

Problemas Resueltos

1. Indicar el número de oxidación de cada uno de los elementos, excepto H y O, en los siguientes compuestos: (a) CH₄; (b) H-CHO; (c) Ca(HSO₃)₂; (d) NH₄ClO₄; (e) Cr₂O₇²⁻; (f) KMnO₄.

Solución:

- (a) CH₄

La sumatoria de los números de oxidación de todos los átomos que forman una especie química debe dar un valor igual a la carga de la especie. En este caso se trata de una molécula neutra y por lo tanto:

$$NO_C + 4 NO_H = 0$$

Sabiendo que el número de oxidación del H es siempre +1 cuando forma compuestos (excepto en los peróxidos), tenemos:

$$NO_C + 4(+1) = 0$$

$$NO_C = -4$$

- (b) H-CHO

Igual que en el ejercicio anterior, se reemplaza el valor del número de oxidación del H = +1 y el del O = -2 y se tiene que:

$$NO_C + NO_O + 2 NO_H = 0$$

$$NO_C + (-2) + 2(+1) = 0$$

$$NO_C = 0$$

- (c) Ca(HSO₃)₂

Para resolver este ejemplo, debemos recordar que el calcio es un elemento alcalino-térreo y por lo tanto siempre que se encuentre formando un compuesto tendrá un estado de oxidación de +2. La suma algebraica de los estados de oxidación de todos los átomos que forman el compuesto debe ser cero:

$$NO_{Ca} + 2 NO_H + 2 NO_S + 6 NO = 0$$

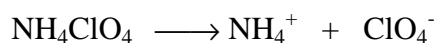
$$(+2) + 2(+1) + 2X + 6(-2) = 0$$

$$2X = 12 - 4$$

$$X = +4$$

(d) NH_4ClO_4

En este ejercicio hay dos incógnitas: los números de oxidación del N y del Cl. Entonces conviene separar los iones que forman esta sal: NH_4^+ y ClO_4^- y trabajaremos con ellos por separado. Observe que ahora la sumatoria de los números de oxidación de los átomos se igualan a la carga del ion:



$$\text{NH}_4^+: \quad \text{NO}_\text{N} + 4 \text{NO}_\text{H} = +1$$

$$X + 4(+1) = +1$$

$$X = +1 - 4$$

$$X = -3$$

$$\text{ClO}_4^-: \quad \text{NO}_\text{Cl} + 4 \text{NO} = -1$$

$$X + 4(-2) = -1$$

$$X = -1 + 8 = +7$$

(e) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

$$2 \text{NO}_\text{Cr} + 7 \text{NO} = -2$$

$$2X + 7(-2) = -2$$

$$X = \frac{-2 + 14}{2} = +6$$

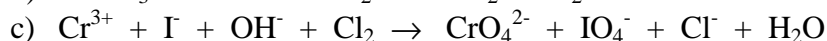
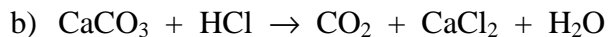
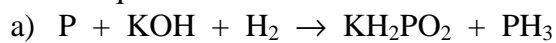
(f) KMnO_4

$$\text{NO}_\text{K} + \text{NO}_\text{Mn} + 4 \text{NO} = 0$$

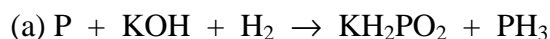
$$+1 + X + 4(-2) = 0$$

$$X = -1 + 8 = +7$$

2. Indicar que reacciones son de óxido-reducción:

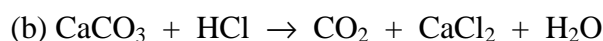


Solución:



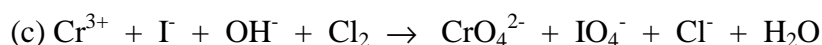
Una forma rápida de identificar reacciones de óxido-reducción es fijarse si hay átomos que están sin combinarse en un miembro de la ecuación, mientras que en el otro miembro forman parte de un compuesto, lo que implica un cambio en el número de oxidación.

En este ejemplo, el P como reactante tiene N.O. = 0, mientras que en el KH_2PO_2 tiene N.O.= +1 y en el PH_3 , el N:O:=-3; por lo tanto es una reacción redox.



El calcio está formando parte de un compuesto en ambos miembros, por lo tanto debe presentar el mismo N.O. El mismo análisis se puede hacer para el Cl, que se encuentra como cloruro en ambos lados de la ecuación. Por otro lado, los átomos de H y O mantienen su N.O. +1 y -2, respectivamente ya que no se observa la presencia de hidruros o peróxidos. Por último, el C en ambos compuestos está actuando con N.O. = +4.

Por lo anterior, esta reacción no es de óxido-reducción.

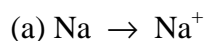


Haciendo un análisis semejante a lo descrito en la letra (a), se observa que al lado izquierdo el Cl está en su estado elemental y por tanto su N.O.= 0, cambiando a -1 en el lado derecho, como ion cloruro. Este sólo cambio, es suficiente para establecer que se trata de una reacción redox, ya que si hay un elemento que se reduce, debe haber otro que debe oxidarse..

Haciendo un análisis más completo, se detecta que el cromo cambia su N.O. desde +3 a +6 y el yodo cambia desde -1 a +7.

3. Clasificar cada una de las siguientes semireacciones, identificando si existe oxidación o reducción: (a) $Na \rightarrow Na^+$; (b) $NO_3^- \rightarrow NO$; (c) $AuCl_4^- \rightarrow AuCl_2^-$.

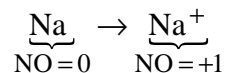
Solución



• **Método 1.**

Una manera simple de establecer si una semirreacción corresponde a una oxidación o a una reducción consiste en determinar el número o estado de oxidación

del elemento antes y después de la reacción, para verificar si está aumentando o disminuyendo en el proceso. Un aumento del estado de oxidación significa que el elemento se **oxida** y una disminución o reducción del estado de oxidación significa que se **reduce**. En este ejemplo tenemos:



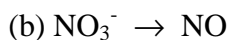
El estado o número de oxidación aumenta y por lo tanto esta semirreacción corresponde a una oxidación.

- **Método 2.**

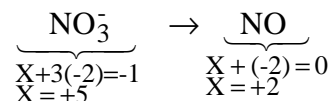
Otra manera de resolver esto consiste en igualar eléctricamente la semirreacción poniendo el número de electrones necesarios:



Aquí se puede ver que el sodio cede un electrón, por lo tanto, el sodio metálico es un reductor y **se oxida**, con lo cual llegamos a la misma conclusión: esta semirreacción es una *oxidación*.



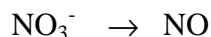
- **Método 1**



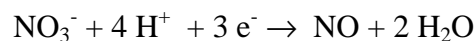
El N cambia su estado de oxidación de +5 en el ion nitrato a +2 en el NO. Una disminución del estado de oxidación indica que el proceso corresponde a una reducción.

- **Método 2.**

Para agregar los electrones involucrados en este proceso, se debe igualar primero los átomos de los elementos que aparecen en la semirreacción:

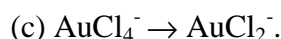
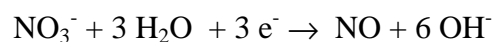


Aquí podemos ver que los átomos de O en ambos lados de la semirreacción no son iguales. Podemos igualarlos agregando agua y protones, aunque en verdad no sabemos si esta reacción ocurrirá en medio ácido o básico.

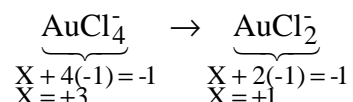


Los electrones se agregaron en el lado izquierdo, con lo cual quiere decir que el ion nitrato es oxidante y se reduce a NO.

Si se hubiera realizado la igualación en medio básico, se habría obtenido el mismo número de electrones, el ion nitrato debe aceptar 3 electrones para transformarse en NO:

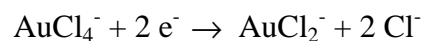


- **Método 1.**



El número de oxidación del Au disminuye de +3 a +1, por lo tanto se trata de una reducción.

- **Método 2**



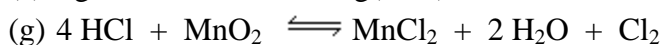
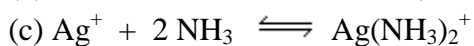
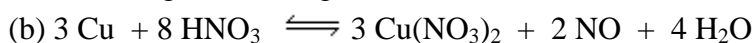
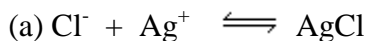
El ion AuCl_4^- gana 2 electrones para transformarse a AuCl_2^- , por lo tanto se reduce.

Estos ejemplos muestran que:

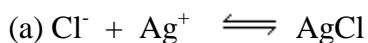
aumento del N.O. = OXIDACIÓN = pérdida de electrones
disminución del N.O. = REDUCCIÓN = ganancia de electrones

Recordando este cuadro se puede fácilmente determinar si una semirreacción corresponde a una oxidación o a una reducción.

4. Indicar cual o cuales de los siguientes equilibrios son reacciones redox, señalando el oxidante, el reductor y los procesos de oxidación y reducción.



Solución:

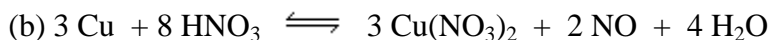


Para verificar si esta es una reacción redox se debe determinar el número de oxidación de cada átomo en los reactantes y en los productos:

La plata tiene sólo dos estados de oxidación posibles: cero cuando se encuentra en su estado elemental y +1 cuando se encuentra formando compuestos. En este ejemplo tenemos el ion Ag^+ entre los reactantes, que por ser ion tiene un estado de oxidación igual a su carga: +1 y el AgCl en los productos, donde la Ag también presenta un estado de oxidación de +1. Por lo tanto no hay cambio de estado de oxidación.

Como esta reacción de equilibrio involucra sólo dos elementos, Ag y Cl , basta con determinar que no hay cambio de estado de oxidación para uno de ellos para decidir que esta no es una reacción redox.

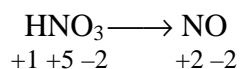
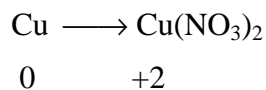
De todas maneras se puede aplicar un razonamiento igual al Cl , que se encuentra en los reactantes como ion Cl^- , por lo tanto su estado de oxidación es -1 y en los productos se encuentra formando el AgCl , que es un compuesto neutro, donde la plata tiene estado de oxidación +1 y por consiguiente el Cl debe tener estado de oxidación -1 , para que la suma algebraica de ambos sea cero. Esto confirma que esta reacción no es redox, ya que el cloro no sufrió variación en su estado de oxidación al pasar a producto.



En este ejemplo, la situación no es tan sencilla como en el ejercicio (a), ya que hay más especies químicas en la reacción. Aún así, es fácil determinar si la reacción es o no redox.

Si se analiza el cobre: aparece en los reactantes en su estado elemental (estado de oxidación 0) y en los productos el cobre aparece formando un compuesto (estado de oxidación distinto de cero). Este sólo razonamiento basta para determinar que se trata de una reacción redox.

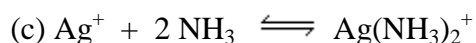
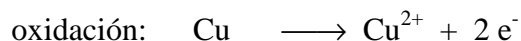
Para responder las siguientes preguntas, se hace necesario determinar cual es el cambio del estado de oxidación:



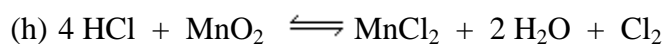
El cobre se oxida, porque aumenta el número de oxidación. El Cu es entonces el reductor.

El HNO₃ se reduce a NO porque el N disminuye su número de oxidación. El HNO₃ es el oxidante.

Los procesos de oxidación y reducción son:



En este ejemplo basta hacer una observación visual para determinar que las dos especies que aparecen en los reactantes, no cambian de estado de oxidación: el amoníaco continúa como tal y la plata mantiene su estado de oxidación +1. No es necesario entonces hacer ningún tipo de cálculo para determinar que no es una reacción redox.

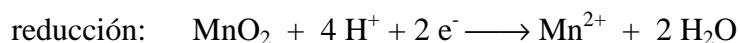


Un análisis visual indica que el cloro y el manganeso deben estar cambiando su estado de oxidación. El cloro porque aparece en los reactantes formando un compuesto (EO = -1) y en los productos aparece en su estado elemental (EO = 0). El manganeso aparece en ambos lados formando compuestos pero en el MnO₂ está unido a 2 átomos de O que tienen estado de oxidación -2, y por lo tanto el Mn tiene EO = +4, mientras que en los productos el MnCl₂, el Mn está unido a dos iones Cl⁻, quedando el Mn con EO = +2.

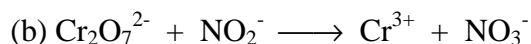
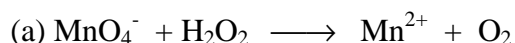
El cloro cambia de -1 a 0, por lo cual se oxida, entonces el HCl es el reductor.

El manganeso cambia de +4 a +2 reduciéndose. El MnO₂ es el oxidante.

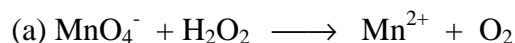
Las ecuaciones de oxidación y reducción son:



5. Las ecuaciones iónicas siguientes representan reacciones redox que tienen lugar en medio ácido. Ajustarlas mediante el método del ion-electrón:

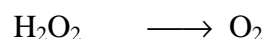
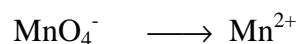


Solución

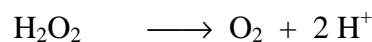
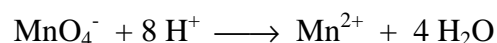


Para igualar esta reacción redox mediante el método del ion-electrón se seguirán los pasos del procedimiento en forma detallada, recordando que esta reacción ocurre en medio ácido:

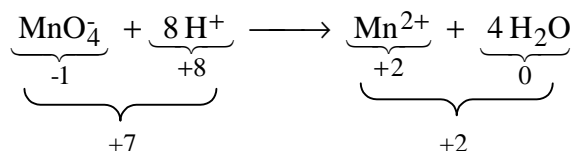
1. Identificar las sustancias que cambian de estado de oxidación: esto no es complicado en este caso, ya que hay sólo dos reactantes por lo tanto una debe ser el oxidante y la otra el reductor:
2. Escribir las semireacciones:



3. Igualar el número de átomos de los elementos que cambian su estado de oxidación, que en este caso son Mn y O. Al observar ambas semi-reacciones se puede apreciar que están igualados.
4. Igualar los átomos de H y O, para lo cual se agregan moléculas de agua donde haya un déficit de átomos de O y se agregan iones H^+ en el lado opuesto. El caso del H_2O_2 es una excepción, ya que no es necesario agregar agua, sólo se requiere igualar los átomos de H:

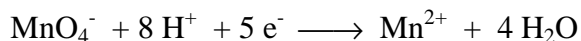


5. Una vez igualados los átomos de todos los elementos participantes en cada semi-reacción, se debe igualar las cargas a ambos lados de las semireacciones. Es importante recalcar que sólo se utilizan electrones para esta igualación (cargas negativas), por lo cual se deben agregar en el lado donde haya un exceso de cargas positivas o un déficit de cargas negativas.

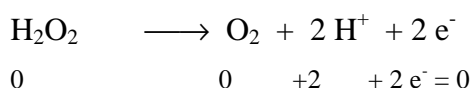
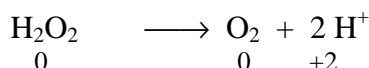


En el lado izquierdo hay una carga total de +7, mientras que al lado derecho las cargas suman +2. Entonces se agregan electrones en el lado donde hay más cargas positivas (izquierdo) para que en ambos la carga sea la misma:

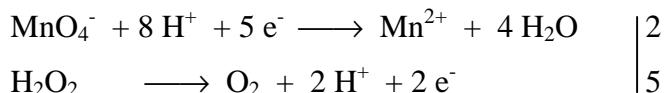
$$+7 + 5 e^- = +2$$



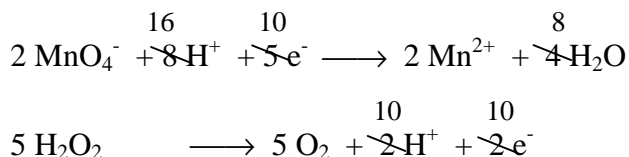
Para la segunda semirreacción se procede de igual manera. Se debe agregar: 2 electrones al lado derecho, para que la carga sea cero a ambos lados de la semirreacción.



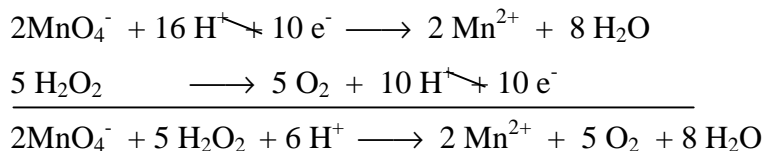
6. Se igualan los electrones de ambas semireacciones, para lo cual se amplifican las semireacciones por el número más bajo posible, que en este caso implica multiplicar por 2 y por 5 respectivamente:



modificándose los coeficientes de la siguiente manera:



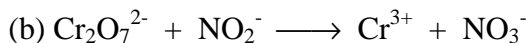
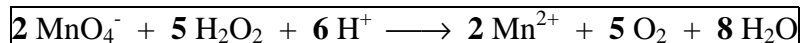
7. Se suman ambas semireacciones, eliminando términos semejantes:



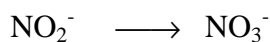
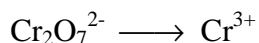
Al sumar los 16 H⁺ que figuran en el lado izquierdo, con los 10 H⁺ que aparecen en el lado derecho, queda finalmente un total de 6 H⁺ en el lado izquierdo.

Nótese que los electrones no aparecen en la ecuación resultante de la suma de ambas semirreacciones, ratificando el concepto de transferencia de electrones, es decir los electrones cedidos por la oxidación del H₂O₂, son ganados por el MnO₄⁻ para reducirse.

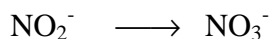
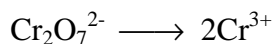
8. Se trasladan los coeficientes a la ecuación inicial y la ecuación iónica equilibrada es:



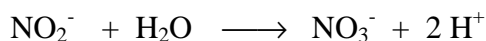
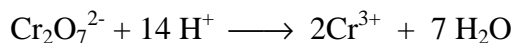
1. Identificar especies que sufren cambios en sus estados de oxidación: el ion $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ se transforma en ion Cr^{3+} y el ion NO_2^- pasa a ion NO_3^-
2. Escribir las semi-reacciones de oxidación y de reducción:



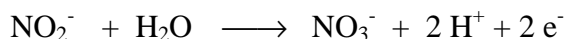
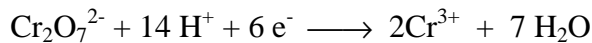
3. Igualar los átomos de los elementos que cambian de estado de oxidación:



4. Como la reacción ocurre en medio ácido, en primer lugar se agrega agua donde faltan átomos de O y posteriormente se agregan iones H^+ en el lado opuesto:

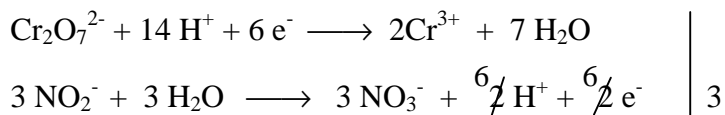


5. Igualar las cargas:

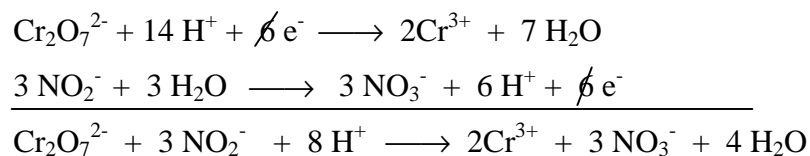


En este punto ya se puede identificar al ion $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ como oxidante (porque gana electrones) y por lo tanto la semirreacción en que participa es la reducción. Por el contrario, el ion NO_2^- es el reductor (porque pierde electrones) y la semirreacción es la oxidación.

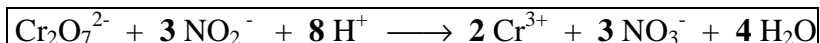
6. Igualar los electrones de ambas semi-reacciones, para lo cual se amplifica la segunda semirreacción por 3:



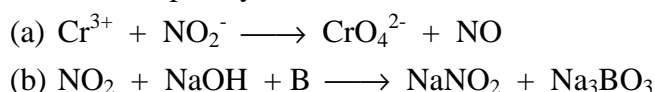
7. Sumar ambas semireacciones:



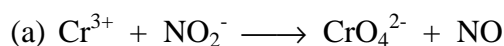
8. Trasladar los coeficientes a la ecuación inicial y la ecuación iónica queda finalmente:



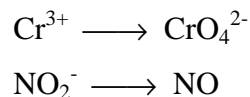
6. Las ecuaciones iónicas siguientes representan reacciones redox que ocurren en medio básico. Complete y balancee:



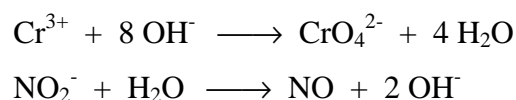
Solución:



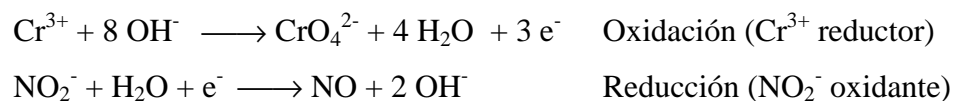
1. Escribir las semireacciones:



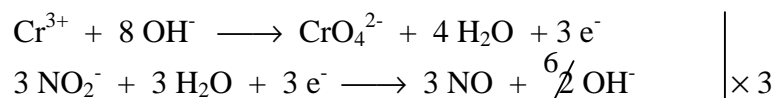
2. Los átomos de los elementos que cambian de estado de oxidación (Cr y N) ya están igualados, por lo tanto se procede a igualar los átomos de O e H. Como la reacción ocurre en medio básico, se agrega agua en el lado de la semirreacción donde hay más átomos de O y el doble de iones OH^- en el lado opuesto:



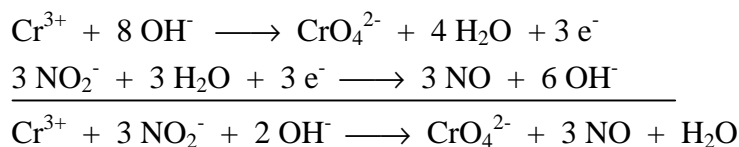
3. Una vez terminado el balance de masas, se procede a hacer el balance de cargas, y al igual que en medio se agregan electrones en el lado de la semirreacción donde haya un déficit de cargas negativas



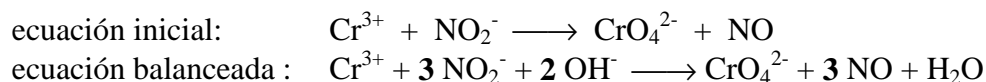
4. Se igualan los electrones de ambas semireacciones:



5. Se suman ambas semireacciones:



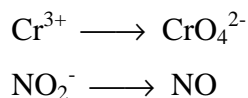
6. Se trasladan los coeficientes a la ecuación inicial y se agregan las especies químicas faltantes:



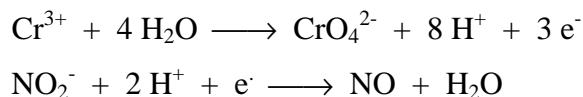
• Método 2

Este es un método alternativo para igualar ecuaciones redox que ocurren en medio básico y consiste en asumir inicialmente que ocurren en medio ácido

1. Escribir las semireacciones:

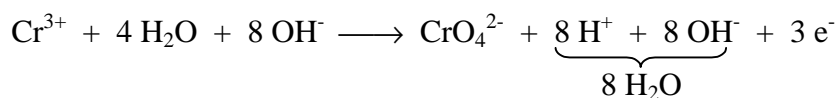


2. Igualando los átomos de H y O suponiendo medio ácido queda:



3. Se procede a transformar las semirreacciones al medio básico, para lo cual es necesario añadir iones OH^- a ambos lados de cada semirreacción y en número suficiente para "neutralizar" los iones H^+ que tenga cada una:

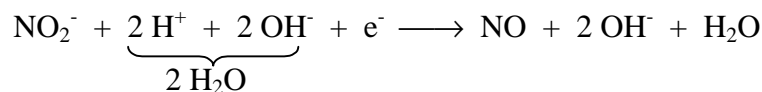
- En la semirreacción de oxidación, se añaden 8 OH^- . En el lado derecho los iones OH^- agregados neutralizan los iones H^+ presentes formando agua:



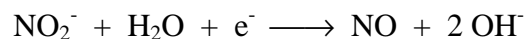
La semirreacción se puede simplificar porque aparece H_2O en ambos lados:



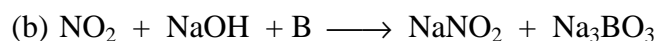
- Para la semirreacción de reducción, se adicionan 2 OH^- a cada lado de la semirreacción:



Al simplificar las moléculas de agua, queda:

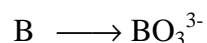
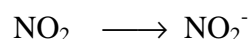


4. Una vez terminado el balance de masas, se prosigue con el procedimiento descrito en las etapas 4 y siguientes del Método 1.



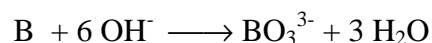
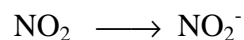
• **Método 1**

1. Escribir las semireacciones



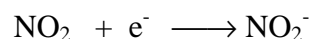
En este ejemplo, se escriben las semirreacciones en forma iónica; es decir, se incluyen sólo los aniones debido a que estas sales son solubles y los iones sodio son sólo espectadores (no participan del proceso redox).

2. No siempre es sencillo saber cuál es el elemento que está cambiando su estado de oxidación. La ventaja del método del ion-electrón sobre el método del estado de oxidación es que no se requiere saber exactamente el estado de oxidación inicial y final de cada especie. Basta entonces con verificar que los átomos de los elementos distintos de oxígeno estén igualados, luego se procede a agregar agua en el lado de cada semirreacción que tiene más átomos de oxígeno y el doble de iones OH^- en el lado opuesto:

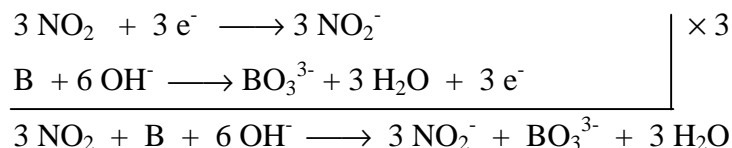


con lo cual se completa el balance de masa.

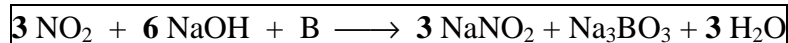
3. Igualación de cargas, agregando electrones en el lado donde haya déficit de cargas negativas:



4. Igualar los electrones de ambas semireacciones y sumar:



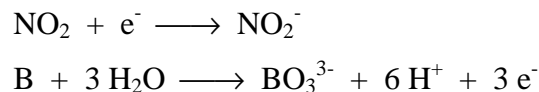
5. Trasladar los coeficientes a la ecuación inicial y agregar las especies faltantes:



Nota: En la etapa 3 se puede deducir con facilidad que el NO_2 , por ganar electrones, se reduce y por lo tanto actúa como oxidante. Con estos datos basta para determinar que el B se debe oxidar y, por consiguiente, actúa como reductor, lo cual se ratifica cuando se analiza desde el punto de vista de la posición de los electrones.

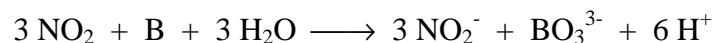
• **Método 2**

Asumiendo la reacción en medio ácido, su balance queda:

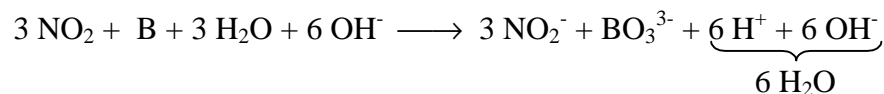


Una variación al procedimiento utilizado y descrito en el Método 2 del problema anterior, es continuar desarrollando el problema trabajando con ambas semirreacciones igualadas en medio ácido hasta llegar a la reacción final y recién cambiarla a medio básico.

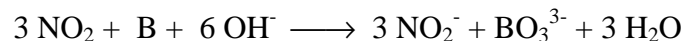
En este caso, multiplicando la primera semirreacción por 3 para igualar los electrones y sumando queda:



Al añadir 6 OH^- a cada lado para neutralizar los 6 H^+ , queda:

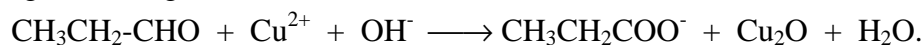


Simplificando las moléculas de agua, se obtiene:



La ecuación final balanceada es igual a la obtenida en el método 1.

7. Igualar la siguiente ecuación redox:

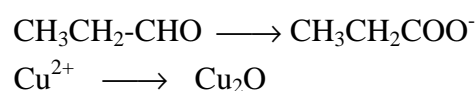


Solución

• Método 1

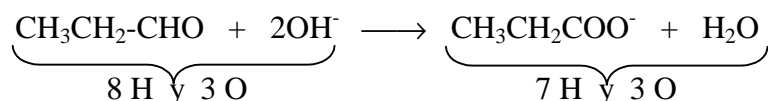
Las reacciones redox que involucran compuestos orgánicos muchas veces producen alguna dificultad para igualar las ecuaciones. Dado que los compuestos orgánicos contienen H y O, no se puede aplicar al pie de la letra las reglas del método del ion-electrón, especialmente cuando la reacción ocurre en medio básico. Se usará este ejemplo para mostrar como se procede con este tipo de reacciones:

1. Identificar oxidante y reductor y plantear las semirreacciones:

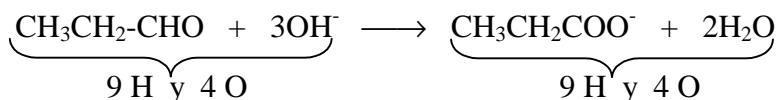


2. En la primera semirreacción se tiene que el $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{-CHO}$ (propanal) se oxida a $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO}^-$ (propionato). En el propanal hay 3 átomos de C, de los cuales sólo uno cambia de estado de oxidación (-CHO) y que en el ion propionato se encuentra como (-COO⁻). Los otros 2 átomos de C no cambian, ya que se encuentran formando un grupo ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{-}$) que aparece exactamente igual en el reactante y en el producto.

En todo caso si se aplica el método del ion-electrón no se requiere saber cual es el cambio en el número de oxidación de antemano. En la primera semirreacción agregamos una molécula de agua a la derecha, con lo cual el número de O es 3 y el total de H es 7. El método del ion-electrón establece que se debería agregar el doble de iones OH^- al lado izquierdo, con lo cual quedarían igualados los átomos de O, pero se observa que no quedan igualados los átomos de H:

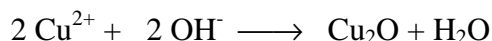


En esta situación, los átomos de H se igualan agregando, por cada H de diferencia un ion OH^- al lado donde hay *superavit* de H e igual número de moléculas de agua en el lado contrario. En este caso, hay un exceso de un átomo de H en el lado izquierdo, por lo tanto se agrega un OH^- más en este lado y una moléculas más de agua en el lado derecho, quedando

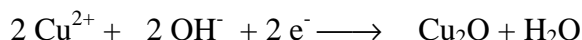
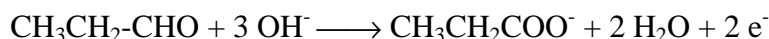


En este ejemplo se logró igualar fácilmente los H y O, pero a veces suele ser más complicado encontrar el número de moléculas de agua e iones hidroxilos adecuados.

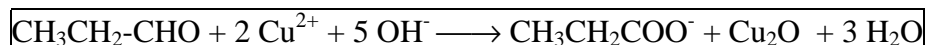
La segunda semirreacción, en cambio no presenta ningún problema para su igualación. Hay que recordar, sin embargo que el óxido cuproso es un sólido insoluble y por lo tanto no se debe escribir en forma iónica. Para su igualación se igualan primero los átomos de Cu a ambos lados, luego como al lado derecho hay un átomo de O en exceso, se agrega una molécula de agua a ese mismo lado y finalmente el doble de iones OH^- al lado izquierdo, quedando:



Una vez que se han igualados los átomos de todos los elementos en ambas semirreacciones, se procede a igualar las cargas, agregando electrones en cada una:



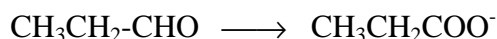
Como existe igual número de electrones en ambas semirreacciones, se procede a sumarlas para obtener la ecuación balanceada:



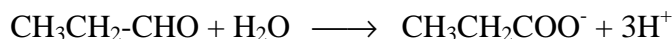
En situaciones como esta es recomendable usar los otros métodos propuestos, que se desarrollarán a continuación, sólo para la igualación de la semirreacción de la oxidación, para comparar.

• Método 2

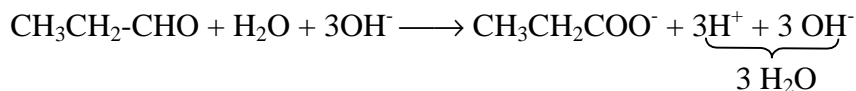
Usando medio ácido para posteriormente transformarla en medio básico



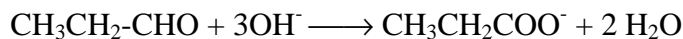
Se agrega H_2O al lado izquierdo (para que se igualen los O), con lo cual quedan 8 átomos de H. Esto determina entonces que al lado derecho se agreguen 3 H^+ :



Neutralizando los 3 H^+ con 3 OH^- , agregados a cada lado de la semirreacción:



Simplificando las moléculas de agua, queda:



Para completar la igualación de cargas se agregan 2e^- al lado derecho. La semirreacción quedó exactamente igual que con el método 1. Desde aquí en adelante se puede continuar con el método del ion-electrón con ambas semirreacciones igualadas en medio básico.