

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.

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:

$$\begin{array}{ccc} x & -2 & \\ SO_2 & x + 2(-2) = 0 & \text{de donde } x = +4 \end{array}$$

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

$$\begin{array}{ccc} +1 & x & -2 \\ HNO_3 & +1 + x + 3(-2) = 0 & \text{de donde } x = +5 \end{array}$$

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

$$\begin{array}{ccc} +1 & x & -2 \\ K_2SO_4 & 2(+1) + x + 4(-2) = 0 & \text{de donde } x = +6 \end{array}$$

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

$$\begin{array}{ccc} x & -2 & \\ CO_3^{2-} & x + 3(-2) = -2 & \text{de donde } x = +4 \end{array}$$

e. Carga total del ion perclorato -1

$$\begin{array}{ccc} x & -2 & \\ ClO_4^- & x + 4(-2) = -1 & \text{de donde } x = +7 \end{array}$$

Ejemplo 7

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



Actividades

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.

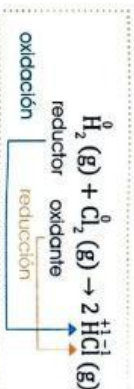
Sin embargo, en la mayor parte de las reacciones, no es sencillo advertir dicha transferencia electrónica; así sucede especialmente entre sustancias covalentes. Por este motivo, se adopta un criterio más claro que permite identificar fácilmente las reacciones de oxidación-reducción.

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.

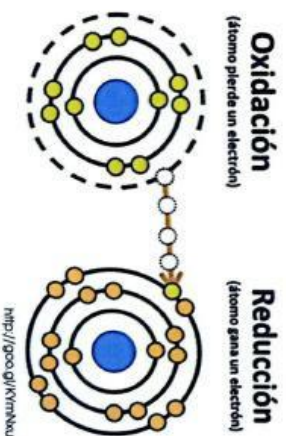
Por ejemplo, dada la reacción $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{HCl}(\text{g})$, si asignamos números de oxidación a todos los elementos, obtenemos:



- 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.
- Semireacción 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.
- Semireacción 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.



Aumenta el número de oxidación.
Se oxida.



Disminuye el número de oxidación.
Se reduce.



Diagrama el número de oxidación.

Y TAMBIÉN: ¿?

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

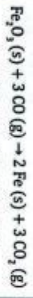
Oxidación es la reacción en que un elemento se combina con el oxígeno, o un compuesto aumenta su contenido en oxígeno.

Ejemplos:



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

Ejemplos:



La denominación general *reacciones redox* incluye un gran número de transformaciones químicas de especial importancia práctica, como la combustión de muchos sustanciales, la 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:



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

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



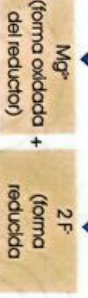
- **Semireacción de reducción:** A los dos electrones cedidos por el magnesio los reciben los dos átomos de flúor. Cada átomo F recibe un electrón. Decimos que el flúor se ha reducido.



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



- 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.

- Al fíjor 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.

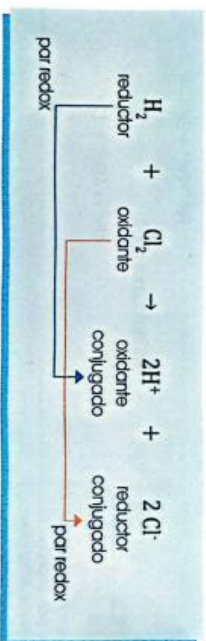
Y TAMBIÉN: ¿?

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 éste 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 estos últimos 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:

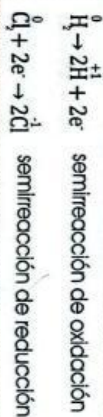
- El agente oxidante y su forma reducida forman un **par conjugado redox**. La forma reducida es el reductor conjugado.
- El agente reductor y su forma oxidada forman un **par conjugado redox**. La forma oxidada es el oxidante conjugado.

Obtenemos las semireacciones y reacción global:

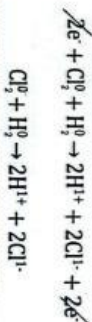


Ejemplo 8

Las semireacciones son:



Sumando las dos reacciones obtenemos la reacción global.



Siempre que haya el mismo número de electrones en las semireacciones 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 semireacciones.

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.



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



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



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

Semireacción de oxidación:



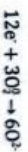
Multiplicamos por 4:



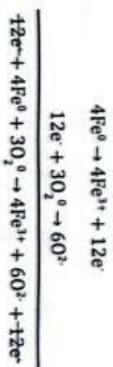
Semireacción de reducción:



Multiplicamos por 3:



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



Y TAMBIÉN:

Las reacciones redox o de oxidación-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.

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:

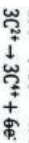
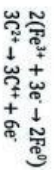


a. Los números de oxidación de cada elemento son:



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.



Reacción global

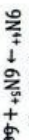


b. Los números de oxidación de cada elemento son:



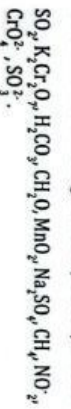
Algunos átomos de N del NO_2 varían su número de oxidación de +4 a +5 oxidándose, mientras que otros varían de +4 a +2 reduciéndose.

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.



Reacción global

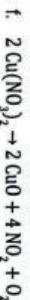
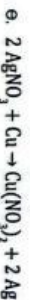
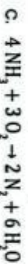
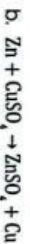
4. **Asigna** el número de oxidación a cada uno de los elementos en las siguientes especies químicas:



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: $\text{I}_2 < \text{Br}_2 < \text{Cl}_2 < \text{F}_2$. 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:



Actividades

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.

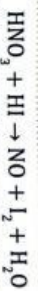
Balanceo de ecuaciones redox

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.

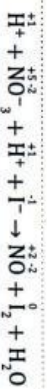
Además, es preciso efectuar un balance de cargas cuyo fin es lograr que el número de electrones cedidos en la oxidación del reductor sea igual que el de los electrones ganados en la reducción del oxidante.

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



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:



Paso 2: Identificamos las semireacciones 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 .



El NO_3^- se transforma en NO variando el número de oxidación del N de +5 a +2, el N se reduce.



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



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 falta, añadimos dos iones OH^- y, al otro miembro, una molécula de H_2O .



Ácido nítrico (HNO_3)



El nitrógeno gaseoso constituye el 78% del aire atmosférico.

Paso 5: Balanceamos los átomos de hidrógeno.

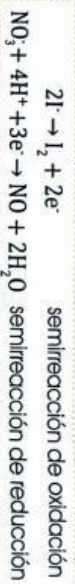
En disolución ácida, por cada átomo de hidrógeno que falte, añadimos un ion H^+ .

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.

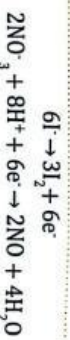


Paso 6: Para ajustar las cargas añadimos los electrones necesarios para que el número de cargas en los dos miembros de cada semirreacción sea el mismo.



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

Multiplicamos la oxidación por 3 y la reducción por 2:



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



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

¿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,



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



Paso 3: Simplificamos las moléculas de agua.



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



Ejemplo 11

A la reacción del hierro (Fe) con el ion dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) la representamos por la siguiente reacción:



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

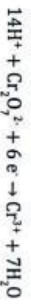
Oxidación: $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$

Reducción: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$

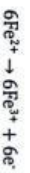
Semireacción de oxidación:



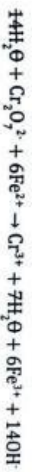
Semireacción de reducción:



Sumamos las reacciones:



Ecuación en medio ácido:



Ecuación en medio básico:



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 catión oxidante y el catión 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



Oxidante

0 se oxida, +2



Reductor

8. Ajusta las siguientes ecuaciones que corresponden a reacciones redox en medio ácido:

- $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Na}_2\text{S}$
- $\text{HCl} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{KCl}$
- $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl}$
- $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$
- $\text{MnO}_4^- + \text{SO}_2 \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{HSO}_4^-$

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.

Dada la siguiente reacción de óxido reducción:



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

$$79 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}_2 \times \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}_2}{34 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}_2} \times \frac{8 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}}{5 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}_2} = 3,71 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}$$

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

$$20 \text{ g de } \text{KMnO}_4 \times \frac{1 \text{ mol } \text{KMnO}_4}{157,95 \text{ g de } \text{KMnO}_4} \times \frac{1 \text{ mol } \text{MnO}_4^-}{1 \text{ mol } \text{KMnO}_4} \times \frac{8 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{2 \text{ mol } \text{MnO}_4^-} \times \frac{18 \text{ g } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} = 9,11 \text{ g } \text{H}_2\text{O}$$

Se van a producir 9,11 gramos de agua.

Ejemplo 13

Dada la siguiente ecuación:



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:

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

$$89,25\% = \frac{10 \text{ g de } \text{CO}_2}{\text{rendimiento teórico}} \times 100\%$$

$$\text{Rendimiento teórico} = 11,20 \text{ g de } \text{CO}_2$$

$$11,20 \text{ g de } \text{CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{44 \text{ g de } \text{CO}_2} \times \frac{2 \text{ mol } \text{MnO}_4^-}{10 \text{ mol } \text{CO}_2} = 0,05 \text{ moles de } \text{MnO}_4^-$$

Ejemplo 14

- 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?

$$70 \text{ g} \times \frac{33\%}{100\%} \times \frac{2 \text{ mol MnO}_4^-}{10 \text{ mol CO}_2} = 23,1 \text{ g C}_2\text{O}_4^{2-}$$

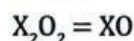
$$23,1 \text{ g C}_2\text{O}_4^{2-} \times \frac{1 \text{ mol C}_2\text{O}_4^{2-}}{88 \text{ g de C}_2\text{O}_4^{2-}} \times \frac{10 \text{ mol CO}_2}{5 \text{ mol C}_2\text{O}_4^{2-}} \times \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 23,1 \text{ g CO}_2$$

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

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:



Con base en lo descrito, la ecuación queda: $\text{X}^{+2} + \text{O}_2 \rightarrow \text{XO}$.

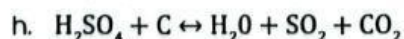
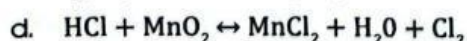
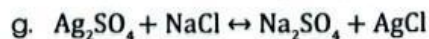
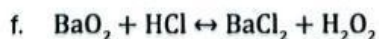
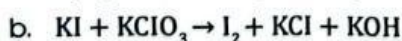
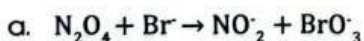
Pero toda ecuación debe estar balanceada: $2\text{X}^{+2} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{XO}$.

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

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

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

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



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.