



ce
pre
UNI

Química

ESTEQUIOMETRÍA III

CICLO
Preuniversitario

2024-I



LEYES PONDERALES Y SUS APLICACIONES

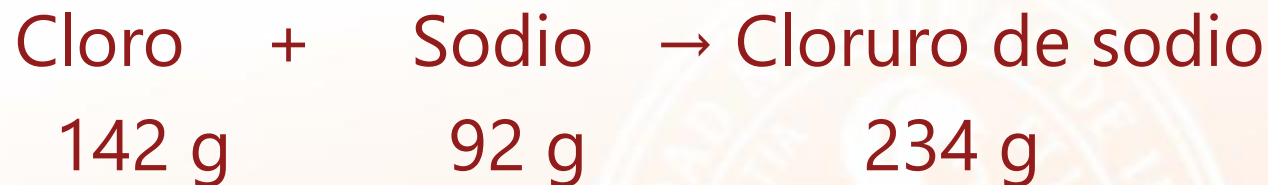
Leyes
ponderales

- 1) Ley de la conservación de la masa o ley de Lavoisier
- 2) Ley de las proporciones definidas o ley de Proust.
- 3) Ley de las proporciones recíprocas o ley de Richter.
- 4) Ley de las proporciones múltiples o ley de Dalton.

Ley de conservación de la masa (Lavoisier)

"En toda reacción química la masa se conserva, es decir, la masa total de las sustancias antes de una reacción es la misma que la masa total de las sustancias después de la reacción"

Ejemplo



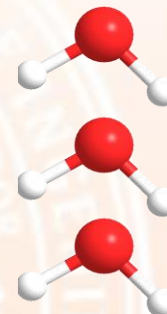
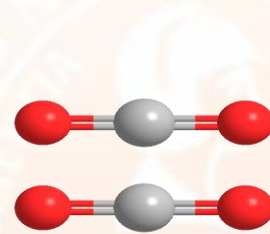
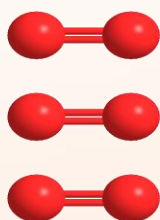
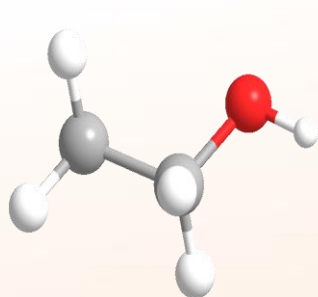
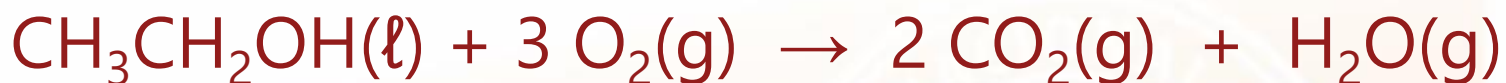
La suma total de las masas
antes que reaccionen

=

La suma total de las masas
después de la reacción

Ajuste o balance de ecuaciones químicas

Las ecuaciones químicas deben estar ajustadas, de forma que se cumpla la ley de conservación de la masa: debe haber el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la ecuación, en los reactivos y en los productos.



Los coeficientes de una ecuación química representan el número de moléculas o el número de moles de reactivos y productos. Así:

1 mol de
 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

reaccionan
con

3 moles
de O_2

para
dar

2 moles
de CO_2

y

3 moles
de H_2O

Balance de ecuaciones químicas

Métodos para el
balance de
ecuaciones
químicas



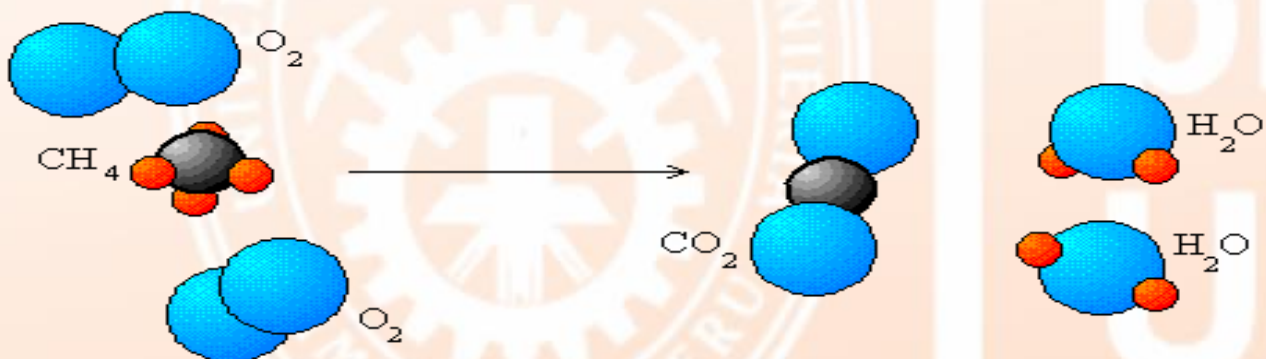
Lavoisier

1. Balance por tanteo.

2. Método ion – electrón

a) Medio ácido (H^+)

b) Medio básico o alcalino (OH^-)



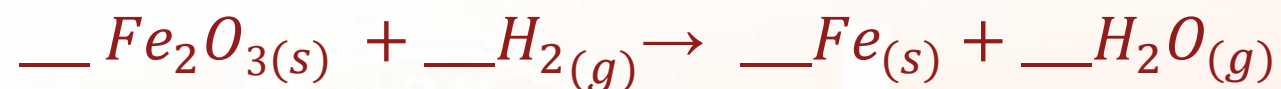
1. Balance por tanteo (método por simple inspección)

Para balancear por este método se sugiere empezar el balance por:

1. Metales
2. No metales ($\neq H$ y O)
3. Hidrógeno
4. Oxígeno

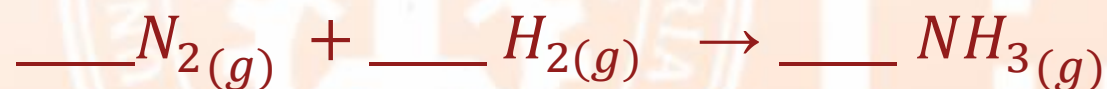
Ejemplo 1:

Balancear la siguiente ecuación química:



Ejemplo 2:

Balancear la siguiente ecuación química:



PREGUNTA 01

El cloro se obtiene en el laboratorio mediante la siguiente reacción química:



Luego de balancear la reacción, indique verdadero(V) o falso (F) a las proposiciones:

- I. El cloro molecular es la forma reducida.
- II. El cloruro de manganeso es la forma oxidada.
- III. El agente oxidante es el dióxido de manganeso.

A) FVF B) VVV C) VVF D) VFV E) FFV

Rpta: E

2. Método del ion-electrón para el balance de ecuaciones

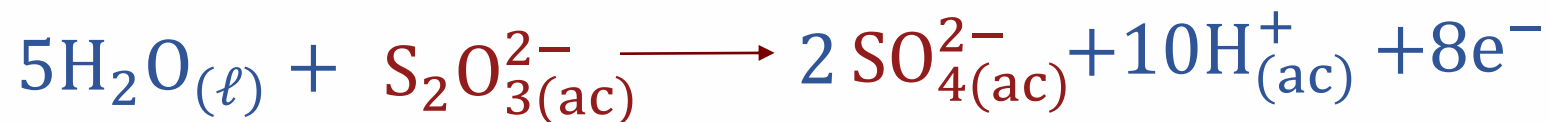
a) Medio ácido: Balancear la siguiente ecuación.



- Desdoble la reacción en dos semirreacciones en forma iónica. No se escriben en forma iónica las sustancias insolubles, gaseosas o sólidas, ni los electrolitos débiles o no electrolitos. No necesita determinar ningún estado de oxidación para hacerlo.



Balancear cada semirreacción en medio ácido:



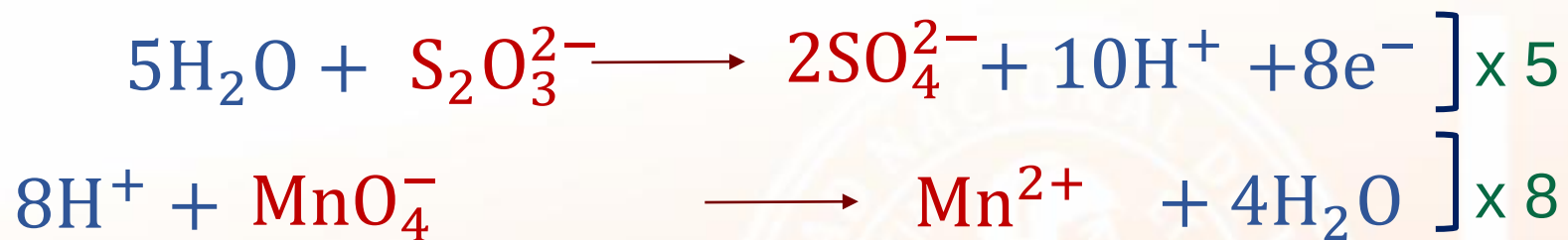
Balancear elementos distintos de H y O.

Donde faltan oxígenos suma una molécula de agua por cada oxígeno faltante.

Cuando el oxígeno esté balanceado, coloque iones hidrógeno (H^+) en el lado donde falten hidrógenos.

Balancear las cargas con electrones.

Multiplique cada media reacción por un número tal que el número de electrones ganados sea igual al número de electrones perdidos en cada reacción. Sume ambas semirreacciones y simplifique de ser necesario.

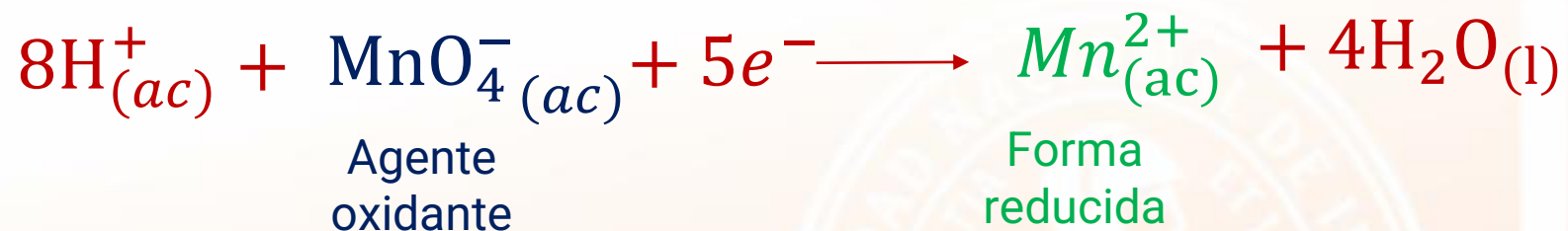


De ser necesario se puede transformar a la ecuación molecular.

Agentes oxidantes y reductores

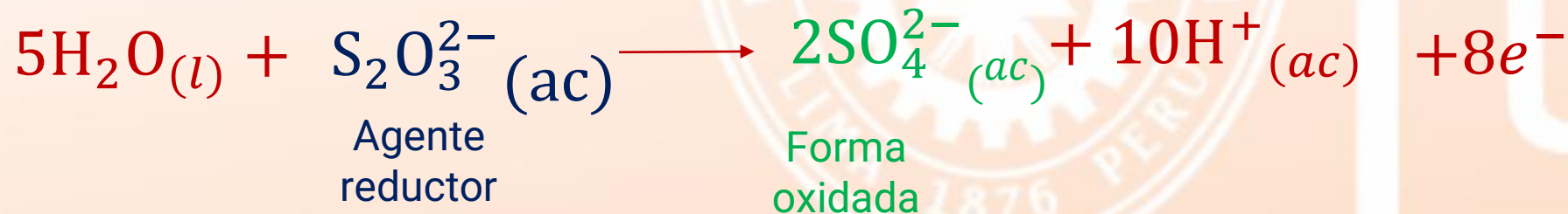
Agente oxidante es la especie que se reduce (gana electrones). Lo encontramos como reactivo en la semirreacción de reducción.

Reducción del MnO_4^-



Agente reductor es la especie que se oxida (pierde electrones). Lo encontramos como producto en la semirreacción de oxidación.

Oxidación del $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$



PREGUNTA 02

Balancear la siguiente ecuación en medio ácido y dé como respuesta los coeficientes de los iones hidrógeno y del agente reductor, respectivamente.

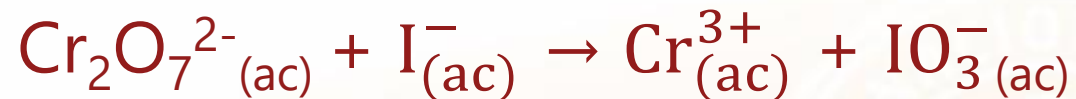


- A) 8 y 2
- B) 6 y 4
- C) 8 y 3
- D) 5 y 4
- E) 8 y 4

ce
pre
UNI**Rpta: C**

PREGUNTA 03

Balancear en medio ácido la siguiente reacción redox, y luego indique la suma de los coeficientes del agente oxidante y del agente reductor.



- A) 1
- B) 2
- C) 3
- D) 4
- E) 5

ce
pre
UNI**Rpta: B**

PREGUNTA 04

Balancee la siguiente ecuación de óxido – reducción y dé como respuesta la relación molar: oxidante / reductor.

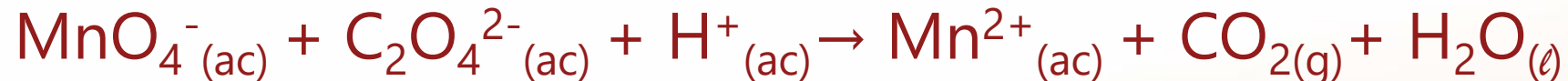


- A) 4/3
- B) 3/4
- C) 2/3
- D) 1/4
- E) 7/4

ce
pre
UNI**Rpta: A**

PREGUNTA 05

El permanganato se reduce en presencia de oxalato. Halle la cantidad de mol de electrones transferidos por cada mol de MnO_4^- (ac).

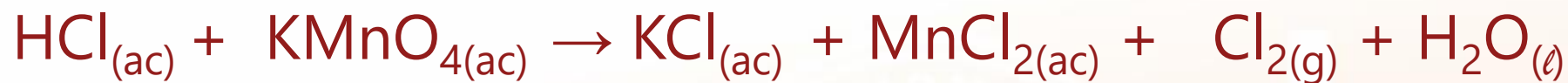


- A) 2
- B) 3
- C) 5
- D) 6
- E) 10

ce
pre
UNI**Rpta: C**

PREGUNTA 06

Balancee la siguiente ecuación redox e indique la relación molar: agente oxidante/forma oxidada.

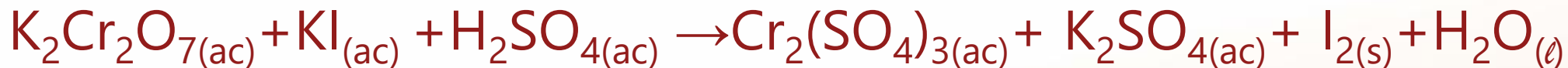


- A) 1/8
- B) 1/5
- C) 1/4
- D) 2/5
- E) 3/5

Rpta: D

PREGUNTA 07

Balancee la siguiente reacción e indique la secuencia correcta después de determinar si la proposición es verdadera (V) o falsa (F).



- I. Como producto se forman 7 moles de H_2O .
- II. El agente reductor es el yoduro de potasio.
- III. Se transfieren 6 mol de electrones por mol de sulfato de cromo(III).

A) VVV

B) FVV

C) FFV

D) FVF

E) FFF

Rpta: A

Balance en medio básico o alcalino

Medio	Falta "n" oxígeno	Sobra "n" oxígeno
BÁSICO	$2n \text{ (OH)}^-$	$n \text{ H}_2\text{O}$



$\begin{matrix} \text{x2} \\ \text{x1} \end{matrix}$

+



Simplificando queda:

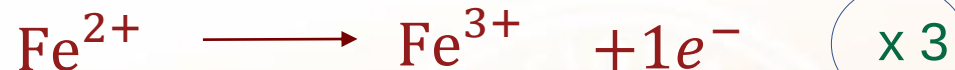


Forma alternativa:

b) Medio básico: Balancee la siguiente ecuación.



Realice el balance exactamente como hizo en medio ácido hasta obtener la ecuación iónica en este medio.

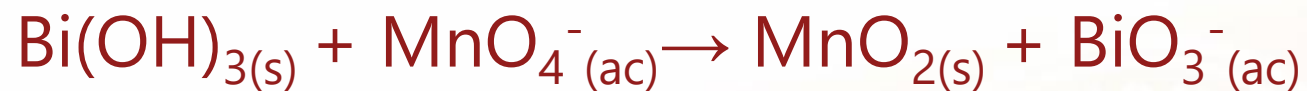


Escriba tantos OH^{-} como H^{+} haya en el mismo lado de la ecuación. Luego escriba un número igual de OH^{-} en el otro lado para conservar la igualdad. Evalúe el número de moléculas de H_{2}O y simplifique.



PREGUNTA 08

Balancee la siguiente ecuación en medio alcalino y determine la suma de coeficientes del agente oxidante y el ion hidróxido.



- A) 1
- B) 2
- C) 3
- D) 4
- E) 5

ce
pre
UNI**Rpta: C**

PREGUNTA 09

Balancear en medio básico y dé como respuesta la relación molar oxidante/reductor.



- A) 7/3
- B) 3/7
- C) 2/3
- D) 3/8
- E) 4/5

ce
pre
UNI**Rpta: B**