

Reacción de precipitación

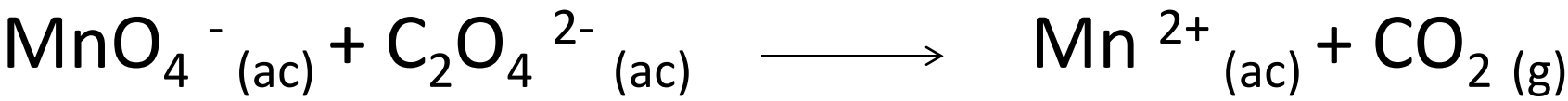


Reacción de precipitación



**Balanceo de las ecuación de oxidación
reducción aplicando el método ión-
electrón**

En medio ácido



1. Divida la reacción en dos semirreacciones

OXIDACIÓN

Nº de oxidación = ..., -4, -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4, ...

REDUCCION

SEMIREACCIÓN DE **REDUCCIÓN**

7

 $\text{MnO}_4^- (\text{ac})$
↓
 $X + 4 \cdot (-2) = -1$
 $X = -1 + 8 = \mathbf{7}$

SEMIRREACCIÓN DE **OXIDACIÓN**

3

 $\text{C}_2\text{O}_4^{2-} (\text{ac})$
↓
 $2 \cdot X + 4 \cdot (-2) = -2$
 $X = (-2 + 8) / 2 = \mathbf{3}$

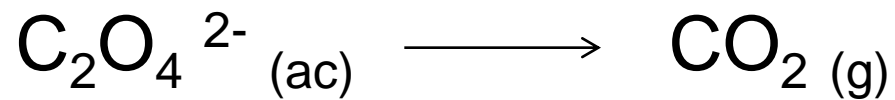
4

 $\text{CO}_2 (\text{g})$
↓
 $X + 2 \cdot (-2) = 0$
 $X = \mathbf{4}$

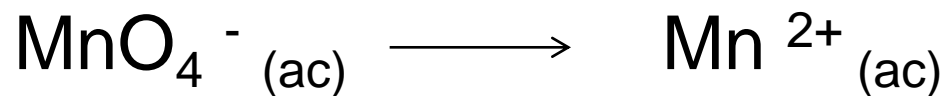
$\text{MnO}_4^- (\text{ac}) + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} (\text{ac}) \longrightarrow \text{Mn}^{2+} (\text{ac}) + \text{CO}_2 (\text{g})$

SEMIRREACCIONES

OXIDACIÓN

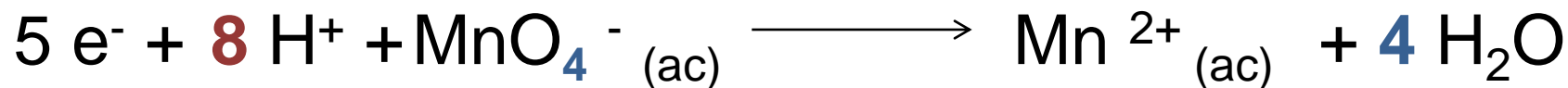
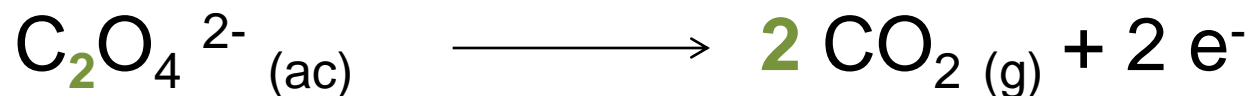


REDUCCIÓN



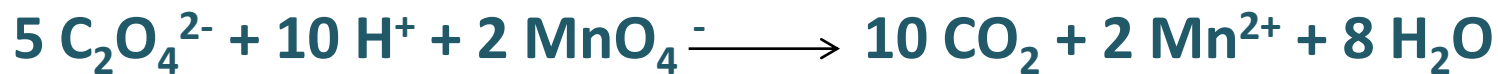
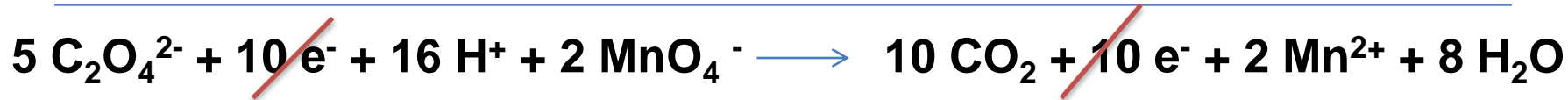
2. **Balancee cada semirreacción:**

- a) Primero balancee la masa de los elementos distintos de H y O
- b) Balancee los átomos de O añadiendo moléculas de H₂O del lado de la reacción que sea necesario.
- c) Después, balancee los H añadiendo H⁺ del lado de la reacción que sea necesario.
- d) Balancee la carga agregando e⁻ del lado de la reacción con más carga positiva en conjunto.

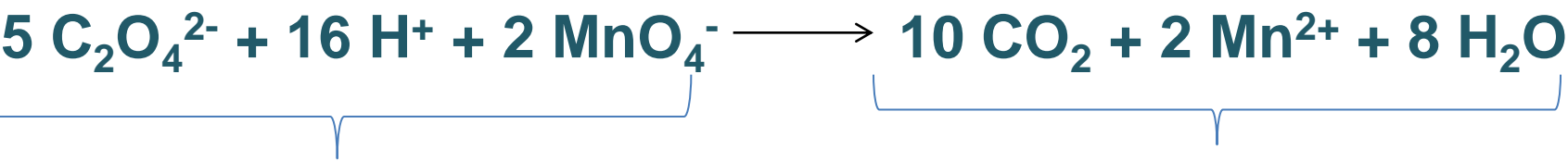


3. Multiplique cada semirreacción por un entero de modo que el número de electrones que se pierde en una semirreacción igualen a la cantidad de e⁻ que se ganan en la otra semirreacción.

4. Sume las dos semirreacciones y simplifique donde sea posible cancelando las especies que aparecen a ambos lados de la reacción.



5. Compruebe que la reacción cumple con el balance de masa y el balance de cargas.



C= 10
O= 28
H= 10
Mn= 2

Balance de masa

C= 10
O= 28
H= 10
Mn= 2

Cargas positivas= 16
Cargas negativas= 12
TOTAL de cargas= 4

Balance de carga

Cargas positivas= 4
Cargas negativas= 0
TOTAL de cargas= 4