UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
FACULTAD DE QUÍMICA **LABORATORIO DE QUÍMICA GENERAL II**

Balanceo de ecuaciones de oxidación - reducción
Método de medias reacciones o ión electrón

A continuación se presentan dos ejemplos de balanceo de ecuaciones de reacciones de óxido-reducción, se enlistan los pasos a seguir y se comparan uno a uno los pasos en medio ácido (lado izquierdo) y en medio básico (lado derecho)

Balanceo en medio ácido

Reacción sin balancear

$$MnO^-_{4(ac)} + C_2O^{2-}_{4\,(ac)} \rightarrow Mn^{2+}{}_{(ac)} + CO_{2(g)}$$

1) Dividir en medias reacciones de oxidación y reducción

$MnO^-_4 \rightarrow Mn^{2+}$ reducción

$C_2O^{2-}_4 \rightarrow CO_2$ oxidación

2) Hacer balance de materia
   - Balancear los elementos distintos de H y O

$MnO^-_4 \rightarrow Mn^{2+}$
$C_2O^{2-}_4 \rightarrow 2\,CO_2$

   - Balancear los O agregando H_2O
   - Balancear los H agregando H^+

$MnO^-_4 + 8\,H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 4\,H_2O$

3) Hacer balance de carga

$MnO^-_4 + 8\,H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 4\,H_2O$
$1(-) + 8(+) \rightarrow 2(+) + 4\,(0)$
$7(+) + 5e^- \rightarrow 2(+)$
$MnO^-_4 + 8\,H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\,H_2O$

$C_2O^{2-}_4 \rightarrow 2\,CO_2$
$2(-) \rightarrow 2(0)$
$2(-) \rightarrow 2(0) + 2e^-$
$C_2O^{2-}_4 \rightarrow 2\,CO_2 + 2e^-$

4) Multiplicar cada media reacción por un factor entero, para igualar el número de electrones

$2\,(MnO^-_4 + 8\,H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\,H_2O)$
$5\,(C_2O^{2-}_4 \rightarrow 2\,CO_2 + 2e^-)$

Balanceo en medio básico

Reacción sin balancear

$$MnO^-_{4(ac)} + I^-_{(ac)} \rightarrow MnO_{2(s)} + I_{2(s)}$$

1) Dividir en medias reacciones de oxidación y reducción

$MnO^-_4 \rightarrow MnO_2$ reducción

$I^- \rightarrow I_2$ oxidación

2) Hacer balance de materia
   - Balancear los elementos distintos de H y O

$2\,I^- \rightarrow I_2$

   - Balancear los átomos de H y O como si la reacción se llevara a cabo en medio ácido

$MnO^-_4 + 4\,H^+ \rightarrow MnO_2 + 2\,H_2O$

   - Añadir iones OH^- por cada ión H^+ agregado, en ambos lados de la ecuación

$MnO^-_4 + 4\,H^+ + 4\,OH^- \rightarrow MnO_2 + 2\,H_2O + 4OH^-$

   - Combinar los iones OH^- y H^+ para formar H_2O y simplificar la reacción

$MnO^-_4 + 4\,H_2O \rightarrow MnO_2 + 2\,H_2O + 4OH^-$

$MnO^-_4 + 2\,H_2O \rightarrow MnO_2 + 4OH^-$

3) Hacer balance de carga

$MnO^-_4 + 2\,H_2O \rightarrow MnO_2 + 4OH^-$
$1(-) + 2\,(0) \rightarrow 1(0) + 4\,(-)$
$1(-) \rightarrow 4(-)$
$1(-) + 3e^- \rightarrow 4(-)$
$MnO^-_4 + 2\,H_2O + 3\,e^- \rightarrow MnO_2 + 4OH^-$

5) Sumar medias reacciones y simplificar eliminando las especies que aparezcan en ambos lados de la ecuación

$$2\,(MnO_4^- + 8\,H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\,H_2O)$$
$$5\,(C_2O_4^{2-} \rightarrow 2\,CO_2 + 2e^-)$$

$$2\,MnO_4^- + 16\,H^+ + 10\,e^- + 5\,C_2O_4^{2-} \rightarrow 2\,Mn^{2+} + 8\,H_2O + 10\,CO_2 + 10e^-$$

Reacción iónica balanceada

$$2\,MnO_4^- + 16\,H^+ + 5\,C_2O_4^{2-} \rightarrow 2\,Mn^{2+} + 8\,H_2O + 10\,CO_2$$

$$2\,I^- \rightarrow I_2$$
$$2(-) \rightarrow 1(0)$$
$$2(-) \rightarrow 1(0) + 2e^-$$
$$2\,I^- \rightarrow I_2 + 2e^-$$

4) Multiplicar cada media reacción por un factor entero, para igualar el número de electrones

$$2\,(MnO_4^- + 2\,H_2O + 3\,e^- \rightarrow MnO_2 + 4OH^-)$$
$$3\,(2\,I^- \rightarrow I_2 + 2e^-)$$

5) Sumar medias reacciones y simplificar eliminando las especies que aparezcan en ambos lados de la ecuación

$$2\,(MnO_4^- + 2\,H_2O + 3\,e^- \rightarrow MnO_2 + 4OH^-)$$
$$3\,(2\,I^- \rightarrow I_2 + 2e^-)$$

$$2\,MnO_4^- + 4\,H_2O + 6\,e^- + 6\,I^- \rightarrow 2\,MnO_2 + 8\,OH^- + 3\,I_2 + 6e^-$$

Reacción iónica balanceada

$$2\,MnO_4^- + 4\,H_2O + 6\,I^- \rightarrow 2\,MnO_2 + 8\,OH^- + 3\,I_2$$

Bibliografía consultada:

- Brown T. L., LeMay H. E., Bursten B. E., *Química, La ciencia central*, Pearson Education, Séptima edición, México 1998.