear los átomos de oxígeno e hidrógeno.

La reacción es : $MnO_4^- + Fe^{2+} \rightarrow MnO_2 + Fe^{3+}$

Semirreacción de reducción: $MnO_4^- \rightarrow MnO_2$

- Balancear O con H_2O : $MnO_4^- \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$
- Balancear H con H^+ : $MnO_4^- + 4H^+ \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$
- Balancear cargas con e^- : $MnO_4^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$

Semirreacción de oxidación: $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$

- Balancear $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-$

Igualar electrones y sumar

- En la reducción se ganan 3 electrones.
- En la oxidación se pierde 1 electrón.
- $3 \times (Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-) \quad 3Fe^{2+} \rightarrow 3Fe^{3+} + 3e^-$

Sumar las semirreacciones $MnO_4^- + 4H^+ + 3Fe^{2+} \rightarrow MnO_2 + 2H_2O + 3Fe^{3+}$

Ajustamos para medio neutro:

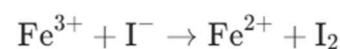
- En medio neutro, no podemos tener un exceso de H^+ en la ecuación final. Para corregir esto, añadimos OH^- a ambos lados de la ecuación para neutralizar los H^+
- Número de H^+ en la ecuación: 4.

- Añadimos 4 OH⁻ a ambos lados: $\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 4\text{OH}^- + 3\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{Fe}^{3+} + 4\text{OH}^-$
- Los H⁺ y OH⁻ forman agua: $\text{MnO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{Fe}^{3+} + 4\text{OH}^-$
- Simplificamos $\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{MnO}_2 + 3\text{Fe}^{3+} + 4\text{OH}^-$



¿Intentamos nosotros realizar unos pocos ejercicios? iremos de ejercicios más fáciles a difíciles con sus respuestas

EJERCICIO1



SOLUCIÓN



EJERCICIO2



SOLUCIÓN



EJERCICIO 4.- Ejercicios de redox por ion electrónico

EJERCICIO

RESULTADO

