



CAPITULO I

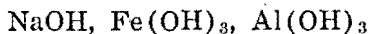
NOMENCLATURA

Se da el nombre de nomenclatura química, a la expresión oral y escrita de los elementos y compuestos químicos. Para facilitar esta expresión se acostumbra agrupar tanto los elementos simples, como los compuestos, según sus propiedades químicas, es decir, agrupar aquellos que tengan afinidades de combinación, valencias, agrupaciones periódicas, etc., semejantes.

Función química. Se entiende por *función química*, una serie de compuestos que presentan o gozan de unas mismas propiedades, por las cuales se diferencian de los demás compuestos. Así tenemos, por ejemplo:



tienen una propiedad química común, el hidrógeno catiónico, sustituible;



tienen como propiedad común el OH aniónico sustituible. Estos dos grupos de compuestos hacen parte de dos funciones químicas diferentes.

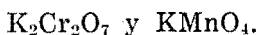
La primera división que se hace de los elementos químicos, y que puede considerarse como la base de las funciones químicas, al mismo tiempo que se considera como el punto de partida en la combinación, es su división en: *Metales y Metaloides*. (Nó - metales).

Fué siempre muy difícil establecer una demarcación o concepto de separación entre los elementos metales y los nó - metales, pues se asignaban a cada uno propiedades físicas y químicas, que en la mayoría de los casos correspondían realmente a los metaloides, y en otros casos, unas propiedades que debían corresponder a los metales, eran común también a algunos metaloides, y viceversa.

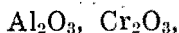
Se definió el *metal* como el elemento que presenta brillo metálico, dúctil y maleable; soluble en los ácidos con desprendimiento de hidrógeno; tienen peso específico generalmente alto; buenos conductores de calor y electricidad; de carácter electro-positivo y que se combinan con el oxígeno, dando óxidos básicos.

Los *metaloides* se definieron como elementos no solubles con facilidad en ácidos minerales; sin brillo metálico, no dúctiles ni maleables, tienen peso específico bajo, malos conductores del calor y de la electricidad; de carácter electro-negativo y que en la combinación con el oxígeno, producen óxidos ácidos.

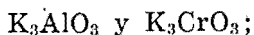
Aplicando estas definiciones, encontramos una serie de elementos que no se podrían localizar fácilmente; así el cromo y el manganeso, que son metales, no siempre son electropositivos, ya que tienen combinaciones en donde figuran como no-metales, tales como



El aluminio y el cromo deben producir con el oxígeno, como metales que son, óxidos básicos:



pero estos óxidos pueden ser también óxidos ácidos, puesto que forman combinaciones como



el *carbono*, como metaloide, debe ser mal conductor de la electricidad y todos sabemos que es un buen conductor; el arsénico y el antimonio tienen *peso específico* generalmente alto y conducen la corriente eléctrica, no obstante, siendo metaloides. Estos dos elementos han sido clasificados en la actualidad tanto metales como metaloides y se les ha dado el nombre de *híbridos*.

De todo lo anterior podemos concluir que las definiciones dadas a estos dos grupos de elementos son incompletas y no satisfacen las condiciones que debe llenar una clasificación; en la actualidad, después de las teorías modernas sobre la constitución y propiedades del átomo, se han formulado definiciones más exactas y que agrupan mejor los conceptos de metales y metaloides.

Se comprende bajo el nombre de metaloides todos y sólo aquellos elementos que en la combinación con el hidrógeno, producen un

compuesto gaseoso estable, y metales aquellos que no lo producen. Esta característica los define perfectamente, pues ninguno de los metales produce una combinación gaseosa estable, en tanto que los no-metales todos la producen.

Otras de las propiedades dependientes de la configuración atómica que se cumple con bastante exactitud, es la que *"la molécula de los metales en estado de vapor es monoatómica, en tanto que la molécula de los metaloides en estado de vapor es generalmente poliatómica"*.

Los metales y metaloides (no-metales) se subdividen a su vez en: *monovalentes, divalentes, trivalentes, etc.*, tomando estas denominaciones de una de las principales valencias de cada elemento; pero esto no significa que tenga esta sola valencia, sino que pueda variar según la combinación en que se encuentre.

Nombre y símbolo de los elementos. - La expresión oral o escrita de los elementos se forma con la inicial del nombre del elemento en latín. El nombre de los elementos se ha escogido en una forma arbitraria; representando estos, en la mayoría de los casos, una de las propiedades o de los usos del elemento, así por ejemplo: *hidrógeno* engendra agua, *cloro* de color amarillo verdoso; *germanio*, encontrado en Alemania.

Si hay varios elementos cuya inicial sea la misma, se nombran con la inicial y la letra siguiente, dejando la inicial sola, para el elemento principal.

Si hay varios elementos cuya inicial y segunda sea igual, se nombrarán con la inicial, la inicial y la segunda, y la inicial y la tercera, según el orden de importancia del elemento. Así se seguirá la norma general.

Ejemplos: carbono, cobre, calcio, cadmio, cerio, cesio, cloro, cobalto, cromo.

Carbón	C
Cuprum	Cu
Calcium	Ca
Cadmium	Cd
Cerium	Ce
Cesium	Cs
Chlorus	Cl
Chromium	Cr
Californium	Cf

Según esto, vemos que todos ellos tienen la misma inicial; luego el principal de ellos, que es el carbón, llevará la inicial; el cobre llevará el *Cu*, ya que no hay otro que tenga como segunda letra la *u*; el calcio y el cadmio tienen la misma segunda, luego se hace conservar la segunda al más importante de los dos que es el calcio y se nombrará *Ca* y al cadmio se le nombra con la inicial y la tercera letra, esto es *Cd*; al cerio y al cesio les pasa lo mismo y se llamarán *Ce* y *Cs*, respectivamente; el cloro y el cromo tienen iguales la inicial y la segunda, luego deben nombrarse con la inicial y la tercera y así quedarán *Cl* y *Cr*, respectivamente. Tal como se practicó la nomenclatura, se debe hacer para todos los casos que puedan presentarse.

Funciones Químicas. - Las funciones en la química mineral son tres principalmente: *ácidos, bases y sales*, pero estas son derivadas directamente de la combinación *óxido*, que a su vez incluye la combinación de los metales y los metaloides con el oxígeno. De lo anterior, podemos deducir, que el óxido e indirectamente los metales y metaloides se deben considerar como el origen de las tres funciones enunciadas y por lo tanto se les llama *función original*.

El siguiente gráfico puede darnos una idea clara de la división de los compuestos según la función a que pertenecen. (Véase la Fig. Nº 1).

Al rededor de este gráfico, se hará la explicación de propiedades, sistemas de obtención general y nomenclatura de que trata el presente capítulo.

Partimos de la combinación binario de los metales y metaloides con el oxígeno y el hidrógeno, elementos bases de la combinación química.

VALENCIA. - Cuando los átomos de cualquier elemento entran en combinación química, gana o pierde electrones; así por ejemplo: cuando el sodio y el cloro se combinan para formar el cloruro de sodio, el átomo de cloro gana un electrón, en tanto que el de sodio lo pierde.

Para facilitar la explicación de todo lo relacionado al átomo, me voy a permitir utilizar la numeración desde el número uno en adelante, las envolturas del centro a la periferia, es decir, en lugar de decir:

K, L, M, N, O y P se dirá: 1, 2, 3, 4, 5 y 6.

De la figura N° 2 deducimos que el ión Na^+ , tiene dos electrones en la envoltura 1, y 8 electrones en la envoltura exterior; sabemos que el núcleo tiene 11 protones y 12 neutrones (su peso atómico). Puesto que los electrones fuera del núcleo son 10, la carga de este Atomo de sodio valdrá una unidad positiva, o sea Na^+ . La valencia del sodio es positiva y de valor uno.

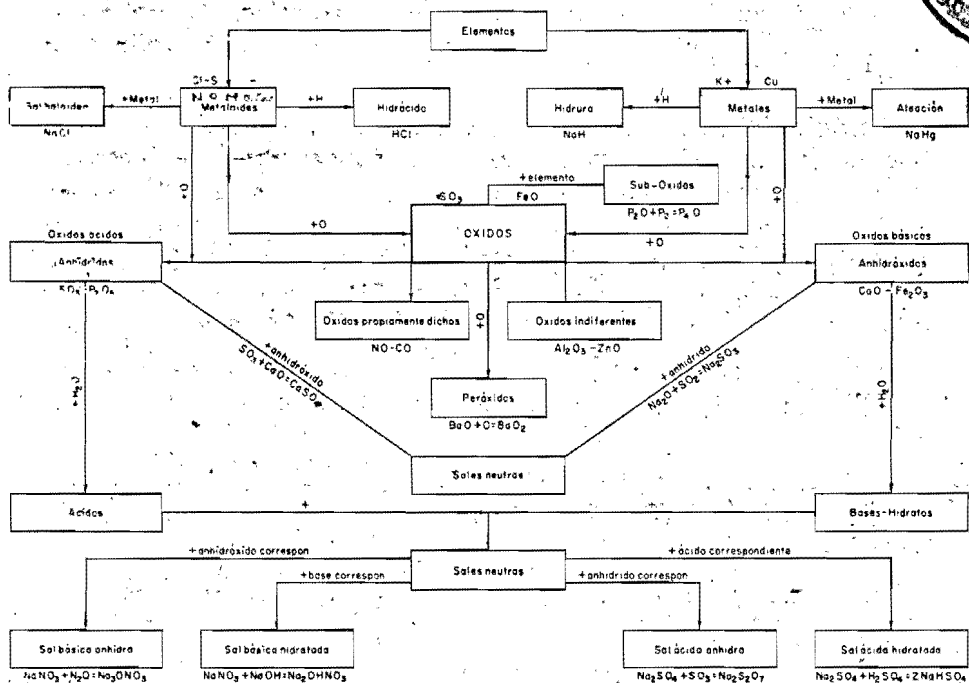


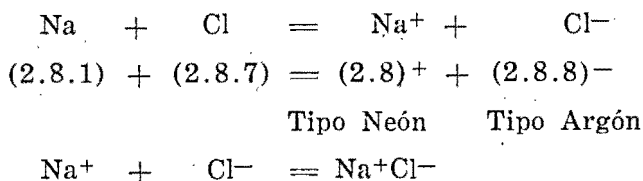
Fig. N° 4

Para el átomo de cloro en la combinación, podemos hacer un razonamiento semejante: el núcleo está compuesto de 17 protones y de 18 neutrones. Puesto que en las envolturas 1, 2 y 3, hay 18 electrones, y sólo 17 protones libres en el núcleo, la carga del átomo es negativa y de valor uno (Cl^{-1}). La valencia del cloro en el compuesto es negativa y de valor uno. El átomo del cloro cargado negativamente tiene su configuración semejante al argón por tener 18 electrones en las 3 órbitas.

La anterior consideración con respecto a los átomos en combinación que se acaba de hacer, se puede hacer para cualquier otro átomo y para cualquiera otra combinación. Se ha efectuado un fenómeno químico al desarrollarse una actividad en el átomo; ha ganado o ha perdido electrones, en otras palabras, ha satisfecho su capacidad de combinación, ha ejercido su función, ha satisfecho su valencia.

La valencia puede definirse ahora como el número de electrones ganados o perdidos; si el elemento pierde electrones, su valencia es *positiva* y si los gana, su valencia es *negativa*.

En el compuesto que se estudia (NaCl) la unión del sodio con el cloro se llama *unión polar*, debido a las cargas positivas y negativas (Polaridad). La unión polar indica transferencia de electrones; por tanto el compuesto *ioniza* en condiciones apropiadas, como son la solución o la fusión.



La valencia se puede definir de una manera más sencilla, así: *Valencia es el número que expresa el número de átomos de hidrógeno u otro átomo equivalente al hidrógeno, que pueden unirse, con un átomo del elemento en cuestión.*

La unión polar se efectúa entre átomos de distinta especie, pero es sabido que los átomos pueden unirse consigo mismos; a esta unión se le llama *unión no polar* o *covalente*. En este caso los átomos comparten su envoltura externa.

En la figura (Nro. 2) se presenta la unión de dos átomos de oxígeno y la unión de dos átomos de fluor, para formar respectivamente las moléculas de oxígeno y de fluor. En la molécula de oxígeno hay dos pares de electrones repartidos mancomunadamente y en la de fluor hay dos electrones comunes a los dos átomos. En ninguno de los dos casos hay pérdida ni ganancia de electrones; las órbitas se completan pero son repartidas mutuamente, a esta unión se le llama *unión covalente* o *no polar*.

En esta combinación la órbita externa de cada átomo se completa al compartir los electrones A y B.

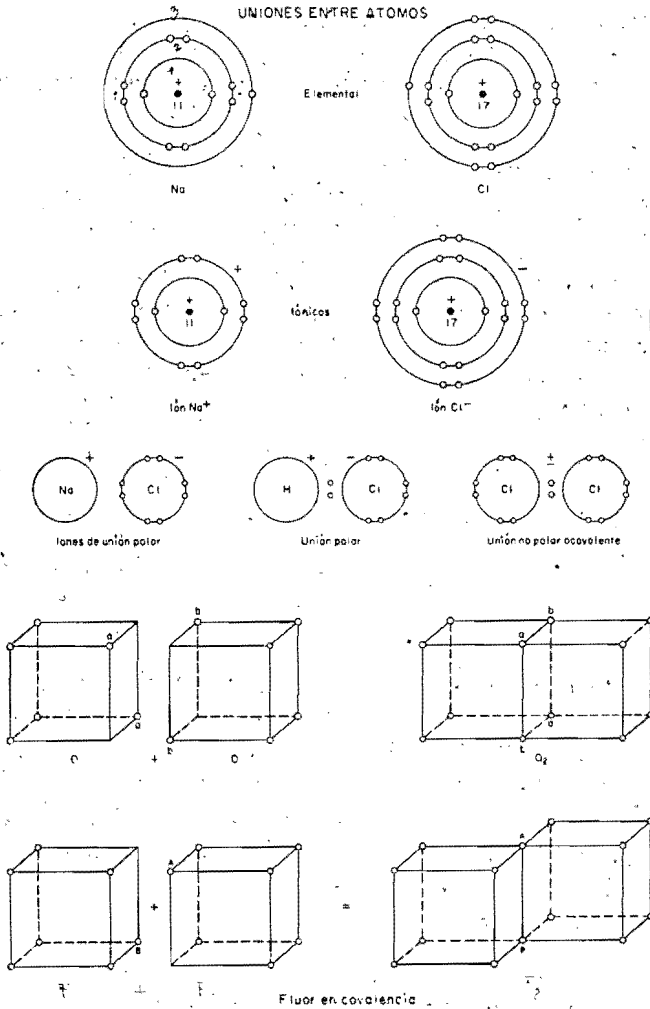


Figura 2.

El número de pares de electrones que puede compartir un átomo, se llama *covalencia* y el compuesto resultante se llama *nó-polar*, y no se ioniza.

En este caso, los electrones *aa* del oxígeno 1º, llena los espacios vacíos del oxígeno 2º, y los electrones *bb* de oxígeno 2º, llenan los espacios vacíos del oxígeno 1º, formando la molécula O₂.

Si recordamos que la estructura de los átomos difieren:

1º - En el número de órbitas alrededor del núcleo.

2º - En el número de electrones planetarios, y

3º - En el número de electrones de la órbita exterior, electrones de valencia; podemos comprender ya, por qué los elementos reaccionan y forman compuestos químicos. Aquellos elementos que tienen 8 electrones en la órbita externa, no se combinan, no reaccionan, no tienen electrones de valencia; son nulivalentes. Su configuración es la más estable; ni ganan ni pierden electrones. Los demás elementos, no tienen configuración estable y tienden por tanto a estabilizarse ganando o perdiendo electrones, mejor dicho, combinándose.

ACTIVIDAD DE LOS ELEMENTOS. - La actividad de los elementos no es la misma; unos son más activos que otros, así: el cloro desplaza de sus compuestos hidrogenados al bromo y éste al yodo y los tres son desalojados por el fluor; también el potasio sustituye al sodio. Esta actividad mayor o menor, depende de la estructura del átomo y esto se puede explicar de la siguiente manera, tomando como ejemplo la estructura de los metales alcalinos: (Véase la Figura Número 3).

Esta figura representa convencionalmente, por medio de círculos y números, indicando los electrones en cada órbita, a los 5 metales alcalinos. La distancia entre el núcleo positivo y la envoltura exterior, se aumenta del Litio al Cesio; es decir, aumenta al aumentar el peso atómico. La fuerza de atracción entre el núcleo y el electrón de valencia, se va haciendo menor y por consiguiente la tendencia a perder este electrón aumenta a medida que aumenta la distancia. La facilidad con que un electrón pueda ser cedido, es una medida del potencial con que el átomo pierde el electrón. Por esto se comprende que de estos elementos el más activo es el Cesio, por tener el mayor potencial de electrón; el Rubidio es más activo que el Potasio, pero menos que el Cesio; el Potasio es más activo que el Sodio, pero menos que el Rubidio, etc.

Supongamos un ión Sodio (Na)⁺, en un compuesto de Sodio fundido y un átomo de Potasio en contacto con este ión.

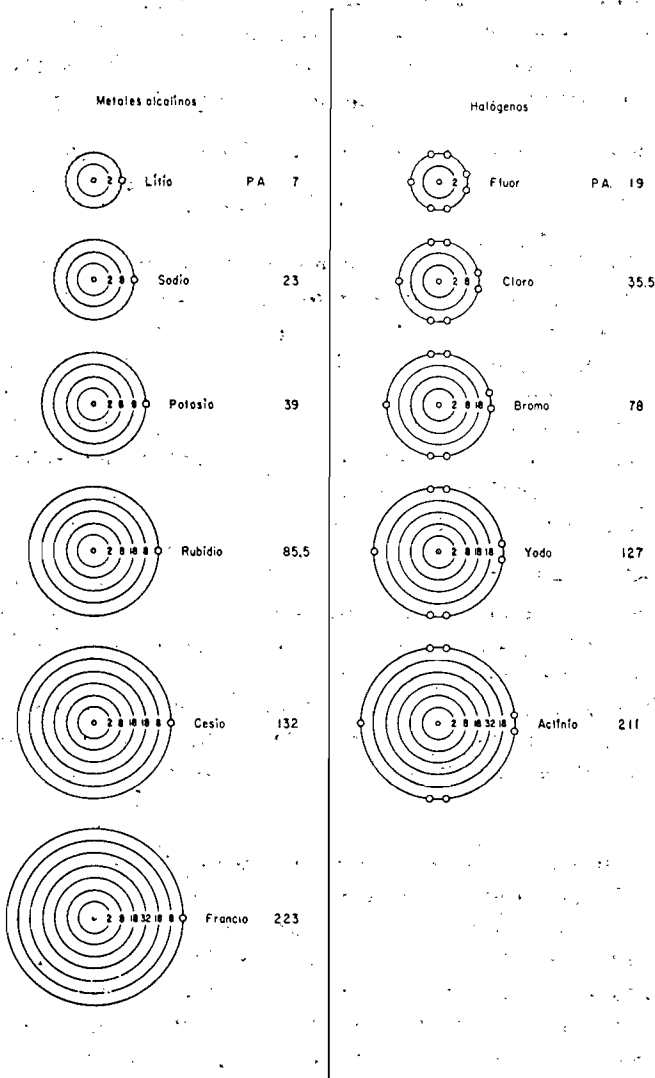


Figura 3

Cuando el átomo de potasio se acerca al ión sodio, el electrón de valencia del átomo de potasio llega más cerca del núcleo del ión sodio, de lo que está del núcleo del átomo de potasio. La fuerza de atracción que lo empuja al núcleo positivo del sodio es mayor que

la que lo mantiene unido al núcleo del átomo de potasio y cuando el potasio se separa del sodio, pierde su electrón de valencia, ganándolo el sodio y queda entonces el potasio como ión y el sodio como átomo elemental.

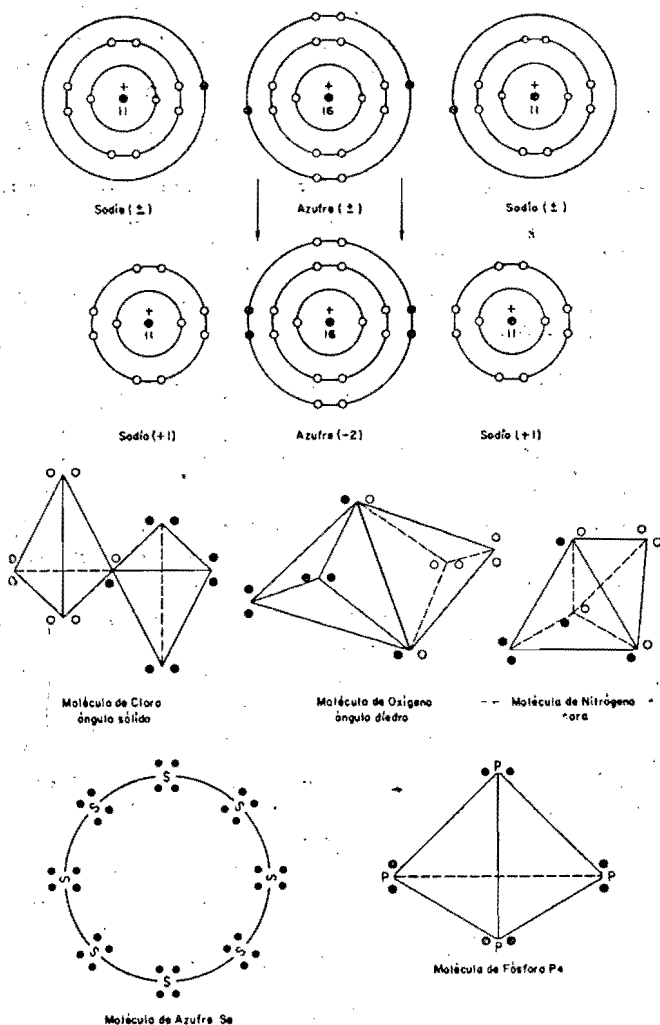
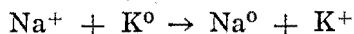


Figura 4



En la misma forma que se razona para la familia de los alcalinos, se puede razonar para otra. En los alcalinotérreos, esto nos mostraría que el bario es más activo que el estroncio y el calcio, y el estroncio más activo que el calcio.

Comparando las dos familias (alcalinos y alcalinotérreos), teniendo en cuenta que el potasio tiene un electrón en la envoltura exterior 4 y que el calcio tiene dos electrones en la misma envoltura y que es mayor la tendencia a perder un electrón que a perder dos, se concluye que es más activo el potasio que al calcio.

Al hacer un raciocinio igual para los elementos negativos, se encuentra invertido el orden de actividad, mejor dicho, mientras menor sea el peso atómico mayor es la actividad.

El orden de actividad para los elementos electronegativos comunes, es el siguiente:

F, O, N, Cl, Br, I, S, Se, Ge, P, C, Si, B, As, Sb.

VALENCIA MULTIPLE. - El número de electrones en la envoltura exterior corresponde a la valencia positiva del elemento. Cuando la envoltura anterior a la externa tiene 8 ó 18 electrones, el número de electrones de la envoltura externa representa la máxima valencia positiva del elemento. El átomo, en este caso, puede sufrir una oxidación progresiva (pérdida de electrones) y mostrar valencias progresivas intermedias.

Ejemplos: El azufre tiene 6 electrones de valencia y en la envoltura anterior tiene 8 electrones. Véase la figura N^o 4.

El cloro tiene 7 electrones de valencia y 8 electrones en la envoltura anterior.

El azufre al oxidarse puede tomar las valencias S⁶⁺, S⁴⁺

El cloro puede tomar: Cl¹⁺, Cl³⁺, Cl⁴⁺, Cl⁵⁺, Cl⁷⁺. Las máximas son 6 y 7, respectivamente.

Cuando la envoltura anterior a la exterior tiene más de 8, pero menor de 18 electrones, el átomo puede perder no solamente los electrones de valencia, si no los necesarios de la envoltura contigua a la exterior, para que el número de sus electrones se reduzcan a 8.

Ejemplo: El cromo tiene un electrón en la envoltura externa y 13 en la anterior; perderá 6 electrones y por consiguiente su valencia máxima posible positiva será 6 (seis), quedando con una envoltura externa estable con 8 electrones. En muchos casos, esta valencia máxima posible, no se realiza, como es el caso del hierro, el cobalto y la familia del platino, con excepción del osmio.

Teniendo repasado el concepto de valencia, se dará una división en las valencias que en nada contradice las teorías anteriores, pero sí facilita al estudiante el entendimiento de la confección de fórmulas empíricas y fórmulas estructurales.

VALENCIA NEGATIVA Y POSITIVA

La valencia la podemos dividir: en *valencias positivas y negativas; valencias posibles, valencias reales y valencias por compensación*. Se llama valencia *positiva* el número de electrones en la envoltura exterior del átomo, que puede ceder para tomar configuración estable, y valencia *negativa* el número de electrones que faltan en la envoltura externa del átomo para tomar configuración estable.

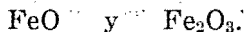
El hidrógeno, tiene generalmente en sus compuestos una valencia positiva igual a uno, por perder un electrón (lo mismo que los metales alcalinos). El oxígeno, tiene 6 electrones en su envoltura externa, pero generalmente completa su estructura ganando dos electrones, luego funciona siempre con 2 valencias negativas.

De lo anterior podemos establecer que toda combinación con el hidrógeno indica que la valencia del otro elemento o radical es negativa. De esto se exceptúa la combinación del hidrógeno con los metales alcalinos y alcalinotérreos, en las cuales, el hidrógeno es de valencia uno negativa. Cuando un elemento se combina con el oxígeno, el elemento funciona con valencia positiva.

VALENCIA POSIBLE. - Es la *suma* de todas las valencias *positivas y negativas* con que los elementos *pueden estar unidos entre sí, dentro de la molécula*. Su número en los elementos del primer período es de 2; en los del segundo período es 8; en los del tercer período es 18 y en el cuarto es 18 y no 32, como a primera vista parece.

VALENCIA REAL. - Es la *suma total* de *uniones efectivas* con que cada *átomo* está unido *con uno u otros dentro de la molécula*, prescindiendo del signo que les afecta. Son también llamadas *valencias en ejercicio*.

Ejemplo: Estudiemos los óxidos de hierro:



La valencia en estos compuestos para el Fe, es 2 y 3 positivas, puesto que se ha combinado con el oxígeno; las valencias en ejercicio o reales, 2 y 3 y las posibles son 8, puesto que tiene 2 electrones en la envoltura exterior y 14 en la anterior (a la exterior), luego podrá perder 2 de la exterior y 6 de la anterior, pero no se conoce esta combinación.

VALENCIA POR COMPENSACION. - Llamadas también *aparentes*, es la resultante de la *suma algebraica* de las valencias *positivas* y *negativas* que los átomos tienen en actual ejercicio dentro de la molécula. Puesto que las moléculas de un compuesto son neutras eléctricamente, debe seguirse que: el número de cargas positivas (valencias) es igual al número de cargas negativas (valencias) y por consiguiente la suma de sus valencias debe ser igual a cero.

Ejemplos: H_2SO_4

+2 dos valencias positivas del hidrógeno.

+6 seis valencias positivas de azufre.

-8 ocho valencias negativas de oxígeno.

$2+ \text{ (Hidrógeno)} + 6+ \text{ (azufre)} - 8- \text{ (oxígeno)} = 0$

$2 + 6 - 8 = 0 \therefore 8 \text{ positivas} = 8 \text{ negativas.}$

*Ejemplo:*Cuál es la valencia del cromo en el compuesto $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?
Planteamos la ecuación de las valencias, así:

$+ 2 + 2\text{Cr} + 7(-2) = 0 = + 2 - 14 + 2\text{Cr} \therefore 2\text{Cr} = 12,$

luego 12 valencias positivas para 2Cr, equivale a 6 para cada cromo, luego la valencia del cromo en el compuesto es 6 positivas.

*Ejemplo:*Cuál es la valencia del silicio en el compuesto $\text{Ca}_2\text{K}_2\text{Si}_2\text{O}_7$.

Valencia del calcio 2 por átomo, luego hay 4 positivas.

Valencia del potasio 1 por átomo, luego hay 2 positivas.

Valencia del oxígeno 2 por átomo, luego hay 14 negativos.

Planteando la ecuación tendremos:

$$4 + 2 - 14 + 2\text{Si} = 0$$

De donde:

$$2\text{Si} = 14 - 6 = 8 \therefore \text{Si} = 4.$$

La valencia del silicio en el compuesto será 4 positivas.

VALENCIAS POSIBLES EN EJERCICIO DE ALGUNOS
DE LOS ELEMENTOS MAS COMUNES

Fluor	H_2F_2 F_2O
Cloro	HCl Cl_2O Cl_2O_3 Cl_2O_5 Cl_2O_7 (ClO_2)
Bromo	HBr Br_2O Br_2O_5 (Br_2O_3) (Br_2O_7)
Yodo	HI I_2O I_2O_3 I_2O_5 I_2O_7 (IO_2)
Azufre	H_2S SO_2 SO_3
Sélenio	H_2Se SeO_2 SeO_3
Telurio	H_2Te TeO_2 TeO_3
Fósforo	PH_3 P_2O P_2O_3 P_2O_5 (PO_2)
Arsénico	AsH_3 As_2O_3 As_2O_5 (AsO_2)
Antimonio	SbH_3 Sb_2O_3 Sb_2O_5 (SbO_2)
Nitrógeno	NH_3 N_2O N_2O_3 N_2O_5 ($NO-NO_2$)
Bismuto	Bi_2O_3 Bi_2O_5
Boro	B_2O_3
Silicio	SiO_2
Carbono	CO CO_2
Litio	Li_2O
Sodio	Na_2O
Potasio	K_2O
Calcio	CaO
Bario	BaO
Estroncio	SrO
Magnesio	MgO
Cadmio	CdO
Aluminio	Al_2O_3
Zinc	ZnO
Plata	Ag_2O
Cobre	Cu_2O CuO
Mercurio	Hg_2O HgO
Oro	Au_2O Au_2O_3
Plomo	PbO PbO_2
Estaño	SnO SnO_2
Hierro	FeO Fe_2O_3
Cromo	CrO Cr_2O_3 CrO_3
Manganeso	MnO Mn_2O_3 MnO_2 MnO_3 Mn_2O_7
Níquel	NiO Ni_2O_3 NiO_2
Cobalto	CoO Co_2O_3
Platino	PtO PtO_2
Molibdeno	MoO Mo_2O_3 MoO_2 Mo_2O_5 MoO_3
Wolframio	WO WO_2 W_2O_5 WO_3
Vanadio	V_2O_3 VO_2 V_2O_5 - V^{10}