

## TRABAJO PRÁCTICO N° 1: Compuestos Químicos Inorgánicos

- **Átomo:** se define como la unidad básica de un elemento que puede intervenir en una combinación química
- **Sustancia:** Una sustancia es una forma de materia que tiene composición definida (constante) y propiedades distintivas. Cuando se forma por el mismo tipo de átomos, se denomina sustancia simple, por ejemplo: Fe, Cl<sub>2</sub>, O<sub>3</sub>; y sustancia compuesta cuando la componen átomos de diferente tipo, por ejemplo: H<sub>2</sub>O, HNO<sub>3</sub>, NaClO.

Si bien ya los hemos mencionado, es momento de detenernos para señalar que los compuestos inorgánicos son aquellos que están formados por distintos elementos, pero en los que su componente principal no siempre es el carbono, que si está presente no forma cadenas. En los compuestos inorgánicos se podría decir que participan casi la totalidad de elementos conocidos.

Algunos autores sostienen que las **fórmulas químicas** son representaciones simbólicas internacionales que permiten una lectura en cualquier idioma, si se dispone de los conocimientos adecuados. La fórmula de una sustancia indica los elementos (o tipo de átomos) que constituyen esa sustancia y las proporciones relativas de los átomos mediante un subíndice. El criterio general para una sustancia compuesta es escribir los elementos de menor a mayor electronegatividad.

Se define como **atomicidad** de una molécula a la cantidad de átomos que la forman, cualesquiera sean éstos. Se indica con números colocados como subíndices (debajo del símbolo de los elementos que constituyen la sustancia y a la derecha); si ese número es 1 se omite.

Ejemplos:

- En una sustancia simple como el ozono, O<sub>3</sub>, el subíndice indica que la molécula tiene atomicidad 3, o sea que está formada por 3 átomos de oxígeno.
- En una sustancia compuesta como el ácido sulfúrico H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, los subíndices indican que la molécula está formada por 2 átomos de hidrógeno, 1 átomo de azufre y 4 de oxígeno.
- Moléculas simples diatómicas H<sub>2</sub> (hidrógeno), N<sub>2</sub> (nitrógeno), O<sub>2</sub> (oxígeno), F<sub>2</sub> (flúor), Cl<sub>2</sub> (cloro), Br<sub>2</sub> (bromo), I<sub>2</sub> (yodo).

### Electronegatividad

- La electronegatividad (EN) de un átomo de un elemento se define como la capacidad relativa de ese átomo de atraer hacia sí los electrones de un enlace químico con otro átomo.
- La EN se mide con una escala numérica comprendida entre 0 y 4.
- Los elementos ubicados en el lado derecho de la Tabla Periódica son, en general, más electronegativos que los del lado izquierdo.
- Todos los metales tienen valores de electronegatividad inferiores a 2, mientras que los elementos no metálicos tienen valores superiores a 2.
- Los elementos más electronegativos son el flúor (EN = 4,0) y el oxígeno (EN = 3,5), mientras que el menos electronegativo son el cesio y el francio (EN = 0,7).
- En la mayoría de las Tablas Periódicas de los Elementos aparecen los valores de electronegatividad en cada celda de los elementos o al dorso.

### Estados de Oxidación

El estado de oxidación o número de oxidación de un elemento químico es equivalente a su capacidad de combinación con un signo + ó - (positivo o negativo); el que sea uno u otro depende de la electronegatividad de todos los elementos que forman una determinada sustancia.

Un concepto más específico establece que el **número de oxidación** es una forma de indicar el estado de carga en que se encuentra un átomo en una determinada sustancia o especie química. Ese estado de carga depende de qué átomos están combinados con él y de qué manera, es decir, qué tipo de enlace o unión química existe entre dichos átomos. Se representa siempre con un signo (depende de la electronegatividad) y un valor numérico (depende de la capacidad de combinación de ese elemento).

De acuerdo con lo visto anteriormente, como el oxígeno es el elemento más electronegativo, luego del flúor, podemos decir que su estado de oxidación en la gran mayoría de los compuestos es siempre negativo e igual a -2.

Para asignar números de oxidación existen REGLAS GENERALES que se indican a continuación:

1. El número de oxidación de cualquier elemento libre es cero; así, por ejemplo, en K, Cr, H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, O<sub>3</sub>, los átomos tienen números de oxidación cero.
2. El número de oxidación del hidrógeno en todos los compuestos no iónicos es +1. Por ejemplo, en el H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, HCl y CH<sub>4</sub>. Pero para hidruros metálicos (como NaH) el número de oxidación del hidrógeno es -1.
3. El número de oxidación del oxígeno es -2 en todos los compuestos. Por ejemplo, en el H<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, CO<sub>2</sub>, HNO<sub>3</sub>, su número de oxidación es -2. Una excepción a la regla es el OF<sub>2</sub> (anhídrido fluorico), en el que el O actúa con número de oxidación +2 ya que el del F es -1.
4. El número de oxidación de cualquier ion monoatómico es igual a su carga; así, el Na<sup>1+</sup> tiene número de oxidación +1, el Ca<sup>2+</sup> tiene número de oxidación +2 y el Cl<sup>1-</sup> tiene número de oxidación -1.
5. En las combinaciones entre los no metales en que no intervenga el hidrógeno o el oxígeno, el no metal que esté por encima o a la derecha del otro en la tabla periódica se considera negativo (ya que tiene mayor electronegatividad). Por ejemplo, en BrF<sub>3</sub>, el número de oxidación del flúor es -1 y el del bromo es de +3; mientras que en el AsBr<sub>3</sub> el bromo es -1 y el arsénico +3.
6. La suma algebraica de los números de oxidación de una fórmula, cada átomo multiplicado por su atomicidad, para un compuesto neutro debe ser cero. Por tanto, en el HNO<sub>3</sub>, como la carga total de los tres oxígenos es 3.(-2) = -6, y el del hidrógeno es +1, el número de oxidación del nitrógeno debe ser +5, a fin de que la suma (+1+5-6) sea igual a cero.

Actividad:

- 1- Leer el texto y analizar con la ayuda de la table periódica.
- 2- Utilizando la Tabla Periódica indicar los estados de oxidación más usuales de algunos elementos químicos, tales como los incluidos en el cuadro:

grupo 1	grupo 2	grupo 6	grupo 7	grupo 12	grupo 13	grupo 14	grupo 15	grupo 16	grupo 17
		Cr	Mn	Zn, Cd	Al	C, Si	N,P,As	S;Se,Te	F
				Hg		Sn, Pb			Cl, Br,I

- 3- Colocar los números de oxidación de cada átomo en las siguientes reacciones:

