



## Consideraciones didácticas sobre el ajuste de reacciones redox. Descripción de un método híbrido de ajuste

*Didactic considerations on the adjustment of redox reactions. Description of a hybrid adjustment method*

Otilia Val Castillo<sup>1</sup>

### Resumen

La explicación a los alumnos preuniversitarios del ajuste de las ecuaciones que representan a las reacciones redox, aunque pueda parecer para algunos un proceso meramente mecánico, supone una ocasión ideal para relacionar conceptos químicos estudiados previamente. Por ello, se propone en este artículo considerar las normas de la asignación del número de oxidación y del ajuste de las ecuaciones redox, con un enfoque más didáctico, contextualizado y evidentemente químico, enfatizando la transferencia de electrones como motivo principal de este tipo de reacciones y proponiendo un método híbrido de ajuste que combina precisamente los dos métodos más empleados: el método del número de oxidación y el método del ion-electrón, el cual permitiría predecir además, en disoluciones acuosas, el medio ácido o básico en el que transcurre la reacción.

### Palabras clave

Asignación número de oxidación; ajuste ecuaciones redox; método ion-electrón modificado; método híbrido de ajuste; ajuste por transferencia de electrones.

### Abstract

The explanation, to high school students, of the adjustment of the equations that represent redox reactions, although to some people it may seem a merely mechanical process, is an ideal opportunity to relate previously studied chemical concepts. For this reason, it is proposed in this article to consider the rules for the assignment of the oxidation number and the adjustment of redox reactions, with a more didactic, contextualized and evidently chemical approach, emphasizing the transfer of electrons as the main reason for this type of reactions and proposing a hybrid adjustment method that precisely combines the two most used methods: the oxidation number method and the ion-electron method, with which it is also possible to predict in aqueous solutions, the acidic or basic medium in which the reaction takes place.

### Keywords

Oxidation number assignment; adjust redox equations; modified ion-electron method; hybrid adjustment method; electron transfer adjustment.

<sup>1</sup> Instituto Dr. Lluís Simarro (Xàtiva-Valencia-España). ORCID: <https://orcid.org/0000-0003-0335-3162>

## Introducción

Los fenómenos de oxidación-reducción son cotidianos, además de resultar de enorme importancia industrial. La obtención de los metales, la corrosión de estos, las combustiones, la obtención de energía eléctrica en pilas y baterías, la fotosíntesis de las plantas, el envejecimiento (Delgado, 2004), la respiración e incluso procesos de envejecimiento (Mariaca et al., 2016; Constanza y Muñoz, 2012; Salido y Fernández, 2002) están asociados a este tipo de reacciones químicas.

Los conceptos de oxidación y reducción han ido evolucionando con el paso del tiempo. Desde la época de Boyle, la combustión era uno de los problemas más importantes de la Química, que se interpretaba como un desprendimiento de flogisto. (Christen, 1978).

Lavoisier, que desterró la teoría del flogisto y descubrió el oxígeno, consideró la oxidación como la ganancia o fijación de oxígeno. También se considera oxidación la pérdida de hidrógenos. Tras el descubrimiento de los electrones por J. J. Thomson en 1897, se relacionó la oxidación con la pérdida de electrones (Insausti y Echeverría, 2013).

La obtención de metales puros a partir de ciertos minerales provocaba la pérdida de peso, por lo cual se llamó a este fenómeno reducción. Se considera reducción: la pérdida de oxígeno, la ganancia de hidrógeno y la ganancia de electrones.

Evidentemente, para que unas sustancias ganen electrones otras han de cederlos, por ello, las reacciones de oxidación-reducción van ligadas y se las conoce como procesos redox o rédox (del inglés *redox*, acrónimo de *reduction* 'reducción' y *oxidation* 'oxidación') o de transferencia de electrones.

Henry Taube descubrió que los iones intercambian electrones a través de una especie de puente que une temporalmente dos moléculas, y ayudó a explicar por qué algunas de estas reacciones ocurren muy deprisa y otras similares son más lentas. (Chang, 2005; Díaz, 2005), motivo por el que se le concedió el Premio Nobel en 1983. (Nobel Prize, 1983).

Para ayudar a identificar las sustancias que se oxidan y las que se reducen, Wendell Mitchell Latimer introdujo, en el año 1938, el concepto de número, estado o índice de oxidación (Latimer, 1938). Se define como la carga que tendría un átomo de ese elemento si el compuesto del que forma parte estuviese constituido por iones.

Según este concepto, en toda reacción redox ha de haber una variación en el número de oxidación de algún elemento, oxidándose el que aumenta su número de oxidación (pierde electrones) y reduciéndose el elemento que disminuye su número de oxidación (gana electrones), formando lo que se llama par redox conjugado: red1/oxid1, oxid2/red2.

A la hora de ajustar estas reacciones se han de tener en cuenta la ley de conservación de la masa y la ley de conservación de la carga, ya que el número de electrones cedidos por el reductor (el que se oxida) ha de ser el mismo que el captado por la especie oxidante (la que se reduce). El ajuste de este tipo de reacciones se puede realizar por el método ordinario de tanteo de los coeficientes estequiométricos o el algebraico. Sin embargo, muchas veces estas reacciones han de ajustarse en forma iónica (caso de las pilas y celdas electroquímicas) o no se dan completas, lo que dificulta utilizar el tanteo o el método algebraico, razón por la que se suelen proponer dos métodos alternativos: el método de variación del número de oxidación y el del ion-electrón, este último, sobre todo, para los

casos en los que se ha de ajustar también el medio ácido o básico en el que transcurre la reacción. Pero hay más métodos.

Kolb (1981) y De Diego y Merino (1984) sugirieron el método de inspección del profesor Ling cuyo método se basa en el algebraico, pero algoritmizado en forma de tres reglas fáciles de memorizar. Sin embargo, "estos métodos se proponen como una serie de reglas mecánicas a seguir, que, aunque sencillas, desvían la atención del alumno desde los principios químicos que debe aplicar (y que estamos intentando que refuerce) hacia la pura aplicación del método de ajuste que se le presenta" (Barberá, 1990). Comentario que podríamos extender a los métodos matriciales que se resuelven con ayuda de ordenadores, (Blakley 1982; Castelló, 1997). Castelló (1997) opina que "La escritura repetitiva de las ecuaciones y sus balanceos correspondientes se convierte pronto en una tarea mecánica sin ningún contenido químico donde se aprende poco y se pierde mucho tiempo".

Uno de los retos, que ya propone Gilbert (2006) para afrontar los currículos de química en contexto, es "facilitar a los estudiantes conectar lo que han aprendido en una situación con otra situación". Se aplicará este reto al ajuste de reacciones de oxidación-reducción.

En este trabajo se recomienda la contextualización de los contenidos químicos que ya posee el alumnado cuando se enfrenta al ajuste de las ecuaciones redox, así como un método de ajuste que combina los dos métodos más tradicionales, por ello se podría considerar un método híbrido que se basa en la esencia de los procesos redox: la transferencia de electrones.

Previamente, se realizará una revisión de las normas de asignación del número de oxidación y de los métodos de ajuste de ecuaciones redox.

### Otra forma de considerar los números de oxidación

Como se ha mencionado anteriormente, en toda reacción redox ha de haber alguna variación en el número de oxidación de algún elemento, motivo por el cual, en 1880, Otis Johnson estableció las reglas que todavía hoy se utilizan para determinar el número de oxidación (Castelló, 1997), y que los alumnos aprenden como si fuesen contenidos a memorizar. Sin embargo, estas normas (recogidas en Sosa, 2014), se pueden considerar, hoy en día, una aplicación anticipada del concepto de electronegatividad, definido por Linus Pauling en 1932: "Es el poder de un átomo, en una molécula, para atraer electrones hacia sí", estudiado previamente por los alumnos al estudiar el enlace.

Aplicando simplemente este importante concepto, y sin necesidad de aplicar fórmulas para determinar el número de oxidación, (Kauffmann, 1986; Sosa, 2014), asignaremos a los elementos más electronegativos una carga negativa, según los electrones que pueda atraer en cada caso concreto, y a los electropositivos la carga positiva correspondiente.

Así, para establecer los números de oxidación se tendrá en cuenta:

- *En los elementos en estado libre el número de oxidación es cero, puesto que los enlaces son apolares, y los electrones están simétricamente distribuidos.*
- *En los compuestos o iones covalentes se asigna la carga negativa al elemento más electronegativo y la carga positiva al más electropositivo. Así, en el amoníaco,  $\text{NH}_3$ , el*



estado de oxidación del N es -3 porque es más electronegativo (electronegatividad 3.0) y el del hidrógeno +1, (electronegatividad 2.1 o 2.2) (Salas-Banuet et al., 2011), y en el hidruro de sodio, NaH, el número de oxidación del hidrógeno es -1, por ser más electronegativo que el sodio. (No es, por tanto, una excepción como aparece en las normas: "excepto en los hidruros que es -1"). Por ello, tampoco es una excepción que, en el difluoruro de oxígeno,  $\text{OF}_2$ , el estado de oxidación del oxígeno sea +2, y el del flúor siempre -1 por ser el elemento más electronegativo de la tabla periódica.

- *Los enlaces entre átomos iguales no se tienen en cuenta, son apolares, por ello, el estado de oxidación del oxígeno en el agua,  $\text{H}_2\text{O}$ , es -2, pero en el peróxido de hidrógeno,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , es -1, ya que uno de los enlaces se establece entre los propios átomos de oxígeno, (H-O-O-H). Por tanto, los peróxidos tampoco son una excepción. En el eteno  $\text{C}_2\text{H}_4$ , el estado de oxidación para cada C sería -2, ( $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$ ), por ser el carbono más electronegativo que el hidrógeno, y tener dos pares de electrones compartidos con otro átomo de carbono y en los carbonos del etino -1, ( $\text{HC}\equiv\text{CH}$ ), por compartir tres pares de electrones. Al ser el estado de oxidación consecuencia de la electronegatividad de los enlaces formados, los elementos pueden tener más de un estado de oxidación.*
- Cumpliendo la ley de conservación de la carga:
  - *En los iones monoatómicos el estado de oxidación del elemento coincide con la carga. (Es la que nos muestra los electrones que el átomo ha ganado o perdido).*
  - *La suma de los números de oxidación de todos los átomos que forman una molécula neutra ha de ser cero, y si se trata de un ion ha de ser igual a la carga del ion.*

A partir de estos criterios, se asignan los números de oxidación a las sustancias que intervienen en la reacción y una vez identificadas las sustancias que se reducen y las que se oxidan, hay que ajustar las correspondientes semiecuaciones de reducción y de oxidación.

En este punto, muchos alumnos muestran dificultades para establecer cómo separar los compuestos. Es buen momento para aplicar las diferencias entre el enlace iónico y covalente. En disolución los compuestos se rompen por el enlace iónico (en mayor o menor grado según su solubilidad), así, en disolución acuosa, el anión cloruro,  $\text{Cl}^-$ , irá suelto si proviene de un cloruro de sodio, NaCl, compuesto iónico, pero irá unido al oxígeno en el anión perclorato (tetraoxidoclorato(-1)),  $\text{ClO}_4^-$ , anión covalente unido por enlace iónico al sodio en el perclorato de sodio (tetraoxidoclorato de sodio),  $\text{NaClO}_4$ .

### Consideraciones didácticas de los ajustes tradicionales

El método del ion-electrón fue propuesto inicialmente por Jette y La Mer en 1927 (Castelló, 1997; Jensen, 2009), método que además tiene en cuenta si la reacción se verifica en medio ácido o en medio básico.

En este método, tras identificar la sustancia que se oxida y la que se reduce, se escriben las correspondientes semiecuaciones para el proceso de oxidación y el de reducción, (ajustando primero los elementos implicados, luego los átomos de oxígeno y los

de hidrógeno, con moléculas de agua y protones o aniones hidróxido según si el medio es ácido o básico, y por último los electrones puestos en juego según el número que compense las cargas eléctricas). Después se multiplican por el número que iguale en ambas el número de electrones cedidos o captados y finalmente se suman para obtener la ecuación redox iónica total. Si se ha de ajustar la reacción en su forma molecular, los iones acompañantes se ajustan por tanteo. (Gutiérrez, 1995; Masjuan et al., 2000; Pozas et al., 2003, 2009; Guardia et al., 2016).

No obstante, tras identificar las sustancias que sufren el proceso redox, ¿no se deberían ajustar al principio los electrones?

Se puede pensar que el orden en el que se efectúen estos procesos no tiene importancia, puesto que, al final, se llegará a la misma reacción ajustada, sin embargo, didácticamente, se ha de tener en cuenta que el proceso esencial y fundamental en las reacciones redox es la transferencia de electrones, por ello, lo primero que se debería indicar en cada una de ellas es el número de electrones aceptados por el oxidante, colocados en la zona de los reactivos, y el número de electrones cedidos por el reductor, colocados en la zona de los productos, como considera el método de la variación del número de oxidación. El inconveniente de este último método es que algunos autores separan a los átomos que se oxidan y reducen de sus iones correspondientes (Pozas et al., 1993; Ganuza et al., 1998), ello complica el ajuste total, y no tiene en cuenta el medio en el que se realiza la reacción.

Dejar para el final el ajuste de los electrones, para que haya el mismo número de cargas eléctricas en los dos miembros, parece someterlos a meros ajustadores de cargas cuando son los protagonistas de estas reacciones, y las sustancias ajustadoras de cargas son precisamente los protones y los iones hidróxido en las disoluciones acuosas.

Por otra parte, el balanceo de las ecuaciones redox suele estar poco explicado en los libros de texto cuando transcurren en medio básico: (Babor e Ibarz, 1979; Fornell et al., 2007), o lo reducen a resolver algún ejercicio: (Guillén, 1979; Morcillo y Fernández, 1995; Zubiaurre et al., 2003; Vidal y Peña, 2009, 2016; Pozas et al., 2016) o rizando el rizo proponen "ajustarlas como si el medio fuese ácido y corregirlas al final, sumando  $\text{OH}^-$  a ambos lados de la reacción, hasta anular completamente los  $\text{H}^+$  presentes" (Sauret, 1991, 1998, 2003, 2009). "... A efectos prácticos, resulta más sencillo y se llega al mismo resultado si la semirreacción se ajusta, inicialmente, en medio ácido... para después adaptar la reacción obtenida al medio básico en el que se produce" (Oro et al., 1997). De forma similar lo explican Montejo y del Barrio (1997), Quílez et al., (1998).

Didácticamente, parece indicar al alumno que no hay diferencia en que la reacción transcurra en medio ácido o básico, lo cual, evidentemente, no es cierto. Tómese, de ejemplo, la dismutación de cloro elemental en cloruro e hipoclorito. Este proceso se puede ajustar tanto en medio ácido como básico, pero experimentalmente esta reacción se ve favorecida en medio básico.

También en los libros de texto, en el mejor de los casos, en el ajuste en medio básico se indica una única regla, (Arróspide y Piñar, 1992; Pozas et al., 1993; Ruiz et al., 2000; Ganuza et al., 1998; Alonso et al., 1999; Bárcena, 2009), cuando a veces son necesarias dos, recogidas en el libro de Química General de Fernández y Fidalgo, (1994), o en la Química 2 de Araque et al., (2016):

- "Para igualar el oxígeno han de añadirse tantas moléculas de agua como átomos

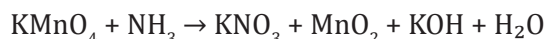
de oxígeno existan en exceso en ese miembro de la ecuación; en el otro miembro (donde el oxígeno está en defecto) se añadirá doble número de iones OH<sup>-</sup>.

- Para igualar el hidrógeno se añaden en el miembro donde exista defecto tantas moléculas de agua como átomos de hidrógeno falten, y en el otro miembro el mismo número de iones OH<sup>-</sup>

Si se opta por un enfoque en el que se ajusten primero los electrones, y teniendo en cuenta lo que significa ser un medio ácido o un medio básico en disolución acuosa, también se pueden modificar estas reglas para el ajuste del medio acuoso en el que se realiza la reacción:

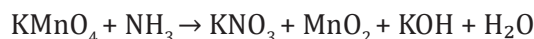
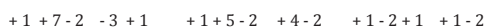
- En medio ácido habrá disponibilidad de protones, por ello se añadirán, donde corresponda, los protones necesarios para compensar las cargas.
- En medio básico habrá disponibilidad de aniones hidróxido, por ello se añadirán, donde corresponda, los iones hidróxido necesarios para compensar las cargas.
- Los átomos de hidrógeno y de oxígeno se ajustarán con moléculas de agua donde corresponda.

Se aplicarán estas últimas consideraciones al ajuste de una reacción concreta, en lo que llamaremos método del ion-electrón modificado, comparándose con el método del ion-electrón; por ejemplo, la reacción del permanganato de potasio (tetraoxidomanganato de potasio) con el amoníaco (trihidruro de nitrógeno) para dar nitrato de potasio (trioxidonitrato de potasio), dióxido de manganeso, hidróxido de potasio y agua:



La presencia de amoníaco y la formación de hidróxido de potasio nos indican que esta reacción se realiza en medio básico.

1. Se identifican el elemento o elementos que se oxidan y los que se reducen. (Para ello se asignan los números de oxidación, según las consideraciones comentadas anteriormente).



Se puede observar que:

- El manganeso disminuye su número de oxidación, ha ganado electrones: se reduce.
  - El nitrógeno aumenta su número de oxidación, ha perdido electrones: se oxida.
2. Se escriben de forma separada las semiecuaciones correspondientes a la reacción de oxidación y a la reacción de reducción, pares redox conjugados, ajustándose los átomos de los elementos que se oxidan o se reducen (en este ejemplo no hay variación).
- Semiecuación de reducción:  $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2$

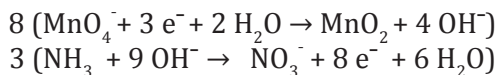
- Semiecuación de oxidación:  $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}_3^-$

Comparando:

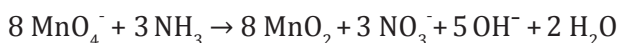
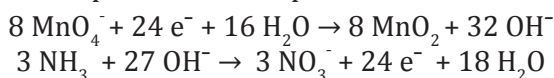
Método ion-electrón	Método ion-electrón modificado
<p>3. Para igualar el oxígeno, al transcurrir en medio básico, han de añadirse tantas moléculas de agua como átomos de oxígeno existan en exceso en ese miembro de la ecuación; en el otro miembro (donde el oxígeno está en defecto) se añadirá doble número de iones hidróxido.</p> $\text{MnO}_4^- + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + 4 \text{OH}^-$ $\text{NH}_3 + 6 \text{OH}^- \rightarrow \text{NO}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O}$ <p>Llegados a este punto los átomos de hidrógeno del amoníaco se quedan sin ajustar, si no se conoce el 2º punto comentado anteriormente para igualar esos átomos: se añaden en el miembro donde exista defecto tantas moléculas de agua como átomos de hidrógeno falten, y en el otro miembro el mismo número de iones hidróxido.</p> $\text{NH}_3 + 6 \text{OH}^- + 3 \text{OH}^- \rightarrow \text{NO}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{H}_2\text{O}$ <p>4. Después añadir los electrones necesarios para ajustar las cargas.</p> $\text{MnO}_4^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 4 \text{OH}^-$ $\text{NH}_3 + 9 \text{OH}^- \rightarrow \text{NO}_3^- + 6 \text{H}_2\text{O} + 8 \text{e}^-$	<p>3. Se indican los electrones ganados por el reductor y cedidos por el oxidante.</p> $\overset{+7}{\text{MnO}_4^-} + 3 \text{e}^- \rightarrow \overset{+4}{\text{MnO}_2}$ $\overset{-3}{\text{NH}_3} \rightarrow \overset{+5}{\text{NO}_3^-} + 8 \text{e}^-$ <p>4. Al estar en medio básico, añádanse los iones hidróxido necesarios para ajustar las cargas negativas (conservación de la carga):</p> $\text{MnO}_4^- + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 4 \text{OH}^-$ $\text{NH}_3 + 9 \text{OH}^- \rightarrow \text{NO}_3^- + 8 \text{e}^-$ <p>(En medio ácido se añadirían iones <math>\text{H}^+</math> en el lugar correspondiente para compensar las cargas)</p> <p>Los átomos de hidrógeno y oxígeno se ajustarán con moléculas de agua (conservación de la masa).</p> $\text{MnO}_4^- + 3 \text{e}^- + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + 4 \text{OH}^-$ $\text{NH}_3 + 9 \text{OH}^- \rightarrow \text{NO}_3^- + 8 \text{e}^- + 6 \text{H}_2\text{O}$

A partir de aquí el procedimiento vuelve a ser el mismo:

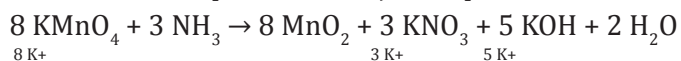
5. Se multiplican las semiecuaciones por el número que iguale los electrones intercambiados:



6. Se suman ambas, simplificando las especies comunes.



7. El resto de los iones acompañantes se ajustan por tanteo:



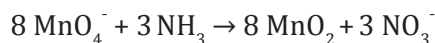
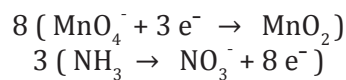
Puesto que en disolución acuosa los iones acompañantes estarán separados, este paso solo será necesario si se pide ajustar la reacción en forma molecular.

Pero ¿y si se simplificase aún más el proceso, combinando el método de la variación en el número de oxidación con el método del ion-electrón modificado?

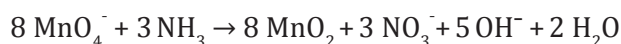
Si en la reacción a ajustar, en disolución acuosa, el medio no viene establecido por el carácter ácido o básico de las sustancias que intervienen, ¿se podría deducir al ajustar la reacción?

### Ajustes de ecuaciones redox por un método híbrido al que se denominará método de transferencia de electrones. Medio básico

Teniendo en cuenta que en un proceso redox lo importante es el número de electrones transferidos, después de escribir los pares redox, con los átomos implicados ajustados y mostrando el número de electrones intercambiados, se multiplican las semiecuaciones para igualar el número de electrones y se suman. Los electrones no se pondrían en la ecuación resultante de la suma; no es que se simplifiquen, en la reacción los electrones cedidos por el reductor se han transferido al oxidante.



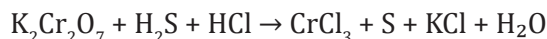
Se ajustarán, a continuación, los átomos de oxígeno y los de hidrógeno. Teniendo en cuenta el carácter básico del amoníaco y considerando la ley de conservación de la carga, las cinco cargas negativas en exceso que hay en los reactivos, tendrán que aparecer como cargas negativas en los productos. Solo podrán compensarse con cinco aniones hidróxido en los productos. Por otra parte, teniendo en cuenta la conservación de la masa, quedan por ajustar dos átomos de oxígeno y cuatro átomos de hidrógeno que formarán dos moléculas de agua:



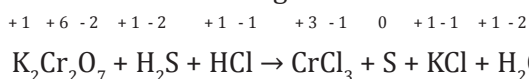
Así se tiene la ecuación iónica ajustada. Si es necesario, el resto de los iones acompañantes se ajustan por tanteo.

### Ajustes de ecuaciones redox por el método de transferencia de electrones: medio ácido

Se ajustará la reacción del dicromato de potasio (heptaoxidodicromato de dipotasio) con ácido sulfhídrico y ácido clorhídrico:



1. Se identifican el elemento o elementos que se oxidan y los que se reducen. Para ello se asignan los números de oxidación, teniendo en cuenta la electronegatividad de los átomos que forman los compuestos (el potasio es un alcalino con baja electronegatividad, y el cromo también tiene una electronegatividad menor que la del oxígeno, que atrae hacia sí dos electrones. Los átomos de azufre y cloro son más electronegativos que los átomos de hidrógeno, cromo o potasio. El azufre se encuentra en estado elemental. El oxígeno es más electronegativo que el hidrógeno).





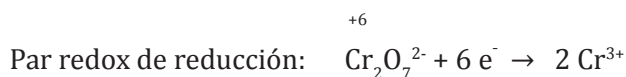
Se puede observar que:

- El cromo disminuye su número de oxidación, ha ganado electrones: se reduce.
- El azufre aumenta su número de oxidación, ha perdido electrones: se oxida.

2. Para considerar las especies que intervienen se tiene en cuenta el tipo de enlace entre los átomos implicados, y no se consideran los iones acompañantes. Se escriben de forma separada los pares redox conjugados correspondientes a las semirreacciones de oxidación y de reducción, ajustándose los átomos de los elementos que se oxidan o se reducen.

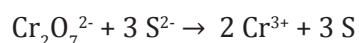
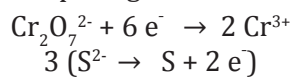
- Par redox de reducción:  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+}$
- Par redox de oxidación:  $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}$

Se indican los electrones ganados por el reductor y cedidos por el oxidante.

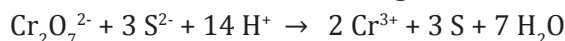


- Par redox de oxidación:  $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S} + 2 \text{e}^-$

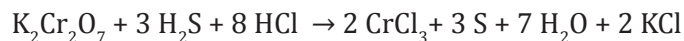
3. Se multiplican los pares redox para igualar los electrones intercambiados y se suman:



4. Al estar en un medio ácido, y según la ley de conservación de la carga, para ajustar los átomos de oxígeno y los de hidrógeno se considera que si de ocho cargas negativas en los reactivos ha de pasarse a seis positivas en los productos serán necesarias catorce cargas positivas, es decir, catorce protones en los reactivos. Por la conservación de la masa, los átomos de oxígeno sobrantes formarán agua:



5. El resto de los iones acompañantes se ajustan por tanteo:



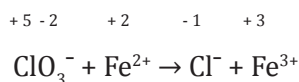
Se puede utilizar este último paso para recordar que en las reacciones químicas han de formarse sustancias nuevas (un precipitado, un compuesto covalente, una sustancia que haya cambiado su número de oxidación), y que la mayoría de los iones acompañantes no formarán una sustancia nueva, sino que permanecerán separados en la disolución, debido a su enlace iónico (según su grado de solubilidad).

### Ajustes de ecuaciones redox por el método de transferencia de electrones: otros ejemplos

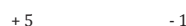
Se ajustarán dos reacciones de apariencia similar para observar como el medio de la reacción, si no viene dado por el carácter de los reactivos o por el potencial necesario para realizar la reacción, aparece de forma natural al ajustar las cargas.

Supónganse las reacciones de reducción del clorato de potasio (trioxidoclorato de potasio) a cloruro, oxidando el hierro(2+) a hierro(3+), u oxidando el catión cromo(3+) a anión cromato (tetraoxidocromato(2-), sin aportarse más información:

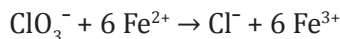
- Primer caso. 1.** Se asignan los números de oxidación, teniendo en cuenta las cargas en los iones y que la electronegatividad del oxígeno es mayor que la del cloro:



- Se escriben de forma separada los pares redox conjugados, con los electrones implicados:

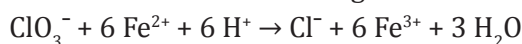


- En este caso se multiplica por seis el par redox de oxidación para igualar los electrones intercambiados y se suman:

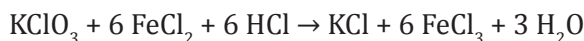


- Quedan por ajustar los átomos de hidrógeno y oxígeno.

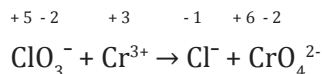
Teniendo en cuenta la conservación de la carga, se puede observar que de once cargas positivas en los reactivos se ha pasado a diecisiete en los productos. Estas cargas positivas sólo se pueden compensar en los reactivos con seis protones, por lo tanto, esta reacción se verificará en medio ácido. Teniendo en cuenta la conservación de la masa, los protones y los átomos de oxígeno formarán tres moléculas de agua:



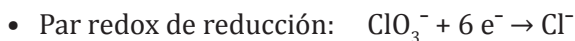
La reacción molecular ajustada, si se consideran como iones acompañantes a cationes, potasio y aniones cloruro, sería:



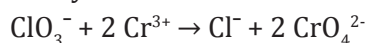
- Segundo caso. 1.** Se asignan los números de oxidación, teniendo en cuenta que el oxígeno es más electronegativo que el cloro y el cromo, y las cargas de los iones:



- Se escriben de forma separada los pares redox conjugados, ajustándose los electrones implicados:



- En este caso se multiplica por dos el par redox de oxidación para igualar los electrones intercambiados y se suman:



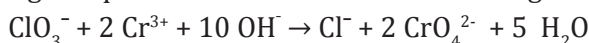


#### 4. Quedan por ajustar los átomos de hidrógeno y oxígeno.

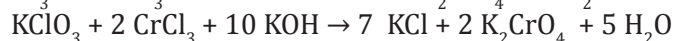
Teniendo en cuenta la conservación de la carga, se puede observar que de cinco cargas positivas en los reactivos se ha pasado a cinco negativas en los productos. Las cargas negativas producidas sólo se pueden compensar en los reactivos con iones hidróxido, por lo tanto, esta reacción transcurrirá en medio básico:



Teniendo en cuenta la conservación de la masa quedan por ajustar cinco átomos de oxígeno y diez de hidrógeno que formarán cinco moléculas de agua en los productos:



La reacción molecular ajustada, si se consideran como iones acompañantes a cationes, potasio y aniones cloruro, quedará:

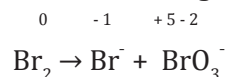


### Ajustes de ecuaciones redox por el método de transferencia de electrones en reacciones de dismutación

Una reacción de dismutación o desproporción es un proceso redox en el que el mismo elemento se oxida y se reduce a la vez. Para que esto pueda ocurrir es necesario que el elemento pueda tener al menos tres estados de oxidación distintos.

Como ejemplo se ajustará la reacción en la que el bromo se transforma en anión bromato (trioxidobromato(1-)) y bromuro a la vez:

1. Se escribe la reacción y se asignan los números de oxidación. (Se tiene un elemento, un anión y el oxígeno que es más electronegativo que el bromo)

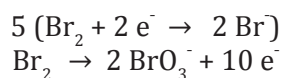


El bromo se reduce a bromuro y se oxida a bromato.

2. Se ajustan en los pares redox los átomos y los electrones implicados en el proceso:



3. Se multiplican para igualar los electrones intercambiados, y se suman ambas ecuaciones:



En este caso se puede simplificar a la mitad:  $3 \text{Br}_2 \rightarrow 5 \text{Br}^- + \text{BrO}_3^-$

4. No se ha especificado el medio en el que transcurre la reacción.

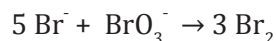
Debido a la conservación de la carga, para obtener seis cargas negativas en los productos se necesitarán seis aniones hidróxido en los reactivos, lo que demuestra que esta reacción necesitará un medio básico. Por la ley de conservación de la masa, los átomos de oxígeno e hidrógeno sobrantes formarán tres moléculas de agua:



Sí, por ejemplo, el hidróxido añadido fuese el de sodio, podríamos ajustar la ecuación molecular por tanteo:



Si se considera la reacción contraria llegaríamos a:



Para compensar las cargas negativas de los aniones, serán necesarios seis protones en los reactivos, formándose tres moléculas de agua, según la ley de conservación de la masa:



Esta reacción es un equilibrio (Laitinen y Harris, 1982), muy desplazado hacia la formación del bromo en medio ácido:



Un pH elevado favorece la dismutación ( $3 \text{Br}_2 + 6 \text{OH}^- \rightleftharpoons 5 \text{Br}^- + \text{BrO}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O}$ ) mientras que un pH bajo provocará la formación de bromo, siendo ambos ajustes compatibles con los hechos experimentales.

## Resumiendo

Teniendo en cuenta que el hecho fundamental de una reacción redox es la transferencia de electrones, para ajustar una ecuación redox considerando los procesos químicos que intervienen, una vez asignados los números de oxidación, en función de las electronegatividades de los átomos que forman los compuestos, se determinan las sustancias que se oxidan y las que se reducen. A continuación, se consideran de forma separada los pares redox conjugados que intervienen en el proceso, ajustándose los átomos de los elementos que se oxidan y se reducen, y colocando los electrones que se ganan y se ceden en el lugar correspondiente. Se multiplican las semiecuaciones para igualar los electrones intercambiados y se suman.

Después se aplican las leyes de conservación de la carga y masa para ajustar, en disolución acuosa, los átomos de oxígeno y de hidrógeno:

- En medio ácido, las cargas negativas en exceso se compensarán con protones hasta igualar las cargas en ambos lados de la reacción.
- En medio básico, las cargas negativas en exceso se compensan con iones hidróxido hasta igualar las cargas en ambos lados de la reacción.
- Los átomos de oxígeno y de hidrógeno sobrantes formarán moléculas de agua donde corresponda para conservar la masa.

Si el medio no viene establecido por el carácter ácido o básico de las sustancias que intervienen, o por el potencial necesario para que se verifique la reacción, se podría deducir con este método teniendo en cuenta la ley de conservación de la carga: si se han generado cargas positivas en los productos el medio será ácido, si se han generado cargas negativas el medio será básico.

El proceso redox ya está ajustado con la reacción iónica así obtenida. Los iones acompañantes se pueden ajustar por tanteo para escribir la ecuación molecular, pero estos iones permanecerán separados en la disolución, según la solubilidad de estos.

## Conclusiones

Las reacciones químicas redox moleculares, en las que aparecen todas las sustancias de la reacción, se pueden ajustar por tanteo y por el método algebraico, incluso utilizando programas informáticos, al igual que las que no lo son. Sin embargo, esta forma de proceder no pone en relieve los conceptos químicos que subyacen en el proceso de la reacción química: intercambio de electrones, conservación de la masa, conservación de la carga, medios ácidos o básicos, enlaces presentes en las sustancias que reaccionan, estados de oxidación de los átomos en los compuestos de los que están formando parte...

El método tradicionalmente más utilizado es el del ión-electrón, sobre todo para las reacciones que transcurren en disolución, pues permite ajustar también el disolvente y el medio en el que se lleva a cabo la reacción, seguido del método de variación del número de oxidación.

No obstante, el ajuste de reacciones redox por el método del ion-electrón deja para el final el ajuste de los electrones cedidos por el reductor y aceptados por el oxidante, cuando el concepto fundamental de las reacciones de oxidación-reducción es el de transferencia de electrones siendo, por tanto, lo primero que debería ajustarse, tal como hace el método de la variación del número de oxidación.

El método del ion-electrón modificado, que se propone inicialmente en este artículo, (por si se necesita disponer de las semirreacciones que transcurren en los electrodos), tras identificar y ajustar los pares redox, ajusta los electrones intercambiados. El ajuste de los átomos de oxígeno e hidrógeno se hace después, siguiendo las leyes de conservación de carga y masa y teniendo en cuenta el medio ácido o básico en el que transcurre dicha reacción redox.

La asignación de los números de oxidación teniendo en cuenta la electronegatividad de los átomos en el enlace resulta sencilla y evita tener que aprender normas de memoria.

El ajuste de reacciones redox por el método híbrido de transferencia de electrones, que también se propone en este artículo, combina los métodos tradicionales del ajuste por el método de la variación del número de oxidación y el método del ion-electrón, permite contextualizar conceptos químicos explicados previamente a los alumnos relacionados con la electronegatividad, el enlace, la conservación de la masa y la carga en las reacciones químicas, así como distinguir entre los medios ácidos y básicos.

Además, si se ajustan primero los electrones, y no se ha especificado el medio en el que ha de realizarse la reacción, los protones o aniones hidróxido del medio acuoso aparecen de forma natural al ajustar las cargas, realizándose este ajuste una sola vez, en la ecuación iónica resultante de la suma, en lugar de los dos necesarios cuando se ajustan las semiecuaciones de reducción y oxidación en el método del ion-electrón.

## Referencias

Alonso García, P., Cebeira Mateos, R. y García Acebes M.J. (1999). *Curso de Química 2 Bachillerato*. Madrid. España. Mc Graw Hill.

- Araque Guerrero, J.A., Illana Rubio, J., Liebana Collado, A. y Tejón Rivera, J.M. (2016). *Bachillerato Química 2*. Madrid. España. Anaya.
- Arróspide Román, M.C. y Piñar Gallardo, M.I. (1992). *Química COU*. Zaragoza. España. Edelvives.
- Babor, J. e Ibarz Aznarez, J. (1979). *Química General Moderna*, 8ª ed. Barcelona. España. Marín.
- Barberá, O. (1990). Ajuste de ecuaciones químicas: ¿por qué usar reglas arbitrarias y hechos ficticios? *Enseñanza de las Ciencias*, 8(1), 85-88.
- Barcena Martín, A.I., del Barrio Barrero, J.I., Caamaño Ros, A. y Sánchez Soberón, A.I. (2009). *Química 2 Bachillerato*. Madrid. España. Ediciones sm.
- Blakley, G.R., (1982). Chemical Equation Balancing, *Journal of Chemical Education*, 59, 728-734. Recuperado de <https://pubs.acs.org/doi/pdf/10.1021/ed059p728>
- Castelló Hernández, M. (1997). Balanceo de ecuaciones químicas mediante computadora. *Educación Química*. 8(1) 56-62. Recuperado de <https://doi.org/10.22201/fq.18708404e.1997.1.66640>
- Constanza Corrales, L. y Muñoz Ariza, M.M. (2012). Estrés oxidativo: origen, evolución y consecuencias de la toxicidad del oxígeno. *NOVA. Publicación Científica en Ciencias Biomédicas*, 10(18), 135-250. Recuperado de <https://doi.org/10.22490/24629448.1010>
- Chang K. (19 de noviembre de 2005). *Henry Taube, Premio Nobel de Química*. Noticias de El País. [https://elpais.com/diario/2005/11/19/agenda/1132354808\\_850215.html](https://elpais.com/diario/2005/11/19/agenda/1132354808_850215.html)
- Christen, H.R. (1978). *Química*. 2ª ed. Barcelona. España. Reverté.
- Delgado A, W. (2004). ¿Por qué se enrancian las grasas y aceites? *Revista Palmas*, 25(2), 35-43. Recuperado de <https://publicaciones.fedepalma.org/index.php/palmas/article/view/990>
- Díaz, A. (22 de noviembre de 2005). *Henry Taube, un Nobel que estudió los metales*. Noticias del El Mundo. <https://www.elmundo.es/elmundo/2005/11/22/obituarios/1132647695.html>
- De Diego, A.M. y Merino, J.M. (1984). Ajuste de ecuaciones redox por inspección, *Enseñanza de las Ciencias*, 2, 72-75. <https://ddd.uab.cat/pub/edlc/02124521v2n1/02124521v2n1p72.pdf>
- Fernández M.R. y Fidalgo J.A. (1994). *Química General*. 3ª ed. León. España. Everest.
- Fornells, M., García, M., López, V., Miró A. y Pérez E. (2007). *Cómo superar la Química*. Barcelona. España. Almón S.L.
- Ganuzo, J.L., Casas, M.P. y Queipo, M.P. (1998). *Química Schaum*. Madrid. España. Mc Graw Hill.
- Gilbert, J. K. (2006). On the Nature of "Context" in Chemical Education. *International Journal of Science Education*, 28 (9) 957-976. <https://doi.org/10.1080/09500690600702470>

- Guillem Monzonis, C. (1979). *Química COU*. Alicante. España. Marfil.
- Guardia Villarroel, C., Menéndez Hurtado, A., I. Prada Carrillo, J.M. y Simón Alonso, B. (2016). *Química 2 Bachillerato. Serie Investiga. Proyecto Saber Hacer*. Madrid. España. Santillana.
- Gutiérrez Lazpita, J.F. (1995). *Química 2 Formación Profesional*. Bilbao. España. Larrauri.
- Insausti Orduna, L. y Echeverría Morrás, J. (2013). Ver para creer: un nuevo enfoque en el aprendizaje de los procesos redox. *IX Congreso Internacional sobre investigación en didáctica de las ciencias*. (Girona, 9-12 de septiembre de 2013). <https://raco.cat/index.php/Ensenanza/article/download/307458/397438>
- Jensen, J.W. (2009). Balancing Redox Equations History. *Journal of Chemical Education*, 86(6), 681-682.
- Kauffmann, J. M. (1986). Simple method for determination of oxidation numbers of atoms in compounds. *Journal of Chemical Education*, 63(6), 474-475.
- Kolb, D. (1981). Balancing complex redox equations by inspection. *Journal of Chemical Education*, 58(8), 642. <https://doi.org/10.1021/ed058p642>
- Laitinen, H.A., Harris, W.E. (1982). *Análisis Químico*. Barcelona. España. Reverté.
- Latimer, W.M. (1938). *The oxidation states of the elements and their potentials in aqueous solutions*. New York. U.S.A. Prentice-Hall, Inc.
- Mariaca, C. J., Zapata, M., y Uribe, P. (2016). Oxidación y antioxidantes: hechos y controversias. *Revista De La Asociación Colombiana De Dermatología Y Cirugía Dermatológica*, 24(3), 162-173. <https://doi.org/10.29176/2590843X.292>
- Masjuan, M.D. Dou, J.M., Pelegrín, J. (2000). *Química 2 Bachillerato*. Barcelona. España. Casals.
- Montejo Cristóbal, C. y del Barrio Barrero J.I. (1997). *Bachillerato Química 2*. Madrid. España. Ediciones sm.
- Morcillo Rubio, J. y Fernández González, M. (1995). *Química COU*. Madrid. España. Anaya.
- Oro, L.A., Andreu, J.L., Fernández, M.C., Pérez-Torrente, J. J. (1997). *Química 2 Bachillerato*. Madrid. España. Santillana.
- Peña Tresancos, J. y Vidal Fernández, M.C. (2009). *Química 2 Bachillerato. Tesela*. Madrid. España. Oxford Educación.
- Pozas Margariños, A., Illana Rubio, J., Garrido, A., Romero Salvador, A., y Teijón Rivera, J.M. (1993). *Curso de Química de COU*. Madrid. España. Mc Graw Hill.
- Pozas Magariños, A., Martín Sánchez, R., Rodríguez Cardona, Á., Ruiz Sáenz de Miera, A. (2003). *Química 2 Bachillerato*. Madrid. España. Mc Graw Hill.
- Pozas Magariños, A., Martín Sánchez, R., Rodríguez Cardona, Á., Ruiz Sáenz de Miera, A. (2009). *Química 2 Bachillerato*. Madrid. España. Mc Graw Hill.

- Pozas Magariños, A., Martín Sánchez, R., Rodríguez Cardona, Á., Ruiz Sáenz de Miera, A. (2016). *Química 2 Bachillerato*. Madrid. España. Mc Graw Hill.
- Quílez Pardo, J., Lorente Carbonell, S., Sendra Bañuls, F., Chorro Guardiola, F. y Enciso Orellana, E. (1998). *Química 2 Bachillerato*. Valencia. España. Ecir.
- Ruiz Sanz de Miera, A., Rodríguez Cardona, Á., Martín Sánchez, R. y Pozas Margariños, (2000). *Química 2 Bachillerato, Australia XXI*. Madrid. España. Mc Graw Hill.
- Salas-Banuet, G., Ramírez-Vieyra J. y Noguez-Amaya, M. E. (2011). La incomprendida electronegatividad (trilogía). Parte I. El pensamiento en la electronegatividad cualitativa. *Educación Química*, 22(1), 38-44. [https://doi.org/10.1016/S0187-893X\(18\)30112-5](https://doi.org/10.1016/S0187-893X(18)30112-5)
- Salido, F. P. y Fernández, J. J. R. (2002). Influencia de los radicales libres en el envejecimiento celular. *Offarm*, 21(7), 96-100.
- Sauret Hernández, M. (1991). *Química COU*. Madrid. España. Bruño.
- Sauret Hernández, M. (1998). *Química 2 Bachillerato*. Madrid. España. Bruño.
- Sauret Hernández, M. (2003). *Química Bachillerato*. Madrid. España. Bruño.
- Sauret Hernández, M. (2009). *Química Bachillerato*. Madrid. España. Bruño.
- Sosa, P. (2014). Representación algebraica del método de Kauffman para asignar números de oxidación. *Educación Química*, 25 (E1), 223-228. [https://doi.org/10.1016/S0187-893X\(14\)70561-0](https://doi.org/10.1016/S0187-893X(14)70561-0)
- The Nobel Prize in Chemistry, 1983. <https://www.nobelprize.org/prizes/chemistry/1983/summary/>
- Vidal Fernández, M.C. y Peña Tresancos, J. (2016). *Química 2 Bachillerato. Inicia Dual*. Madrid. España. Oxford Educación.
- Zubiaurre Cortés, S., Arsuaga Ferreras, J. M. y Garzón Sánchez, B. (2003). *Química 2 Bachillerato*. Madrid. España. Anaya.