

UNIDAD IV

REACCIONES QUÍMICAS

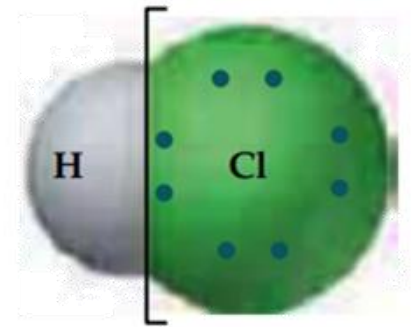
- 4.1 Ecuaciones químicas: reactivos y productos.
- 4.2 Reacciones de oxidación-reducción. Agentes oxidantes y reductores.
- 4.3 Balanceo de ecuaciones de oxidación-reducción
- 4.4 Unidades de concentración más utilizadas en química
- 4.5 Cálculos estequiométricos. Reactivo limitante, reactivo en exceso,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

Número de oxidación

El número de oxidación de un átomo en una molécula es un número entero (positivo o negativo), cuyo valor corresponde a la carga que tendría un átomo de esta molécula si los electrones de cada enlace se asignaran al átomo más electronegativo.

Los números de oxidación se escriben en números romanos.

- El número de oxidación de un átomo es la carga que tendría si sus enlaces fueran totalmente iónicos.
- Los números de oxidación se obtienen asignando todos los electrones compartidos al átomo más electronegativo

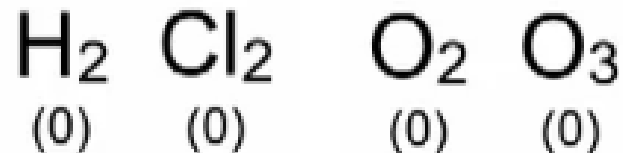


ESTADO DE OXIDACIÓN

Reglas básicas de asignación de estados de oxidación:

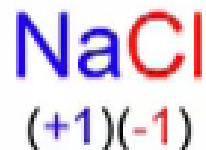
Los e.o. de los átomos en sus compuestos de determinan aplicando las reglas siguientes, en orden, hasta donde sea necesario:

1. El e.o. de un átomo individual sin combinar químicamente con otros elementos es 0.



2. La suma de los e.o. de todos los átomos de una molécula neutra es 0; la de todos los átomos de un ión es la carga del ión.

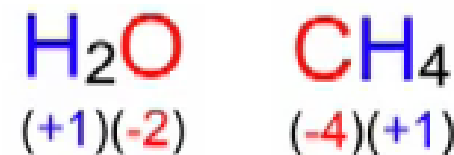
3. En sus compuestos, los metales alcalinos (Grupo 1A) tienen e.o. +1 y los alcalinotérreos (Grupo 2A) tienen e.o. +2.



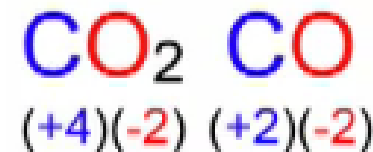
4. En sus compuestos, el e.o. del F es -1



5. En sus compuestos, el e.o. del H es +1



6. En sus compuestos, el e.o. del O es -2



7. En sus compuestos binarios con metales, los elementos del Grupo 17 (F, Cl, ...) tienen e.o. -1, los del Grupo 16 (O, S, ...) tienen e.o. -2, y los del Grupo 15 (N, P, ...) tienen e.o. -3.

ESTADO DE OXIDACIÓN

Estados de oxidación más comunes en los elementos de los grupos principales

1							18
H -1, +1							He 0
	2	13	14	15	16	17	
Li +1	Be +2	B +3	C +2, <u>±4</u>	N -3, 0, +3, +5	O <u>-2</u> , -1, 0	F -1	Ne 0
Na +1	Mg +2	Al +3	Si <u>±4</u>	P -3, +3, <u>±5</u>	S <u>-2</u> , 0, +4, <u>±6</u>	Cl <u>-1</u> , +1, 3, 5, <u>7</u>	Ar 0
K +1	Ca +2	Ga +1, <u>±3</u>	Ge +2, <u>±4</u>	As <u>±3</u> , <u>±5</u>	Se -2, +4, <u>±6</u>	Br <u>-1</u> , +1, 3, 5, 7	Kr 0, 2
Rb +1	Sr +2	In +1, <u>±3</u>	Sn <u>±2</u> , +4	Sb <u>±3</u> , <u>±5</u>	Te -2, +4, +6	I <u>-1</u> , +1, 3, 5, 7	Xe 0, 2, 4, 6, 8
Cs +1	Ba +2	Tl <u>±1</u> , +3	Pb <u>±2</u> , +4	Bi <u>±3</u> , +5	Po -2, +2, +4, +6		

ESTADOS DE OXIDACIÓN Y FORMACIÓN DE MOLÉCULAS

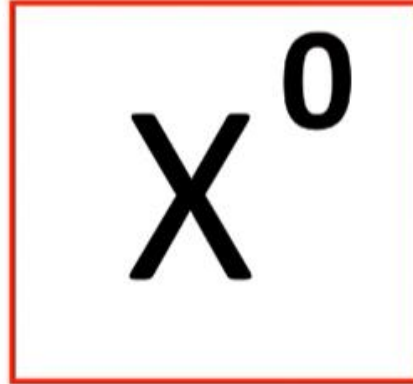


HIERRO ELEMENTAL



COBRE ELEMENTAL

TODOS TIENEN CARGA CERO



CLORO ELEMENTAL



MERCURIO ELEMENTAL

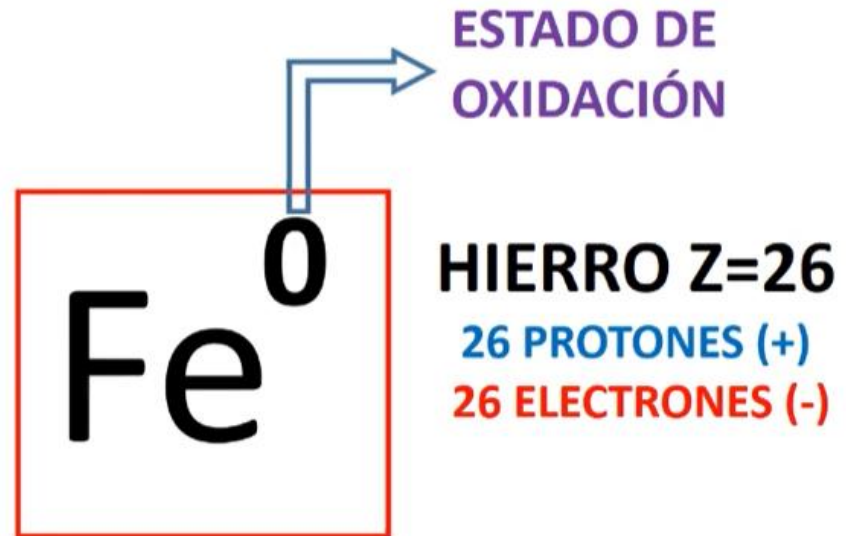
EN SU ESTADO ELEMENTAL NO SE ENCUENTRAN UNIDOS A NINGÚN OTRO ELEMENTO

ESTADOS DE OXIDACIÓN Y FORMACIÓN DE MOLÉCULAS

HIERRO EN ESTADO FUNDAMENTAL



TIENE TODOS SUS ELECTRONES Y PROTONES COMPLETOS



TAMBIÉN CONOCIDO COMO ESTADO ELEMENTAL. ES COMO APARECE EN LA TABLA PERIÓDICA

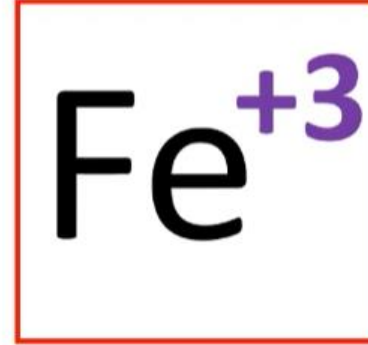
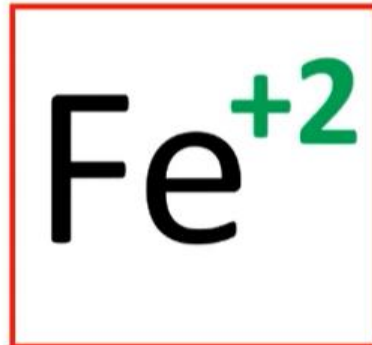
ESTADOS DE OXIDACIÓN Y FORMACIÓN DE MOLÉCULAS

FORMAS DE HIERRO

FORMAS DE HIERRO DIFERENTES AL ESTADO FUNDAMENTAL



NO TIENE CARGAS
ESTADO FUNDAMENTAL
O ELEMENTAL



TIENEN CARGAS POSITIVAS SON:

CATIONES

ESTADOS DE OXIDACIÓN Y FORMACIÓN DE MOLÉCULAS

FORMAS DE HIERRO DIFERENTES AL ESTADO FUNDAMENTAL

ÓXIDO DE HIERRO CON CARGA +2



ÓXIDO DE HIERRO CON CARGA +3



ESTADOS DE OXIDACIÓN Y FORMACIÓN DE MOLÉCULAS

FORMAS DE HIERRO DIFERENTES AL ESTADO FUNDAMENTAL

FORMAS DE HIERRO CON OXÍGENO: ÓXIDOS



ÓXIDO DE HIERRO CON CARGA +2



ÓXIDO DE HIERRO CON CARGA +3

ESTADOS DE OXIDACIÓN Y FORMACIÓN DE MOLÉCULAS

FORMAS DE HIERRO DIFERENTES AL ESTADO FUNDAMENTAL



ÓXIDO DE HIERRO CON CARGA +2



HIERRO Z=26

26 PROTONES (+)

24 ELECTRONES (-)



OXÍGENO Z=6

6 PROTONES (+)

8 ELECTRONES (-)

ESTADOS DE OXIDACIÓN Y FORMACIÓN DE MOLÉCULAS

FORMAS DE HIERRO DIFERENTES AL ESTADO FUNDAMENTAL



ÓXIDO DE HIERRO CON CARGA +3



HIERRO Z=26

26 PROTONES (+)

23 ELECTRONES (-)



OXÍGENO Z=6

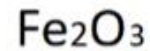
6 PROTONES (+)

8 ELECTRONES (-)

ESTADOS DE OXIDACIÓN Y FORMACIÓN DE MOLÉCULAS



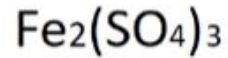
NITRATO DE HIERRO (III)



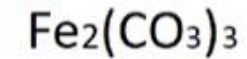
ÓXIDO DE HIERRO (III)



CLORURO DE HIERRO (III)



SULFATO DE HIERRO (III)

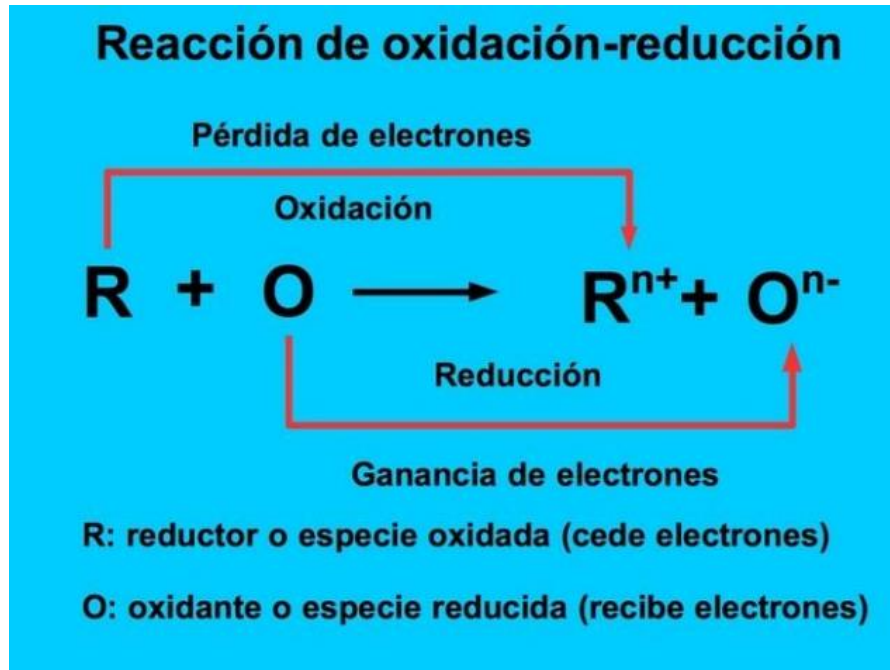


CARBONATO DE HIERRO (III)

Óxidos de los elementos representativos en sus estados de oxidación más altos

[illegible]

Reacciones de oxidación y reducción



Cuando un agente químico reductor (R) cede electrones al medio se convierte en un elemento oxidado (R^{n+}) donde $n+$ significa la carga final después de ceder electrones o aumentar su número de oxidación, y el agente oxidante (O) gana electrones pasado a ser reducido (O^{n-}) donde $n-$ representa la carga final después de recibir electrones o disminuir su número de oxidación.

OXIDACION
El número de oxidación
AUMENTA

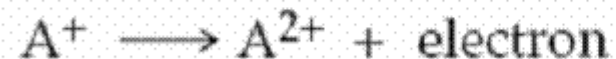
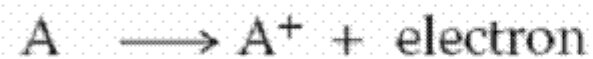


4- 3- 2- 1- 0 1+ 2+ 3+ 4+



REDUCCION
El número de oxidación
DISMINUYE

Oxidación

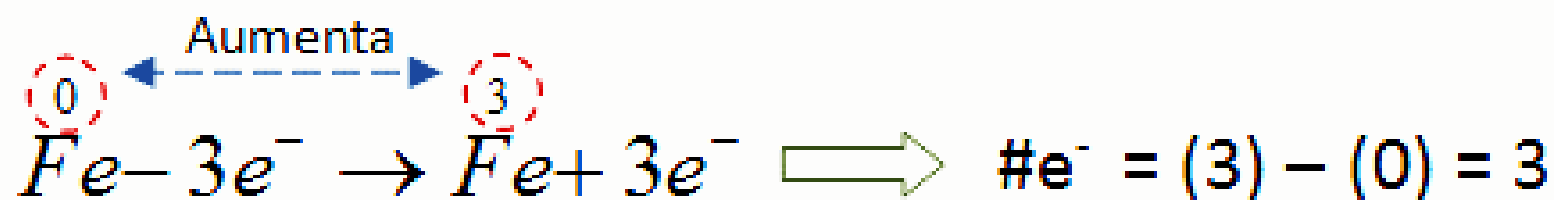


El reactivo A puede
ser: un átomo
neutro, un ión
monoatómico, un
ión poliatómico o
una molécula

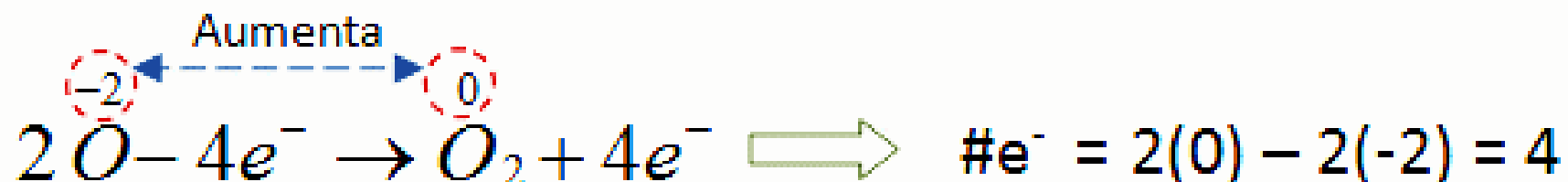
Reducción

Oxidación

Es el fenómeno mediante el cual una especie química pierde electrones, por lo tanto el número de oxidación (N.O.) aumenta porque pierde carga negativas.



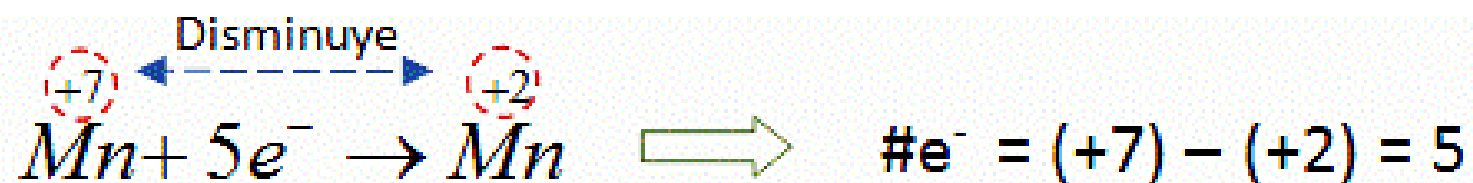
Un átomo de Fe^0 **se oxida y pierde 3 electrones**.



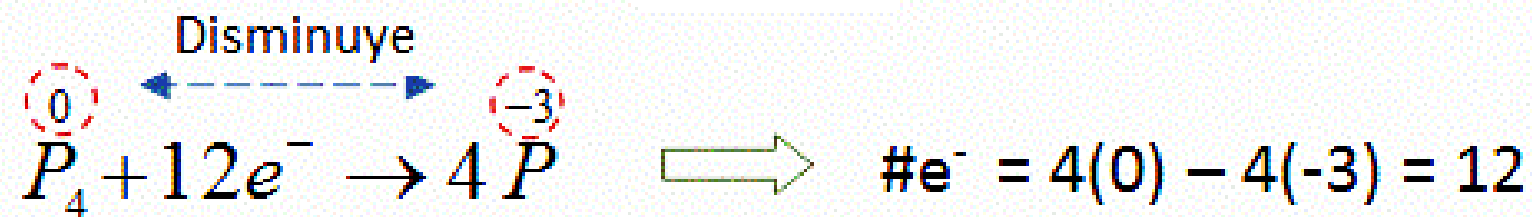
Dos átomos de O^{-2} **se oxidan y pierde 4 electrones**.

Reducción

Es el fenómeno mediante el cual una especie química gana electrones, por lo tanto el número de oxidación (N.O.) disminuye porque gana carga negativas.



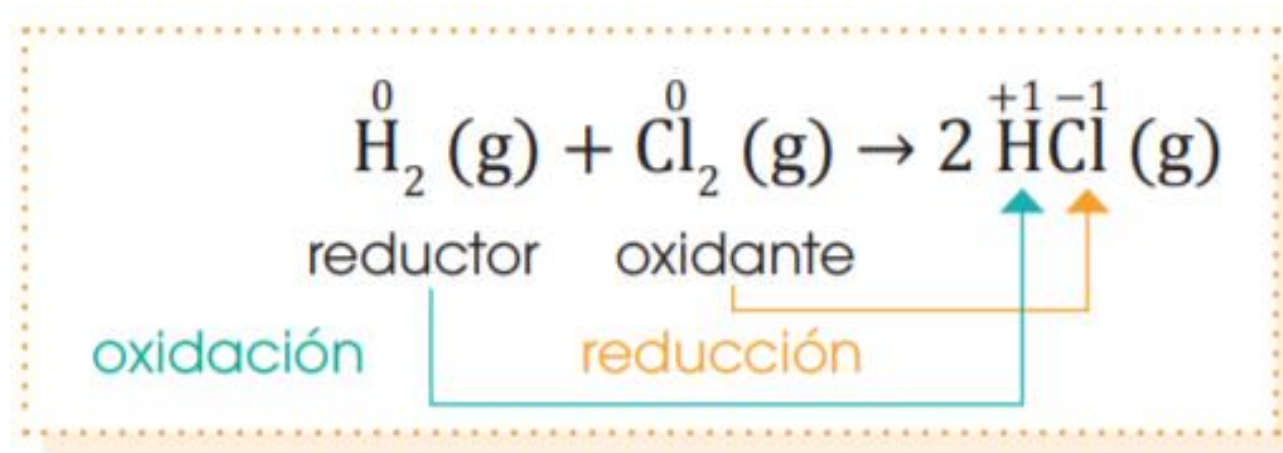
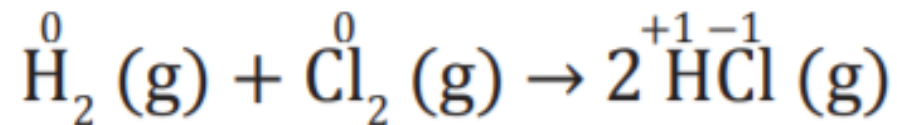
Un átomo de Mn^{+7} **se reduce y gana 5 electrones**.

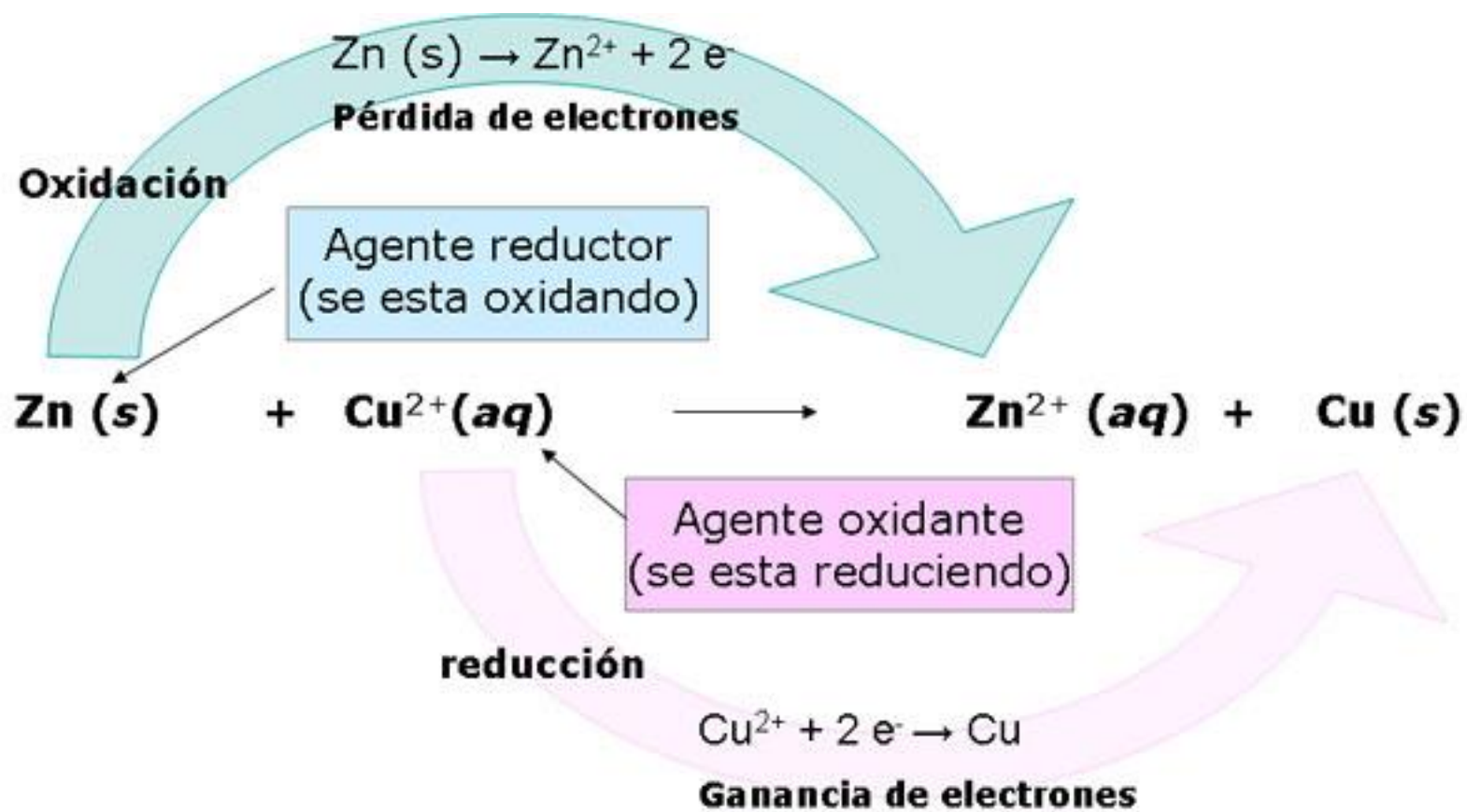


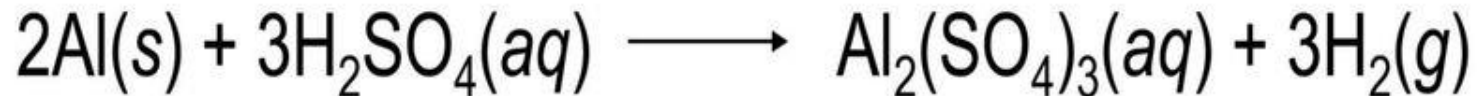
La molécula de P_4 **se reduce y gana 12 electrones**.

Reacciones de oxidación y reducción

- Reacciones de oxidación-reducción, o reacciones redox, son los procesos químicos en los que tiene lugar alguna variación en el número de oxidación de los elementos. Esta variación es la consecuencia de la transferencia real o aparente de electrones.







AGENTE REDUCTOR

Provoca la reducción de otra sustancia.

Es la sustancia o compuesto que contiene al elemento que se oxida.

Debe buscarse del lado de los reactivos.

Al

AGENTE OXIDANTE

Provoca la oxidación de otra sustancia.

Es la sustancia que contiene al elemento que se reduce.

Debe buscarse del lado de los reactivos

H₂SO₄

Ejemplos de Reacciones Rédox



Combustión de hidrocarburos

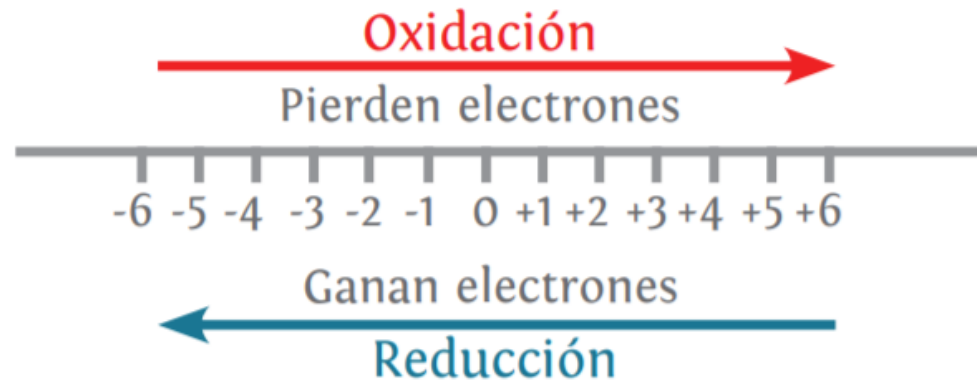


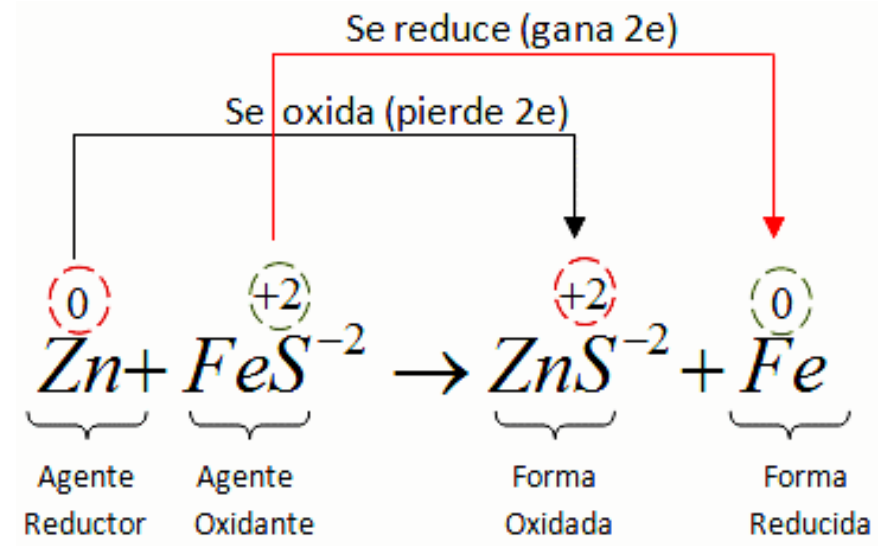
Reacción en una pila o batería



Respiración

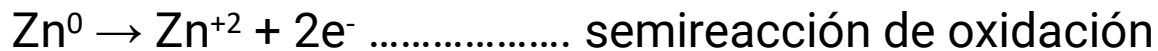
- **Agente reductor** es la sustancia que contiene el elemento cuyo número de oxidación aumenta. Este elemento se oxida reduciendo a otro.
- **Agente oxidante** es la sustancia que contiene el elemento cuyo número de oxidación disminuye. Este elemento se reduce oxidando a otro.
- **Semirreacción de oxidación** es el proceso en que un elemento aumenta su número de oxidación, lo que equivale a una pérdida real o aparente de electrones.
- **Semirreacción de reducción** es el proceso en que un elemento disminuye su número de oxidación, lo que equivale a una ganancia real o aparente de electrones.





Descripción del Proceso:

El átomo neutro del Zn (Zn^0) pierde 2 electrones y se convierte en ion cinc (Zn^{+2}) según la siguiente reacción:



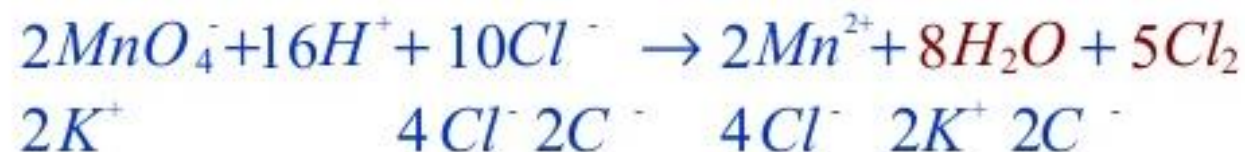
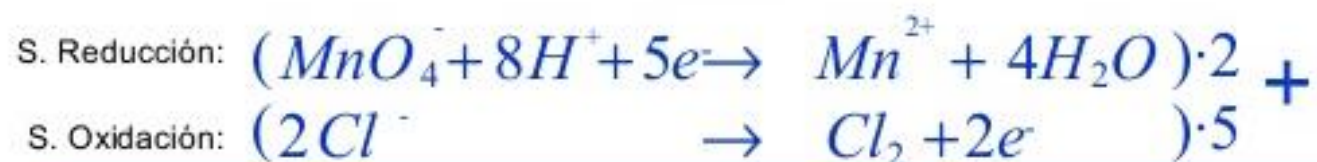
Los dos átomos que pierde el Zn es ganado por el ión ferroso (Fe^{+2}) para convertirse en átomo neutro



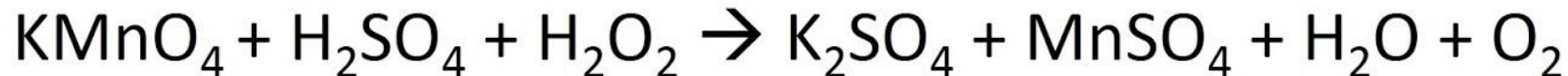
El ión Zn^{+2} es forma oxidada del Zn^0 y el Fe^0 es la forma reducida del Fe^{+2}

El sulfuro ferroso FeS, se llama oxidante porque contiene al ión Fe^{+2} , que al reducirse provoca la oxidación del Zn.

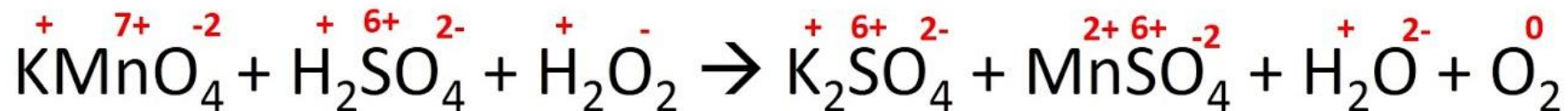
Al sulfuro de Zinc, ZnS, se le llama forma oxidada porque contiene al Zn^{+2} que es la forma oxidada del Zn^0



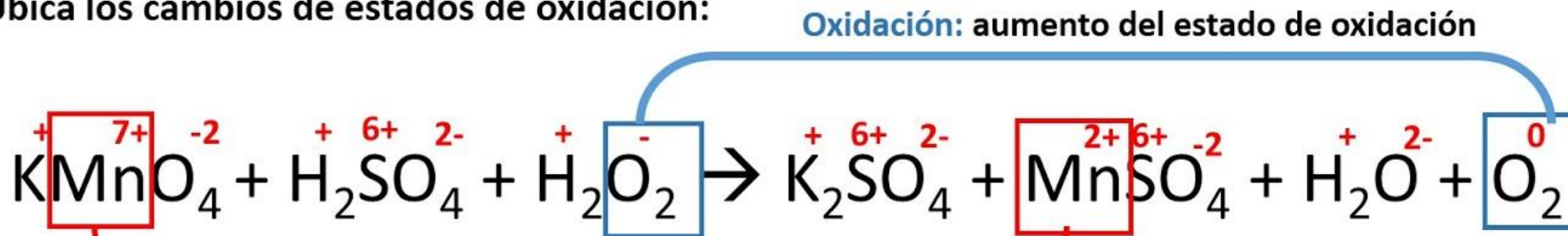
Balancea la siguiente ecuación por el método redox:



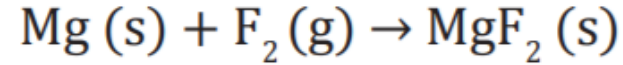
1. Ubica los estados de oxidación de cada elemento en cada compuesto en la ecuación:



2. Ubica los cambios de estados de oxidación:

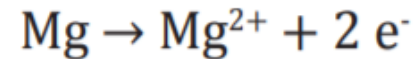


Consideremos la reacción de síntesis del fluoruro de magnesio, MgF_2 , a partir de sus elementos:

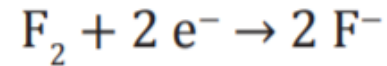


El producto formado es el resultado final de la transferencia de electrones que ha tenido lugar en dos semirreacciones simultáneas:

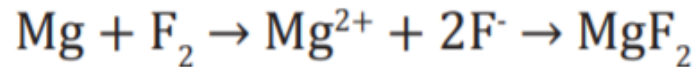
- **Semirreacción de oxidación:** El Mg cede sus dos electrones de valencia. Por lo tanto, decimos que se ha oxidado:



- **Semirreacción de reducción:** los dos electrones cedidos por el magnesio los reciben los dos átomos de flúor. Cada átomo F recibe un electrón. Decimos que el flúor se ha reducido.



- La **reacción global** es la suma de las dos semirreacciones:



- El magnesio recibe el nombre de **reductor** porque, al ceder electrones y oxidarse, provoca la reducción del flúor. Al flúor lo denominamos **oxidante** porque, al recibir electrones y reducirse, provoca la oxidación del magnesio.

Ajustar las siguientes reacciones químicas:

