https://pixabay.com/es/profesor-hombre-conferencia-3026707/

Balance de ecuaciones Redox

ELIZABETH DE LA TORRE FLOREANO
JULIO CÉSAR BOTELLO POZOS
MARINA LUCIA MORALES GALICIA

Proyecto PAPIME-DGAPA PE201818

Balancear…

El balance de una reacción implica que en cada lado de la ecuación química que la representa exista la misma cantidad de elementos, esto en concordancia con la Ley de la conservación de la masa.

En particular, la mayoría de las reacciones oxido-reducción se llevan a cabo en disolución acuosa por lo que el balance puede realizarse considerando un medio ácido o con características básicas. En este trabajo se abordará el balance en medio ácido por ser el más empleado en cuestiones prácticas.

Ejemplo de balanceo por ion-electrón de una reacción Redox

$$MnO_4^- + Fe^{2+} \leftrightarrow Mn^{2+} + Fe^{3+}$$

1. Identificamos las semirreacciones y se plantean éstas, una debe ser de oxidación y otra de reducción:

$$MnO_4^- \leftrightarrow Mn^{2+}$$ Reducción

$$Fe^{2+} \leftrightarrow Fe^{3+}$$ Oxidación

2. Se balancea la masa de aquello que no es hidrógeno u oxígeno en cada semirreacción

$$MnO_4^- \leftrightarrow Mn^{2+}$$

$$Fe^{2+} \leftrightarrow Fe^{3+}$$

3. Se realiza el balance de oxígeno poniendo una mol de agua del lado faltante en que se encuentre este elemento, por cada mol de oxígeno

$$MnO_4^- \leftrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

$$Fe^{2+} \leftrightarrow Fe^{3+}$$

4. Se efectúa el balance de hidrógeno, colocando una mol de protones (H^+) del lado en que se encuentre faltante dicho elemento

$$8H^+ + MnO_4^- \leftrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

$$Fe^{2+} \leftrightarrow Fe^{3+}$$

5. Una vez ya balanceada la masa se realiza el balance de carga, colocando tantos electrones (e^-) como sean necesarios del lado en que las sumas de las cargas sea más positiva, de manera que al final la suma de las cargas totales en ambos lados de la ecuación sean iguales

$$5e^- + 8H^+ + MnO_4^- \leftrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

Carga total 2+ *Carga total 2+*

$$Fe^{2+} \leftrightarrow Fe^{3+} + e^-$$

Carga total 2+ *Carga total 2+*

Nota: es importante observar que en una semirreacción los electrones aparecen a la izquierda y en la otra a la derecha de la ecuación química

6. Se realiza la suma algebraica de las ecuaciones para eliminar los electrones (en la reacción final no deben aparecer electrones)

$$5e^- + 8H^+ + MnO_4^- \leftrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

$$5(Fe^{2+} \leftrightarrow Fe^{3+} + e^-)$$

$$\mathbf{5Fe^{2+} + 8H^+ + MnO_4^- \leftrightarrow 5\,Fe^{3+}\ Mn^{2+} + 4H_2O}$$

Ya quedo balanceada la reacción!!

Nota: Para eliminar los electrones se pueden multiplicar las ecuaciones químicas porn algún factor de manera que permita ello. En nuestro ejemplo la ecuación de Fe^{2+}/Fe^{3+} se multiplicó por 5.

Veamos otro ejemplo…

$$Tl^{+} + Cr_2O_7^{2-} \leftrightarrow Tl^{3+} + Cr^{3+}$$

1.

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

$$Tl^{+} \leftrightarrow Tl^{3+}$$

2.

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

$$Tl^{+} \leftrightarrow Tl^{3+}$$

3.

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

$$Tl^{+} \leftrightarrow Tl^{3+}$$

4.

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

$$Tl^{+} \leftrightarrow Tl^{3+}$$

5.

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

$$Tl^{+} \leftrightarrow Tl^{3+} + 2e^{-}$$

6.

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

$$3\,(\,Tl^+ \leftrightarrow Tl^{3+} + 2e^-\,)$$

$$\mathbf{14H^+ + 3Tl^+ + Cr_2O_7^{2-} \leftrightarrow 2Cr^{3+} + 3Tl^{3+} + 7\,H_2O}$$

Listo!!

Otro ejemplo más …

$$KBrO_3 + KI + HBr \leftrightarrow KBr + I_2 + H_2O$$

1. Identificamos la carga de cada elemento que participa en la reacción, comparando los cambios antes y después de reaccionar; una vez encontrados aquellos dos elementos que sufren cambio en su número de oxidación:

$$\overset{+1\ +5\ -2}{KBrO_3} + \overset{+1\ -1}{KI} + \overset{+1\ -1}{HBr} \leftrightarrow \overset{+1\ -1}{KBr} + \overset{0}{I_2} + \overset{+1\ -2}{H_2O}$$

2. Se plantean las dos semi-reacciones, una debe ser de oxidación, mientras que la otra debe ser de reducción:

$$\overset{+5}{BrO_3^-} \leftrightarrow \overset{-1}{Br^-}$$

$$\overset{-1}{I^-} \leftrightarrow \overset{0}{I_2}$$

3.Se realiza un balance de masa en cada semi-reacción, adicionando moléculas de agua en caso de faltar oxígeno y protones (H^+) en caso de faltar hidrógeno.

$$6H^+ + \overset{+5}{BrO_3^-} \leftrightarrow \overset{-1}{Br^-} + 3H_2O$$

$$2\overset{-1}{I^-} \leftrightarrow \overset{0}{I_2}$$

4. Se realiza un balance de carga, sumando cargas negativas en forma de electrones al lado de la reacción donde hicieran falta

$$6H^+ + BrO_3^- + 6\,e^- \leftrightarrow Br^- + 3H_2O$$

$$2I^- \leftrightarrow I_2 + 2\,e^-$$

5. Se busca la eliminación de los electrones, para ello la segunda semirreacción se multiplica por un factor (3) que permita tener el mismo número de electrones en ambas ecuaciones

$$6H^+ + BrO_3^- + 6e^- \leftrightarrow Br^- + 3H_2O$$

$$3\,[2I^- \leftrightarrow I_2 + 2e^-]$$

$$6H^+ + BrO_3^- + 6e^- \leftrightarrow Br^- + 3H_2O$$

$$6I^- \leftrightarrow 3I_2 + 6e^-$$

6.Se suman ambas semi-reacciones y se eliminan los electrones

$$6H^+ + BrO_3^- + \cancel{6e^-} \leftrightarrow Br^- + 3H_2O$$

$$6I^- \leftrightarrow 3\,I_2 + \cancel{6e^-}$$

$$6H^+ + BrO_3^- + 6I^- \leftrightarrow Br^- + 3\,I_2 + 3H_2O$$

7. Los coeficientes resultantes, se colocan en la reacción original

$$6HBr + KBrO_3 + 6KI \leftrightarrow KBr + 3\,I_2 + 3H_2O$$

8. Se verifica la reacción y se ajustan los coeficientes en caso de ser necesario

$$6HBr + KBrO_3 + 6KI \leftrightarrow 7KBr + 3\,I_2 + 3H_2O$$

Bibliografía

- Garduño, G.. (2015). Balanceo de Reacciones REDOX. Mayo 2017, de UNAM Sitio web: http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/BALANCEO_REDOX_15138.pdf