

Términos de Oxidación Reducción, así como el Número de Oxidación de un Elemento / Número de Oxidación y Reducción

Originalmente, el término "oxidación" se asignó a la combinación del oxígeno con otros elementos. Existían muchos ejemplos conocidos de esto. El hierro se enmohece y el carbón arde. En el enmohecimiento, el oxígeno se combina lentamente con el hierro formando óxido ferroso (Fe_2O_3); en la combustión, se combina rápidamente con el carbón para formar CO_2 . La observación de estas reacciones originó los términos oxidación "lenta" y "rápida".

Sin embargo, los químicos observaron que otros elementos no metálicos se combinaban con las sustancias de la misma manera que lo hacía el oxígeno con dichas sustancias. El oxígeno, el antimonio y el sodio arden en atmósfera de cloro y el hierro en presencia de flúor. Como estas reacciones eran semejantes, los químicos dieron una definición de oxidación más general. Los reactantes O_2 o Cl_2 , eliminaban electrones de cada elemento. **Por tanto, la oxidación se definió como el proceso mediante el cual hay pérdida aparente de electrones de un átomo o ión.**

Por otra parte, como consecuencia de la observación de estos fenómenos y en correspondencia al fenómeno de oxidación, se denominó reducción al **proceso mediante el cual hay ganancia aparente de electrones de un átomo o ión.**

El número o 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.

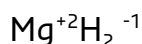
Por lo tanto podemos decir que es un valor que representa el número de electrones que un átomo pone en juego, cuando forma un compuesto determinado.

El número de oxidación es positivo si el átomo pierde electrones o los comparte con un átomo que tenga tendencia a captarlos. Y será negativo cuando el átomo gane electrones o los comparta con un átomo que tenga tendencia a cederlos.

Términos de Oxidación Reducción, así como el Número de Oxidación de un Elemento / Número de Oxidación y Reducción

Las reglas prácticas para determinar el número de oxidación son:

1. En las sustancias simples, es decir las formadas por un solo elemento, el número de oxidación es **0**. Por ejemplo: Au^0 , Cl_2^0 , S_8^0
2. El Oxígeno, cuando está combinado, actúa frecuentemente con **-2**, a excepción de los peróxidos, en cuyo caso actúa con número de oxidación **-1**. $\text{H}_2^{-1}\text{O}_2^{-1}$
3. El Hidrógeno actúa con número de oxidación **+1** cuando está combinado con un no metal, por ser éstos más electronegativos; y con **-1** cuando está combinado con un metal, por ser éstos más electropositivos.



4. En los iones monoatómicos, el número de oxidación coincide con la carga del ión.

Por ejemplo:

Na^{+1} (Carga del ión) **+1** (Número de oxidación)

S^{-2} **-2** (Número de oxidación)

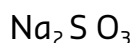
Al^{+3} **+3** (Número de oxidación)

5. Recordemos que los elementos de los grupos IA (1) y IIA (2) forman iones de carga +1 y +2 respectivamente, y los del VIA (16) y VIIA (17), de carga -2 y -1 cuando son monoatómicos.
6. La suma de los números de oxidación es igual a la carga de la especie; es decir que si se trata de sustancias, la suma será 0, mientras que si se trata de iones, será igual a la carga de éstos.

Por ejemplo:

a) Para calcular el número de oxidación del S en el Na_2SO_3 no podemos recurrir a la tabla periódica ya que da varios números para este elemento. Nos basaremos en los elementos que no tienen opción, que son el Na: +1 y el O: -2

$$+1 \times -2$$



Términos de Oxidación Reducción, así como el Número de Oxidación de un Elemento / Número de Oxidación y Reducción

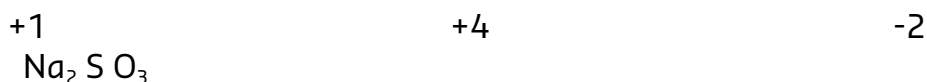
Nota: es frecuente colocar los números de oxidación individuales en la parte superior de cada elemento.

La suma de los números de oxidación en este caso debe ser igual a 0, ya que la especie en cuestión no posee carga residual:

$$\begin{array}{c} \text{Número de átomos de Na} \quad \quad \quad \text{Número de átomos de O} \\ \swarrow \quad \quad \quad \searrow \\ (+1) \times 2 + X + (-2) \times 3 = 0 \end{array}$$

$$2 + X - 6 = 0$$

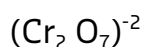
$$X = +4$$



En este caso, como hay un solo átomo de S, la totalidad de la carga le corresponde a él.

b) Para calcular el número de oxidación del Cr en el ión $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ nos basaremos en el O^{-2}

$$X \quad -2$$

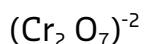


(La suma algebraica debe ser igual a la carga del ión)

$$(2) X + (7) -2 = -2$$

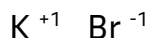
Resolviendo, encontramos que $X \Rightarrow +6$ (carga del Cr)

$$+6 \quad -2$$

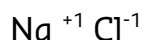
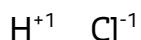


Términos de Oxidación Reducción, así como el Número de Oxidación de un Elemento / Número de Oxidación y Reducción

7. El número de oxidación de los elementos metálicos cuando están combinados siempre es positivo y numéricamente igual a la carga del anión (ión negativo).



8. El número de oxidación de los halógenos en los hidrácidos y sus sales binarias es de -1.



9. Los elementos del IIIA tienen número de oxidación de +3