

APRENDIZAJE 10

Recursos Digitales:

1, *Valencia y numero de oxidación.*

<http://aprendeonline.udea.edu.co/lms/ocw/mod/page/view.php?id=243>

Rubén Darío Osorio Giraldo. Facultad de Ciencias Exactas y Naturales. Universidad de Antioquia. 19 de junio de 2015.

Valencia y número de oxidación

- *Rubén Darío Osorio Giraldo*
- *Facultad de Ciencias Exactas y Naturales*
- *Universidad de Antioquia*

Valencia

En química, la valencia, también conocida como número de valencia, es una medida de la cantidad de enlaces químicos formados por los átomos de un elemento químico.

Tabla de Valencias de los elementos

Halógenos	Anfígenos	Nitrogenoides	Carbonoides
1, 3, 5, 7	2, 4, 6	3, 5	2, 4
Cloro	Oxígeno	Nitrógeno	
Fluor	Selenio	Fósforo	Silicio
Yodo	Azufre	Antimonio	Carbono
Bromo	Telurio	Boro	
Arsénico			

Número de oxidación

Se denomina número de oxidación a la carga que se le asigna a un átomo cuando los electrones de enlace se distribuyen según ciertas reglas prácticas un tanto arbitrarias.

Tales reglas prácticas son:

- En las sustancias simples, es decir las formadas por un solo elemento, el número de oxidación es **0**. Por ejemplo: Au, Cl₂, S₈.
- El oxígeno, cuando está combinado, actúa frecuentemente con **-2**, a excepción de los peróxidos, en cuyo caso actúa con número de oxidación **-1**.
- El Hidrógeno actúa con número de oxidación **+1** cuando está combinado con un no metal, por ser éste más electronegativo; y con **-1** cuando está combinado con un metal, por ser éste más electropositivo.
- En los iones monoatómicos, el número de oxidación coincide con la carga del ión.

Por ejemplo:

Na ⁺	+1
S ²⁻	-2
Al ⁺³	+3

- Recordar que los elementos de los grupos IA (1) y IIA (2) forman iones de carga +1 y +2 respectivamente, y los del VIIA (17) y VIA(16), de carga -1 y -2 cuando son monoatómicos.
- 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 Na₂SO₃, 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

$$+1 \quad X \quad -2$$



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:

$$(+1) \times 2 + X + (-2) \times 3 = 0$$

$$2 + X - 6 = 0$$

$$X = +4$$

$$+1 +4 -2$$



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 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ nos basaremos en el O: -2

$$X -2$$



$$2 \times X + (-2) \times 7 = -2 \text{ (Suma igual a la carga del ión)}$$

$$X = +6$$

$$+6 -2$$



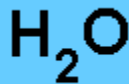
Última modificación: Friday, 19 de June de 2015, 17:47

2. Número de oxidación.

http://www.alonsoformula.com/inorganica/numero_oxidacion.htm

Fórmulas químicas

Para representar una sustancia química utilizamos las **fórmulas químicas**, que nos indican los **átomos** que la forman así como el **número** o **proporción** de estos átomos en dicha sustancia.



Carlos Alonso

La fórmula del agua, H_2O , nos informa de que está formada de hidrógeno y oxígeno, y además que por cada átomo de oxígeno tenemos dos átomos de hidrógeno.

Objetivo de la formulación

El objetivo de la formulación y nomenclatura química es que a partir del nombre de un compuesto sepamos cual es su fórmula, y a partir de la fórmula sepamos cual es su nombre. Antiguamente esto no era tan fácil, pero gracias a las normas de la I.U.P.A.C. (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) la formulación resulta más sencilla.

¿Por qué se unen los átomos?

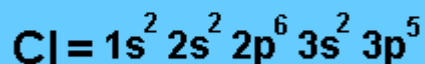
Porque así consiguen más **estabilidad**.

Cuando se estudian las configuraciones electrónicas de los átomos se ve que los electrones del nivel de valencia (la última capa) tienen una importancia especial ya que son los que participan en la formación de los enlaces y en las reacciones químicas. También estudiaste que los gases nobles tienen gran estabilidad, y eso se debe a que tienen las capas electrónicas completas. Pues bien, tener las capas electrónicas completas será la situación a la que tiendan la mayoría de los átomos a la hora de formar enlaces, o lo que es lo mismo a la hora de formar compuestos.

¿Cómo se consigue configuración de gas noble?

Los átomos pueden conseguir configuración de gas noble de tres formas: **ganando, perdiendo o compartiendo** electrones con otros átomos.

En los elementos de los grupos representativos (alcalinos, alcalinotérreos, grupo del B, grupo del C, grupo del N, calcógenos y halógenos) el nivel de valencia se completa con ocho electrones. Los átomos con pocos electrones de valencia (alcalinos, alcalinotérreos, etc.) tenderán a perderlos dando lugar a iones positivos (cationes) y formando en general compuestos iónicos. Los átomos con muchos electrones de valencia (halógenos, calcógenos, etc.) tenderán a ganarlos dando lugar a iones negativos (aniones), formando con los metales compuestos iónicos, pero con los no metales compuestos covalentes.



Carlos Alonso

Los átomos con un número intermedio de electrones (el más característico es el grupo del carbono) tenderán a compartir electrones con otros átomos dando lugar a compuestos covalentes.

¿Cuántos átomos se combinarán en un compuesto?

Los compuestos son eléctricamente neutros, excepto los iones cuando los formulemos separadamente. Es decir, la carga que aporten todos los átomos de un

compuesto tiene que ser globalmente nula, debemos tener en un compuesto tantas cargas positivas como negativas.

Pero para saber cuál es la carga que aporta cada átomo vamos a emplear un concepto muy útil que se llama **número de oxidación**.

¿Qué es el número de oxidación?

El número de oxidación es un número entero 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.

El número de oxidación se escribe en números romanos (recuérdalo cuando veamos la nomenclatura de Stock): +I, +II, +III, +IV, -I, -II, -III, -IV, etc. Pero en esta página también usaremos caracteres arábigos para referirnos a ellos: +1, +2, +3, +4, -1, -2, -3, -4 etc., lo que nos facilitará los cálculos al tratarlos como números enteros.

En los iones monoatómicos la carga eléctrica coincide con el número de oxidación. Cuando nos referimos al número de oxidación el signo + o - 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 el signo a la derecha del dígito: Ca^{2+} ión calcio(2+), CO_3^{2-} ión carbonato(2-).

¿Será tan complicado saber cuál es el número de oxidación que le corresponde a cada átomo? Pues no, basta con conocer el número de oxidación de los elementos que tienen un único número de oxidación, que son pocos, y es muy fácil deducirlo a partir de las configuraciones electrónicas. Estos números de oxidación aparecen en la tabla siguiente. Los números de oxidación de los demás elementos los deduciremos de las fórmulas o nos los indicarán en el nombre del compuesto, así de fácil.

y *Tabla de números e oxidación*.

http://www.alonsoformula.com/inorganica/taboa_numero_oxidacion.htm

NÚMEROS DE OXIDACIÓN	En los oxácidos
----------------------	-----------------

		H^{+1} ou H^{-1}							+7
								+4	+5
+1	+2								+3
					+3				+1
Li	Be				B	C	N	O	F
Na	Mg				Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Sc^{+3}		Zn^{+2}	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	Y^{+3}		Ag^{+} Cd^{+2}	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	La^{+3}			Tl	Pb	Bi	-	-
						-4	-3	-2	-1
					Con el H y con los metales				

El **hidrógeno** (H) presenta número de oxidación **+1** con los no metales y **-1** con los metales.

El **flúor** (F) sólo presenta el número de oxidación **-1**.

El **oxígeno** (O) presenta el número de oxidación **-2**, excepto en los **peróxidos** donde es **-1**

Los **metales alcalinos** (grupo 1, o grupo del Li) tienen 1 electrón de valencia, tenderán a perderlo poseyendo siempre en los compuestos número de oxidación **+1**.

Los **metales alcalinotérreos** (grupo 2, o grupo del Be) tienen 2 electrones de valencia, tenderán a perderlos poseyendo siempre en los compuestos número de oxidación **+2**.

El **grupo del B** (grupo 13) tiene 3 electrones de valencia, tenderán a perderlos poseyendo siempre en los compuestos número de oxidación **+3**.

El **grupo del C** (grupo 14) tiene 4 electrones de valencia, que tienden a compartirlos, tienen número de oxidación **+4** frente a los no metales, y número de oxidación **-4** frente a los metales y al H.

El **grupo del N** (grupo 15) tiene 5 electrones de valencia, tenderán a ganar 3 poseyendo siempre con el H y con los metales número de oxidación **-3**.

Los **calcógenos** (grupo 16, o grupo del O) tienen 6 electrones de valencia, tenderán a ganar 2 poseyendo siempre con el H y con los metales número de oxidación **-2**.

Los **halógenos** (grupo 17, o grupo del F) tienen 7 electrones de valencia, tenderán a ganar 1 poseyendo siempre con el H y con los metales número de oxidación **-1**.

Dentro de los **metales de transición** debemos saber que la **Ag** tiene número de oxidación **+1**, el **Zn** y **Cd** tienen número de oxidación **+2**, y el **Sc**, **Y** y **La** tienen número de oxidación **+3**.

Los grupos 14 al 17 presentan varios números de oxidación cuando formen oxácidos, pero ya los estudiaremos más adelante.

Autor de la web Alonso fórmula@gmail.com actualización 28 de marzo de 2015.

3. Estados de Oxidación

<http://objetos.unam.mx/quimica/estadosOxidacion/>

Objetos de Aprendizaje UNAM, México. Autores: Itzayana Montesinos, et al. Facultad de Química UNAM, México, 2014

4. Reglas de determinación del número de oxidación.

<http://www.quimitube.com/teoria-redox/normas-determinacion-numero-oxidacion>



[QuimitubeTeoría Química Redox](#) Reglas de determinación del número de oxidación

Reglas de determinación del número de oxidación

A continuación tienes las normas que se aplican para la **determinación del número de oxidación** de los átomos de un compuesto. Recuerda que el **número de oxidación** es necesario para determinar, en una **reacción de oxidación reducción**, qué elemento se está oxidando (**semirreacción de oxidación**) y qué elemento se está reduciendo (**semirreacción de reducción**).

1. El **número de oxidación de un elemento libre es cero**. Por ejemplo los metales no disueltos (Cu, Zn, Al...) o los gases diatómicos (O_2 , Cl_2 , F_2 ...).
2. En los **iones de un único átomo**, el estado de oxidación o **número de oxidación de dicho átomo coincide con la carga del ión**. Por ejemplo, en el caso de los alcalinos catiónicos el estado de oxidación es +1 (Li^+ , Na^+ , K^+ ...) y en el caso de los alcalinotérreos +2 (Ca^{+2} , Mg^{+2} ...). Del mismo modo será para los demás metales, por ejemplo, en el Fe(II) el estado de oxidación es +2 y en el Fe(III) +3.
3. El **número de oxidación del flúor**, F, es siempre **-1**, por ser el átomo más electronegativo que existe.
4. El **número de oxidación del oxígeno** es siempre **-2**, con dos excepciones:
 1. Cuando el **oxígeno** se combina con **flúor**, su número de oxidación es **+2**.
 2. Cuando el **oxígeno** se halla formando un **peróxido**, como el peróxido de hidrógeno o agua oxigenada, H_2O_2 , su número de oxidación es **-1**.
5. El **número de oxidación del hidrógeno** es siempre **+1**, excepto en los **hidruros metálicos** que es **-1** (por ejemplo hidruro sódico, HNa).
6. Algunos elementos tienen **distinto estado de oxidación en función del compuesto que están formando**. Por ejemplo, el estado de oxidación del nitrógeno en el monóxido de nitrógeno, NO, es +2, mientras que el estado de oxidación del nitrógeno en el dióxido de nitrógeno, NO_2 , es +4.
7. La **suma algebraica de los números de oxidación de los elementos de un compuesto ha de ser igual a su carga**, es decir:
 1. Si es un compuesto neutro, la suma algebraica de sus números de oxidación será cero.
 2. Si es un catión o un anión será igual a la carga del ión. Por ejemplo, en el caso del anión perclorato, ClO_3^- , la suma algebraica de los números de oxidación será -1. En este caso, el oxígeno tiene estado de oxidación -2, por lo que $(-2) \cdot 3 = -6$. De este modo, para que la suma algebraica sea -1, el estado de oxidación del cloro ha de ser +5.

¿Quieres comprobar si has entendido estas normas y eres capaz de aplicarlas? Te sugerimos que eches un vistazo a estos vídeos de teoría y ejercicios relacionados con el número de oxidación.

5. Ejemplos de asignación de Números de oxidación.

<http://jorgegalanprofe.blogspot.mx/p/reglas-para-determinar-estados-de.html>

JGalán Paz, Docente de Biología y Química Especialista en Investigación aplicada a la Educación. Barranquilla Colombia, septiembre de 2014.

REGLAS PARA ASIGNAR ESTADOS DE OXIDACIÓN

NORMAS PARA ASIGNAR NÚMEROS DE OXIDACIÓN

1) Todo elemento en estado libre o no combinado presenta estado de oxidación cero (0).

Ejemplos:

Número de oxidación del argón, **Ar**: 0

Número de oxidación del hierro, **Fe**: 0

Número de oxidación del calcio, **Ca**: 0

Número de oxidación del Hidrógeno, **H**: 0

Número de oxidación del azufre, **S₈**: 0

Número de oxidación del fósforo, **P₄**: 0

2) El número de oxidación de un ion monoatómico es igual a la carga del ión.

Número de oxidación del ion potasio, **K⁺**: +1

Número de oxidación de ion bario, **Ba⁺²**: +2

Número de oxidación del ion aluminio, **Al⁺³**: +3

Número de oxidación del ion sulfuro, **S₂⁻**: -2

Número de oxidación del ion yoduro, **I⁻**: -1

3) El número de oxidación del hidrógeno en todos sus compuestos es +1, excepto en los hidruros (combinaciones metal - hidrógeno), en los que presenta estado de oxidación -1.

Ejemplos:

Número de oxidación del hidrogeno en **HCl**: +1

Número de oxidación del hidrógeno en **C₂ H₂**: +1

Número de oxidación del hidrógeno en **C₆H₁₂O₆**: +1

Número de oxidación del hidrógeno en **CaH₂**: -1

4) El número de oxidación del oxígeno es -2 . Excepto en los peróxidos, en donde tiene estado de oxidación -1 y en el difluoruro de oxígeno, OF_2 con estado de oxidación $+2$.

Ejemplos:

Número de oxidación del oxígeno en HNO_3 : -2

Número de oxidación del oxígeno en CO : -2

Número de oxidación del oxígeno en $Na_2 O_2$: -1

Nota: el $Na_2 O_2$ Es un peróxido de sodio.

5) El número de oxidación de los metales siempre es positivo. El de los metaloides y no metales puede ser positivo o negativo.

Ejemplos:

Número de oxidación del sodio en todos sus compuestos es: positivo.

Número de oxidación del plomo en todos sus compuestos: positivo.

Número de oxidación del bromo en KBr : negativo.

Número de oxidación del bromo en $HBrO_3$: positivo.

Número de oxidación del azufre en FeS : positivo.

Número de oxidación del azufre en H_2SO_4 : positivo.

6) El número de oxidación de los metales alcalinos (grupo IA) en todos sus compuestos es $+1$

Ejemplos:

Número de oxidación del sodio en Na_2O : $+1$

Número de oxidación del sodio en Na_2CO_3 : $+1$

7) El número de oxidación de los metales alcalinotérreos (grupo IIA) en todos sus compuestos es $+2$.

Ejemplos:

Número de oxidación del magnesio en $Mg(OH)_2$: $+2$

Número de oxidación del calcio en $CaCl_2$: $+2$

8) El número de oxidación de los halógenos (grupo VII) en sus compuestos metálicos binarios es -1

Ejemplos:

Número de oxidación del flúor en KF : -1

Número de oxidación del bromo en $NaBr$: -1

Número de oxidación del cloro en $NaCl$: -1

9) La suma de los números de oxidación de todos los átomos de un ión poliatómico es igual a la carga del ion.

Ejemplos:

PO_4^{3-} En este ejercicio se asigna $+5$ al fósforo y -2 al oxígeno. Como hay cuatro oxígenos el total de cargas negativas para el oxígeno es -8 . Realizando la suma algebraica tenemos:

$$+ 5 + 4 \times (-2)$$

$$+5 - 8 = -3$$

Como observamos el resultado de la suma algebraica es igual a la carga del ion.

NO_3^- En este ejercicio se procede de manera similar al anterior.

Al oxígeno se le asigna su estado de oxidación normal, -2 que multiplicado por el subíndice 3, nos da un total de - 6, que sumado a +5 que es el estado de oxidación asignado al nitrógeno, nos queda - 1, que es la carga que tiene el ion.

$$+5 + 3 \times (-2) = -1$$

$$+5 - 6 = -1$$

10) La suma de los números de oxidación de todos los átomos de una molécula es cero (0), debido a que las moléculas son eléctricamente neutras.

Ejemplos:

AuCl_3 En este ejercicio al cloro le aplicamos la regla N° 8; es decir -1 con los que nos da un total de 3 cargas negativas y para que nos dé cero le aplicamos la regla 5 al hierro, es decir +3.

$\text{Au}^{+3}\text{Cl}_3^{-1}$ Entonces tenemos: $+3 + 3(-1)=0$

$$+3 - 3 = 0$$

FeO Para al oxígeno le aplicamos su regla N° 4; es decir -2 y al Hierro le aplicamos estado de oxidación +2 para que la suma algebraica nos sume cero.

Veamos:

$\text{Fe}^{+2} \text{O}^{-2}$ Sumando algebraicamente tenemos

$$+2 + (-2)=0$$

$$+2 - 2 = 0$$

Enviar por correo electrónico. Escribe un blogCompartir con TwitterCompartir con FacebookCompartir en Pinterest