

Estado de oxidación

En química, el **estado de oxidación** de un elemento que forma parte de un compuesto, se considera como la carga aparente con la que dicho elemento está funcionando en ese compuesto. Los estados de oxidación pueden ser positivos, negativos, cero, enteros y fraccionarios.

El átomo tiende a obedecer la regla del octeto para así tener una configuración electrónica similar a la de los gases nobles, los cuales son muy estables electricamente. Dicha regla sostiene que un átomo tiende a tener ocho electrones en su nivel de energía más externo. En el caso del hidrógeno este trata de tener 2 electrones, lo cual proporciona la misma configuración electrónica que la del helio.

Cuando un átomo *-A-* necesita por ejemplo, 3 electrones para obedecer la regla del octeto, entonces dicho átomo tiene un número de oxidación de 3⁻. Por otro lado, cuando un átomo *-B-* tiene los 3 electrones que deben ser cedidos para que el átomo A cumpla la ley del octeto, entonces este átomo tiene un número de oxidación de 3⁺. En este ejemplo podemos deducir que los átomos A y B pueden unirse para formar un compuesto, y que esto depende las interacciones entre ellos. La regla del octeto y del dueto pueden ser satisfechas compartiendo átomos (moléculas) o cediendo y adquiriendo electrones (iones poliatómicos).

Los elementos químicos se dividen en 3 grandes grupos, clasificados por el tipo de carga eléctrica que adquieren al participar en una reacción química:

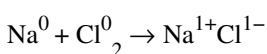
- Metales
- No metales
- Gases nobles

Existen elementos metálicos que, dependiendo de las condiciones a que sean sometidos, pueden funcionar como metales o no metales indistintamente. A estos elementos se les denomina metaloides.

Los elementos metálicos (los cuales ceden electrones) cuando forman compuestos tienen únicamente estados de oxidación positivos. Los elementos no metálicos y semimetálicos pueden tener estado de oxidación positivos y negativos, dependiendo del compuesto que estén constituyendo.

Ejemplos

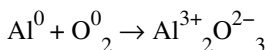
Cloruro de sodio



Los gases de un solo tipo de elemento, en este caso el cloro, están presentes en forma diatómica.

El sodio (Na) se combina con el cloro (Cl), produciendo cloruro de sodio. El número de oxidación de ambos elementos sin combinar es 0 (cero), ya que están equilibrados eléctricamente. El número de oxidación del sodio combinado es 1⁺, ya que cede un electrón. El número de oxidación del cloro combinado es 1⁻, ya que acepta el electrón cedido por el sodio.

Oxido de aluminio



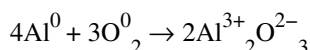
El oxígeno está presente en forma diatómica (gas).

El aluminio (Al) se combina con el oxígeno (O), produciendo óxido de aluminio. El número de oxidación de ambos elementos sin combinar es 0 (cero), ya que están equilibrados eléctricamente. El número de oxidación del aluminio combinado es 3⁺, ya que cede tres electrones. El número de oxidación del oxígeno combinado es 2⁻, ya que acepta hasta 2 electrones.

Los electrones cedidos y aceptados por los distintos elementos crean un problema con las cargas eléctricas. Por ejemplo, el aluminio cede tres electrones y el oxígeno sólo acepta dos, por lo que sobra uno. De esto se concluye que

en la reacción no interviene un solo átomo de oxígeno, por lo que se procede a balancear la ecuación, para que coincidan todos los electrones transferidos con las capacidades de cada elemento aceptor.

La ecuación balanceada queda así:



Con lo que se logra el balance perfecto para que se acomoden todos los electrones excedentes.

Características de la oxidación

No se puede formular una regla para todos los elementos, pero en general se puede afirmar que:

- El número de oxidación de un elemento libre o en estado basal es igual a 0.
- Todos los elementos metálicos (los cuales ceden electrones) cuando forman compuestos tienen generalmente E.O. positivos .
- Los elementos no metálicos y semimetálicos pueden tener E.O. positivos y negativos, dependiendo del compuesto que estén constituyendo.
- Para cualquier elemento el máximo E.O. es el correspondiente al número de grupo.
- El mínimo E.O. posible de un elemento es 4-, y lo tienen algunos de los elementos del grupo 4A.
- Los no metales tienen un E.O. negativo único, que es igual al número de grupo menos 8.
- Los elementos de los grupos 1A y 2A poseen los E.O. 1+ y 2+ respectivamente.
- El hidrógeno funciona con E.O. 1+ generalmente, a excepción cuando forma hidruros metálicos en donde su E.O. es 1-.
- El número de oxidación del O es 2-, excepto cuando forma peróxidos, donde es 1-, y cuando forma superóxidos, donde es 1/2-.
- La suma de los E.O. de los elementos de un compuesto es igual a su carga neta.

Referencias

Enlaces externos

- "Estado de oxidación" (<http://www.iupac.org/goldbook/O04365.pdf>)PDF (3.82 KiB) *Gold Book* de la IUPAC (en inglés)
- "High Oxidation States of 5d Transition Metals" (<http://www.psichem.de>)

Fuentes y contribuyentes del artículo

Estado de oxidación *Fuente:* <http://es.wikipedia.org/w/index.php?oldid=52144688> *Contribuyentes:* 4lex, AS990, Airunp, Angel GN, Arona, Baiji, Banfield, Bucephala, Carlos yo, Cobalttempest, Diegusjaimes, Dreitmen, EL Willy, Eligna, Elsenyor, Eneos, Folkvanger, Gustavocarra, Götz, HUB, Hugo Tejada, Jgelcon, Jkbw, Jorghex, Kiroh, Ljaramillog, Lokita x ti, Maldoror, Manu López Ruiz, Manuel15, Matdrodes, Ortisa, Oscar armando romero loreto, Physchim62, PoLuX124, Polo 02, Profesor Paz, Rastrojo, Rofellos, Shortmagic, Snakeeater, Soulreaper, Taichi, Thingg, Tirithel, Untrozo, Xuankar, 206 ediciones anónimas

Licencia

Creative Commons Attribution-Share Alike 3.0 Unported
[//creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/](https://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/)
