

Índice

| TEMA | Página(s) |
|--|-----------|
| I. Balanceo de ecuaciones químicas en las que no cambia el estado de oxidación al efectuarse una reacción química | |
| I.a Balanceo de ecuaciones químicas por el Método de Conteo (donde no cambia el estado de oxidación) | 2-3 |
| I.b Balanceo de ecuaciones químicas por el Método de Conteo (donde cambia el número de oxidación:reacciones redox) | 3 |
| II. Balanceo de ecuaciones de oxidación– reducción (redox) por métodos químicos | 4 |
| Conceptos previos básicos | |
| NÚMERO DE OXIDACIÓN | 4 |
| i. Número de oxidación de un <i>elemento químico</i> | 4 |
| ii. Número de oxidación de un <i>ion monoatómico</i> | 4 |
| iii. Número de oxidación del <i>hidrógeno</i> | 4 |
| iv. Número de oxidación del <i>oxígeno</i> | 4 |
| v. Número de oxidación de los elementos que forman <i>compuestos covalentes binarios</i> | 4 |
| vi. Número de oxidación de un <i>catión o anión poliatómicos</i> | 4 |
| vii. Carga de los <i>iones poliatómicos</i> . | 5 |
| viii. Números de oxidación y cargas de <i>compuestos iónicos poliatómicos</i> | 5 |
| III. EJERCICIOS SOBRE NÚMEROS DE OXIDACIÓN Y CARGAS IÓNICAS | 6 |
| IV. CONCEPTOS DE OXIDACIÓN, REDUCCIÓN, AGENTE OXIDANTE Y AGENTE REDUCTOR | 7-8 |
| V. BALANCEO DE REACCIONES REDOX POR EL MÉTODO DEL CAMBIO DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN | 8-9 |
| VI. BALANCEO DE REACCIONES REDOX POR EL MÉTODO DEL ION –ELECTRÓN | 10 |
| VI.a REACCIONES QUE OCURREN EN MEDIO ÁCIDO | 10 |
| VI.b REACCIONES QUE OCURREN EN MEDIO BÁSICO | 11 |
| VI.c APLICACIÓN DEL BALANCEO POR EL MÉTODO DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN A REACCIONES REDOX DONDE INTERVIENEN COMPUESTOS ORGÁNICOS | 12-13 |
| VI.d APLICACIÓN DEL BALANCEO POR EL MÉTODO DEL ION ELECTRÓN DONDE INTEVIENEN COMPUESTOS ORGÁNICOS | 13-14 |
| VII. EJERCICIOS DE BALANCEO DE ECUACIONES DE OXIDACIÓN- REDUCCIÓN | 14-15 |

BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS

Material de apoyo elaborado por Gustavo Garduño Sánchez

Facultad de Química, UNAM. Agosto de 2014.

Este trabajo se hizo con el fin de que los alumnos de QUÍMICA GENERAL cuenten con el material de apoyo suficiente para aprender a balancear ecuaciones químicas donde las especies (iones, moléculas) que intervienen como reactivos pueden mantener su **estado oxidación**¹ o bien cambiarlo. Cuando **no cambia el estado de oxidación** de reactivos a productos se recomienda usar el método de “conteo” que aquí se ilustra. Cuando **cambia el estado de oxidación** de reactivos a productos las reacciones se conocen con el nombre de reacciones de oxidación–reducción (redox). En el caso del balanceo de las reacciones redox también se propondrá un método de “conteo” pero se hará énfasis en los métodos del cambio del **número de oxidación y el del ion electrón**. También se propone el balanceo de reacciones redox donde intervienen compuestos orgánicos.

1. Por el momento se dirá que el estado de oxidación es la carga real o virtual de las especies químicas (átomos, moléculas y iones). Este concepto se detallará en la parte **II.a** de este trabajo ya que en esta parte no es necesario.

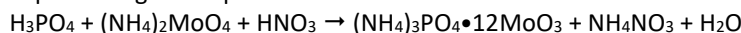
VIII. BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS DONDE *NO CAMBIAN* LOS NÚMEROS DE OXIDACIÓN AL EFECTUARSE UNA REACCIÓN QUÍMICA

I.a Balanceo de ecuaciones químicas por el Método de Conteo donde no cambian los números de oxidación

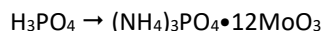
En este método de balanceo sólo es necesario saber seleccionar los reactivos y productos que intervienen en el proceso químico

Ejemplo

Balancear la ecuación química siguiente por el método de conteo



Paso 1. Se selecciona uno de los reactivos, se escribe la flecha de reacción y a continuación el producto en que se convierte. En este caso se seleccionarán como reactivo el H_3PO_4 y como producto el $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{MoO}_3$.



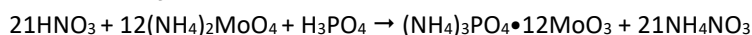
A continuación se balancean todos los elementos que no sean hidrógeno y oxígeno. Para hacer esto, deben utilizarse los reactivos y productos que aparecen en la ecuación sin balancear.

1. Balanceo del molibdeno. El reactivo que contiene molibdeno es el $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$

$$12(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{MoO}_3$$
2. A continuación se balancea el ion $(\text{NH}_4)^+$ con el otro compuesto que lo contiene, el NH_4NO_3



3. Ahora se balancea el ion NO_3^- con el reactivo HNO_3



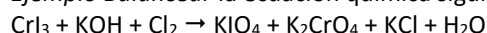
4. Por último se balancea el hidrógeno del HNO_3 y del H_3PO_4 con el H_2O que se encuentra como el otro producto de la reacción



Con lo cual la ecuación queda balanceada.

I.b Balanceo de ecuaciones químicas por el Método de Conteo donde cambia el número de oxidación (reacciones redox). Este tipo de reacciones también puede balancearse por el método de conteo y no es necesario conocer los conceptos de oxidación y reducción.

Ejemplo Balancear la ecuación química siguiente por el método de conteo.

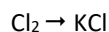


Al igual que en balanceo de ecuaciones donde no cambian los estados de oxidación de elementos y compuestos se seleccionan los compuestos que se balancearán por conteo, con la salvedad de que en este caso tienen que escribirse dos ecuaciones. También se balancea todo lo que no sea hidrógeno y oxígeno y hasta el final estos dos elementos

Ecuación 1:

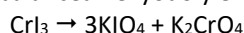


Ecuación 2:

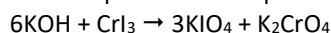


Balanceo de la ecuación 1:

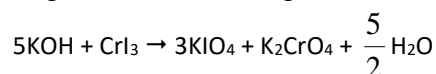
1. Se balancean el yodo y el cromo del CrI_3



2. Balanceo del potasio. Se emplea el KOH para balancearlo



3. El hidrógeno se balancea con agua

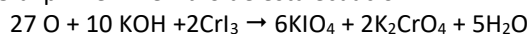


Se elimina el coeficiente fraccionario multiplicando por 2 los demás coeficientes



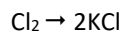
4. El oxígeno se balancea con O sumándolo al miembro que tenga menos oxígeno. Hay 37 O en el segundo miembro y 10 O en el primero de modo que se suman

27 O al primer miembro de esta ecuación

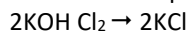


Balanceo de la ecuación 2:

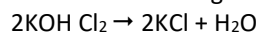
1. Se balancea el cloro de la ecuación 2



2. Balanceo del potasio



3. Balanceo del hidrógeno

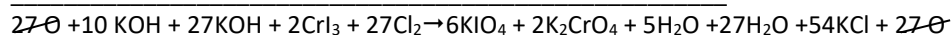
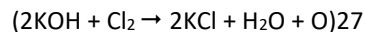
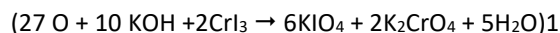


4. Balanceo del O



Balanceo de ecuación total

1. Se escriben las dos ecuaciones 4 de la manera siguiente y se multiplica por el número que permita eliminar el O de ambas



2. Se agrupan los términos semejantes



3. Ecuación balanceada



II. Balanceo de ecuaciones de oxidación– reducción (redox) por métodos Químicos

Conceptos básicos.

Se comenzará con la definición de los conceptos básicos que deben dominarse antes de entrar al balanceo de ecuaciones redox por métodos químicos. Estos conceptos básicos se desglosan para hacerlos accesibles. Se sugiere que se resuelvan los ejercicios propuestos para saber si ya se tiene dominio sobre ellos.

NÚMERO DE OXIDACIÓN

El **número de oxidación** puede definirse como la carga real o virtual que tienen las especies químicas (átomos, moléculas, iones) que forman las sustancias puras. Esta carga se determina con base en la **electronegatividad**¹ de las especies según las reglas siguientes.

¹Para los efectos de este trabajo, la **electronegatividad** se puede definir como la atracción del par de electrones que ejerce un átomo en un enlace químico. El átomo que atrae los electrones de enlace con más fuerza, se dice que es más electronegativo que el otro con el cual está unido. Se recomienda revisar estos datos de electronegatividad en los libros de química general

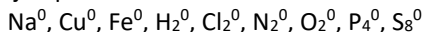
a. El número de oxidación suele expresarse escribiendo el signo del cambio antes del número. Por ejemplo, Ca^{+2} (+2), Br^{-1} (–1).

b. La carga iónica, cuyo valor es igual del número de oxidación en algunos casos, suele representarse escribiendo primero el número seguido de la carga. Por ejemplo, Ca^{2+} (2+), Br^{1-} (1–), SO_4^{2-} . (Esta simbología sólo es válida para iones.)

i. Número de oxidación de un *elemento químico*

El número de oxidación de un elemento químico es de **cero** ya sea que éste se encuentre en forma atómica o de molécula polinuclear.

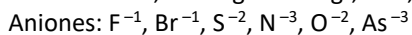
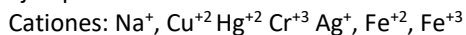
Ejemplos:



ii. Número de oxidación de un *ion monoatómico*

El número de oxidación de un ion monoatómico (catión o anión) es la carga eléctrica **real** positiva o negativa que resulta de la pérdida o ganancia de electrones, respectivamente. En este caso, el número de oxidación coincide con la carga iónica.

Ejemplos:



iii. Número de oxidación del *hidrógeno*

El número de oxidación del hidrógeno casi siempre es de +1, salvo en el caso de los hidruros metálicos donde es de –1.

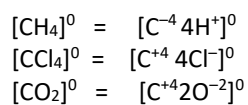
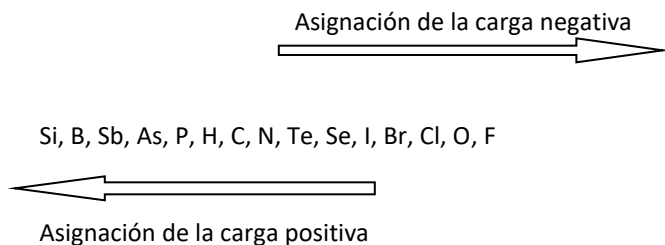
iv. Número de oxidación del *oxígeno*

v. El número de oxidación del oxígeno casi siempre es de –2, (O^{-2}) salvo en los peróxidos, donde es de –1, (O_2^{-2}) y en los superóxidos donde es de $-\frac{1}{2}(\text{O}_2^{-1})$.

vi. Número de oxidación de los elementos que forman *compuestos covalentes binarios*.

Los números de oxidación de los elementos que forman compuestos covalentes binarios (compuestos que se forman entre no metales) son las cargas virtuales¹ que se asignan con base en la electronegatividad de los elementos combinados. Al elemento más electronegativo se le asigna la carga negativa total (como si fuera carga iónica). Al otro elemento del compuesto se le asigna carga positiva (también como si fuera carga iónica).

En los compuestos binarios covalentes, la carga virtual se asigna según la secuencia que aparece a continuación. El elemento que lleva la carga virtual negativa se halla a la derecha de la lista y los que le preceden llevarán la carga negativa.

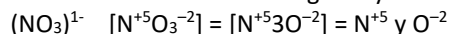


vii. Número de oxidación de un *catión o anión poliatómicos*

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).

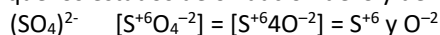
Ejemplos:

En el ion nitrato, NO_3^- , los estados de oxidación del nitrógeno y del oxígeno son:

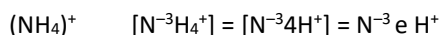


Estos estados de oxidación no son cargas reales y se les puede considerar como cargas virtuales.

En el ion sulfato, puede verse que los estados de oxidación del S y del oxígeno son:



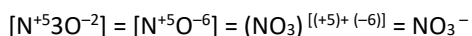
De manera semejante, en el ion amonio, los estados de oxidación del nitrógeno y del hidrógeno son:



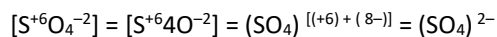
vii. Carga de *iones poliatómicos*.

Es la carga iónica que resulta cuando se suman los números de oxidación de los elementos que forman dicho ion.

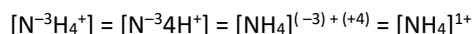
Por ejemplo, la carga del ion nitrato resulta de sumar los números de oxidación del nitrógeno y del oxígeno,



La carga del ion sulfato puede calcularse de la misma manera:



De manera semejante, la carga del ion amonio; NH_4^+ resulta de la suma de los números de oxidación del nitrógeno e hidrógeno:



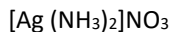
De nuevo, es necesario destacar que, en estos casos, los estados de oxidación no son cargas reales y se les puede considerar como cargas virtuales.

viii. **Números de oxidación y cargas de 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:



$$\text{Números de oxidación: } [2\text{Na}^{+5} + 6\text{S}^{+6} + 4\text{O}^{-2}] = (2\text{NaS})^{+(2+6)}(4\text{O})^{-8} = (\text{Na}_2\text{SO}_4)^0$$

$$\text{Cargas iónicas: } (2\text{Na})^{+} (\text{SO}_4)^{2-} = [2\text{Na}^{+} (\text{SO}_4)^{2-}] = (\text{Na}_2\text{SO}_4)^0$$



$$\text{Números de oxidación: } [\text{Ag}^{+} (\text{N}^{-3}3\text{H}^{+})_2]\text{N}^{+5}3\text{O}^{-2}$$

$$\text{Cargas iónicas: } [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^{+} (\text{NO}_3)^{-} = \{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2](\text{NO}_3)\}^0$$

III. EJERCICIOS SOBRE NÚMEROS DE OXIDACIÓN Y CARGAS IÓNICAS

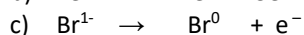
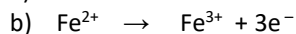
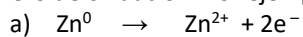
Determina el número de oxidación de los elementos que forman los iones y compuestos siguientes:

| | |
|--|---|
| NH ₂ OH | CaC ₂ O ₄ |
| NH ₄ NO ₃ | CH ₃ CH ₂ C – NHCH ₃ |
| Na ₂ S ₂ O ₃ | II |
| NaBiO ₃ | O |
| KMnO ₄ | Fe ₃ (PO ₄) ₂ |
| SnO ₂ ²⁻ | (NH ₄) ₃ PO ₄ ·12MoO ₃ |
| PbO ₃ ²⁻ | KSCN |
| AsS ₄ ³⁻ | K ₂ HPO ₄ |
| K ₂ PtCl ₆ | (UO ₂)SO ₄ |
| RhCl ₃ ·3H ₂ O | ICN |
| [Rh(NH ₃) ₄ Cl ₂]Cl | BrCl |
| K ₂ [TiCl ₆] | NaN ₃ |

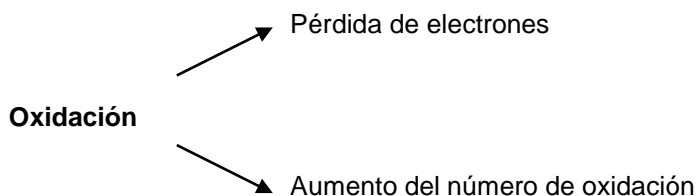
IV. CONCEPTOS DE OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN

OXIDACIÓN

La oxidación tiene lugar cuando una especie química pierde electrones y, en forma simultánea, aumenta su número de oxidación. Por ejemplo:

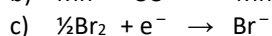
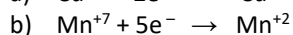
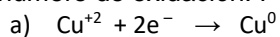


En resumen:

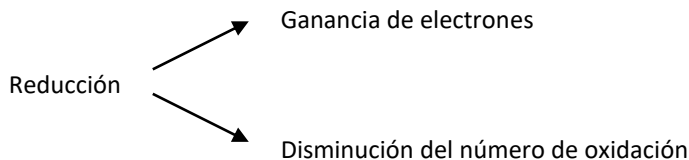


REDUCCIÓN

La reducción ocurre cuando una especie química gana electrones y, al mismo tiempo, disminuye su número de oxidación. Por ejemplo:

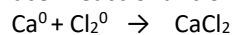


En resumen:

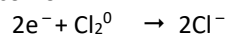


AGENTE OXIDANTE (oxidante)

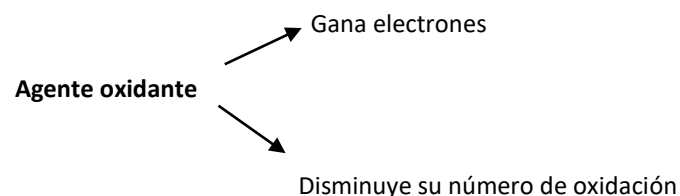
Es la especie química que un proceso redox acepta electrones y, por tanto, se reduce en dicho proceso. Por ejemplo, cuando se hacen reaccionar cloro elemental con calcio:



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

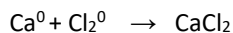


En resumen:



AGENTE REDUCTOR (reductor)

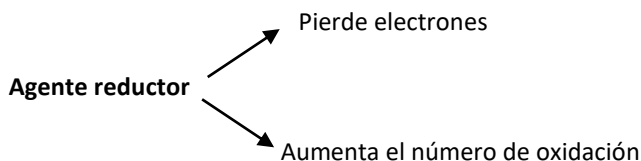
Es la especie química que un proceso redox pierde electrones y, por tanto, se oxida en dicho proceso (aumenta su número de oxidación). Por ejemplo, en la reacción de calcio con cloro



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



En resumen:



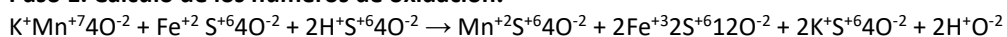
V. BALANCEO DE REACCIONES REDOX POR EL MÉTODO DEL CAMBIO DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN

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 ecuación de unidades formularias siguiente:

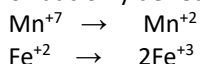


Paso 1. Cálculo de los números de oxidación.



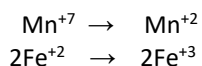
Paso 2. Identificación de los elementos que cambian su estado de oxidación.

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 semireacciones)



Paso 3. Balance de masa.

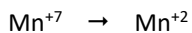
Se efectúa el balance de masa. Debe haber el mismo número de especies químicas en ambos lados de la flecha de reacción. En el caso del manganeso, no es necesario efectuar el balance de masa pues hay un número igual de átomos en ambos miembros de la semirreacción. Sin embargo, en el caso del hierro, hay un coeficiente de 2 en el Fe^{+3} que también debe aparecer del mismo modo en el Fe^{+2} .



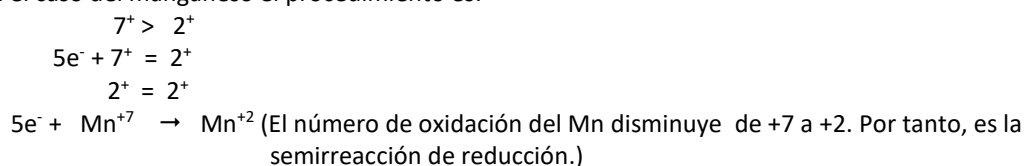
Paso 4. Balance de carga

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.**

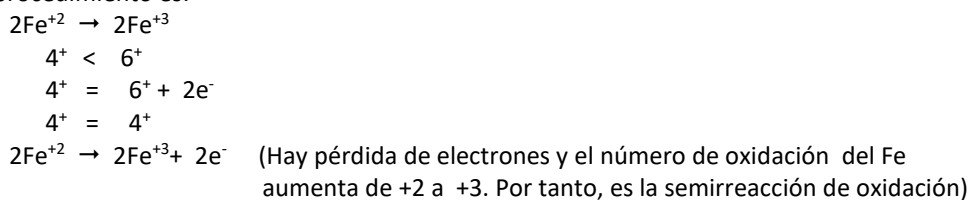
El planteamiento de una desigualdad matemática puede servir para realizar el balance de carga. Al mismo tiempo se pueden identificar los procesos de oxidación y de reducción, dependiendo del lado de donde se agreguen los electrones.



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:



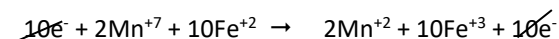
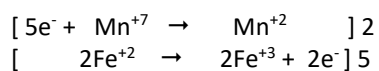
Para el hierro el procedimiento es:



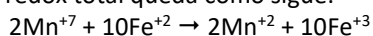
Con lo anterior quedan balanceadas las semirreacciones redox por masa y carga.

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 de unidades formularias.

- 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^+ , S^{6+} , K^+ y O^{2-} 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.

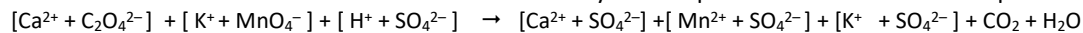
VI. BALANCEO DE REACCIONES REDOX POR EL MÉTODO DEL IÓN –ELECTRÓN

VI.a REACCIONES QUE OCURREN EN MEDIO ÁCIDO

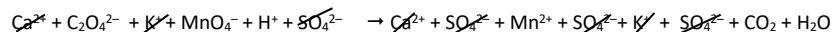
Balancear la ecuación de unidades formularias siguiente:



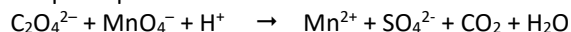
Paso 1. Se escribe la **ecuación iónica total**. Los óxidos y los compuestos covalentes no se separan en iones.



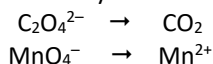
Paso 2. Se simplifica la ecuación eliminando aquellas especies químicas que no cambian durante el proceso redox.



Paso 3. 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 neta**. En ésta, puede advertirse que aparece el ion H^+ , lo cual indica que el proceso redox ocurre en medio ácido.



Paso 4. Se escriben las semirreacciones de oxidación y de reducción en cualquier orden:

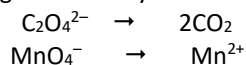


Paso 5. Balance de masa:

- 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.

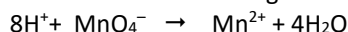
La segunda semirreacción queda igual. Sólo hay un átomo de manganeso en ambos miembros.



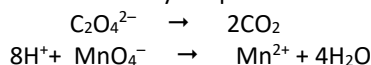
- b. Ahora se balancea el oxígeno. En medio ácido, el exceso de oxígeno se balancea con agua en el miembro contrario de la semirreacción. En la primera semirreacción el oxígeno está balanceado, no así en la segunda. En ésta hay 4 átomos de oxígeno en el MnO_4^{1-} y, por tanto, se balancea con agua como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



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

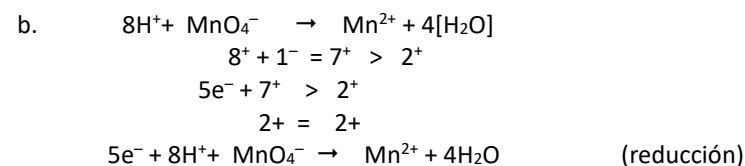
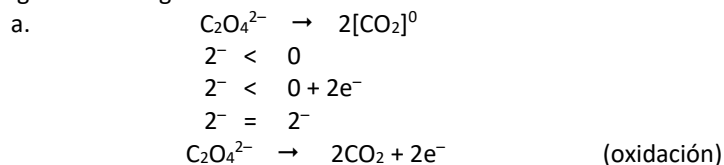


Con esto concluye el proceso de balance de masa. El resultado es:

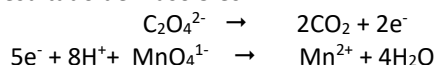


Paso 5. Balance de carga. Este paso sólo debe realizarse después del balance de masa. Nunca antes.

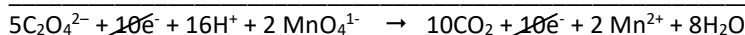
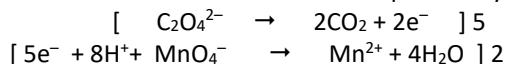
Este paso puede efectuarse utilizando desigualdades, las cuales se resuelven agregando electrones (e^-) para igualar las cargas iónicas:



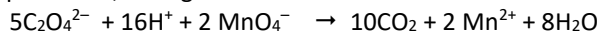
El resultado del Paso 5 es:



Paso 6. Balance del número de electrones perdidos y ganados



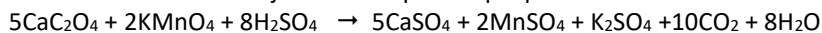
Simplificando, se llega a la ecuación iónica:



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



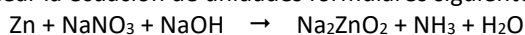
Paso 8. Por último se ajustan las especies que permanecieron sin cambios en el proceso redox:



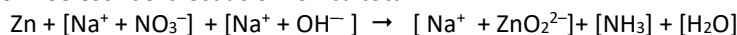
Con lo cual se llega al final de este método de balanceo.

VI.2 REACCIONES QUE OCURREN EN MEDIO BÁSICO

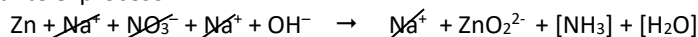
Balancear la ecuación de unidades formularias siguiente:



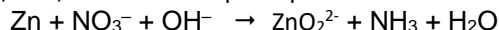
Paso 1. Se escribe la ecuación iónica total



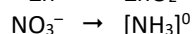
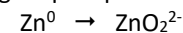
Paso 2. Se simplifica la ecuación eliminando de ella todas aquellas especies químicas que no cambian durante el proceso.



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 ecuación iónica neta. En ésta, puede advertirse que aparece el ion hidróxido, OH^- , lo cual indica que el proceso redox ocurre en medio básico.

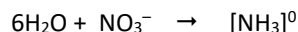
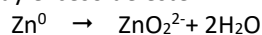


Paso 3. Se escriben las semirreacciones de oxidación y de reducción en cualquier orden sin anotar el ion hidróxido y el agua que aparecen en la ecuación iónica neta.

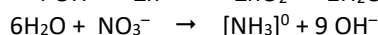
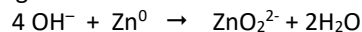


Paso 4. Balance de masa:

- Primero se balancean todos los elementos que no sean oxígeno ni hidrógeno.
- En este caso sólo hay oxígeno e hidrógeno en exceso.
- Balanceo del oxígeno. El oxígeno se "desbalancea" agregando moléculas de agua del mismo lado de la reacción donde hay exceso de éste.

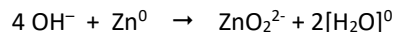


- El hidrógeno se balancea en el miembro contrario con iones OH^-



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

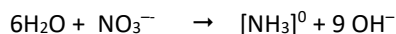
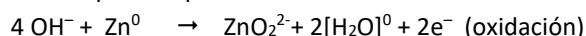
Este paso puede efectuarse utilizando desigualdades, las cuales se resuelven agregando electrones (e^-) para igualar las cargas iónicas:



$$4^- < 2^-$$

$$4^- < 2^- + 2\text{e}^-$$

$$4^- = 4^-$$



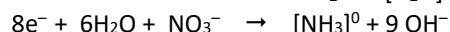
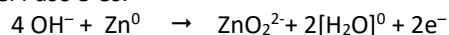
$$1^- > 9^-$$

$$8\text{e}^- + 1^- > 9^-$$

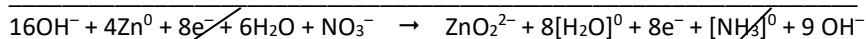
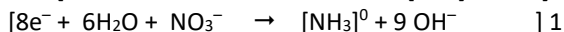
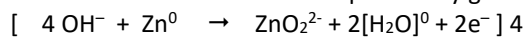
$$9^- = 9^-$$



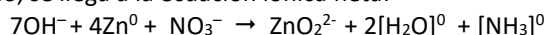
El resultado del Paso 5 es:



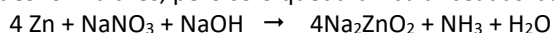
Paso 6. Balance del número de electrones perdidos y ganados



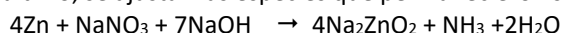
Simplificando, se llega a la ecuación iónica neta:



Paso 7. Los coeficientes que se obtienen en la ecuación iónica neta balanceada se trasladan a la ecuación de unidades formulares, pero sólo quedarán balanceadas las especies que intervinieron en el proceso redox:

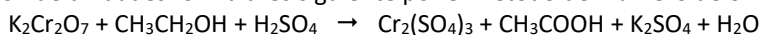


Paso 8. Por último, se ajustan las especies que permanecieron sin cambios en el proceso redox:



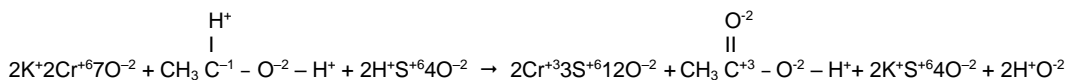
VI.c APLICACION DEL BALANCEO POR EL MÉTODO DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN A REACCIONES REDOX DONDE INTERVIENEN COMPUESTOS ORGÁNICOS

Balancear la ecuación de unidades formulares siguiente por el método del número de oxidación:

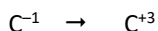
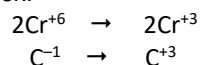


Paso 1. Cálculo de los números de oxidación.

- El número de oxidación de los componentes de los compuestos inorgánicos se calcula como de costumbre.
- El número de oxidación de los componentes de los compuestos orgánicos se calcula utilizando las fórmulas desarrolladas de éstos.

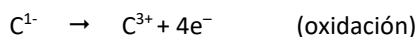
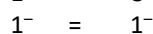
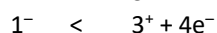
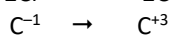
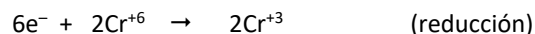
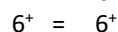
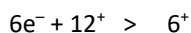
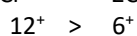
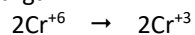


Paso 2. Identificación de las especies que cambian su número de oxidación y escritura de las semirreacciones redox:

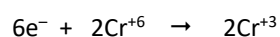


Paso 3. Balance de masa. No es necesario

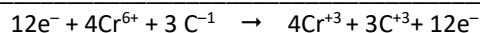
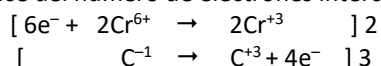
Paso 4. Balance de carga:



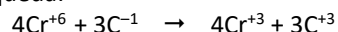
El resultado del balance de carga es:



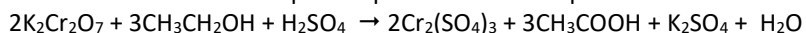
Paso 5. Balance del número de electrones intercambiados



Simplificando queda:



Paso 6. Balanceo de las especies que cambian en el proceso redox en la ecuación de unidades formularias.



Paso 7. Balanceo de las especies que no cambiaron en el proceso redox en la ecuación de unidades formularias.



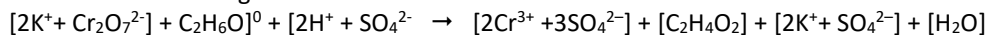
V. BALANCEO DE ECUACIONES REDOX POR EL MÉTODO DEL ION ELECTRÓN DONDE INTERVIENEN COMPUESTOS ORGÁNICOS.

En este método, los compuestos orgánicos se escriben como fórmulas condensadas y los compuestos iónicos, como de costumbre, se separan en sus iones componentes.

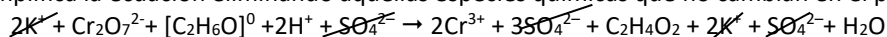
Balancear la ecuación de unidades formularias siguiente por el método del ion-electrón



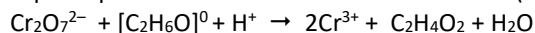
Paso 1. Escribir la ecuación iónica total. Los óxidos y los compuestos orgánicos no se separan en iones. Los elementos tienen carga cero.



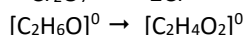
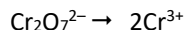
Paso 2. Se simplifica la ecuación eliminando aquellas especies químicas que no cambian en el proceso redox.



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 ecuación iónica neta. En ésta, puede advertirse que aparece el ion H^+ , lo cual indica que el proceso redox ocurre en medio ácido (sólo se escribe un ion H^+).



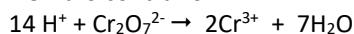
Paso 3. Escritura de las semirreacciones redox. Se escriben las semirreacciones redox sin importar el orden.



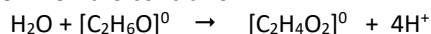
Paso 4. Balance de masa:

a. Primero se balancean todos los elementos que no sean oxígeno ni hidrógeno. En la primera semirreacción el cromo está balanceado. En la segunda semirreacción los átomos de carbono están balanceados.

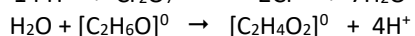
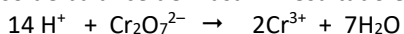
b. A continuación se balancea oxígeno y por último el hidrógeno. En el primer miembro de la primera semirreacción hay 7 átomos de oxígeno en exceso. En medio ácido éste se balancea con agua en el miembro contrario, esto es, suman 7 moléculas de agua en el segundo miembro. El exceso de hidrógeno se balancea por H^+ en el miembro contrario.



c. En la segunda semirreacción hay un átomo de oxígeno en exceso en el segundo miembro. Como el medio es ácido, se agrega una molécula de agua en el primer miembro de ella. En la misma semirreacción hay un exceso de 4 átomos de hidrógeno en el primer miembro. Éstos se balancean por H^+ en el miembro contrario.

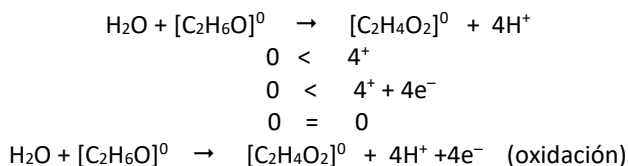
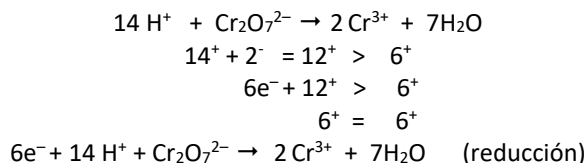


Con esto concluye el proceso de balance de masa. El resultado es:

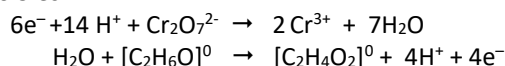


Paso 5. Balance de carga. Este paso sólo debe realizarse después del balance de masa. Nunca antes.

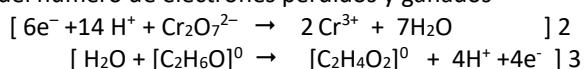
Este paso puede efectuarse utilizando desigualdades, las cuales se resuelven agregando electrones (e^-) para igualar las cargas iónicas:



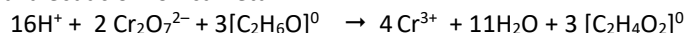
El resultado del Paso 5 es:



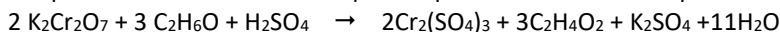
Paso 6. Balance del número de electrones perdidos y ganados



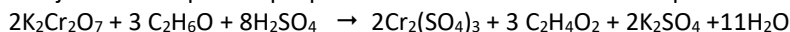
~~12e⁻ + 28H⁺ + 2 Cr₂O₇²⁻ + 3H₂O + 3[C₂H₆O]⁰ → 4 Cr³⁺ + 14H₂O + 3 [C₂H₄O₂]⁰ + 12H⁺ + 12e⁻~~
 Simplificando, se llega a la ecuación iónica neta:



Paso 7. Los coeficientes que se obtienen en la ecuación iónica neta se trasladan a la ecuación de unidades formularias, 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:



VI. EJERCICIOS DE BALANCEO DE REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

A continuación se proporcionan algunas reacciones químicas redox (sin balancear) inorgánicas. El objetivo es que 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. Si quieres usar el método de conteo también se vale.

- 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 redox de unidades formularias.
- La reacción de unidades formularias balanceada

- $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{PbS} + \text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CrI}_3 + \text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KIO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{PbO}_2 + \text{Sb} + \text{KOH} \rightarrow \text{PbO} + \text{KSbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KI} + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2$
- $\text{KClO}_3 + \text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KHSO}_4 + \text{HCl} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{HSCN} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{HCN} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

10. $\text{CeO}_2 + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow \text{CeCl}_3 + \text{KCl} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
11. $\text{KBrO}_3 + \text{KI} + \text{HBr} \rightarrow \text{KBr} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
12. $\text{Ca}(\text{IO}_3)_2 + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{KCl} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
13. $\text{CuSCN} + \text{KIO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{ICN} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
14. $\text{PbCrO}_4 + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{CrI}_3 + \text{KCl} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
15. $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + (\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HMnO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HNO}_3$
16. $\text{MnSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
17. $\text{MnSO}_4 + \text{ZnSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 5[\text{Zn}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{MnO}_2] + \text{KHSO}_4 + 7\text{H}_2\text{SO}_4$
18. $\text{Mo}_2\text{O}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MoO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
19. $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{KIO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KCl} + \text{ICl} + \text{H}_2\text{O}$
20. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{KIO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{ICl} + \text{H}_2\text{O}$
21. $\text{KSCN} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{KCN} + \text{H}_2\text{O}$
22. $\text{CuSCN} + \text{KIO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{ICN} + \text{ICl} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
23. $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
24. $\text{HSCN} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{HCN} + \text{H}_2\text{O}$
25. $\text{U}(\text{SO}_4)_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KHSO}_4 + \text{MnSO}_4 + (\text{UO}_2)\text{SO}_4$
26. $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
27. $\text{FeSO}_4 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
28. $\text{NiSO}_4 + \text{KI} + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2$
29. $\text{HgCl}_2 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HgCl}_2 \cdot \text{HgS} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
30. $\text{Mo}_2\text{O}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MoO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$