



# CHEMISTRY



Chapter 5  
**REACCIONES QUÍMICAS -  
BALANCE DE  
ECUACIONES QUÍMICAS**  
**5TO UNI**  
**Ciclo Verano 2021**

# REACCIONES QUÍMICAS

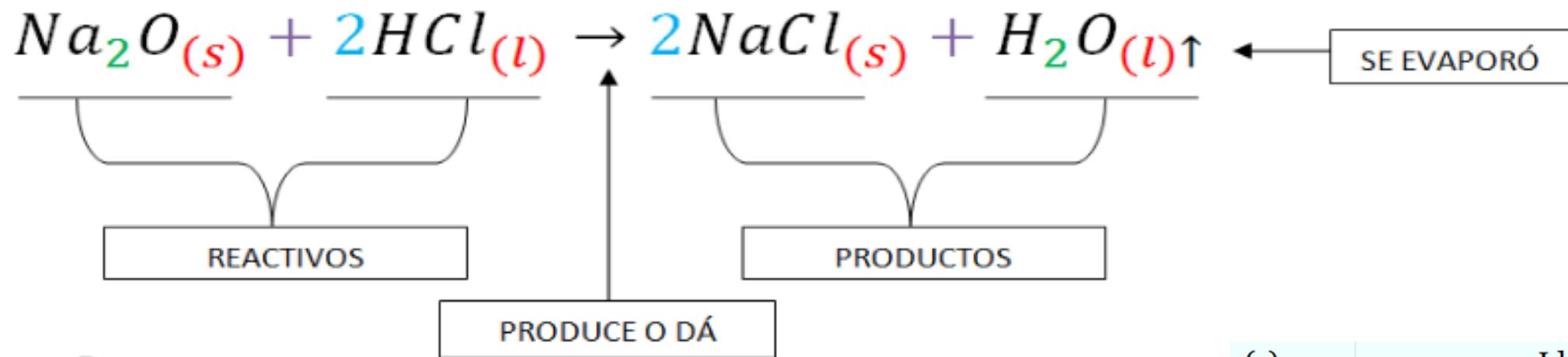
## CONCEPTO:

Son cambios o transformaciones en el cual una o más sustancias iniciales llamadas reactantes, mediante choques efectivos entre sí, originan la ruptura de enlaces, produciéndose entonces la formación de nuevos enlaces químicos, los que darán lugar a formación de nuevas sustancias denominadas productos con propiedades distintas a los reactantes.



# ECUACIÓN QUÍMICA:

Es la representación de una reacción química, mediante símbolos, fórmulas y otros signos. Toda ecuación química debe estar balanceada, es decir, que debe existir igualmente en ambos lados el número de átomos de cada elemento.



SUBÍNDICE

COEFICIENTE

ESTADO DE AGREGACIÓN

ADICIÓN

$\lambda\nu$  = LUZ ULTRA VIOLETA

$\mathcal{E}$  = ENERGÍA ELÉCTRICA

P+Ó (CAT) = CATALIZADOR

$\Delta$  = CALOR

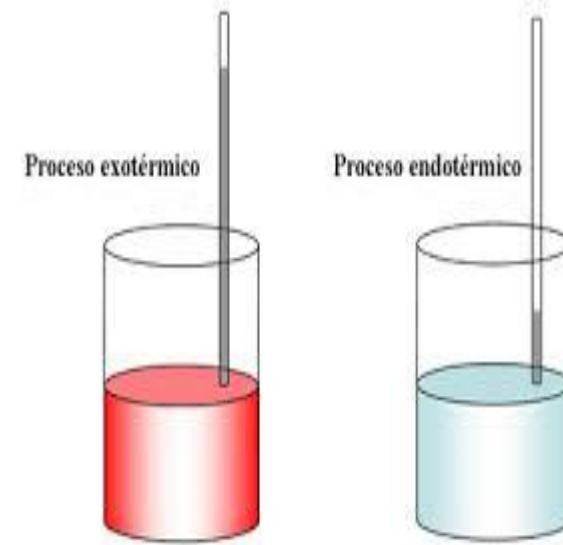
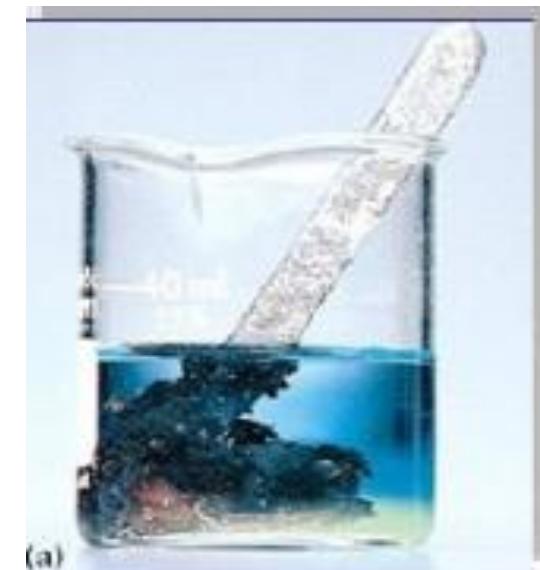
$\downarrow$  = PRECIPITACIÓN

(s)	Identifica el estado sólido
(l)	Identifica el estado líquido
(g)	Identifica el estado gaseoso
(ac)	Identifica la solución en agua

# EVIDENCIAS EMPÍRICAS DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

En una reacción química, generalmente, se observan los siguientes aspectos:

- Cambio de color en las sustancias, algún olor característico, etc.
- Desprendimiento de un gas.
- Formación de un precipitado (sólido insoluble en  $\text{H}_2\text{O}$ ).
- Absorción o liberación de calor.



# CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

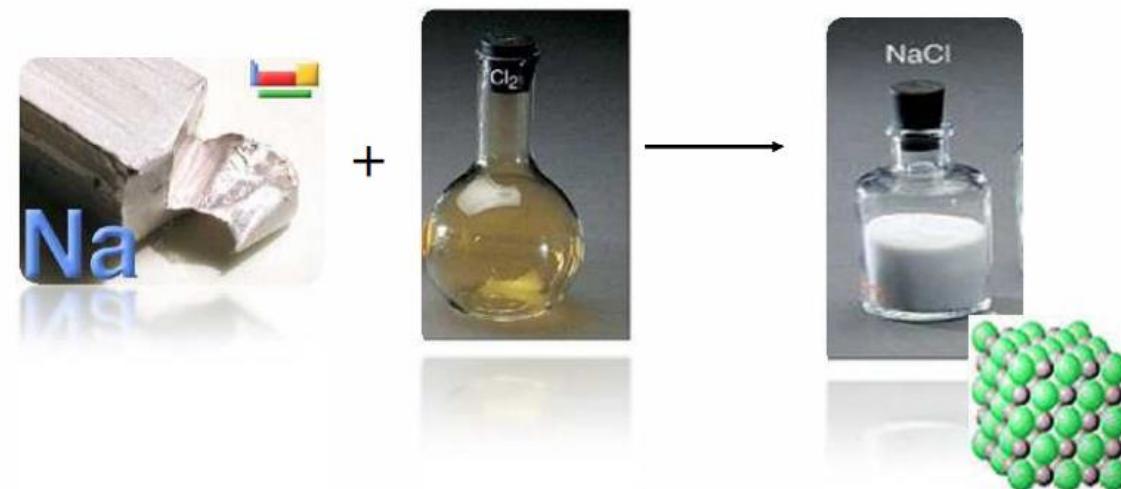
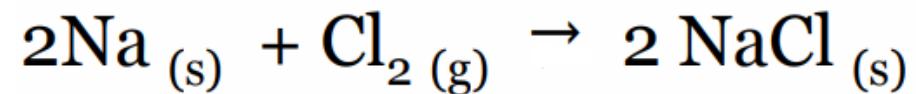
## I. Según la naturaleza de los reactante

### 1. Reacciones de adición (o síntesis)

Se producen cuando 2 o más reactantes forman un solo producto. Generalmente, son reacciones exotérmicas, es decir, que liberan calor.

- $2\text{H}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \xrightarrow[\text{eléctricas}]{\text{Chispas}} 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- $\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \xrightarrow{600\text{ }^{\circ}\text{C}} 2\text{NH}_{3(g)}$
- $\text{NH}_{3(g)} + \text{HCl}_{(g)} \longrightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}$

La forma general es:



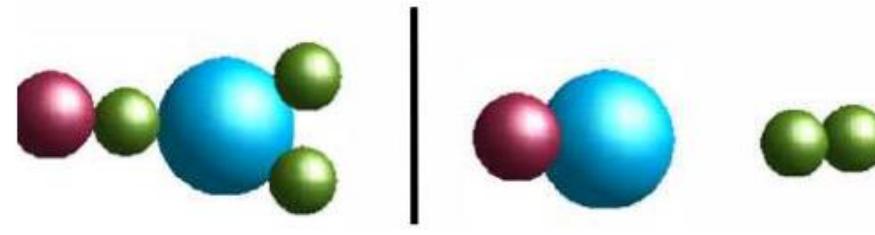
## 2. Reacciones de descomposición

Se produce cuando un solo reactante sometido a un fuerte calentamiento y a una corriente continua se descompone en 2 o más productos. Generalmente, son reacciones endotérmicas, es decir, que absorben calor.

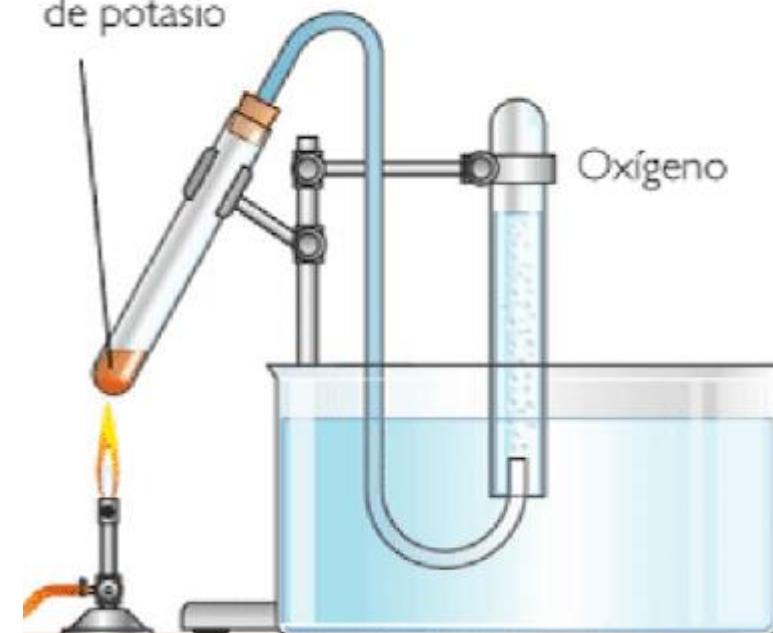
Ejemplos:

- $\text{CaCO}_{3(\text{s})} + \text{calor} \rightarrow \text{CaCO}_{3(\text{s})} + \text{CO}_{2(\text{g})}$
- $\text{2KClO}_{3(\text{s})} + \text{calor} \rightarrow \text{2KCl}_{(\text{s})} + \text{3O}_{2(\text{g})}$   
↓  
Pirólisis
- $\text{2NaCl}_{(\text{l})} \xrightarrow{\text{Corriente eléctrica}} \text{2Na}_{(\text{l})} + \text{Cl}_{2(\text{g})}$
- $\text{H}_2\text{O}_{(\text{acidulada})} \xrightarrow{\text{Corriente eléctrica}} \text{2H}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})}$   
↓  
Electrólisis

La forma general es:



Clorato  
de potasio



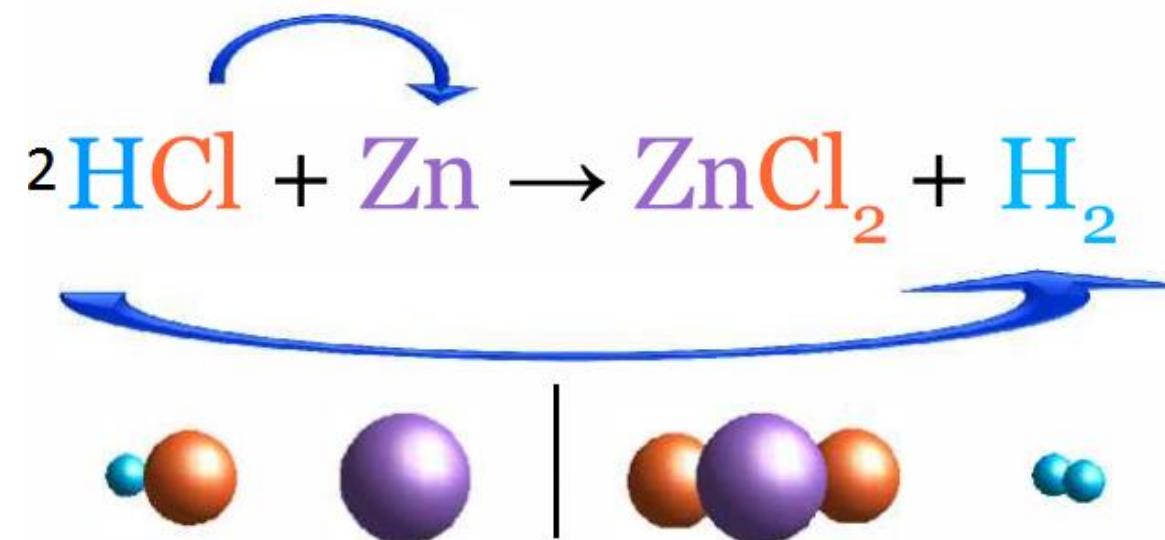
### **3. Reacciones de desplazamiento (o de sustitución)**

Se presenta cuando un elemento químicamente más activo desplaza a otro menos activo de su compuesto. Es el caso típico de metales activos como Zn, Fe, etc. que desplazan al hidrógeno de ácidos inorgánicos, también es el caso de los metales alcalinos que desplazan al hidrógeno del H<sub>2</sub>O.

Ejemplos:

- $\text{Zn}_{(\text{s})} + 2\text{HCl}_{(\text{ac})} \rightarrow \text{ZnCl}_{2(\text{ac})} + \text{H}_{2(\text{g})}$
- $\text{Fe}_{(\text{s})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ac})} \rightarrow \text{FeSO}_{4(\text{ac})} + \text{H}_{2(\text{g})}$
- $2\text{Na}_{(\text{s})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow 2\text{NaOH}_{(\text{ac})} + \text{H}_{2(\text{g})}$

En general:



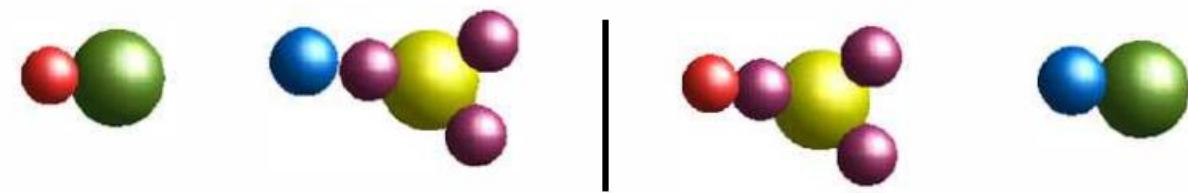
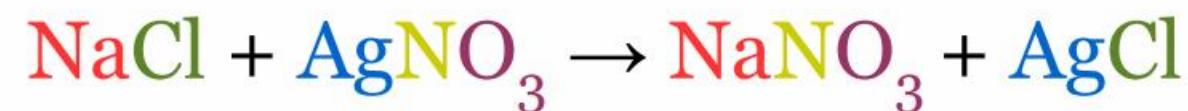
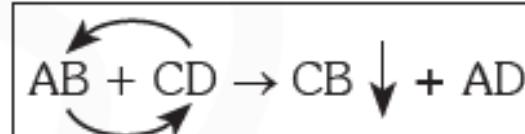
#### **4. Reacciones de doble desplazamiento (o metátesis)**

Se produce entre compuestos iónicos que están en solución acuosa, luego de la reacción química, generalmente, se forma un precipitado (sólido insoluble en H<sub>2</sub>O). En estas reacciones los elementos no cambian en sus estados de oxidación.

Ejemplos:

- $\text{NaCl}_{(\text{ac})} + \text{AgNO}_{3(\text{ac})} \rightarrow \text{AgCl}_{(\text{s})} + \text{NaNO}_{3(\text{ac})}$
- $2\text{KI}_{(\text{ac})} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_{2(\text{ac})} \rightarrow \text{PbI}_{2(\text{s})} + 2\text{KNO}_{3(\text{ac})}$
- $\text{BaCl}_{(\text{ac})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ac})} \rightarrow \text{BaSO}_{4(\text{s})} + 2\text{HCl}_{(\text{ac})}$

En general:



## II. Según su

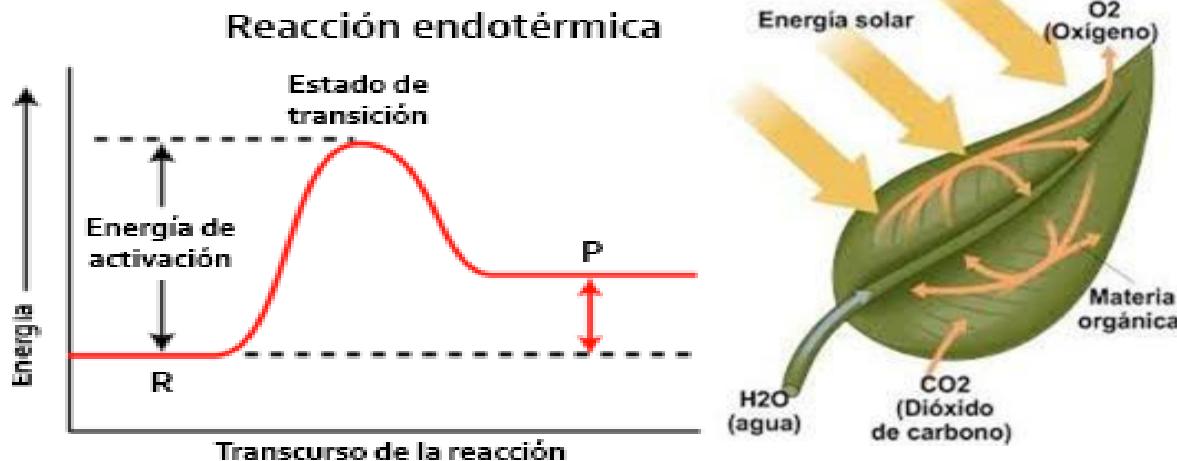
### 1. Reacción endotérmica o endergónica

El sistema absorbe calor.

En general:



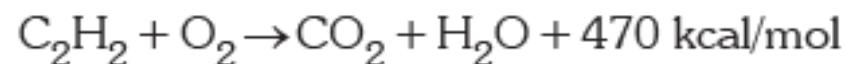
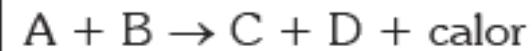
$$\underbrace{\Delta H = +22 \text{ kcal/mol}}_{\text{calor ganado}}$$



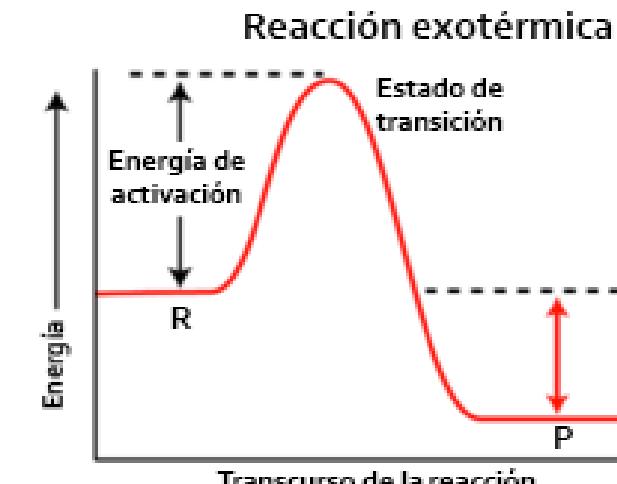
### 2. Reacción exotérmica o exergónica

El sistema expulsa calor.

En general:



$$\underbrace{\Delta H = -470 \text{ kcal/mol}}_{\text{Calor emitido}}$$



## **III. Combustión:**

- \* Son reacciones exotérmicas
  - \* En general se representan:



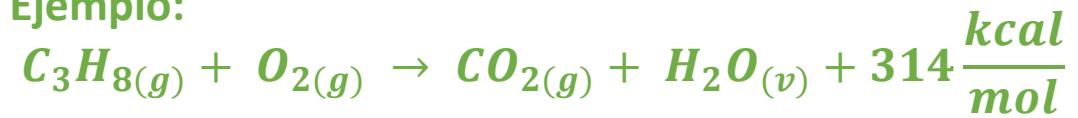
Sust.  
Orgánicas  
Hidrocarburos  
Alcoholes  
Éteres  
Carbohidratos

Oxígeno  
( O<sub>2</sub> )

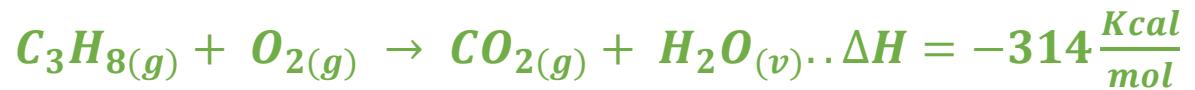
## **1. Combustión completa**

- \* Se produce en exceso de comburente ( $O_2$ ).
  - \* Los productos son  $CO_2$  y  $H_2O$ .
  - \* El carbono se quida a su máxima o  $EC=6$ .

## Ejemplo:



## También:

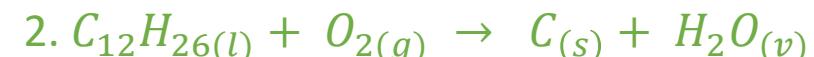
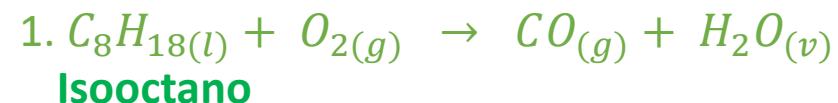


## 2. Combustión incompleta

- \* Se produce cuando hay deficiencia de comburente ( $O_2$ ).
  - \* El carbono se oxida a  $EO= 0$  o a  $2+$
  - \* Se obtienen como productos:



## Ejemplos:

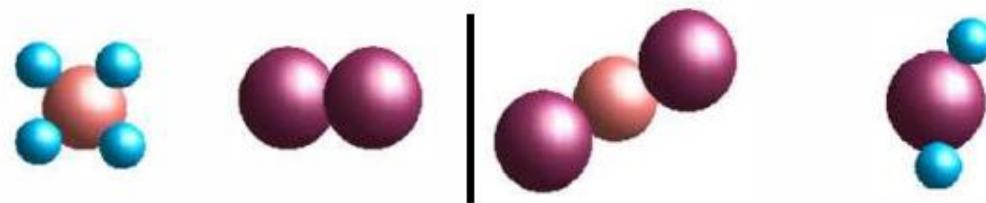


# Querosene

# Hollín



## COMBUSTIÓN DEL GAS METANO



Al prender un mechero



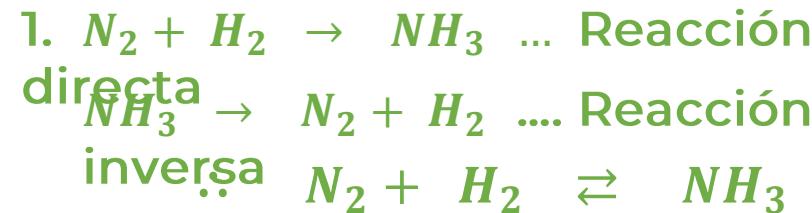
Cuando quemas un papel

## IV. SEGÚN SU REVERSIBILIDAD:

### 1. REACCIÓN REVERSIBLE

- \* Son las que se pueden desarrollar en ambos sentidos:  $\rightleftharpoons$
- \* Son las únicas que pueden alcanzar el equilibrio químico.

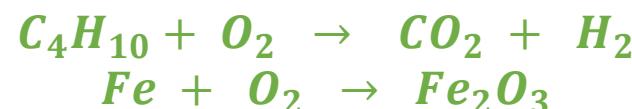
Ejemplos



### 2. REACCIÓN INVERSIble

Se desarrolla en un solo sentido.

Ejemplo:



## V. REACCIONES CATALITICAS:

Son las que utilizan Catalizadores o Inhibidores para modificar la velocidad de la reacción. Estas producen cambios en la Energía de Activación de la reacción.

Catalizador : Aumenta la velocidad de reaccion

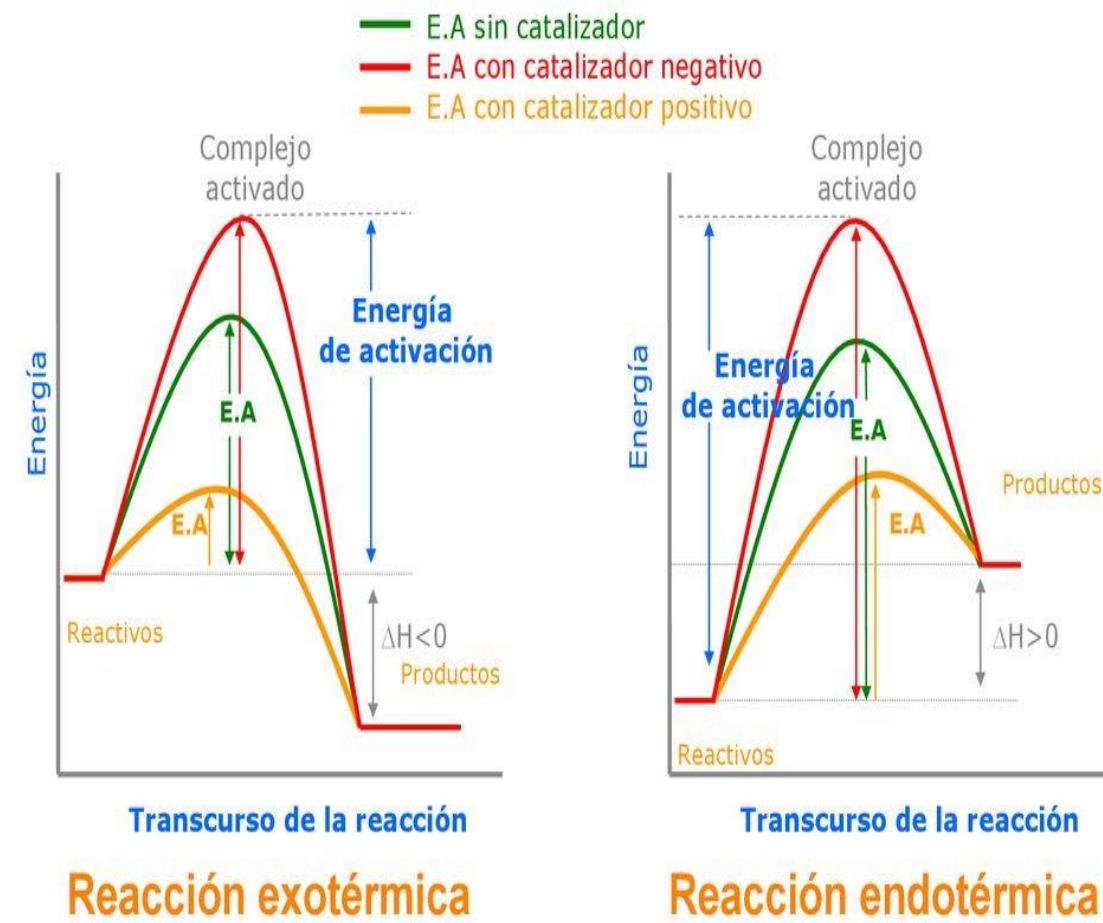


Inhibidor : Disminuye la velocidad de reaccion



Los Inhibidores Biológicos en referencia son los medicamentos que se utilizan en el tratamiento de las enfermedades

La presencia de catalizadores



# REACCIONES DE REDUCCIÓN – OXIDACIÓN (REDOX)

Son aquellas en las que se producen cambios en los estados de oxidación de algunos de los elementos que participan en las especies que reaccionan, cuando forman los productos.

En ellas se desarrollan simultáneamente dos semi-reacciones:

## OXIDACIÓN :

Un elemento se oxida, si su estado de oxidación aumenta. Para esto pierde electrones.

Ejemplos:



## REDUCCIÓN :

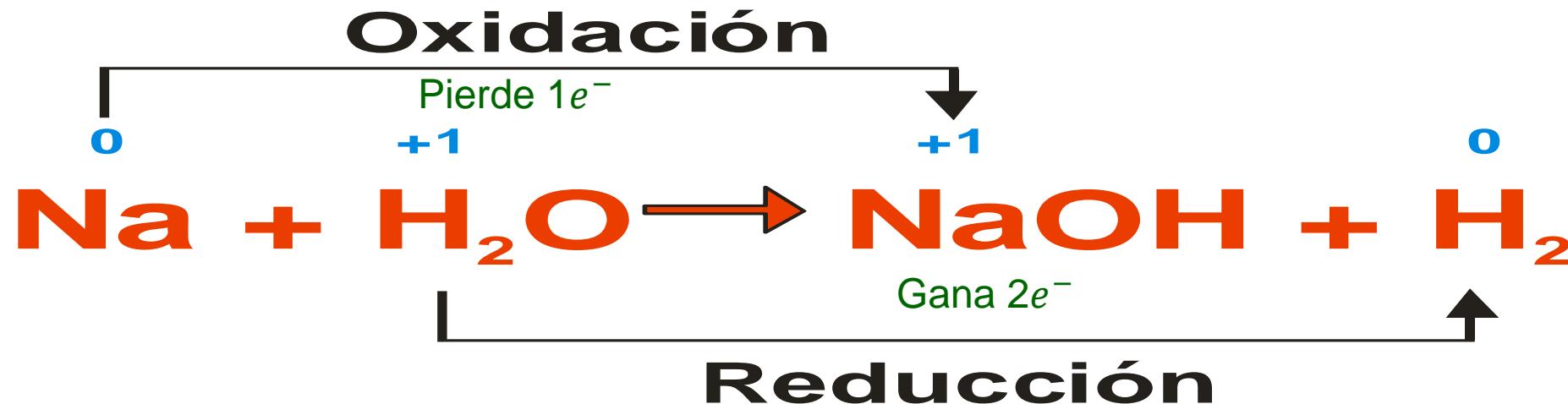
Un elemento se reduce, si su estado de oxidación disminuye. Para esto gana electrones

Ejemplos:



# ANÁLISIS DE UNA REACCIÓN REDOX

Sea la reacción REDOX:



**AGENTE OXIDANTE:** Es el que se reduce ( H<sub>2</sub>O )

**AGENTE REDUCTOR:** Es el que se oxida ( Na )

**FORMA OXIDADA:** Es el producto de la oxidación (NaOH )

**FORMA REDUCIDA:** Es el producto de la reducción (H<sub>2</sub> )

# OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN



**Reducción**  
**Gana electrones**  
**Disminuye el N.O.**



**Oxidación**  
**Pierde electrones**  
**Aumenta el N.O.**

Gana e<sup>-</sup>

REDUCCIÓN

Pierde e<sup>-</sup>

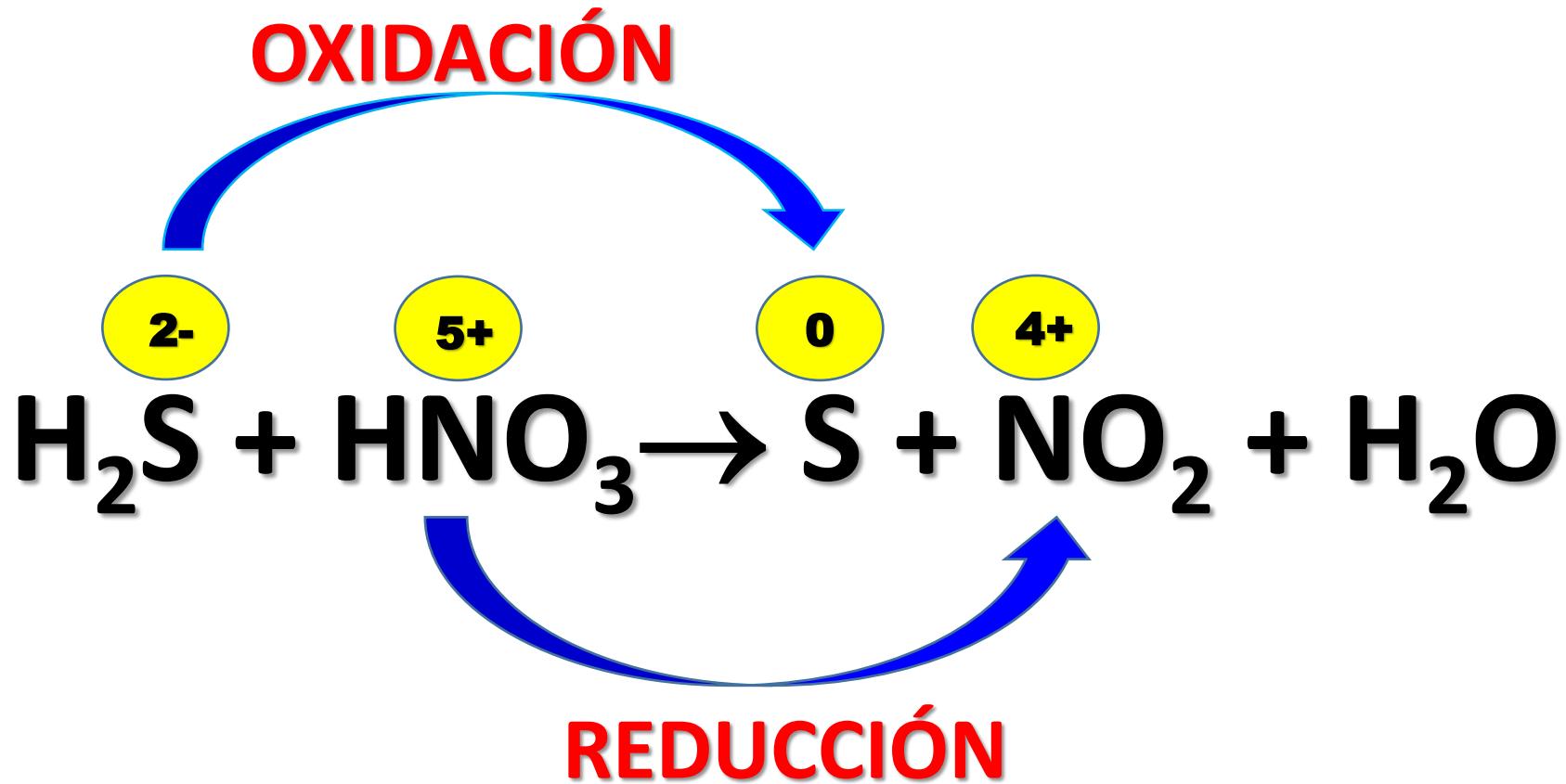
OXIDACIÓN



## EJEMPLO

En la reacción química:

1:



AO:  $\text{HNO}_3$

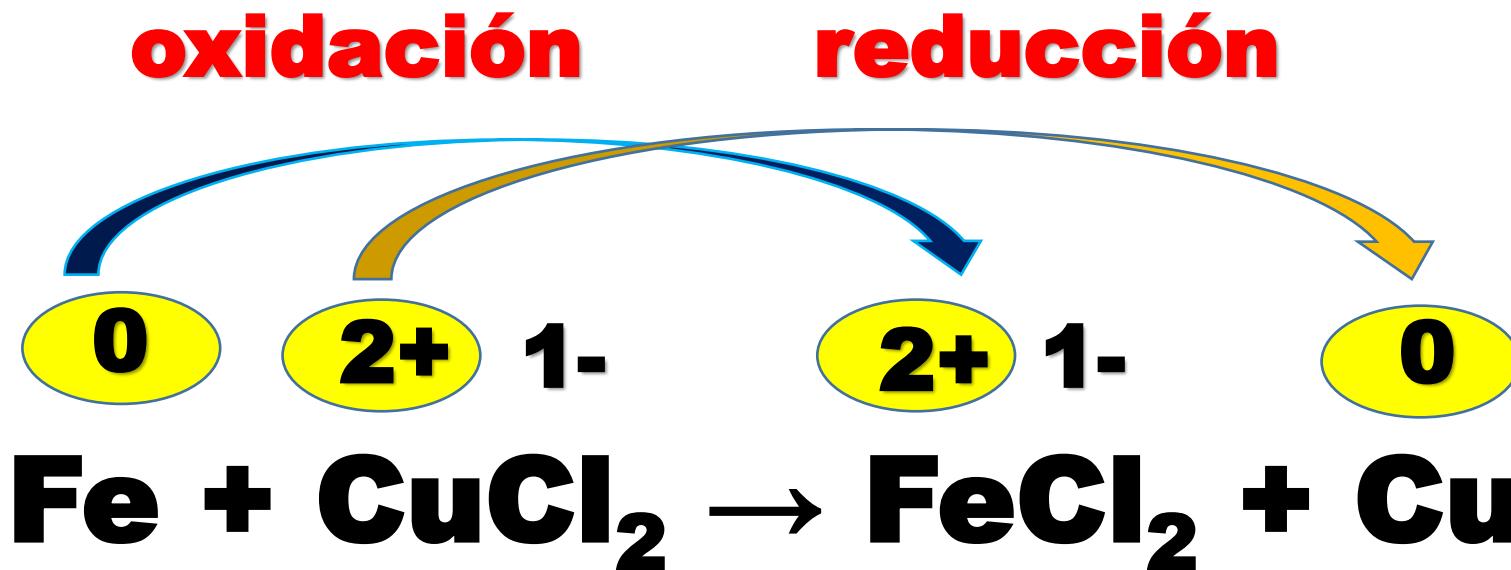
AR:  $\text{H}_2\text{S}$

FO: S

FR:  $\text{NO}_2$

EJEMPLO 2: En la reacción  $\text{Fe} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{Cu}$  ¿cuál es la sustancia que ha sido oxidada?

### RESOLUCIÓN



Se observa que la sustancia que se oxida es el Hierro (Fe)

**Rpta : Fe**

# BALANCE DE ECUACIONES QUÍMICAS

FUNDAMENTO:

LEY DE CONSERVACION DE LA MASA( Lavoisier)

“La masa de todo sistema químico se debe mantener constante”

En una Reacción Química se cumple que:

$$\sum M(\text{Reactantes}) = \sum M(\text{Productos})$$

Para lograr esto se debe cumplir que la cantidad de átomos de un elemento en los Reactantes debe ser igual a la cantidad de átomos del mismo en los Productos.

Para ello se deben colocar delante de cada sustancia en la Ecuación Química, los Coeficientes; que son números enteros o fracciones, que nos indicaran la proporción molar en la que cada especie participa.

# MÉTODOS DE BALANCE

## 1. MÉTODO POR TANTEOS:

Denominado también por Simple Inspección, porque intuitivamente se van colocando los coeficientes para igualar las cantidades de átomos de cada elemento.

Ejemplo: Balancear la siguiente Ecuación

Química:



COEFICIENTES: 2 - 3 - 1 -  
6

ORDEN  
SUGERIDO:

1. Primero metales
2. No metales
3. Hidrógeno
4. Oxígeno

## **2. MÉTODO REDOX**

- a. Se determina los estados de oxidación de todos los elementos que participan en la reacción química.
- b. Se identifican los elementos que se oxidan y que se reducen.
- c. Se anotan los electrones que se pierden y que se ganan.
- d. Se calculan los electrones transferidos (MCM).
- e. Se suman las semi-reacciones de oxidación y reducción.
- f. Finalmente se hace un tanteo.

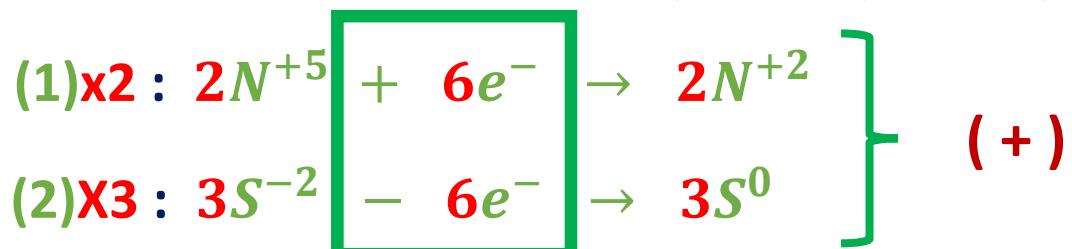
## Ejemplo 1: Balancear la ecuación :



### 1. Semi-reacciones:



### 2. Balance de electrones: $\#e^-_{(ganados)} = \#e^-_{(perdidos)}$



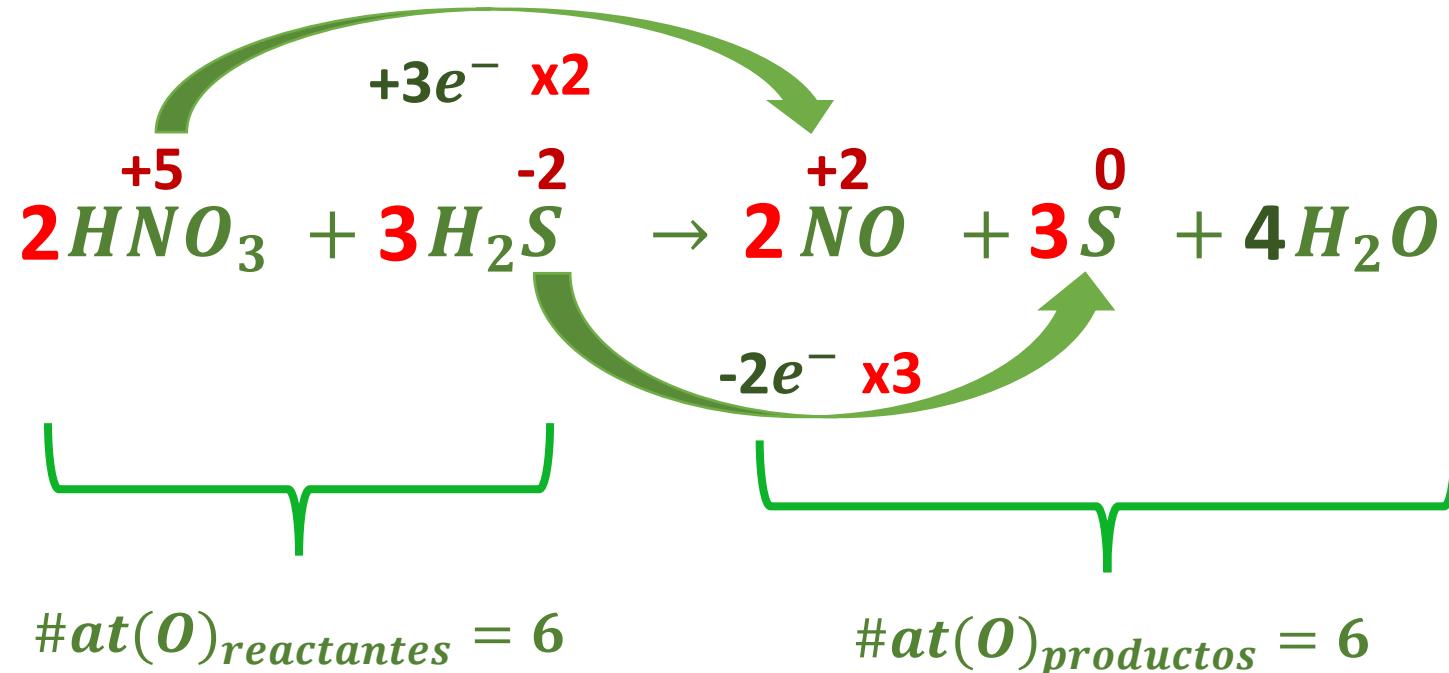
3. Pasamos los coeficientes obtenidos a la ecuación inicial: 2-3-2-3

4. Balanceamos los otros elementos por tanteo: En el mismo orden sugerido anteriormente.

5. Comprobación:

$$\#at\text{omos}(O)_{reactantes} = \#at\text{omos}(O)_{productos}$$

## FORMA PRACTICA.



Ejemplo 2: Balancear la Ecuación Química

2

Cuando reaccionan  $\text{KMnO}_4$  con  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(\text{ac})$ , en presencia de  $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac})$ , se obtienen las especies químicas  $\text{Mn}^{2+}$  y  $\text{CO}_2$ , además de  $\text{K}_2\text{SO}_4$  y agua. Al respecto, señale como verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

- Las especies espectadoras son  $\text{K}^+$  y  $\text{SO}_4^{2-}$ .
  - El agente oxidante es la especie  $\text{Mn}^{+7}$  y el agente reductor es la especie  $\text{C}^{+3}$ .
  - La suma de coeficientes de la ecuación es 31.
- A) VVV      B) VFV      C) VFF  
 D) FFF      E) FVF

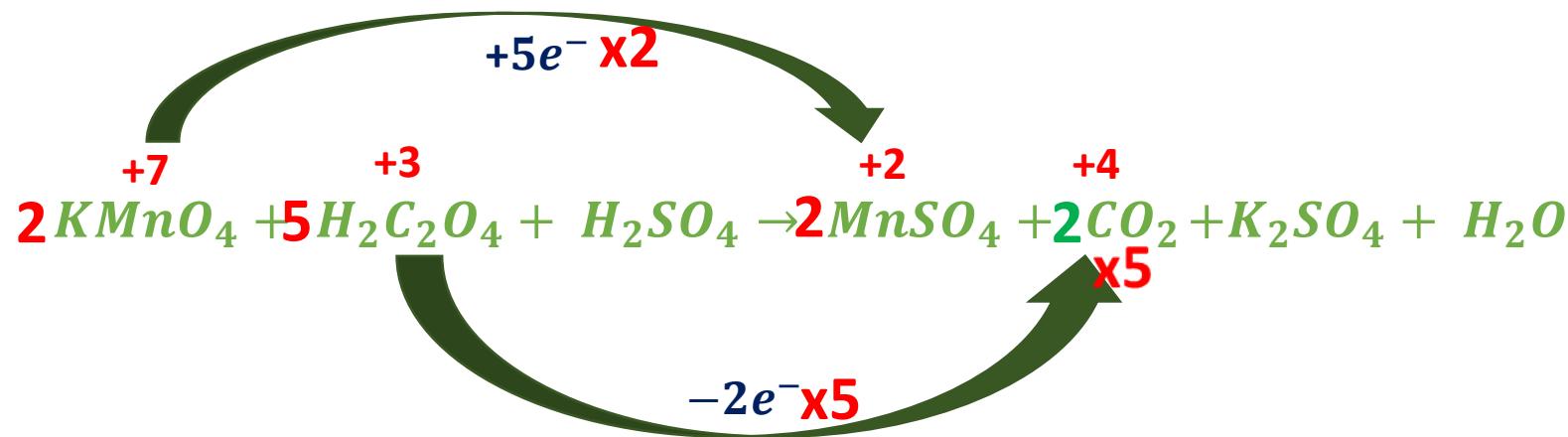
### I. Los iones

$\text{K}^{+1}$  y  $(\text{SO}_4)^{-2}$  son los iones espectadores; puesto que su EO no cambia.

**VERDADERO**

## RESOLUCION

Escribamos la Ecuación completa para luego analizar y balancear.



### II. El $\text{Mn}^{+7}$ se reduce, por lo tanto es el Agente Oxidante.

$\text{C}^{+3}$  se oxida, por lo tanto es el Agente Reductor.

**VERDADERO**

### III. La suma de coeficientes

$$\sum \text{coef.} = 2 + 5 + 3 + 2 + 10 + 1 + 8$$

$$\therefore \sum \text{coef.} = 31$$

**VERDADERO**

**Chapter 5**

**REACCIONES QUÍMICAS -**

**BALANCE DE**

**ECUACIONES QUÍMICAS**

**Ciclo Verano 2021**

**Práctica de Clase**

## I. Con respecto a las reacciones químicas:

- I. La transformación del hielo a vapor de agua.
- II. Un clavo de hierro al estar expuesto al ambiente cambia de color plateado a marrón rojizo.
- III. La generación de un gas al adicionar virutas de zinc a una solución de ácido clorhídrico.

Son correctas:

A) Solo I

**RESOLUCIÓN**

N

I. Los cambios de estado de la materia, son todos procesos físicos y no procesos químicos

B) Solo II

E) T

C) Solo III



**INCORRECTA**

## II. La oxidación de un clavo de Hierro, es un proceso químico, que representa por la Ecuación Química:



**CORRECTA**



**CORRECTA**

III. Cuando se colocan virutas de zinc en ácido clorhídrico se produce una Reacción de Desplazamiento Simple:  
 $\text{Zn}_{(s)} + \text{HCl}_{(ac)} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2(g)$

**D**

2. Relacione la evidencia de que ha ocurrido la reacción con el proceso correspondiente.

I. Formación de precipitado.

II. Liberación de calor.

III. Desprendimiento de gas.



A) Ia, IIb, IIIc

C) Ib, IIc, IIIa

E) IIc, IIIb, IIIa

### RESOLUCIÓN

I. Los precipitados son sustancias sólidas insolubles que se producen en algunas reacciones.



II. Las Reacciones Exotérmicas son aquellas en las que se libera energía, como luz y/o calor.



III. Los metales alcalinos (IA) al reaccionar con el agua desprenden gas Hidrógeno ( $\text{H}_2$ )



D

**3. ¿Cuáles de los siguientes fenómenos se relacionan con una reacción química?**

- I. Un objeto de plata pierde sus lustre.
- II. La glucosa fermenta formando etanol y dióxido de carbono.
- III. Una barra de hierro se cubre de herrumbre.

A) Solo I

B) Solo II

C) Solo III

D) I y II

**RESOLUCIÓN**

N

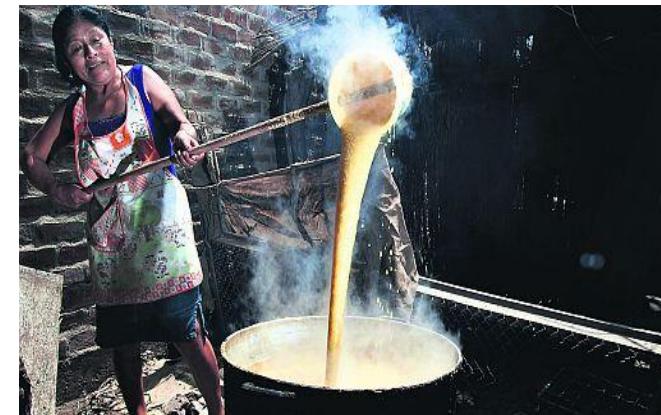
I. Cuando un objeto de plata pierde lustre o brillo, es porque se ha producido la oxidación en la superficie de la plata.



La reacción que se produce es:



II. La fermentación de la glucosa ( $C_6H_{12}O_6$ ), es una reacción química donde se produce alcohol y se desprende Dióxido de Carbono gaseoso. La reacción producida es endotérmica:



III. La formación de la herrumbre es una manifestación de una reacción química donde el hierro produce una mezcla de óxido e hidróxido férrico debido a la humedad.



4. Referente al concepto de ecuación química, ¿cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

- I. La ecuación química describe cambios químicos cualitativa y cuantitativamente.
- II. Los coeficientes estequiométricos expresan el aspecto cualitativo del fenómeno químico estudiado.
- III. El número de moles en los reactantes siempre es igual al número de moles en los productos.

- A) Solo I      B) Solo II      C) Solo III  
D) I y III      E) I y II

### RESOLUCIÓN

N

I. La Ecuación Química, es la representación de una Reacción Química. En ella se muestran a las sustancias reaccionantes y los productos que se obtienen.

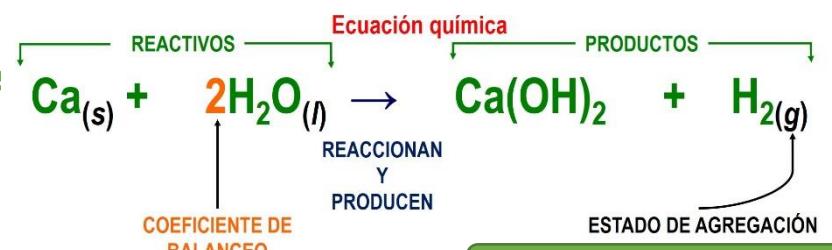
También nos indica la proporción en moles con la que cada sustancia participa en el proceso.

**CORRECTA**

II. Los coeficientes obtenidos en el balance nos indican la proporción estequiométrica para cada sustancia. Esto es el aspecto Cuantitativo de la reacción.



III. No necesariamente los moles de reactantes y productos son iguales. Generalmente no coinciden.



**INCORRECTA**

**E**

**5. Señale la proposición verdadera respecto a la reacción Redox siguiente:**



- A) El agua se reduce **(F)**

B) El ion permanganato  $2\text{MnO}_4^-$  es el agente oxidante. **(V)**

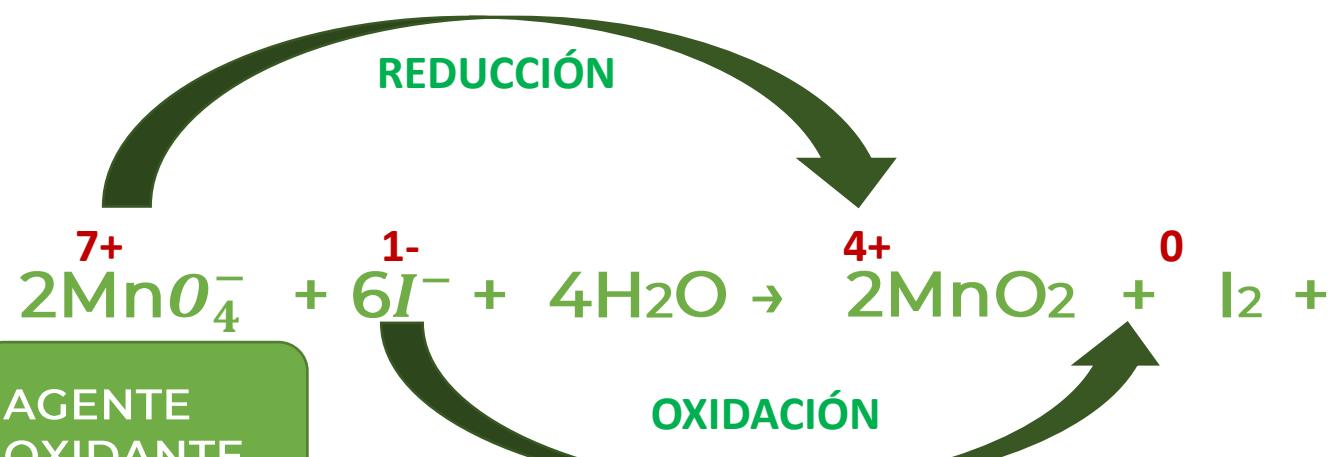
C) El ion yoduro  $I^-$  se reduce **(F)**

D) El número de oxidación del manganeso no varía. **(F)**

E) El ion permanganato  $2\text{MnO}_4^-$  se oxida.

# RESOLUCIÓ

N



\* En la reacción que se muestra; las moléculas de agua ni se oxida ni se reducen.

\*El ión permanganato contiene al Manganeso con EO= 7+ que se reduce a 4+. Por lo tanto es el Agente Oxidante.

\* En la Ecuación química se observa que el ion Yoduro se está oxidando.



\*Para el Manganeso:  $Mn^{7+} + 3e^- \rightarrow Mn^{4+}$   
Cambió su EO.

\* El ion permanganato se reduce .

B

6. Dada la siguiente reacción química:



indique el tipo de reacción que le corresponde.

A) Metátesis  
C) Descomposición

B) Exotérmica  
D) Reversible

### RESOLUCIÓN

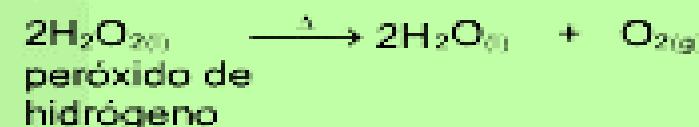
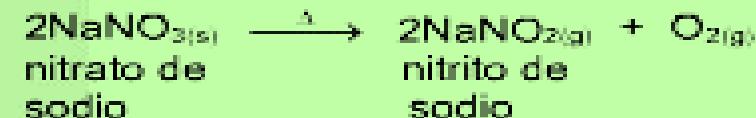
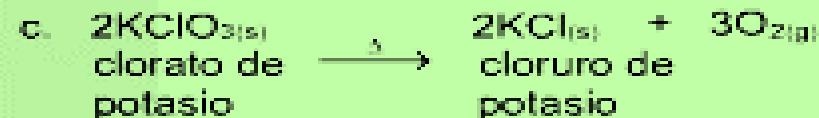
N

Cuando a partir de una única sustancia reactante se obtienen dos o más sustancias como producto, esta se denomina Reacción de Descomposición.

En general:



Estas reacciones se caracterizan además por ser de tipo Endotérmicas, ya que necesitan una forma de energía para desarrollarse.



7. Respecto a la clasificación de las reacciones químicas, indique la relación incorrecta.

- A)  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$  No Redox (C)
- B)  $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$  Desplazamiento simple (C)
- C)  $\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$   $\Delta H = -13,6 \text{ kcal/mol}$  endotérmica (I)
- D)  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$   
Adición o Combinación (C)
- E)  $\text{C}_5\text{H}_{12} + 8\text{O}_2 \rightarrow 5\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} + \text{calor}$   
Combustión Completa (C)

### RESOLUCIÓN

N  
A) En una Reacción REDOX se produce un cambio en el Estado de Oxidación de algunos de los elementos que participan en las sustancias. En la reacción que nos proporcionan



Observamos que no se producen cambios en los EO de los elementos, es decir; No es REDOX

B) Reacción de Desplazamiento

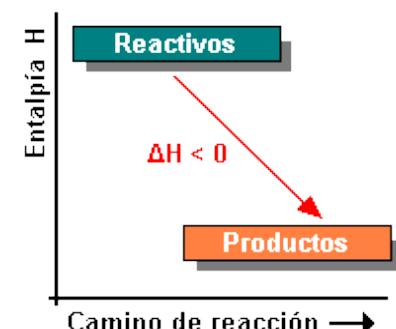
Síntesis

Reacciones de sustitución por desplazamiento simple

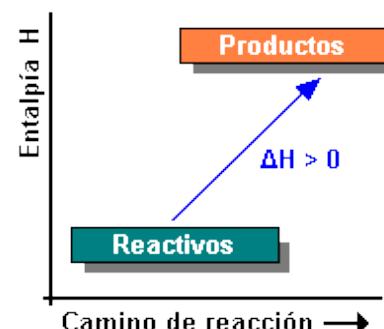


C) Reacción Endotérmica

Reacción exotérmica



Reacción endotérmica



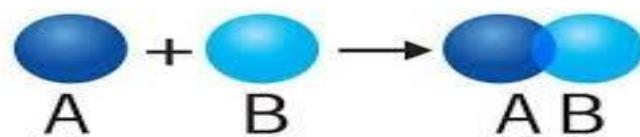
En una reacción Endotérmica se absorbe energía y como se observa  $\Delta H > 0$

La reacción que nos proporcionan:

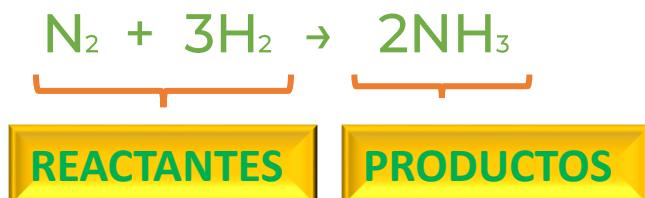


$\Delta H < 0 \rightarrow$  Reacción Exotérmica

D) Reacción de Adición o Combinación, también denominada de Síntesis



Se obtiene un solo producto a partir de dos o más reactantes, como en la reacción que nos proporcionan.



E) La reacción de Combustión Completa se produce cuando hay exceso de Oxígeno



La identificamos porque produce una llama color Azul.



### 8. Se tiene la siguientes reacción Redox:



escriba verdadero (V) o falso (F) según corresponda, luego marque la alternativa correcta.

\*El cobre es el agente oxidante. (**F**)

\*El  $\text{HNO}_3$  contiene a la especie que se oxida. (**F**)

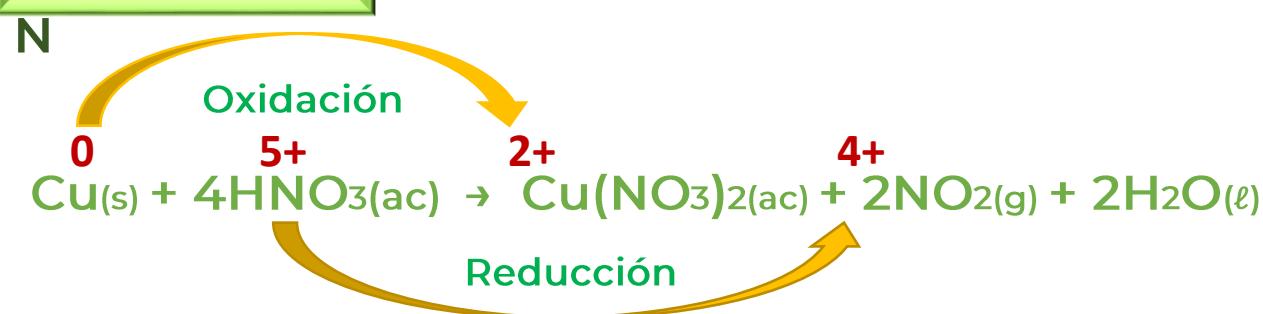
\*En la semirreacción de oxidación se transfiere un electrón. (**F**)

A) FVV  
D) FFF

B) VVF  
E) FFV

C) VFV

#### RESOLUCIÓN



\* Agente Oxidante es el que se reduce:  $\text{HNO}_3$

\* La especie que se oxida es el cobre metálico:  $\text{Cu(s)}$



\* Como se puede observar en la semi-reacción de oxidación, se transfieren  $2e^-$ .

D

9. De las siguientes proposiciones, identifique la relación correcta, según la clasificación de reacciones químicas.

(c)

## I. Reacción de síntesis del agua:



## II. Reacción de descomposición del carbonato de calcio:



### III. Reacción de metátesis del zinc



## A) Solo I

## B) Solo II

### C) Solo III

# DIVII

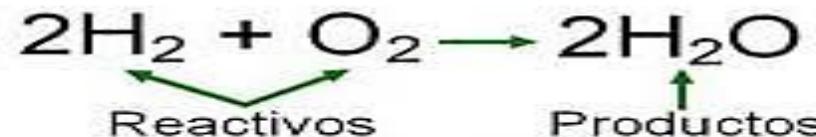
E) Todas

# RESOLUCIÓ

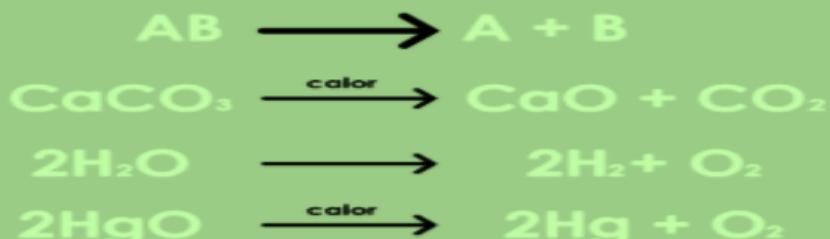
**N** En las Reacciones de Síntesis o de Adición se obtiene un solo producto, a partir de dos o más reactantes.

## Reacciones de síntesis o adición

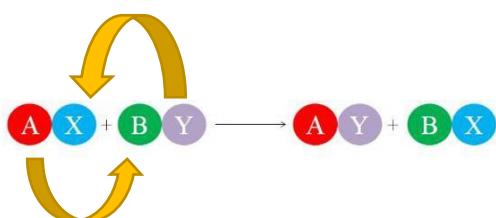
#### **Esquema general:**



**II. En la reacción de Descomposición se tiene un solo reactante**

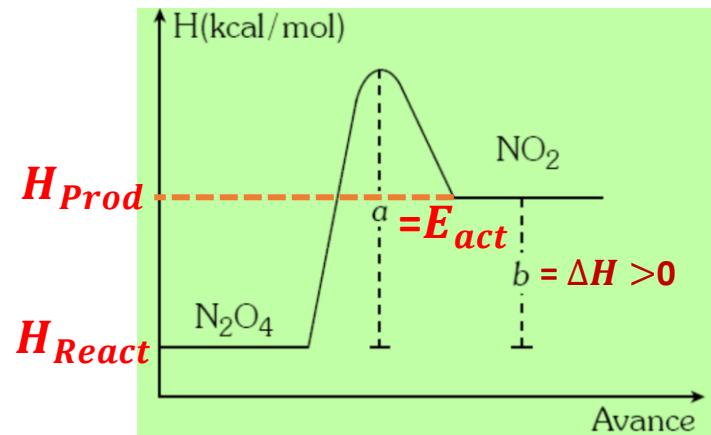


### III. Reacción de Metátesis(Doble Desplazamiento)



**No se producen cambios en los estados de Oxidación.  
No son REDOX**

10. A partir del siguiente gráfico, indique la proposición correcta:



- A) Corresponde a una reacción exotérmica. (I)
- B) El valor de “a” corresponde al calor total absorbido en la reacción. (I)
- C) La diferencia de entalpía de la reacción es negativa. (I)
- D) El valor de “b” representa el calor liberado en la reacción. (I)
- E) La entalpía de los productos es mayor que el de los reactantes. (C)

## RESOLUCIÓN

N

A) Cuando  $\Delta H > 0$  la reacción es de tipo Endotérmica  
Recuerde

$$\Delta H = H_{Productos} - H_{Reactantes}$$

que:

B) En la gráfica  $a = E_{activación}$  que es la energía que absorben los reactantes para formar el Complejo Activado.

C) La reacción es Endotérmica, por lo tanto  $\Delta H$  es positivo.

D) En la gráfica  $b = \Delta H$ , que nos representa el Calor o Entalpía de la Reacción. En este caso se trata de una reacción que absorbe energía (calor).

E) En toda reacción endotérmica, la entalpía de los productos es mayor que la de los reactantes.



11. Escriba verdadero (V) o falso (F) según corresponda, luego marque la alternativa correcta.

\*Una reacción de simple desplazamiento es tipo Redox. ( )

\*En una reacción de desproporción un solo elemento varía su estado de oxidación. ( ) V

\*En una reacción de combustión se produce una transferencia de electrones. ( )

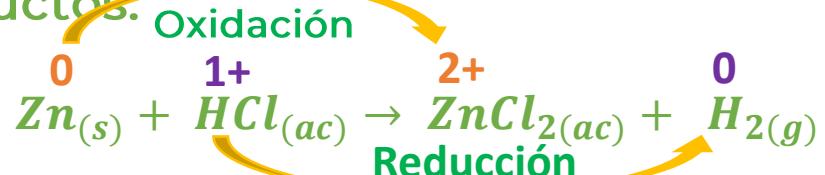
### RESOLUCIÓN

B) VVF

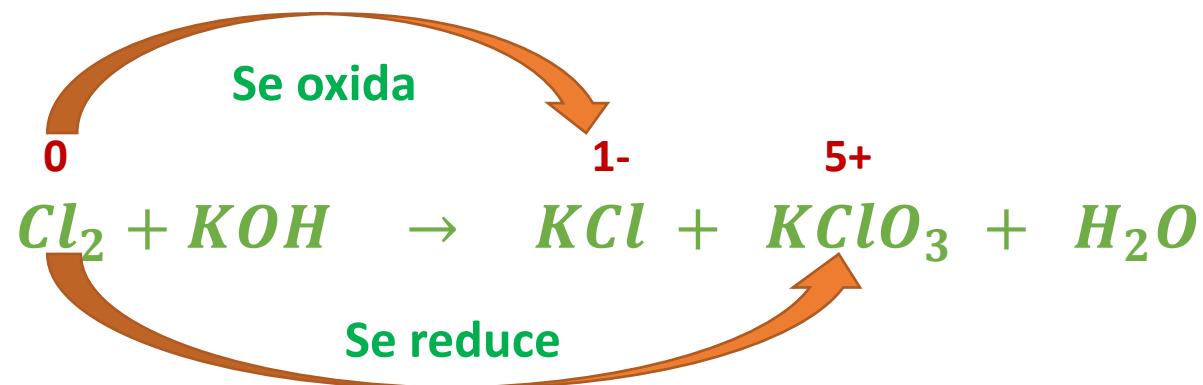
C) FFV

E) FVF

\* Las reacciones de desplazamiento simple son del tipo REDOX, debido a que uno de los reactantes es una sustancia simple, con EO=0 que cambia al pasar a formar los productos.

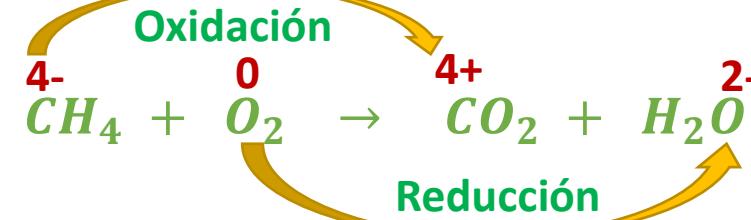


\* Las reacciones REDOX de Desproporción o de Dismutación son aquellas donde un elemento desarrolla los dos procesos; la Reducción y la Oxidación.



El mismo reactante cumple con la función de Oxidante y de Reductor.

\* Las reacciones de Combustión también son de tipo REDOX, puesto que tanto el Carbono como el Oxígeno cambian sus estados de oxidación.



12. Balancee e indique la suma de coeficientes estequiométricos en la siguiente reacción:



- A) 10              B) 11              C) 9  
D) 12              E) 13

**RESOLUCIÓN**  
N

El balance lo hacemos por el método de Tanteos.

Orden sugerido:

1. Metales
2. No Metales
3. Hidrógeno
4. Oxígeno



De la ecuación química balanceada se obtiene que:

$$\sum \text{Coeficientes} = 2 + 3 + 1 + 3 = 9$$



### 13. Considere la siguiente ecuación iónica:



Determine la respuesta que no corresponda con la ecuación balanceada en medio ácido.

- A) El  $\text{MnO}_4^-$  es el agente oxidante
- B) Balanceada la ecuación el coeficiente del  $\text{Fe}^{2+}$  es 5.
- C) La suma de todos los coeficientes de la ecuación balanceada en su forma iónica es 12.
- D) El coeficiente de la forma oxidada es 5.

#### RESOLUCIÓN

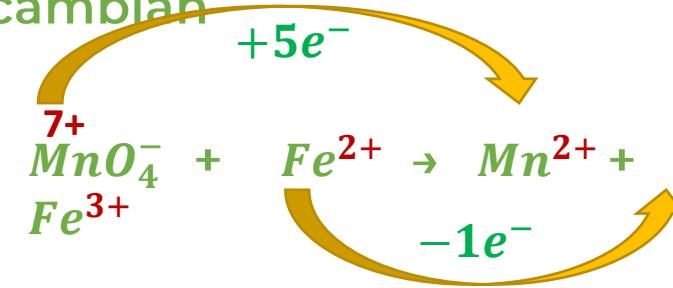
N' Agente reductor.

Para balancear reacciones expresadas en su forma iónica, se aplica el método ion-electrón.

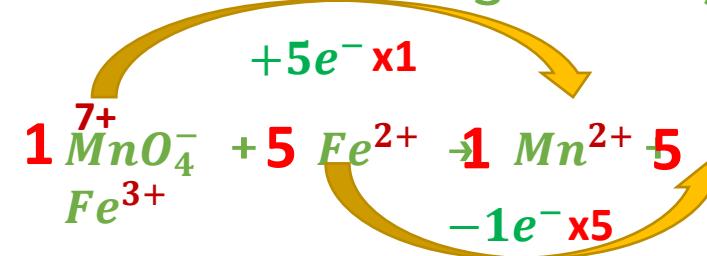
Se puede desarrollar en medio ácido o en medio básico.

En éste caso aplicaremos en medio ácido.

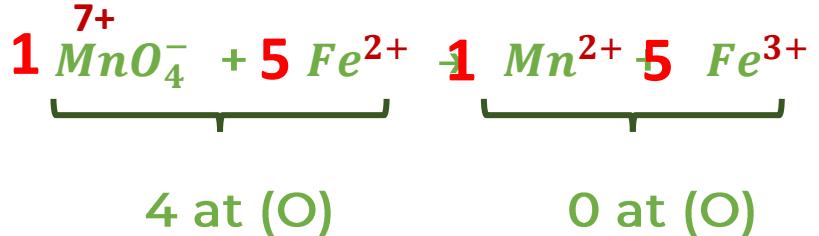
1. Determinamos los EO de los elementos que lo cambian



2. Luego de determinar la cantidad de electrones que se ganan y se pierden respectivamente en cada semi-reacción, se igualan los electrones ganados y perdidos.



3. Contamos los átomos de Oxígeno en ambos lados y donde falte Oxígeno agregamos moléculas de agua al otro extremo el doble de iones  $H^{1+}$



4. Debemos agregar al lado derecho (Productos) 4 moléculas de agua y al lado izquierdo (Reactantes) 8 iones  $H^{1+}$



Esta es la Ecuación Química, en su forma iónica, balanceada.

5.

### COMPROBACIÓN

$$\sum Q_{Reactantes} = \sum Q_{Productos}$$

$$\sum Q_{React} = 1(-1) + 5(+2) + 8(+1) = +17$$

$$\sum Q_{Prod} = 1(+2) + 5(+3) + 4(0) = +17$$

Se observa que la suma de cargas es la misma, por lo tanto la ecuación está bien balanceada

Respondiendo las proposiciones.

- A) Agente Oxidante ( se reduce) :  $MnO_4^-$
- B) De la Ecuación balanceada se observa que el coeficiente del ion  $Fe^{2+}$  es 5
- C) Coeficientes =  $1 + 5 + 8 + 1 + 5 + 4 = 24$

Esta es la proposición que no corresponde

D) La forma Oxidada es el  $Fe^{3+}$  y su coeficiente es 5

E) Agente Reductor (se oxida) :  $Fe^{2+}$



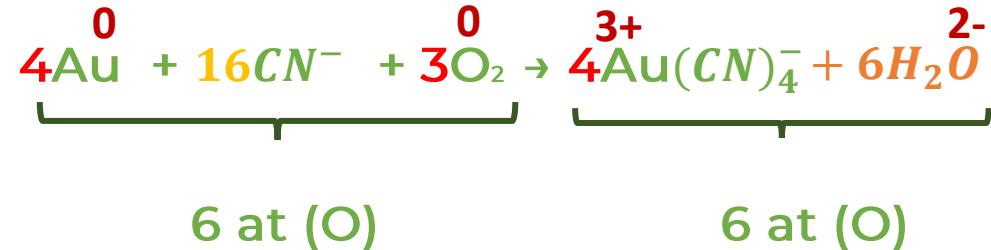
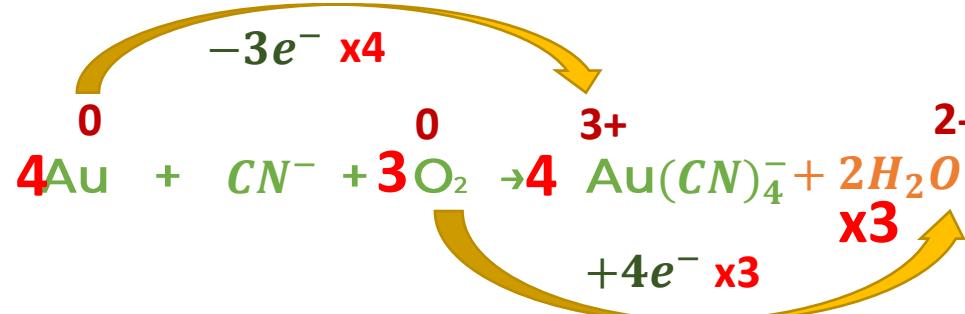
14. Calcular la relación molar entre el agente oxidante y el agente reductor luego de balancear la siguiente ecuación iónica:



- A)  $\frac{1}{4}$   
 B)  $\frac{1}{3}$   
 C)  $\frac{3}{4}$   
 D)  $\frac{4}{3}$   
 E) 4

### RESOLUCIÓN

N Desarrollaremos el balance de la ecuación química, en forma práctica.



$$\sum Q_{React} = 4(0) + 16(-1) + 3(0) + 12(+1) = -4$$

$$\sum Q_{Prod} = 4(-1) + 6(0) = -4$$

AO:  $\text{O}_2$   
 AR: Au

$$\frac{AO}{AR} = \frac{3}{4}$$



15. El  $\text{SO}_2$  presente en el aire es el principal responsable del fenómeno de la lluvia ácida. La concentración de  $\text{SO}_2$  se puede determinar mediante análisis químico valorándolo con permanganato de potasio de acuerdo a la siguiente reacción.

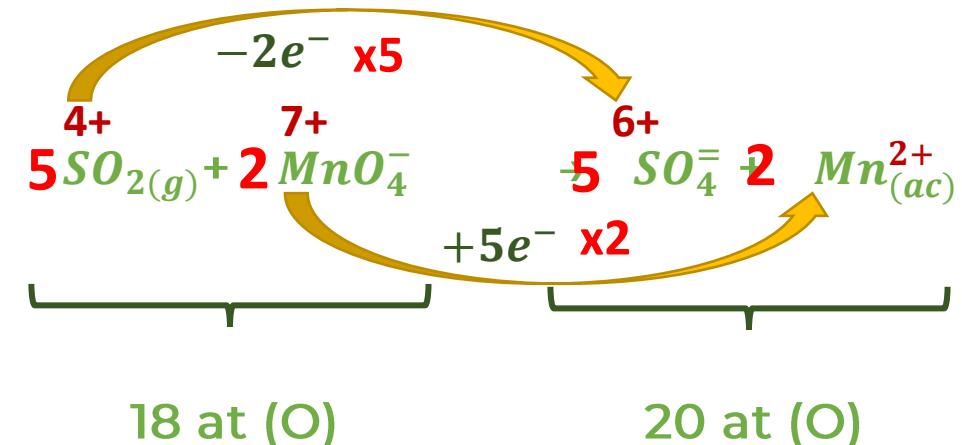


Indique la suma de los coeficientes de la ecuación iónica neta obtenida después de haber realizado el balance.

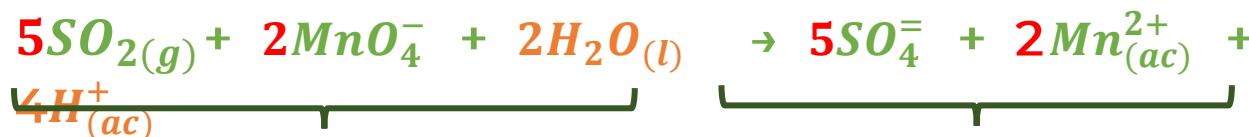
- A) 17      B) 18      C) 19  
 D) 20      E) 21

### RESOLUCIÓN

Desarrollamos el balance en forma práctica en medio ácido, debido a que aparecen estos iones indicados.



Faltan dos Oxígenos en los reactantes, por ello agregaremos dos moléculas de agua y al otro lado 4 iones  $\text{H}^+$



$$\sum Q_{React} = -2$$

$$\sum Q_{Prod} = -2$$

$$\Rightarrow \sum Coef = 5 + 2 + 2 + 5 + 2 + 4 = 20$$

