QUÍMICA GENERAL

Números de oxidación

Este módulo instruccional es un material didáctico en construcción, destinado para los estudiantes de la asignatura de Química General de la Facultad de Farmacia y Bioanálisis. Su contenido ofrece los principales números de oxidación de los elementos más comunes de la tabla periódica, con el objetivo principal de comprender la formación de los iones y las moléculas en la formulación y nomenclatura química.
Se prohíbe la reproducción y modificación de este material con fines diferentes a los expresados.

Número de oxidación o estado de oxidación.
Se refiere a un número entero que representa el número de electrones que un átomo pone en juego durante una reacción química o para establecer un enlace químico cuando forma un compuesto determinado, es decir, constituye el número de cargas que tendría un átomo si los electrones fueran transferidos por completo al átomo más electronegativo de los átomos que forman una molécula.
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.

Electrones de valencia.
El número de oxidación comúnmente también se le ha denominado "**Valencia**" que significa "poder combinante de un elemento", la valencia es el número de electrones que tiene un elemento en su último nivel de energía, son los que pone en juego para establecer un enlace con otro elemento. Sin embargo, el término valencia ha tenido varios significados durante el desarrollo de las diferentes teorías sobre el enlace químico de los compuestos.
Actualmente se utiliza de manera general para significar la carga sobre un ión, por ejemplo el calcio tiene valencia 2 en el ión Ca^{2+}. Algunas veces la valencia significa el número de enlaces que un átomo puede formar en una molécula, por ejemplo el átomo de oxigeno tiene valencia de 2 en la molécula de H_2O, ya que en esta molécula el oxígeno forma 2 enlaces.
Los **electrones de valencia** son aquellos que toman parte en el enlace químico de cualquier tipo (enlace iónico o covalente), por ejemplo el elemento carbono tiene 4 electrones de valencia, lo que indica que tiene 4 electrones disponibles para formar enlaces.
Para los elementos representativos de la tabla periódica, todos los electrones de valencia se encuentran en el nivel electrónico más externo, el cual recibe el nombre de "capa de valencia". Por ejemplo, los electrones de valencia del carbono (4) son los

electrones que se encuentran en su último nivel de energía ($2s^2$ y $2p^2$), los cuales representaban el número de grupo donde se encontraba ubicado el carbono (IVA) según la clasificación antigua, en la clasificación moderna corresponde al grupo 14 de la tabla periódica.
Para los elementos de transición de la tabla periódica, el uso de los términos "electrones de valencia" y "capa de valencia" se hacen ambiguos, ya que en estos elementos los electrones del nivel (n-1) suborbital "d" también participan en la formación de enlaces. Por ejemplo, en el caso del elemento cobre, cuando se forma el ión Cu^+ se pierde el electrón del suborbital $4s^1$, pero cuando se forma el ión Cu^{2+} se pierde además un electrón del suborbital 3d.

La **diferencia entre la valencia y número de oxidación** es que el número de valencia de un elemento determina el número de electrones que tiene en su último nivel de energía y el número de oxidación es el que nos dice el número de electrones que un átomo recibe o que pone a disposición de otros.
Hay elementos con más de una valencia, es por ello, se reemplaza a este concepto con el de números de oxidación que a fin de cuentas representa lo mismo.

El número de oxidación se escribe en números romanos (según la nomenclatura Stock): +I, +II, +III, +IV, –I, –II, –III, –IV, etc. Pero por motivos didácticos en esta guía usaremos caracteres arábigos para referirnos a ellos: +1, +2, +3, +4, –1, –2, –3, –4 etc., lo que nos facilitará al momento de la formulación y los cálculos al tratarlos como números enteros.
Cuando nos refiramos al número de oxidación el signo positivo (+) o negativo (–) lo escribiremos a la izquierda del número, como en los números enteros. Por otra parte la carga de los iones, o número de carga, se debe escribir con números arábigos con el signo a la derecha del dígito: Ca^{2+} ión calcio(2+), CO_3^{2-} ión carbonato(2–).

Normas generales para la asignación de los números de oxidación de los principales elementos de la tabla periódica.

1. Los elementos en su estructura definida o indefinida, ya sean monoatómicos o poliatómicos poseen estados de oxidación igual a cero (0).
Ej: He; Ne; Na; Ba; Fe; O_2; N_2; Cl_2; P_4; S_6; S_8.

2. Los elementos bajo su forma iónica su número de oxidación es igual a la carga de dicho ión.
Ej: Ca^{2+} número de oxidación es +2
Al^{3+} número de oxidación es +3
Cl^- número de oxidación es -1
S^{2-} número de oxidación es -2

3. El elemento hidrógeno presenta número de oxidación +1 en la mayoría de los compuestos que forma y –1 cuando forma de hidruros metálicos.

4. El elemento oxígeno presenta el número de oxidación –2 en la mayoría de los compuestos que forma, excepto en los peróxidos donde su número de oxidación es -1, en los superóxidos donde su número de oxidación es –1/2 y en los compuestos con flúor es +2 (OF_2).

5. El elemento flúor sólo presenta el número de oxidación –1, por ser el elemento más electronegativo de la tabla periódica.

6. Los metales alcalinos (grupo 1 o grupo IA) tienen un (1) electrón de valencia, tenderán a perderlo teniendo siempre en los compuestos que forman número de oxidación +1.

7. Los metales alcalinotérreos (grupo 2 o IIA) tienen dos (2) electrones de valencia, tenderán a perderlos teniendo siempre en los compuestos que forman número de oxidación +2.

8. Los elementos del grupo 13 o IIIA, tienen tres (3) electrones de valencia, tenderán a perderlos teniendo siempre en los compuestos que forman número de oxidación +3. En este grupo el elemento Talio posee números de oxidación +1 y +3.

9. Para los demás elementos principales de la tabla periódica, que poseen más de un número de oxidación, nos guiaremos por la clasificación descrita en la siguiente tabla.

Números de oxidación de los principales elementos de la tabla periódica.

Elementos	Números de oxidación
Grupo 1 o IA	
Li, Na, K, Rb, Cs, Fr	+1
Grupo 2 o IIA	
Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra	+2
Grupo 13 o IIIA	
B, Al, Ga, In	+3
Tl	+1 ; +3
Grupo 14 o IVA	
C	+2 ; ±4
Si	±4
Ge	+4
Sn, Pb	+2 ; +4

Grupo 15 o VA	
N	+2; ±3; +4; +5
P, As, Sb	±3 ; +5
Bi	+3 ; +5
Grupo 16 o VIA	
O	-2 ; -1
S	±2 ; +4 ; +6
Se, Te	-2 ; +4 ; +6
Po	+2 ; +4 ; +6
Grupo 17 o VIIA	
F	-1
Cl, Br, I, At	±1 ; +3 ; +5 ; +7
Grupo 11 o IB	
Cu, Ag	+1 ; +2
Au	+1 ; +3
Grupo 12 o IIB	
Zn, Cd	+2
Hg	+1 ; +2
Grupo 3 o IIIB	
Sc, Y, La, Ac	+3
Grupo 4 o IVB	
Ti, Ce	+3 ; +4
Zr, Hf	+4
Grupo 5 o VB	
V	+2 ; +3 ; +4 ; +5
Nb	+3 ; +5
Ta	+5
Grupo 6 o VIB	
Cr	+2 ; +3 ; +6
Mo, W	+2 ; +3 ; +4 ; +5 ; +6
Grupo 7 o VIIB	
Mn	+2 ; +3 ; +4 ; +6 ; +7
Tc	+7
Re	+2 ; +4 ; +6 ; +7
Grupo 8, 9 y 10 o VIIIB	
Fe, Co, Ni	+2 ; +3
Pd, Pt	+2 ; +4
Ru, Os	±2 ; +3 ; +4 ; +6 ; +8
Rh	+1 ; +2 ; +3 ; +4 ; +5
Ir	±1 ; +2 ; +3 ; +4 ; +6

Elaborada: Prof. Juan Carlos Guillen Cañizares