



**2º de Bachillerato**

**Química**

**Contenidos**

**Electroquímica:  
Reacciones redox**

# Reacciones redox

Un tipo muy importante de reacciones son las denominadas de oxidación-reducción, también llamadas redox o de transferencia de electrones. Un ejemplo de las mismas son las reacciones de combustión, cuya importancia energética ya has estudiado, pero también lo son otras de tanto interés industrial como la obtención de metales (hierro mediante la reducción con carbón en un horno alto o aluminio por electrolisis), o la obtención de energía eléctrica de bajo voltaje en pilas o acumuladores. La corrosión de metales, así como los procesos biológicos de la respiración y la fotosíntesis o los procesos que suceden en las pilas son también reacciones de oxidación-reducción.



Imagen 1 [Yossarian](#), Creative commons

Fíjate en la imagen: se está "quemando" el magnesio. En realidad, se está oxidando al reaccionar con el oxígeno del aire, formando óxido de magnesio y desprendiéndose una gran cantidad de energía, en forma de luz y calor.

Hay que destacar el interés teórico de estas reacciones, ya que gracias al desarrollo de esta parte de la química se establecieron los primeros indicios de la relación entre electricidad, estructura atómica y enlace químico.

## Curiosidad

### Para que la Torre Eiffel no se oxide

Como sabes, la Torre Eiffel es una enorme estructura de hierro considerada como el símbolo de París. Se construyó en poco más de dos años y se inauguró en 1889, con motivo de la Exposición Universal que ese año tuvo lugar en París. Tiene 325 metros de altura hasta la punta de la antena, y durante más de cuarenta años fue el edificio más alto del mundo.

Para evitar que el hierro se oxide y se debilite, necesita un mantenimiento global cada 7 años, en que se gastan nada menos que 70 toneladas de pintura, ya que se debe pintar una superficie de 200 000 m<sup>2</sup>.

Si se hubiera pintado después de un [galvanizado](#) (tratamiento anticorrosión que verás en el tema 2 de esta unidad), se ahorrarían 10 millones de euros cada 7 años, porque no haría falta más que retocar la pintura.

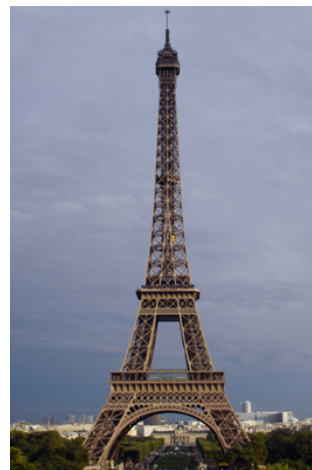


Imagen 2 [ISFTIC](#), Creative commons

# 1. Concepto de oxidación-reducción como transferencia de electrones

La primera forma de entender las reacciones de oxidación y reducción proponía que la oxidación era la combinación de una sustancia con el oxígeno y la reducción el proceso inverso, esto es, la disminución del contenido de oxígeno de una sustancia. Por ejemplo:

Oxidación	Combinación de una sustancia con el oxígeno	$\begin{aligned} \text{C} + \text{O}_2 &\rightarrow \text{CO}_2 \\ 2 \text{FeO} + 3/2 \text{O}_2 &\rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \end{aligned}$	$\text{M}_1 + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{M}_1\text{O}$
Reducción	Disminución del contenido de oxígeno de una sustancia	$\begin{aligned} 2 \text{MgO} + \text{C} &\rightarrow 2 \text{Mg} + \text{CO}_2 \\ \text{CuO} + \text{H}_2 &\rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O} \end{aligned}$	$\text{M}_2\text{O} + \text{C} \rightarrow \text{M}_2 + \text{CO}$

Con ese planteamiento, se dice que el metal  $\text{M}_1$  se ha oxidado, mientras que el metal  $\text{M}_2$  se ha reducido. El término reducción proviene precisamente de que, al perder oxígeno, disminuye (se "reduce") la masa de los óxidos metálicos.



Imagen 3 [Benjah-bmm27](#), Dominio público

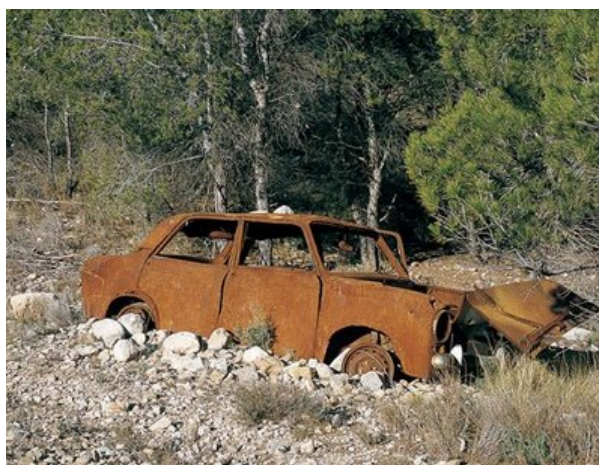


Imagen 4 [Verdugo](#), Uso libre

En las imágenes puedes ver óxido de hierro en estado puro, así como el óxido formado al oxidarse la chapa de hierro de un automóvil.

## Generalización de los conceptos de oxidación y reducción

Pero de la misma forma que has visto en el tema de transferencia de protones para los términos ácido y base, este concepto, tan restringido en un principio, se ha ido generalizando.

En primer lugar se vio que, muchas veces, cuando el oxígeno reacciona con un compuesto que contiene hidrógeno, en lugar de combinarse con el compuesto, lo que hace es quitarle hidrógeno para formar agua. Por ejemplo:  $\text{HCl} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .

Por ello, el concepto de oxidación se extendió para incluir también la eliminación de hidrógeno (deshidrogenación) y, a la inversa, la reducción como la adición de hidrógeno (hidrogenación). En este sentido, es una oxidación el proceso  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CHO} + \text{H}_2$  y una reducción la reacción  $\text{CO} + 2 \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}$ .

Años después, los químicos se dieron cuenta de que casi todos los elementos no metálicos producían reacciones análogas a las del oxígeno. Así, la combinación entre magnesio y cloro es  $\text{Mg} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{MgCl}_2$ . Una vez conocida la estructura electrónica de los átomos y la naturaleza del enlace químico, se pudo ver que esta reacción es análoga a  $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$ . En efecto, utilizando los diagramas de Lewis de los iones formados en cada caso:  $\text{Mg} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Mg}^{2+} 2 \text{Cl}^-$ ;  $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Mg}^{2+} \text{O}^{2-}$ .

En los dos casos, el metal pierde sus dos electrones de valencia y se transforma en su catión. Puesto que el metal experimenta el mismo cambio en ambos procesos, es necesario ampliar el concepto de oxidación, relacionándolo con la ganancia o pérdida de electrones.



## Importante

### Los electrones en las reacciones redox

Oxidación: pérdida de electrones.

Reducción: ganancia de electrones.

### Transferencia de electrones

De esta nueva definición se deduce inmediatamente que no puede haber procesos de oxidación o de reducción aislados, porque si una especie química pierde electrones, otra debe ganarlos. Esto es lo que ocurre en los ejemplos anteriores: tanto el oxígeno como el halógeno ganan electrones (los cedidos por el metal) y se transforman en su respectivos aniones.

Por tanto, **todo proceso de oxidación va unido necesariamente a otro de reducción**. Se ha de hablar, pues, de reacciones de oxidación-reducción, de **reacciones redox**. En ellas hay una transferencia de electrones desde la sustancia que se oxida, perdiendo electrones, a la que se reduce, ganándolos.

Muchas veces es difícil deducir si una reacción es redox, especialmente cuando intervienen compuestos con enlaces covalentes. Por ejemplo, fíjate en la reacción  $\text{Si} + 2 \text{Cl}_2 \rightarrow \text{SiCl}_4$ . No hay ni pérdida ni ganancia de electrones, puesto que se forman enlaces covalentes. Sin embargo los enlaces son polares, al ser un átomo más electronegativo que otro, y por tanto hay una ganancia parcial de electrones por parte del elemento más electronegativo, a costa de una pérdida parcial por parte del elemento más electropositivo.

Para resolver el problema de qué átomos ganan o pierden electrones (total o parcialmente) se utilizan los llamados números de oxidación.

## 2. Número de oxidación

En el apartado 3.6 del tema 3 de la unidad 1, dedicado al estudio de la tabla y las propiedades periódicas, se aborda el concepto de número de oxidación, que posteriormente se completa al estudiar el enlace covalente y la polaridad molecular.

Seguro que recuerdas que cada átomo de un compuesto se caracteriza por un estado de oxidación, debido a los electrones ganados o perdidos (totalmente en los enlaces iónicos, parcialmente en los enlaces covalentes) con respecto al átomo aislado. El número que indica este estado se llama **número de oxidación** (estado de oxidación o índice de oxidación) del elemento en dicho compuesto.

El número de oxidación se puede definir como la carga eléctrica formal (es decir, que puede no ser real) que se asigna a un átomo en un compuesto. Su asignación se hace teniendo en cuenta que:

El número de oxidación de:

- un elemento libre ( $H_2$ ,  $I_2$ , Al,  $P_4$ ,  $S_8$  ...) es cero.
- un ión monoatómico ( $Cl^-$ ,  $Na^+$ ,  $Al^{3+}$ ,  $S^{2-}$  ...) es igual a la carga del ión.
- los metales alcalinos es +1 y de los metales alcalinotérreos es +2.
- los halógenos en los haluros es -1.
- el hidrógeno en la mayoría de los compuestos ( $H_2O$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $H_2SO_4$  ...) es +1, excepto en los hidruros metálicos ( $NaH$ ,  $CaH_2$  ...), en los que es -1.
- el oxígeno en la mayoría de los compuestos ( $H_2O$ ,  $HNO_3$ ,  $CO_2$  ...) es -2, excepto en los peróxidos ( $H_2O_2$ ), en los que es -1.

La suma algebraica de los números de oxidación de todos los elementos debe ser:

- cero en un compuesto neutro ( $MnO_2$ ,  $HNO_2$ ,  $K_2Cr_2O_7$  ...).
- igual a la carga del ion en un ion poliatómico ( $SO_3^{2-}$ ,  $NH_4^+$  ...).

Estas reglas no son del todo arbitrarias. Están basadas en la suposición de que un enlace polar se puede extrapolar a un enlace iónico. Con esta idea, se supone que en los compuestos con enlaces covalentes los electrones de enlace pertenecen formalmente al átomo más electronegativo (lo que no es real). En el caso de sustancias simples moleculares ( $Cl_2$ ,  $O_2$  etc), como los átomos tienen la misma electronegatividad la carga formal de cada uno debe ser cero.

En la tabla tienes los números de oxidación más habituales de los elementos. Están relacionados con su situación en la tabla periódica y con las características de los enlaces que forman, como ya viste en la unidades 1 y 2: por ejemplo, en los alcalinotérreos -grupo 2- es +2 porque como tienen dos electrones en la capa más externa tienen tendencia a perderlos para alcanzar la estructura de gas noble.

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Período																		
1	H +1, -1																	He
2	Li +1	Be +2											B +3	C +4,-4	N -3, +2,+3,+4,+5	O -2, -1	F -1	Ne
3	Na +1	Mg +2											Al +3	Si +4,-4	P -3,+3,+5	S -2, +2,+4,+6	Cl -1, +1,+3,+5,+7	Ar
4	K +1	Ca +2	Sc +3	Ti +4	V +5	Cr +6	Mn +7	Fe +2,+3	Co +2,+3	Ni +2,+3	Cu +1,+2	Zn +2	Ga +3	Ge +4,-4	As -3,+3,+5	Se -2,+4,+6	Br -1,+1,+3,+5	Kr
5	Rb +1	Sr +2	Y +3	Zr +4	Nb +5	Mo +6	Tc +7	Ru +2	Rh +2	Pd +2,+4	Ag +1	Cd +2	In +3	Sn +4,+2	Sb -3,+3,+5	Te -2,+4,+6	I -1,+5,+7	Xe
6	Cs +1	Ba +2	La +3	Hf +4	Ta +5	W +6	Re +7	Os +2	Ir +2	Pt +2,+4	Au +1,+3	Hg +1,+2	Tl +1,+3	Pb +4,+2	Bi +3,+5	Po +2	At -1	Rn
7	Fr +1	Ra +2	Ac +3	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

Imagen 5 Elaboración propia

### Valencia y número de oxidación

Por otra parte, hay que distinguir valencia de número de oxidación. Fíjate en el  $NaNO_2$  y en el  $NH_3$ . En ambos el nitrógeno tiene valencia III (forma tres enlaces covalentes), pero su número de oxidación es

+3 en el nitrito de sodio y -3 en el amoníaco.

## Ejercicio resuelto

Determina el número de oxidación de cada elemento en las siguientes moléculas o iones:

a)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  ; b)  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ; c)  $\text{NH}_4^+$ ; d)  $\text{Cl}_2\text{O}$ .

### Mostrar retroalimentación

a)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ : Na(+1), S(+6), O(-2)

b)  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ : Cr(+6); O(-2)

c)  $\text{NH}_4^+$ : N(-3), H(+1)

d)  $\text{Cl}_2\text{O}$ : Cl(+1), O(-2)

## Importante

### El número de oxidación en las reacciones redox

Un elemento se oxida cuando aumenta su número de oxidación y se reduce cuando disminuye (esto es, se reduce) su número de oxidación, por lo que se puede afirmar que:

Oxidación	Reducción
Ganancia de oxígeno	Pérdida de oxígeno
Pérdida de hidrógeno	Ganancia de hidrógeno
Pérdida de electrones	Ganancia de electrones
Aumento del nº de oxidación	Disminución del nº de oxidación

## Reflexiona

Determina el número de oxidación del azufre en las siguientes especies químicas: a)  $\text{Na}_2\text{S}$ ; b)  $\text{H}_2\text{S}$ ; c)  $\text{S}_8$ ; d)  $\text{SCl}_2$  ; e)  $\text{SO}_2$ ; f)  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ; g)  $\text{SO}_3$ ; h)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; i)  $\text{SO}_3^{2-}$ .

### Mostrar retroalimentación

a) -2; b) -2; c) 0; d) +2; e) +4; f) +2; g) +6; h) +6; i) +4.

## Comprueba lo aprendido Múltiple

Señala las afirmaciones falsas:

- ☐ El número de oxidación del cloro en el  $\text{ClO}_3^-$  es -1.  
[ ]
- ☐ Un elemento se reduce cuando su número de oxidación cambia de menos a más negativo.  
[ ]
- ☐ Una especie química se oxida cuando gana electrones.  
[ ]

### Mostrar retroalimentación

#### Solution

1. Correcto
2. Incorrecto
3. Correcto



### 3. Oxidantes y reductores. Pares redox

Un oxidante es una especie química (átomo, molécula o ión) que produce la oxidación de otra, llamada reductor.

Ahora bien, para que una sustancia oxide a otra tiene que captar electrones, que provienen de esa otra sustancia, por lo que disminuirá su número de oxidación y por tanto, ella misma se reducirá. Y a la inversa, el reductor tiene que ceder electrones y, por tanto, se oxida. Las reacciones redox ocurren, pues, entre parejas de oxidación-reducción, llamadas **pares conjugados de oxidación reducción** o, simplemente, pares redox:

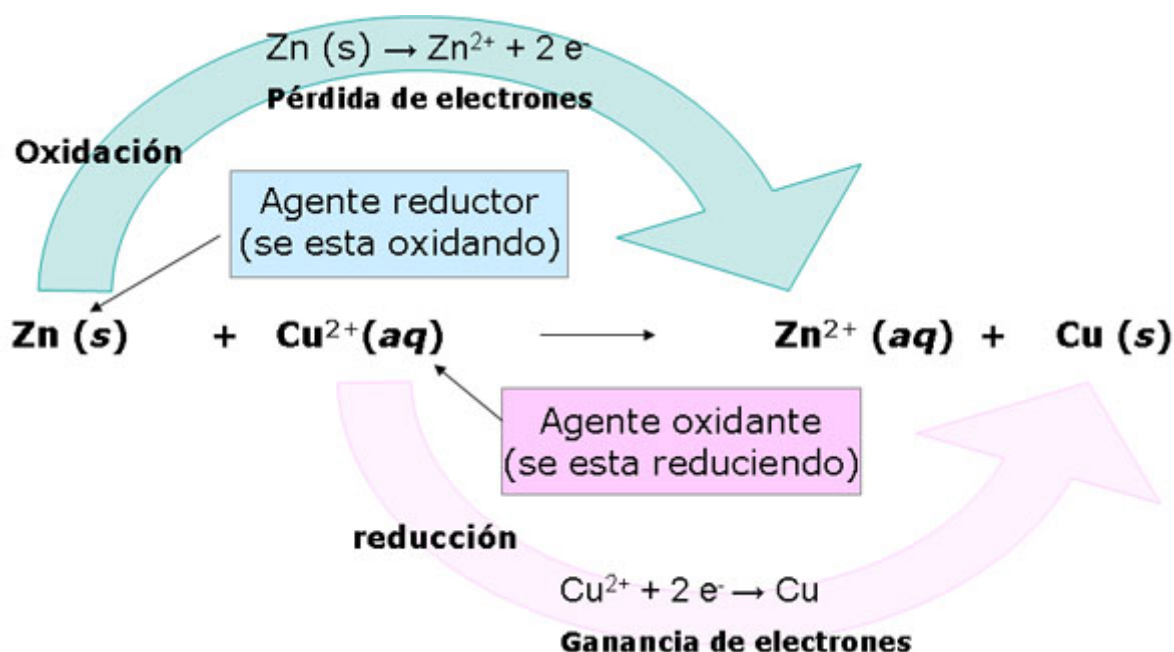
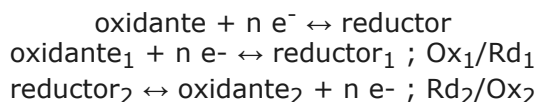


Imagen 6 Elaboración propia

Seguro que todo esto te recuerda a las reacciones ácido-base. El paralelismo entre los pares conjugados ácido-base (según la teoría de Brönsted-Lowry) y los pares redox se ve claramente en el cuadro siguiente:

	Ácido - base	Redox
Transferencia de	protones	electrones
Donor	ácido	reductor
Aceptor	base	oxidante

*Importante*

#### Oxidantes y reductores

Oxidante: sustancia que oxida a otra, por lo tanto se reduce y contiene un elemento cuyo número de oxidación disminuye.

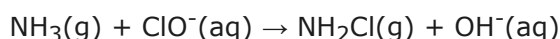


Reductor: sustancia que reduce a otra, por lo tanto se oxida y contiene un elemento cuyo número de oxidación aumenta.

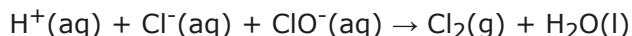
## Ejercicio resuelto

Como viste en las reacciones ácido-base, hay productos que se encuentran en casa y que nunca deben mezclarse, porque se produce una reacción en la que se forman productos muy peligrosos. ¡Recuerda el caso de la socorrista tóxica!

Esas reacciones son procesos redox. Por ejemplo, la reacción del amoníaco con el hipoclorito presente en la lejía produce un gas muy tóxico, la cloroamina,  $\text{NH}_2\text{Cl}(\text{g})$  :

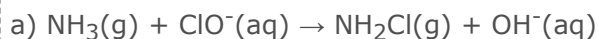


Por otro lado, cuando el sulfamán se mezcla con lejía, se produce cloro, un gas muy venenoso:



Identifica los pares redox en cada uno de los procesos, e indica en cada caso la variación producida en los números de oxidación.

### Mostrar retroalimentación



El  $\text{NH}_3$  se oxida a  $\text{NH}_2\text{Cl}$ , mientras que el  $\text{ClO}^-$  se reduce a  $\text{NH}_2\text{Cl}$ : el N cambia su número de oxidación de -3 a -1, y el Cl lo cambia de +1 a -1.



El  $\text{Cl}^-$  se oxida a  $\text{Cl}_2$ , y el  $\text{ClO}^-$  se reduce también a  $\text{Cl}_2$ : en el primer caso, el cloro cambia su número de oxidación desde -1 a 0, mientras que en el segundo lo modifica de +1 a 0.

## Curiosidad

### El aluminio

Este metal tiene una característica muy particular. Observa la olla de aluminio de la imagen. Su superficie es metálica, brillante y dura. Pero es que lo que ves no es aluminio, sino óxido de aluminio, ya que el metal se oxida en contacto con el aire, formándose una película de un espesor muy pequeño. Esa capa protege al metal, evitando que se oxide totalmente, y le

proporciona mayor resistencia, al ser un material más duro que el aluminio.

Si tienes oportunidad, raya una superficie de aluminio



con una llave y verás que la raya es mucho más brillante (¡aparece el aluminio!), pero en muy poco tiempo toma el color del resto del objeto, al formarse la capa de óxido.



Imagen 7 Elaboración propia

## Comprueba lo aprendido Multiple

Señala la afirmación correcta:

- ☐ El oxidante cede electrones al reductor.
- ☐ En la oxidación, el reductor reduce al oxidante.
- ☐ En una reacción redox, el oxidante gana electrones del reductor, que a su vez se reduce.
- ☐ Un oxidante se oxida al reducir al reductor.

¡Incorrecto! El oxidante gana electrones, ya que se reduce.

¡Incorrecto! En la oxidación se produce una oxidación, no una reducción.

¡Correcto!

¡Incorrecto! Un oxidante se reduce.

### Solution

1. Incorrecto
2. Incorrecto
3. Opción correcta
4. Incorrecto

### 3.1 Fuerza oxidante y reductora

Lo mismo que en el caso de ácidos y bases, el concepto de oxidante o reductor es relativo: una sustancia se oxida o se reduce dependiendo de con qué sustancia se enfrente. Por ejemplo, el peróxido de hidrógeno (agua oxigenada),  $\text{H}_2\text{O}_2$ , que actúa habitualmente como oxidante, puede hacerlo como reductor frente a oxidantes más potentes que él, como el permanganato de potasio,  $\text{KMnO}_4$ .

Se puede establecer una escala de la fuerza relativa de los pares redox: cuanto mayor es la tendencia a ceder electrones, mayor es el poder reductor, y cuanto mayor es la tendencia a captarlos, mayor es el poder oxidante.

La fuerza oxidante y reductora es fácil de interpretar en casos sencillos. Por ejemplo, los átomos de Na tienen tendencia a ceder un electrón, para estabilizarse según el modelo de octete electrónico, con lo que se oxidan; los átomos de cloro tienden a ganar un electrón (por la misma razón), reduciéndose. Por tanto, al hacer reaccionar ambas sustancias se transfiere un electrón de un átomo de Na a uno de Cl, ionizándose ambos ( $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$ ) en un proceso redox.

Es decir, los átomos muy **electronegativos** son oxidantes, mientras que los poco electronegativos son reductores.

De la misma forma, puedes entender fácilmente que si un reductor es fuerte, su oxidante conjugado será débil, y a la inversa, un oxidante fuerte tiene como conjugado un reductor débil.

En el tema siguiente verás cómo se establece una escala cuantitativa que permite comparar la capacidad oxidante o reductora de las sustancias.

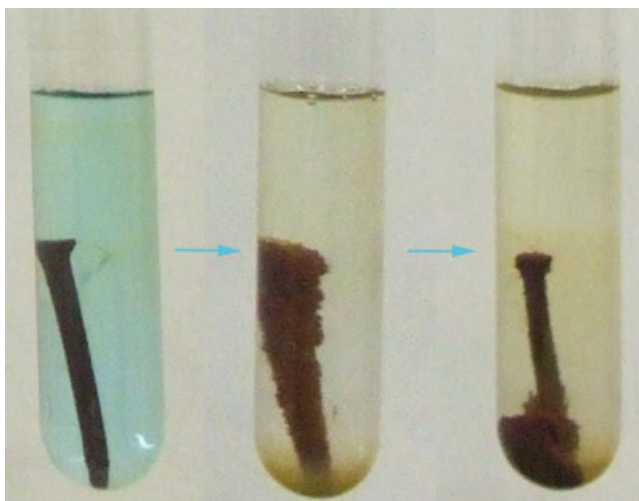


Imagen 8 Elaboración propia

En la imagen puedes ver la consecuencia de introducir un clavo de hierro en una disolución de sulfato de cobre. Se da la reacción entre el hierro y los iones cobre (II). La reacción es  $\text{Fe(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \leftrightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$ . En el proceso se oxida el Fe a  $\text{Fe}^{2+}$ , desapareciendo hierro del clavo y formándose iones hierro en disolución, mientras que se reduce el  $\text{Cu}^{2+}$  a Cu, desapareciendo iones  $\text{Cu}^{2+}$  de la disolución (que por esa razón pierde el color azul) y se forma cobre metálico sobre el clavo de hierro.

#### Oxidantes y reductores de uso habitual

En la tabla siguiente puedes ver los oxidantes y reductores más habituales.

Oxidantes	Halógenos: $\text{F}_2$ , $\text{Cl}_2$ , $\text{Br}_2$ y $\text{I}_2$ Oxígeno: $\text{O}_2$ Oxoaniones: $\text{NO}_3^-$ , $\text{IO}_3^-$ , $\text{MnO}_4^-$ , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
Reductores	Metales alcalinos y alcalino-térreos: Li, Na, Mg, Ca Metales de transición: Zn, Fe, Sn Oxoaniones: $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ , $\text{SO}_3^{2-}$ No metales: $\text{H}_2$ , C

## Comprueba lo aprendido últiple

¿Qué procesos corresponden a una reacción redox?

- ☐ Se quema un trozo de carbón, desprendiéndose calor y formándose  $\text{CO}_2(\text{g})$ .  
-----
- ☐ Se añade  $\text{KI}(\text{s})$  a una disolución acuosa de cloruro de hierro (III), produciéndose yodo ( $\text{I}_2$ ), que se disuelve dando a la disolución un color pardo oscuro.  
-----
- ☐ El magnesio reacciona violentamente en una corriente de nitrógeno y se forma nitruro de magnesio  
-----
- ☐ Si se vierte ácido clorhídrico sobre caliza ( $\text{CaCO}_3$ ), se produce una efervescencia intensa que produce el  $\text{CO}_2(\text{g})$ , quedando el cloruro de calcio formado disuelto en disolución.  
-----

### Mostrar retroalimentación

#### Solution

1. Correcto
2. Correcto
3. Correcto
4. Incorrecto

## 4. Ajuste de reacciones redox

El ajuste estequiométrico de los equilibrios redox implica a veces una gran dificultad cuando se pretende hacerlo mediante el método clásico, que es el que conoces (ir ajustando elemento a elemento entre reactivos y productos). Hay que tener presente que en un equilibrio redox no sólo existe una transformación de sustancias, sino también una transferencia electrónica de unas a otras.

El método de ajuste que vas a utilizar se llama **método del ion electrón**. Se basa en que la reacción redox puede ser separada en dos semirreacciones, una de oxidación y otra de reducción, algo que realmente se puede hacer experimentalmente, como verás en el tema siguiente al ver cómo funcionan las pilas.

### Etapas en el ajuste:

1. Determinar la variación de los números de oxidación.
2. Escribir la disociación iónica e identificar los agentes oxidantes y reductor.
3. Plantear las semirreacciones redox.
4. Ajustar la masa y la carga eléctrica en las semirreacciones.
5. Igualar el número de electrones cedidos y tomados.
6. Sumar las semirreacciones.
7. Ajustar las especies químicas que no intervienen.

En el simulador siguiente tienes la aplicación de este método a la resolución de 20 ecuaciones redox, tanto en medio ácido como básico.

Necesitas conexión a Internet para poder utilizarlo. Pulsando sobre la imagen de la derecha se abre una ventana nueva con el simulador.

Puedes ver unas cuantas reacciones, y volver en otro momento. Ten en cuenta que cada vez se inicia la lista en una reacción diferente.

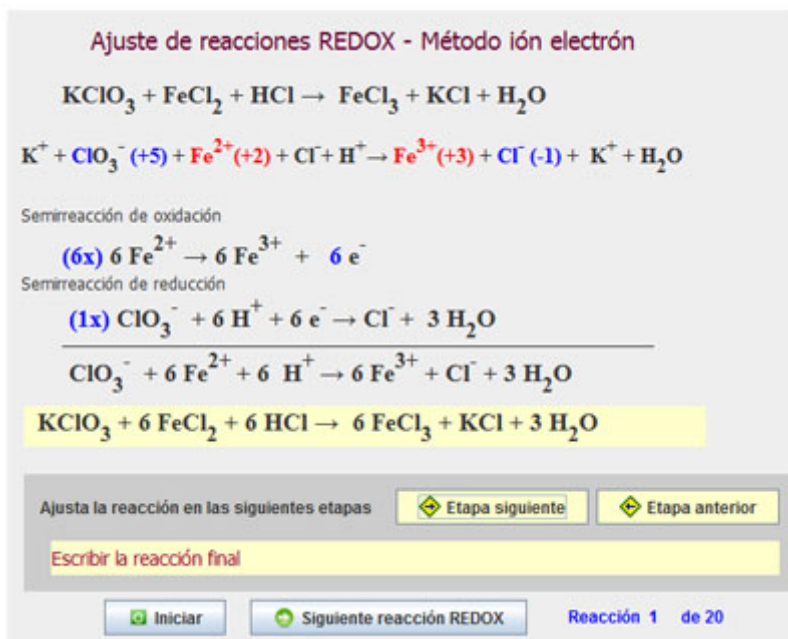


Imagen 9 Elaboración propia

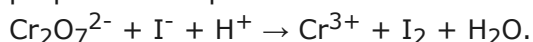
*Para saber más*

### Ajustando reacciones redox

Hay muchas páginas con ejercicios de ajuste de reacciones redox. Esta página de [Educaplus](#) te resultará útil para practicar.

*Comprueba lo aprendido* | **tipale**

Ajusta la siguiente ecuación redox, y selecciona de entre las series de coeficientes propuestas la que consideres correcta:



- ☐ 1, 6, 14, 2, 3, 7
- ☐ 1, 9, 14, 1, 1, 7
- ☐ 2, 8, 26, 2, 9, 14

☐ 2, 3, 20, 2, 3, 17

☒ 1, 2, 14, 2, 1, 7

iCorrecto!

iIncorrecto!

iIncorrecto!

iIncorrecto!

### **Solution**

1. Opción correcta
2. Incorrecto
3. Incorrecto
4. Incorrecto

## 5. Volumetrías redox

Al igual que sucede con los ácidos y las bases, se puede conocer la concentración de una disolución al hacerla reaccionar en un proceso redox con otra cuya concentración esté determinada con exactitud. Este método se denomina **valoración redox**.

Las valoraciones redox requieren el mismo tipo de cálculos que has realizado en las reacciones ácido-base, e igualmente es necesario **determinar el punto final de la valoración** mediante indicadores redox.

Un **indicador redox** es una sustancia cuyo color es intenso, bien definido, y distinto en sus estados oxidado y reducido. Como en las reacciones ácido-base, se añaden unas gotas de disolución de indicador al erlenmeyer. Cuando se realiza la reacción redox y se alcanza el punto final, la siguiente gota añadida desde la bureta supone un exceso de reactivo, que reacciona con el indicador y produce un cambio de color observable.

En la siguiente tabla tienes una lista de algunos indicadores redox, y sus respectivos colores en las formas reducida y oxidada:

Indicador	Color reducido	Color oxidado
Azul de Metileno	Azul	Incoloro
Difenillamin-Sulfato de Bario	Incoloro	Púrpura
Nitro-Ferroína	Rojo	Azul-Pálido
Rojo neutro	Rojo	Incoloro
Tionina	Violeta	Incoloro
Ferroína	Rojo	Azul-Pálido

Algunas sustancias sirven como indicadores internos. Por ejemplo, el permanganato de potasio puede ser usado como oxidante y como indicador redox al mismo tiempo. Esta sustancia tiene un color rosa muy pálido cuando está reducido, y un color violeta fuerte cuando está oxidado. De esta forma, cuando se hace una valoración con permanganato de potasio, la primera gota en exceso de oxidante causará la aparición de este color violeta, indicando el final de la valoración.

En el vídeo puedes ver cómo se va decolorando el permanganato al añadirlo a una disolución con la que reacciona. En el momento en que ya no haya reacción, permanecerá el color violeta.

Otros indicadores son específicos, reaccionando con uno de los reactivos, como sucede por ejemplo con el almidón, que produce un color azul intenso cuando reacciona con el iodo, o el ion tiocianato ( $\text{SCN}^-$ ), que reacciona con el hierro (III) produciendo un color rojo.

Vídeo 2 [UEL](#), Uso educativo

### Ejercicio resuelto

La valoración en medio ácido de 50,0 ml de una disolución saturada de oxalato de sodio requiere 24,0 ml de permanganato de potasio 0,0230 M. Sabiendo que la reacción que se produce es  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-} + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$ , calcula la masa de oxalato de sodio que hay en un litro de la disolución saturada.

**Mostrar retroalimentación**



La reacción ajustada es  $2 \text{MnO}_4^- + 5 \text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 16 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 10 \text{CO}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$

Como la proporción de combinación es de 2 mol de permanganato por cada 5 mol de oxalato:

$$\frac{2 \text{ mol } \text{MnO}_4^-}{5 \text{ mol } \text{C}_2\text{O}_4^{2-}} = \frac{24,0 \text{ mL } 0,023 \text{ M}}{50,0 \text{ mL } C}$$

Despejando la expresión, la concentración de la disolución de oxalato es de 0,0276 mol/L. Considerando la masa molar del oxalato de sodio (134 g/mol), es una concentración de:

$$c(\text{g/L}) = 0,0276 \frac{\text{mol}}{\text{L}} 134 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 3,70 \text{ g/L}$$

Puedes realizar los cálculos directamente, utilizando factores de conversión:

$$C(\text{g/L}) = 0,024 \text{ L } \text{MnO}_4^- \frac{0,023 \text{ mol } \text{MnO}_4^-}{1 \text{ L } \text{MnO}_4^-} \frac{5 \text{ mol } \text{C}_2\text{O}_4^{2-}}{2 \text{ mol } \text{MnO}_4^-} \frac{1}{0,05 \text{ L}} \frac{134 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 3,70 \text{ g/L}$$

*Para saber más*

En la siguiente simulación puedes seguir el procedimiento para realizar una valoración de lejía doméstica. Sigue las instrucciones.

## 5.1 Cálculos en las reacciones redox

### Energética de las reacciones redox

Cuando se produce una reacción redox también hay intercambios energéticos apreciables, que pueden originar incrementos de temperatura muy notables, por lo que se puede hacer un análisis energético de estas reacciones.

#### *Reflexiona*

Observa en el vídeo la reacción entre iones cobre con cinc en polvo. Fíjate en cómo el sensor de temperatura detecta un aumento de más de 30 °C.

- a) Escribe la reacción que se produce.
- b) ¿Es espontánea?
- c) ¿Cómo es la variación de entalpía en el proceso?
- d) Indica las transformaciones de energía que se han producido en la reacción.
- e) ¿Por qué se añade el cinc pulverizado?

Vídeo 3 [UEL](#), Uso educativo

#### **Mostrar retroalimentación**

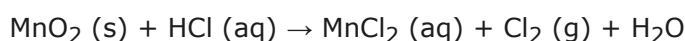
- a)  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + \text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ .
- b) Se produce espontáneamente, como se ve en el vídeo.
- c) Si la temperatura aumenta, el proceso es exotérmico.
- d) Disminuye la energía química, que se transforma en energía térmica.
- e) Para que la reacción sea muy rápida y se observe mejor el aumento de temperatura.

### Cálculos estequiométricos

Al igual que ocurre con cualquier otro tipo de reacciones, con las reacciones de oxidación-reducción también puedes realizar cálculos estequiométricos después de ajustarlas. A continuación tienes dos ejercicios en los que tendrás que calcular masas, cantidades de sustancia, volúmenes de gases o volúmenes de disolución.

#### *Ejercicio resuelto*

El cloro es un gas muy utilizado en la industria química, por ejemplo, como blanqueador de papel o para obtener artículos de limpieza. Se puede obtener según la reacción:



Se quieren obtener 42,6 g de cloro y se dispone de ácido clorhídrico 5,0 M y de óxido de manganeso (IV).

- a) Ajusta la reacción por el método del ion electrón.  
b) Calcula el volumen de la disolución de ácido clorhídrico y la masa mínima de óxido de manganeso (IV) que se necesitan para obtener los 42,6 g de cloro.

#### Mostrar retroalimentación

a) La reacción ajustada es  $\text{MnO}_2 (\text{s}) + 4 \text{HCl} (\text{aq}) \rightarrow \text{MnCl}_2 (\text{aq}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}$ .

b) Como deben reaccionar cuatro moles de HCl para obtener un mol de cloro, se tiene que cumplir que:

$$V(\text{HCL}) = 42,6 \text{ g Cl}_2 \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{71 \text{ g Cl}_2} \frac{4 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Cl}_2} \frac{1 \text{ L}}{5 \text{ mol HCl}} = 0,48 \text{ L}$$

Y como la cantidad de sustancia que reacciona de dióxido de manganeso es la misma que se forma de cloro, entonces:

$$m(\text{MnO}_2) = 42,6 \text{ g Cl}_2 \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{71 \text{ g Cl}_2} \frac{1 \text{ mol MnO}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} \frac{86,9 \text{ g MnO}_2}{1 \text{ mol MnO}_2} = 52,1 \text{ g}$$

## Reflexiona

A 1,205 g de un mineral de hierro se le añade ácido sulfúrico diluido, con lo cual todo el hierro que contiene el mineral se disuelve como hierro (II). Para oxidar este hierro (II) hasta hierro (III) se consumen 20 ml de disolución de permanganato 0,10 M.

- a) Escribe y ajusta por el método del ión electrón la reacción de oxidación de hierro (II) a hierro (III), sabiendo que el permanganato se reduce hasta sal de manganeso (II).  
b) Calcula el porcentaje de hierro en el mineral.

#### Mostrar retroalimentación

a) La reacción ajustada es:  $\text{MnO}_4^- + 5 \text{Fe}^{2+} + 8 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Fe}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$ .

b) La masa de hierro en el mineral es:

$$m(\text{Fe}) = 0,02 \text{ L} \frac{0,1 \text{ mol MnO}_4}{1 \text{ L}} \frac{5 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ mol MnO}_4} \frac{55,8 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}^{2+}} = 0,558 \text{ g}$$

Por tanto, el porcentaje de hierro en el mineral será:

$$\% \text{ Fe} = \frac{0,558 \text{ g}}{1,205 \text{ g}} 100 = 46,3 \%$$

# Resumen

---

## Importante

### Los electrones en las reacciones redox

Oxidación: pérdida de electrones.

Reducción: ganancia de electrones.

## Importante

### El número de oxidación en las reacciones redox

Un elemento se oxida cuando aumenta su número de oxidación y se reduce cuando disminuye (esto es, se reduce) su número de oxidación, por lo que se puede afirmar que:

Oxidación	Reducción
Ganancia de oxígeno	Pérdida de oxígeno
Pérdida de hidrógeno	Ganancia de hidrógeno
Pérdida de electrones	Ganancia de electrones
Aumento del nº de oxidación	Disminución del nº de oxidación

## Importante

### Oxidantes y reductores

Oxidante: sustancia que oxida a otra, por lo tanto se reduce y contiene un elemento cuyo número de oxidación disminuye.

Reductor: sustancia que reduce a otra, por lo tanto se oxida y contiene un elemento cuyo número de oxidación aumenta.

## Importante

## Ajuste de reacciones redox

### Etapas en el ajuste:

1. Determinar la variación de los números de oxidación.
2. Escribir la disociación iónica e identificar los agentes oxidantes y reductor.
3. Plantear las semirreacciones redox.
4. Ajustar la masa y la carga eléctrica en las semirreacciones.
5. Igualar el número de electrones cedidos y tomados.
6. Sumar las semirreacciones.
7. Ajustar las especies químicas que no intervienen.

**Ajuste de reacciones REDOX - Método ión electrón**

$$\text{KClO}_3 + \text{FeCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$$
$$\text{K}^+ + \text{ClO}_3^- (+5) + \text{Fe}^{2+} (+2) + \text{Cl}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{3+} (+3) + \text{Cl}^- (-1) + \text{K}^+ + \text{H}_2\text{O}$$

Semirreacción de oxidación

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

Semirreacción de reducción

$$(1x) \text{ClO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$$

---

$$\text{ClO}_3^- + 6 \text{Fe}^{2+} + 6 \text{H}^+ \rightarrow 6 \text{Fe}^{3+} + \text{Cl}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$$
$$\text{KClO}_3 + 6 \text{FeCl}_2 + 6 \text{HCl} \rightarrow 6 \text{FeCl}_3 + \text{KCl} + 3 \text{H}_2\text{O}$$

Ajusta la reacción en las siguientes etapas [Etapa siguiente](#) [Etapa anterior](#)

Escribir la reacción final

[Iniciar](#) [Siguiendo reacción REDOX](#) Reacción 1 de 20

Imagen 9 Elaboración propia

### **AVISO DEL SERVIDOR**

Por motivos de seguridad esta página web solo está accesible mediante acceso seguro (https):

[https://www.juntadeandalucia.es/Aviso\\_Legal\\_Andalucia\\_v04.htm](https://www.juntadeandalucia.es/Aviso_Legal_Andalucia_v04.htm)

Por favor, actualice sus marcadores. Gracias.

# Imprimible

---

Descargar [imprimible](#) (pdf - 977.71 KB) .

