



## GUÍA 1 DE REDOX

### Área Química

#### Resultados de aprendizaje

Aplica conceptos básicos de ecuaciones de óxido reducción para la resolución de ejercicios, como equilibrio de ecuaciones.

#### Contenidos

- Número de oxidación, según reglas de asignación.
- Semirección de oxidación y reducción.
- Agente oxidante y reductor
- Método ion electrónico modificado.

**EJERCICIO 1.** Determina el estado de oxidación de todos los átomos que conforman las siguientes moléculas.

- a.  $\text{SO}_4^{-2}$
- b.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- c.  $\text{KMnO}_4$
- d.  $\text{NO}_2$
- e.  $\text{ClO}_2^-$
- f.  $\text{NH}_4^+$

#### Debo saber:

- a. El número de oxidación del hidrógeno en sus compuestos es +1, excepto en los hidruros metálicos, que es -1.
- b. El número de oxidación del oxígeno en sus compuestos es -2 a excepción de los peróxidos, en los cuales es -1.
- c. El número de oxidación de los metales alcalinos (grupo IA) es siempre +1; el de los metales alcalinotérreos (grupo IIA) es siempre +2.
- d. En las sales de hidrácidos, el número de oxidación de los halógenos (grupo VIIA) es -1 y el número de oxidación de los anfígenos (grupo VI) es -2.
- e. Los números de oxidación de los elementos restantes se determinan tomando en cuenta las reglas anteriores, considerando además que la suma algebraica de los números de oxidación de un compuesto neutro es cero, y en un ion es igual a su carga.
- f. El número de oxidación de un elemento libre es cero. Ej.  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$ .



Para poder determinar el estado de oxidación del S, es necesario saber que el estado de oxidación del oxígeno es -2 y como la suma de los estados de oxidación en un anión es igual a la carga se tiene:

$$\begin{aligned}x \cdot (\text{nº átomos de Azufre}) + \text{nº átomos de Oxígeno} \\ \cdot (\text{estado de oxidación del oxígeno}) &= \text{carga del compuesto}\end{aligned}$$

$$x + 4 \cdot (-2) = -2$$

$$x - 8 = -2$$

$$x = -2 + 8$$

$$\text{Estado de oxidación (e.o) del S} = x = +6$$



Para poder determinar el estado de oxidación del Cr, es necesario saber que el estado de oxidación del oxígeno es -2 y el del K es +1 (por pertenecer al Grupo IA), además la suma de los estados de oxidación de un compuesto es 0, por ser una molécula neutra.

$$\begin{aligned}\text{nº átomos K} \cdot (\text{e.o K}) + x \cdot (\text{nº átomos de cromo}) + \text{nº átomos de Oxígeno} \cdot (\text{e.o O}) \\ &= \text{carga del compuesto}\end{aligned}$$

$$2 \cdot (+1) + x + 7 \cdot (-2) = 0$$

$$+2 + 2x - 14 = 0$$

$$2x - 12 = 0$$

$$2x = +12$$

$$\text{e.o K} = x = +6$$



Para poder determinar el estado de oxidación del Mn, es necesario saber que el estado de oxidación del oxígeno es -2 y el del K es +1 (por pertenecer al Grupo IA), y que la suma de los estados de oxidación del compuesto es 0.



**$n^{\circ}$  átomos K · (e. o K) + x · ( $n^{\circ}$  átomos de Manganeso) +  $n^{\circ}$  átomos de Oxígeno · (e. o O) = carga del compuesto**

$$1 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0$$

$$+1 + x - 8 = 0$$

$$x = -1 + 8$$

$$e. o Mn = x = +7$$



Para poder determinar el estado de oxidación del N, es necesario saber que el estado de oxidación del oxígeno es -2 y que la suma de los estados de oxidación debe ser igual a 0.

**$x \cdot (n^{\circ} \text{ átomos de Nitrógeno}) + n^{\circ} \text{ átomos de Oxígeno} \cdot (e. o O)$   
= carga del compuesto**

$$x + 2 \cdot (-2) = 0$$

$$x - 4 = 0$$

$$e. o N = x = -4$$



Para poder determinar el estado de oxidación del Cl, es necesario saber que el estado de oxidación del oxígeno es -2 y como la suma de los estados de oxidación es igual a la carga del ion (-1), se tiene:

**$x \cdot (n^{\circ} \text{ átomos de Cloro}) + n^{\circ} \text{ átomos de Oxígeno} \cdot (e. o O)$   
= carga del compuesto**

$$x + 2 \cdot (-2) = -1$$

$$x - 4 = -1$$

$$x = -1 + 4$$

$$e. o Cl = x = +3$$



Para poder determinar el estado de oxidación del N, es necesario saber que el estado de oxidación del hidrógeno es +1 y que la suma de los estados de oxidación de un compuesto es igual a la carga, que en este caso es igual a +1

$$x \cdot (\text{nº átomos de Nitrógeno}) + \text{nº átomos de hidrógeno} \cdot (\text{e.o H}) = +1$$

$$x + 4 \cdot (+1) = +1$$

$$x + 4 = +1$$

$$\text{e.o N} = x = -3$$

**EJERCICIO 2.** En las siguientes reacciones identifica las sustancias que se oxidan y las que se reducen, e indica cuál agente oxidante y agente reductor.

- a.  $2 \text{H}_2\text{O(l)} + \text{Al(s)} + \text{MnO}_4^-(\text{ac}) \longrightarrow \text{Al(OH)}_4(\text{ac}) + \text{MnO}_2(\text{s})$   
b.  $\text{SO}_3^{2-}(\text{ac}) + \text{MnO}_4^-(\text{ac}) \longrightarrow \text{SO}_4^{2-}(\text{ac}) + \text{Mn}^{2+}(\text{ac})$   
c.  $\text{S(s)} + \text{HNO}_3(\text{ac}) \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_3(\text{ac}) + \text{N}_2\text{O(g)}$

Debo saber: Una sustancia se reduce, cuando capta electrones y su estado de oxidación disminuye.  
Una sustancia se oxida, cuando cede electrones, por lo que su estado de oxidación aumenta.

En una reacción redox, una sustancia se oxida y simultáneamente otra se reduce.

Si una sustancia se oxida, se comporta como un agente reductor y si la sustancia se reduce actúa como agente oxidante.



Una vez que se han determinado los estados de oxidación de todos los átomos, se puede determinar que sustancia se reduce y cual se oxida.

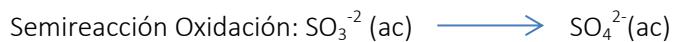
SemiRx. Oxidación:  $\text{Al(s)} \longrightarrow \text{Al(OH)}_4(\text{ac})$  (el estado de oxidación varió de 0 a +4, aumentó).

SemiriRx. Reducción:  $\text{MnO}_4^-(\text{ac}) \longrightarrow \text{MnO}_2(\text{s})$  (el estado de oxidación varió de +7 a +4, disminuyó).



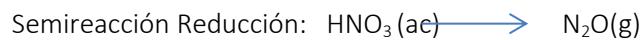
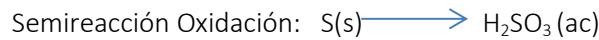
Agente Oxidante:  $\text{MnO}_4^-$ (ac)

Agente Reductor: Al (s)



Agente Oxidante:  $\text{MnO}_4^-$ (ac)

Agente Reductor:  $\text{SO}_3^{2-}$ (ac)



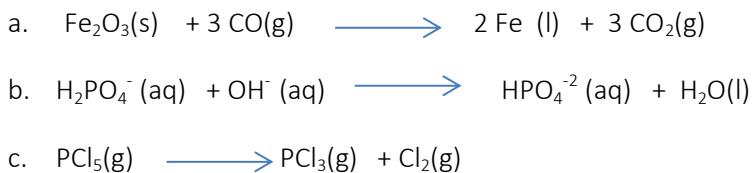
Agente Oxidante:  $\text{HNO}_3$ (ac)

Agente Reductor: S(s)

**RECUERDA QUE:** el Agente oxidante será aquella sustancia que contenga al elemento que ganó electrones. El Agente reductor será aquella sustancia que contenga al elemento que perdió electrones.

**EJERCICIO 3.** Determina cuál o cuáles de las siguientes reacciones corresponden a reacciones de óxido reducción.

**Debo saber:** para poder determinar si una reacción química es del tipo oxidación reducción, simultáneamente una especie debe oxidarse ( pierde electrones) y otra debe reducirse (gana electrones).



1. Ésta reacción es redox; el Fe está en el lado de los reactantes como  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  y en el lado de los productos como Fe, el estado de oxidación varió desde +3 a 0 y el estado de oxidación del carbono cambió de +2 a +4. Por lo tanto el Fe se reduce y el C se oxida.



Ésta reacción química no es de tipo redox, pues no existe variación de los estados de oxidación de ninguno de los átomos presentes.



Ésta reacción es redox; el P está en el lado de los reactantes como  $\text{PCl}_5$  y en el lado de los productos como  $\text{PCl}_3$ , el estado de oxidación varió desde +5 a +3, por lo tanto se reduce y el Cl pasó de estado de oxidación de -1 a 0, por lo tanto se oxida.

**EJERCICIO 4.** Ajusta la siguiente reacción oxido reducción, por el método ion electrónico, en medio ácido



Debo saber: cada vez que se quiera balancear una ecuación química se debe seguir la ley de conservación de la masa, lo que implica que en ambos lados de la ecuación química debe existir la misma cantidad de sustancia.

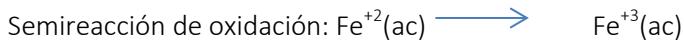
En una reacción de óxido-reducción, es necesario además balancear la perdida y ganancia de electrones.

Se pide balancear la ecuación de óxido-reducción en medio ácido. Para balancear una reacción redox se debe seguir una serie de pasos según el siguiente procedimiento:

- a. Determinar los estados de oxidación de todos los átomos:



**b. Dividir la ecuación en las dos semireacciones (una para la oxidación y otra para la reducción)**

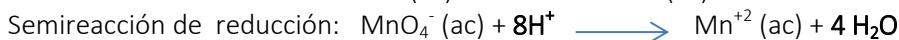


**c. Balancear las masas de las dos semireacciones**

Debo saber: para el ajuste de masa, balancear primero los elementos que no son H y O; continuar con el balance de los átomos de O, agregando  $\text{H}_2\text{O}$  si es necesario, seguido del balance de H, añadiendo  $\text{H}^+$  cuando sea necesario.



Semireacción de reducción:  $\text{MnO}_4^- (\text{ac}) \longrightarrow \text{Mn}^{+2} (\text{ac})$  (en ésta semireacción se debe balancear los átomos de oxígeno, los 4 átomos de oxígeno del  $\text{MnO}_4^-$  se balancean agregando 4 moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  a los productos, luego se balancean los 8 átomos de H, mediante la adición de 8  $\text{H}^+$  a los reactivos)



**d. Balancear las cargas de las dos semireacciones**

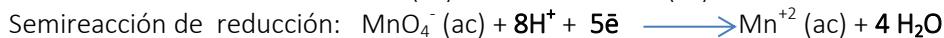
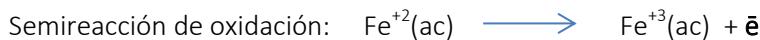
Debo saber: para realizar el balance de cargas, se debe agregar electrones. En la semireacción de oxidación los electrones se agregan en el lado de los productos y en la Semireacción de reducción los electrones se agregan en el lado de los reactantes.

En la semireacción de oxidación,  $\text{Fe}^{+2}(\text{ac}) \longrightarrow \text{Fe}^{+3}(\text{ac})$ , se tiene dos cargas positivas en el lado de los reactantes y se tienen tres cargas positivas en el lado de los productos, por lo tanto se debe agregar un electrón de tal manera que la carga total sea la misma en ambos lados.

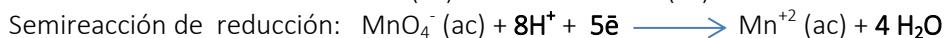
En la semireacción de reducción  $\text{MnO}_4^- (\text{ac}) + 8\text{H}^+ \longrightarrow \text{Mn}^{+2} (\text{ac}) + 4 \text{H}_2\text{O}$ , se tiene 1 carga negativa y 8 cargas positivas en el lado de los reactivos lo que implica que hay en total 7 cargas positivas, en el lado de los productos hay 2 cargas positivas, por lo que se deben agregar 5



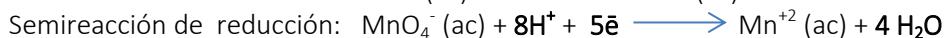
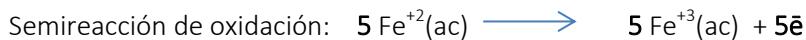
electrones en el lado de los reactivos quedando en total 2 cargas positivas en ambos lados de la reacción.



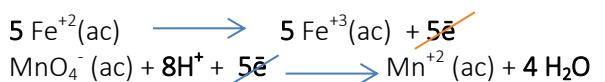
**RECUERDA QUE:** el número de electrones que se pierden en la semireacción de oxidación debe ser igual a número de electrones que se ganan en la semireacción de reducción.



Es necesario multiplicar la semireacción de oxidación por 5 para así dejar a ambas semireacciones con el mismo número de electrones.



- e. Sumar las dos semireacciones y simplificar las especies que aparecen a ambos lados de la reacción para dar la ecuación balanceada.



- f. Comprobar que los átomos y las cargas están balanceadas.



Se tiene el mismo número de átomos de cada tipo en ambos lados de la ecuación, 5 átomos de Fe, 1 átomo de Mn, 4 átomos de O y 8 átomos de H. Y en ambos lados existe la misma carga (+17).

**EJERCICIO 5.** Ajusta la siguiente reacción oxido reducción, por el método ion electrónico, en medio básico.



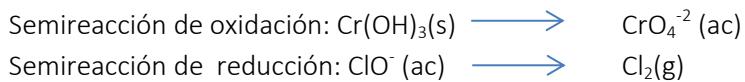
Se pide balancear la ecuación de óxido-reducción en medio básico. Para realizarlo las primeras etapas se realizan de la misma manera como si se balancease en medio ácido, con la diferencia que se agregan  $\text{OH}^-$  para neutralizar a los  $\text{H}^+$  que se agregan.



a. Determinar los estados de oxidación de todos los átomos:



b. Dividir la ecuación en las dos semireacciones (una para la oxidación y otra para la reducción)

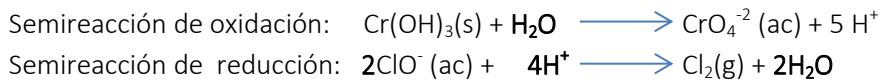


c. Balancear las masas de las dos semireacciones

Debo saber: la reacción se debe balancear en medio básico, por lo que se adicionan OH<sup>-</sup> a ambos lados de las semireacciones para neutralizar los H<sup>+</sup> que han sido agregados.

Semireacción de oxidación:  $\text{Cr(OH)}_3(\text{s}) \longrightarrow \text{CrO}_4^{2-}(\text{ac})$  (en ésta semireacción se deben ajustar los átomos de oxígeno, en el lado de los reactivos hay 3 átomos de oxígeno y en el lado de los productos hay 4 átomos de oxígeno por lo que se debe adicionar una molécula de H<sub>2</sub>O en el lado de los reactivos y 5 H<sup>+</sup> en el lado de los productos para tener la misma cantidad de hidrógenos a ambos lados)

Semireacción de reducción:  $\text{ClO}^-(\text{ac}) \longrightarrow \text{Cl}_2(\text{g})$  (en ésta semireacción se debe balancear los átomos de Cl, anteponiendo un 2 en el ClO<sup>-</sup>, ahora hay 2 átomos de oxígeno, por lo que se deben agregar 2 moléculas de H<sub>2</sub>O en el lado de los productos)



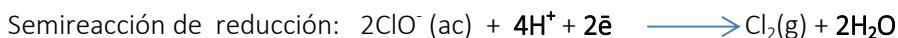
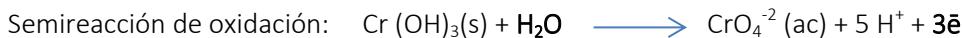
d. Balancear las cargas de las dos semireacciones

Debo saber: para realizar el balance de cargas, se debe agregar electrones. En la semireacción de oxidación los electrones se agregan en el lado de los productos y en la semireacción de reducción los electrones se agregan en el lado de los reactantes.

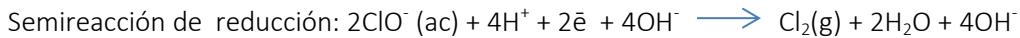
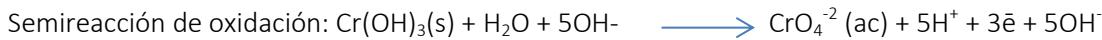
En la semireacción de oxidación,  $\text{Cr(OH)}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{CrO}_4^{2-}(\text{ac}) + 5 \text{H}^+$ , en el lado de los reactantes no hay carga y en el lado de los productos se tienen dos cargas negativas y 5 cargas positivas (3 cargas positivas en total), por lo tanto se deben agregar 3 electrones de tal manera que la carga total sea la misma en ambos lados.



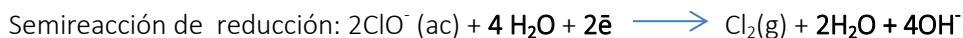
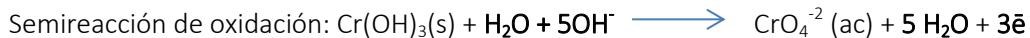
En la semireacción de reducción  $2\text{ClO}^- \text{(ac)} + 4\text{H}^+ \longrightarrow \text{Cl}_2 \text{(g)} + 2\text{H}_2\text{O}$ , se tiene 2 cargas negativas y 4 cargas positivas en el lado de los reactivos lo que implica que hay en total 2 cargas positivas, en el lado de los productos no hay carga, por lo que se deben agregar 2 electrones en el lado de los reactivos.



Debo saber: la reacción de redox se lleva a cabo en una disolución básica, por lo que se debe agregar  $\text{OH}^-$  a ambos lados de las semireacciones para poder neutralizar los  $\text{H}^+$  que se han agregado.



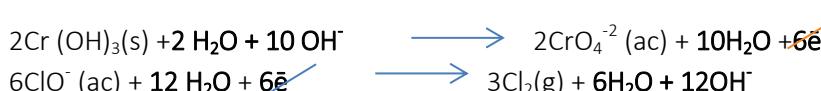
Debo saber: neutralizando los  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$ , se forma  $\text{H}_2\text{O}$ , esto sucede cuando los  $\text{H}^+$  y los  $\text{OH}^-$  se encuentran al mismo lado de la semireacción.



Es necesario multiplicar la semireacción de oxidación por 2 y la de reducción por 3 para así dejar a ambas semireacciones con el mismo número de electrones.



e. Sumar las dos semireacciones y simplificar las especies que aparecen a ambos lados de la reacción para dar la ecuación balanceada.



f. Comprobar que los átomos y las cargas están balanceadas.





Se tiene el mismo número de átomos de cada tipo en ambos lados de la ecuación, 2 átomos de Cr, 12 átomos de O, 6 átomos de H y 6 átomos de Cl. Y en ambos lados existe la misma carga (+6).

**Responsables académicos:**

Comité Editorial PAIEP. Si encuentra algún error favor comunicarse a ciencia.paiep@usach.cl

**Referencias y fuentes utilizadas:**

Balocchi, E.; Boyssières, L.; Martínez, M.; Melo, M.; Ribot, G.; Rodríguez, H.; Schifferli, R.; Soto, H. (2002). "Curso de Química General". (7a. ed.). Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología

Valdebenito, A.; Barrientos, H.; Villarroel, M.; Azócar, M.I.; Ríos, E.; Urbina, F.; Soto, H. (2014). Manual de Ejercicios de Química General para Ingeniería. Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología

T. Brown, E. Lemay, B. Bursten , C.Murphy; Química, La Ciencia Central; 11<sup>a</sup>.ed, Pearson Educación.

Comité Editorial PAIEP. Corregida por comité Editorial PAIEP. Si encuentra algún error favor comunicarse a ciencia.paiep@usach.cl

**Referencias y fuentes utilizadas**



Chang, R.; College, W. (2002). Química. (7a. ed). México: Mc Graw-Hill Interamericana Editores S.A.

Valdebenito, A.; Barrientos, H.; Villarroel, M.; Azócar, M.I.; Ríos, E.; Urbina, F.; Soto, H. (2014). Manual de Ejercicios de Química General para Ingeniería. Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología.

Valdebenito, A.; Barrientos, H.; Azócar, M.I.; Ríos, E.; Urbina, F.; Soto, H. (2014). Manual de Ejercicios de Química General para Carreras Facultad Tecnológica. Unidad I: Estequiométrica. Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología.