

6. Número de oxidación de un catión o anión poliatómicos

El número de oxidación de un catión o anión poliatómicos es la carga virtual que se asigna a los elementos combinados con base en la electronegatividad de dichos elementos. La carga virtual que se asigna se considera como si fuera el resultado de la transferencia total de electrones (carga iónica).

Por ejemplo: en el ion nitrato, NO_3^- , los estados de oxidación del nitrógeno y del oxígeno son $[\text{N}^{5+} \text{O}_3^{2-}] = [\text{N}^{5+} 3\text{O}^{2-}] = \text{N}^{5+} \text{Y} \text{O}^{2-}$. Estos estados de oxidación no son cargas reales y se les puede considerar como cargas virtuales.

En el ion sulfato, puede verse que los estados de oxidación del S y del oxígeno son $[\text{S}^{6+}\text{O}_4^{2-}] = [\text{S}^{6+} 4\text{O}^{2-}] = \text{S}^{6+} \text{y} \text{O}^{2-}$.

De manera semejante, en el ion amonio, los estados de oxidación del nitrógeno y del hidrógeno son $[\text{N}^{3-} \text{H}^{4+}] = [\text{N}^{3-} 4\text{H}^{+}] = \text{N}^{3-} \text{e} \text{H}^{+}$.

7. Carga de los iones poliatómicos.

Es la carga iónica que resulta cuando se suman los números de oxidación de los elementos que forman dicho ion. Por ejemplo, la carga del ion nitrato resulta de sumar los números de oxidación del nitrógeno y del oxígeno, $[\text{N}^{5+} 3\text{O}^{2-}] = [\text{N}^{5+} \text{O}^{6-}] = (\text{NO}_3) [(5+)+(6-)] = \text{NO}_3^-$

La carga del ion sulfato puede calcularse de la misma manera: $[\text{S}^{6+} \text{O}_4^{2-}] = [\text{S}^{6+} 4\text{O}^{2-}] = (\text{SO}_4) [(6+)+(8-)] = (\text{SO}_4)^{2-}$

De manera semejante, la carga del ion amonio; NH_4^+ resulta de la suma de los números de oxidación del nitrógeno e hidrógeno: $[\text{N}^{3-} \text{H}_4^{+}] = [\text{N}^{3-} 4\text{H}^{+}] = [\text{NH}_4] (3-) + (4+) = [\text{NH}_4]^{1+}$

De nuevo, es necesario destacar que, en estos casos, los estados de oxidación no son cargas reales y se les puede considerar como cargas virtuales.

8. Números de oxidación y cargas en compuestos iónicos poliatómicos

Cuando se tiene la fórmula completa de un compuesto iónico, la suma tanto de los números de oxidación como de las cargas debe ser de cero:

Por ejemplo:



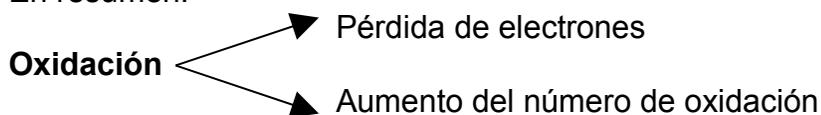
Números de oxidación: $(\text{Na}^{(2+)}) \text{S}^{(6+)} \text{O}_4^{(2-)} = [\text{Na}^{(2+)} \text{S}^{(6+)} \text{O}^{(8-)}] = (\text{Na}_2\text{S})_{2+6} (\text{O}_4)_{8-} = (\text{Na}_2\text{SO}_4)_0$

Cargas: $(\text{Na}_2)^+ (\text{SO}_4)^{2-} = [\text{Na}^{2+} (\text{SO}_4)^{2-}] = (\text{Na}_2\text{SO}_4)_0$

CONCEPTOS DE OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN

La oxidación tiene lugar cuando una especie química pierde electrones y en forma simultánea, aumenta su número de oxidación. Por ejemplo, el calcio metálico (con número de oxidación cero), se puede convertir en el ion calcio (con carga de 2+) por la pérdida de dos electrones, según el esquema simbólico siguiente: $\text{Ca}^0 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^-$

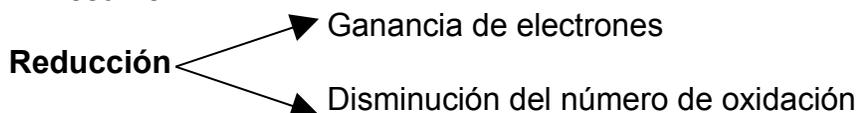
En resumen:



REDUCCIÓN

La reducción ocurre cuando una especie química gana electrones y al mismo tiempo disminuye su número de oxidación. Por ejemplo, el cloro atómico (con número de oxidación cero) se convierte en el ion cloruro (con número de oxidación y carga de 1-) por ganancia de un electrón, según el esquema simbólico siguiente: $\text{e}^- + \text{Cl}^0 \rightarrow \text{Cl}^{1-}$

En resumen:



Para más facilidad se puede construir una escala numérica del número de oxidación y seguir el cambio electrónico del proceso redox por el aumento o disminución del número de oxidación:

oxidación

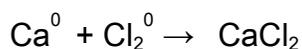
Número de
oxidación

-3 -2 -1 0 +1 +2 +3 +4

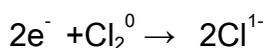
reducción

CONCEPTOS DE AGENTE OXIDANTE Y AGENTE REDUCTOR AGENTE OXIDANTE

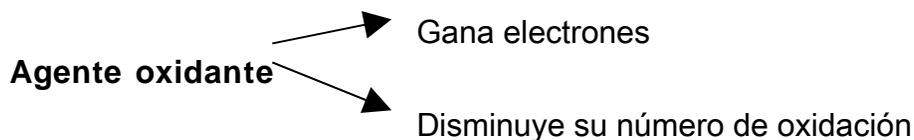
Es la especie química que un proceso redox acepta electrones y, por tanto, se reduce en dicho proceso. Por ejemplo, cuando se hacen reaccionar cloro elemental con calcio:



El cloro es el agente oxidante puesto que, gana electrones y su carga o número de oxidación pasa de 0 a 1-. Esto se puede escribir como:

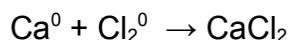


En resumen:



AGENTE REDUCTOR

Es la especie química que un proceso redox pierde electrones y, por tanto, se oxida en dicho proceso (aumenta su número de oxidación). Por ejemplo, cuando se hacen reaccionar cloro elemental con calcio:



El calcio es el agente reductor puesto que pierde electrones y su carga o número de oxidación pasa de 0 a 2+. Esto se puede escribir como:



En resumen:



BALANCEO DE REACCIONES QUÍMICAS

Existen varios métodos para el balanceo de reacciones, pero aquí sólo se describirán los correspondientes a las reacciones redox. Los dos métodos más comunes para el balanceo de reacciones redox son:

a. **MÉTODO DEL CAMBIO DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN**

b. **MÉTODO DEL ION –ELECTRÓN**

BALANCEO DE REACCIONES REDOX POR EL MÉTODO DEL CAMBIO DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN

Como su nombre lo indica, este método de balanceo se basa en los cambios de los números de oxidación de las especies que reaccionan. A continuación se describen los pasos de este método de balanceo.

Balancear por el método del cambio del número de oxidación la reacción química siguiente:

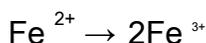
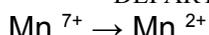


Paso 1. Cálculo de los números de oxidación.



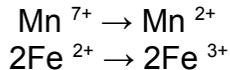
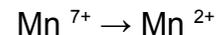
Paso 2. Identificación de los elementos que cambian su estado de oxidación.

Se identifican los elementos que cambian su estado de oxidación o carga y se escriben como semireacciones de oxidación y de reducción (no importa el orden de escritura de las semirreacciones)



Paso 3. Balance de masa.

Se efectúa el balance de masa. Debe haber el mismo número de especies químicas en ambos lados de la flecha de reacción. En el caso del manganeso, no es necesario efectuar el balance de masa pues hay un número igual de átomos en ambos miembros de la semirreacción. Sin embargo, en el caso del hierro, hay un coeficiente de 2 en el Fe³⁺ que también debe aparecer del mismo modo en el Fe²⁺.

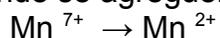


Paso 4. Balance de carga

Se efectúa el balance de carga. Debe haber igual número de cargas en ambos lados de las flechas de reacción. Lo único que puede utilizarse para el balance de carga son los electrones que se pierden o se ganan en el proceso redox.

¡Atención! El balance de carga siempre debe hacerse después del balance de masa, nunca antes.

El planteamiento de una desigualdad matemática puede servir para realizar el balance de carga. Al mismo tiempo se pueden identificar los procesos de oxidación y de reducción, dependiendo del lado de donde se agreguen los electrones.



La desigualdad se plantea utilizando los números de oxidación de las especies que cambian en el proceso redox. En el caso del manganeso el procedimiento es:

$$7^+ \geq 2^+$$

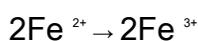
$$5e^- + 7^+ = 2^+$$

$$2^+ = 2^+$$



El número de oxidación del Mn disminuye de 7+ a 2+. Por tanto, es la semirreacción de reducción.

Para el hierro el procedimiento es:



$$4^+ \leq 6^+$$

$$4^+ = 6^+ + 2e^-$$

$$4^+ = 4^+$$

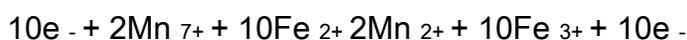
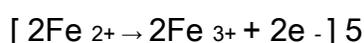
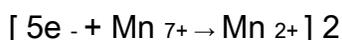


Hay pérdida de electrones y el número de oxidación del Fe aumenta de 2+ a 3+. Por tanto, es la semirreacción de oxidación

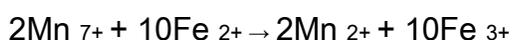
Con lo anterior quedan balanceadas las semirreacciones redox por masa y carga.

Paso 5. Balance de los electrones intercambiados (perdidos y ganados) en las semirreacciones redox balanceadas.

El número de electrones que se intercambian en las semirreacciones redox debe ser el mismo. Este se obtiene al multiplicar de manera cruzada los electrones perdidos y ganados. Se simplifica la ecuación.



El proceso redox total queda como sigue:



Paso 6. Introducción de los coeficientes obtenidos, en el proceso redox, en la reacción global.

- a. Los coeficientes que se obtienen hasta este paso corresponden únicamente a las especies químicas que intervinieron en el proceso redox y se colocan como coeficientes de los compuestos correspondientes en la reacción completa:



- b. Ajuste de los coeficientes de las especies que no cambiaron en el proceso redox. En esta reacción, no cambiaron su estado de oxidación el H⁺, S⁶⁺, K⁺ y O²⁻ de modo que debe haber igual número de estas especies en ambos miembros de la ecuación para que ésta quede balanceada.



En este paso la reacción ya quedó balanceada pues ya se cumple con la ley de la conservación de la masa.

BALANCEO DE REACCIONES REDOX POR EL MÉTODO DEL IÓN –ELECTRÓN

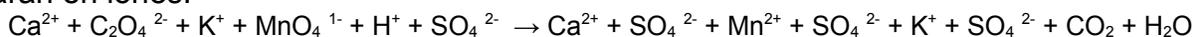
Este método de balanceo de reacciones redox resulta más adecuado porque en el proceso se emplean las especies químicas que tienen existencia real. Por ejemplo. El KMnO₄ se compone de los iones K⁺ y MnO₄¹⁻ dos especies que tienen existencia real. En el ejemplo de balanceo que se describirá en seguida, el ion MnO₄¹⁻ se usa como tal, ya que en el medio acuoso donde ocurre esta reacción el Mn⁷⁺ sólo puede encontrarse como ion permanganato, MnO₄¹⁻.

I. REACCIONES QUE OCURREN EN MEDIO ÁCIDO

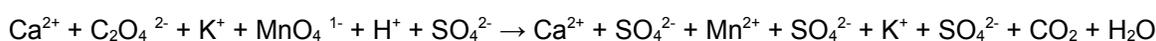
Balancear la reacción química siguiente:



Paso 1. Los compuestos iónicos se separan en sus iones componentes, señalando con toda claridad sus cargas correspondientes. Los óxidos y los compuestos covalentes no se separan en iones.



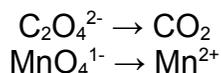
Paso 2. Se simplifica la reacción eliminando de ella todas aquellas especies químicas que no tienen cambios durante el proceso.



Las especies que permanecen después de esta simplificación son las que toman parte en el proceso redox. El resultado de este proceso recibe el nombre de **reacción iónica**. En ésta, puede advertirse que aparece el ion H⁺, lo cual indica que el proceso redox ocurre en medio ácido.



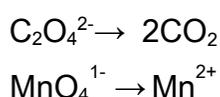
Paso 3. Se escriben las semirreacciones de oxidación y de reducción en cualquier orden:



Paso 4. Balance de masa:

- a. Primero se balancean todos los elementos que no sean oxígeno ni hidrógeno. Hay dos átomos de carbono en el primer miembro de la primera semirreacción y sólo uno en el segundo miembro. Esto se ajusta mediante el coeficiente adecuado.

La segunda semirreacción queda igual. Sólo hay un átomo de manganeso en ambos miembros.

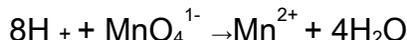


b. Ahora se balancea el oxígeno. En medio ácido, el exceso de oxígeno se balancea con agua en el miembro contrario de la semirreacción

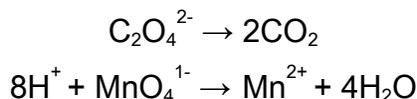
En la primera semirreacción el oxígeno está balanceado, no así en la segunda. En ésta hay 4 átomos de oxígeno en el MnO_4^{1-} y, por tanto, se balancea con agua como se indicó:



Por último se balancea el hidrógeno con iones H^+ en el miembro contrario:

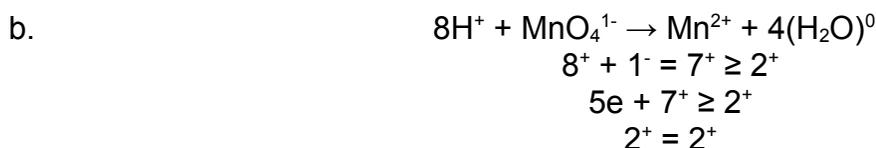
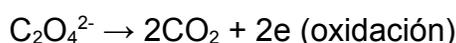


Con esto concluye el proceso de balance de masa. El resultado es:

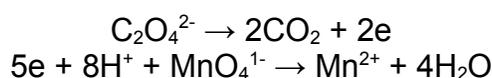


Paso 5. Balance de carga. Este paso sólo debe realizarse después del balance de masa. Nunca antes.

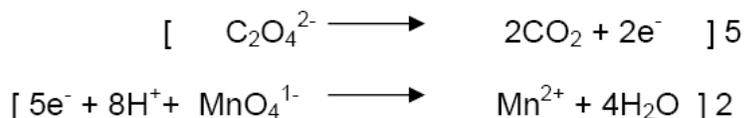
Este paso puede efectuarse utilizando desigualdades, las cuales se resuelven agregando electrones (e^-) para igualar las cargas iónicas:



El resultado del paso 5 es:



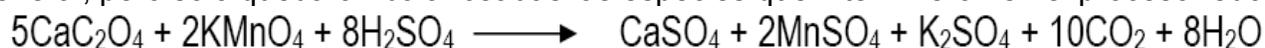
Paso 6. Balance del número de electrones perdidos y ganados. El número de electrones perdidos y ganados debe ser el mismo en todo proceso redox. Esto se logra multiplicando por el factor adecuado las semirreacciones redox balanceadas por masa y carga:



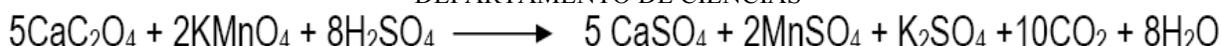
Simplificando, se llega a la ecuación iónica:



Paso 7. Los coeficientes que se obtienen en la ecuación iónica se trasladan a la reacción general, pero sólo quedarán balanceadas las especies que intervinieron en el proceso redox:



Paso 8. Por último se ajustan las especies que permanecieron sin cambios en el proceso redox:



II. REACCIONES QUE OCURREN EN MEDIO BÁSICO

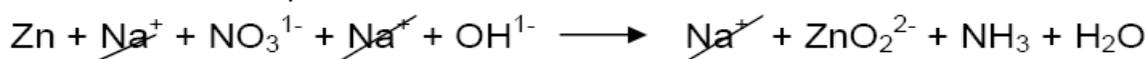
Balancear la reacción química siguiente:



Paso 1. Los compuestos iónicos se separan en sus iones componentes, señalando con toda claridad sus cargas correspondientes. Los óxidos y los compuestos covalentes no se separan en iones. Los elementos tienen carga cero.



Paso 2. Se simplifica la reacción eliminando de ella todas aquellas especies químicas que no tienen cambios durante el proceso.



Las especies que permanecen después de esta simplificación son las que toman parte en el proceso redox. El resultado de este proceso recibe el nombre de reacción iónica. En ésta, puede advertirse que aparece el ion OH^- , lo cual indica que el proceso redox ocurre en medio básico



Paso 3. Se escriben las semirreacciones de oxidación y de reducción en cualquier orden

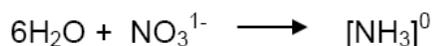


Paso 4. Balance de masa:

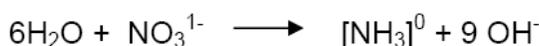
a. Primero se balancean todos los elementos que no sean oxígeno ni hidrógeno.

b. En este caso sólo hay oxígeno e hidrógeno en exceso.

c. Balanceo del oxígeno. El oxígeno se balancea agregando moléculas de agua del mismo lado de la reacción donde hay exceso de éste.



d. El hidrógeno se balancea en el miembro contrario por iones OH^-



Paso 5. Balance de carga.

Este paso sólo debe realizarse después del balance de masa. Nunca antes.

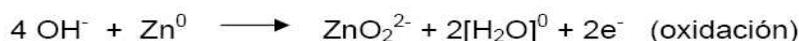
Este paso puede efectuarse utilizando desigualdades, las cuales se resuelven agregando electrones (e^-) para igualar las cargas iónicas:



$$4^- \leq 2^-$$

$$4^- \leq 2^- + 2e^-$$

$$4^- = 4^-$$



$$1^- \geq 9^-$$

$$8e^- + 1^- \geq 9^-$$

$$9^- = 9^-$$



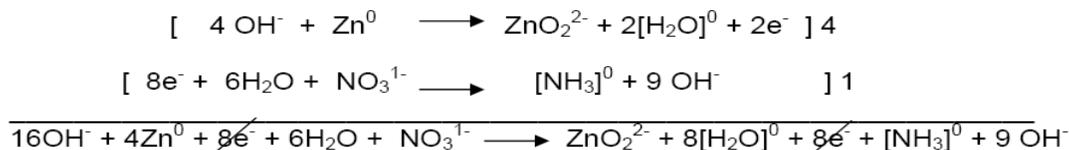
El resultado del Paso 5 es:



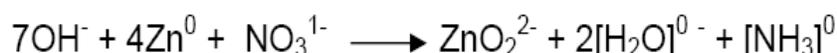
Paso 6. Balance del número de electrones perdidos y ganados.

De nuevo, el número de electrones perdidos y ganados en el proceso redox debe ser el mismo.

Por tanto, las semirreacciones redox se multiplican por el factor adecuado para lograr este propósito.



Simplificando, se llega a la ecuación iónica:



Paso 7. Los coeficientes que se obtienen en la ecuación iónica se trasladan a la reacción general, pero sólo quedarán balanceadas las especies que intervinieron en el proceso redox:



Paso 8. Por último se ajustan las especies que permanecieron sin cambios en el proceso redox:



EJERCICIOS DE BALANCEO DE REACCIONES INORGÁNICAS

A continuación se te proporcionan las reacciones químicas redox (sin balancear) inorgánicas. El objetivo es que tu hagas el balanceo de todas ellas por el método que selecciones (cambio del número de oxidación o ion – electrón) siguiendo los pasos que se detallan en seguida.

- Identifica la especie química que se oxida y escribe la semirreacción de oxidación.
- Balancea esta semirreacción (por masa y carga)
- Identifica la especie química que se reduce y escribe la semirreacción de reducción.
- Balancea esta semirreacción (por masa y carga)
- Identifica el agente oxidante y el agente reductor
- Escribe la reacción global redox.
- La reacción global total

