2.2. Número de oxidación de elementos y compuestos

Los elementos se combinan en proporciones definidas y constantes. Esta capacidad de combinación de un átomo con otros para formar un compuesto recibió el nombre de *valencia*.

En la actualidad, se prefiere utilizar el número de oxidación o estado de oxidación. El cual significa el número de cargas que tendría un átomo en una molécula o en un compuesto iónico si los electrones fueran transferidos completamente.

Debemos distinguir entre *número de oxidación* y *carga iónica:*

Y TAMBIÉN: ¿?

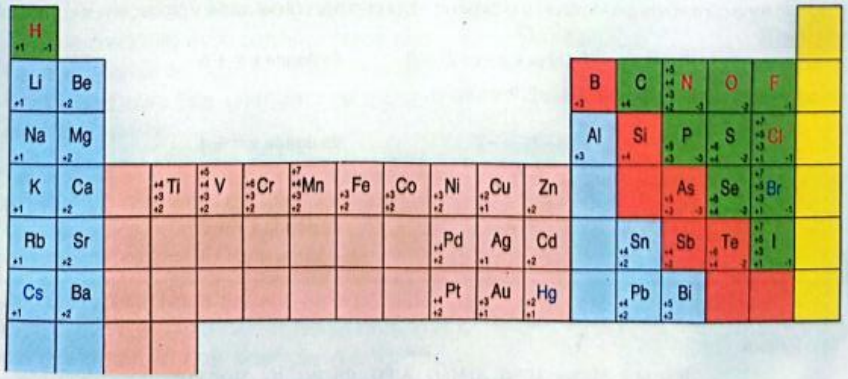
Valencia química

Número entero que expresa la capacidad de combinación de un átomo con otros para formar un compuesto. Tomamos como referencia el átomo de hidrógeno, al que se asigna la valencia 1. De este modo, la valencia de un elemento es el número de átomos de hidrógeno que se combinan con un átomo de dicho elemento.

Número de oxidación	Carga iónica
Representa una capacidad de combinación. Escribimos sobre el símbolo del elemento e indicamos con un número la forma +n o −n: $\overset{+1\,-1}{NaCl}$ $\quad$ $\overset{+1\,+6\,-2}{H_2SO_4}$	Es la carga positiva o negativa, n + o n −, que adquieren un átomo o un grupo de átomos cuando pierden o ganan electrones. Escribimos a la derecha del símbolo del ion, en la parte superior: $Na^+, Ca^{2+}, Al^{3+}, NO_3^-, CQ^{2-}, PQ^{3-}$

Un mismo elemento, según el compuesto del que forma parte, puede tener varios números de oxidación. Los números de oxidación destacados en negrita son comunes a cada grupo de la tabla periódica.

Grados de oxidación de algunos elementos químicos



LIVEWORKSHEETS
Prohibido su reproducción

Y TAMBIÉN: ¿?

Número de oxidación y reacciones químicas

En las reacciones químicas el número de electrones ganados por algunos átomos coincide con el número de electrones cedidos por otros, de manera que el balance total del cambio es cero.

Determinación del número de oxidación

Debemos tener en cuenta las siguientes reglas:

- Los átomos de los elementos que no forman parte de un compuesto químico tienen número de oxidación cero, 0, incluso cuando forman moléculas o estructuras poliatómicas, como N_2.
- El número de oxidación de un ion monoatómico es su propia carga; así, Na^+ tiene un número de oxidación de + 1 y Cl^-, -1.
- El oxígeno emplea comúnmente el número de oxidación -2.
- El hidrógeno utiliza habitualmente el número de oxidación +1. Solo en los hidruros utiliza el número de oxidación -1.
- La suma algebraica de todos los números de oxidación de los átomos que intervienen en la fórmula de una sustancia neutra debe ser cero.
- En los iones poliatómicos esta suma debe ser igual a la carga total, positiva o negativa, del ion.

Puesto que el oxígeno y el hidrógeno forman parte de muchos compuestos, la asignación de sus números de oxidación permite determinar el número de oxidación de los otros elementos del compuesto.

Ejemplo 7

Determinemos los siguientes números de oxidación: a. del azufre en el dióxido de azufre, SO_2; b. del nitrógeno en el ácido nítrico, HNO_3; c. del azufre en el sulfato de potasio, K_2SO_4; d. del carbono en el ion carbonato, CO_3^{2-}; e. del cloro en el ion perclorato, ClO_4^-.

a. El oxígeno tiene número de oxidación −2, llamamos *x* al número de oxidación del azufre y aplicamos la regla dada:

$$\overset{x\ -2}{SO_2} \qquad x + 2(-2) = 0 \qquad \text{de donde } x = +4$$

b. El hidrógeno tiene número de oxidación +1 y el oxígeno, −2. Llamamos *x* al del nitrógeno y, a continuación, aplicamos la regla:

$$\overset{+1\ x\ -2}{HNO_3} \qquad +1 + x + 3(-2) = 0 \qquad \text{de donde } x = +5$$

c. El potasio tiene número de oxidación +1 y el oxígeno, −2. Llamamos *x* al del azufre y procedemos como antes:

$$\overset{+1\ x\ -2}{K_2SO_4} \qquad 2(+1) + x + 4(-2) = 0 \qquad \text{de donde } x = +6$$

d. La carga total del ion carbonato es −2. Por tanto:

$$\overset{x\ -2}{CO_3^{2-}} \qquad x + 3(-2) = -2 \qquad \text{de donde } x = +4$$

e. Carga total del ion perclorato −1

$$\overset{x\ -2}{ClO_4^-} \qquad x + 4(-2) = -1 \qquad \text{de donde } x = +7$$

Actividades

3. **Determina** el número de oxidación de cada elemento en las siguientes especies químicas moleculares o iónicas:

$$H_2O,\ Al_2S_3,\ NaNO_2,\ H_2SO_3,\ SrMnO_4,\ AlPO_4,\ Rb_3BO_3,\ IO^-_3,\ SiO_3^{2-},\ PO_3^{3-}$$

2.3 Reacciones de oxidación y reducción

En la formación de los compuestos iónicos es fácil apreciar la transferencia de electrones entre dos elementos. Esto es precisamente lo que caracteriza a estas reacciones como de oxidación-reducción.

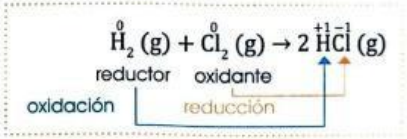
Sin embargo, en la mayor parte de las reacciones, no es sencillo advertir dicha transferencia electrónica; así sucede especialmente entre sustancias covalentes. Por este motivo, se adopta un criterio más claro que permite identificar fácilmente las reacciones de oxidación-reducción.

Reacciones de oxidación-reducción, o reacciones redox, son los procesos químicos en los que tiene lugar alguna variación en el número de oxidación de los elementos. Esta variación es la consecuencia de la transferencia real o aparente de electrones.

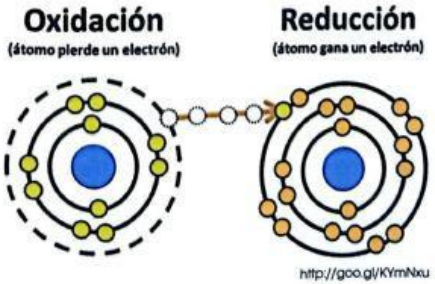
Por ejemplo, dada la reacción $H_2\,(g) + Cl_2\,(g) \rightarrow 2\,HCl\,(g)$, si asignamos números de oxidación a todos los elementos, obtenemos:

$$\overset{0}{H}_2\,(g) + \overset{0}{Cl}_2\,(g) \rightarrow 2\,\overset{+1\,-1}{HCl}\,(g)$$

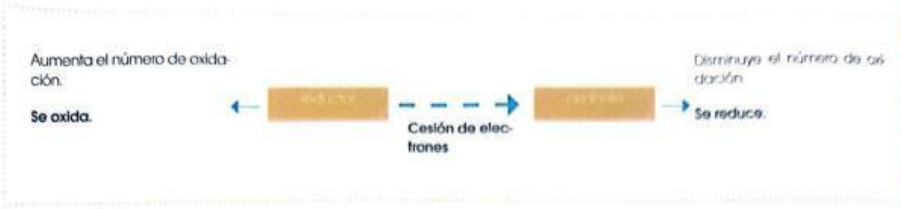
- El número de oxidación del hidrógeno varía de 0 a +1. Este hecho equivale a decir que cada átomo de hidrógeno ha perdido un electrón, por lo que decimos que el hidrógeno es el agente reductor y que se ha oxidado.
- El número de oxidación del cloro ha variado de 0 a −1. Este hecho equivale a decir que cada átomo de cloro ha ganado un electrón, por lo que decimos que el cloro es el agente oxidante y que se ha reducido.



- Agente reductor es la sustancia que contiene el elemento cuyo número de oxidación aumenta. Este elemento se oxida reduciendo a otro.
- Agente oxidante es la sustancia que contiene el elemento cuyo número de oxidación disminuye. Este elemento se reduce oxidando a otro.
- Semirreacción de oxidación es el proceso en que un elemento aumenta su número de oxidación, lo que equivale a una pérdida real o aparente de electrones.
- Semirreacción de reducción es el proceso en que un elemento disminuye su número de oxidación, lo que equivale a una ganancia real o aparente de electrones.



LIVEWORKSHEETS
Prohibida su reproducción



Y TAMBIÉN: ¿?

Tradicionalmente, los términos *oxidación* y *reducción* se han utilizado de forma muy limitada para describir los siguientes procesos:

Oxidación es la reacción en que un elemento se combina con el oxígeno, o un compuesto aumenta su contenido en oxígeno.

Ejemplos:

$$C\,(s) + O_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g)$$

$$2\,FeO\,(s) + \frac{1}{2}\,O_2\,(g) \rightarrow Fe_2O_3\,(s)$$

Reducción es la reacción en que un compuesto pierde oxígeno, o un elemento se combina con el hidrógeno.

Ejemplos:

$$Fe_2O_3\,(s) + 3\,CO\,(g) \rightarrow 2\,Fe\,(s) + 3\,CO_2\,(g)$$

$$2\,Na\,(s) + H_2\,(g) \rightarrow 2\,NaH\,(s)$$

La denominación general *reacciones redox* incluye un gr número de transformaciones químicas de especial importa cia práctica, como la combustión de muchas sustancias, oxidación de los metales al aire, la obtención de metales y metales a partir de sus minerales, los procesos electrolíticos, producción de energía eléctrica en las pilas, etc.

En la actualidad, los conceptos de *oxidación* y *reducción* no se limitan al aumento o disminución del contenido de oxígeno, más bien incluye todos los procesos en que tiene lugar, real o aparentemente, una transferencia de electrones.

Consideremos, por ejemplo, la reacción de síntesis del fluoruro de magnesio, MgF_2, a partir de sus elementos:

$$Mg\,(s) + F_2\,(g) \rightarrow MgF_2\,(s)$$

El producto formado es el resultado final de la transferencia de electrones que ha tenido lugar en dos semirreacciones simultáneas:

- **Semirreacción de oxidación**: El Mg cede sus dos electrones de valencia. Por lo tanto, decimos que se ha *oxidado*:

$$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2\,e^-$$

- **Semirreacción de reducción**: A los dos electrones cedidos por el magnesio los reciben los dos átomos de flúor. Cada átomo F recibe un electrón. Decimos que el flúor se ha reducido.

$$F_2 + 2\,e^- \rightarrow 2\,F^-$$

- La reacción global es la suma de las dos semirreacciones:

$$Mg + F_2 \rightarrow Mg^{2+} + 2F^- \rightarrow MgF_2$$

- El magnesio recibe el nombre de reductor porque, al ceder electrones y oxidarse, provoca la reducción del flúor.



El número de electrones cedidos por el reductor es igual al número de electrones recibidos por el oxidante.

LIVEWORKSHEETS

Prohibida su reproducción

- Al flúor lo denominamos oxidante porque, al recibir electrones y reducirse, provoca la oxidación del magnesio.

Generalizando, podemos decir:

Reacción de oxidación-reducción es aquella que tiene lugar mediante transferencia de electrones.

Oxidación es el proceso de pérdida de electrones por parte de un reductor.

Reducción es el proceso de ganancia de electrones por parte de un oxidante.

Y TAMBIÉN:

Cuanto más fuerte es un agente reductor, es decir, cuanto mayor es su tendencia a ceder electrones, más débil es su oxidante conjugado, o sea, menor es la tendencia de este a recibir electrones.

De igual modo, cuanto más fuerte es un agente oxidante, más débil es su reductor conjugado.

Las reacciones redox y las reacciones ácido-base presentan algunas semejanzas. En estas últimas llamábamos *pares conjugados ácido-base* a un ácido y su base conjugada o bien a una base y su ácido conjugado. En las reacciones redox se cumple que:

- El agente oxidante y su forma reducida forman un *par conjugado redox*. La forma reducida es el reductor conjugado.
- El agente reductor y su forma oxidada forman un *par conjugado redox*. La forma oxidada es el oxidante conjugado.

Ejemplo 8

Obtengamos las semireacciones y reacción global:



Las semirreacciones son:

$\overset{0}{H_2} \rightarrow 2\overset{+1}{H} + 2e^-$ semirreacción de oxidación

$\overset{0}{Cl_2} + 2e^- \rightarrow 2\overset{-1}{Cl}$ semirreacción de reducción

Sumando las dos reacciones obtendremos la reacción global.

$$\cancel{2e^-} + Cl_2^0 + H_2^0 \rightarrow 2H^{1+} + 2Cl^{1-} + \cancel{2e^-}$$

$$Cl_2^0 + H_2^0 \rightarrow 2H^{1+} + 2Cl^{1-}$$

Siempre que haya el mismo número de electrones en las semirreacciones el ejercicio está bien.

Si se da el caso que tenga diferente número de electrones, debemos multiplicar por un factor para que coincida el número de electrones en las dos semirreacciones.

LIVEWORKSHEETS

Prohibida su reproducción

Para la resolución de ejercicios de reacciones de oxidación y reducción debemos seguir una serie de pasos.

Paso 1: Balanceamos o verificamos que la ecuación esté balanceada.

$$Fe + O_2 \rightarrow Fe^{3+} + 2O^{2-}$$

Paso 2: Colocamos las cargas de todos los elementos de la reacción.

$$Fe + O_2 \rightarrow Fe^{3+} + 2O^{2-}$$

Paso 3: Identificamos al átomo que se oxida y al que se reduce con base en el análisis de transferencia de electrones de las semirreacciones.

Pierde e^-

$$\overset{0}{Fe} \rightarrow \overset{+3}{Fe} + 3e^-$$

Un átomo de Fe^0 se oxida y pierde tres electrones.

Gana e^-

$$\overset{0}{O_2} + 4e^- \rightarrow \overset{-2}{2O}$$

Dos átomos de O^{2-} se reducen y ganan cuatro electrones.

Paso 4: Verificamos que el número de electrones en las semirreacciones sea el mismo. De no ser así, multiplicamos por un factor para que coincida el número de electrones en ambas reacciones.

Semirreacción de oxidación:

$$Fe^0 \rightarrow Fe^{3+} + 3e^-$$

Multiplicamos por 4:

$$4Fe^0 \rightarrow 4Fe^{3+} + 12e^-$$

Semirreacción de reducción:

$$4e^- + O_2^0 \rightarrow 2O^{2-}$$

Multiplicamos por 3:

$$12e^- + 3O_2^0 \rightarrow 6O^{2-}$$

Paso 5: Sumamos las semirreacciones y obtenemos la reacción global.

$$4Fe^0 \rightarrow 4Fe^{3+} + 12e^-$$
$$12e^- + 3O_2^0 \rightarrow 6O^{2-}$$
$$\overline{\cancel{12e^-} + 4Fe^0 + 3O_2^0 \rightarrow 4Fe^{3+} + 6O^{2-} + \cancel{12e^-}}$$

Reacción global: $4Fe^0 + 3O_2^0 \rightarrow 4Fe^{3+} + 6O^{2-}$

Y TAMBIÉN: ¿?

Las reacciones redox o de oxido-reducción son de gran importancia en los procesos metabólicos como la fotosíntesis y la respiración aerobia. En dichos procesos existe una cadena transportadora de electrones que permiten la producción de trifosfato de adenosina (ATP), nucleótido importante en la obtención de energía celular.

LIVEWORKSHEETS

Prohibida su reproducción

Ejemplo 10

Asignemos el número de oxidación a cada elemento e identifiquemos la oxidación y la reducción, el oxidante y el reductor, así como el reductor conjugado y el oxidante conjugado en las siguientes reacciones redox:

$Fe_2O_3\,(s) + 3\,CO\,(g) \rightarrow 2\,Fe\,(s) + 3\,CO_2\,(g)$

a. Los números de oxidación de cada elemento son:

$\overset{+3}{Fe_2}\overset{-2}{O_3}\,(s) + 3\,\overset{+2}{C}\overset{-2}{O}\,(g) \rightarrow 2\,\overset{0}{Fe}\,(s) + 3\,\overset{+4}{C}\overset{-2}{O_2}\,(g)$

Observamos que el Fe varía su número de oxidación de +3 a 0, luego se reduce; el Fe_2O_3 es el agente oxidante y el Fe es su reductor conjugado.

El número de oxidación del C varía de +2 a +4, luego se oxida; el CO es el agente reductor y el CO_2 es su oxidante conjugado.

$\overset{+3}{Fe_2}\overset{-2}{O_3}\,(s) + 3\,\overset{+2}{C}\overset{-2}{O}\,(g) \rightarrow 2\,\overset{0}{Fe}\,(s) + 3\,\overset{+4}{C}\overset{-2}{O_2}\,(g)$

oxidante — reductor — reductor — oxidante

reducción — conjugado — conjugado — oxidación

$2(Fe^{3+} + 3e^- \rightarrow 2Fe^0)$
$3C^{2+} \rightarrow 3C^{4+} + 6e^-$

$2Fe^{3+} + 6e^- \rightarrow 4Fe^0$
$3C^{2+} \rightarrow 3C^{4+} + 6e^-$

$2Fe^{3+} + 3C^{2+} \rightarrow 4Fe^0 + 3C^{4+}$

Reacción global

$3\,NO_2\,(g) + H_2O\,(l) \rightarrow 2\,HNO_3\,(aq) + NO\,(g)$

b. Los números de oxidación de cada elemento son:

$3\,\overset{+4}{N}\overset{-2}{O_2}\,(g) + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}\,(l) \rightarrow 2\,\overset{+1}{H}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3}\,(aq) + \overset{+2}{N}\overset{-2}{O}\,(g)$

Algunos átomos de N del NO_2 varían su número de oxidación de +4 a +5 oxidándose, mientras que otros varían de +4 a +2 reduciéndose.

Se trata de una reacción de autooxidación-reducción, dismutación o desproporción, unas moléculas de NO_2 son el agente oxidante y otras moléculas son el agente reductor.

$3\,\overset{+4}{N}\overset{-2}{O_2}\,(g) + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}\,(l) \rightarrow 2\,\overset{+1}{H}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3}\,(aq) + \overset{+2}{N}\overset{-2}{O}\,(g)$

oxidante — oxidante — reductor

reductor — conjugado — conjugado

oxidación — reducción

$3N^{4+} + 6e^- \rightarrow N^{2+}$
$3(3N^{4+} \rightarrow 2N^{5+} + 2e^-)$

$3N^{4+} + 6e^- \rightarrow N^{2+}$
$9N^{4+} \rightarrow 6N^{5+} + 6e^-$

$12N^{4+} \rightarrow 6N^{+5} + N^{+2}$

Reacción global

Actividades

4. **Asigna** el número de oxidación a cada uno de los elementos en las siguientes especies químicas:

   SO_2, $K_2Cr_2O_7$, H_2CO_3, CH_2O, MnO_2, Na_2SO_4, CH_4, NO^-_2, CrO^{2-}_4, SO^{2-}_3.

5. Razona si es correcta o no la frase siguiente: «No es posible la reducción de un agente oxidante si al mismo tiempo no se oxida un agente reductor».

6. El carácter oxidante de los halógenos aumenta de este modo: $I_2 < Br_2 < Cl_2 < F_2$. **Indica** cuáles son los reductores conjugados correspondientes y **ordénalos** según el orden creciente de su carácter reductor.

7. En cada una de las siguientes reacciones redox, **asigna** el número de oxidación a cada elemento e **identifica** la oxidación, la reducción, el agente oxidante y el agente reductor.

   a. $2\,KClO_3 \rightarrow 2\,KCl + 3\,O_2$

   b. $Zn + CuSO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Cu$

   c. $4\,NH_3 + 3\,O_2 \rightarrow 2\,N_2 + 6\,H_2O$

   d. $2\,FeCl_2 + Cl_2 \rightarrow 2\,FeCl_3$

   e. $2\,AgNO_3 + Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\,Ag$

   f. $2\,Cu(NO_3)_2 \rightarrow 2\,CuO + 4\,NO_2 + O_2$

LIVEWORKSHEETS
Prohibida su reproducción

LIVEWORKSHEETS

Y TAMBIÉN:

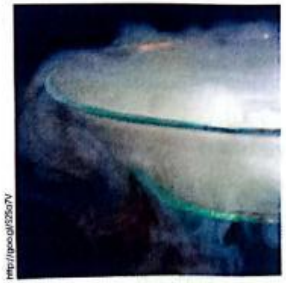
Por comodidad, es costumbre escribir H^+ para referirnos al ion hidrógeno en las reacciones de oxidación-reducción.

Ya sabemos que en realidad este ion en disolución acuosa está hidratado formando, al menos, la especie H_3O^+, el ion hidronio.



http://goo.gl/eu3niv

Ácido nítrico (HNO_3)



http://goo.gl/525a7V

El nitrógeno gaseoso constituye el 78% del aire atmosférico.

Balanceo de ecuaciones redox

El ajuste de las ecuaciones de oxidación-reducción suele presentar mayor dificultad que el resto de las ecuaciones químicas.

Como en toda ecuación, debe realizarse un balance de masas que asegure que en los dos miembros de la ecuación haya el mismo número de átomos de cada elemento.

Además, es preciso efectuar un balance de cargas cuyo fin es lograr que el número de electrones cedidos en la oxidación del reductor sea igual que el de los electrones ganados en la reducción del oxidante.

Para satisfacer este doble balance podemos seguir el método del ion-electrón. Este se desarrolla siguiendo una serie de pasos como se muestra en el siguiente ejemplo:

$$HNO_3 + HI \rightarrow NO + I_2 + H_2O$$

Paso 1: Escribimos la ecuación redox en forma iónica, teniendo en cuenta que solo se disocian los ácidos, las sales y los hidróxidos.

Disociamos en iones los ácidos nítrico y yodhídrico:

$$\overset{+1}{H^+} + \overset{+5\,-2}{NO^-_3} + \overset{+1}{H^+} + \overset{-1}{I^-} \rightarrow \overset{+2\,-2}{NO} + \overset{0}{I_2} + H_2O$$

Paso 2: Identificamos las semirreacciones de oxidación y de reducción y escribimos cada una por separado.

El I^- se transforma en I_2 pasando su número de oxidación de -1 a 0, el I^- se oxida a I_2.

Semirreacción de oxidación: $I^- \rightarrow I_2$

El NO^-_3 se transforma en NO variando el número de oxidación del N de +5 a +2, el N se reduce.

Semirreacción de reducción: $NO^-_3 \rightarrow NO$

Paso 3: Ajustamos los átomos de cada elemento, excepto hidrógeno y oxígeno que requieren un ajuste especial.

Balanceamos el número de átomos de yodo: $2\,I^- \rightarrow I_2$.

Paso 4: Ajustamos el número de átomos de oxígeno.

En disolución ácida por cada átomo de oxígeno que falta se añade una molécula de agua.

En disolución básica por cada átomo de oxígeno que falte, añadimos dos iones OH^- y, al otro miembro, una molécula de H_2O.

$$NO_3^- \rightarrow NO + 2\,H_2O$$

Prohibida su reproducción

Paso 5: Balanceamos los átomos de hidrógeno.

En disolución ácida, por cada átomo de hidrógeno que falte, añadimos un ion H^+.

En disolución básica, por cada átomo de hidrógeno que falte, añadimos una molécula de H_2O y, al otro miembro, un ion OH^-.

En la misma semirreacción ajustamos los átomos de hidrógeno añadiendo cuatro iones H + al primer miembro.

$$NO_3^- + 4H^+ \rightarrow NO + 2H_2O$$

Paso 6: Para ajustar las cargas añadimos los electrones necesarios para que el número de cargas en los dos miembros de cada semirreacción sea el mismo.

$$2I^- \rightarrow I_2 + 2e^- \quad \text{semirreacción de oxidación}$$
$$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow NO + 2H_2O \quad \text{semirreacción de reducción}$$

Paso 7: Igualamos el número de electrones en las dos semirreacciones.

Multiplicamos la oxidación por 3 y la reducción por 2:

$$6I^- \rightarrow 3I_2 + 6e^-$$
$$2NO_3^- + 8H^+ + 6e^- \rightarrow 2NO + 4H_2O$$

Paso 8: Sumamos las dos semirreacciones para obtener la reacción iónica global:

$$2\,HNO_3 + 6\,HI \rightarrow 2NO + 3\,I_2 + 4\,H_2O$$

La respuesta está en medio ácido, porque en la ecuación global están presentes iones hidronio (H^+).

Ejemplo 11

¿Cómo pasar de un medio ácido a un medio básico y viceversa?

Paso 1: Agregamos el equivalente de iones hidronio (H^+) o iones hidroxilo (OH^-) en ambos lados de la ecuación.

Continuando con el ejemplo anterior.

$$2NO_3^- + 8H^+ + 6I^- \rightarrow 2NO + 3I_2 + 4H_2O$$

$$8OH^- + 8H^+ + 2NO_3^- + 6I^- \rightarrow 2NO + 3I_2 + 4H_2O + 8OH^-$$

Paso 2: En el lado de la ecuación que haya iones hidronio (H^+) y iones hidroxilo (OH^-), formamos moléculas de agua.

$$8H_2O + 2NO_3^- + 6I^- \rightarrow 2NO + 3I_2 + 4H_2O + 8OH^-$$

Paso 3: Simplificamos las moléculas de agua.

$$\cancel{8}H_2\cancel{O} + 2NO_3^- + 6I^- \rightarrow 2NO + 3I_2 + \cancel{4}H_2\cancel{O} + 8OH^-$$

La ecuación está en medio básico porque en la ecuación están presentes iones hidroxilo (OH^-).

$$4H_2O + 2NO_3^- + 6I^- \rightarrow 2NO + 3I_2 + 8OH^-$$

LIVEWORKSHEETS
Prohibida su reproducción

Y TAMBIÉN:

Una sustancia que en determinada reacción actúa como oxidante puede actuar en otra como reductor, dependiendo de la sustancia con la que reacciona. Expresamos este hecho diciendo que el carácter oxidante y el carácter reductor son relativos.

Por ejemplo, el nitrógeno, N_2, puede actuar como oxidante reduciéndose a NH_3, o bien puede actuar como reductor oxidándose a NO.

0 se reduce. -3

$$N_2 + 3\,H_2 \rightarrow 2\,NH_3$$

Oxidante

0 se oxida. +2

$$N_2 + O_2 \rightarrow 2\,NO$$

Reductor

A la reacción del hierro (Fe) con el ion dricromato ($Cr_2O_7^{2-}$) la representamos por la siguiente reacción.

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

Escribimos las semirreacciones de oxidación y de reducción, la ecuación iónica balanceada en medio ácido y en medio básico.

Oxidación: $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$

Reducción: $Cr_2 + 6O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$

Semirreacción de oxidación:

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

Semirreacción de reducción:

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

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

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

Sumamos las reacciones.

$$6\,(Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-)$$

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

$$6Fe^{2+} \rightarrow 6Fe^{3+} + 6e^-$$

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

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

Ecuación en medio ácido:

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

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

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

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

Ecuación en medio básico:

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

LIVEWORKSHEETS

Actividades

8. **Ajusta** las siguientes ecuaciones que corresponden a reacciones redox en medio ácido:
   a. $Na_2SO_4 + C \rightarrow CO_2 + Na_2S$
   b. $HCl + K_2Cr_2O_7 \rightarrow Cl_2 + CrCl_3 + KCl$
   c. $KMnO_4 + HCl \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + KCl$
   d. $KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4$
   e. $MnO^-_4 + SO_2 \rightarrow Mn^{2+} + HSO^-_4$

Prohibida su reproducción

Las reacciones de óxido reducción son reacciones en las que hay transferencia de electrones, pero también se pueden realizar conversiones a partir de gramos, moles, moléculas o rendimiento de reacción.

Ejemplo 13

Dada la siguiente reacción de óxido reducción:

$$2MnO_4^- + 5H_2O_2 + 6H^+ \rightarrow 5O_2 + 2Mn^{+2} + 8H_2O$$

a. En 79 gramos de agua oxigenada (H_2O_2), ¿cuántos moles de agua se pueden formar?

$$79\ \cancel{g\ H_2O_2} \times \frac{1\ \cancel{mol\ H_2O_2}}{34\ \cancel{g\ de\ H_2O_2}} \times \frac{8\ moles\ de\ H_2O}{5\ \cancel{mol\ H_2O_2}} = 3{,}71\ moles\ de\ H_2O$$

b. Si tenemos veinte gramos de permanganato de sodio, ¿cuántos gramos de agua se van a producir?

$$20\ \cancel{g\ KMnO_4} \times \frac{1\ \cancel{mol\ KMnO_4}}{157{,}95\ \cancel{g\ de\ KMnO_4}} \times \frac{1\ \cancel{mol\ MnO_4^-}}{1\ \cancel{mol\ KMnO_4}} \times \frac{8\ \cancel{mol\ H_2O}}{2\ \cancel{mol\ MnO_4^-}} \times \frac{18\ g\ H_2O}{1\ \cancel{mol\ H_2O}} = 9{,}11\ g\ H_2O$$

Se van a producir 9,11 gramos de agua.

Ejemplo 14

Dada la siguiente ecuación:

$$2MnO_4^- + 16H^+ + 5C_2O_4^{2-} \rightarrow 2Mn^{2+} + 10CO_2 + 8H_2O$$

a. Se producen diez gramos de CO_2 con un rendimiento del 89,26%. ¿Cuántos moles de permanganato se utilizaron inicialmente para obtener este rendimiento?

Se parte de la fórmula del rendimiento reemplazando los datos que tenemos:

$$Rendimiento = \frac{rendimiento\ real}{rendimiento\ teórico} \times 100\%$$

$$89{,}25\% = \frac{10\ g\ de\ CO_2}{rendimiento\ teórico} \times 100\%$$

$$Rendimiento\ teórico = 11{,}20\ g\ de\ CO_2$$

$$11{,}20\ \cancel{g\ CO_2} \times \frac{1\ \cancel{mol\ CO_2}}{44\ \cancel{g\ de\ CO_2}} \times \frac{2\ mol\ MnO_4^-}{10\ \cancel{mol\ CO_2}} = 0{,}05\ moles\ de\ MnO_4^-$$

LIVE WORKSHEETS

b. El porcentaje de oxalato en un sólido es del 33%. Si se utilizó setenta gramos de este sólido, ¿cuánto CO_2 en gramos se puede producir?

$$70\ g \times \frac{33\%}{100\%} \times \frac{2\ mol\ MnO_4^-}{10\ mol\ CO_2} = 23{,}1\ g\ C_2O_4^{-2}$$

$$23{,}1\ \cancel{g\ C_2O_4^{-2}} \times \frac{1\ \cancel{mol\ C_2O_4^{-2}}}{88\ \cancel{g\ de\ C_2O_4^{-2}}} \times \frac{10\ \cancel{mol\ CO_2}}{5\ \cancel{mol\ C_2O_4^{-2}}} \times \frac{44\ g\ CO_2}{1\ \cancel{mol\ CO_2}} = 23{,}1\ g\ CO_2$$

También podemos realizar ejercicios de identificación de elementos desconocidos en una ecuación de óxido reducción.

Ejemplo 15

Un metal alcalinotérreo reacciona con O_2 en una reacción en la que se transfieren electrones. Si veinte gramos de este metal se utilizó para producir 0,22 moles de producto. Determinemos, ¿de qué elemento se trata?

Lo primero que se realiza es plantear la reacción, tomando en cuenta que los metales alcalinotérreos tienen carga +2. Al ser un metal desconocido tenemos X^{+2}.

Cuando este metal reacciona con oxígeno se forma:

$$X_2O_2 = XO$$

Con base en lo descrito, la ecuación queda: $X^{+2} + O_2 \rightarrow XO$.

Pero toda ecuación debe estar balanceada: $2X^{+2} + O_2 \rightarrow 2XO$.

Sabemos que con veinte gramos del metal se producen 0,22 moles de XO, de modo que el planteamiento de la estequiometría es:

$$20\ \cancel{g\ de\ X^{+2}} \times \frac{1\ \cancel{mol\ X^{+2}}}{Y\ \cancel{g\ X^{+2}}} \times \frac{2\ mol\ XO}{2\ \cancel{mol\ X^{+2}}} = 0{,}22\ moles\ de\ XO$$

$$Y = 87{,}62\ g \rightarrow \text{el metal puede ser } Sr^{2+}$$

Actividades

9. **Ajusta** las ecuaciones siguientes que corresponden a reacciones redox en medio básico:

a. $N_2O_4 + Br^- \rightarrow NO^-_2 + BrO^-_3$

b. $KI + KClO_3 \rightarrow I_2 + KCl + KOH$

c. $H_2SO_4 + NaCl \leftrightarrow Na_2SO_4 + HCl$

d. $HCl + MnO_2 \leftrightarrow MnCl_2 + H_20 + Cl_2$

e. $Cr(OH)_3 + KIO_3 \rightarrow KI + K_2CrO_4$

f. $BaO_2 + HCl \leftrightarrow BaCl_2 + H_2O_2$

g. $Ag_2SO_4 + NaCl \leftrightarrow Na_2SO_4 + AgCl$

h. $H_2SO_4 + C \leftrightarrow H_20 + SO_2 + CO_2$

10. El permanganato de potasio, en medio ácido, es capaz de oxidar al sulfuro de hidrógeno a azufre elemental, S, y el permanganato pasa a ion manganeso (II). **Indica** el oxidante, el reductor, la especie que se oxida y la que se reduce, **ajusta** la reacción y **escríbela** en forma molecular.

LIVEWORKSHEETS