Balanceo de reacciones redox por el método ión-electrón

www.vaxasoftware.com

Medio ácido

1) Escribir la ecuación en forma iónica.
2) Indicar el estado de oxidación de cada átomo.
3) Seleccionar la pareja de especies que se oxida y la que se reduce.
4) Escribir las semirreacciones de oxidación y reducción.
5) Balancear los átomos de oxígeno añadiendo moléculas de agua H_2O.
6) Balancear los átomos de hidrógeno añadiendo iones H^+.
7) Balancear las cargas añadiendo electrones e^-.
8) Multiplicar cada semirreacción por un número para igualar la cantidad de electrones transferidos.
9) Sumar las semirreacciones para obtener la ecuación iónica global balanceada.
10) Añadir los iones espectadores para obtener la ecuación molecular global balanceada.

Medio básico

1) Escribir la ecuación en forma iónica.
2) Indicar el estado de oxidación de cada átomo.
3) Seleccionar la pareja de especies que se oxida y la que se reduce.
4) Escribir las semirreacciones de oxidación y reducción.
5) Balancear los átomos de oxígeno añadiendo el DOBLE de iones OH^- en el lado con menos oxígenos.
6) Balancear los átomos de hidrógeno (y oxígeno) añadiendo moléculas de H_2O.
7) Balancear las cargas añadiendo electrones e^-.
8) Multiplicar cada semirreacción por un número para igualar la cantidad de electrones transferidos.
9) Sumar las semirreacciones para obtener la ecuación iónica global balanceada.
10) Añadir los iones espectadores para obtener la ecuación molecular global balanceada.

Ejemplo 1. Medio ácido

Ecuación molecular.

$$K_2Cr_2O_7 + HI + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$$

Escribimos la ecuación en forma iónica e identificamos las especies que cambian de número de oxidación.

$$K^+ + Cr_2O_7^{2-} + H^+ + I^- + SO_4^{2-} \rightarrow K^+ + SO_4^{2-} + Cr^{3+} + I_2 + H_2O$$

$$K^+ + \overset{6+}{C}r_2O_7^{2-} + H^+ + I^- + SO_4^{2-} \rightarrow K^+ + SO_4^{2-} + Cr^{3+} + \overset{0}{I}_2 + H_2O$$

Semirreacción de reducción del dicromato.

$$Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$$

Balanceamos los átomos de cromo.

$$Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2Cr^{3+}$$

Balanceamos los átomos de oxígeno añadiendo moléculas de agua H_2O.

$$Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

Balanceamos los átomos de hidrógeno añadiendo iones H^+.

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

Balanceamos la carga añadiendo electrones e^-.

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

Semirreacción de oxidación del yoduro.

$$I^- \rightarrow I_2$$

Balanceamos los átomos de yodo.

$$2I^- \rightarrow I_2$$

Balanceamos la carga añadiendo electrones e^-.

$$2I^- \rightarrow I_2 + 2e^-$$

Multiplicamos cada semirreacción por un número para igualar la cantidad de electrones transferidos.
Sumamos las semirreacciones para obtener la ecuación iónica global balanceada.

$$1 \times [\ Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O\ ]$$

$$+\quad 3 \times [\ 2I^- \rightarrow I_2 + 2e^-\ ]$$

$$Cr_2O_7^{2-} + 6I^- + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 3I_2 + 7H_2O$$ (Ecuación iónica global balanceada)

Añadimos los iones espectadores para obtener la ecuación molecular global balanceada.

$$K_2Cr_2O_7 + 6HI + 4H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 3I_2 + K_2SO_4 + 7H_2O$$

Ejemplo 2. Medio básico

Ecuación molecular.

$$K_2Cr_2O_7 + KI + H_2O + KCl \rightarrow CrCl_3 + I_2 + KOH$$

Escribimos la ecuación en forma iónica e identificamos las especies que cambian de número de oxidación.

$$K^+ + Cr_2O_7^{2-} + I^- + Cl^- + H_2O \rightarrow Cr^{3+} + Cl^- + I_2 + K^+ + OH^-$$

$$K^+ + \overset{6+}{C}r_2O_7^{2-} + I^- + Cl^- + H_2O \rightarrow Cr^{3+} + Cl^- + \overset{0}{I_2} + K^+ + OH^-$$

Semirreacción de reducción del dicromato.

$$Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$$

Balanceamos los átomos de cromo.

$$Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2Cr^{3+}$$

Balanceamos los átomos de oxígeno añadiendo el DOBLE de iones OH^- en el lado derecho.

$$Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2Cr^{3+} + 14OH^-$$

Balanceamos los átomos de hidrógeno (y oxígeno) añadiendo moléculas de agua H_2O en el lado izquierdo.

$$Cr_2O_7^{2-} + 7H_2O \rightarrow 2Cr^{3+} + 14OH^-$$

Balanceamos la carga añadiendo electrones e^-.

$$Cr_2O_7^{2-} + 7H_2O + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 14OH^-$$

Semirreacción de oxidación del yoduro.

$$I^- \rightarrow I_2$$

Balanceamos los átomos de yodo.

$$2I^- \rightarrow I_2$$

Balanceamos la carga añadiendo electrones e^-.

$$2I^- \rightarrow I_2 + 2e^-$$

Multiplicamos cada semirreacción por un número para igualar la cantidad de electrones transferidos.
Sumamos las semirreacciones para obtener la ecuación iónica global balanceada.

$$1 \times [\ Cr_2O_7^{2-} + 7H_2O + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 14OH^-\ ]$$
$$+\quad 3 \times [\ 2I^- \rightarrow I_2 + 2e^-\ ]$$

$$Cr_2O_7^{2-} + 6I^- + 7H_2O \rightarrow 2Cr^{3+} + 3I_2 + 14OH^- \quad \text{(Ecuación iónica global balanceada)}$$

Añadimos los iones espectadores para obtener la ecuación molecular global balanceada.

$$K_2Cr_2O_7 + 6KI + 7H_2O + 6KCl \rightarrow 2CrCl_3 + 3I_2 + 14KOH$$

www.vaxasoftware.com