



LECCIONES
DE
QUIMICA GENERAL



NOMENCLATURA QUIMICA

Por el profesor

Dr. ANTONIO DURAN A.

Titular de la UNIVERSIDAD NACIONAL



ANALES

de la

Facultad de Minas Nacional

Febrero

1961

No. 55



CAPITULO I

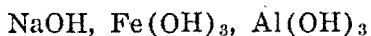
NOMENCLATURA

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.

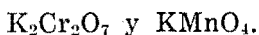
La primera división que se hace de los elementos químicos, y que puede considerarse como la base de las funciones químicas, al mismo tiempo que se considera como el punto de partida en la combinación, es su división en: *Metales y Metaloides*. (Nó - metales).

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.

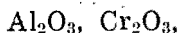
Se definió el *metal* como el elemento que presenta brillo metálico, dúctil y maleable; soluble en los ácidos con desprendimiento de hidrógeno; tienen peso específico generalmente alto; buenos conductores de calor y electricidad; de carácter electro-positivo y que se combinan con el oxígeno, dando óxidos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

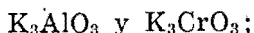
Aplicando estas definiciones, encontramos una serie de elementos que no se podrían localizar fácilmente; así el cromo y el manganeso, que son metales, no siempre son electropositivos, ya que tienen combinaciones en donde figuran como no-metales, tales como



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.

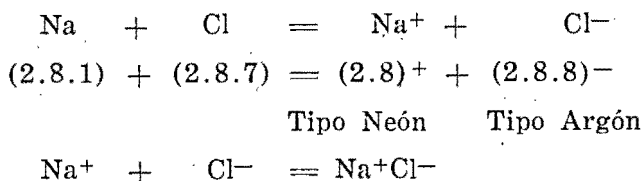
Para facilitar la explicación de todo lo relacionado al átomo, me voy a permitir utilizar la numeración desde el número uno en adelante, las envolturas del centro a la periferia, es decir, en lugar de decir:

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

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.

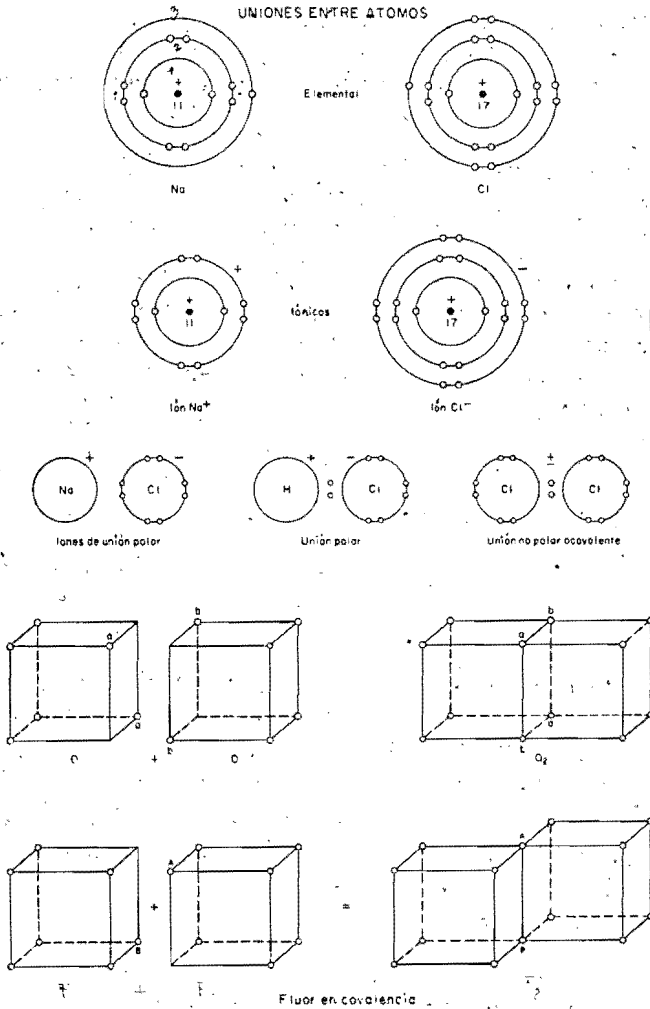


Figura 2.

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.

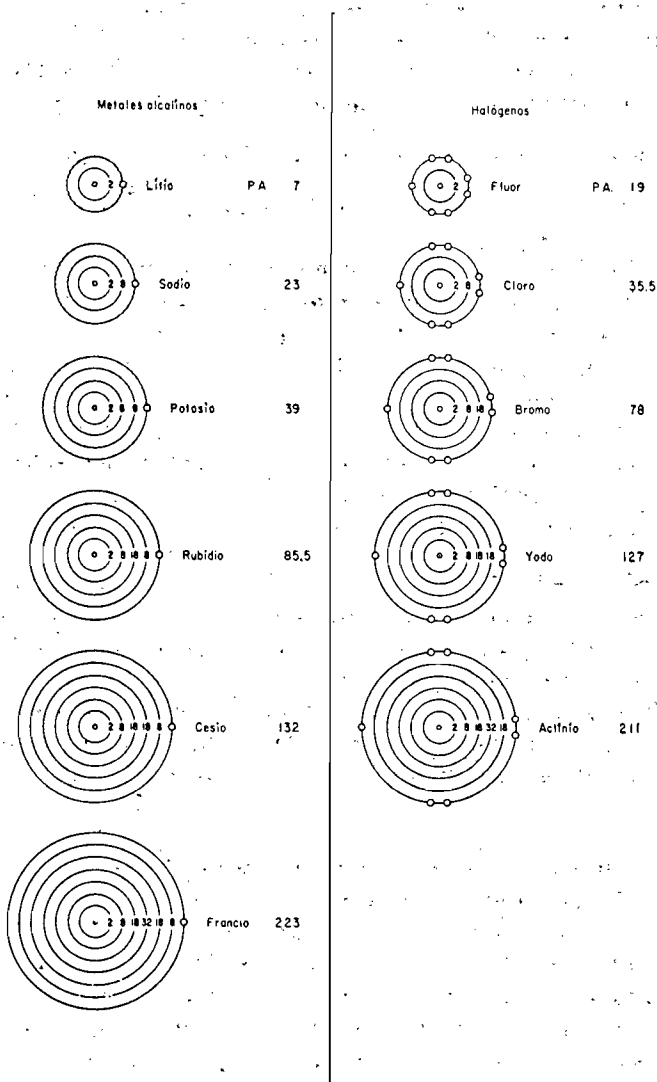


Figura 3

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.

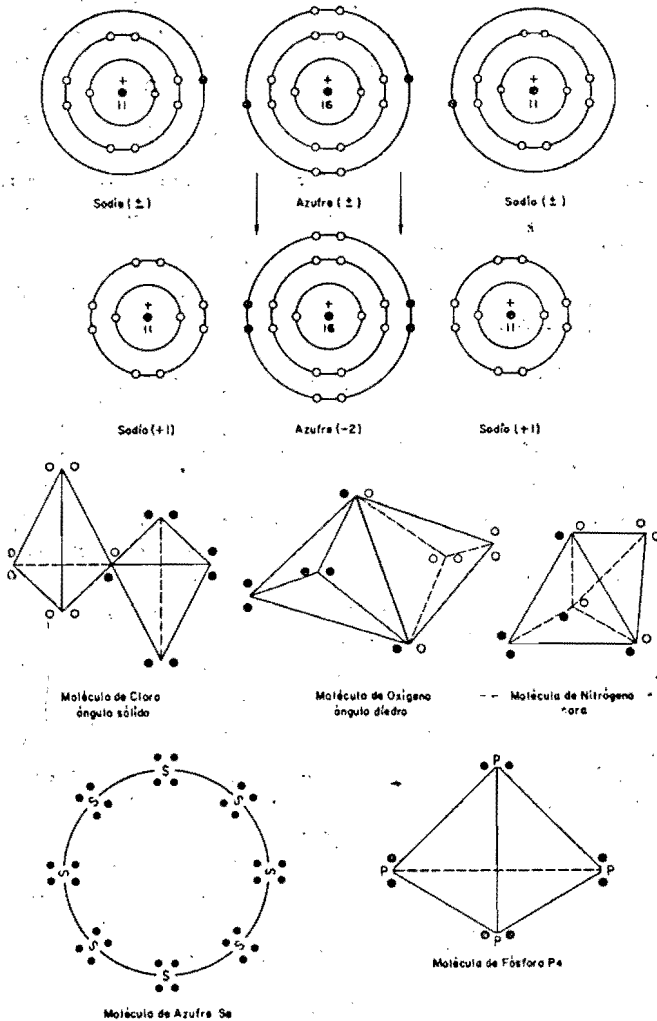


Figura 4



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.

Quando 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.

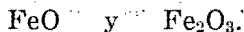
El hidrógeno, tiene generalmente en sus compuestos una valencia positiva igual a uno, por perder un electrón (lo mismo que los metales alcalinos). El oxígeno, tiene 6 electrones en su envoltura externa, pero generalmente completa su estructura ganando dos electrones, luego funciona siempre con 2 valencias 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_2O_4

CAPITULO II

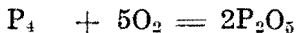
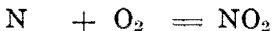
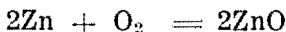
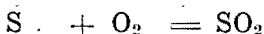
OXIDOS

Sabemos que una *combinación binaria*, es el compuesto resultante de la unión de dos elementos simples, con formación de uno tercero, de propiedades químicas diferentes a las de los elementos; según esto, podemos definir entonces los óxidos como una combinación *binaria entre el oxígeno y otro elemento cualquiera*. La palabra óxido es genérica para esta combinación. Antiguamente se denominaban como óxidos, únicamente las combinaciones de oxígeno con los metales, no quedando incluidos en esta expresión los de metaloides, a los cuales se les llamó anhídridos u óxidos ácidos, pero no hay razón ninguna para no considerar éstos como óxidos.

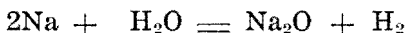
Los óxidos, según sus propiedades, se dividen en óxidos ácidos o básicos, según provengan de un metal o de un metaloide, en óxidos indiferentes y óxidos propiamente dichos.

Los sistemas generales para la obtención de los óxidos, son los siguientes:

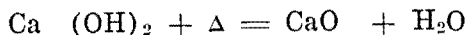
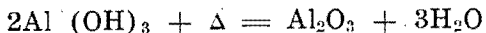
✓ a) Por síntesis directa entre el oxígeno y los elementos, (combustión).



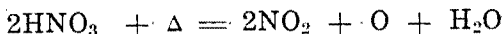
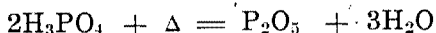
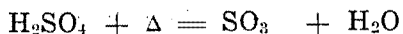
b) Por la acción del agua o el vapor de agua sobre el elemento, (sustitución).



c) Descomposición de los hidratos por el calor, (deshidratación)



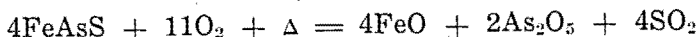
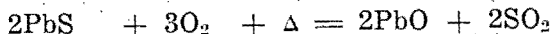
d) Descomposición de los oxácidos por el calor, (deshidratación):



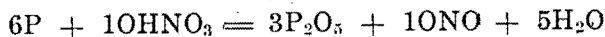
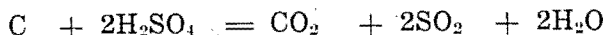
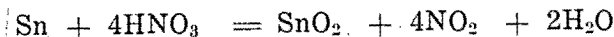
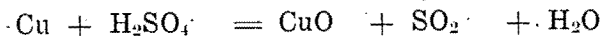
e) Calcinación de las oxisales, (doble descomposición):



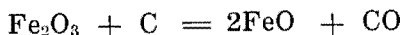
f) Por tostión de los haluros:



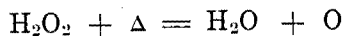
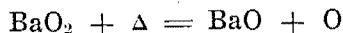
g) Por reacción de los elementos con los ácidos:



h) Por reducción de óxidos altos:

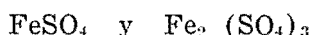


i) Por descomposición de los peróxidos:



Las propiedades de los óxidos se conocerán específicamente en el estudio de cada uno de los elementos por separado. Aquí estudiaremos las propiedades de los óxidos en el término general de la función.

Nomenclatura de los óxidos. - El nombre de los compuestos se forma siempre de una palabra genérica que indica la función o la familia del compuesto y de una palabra específica que indica o diferencia a este compuesto de los demás de la función, así por ejemplo: en el grupo sulfatos de hierro, tenemos:



el primero se llamará sulfato ferroso y el segundo sulfato férrico, en donde la palabra genérica será *sulfato* y las específicas serán *ferroso*, en el primer caso y *férrico*, en el segundo.

La nomenclatura de los óxidos se puede resumir en las siguientes reglas:

1 - Cuando el elemento que forma el óxido no contiene si no una *valencia*, su óxido se nombra con la palabra genérica *óxido*, seguida del *nombre del metal o del metaloide en genitivo*, o del nombre del metal o metaloide terminando éste en *ico*, así:

Na_2O Óxido de sodio u óxido sódico.

SiO_2 Óxido de silicio u óxido silíceo.

Al_2O_3 Óxido de aluminio u óxido aluminico.

CaO Óxido de Calcio u óxido cálcico.

2) - Cuando el óxido corresponde a un metal o metaloide que contiene *dos valencias*, los óxidos se nombran con la palabra genérica *óxido*, seguida de la específica formada del nombre del metal o metaloide terminando en *oso para el de menor valencia* y terminando en *ico, para el de mayor valencia*, así:

FeO óxido ferroso

Fe_2O_3 óxido férrico

SO_2 óxido sulfuroso

SO_3 óxido sulfúrico.

3) - Cuando el óxido corresponde a un metal o metaloide que contiene *tres valencias*, el óxido se nombra con la palabra genérica *óxido*, seguida de la formada del nombre del metal o metaloide, anteponiéndole la palabra *hipo* y terminándola en *oso para el de menor valencia*; terminando el nombre del metal o metaloide en *oso*, si se trata de la valencia intermedia y terminándolo en *ico*, si se trata de la *valencia mayor*, así:

P_2O óxido *hipo-fosforoso*

P_2O_3 óxido *fosforoso*

P_2O_5 óxido *fosfórico*.

En este caso se presentan elementos para los cuales antes no se conocían si no dos óxidos y éstos se nombraron según la regla 2ª; posteriormente se ha encontrado un tercer óxido; si este óxido es de una valencia menor que el de menor valencia, entonces su nombre se dará de acuerdo con la 3ª regla, es decir, anteponiendo al nombre del elemento el prefijo *hipo* y posponiendo *oso*, pero si el nuevo óxido es de mayor valencia que el óxido mayor, entonces se formará su nombre anteponiendo al elemento el prefijo *per* y posponiendo *ico*. Así, por ejemplo, para el maganeso se conocían dos óxidos, que de acuerdo con la segunda regla se nombraron:

MnO óxido *manganoso*

Mn_2O_3 " *mangánico*,

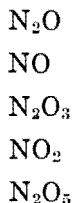
y posteriormente se conoció el MnO_2 , en el cual el manganeso tiene una valencia mayor a la que tiene en el Mn_2O_3 y por lo dicho, se debe llamar:

MnO_2 óxido *per-mangánico*

4). - Cuando el óxido corresponde a un elemento que posea cuatro valencias, los óxidos se nombran con la palabra genérica *óxido*, seguida del nombre del elemento terminado en *oso*, para los dos óxidos inferiores y anteponiendo el prefijo *hipo* al menor de los menores; terminando el nombre del elemento en *ico*, si se trata de los dos óxidos mayores y anteponiendo el prefijo *per*, si se trata del mayor de los mayores.

Cl_2O	óxido	<i>hipo-clor-oso</i>	}	oso
Cl_2O_3	"	<i>clor-oso</i>		
Cl_2O_5	"	<i>clor-ico</i>	}	ico
Cl_2O_7	"	<i>per-clor-ico</i>		

5) - Cuando el óxido corresponde a un elemento que posea *cinco y más valencias*, será necesario hacer la distinción de los óxidos y entonces la palabra genérica será *anhídrido* o *anhidróxido*, según se trate de óxidos ácidos o básicos y la palabra específica se formará según las cuatro reglas anteriores, así:

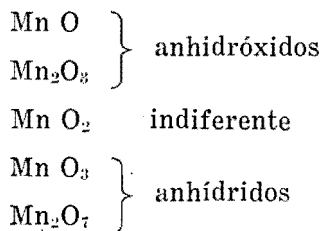


De estos cinco óxidos son anhídridos el N_2O - N_2O_3 y N_2O_5 ; los dos restantes NO y NO_2 son óxidos propiamente dichos, entonces: para los primeros tres, la palabra genérica será *anhídrido* y para los dos últimos será *óxido*.

3ª regla	}	N_2O_5	anhídrido	<i>hipo-nitroso</i>
		N_2O_3	"	<i>nitroso</i>
		N_2O	"	<i>nítrico</i>
2ª regla	}	NO	óxido	<i>nitroso</i>
		NO_2	"	<i>nítrico</i>

Se puede, para este caso, establecer una regla que es bastante aproximada en relación con los óxidos de elementos que tienen más de cuatro óxidos, y es la siguiente: *En los elementos metaloides que tienen valencias impares, los óxidos de estas valencias son generalmente anhídridos; si no tienen valencias impares, serán anhídridos en los pares.*

Otro ejemplo:



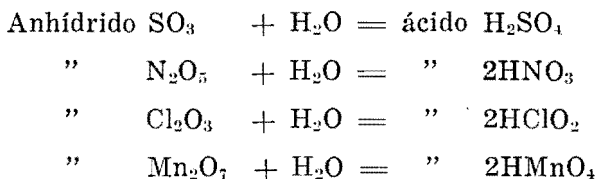
De estos cinco óxidos, los dos primeros son anhidróxidos; los dos últimos anhídridos y el tercero es indiferente (ácido o base) entonces su nomenclatura será:

Mn O	óxido manganoso	Mn O ₂	anhídrido manganoso
Mn ₂ O ₃	" mangánico	Mn O ₃	" mangánico
Mn O ₂	" per-mangánico	Mn ₂ O ₇	" per-mangánico

ANHIDRIDOS

Se llaman anhídridos los óxidos generalmente de metaloides, que en la reacción con el agua producen ácidos. Los anhídridos reaccionan con los anhidróxidos (óxidos básicos), produciendo las sales neutras (oxisales). El anhídrido es el compuesto de propiedades químicas opuestas a las de los anhidróxidos. Los anhídridos son solubles en su mayoría, en el agua, exceptuándose unos pocos como el silícico (SiO₂) y el arsenioso (As₂O₃).

Ejemplos:



Los anhídridos se dividen en anhídridos perfectos y anhídridos imperfectos.

Los anhídridos perfectos son combinaciones binarias, es decir, *óxidos*, en tanto que el anhídrido *imperfecto es un ácido* que admite más agua para formar el ácido normal.

Son anhídridos perfectos el P_2O_5 y el As_2O_3

Son anhídridos imperfectos el HPO_3 y el $HAsO_2$

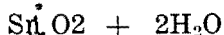
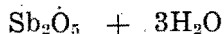
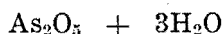
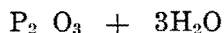
Los anhídridos imperfectos son siempre ácidos.

Anhídrido perfecto $P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$ ácido normal

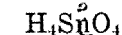
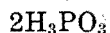
Anhídrido imperfecto $HPO_3 + H_2O = H_3PO_4$ ácido normal

Ambos anhídridos producen con el agua el ácido normal, pero uno es *binario* (óxido) y el otro es *ternario* (ácido), el binario es el perfecto y el ternario es imperfecto.

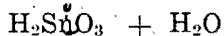
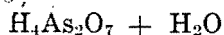
Anhídridos perfectos



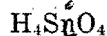
Ácidos normales



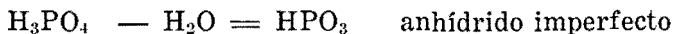
Anhídridos imperfectos



Ácidos normales



Los anhídridos se preparan siguiendo las normas generales establecidas para los óxidos, teniendo en cuenta que en este caso se toman como elementos los metaloides. En cuanto a los anhídridos imperfectos, éstos se pueden obtener por *deshidratación parcial de los ácidos*, así:



Nomenclatura. - Los anhídridos se nombran con la palabra genérica *anhídrido* y la específica del nombre del metaloide con los prefijos y terminaciones que se establecen para los óxidos en general. Se siguen exactamente las cinco reglas establecidas para los óxidos, así:

P_2O_3	anhídrido hipo-fosforoso	
P_2O_5	" fosfor-oso	
P_2O_5	" fosfor-ico	
SO_2	" sulfur-oso	
SO_3	" sulfúr-ico	
Cl_2O	" hipo-clor-oso	} oso
Cl_2O_3	" clor-oso	
Cl_2O_5	" clor-ico	} ico
Cl_2O_7	" per--clór-ico	
MnO_2	^{ANHIDRIDO} anhídrido mangan-oso u óxido permangánico	
MnO_3	" mangán-ico	
Mn_2O_7	" per-mangán-ico	

Los anhídridos imperfectos se nombran, de acuerdo con la nomenclatura de los ácidos que veremos más adelante.

ANHIDROXIDOS

Se llaman anhídrosidos u óxidos básicos, los óxidos generalmente de metales que al *unirse con el agua* producen las *bases*. Los anhídrosidos son poco solubles en el agua y reaccionan fácilmente con los ácidos con formación de *Salas*: esta reacción la efectúan con los anhídrosidos.

La obtención de estos compuestos siguen las normas ya establecidas para los óxidos en general.

El nombre de estos óxidos se forma siguiendo las cinco reglas generales ya enunciadas, teniendo en cuenta que la palabra específica, en este caso, estará formada del nombre del metal con los prefijos y terminaciones correspondientes, así:

Anhídrosido u óxido sódico Na_2O más H_2O produce $NaOH$, base, hidrato, o hidróxido.

Anhidróxido u óxido cromoso CrO más H_2O produce $\text{Cr}(\text{OH})_2$, base, hidrato, o hidróxido.

FeO	Anhidróxido u óxido Ferroso
BaO	Anhidróxido u óxido de Bario o Bárico
CrO	Anhidróxido u óxido Cromoso
Cr_2O_3	Anhidróxido u óxido Crómico
Fe_2O_3	Anhidróxido u óxido Férrico
CdO	Anhidróxido u óxido de Cadmio o Cádmico.



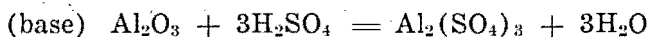
OXIDOS INDIFERENTES

Hay dentro de los anhidróxidos algunos óxidos cuya reacción con los anhídridos siempre se efectúa formándose las sales neutras; pero además de este carácter (básico) reaccionan también con algunos anhidróxidos, formando sales y por tanto su carácter en este caso es ácido. Esta propiedad les ha valido el nombre de óxidos indiferentes, ambiguos o híbridos. El nombre que se ha adoptado en la química para estos casos es el de *anfóteros*, y el fenómeno que envuelve se llama *anfoterismo*.

Un ejemplo nos hará más claro lo anterior.

El óxido de aluminio en reacción con el ácido sulfúrico, nos produce la sal de aluminio, en este caso, obra como *base*.

El óxido de aluminio en reacción con el hidróxido de Potasio nos produce la sal de potasio, en este caso, obra como un *ácido*.

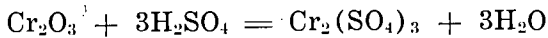


Esta propiedad de algunos óxidos no debe confundirse con la propiedad que tienen algunos metales de formar anhidróxidos y anhídridos, porque estos óxidos no tienen la ambigüedad de desempeñar las dos funciones, sino que cada óxido funciona siempre con su carácter definido.

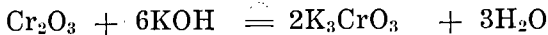
Es el caso, por ejemplo, del cromo que tiene tres óxidos: el CrO y Cr_2O_3 anhidróxidos y CrO_3 anhídrido. El CrO (óxido cromoso) no reacciona sino con los ácidos y el CrO_3 no reacciona sino con las ba-

ses. En este caso, se ve que: el cromo de los dos primeros óxidos es metal y que el cromo del CrO_3 es metaloide.

El óxido crómico (Cr_2O_3) sí es anfótero, porque siendo óxido básico puede en algunos casos obrar como ácido, así:

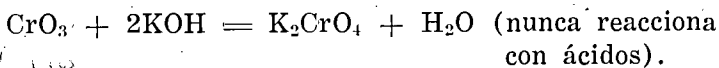
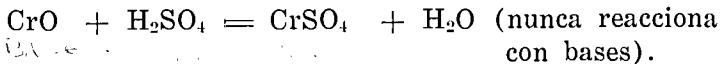


base + ácido



ácido + base

Pero los otros dos óxidos son de reacción definida:



Un caso semejante se presenta con los óxidos de manganeso:

Anhidróxidos: MnO (es siempre básico)

Mn_2O_3 (es siempre básico)

MnO_3 (es siempre ácido)

Mn_2O_7 (es siempre ácido)

El MnO_2 es anfótero y puede reaccionar con ácidos o con bases, en la misma forma que el Cr_2O_3 y Al_2O_3 .

El anfoterismo lo presentan algunos otros anhidróxidos, entre los cuales podemos contar los siguientes: ZnO - PbO - PbO_2 - SnO y SnO_2 .

Oxidos propiamente dichos. - Estos óxidos, llamados también óxidos neutros, son aquellos que no producen con el agua, ni ácidos ni bases y por tanto no forman sales. Son generalmente óxidos de metaloide. Los más notables de éstos son: el CO , (monóxido de carbono); NO , óxido nitroso; NO_2 , óxido nítrico o bióxido de nitrógeno; ClO_2 , óxido clórico o bióxido de cloro, etc.

La obtención y nomenclatura de estos óxidos, se somete a las consideraciones generales de los óxidos ya establecidas.

En la nomenclatura general de los óxidos, se ha usado por mucho tiempo nombrar los óxidos según el número o la proporción de oxígeno que entra en combinación con el elemento, así se llamó el CO monóxido de carbono; el NO_2 , bióxido de nitrógeno; el SO_3 trióxido de azufre, indicando 1, 2, o 3 átomos de oxígeno en combinación con C, N y S. El Fe_2O_3 se llamó sexquíóxido (2 a 3) de hierro por la relación de 2 átomos de Fe a 3 átomos de oxígeno. Esta nomenclatura está en desuso y ha sido reemplazada con mejores resultados por la anotada en estas conferencias.

Oxidos Salinos. - Se ha dado este nombre a la mezcla molecular de los óxidos de un elemento metálico. También se les ha llamado óxidos por razón de su estructura.

Ejemplos: Fe_3O_4 Este compuesto es una mezcla de $FeO.Fe_2O_3$, luego se llamará óxido ferroso férrico u óxido salino de hierro.

El Pb_3O_4 Está formado de $2PbO.PbO_2$, luego se llamará óxido plumboso-plúmbico u óxido salino de plomo.

El Cr_3O_4 Está formado de $CrO.Cr_2O_3$, luego se llamará óxido cromoso-crómico u óxido salino de cromo.

PEROXIDOS

Se llaman peróxidos aquellos óxidos correspondientes a una valencia mayor (aparente) de la valencia que realmente posee el elemento; por esto se puede definir también como el óxido superior de un elemento. Puesto que el óxido es una combinación en la cual están totalmente saturadas las valencias del elemento, en los peróxidos tiene que haber una unión covalente entre dos o más átomos de oxígeno.

Ejemplos: El sodio no posee sino la valencia (1) uno, luego el óxido normal que satisface esta valencia, es el Na_2O , cualquiera otro óxido formado para este elemento, implica la convalencia.

Estructuralmente son estos óxidos bastante diferentes de los óxidos normales o en saturación completa.

El Na_2O_2 es el peróxido de sodio y en su estructura debe encontrarse la unión covalente.

Esta unión covalente, se puede representar de una manera más sencilla, representando los electrones de combinación y de unión por líneas, haciéndose así más inteligible la estructura. De esta manera la estructura de cada óxido será como sigue:

$\text{Na} - \text{O} - \text{Na}$ óxido sódico; $\text{Na} - \text{O} - \text{O} - \text{Na}$... peróxido de sodio. Esta unión hace que estos compuestos sean más inestables que los óxidos normales; fuertemente oxidantes y que con la reacción ácida producen el peróxido de hidrógeno.

$\text{BaO}_2 + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{O}_2 + \text{BaCl}_2$. Según esta reacción, pueden considerarse como sales del peróxido de hidrógeno (H_2O_2), el cual a su vez se puede considerar como un ácido débil.

BaO_2	peróxido de bario	$\text{Ba} \begin{array}{l} / \text{O} \\ \\ \backslash \text{O} \end{array}$
BaO	óxido de bario	$\text{Ba} = \text{O}$
SO_3	anhídrido sulfúrico	$\text{O} = \text{S} = \text{O}$ \parallel O
SO_4	peróxido de azufre o anhídrido persulfúrico	$\text{O} = \text{S} = \text{O}$ \diagdown $\text{O} - \text{O}$ \diagup
H_2O	óxido de hidrógeno	$\text{H} - \text{O} - \text{H}$
H_2O_2	peróxido de hidrógeno	$\text{H} - \text{O} - \text{O} - \text{H}$

Nótese en todas estas estructuras, la unión covalente (o puente), entre los átomos de oxígeno y que la valencia del elemento se conserva invariable. Estos peróxidos se nombran cambiando en el nombre del óxido, la palabra genérica óxido por la genérica peróxido.

Hay que tener en cuenta, que la palabra *per*, que se antepone a los óxidos de la mayor valencia de los elementos, tiene un significado distinto a la que se usa en los peróxidos. En aquellos significa *mayor valencia*, en los peróxidos significa *mayor número de oxígenos* del que debe tener.

Así decimos que el bario en el BaO, tiene el número de oxígenos que debe tener, puesto que el bario no tiene sino valencia dos; en el BaO₂ el bario conserva su valencia dos, pero tiene un oxígeno más del que debe tener; por esto es un peróxido.

Para diferencia los peróxidos de los óxidos de mayor valencia, se puede seguir la siguiente regla sencilla:

Cuando se trate del óxido de mayor valencia, la palabra, *per*, se antepone al nombre del elemento; óxido *per* clórico, óxido permangánico, (Cl₂O₇ — Mn₂O₇), etc., y cuando se trate de mayor número de oxígenos, la palabra *per* se antepone a la palabra óxido; peróxido de hidrógeno, peróxido de azufre, peróxido de bario (H₂O₂, BaO₂, SO₄), etc.

OXIDOS SUPERIORES

Se ha llamado impropriamente peróxidos, a algunos óxidos que en realidad no son sino simplemente óxidos, ya que en la reacción con ácidos no producen el agua oxigenada (peróxido de hidrógeno), sino que liberan oxígeno y además en su estructura no muestran la unión covalente que es la característica de los peróxidos.

Así, el MnO₂ impropriamente se llama peróxido de manganeso, cuando no es más que el óxido de manganeso tetravalente.

MnO₂ + 4HCl = MnCl₄ + 2H₂O; el tetracloruro de manganeso se desdobra en caliente dando cloro libre.

MnCl₄ + Δ = MnCl₂ + Cl₂ ; con ácido sulfúrico puede dar oxígeno.

MnO₂ + H₂SO₄ = H₂O + MnSO₄ + O

Su estructura es la siguiente:

O = Mn = O luégo no es un peróxido y según vimos se debe llamar óxido per-mangánico y nó peróxido de manganeso.

Lo mismo ocurre con algunos otros óxidos entre los cuales están:

PbO₂ óxido plúmbico y nó peróxido de plomo.

NO₂ óxido nítrico y nó peróxido de nitrógeno.

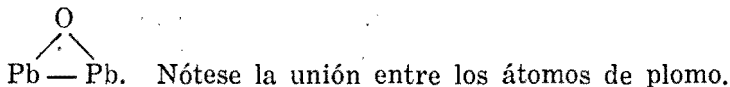
ClO₂ óxido clórico y nó peróxido de cloro.

SUB - OXIDOS

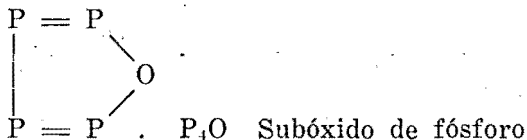
Estos son compuestos semejantes a los peróxidos, pero como su nombre lo indica, el oxígeno es menor, que el que corresponde al óxido de menor valencia del elemento.

La covalencia en estos casos, es para el elemento y nó para el oxígeno. Son cuerpos de propiedad química opuesta a los peróxidos, es decir, son reductores.

Ejemplo: El Pb_2O es un sub-óxido, porque el primer óxido del plomo, que corresponde a la menor valencia (dos) es el PbO y por tanto al Pb_2O le falta oxígeno para llegar al óxido normal. Su estructura sería:

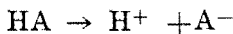


Estos óxidos se nombran sencillamente anteponiendo a la palabra óxido el prefijo *sub* (bajo de).

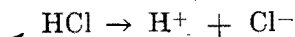


ACIDOS

Los ácidos son compuestos que en disolución acuosa producen iones positivos de hidrógeno (catión hidrógeno) sustituíbles todos o parcialmente por metales con formación de sales. Estos compuestos son por tanto electrovalentes. Se pueden representar, según la teoría iónica, así:



en donde (H^+) representa el catión hidrógeno y (A^-) representa el anión (ion negativo), que es un metaloide o un radical que hace las veces de éste. Se representa el ión positivo con el signo más y el ión negativo con el signo menos, así:



La antigua definición de ácido decía: que los ácidos son sustancias de sabor agrio, habitualmente corrosivo, que enrojecen el papel tornasol azul y contienen hidrógeno. Esta definición, hoy no tiene nada de aceptable, pues se conocen muchos ácidos que no tienen sabor agrio y que al contrario, son dulces y no son corrosivos; en cambio hay compuestos corrosivos como el alumbre, el cloruro férrico que no son ácidos. El alumbre es agrio, corrosivo y enrojece el papel azul sin ser ácido. Desde luego, que si tomamos el ácido sulfúrico, éste sí reúne todas las condiciones de la definición.

Los ácidos según su origen se dividen en ácidos *hidrácidos* y ácidos *oxácidos* (ácidos con oxígeno).

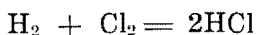
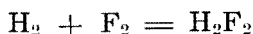
Hidrácidos. - Los hidrácidos son combinaciones binarias generalmente, del hidrógeno con un metaloide, cuyos hidrógenos son totalmente sustituíbles. Hay sin embargo, combinaciones ternarias (pocas) en las cuales se encuentra un radical que hace las veces de metaloide y por tanto se clasifican como hidrácidos.

Ejemplos: HCl ácido clorhídrico hidrácido
 H₂S ácido sulfhídrico "
 H(CN) ácido cianhídrico "

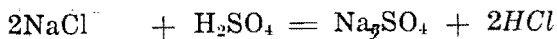
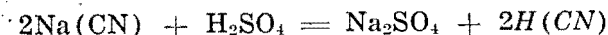
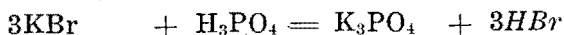
este ácido está formado por el radical (CN)⁻, que en este caso hace las veces de metaloide.

Obtención. - Estos ácidos se obtienen:

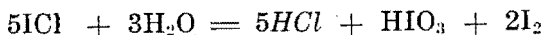
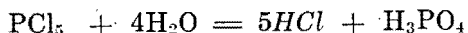
1º - Por síntesis directa de sus elementos.



2º - Por reacción de una sal de hidrácido y un ácido más fuerte que lo desaloje.



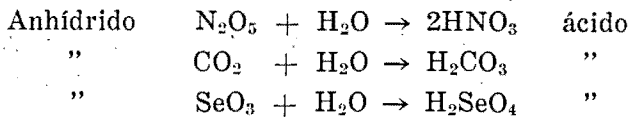
3º - Por la acción del agua sobre un haluro de metaloide.



Nomenclatura. - El nombre de los hidrácidos se forma con la palabra genérica *ácido*, seguida del nombre del metaloide terminado en *hídrico*, así:

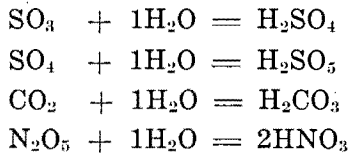
H ₂ F ₂	ácido fluorhídrico	HI	ácido yodhídrico
HCl	" clorhídrico	H ₂ S	" sulfhídrico
H ₂ Se	" selenhídrico	H(CN)	" cianhídrico
H ₂ Te	" telurhídrico	H(SCN)	" sulfocianhídrico

✓ *Oxácidos.* - Los ácidos oxácidos son los compuestos resultantes de la reacción entre un *anhídrido* y el *agua*. Son por tanto compuestos que envuelven en su constitución el oxígeno, así:



La hidratación o moléculas de agua que toma un anhídrido para la formación del ácido no se puede establecer en caso general, pues esto depende de la basicidad del ácido y por tanto de las propiedades químicas del anhídrido, siendo para muchos una molécula, para otros dos, y para otros tres, que es la máxima. Cuando un anhídrido que admite más de una molécula de agua no se ha hidratado sino con una, forma lo que hemos llamado anteriormente un anhídrido imperfecto, que no es otra cosa, sino un ácido al cual le falta agua para llegar al ácido normal.

Admiten una sola molécula:



Admiten dos moléculas de agua: $\text{SiO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_4\text{SiO}_4$

Cuando estos anhídridos se hidratan con una sola molécula de agua, forman los anhídridos imperfectos que también son ácidos.

$\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SiO}_3$ anhídridos imperfectos (ácidos).

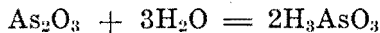
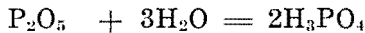
Los anhídridos imperfectos deben considerarse como ácidos normales, que han sido parcialmente deshidratados, o sea que son ácidos anhidros.

La nomenclatura diferencia estos dos ácidos llamando *orto* a los de hidratación normal y *meta* a los de hidratación incompleta.

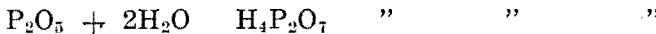
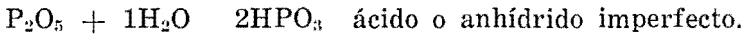
H_4SiO_4 ácido ortosilícico

H_2SiO_3 " metasilícico (anhídrido imperfecto).

Admiten tres moléculas de agua:

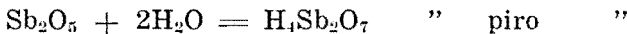
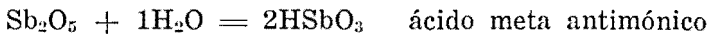


Estos anhídridos pueden ser hidratados con una molécula o con dos y en ambos casos el resultado será un ácido o anhídrido imperfecto, así:

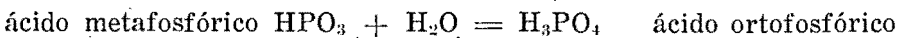


La nomenclatura diferencia estas tres hidrataciones en la siguiente forma: cuando el anhídrido tiene la hidratación normal (tres) al nombre del ácido se le antepone el prefijo *orto*; cuando tiene la hidratación media (dos), el ácido se nombra anteponiéndole la partícula *piro* y cuando tiene la hidratación menor (una), al nombre del ácido se le antepone la partícula *meta*.

Estas dos normas relacionadas con la hidratación de los anhídridos también se aplican a la hidratación de los anhídrioxidos.

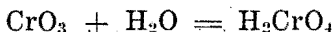


Así también tendremos:

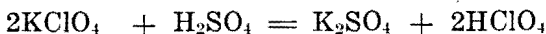
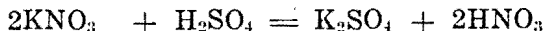


Preparación. - Los oxácidos se pueden obtener por los siguientes métodos generales:

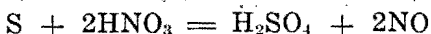
1º - Por hidratación de los anhídridos:



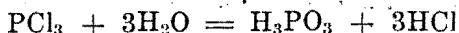
2º - Por reacción entre una oxisal y un ácido más fuerte que el de la sal.



3º - Por la acción de un ácido oxidante y un metaloide.



4º - Por acción del agua sobre un haluro de metaloide.



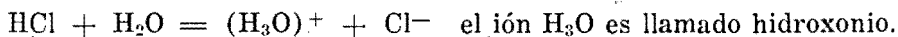
Nomenclatura. - El nombre de los oxácidos se forma de la palabra genérica *ácido* seguida del nombre del anhídrido correspondiente, teniendo en cuenta las partículas *orto*, *píro* y *meta*, según el caso.

Ejemplos:

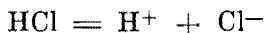
CO_2	anhídrido carbónico	$+ \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$	ácido carbónico
Cl_2O	anhídrido hipocloroso	$+ \text{H}_2\text{O} = 2\text{HClO}$	ácido hipocloroso
Cl_2O_3	anhídrido cloroso	$+ \text{H}_2\text{O} = 2\text{HClO}_2$	ácido cloroso
Cl_2O_5	anhídrido clórico	$+ \text{H}_2\text{O} = 2\text{HClO}_3$	ácido clórico
Cl_2O_7	anhídrido per-clórico	$+ \text{H}_2\text{O} = 2\text{HClO}_4$	ácido perclórico
As_2O_5	anhídrido arsénico	$+ 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{AsO}_4$	ácido ortoarsénico
As_2O_3	anhídrido arsénico	$+ 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_4\text{As}_2\text{O}_7$	ácido piroarsénico
P_2O_5	anhídrido fosfórico	$+ \text{H}_2\text{O} = 2\text{HPO}_3$	ácido metafosfórico

Basicidad. - Se dá el nombre de basicidad en los ácidos, al número de átomos de hidrógeno en estado iónico que se puede substituir por metales o por radicales positivos. Estos hidrógenos son de carácter básico y están unidos al metaloide en forma de oxidrilos o hidroxilos en los oxácidos. En los ácidos hidrácidos todos los hidró-

genos son sustituibles ya que éstos, en la disolución forman un activo, que lleva el hidrógeno sustituible, así:

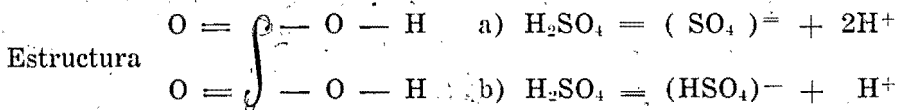


Se puede representar de una manera más sencilla como dijimos antes, así:



Haciendo la misma representación para los ácidos oxácidos, tendremos:

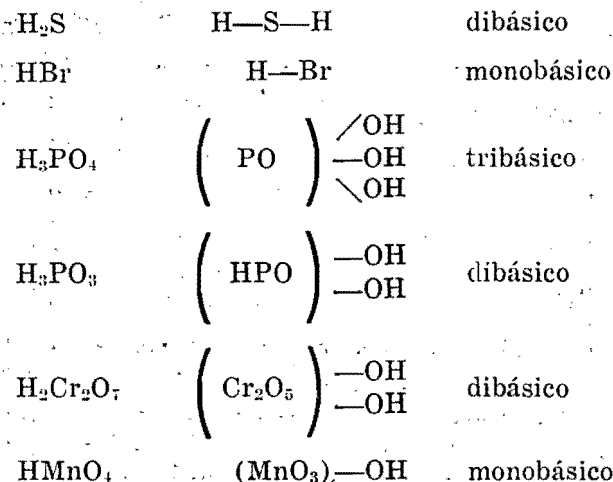
El H_2SO_4 se puede ionizar en dos sentidos:

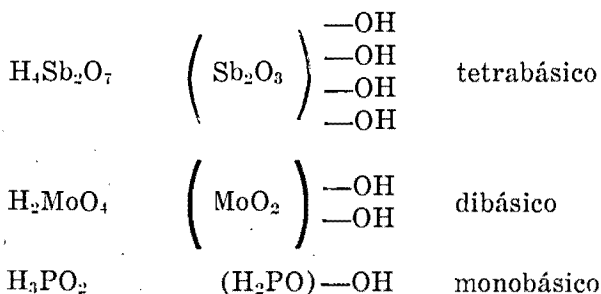


Luégo tiene dos hidrógenos sustituibles en la forma a), y en la forma b) tiene sólomente un hidrógeno sustituible.

Por tanto los ácidos pueden ser monobásicos, dibásicos, tribásicos, etc., de acuerdo con que pueden reemplazar uno, dos, tres hidrógenos, etc., o según el número de oxidrilos (OH) que contenga la estructura del ácido.

Ejemplos:





Nota: Por regla general todos los hidrógenos de un ácido son sustituibles, salvo pocas excepciones como el ácido ortofosforoso y el ortohipofosforoso.

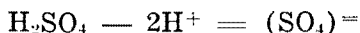
Todo ácido consta de tres partes bien definidas, así:

Anhídrido, radical ácido y anión o residuo halogénico.

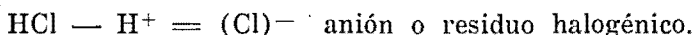
El anhídrido es la parte del ácido que queda después de sacarle el agua:



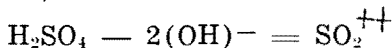
Esta parte es un cuerpo compuesto, puesto que es un óxido y por tanto tiene sus valencias satisfechas. Decimos, aun cuando impropriamente, que sus valencias suman cero. El *anión o residuo halogénico* es lo que resta al ácido después de sacarle el hidrógeno.



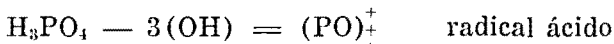
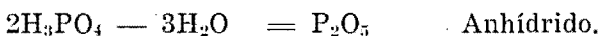
Este ión es siempre negativo, puesto que al compuesto se le ha restado su parte positiva o sea el ión hidrógeno. En los *hidrácidos* el ión es el metaloide, así:



El Radical. - El radical es lo que queda del ácido después de restarle los oxidrilos (OH).

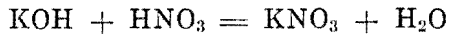


Este radical es siempre positivo, puesto que ha perdido el ácido su parte negativa. En los *hidrácidos* el radical es el mismo anión y por tanto para éstos el radical es negativo.

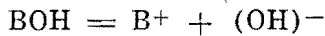


BASES

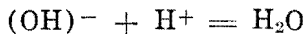
Las bases son compuestos que en disolución acuosa producen iones negativos (aniones) oxidrónicos $(OH)^-$, sustituibles por residuos halogénicos o aniones ácidos para la formación de sales. La sustitución de los oxidrilos puede ser total o parcial. La base es el compuesto químico opuesto en sus propiedades al ácido y por su reacción entre éstos, se llega al compuesto *sal* dejando en libertad el agua.



Las bases se representan por la siguiente expresión general:

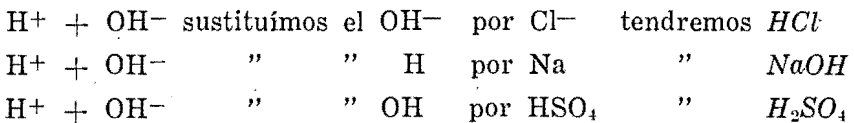


Si en esta expresión nosotros cambiamos o sustituimos el ión B^+ por el correspondiente catión en los ácidos (H^+) , tendremos la expresión:



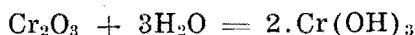
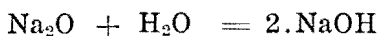
Esto nos demuestra la neutralización entre un ácido y una base y por tanto podemos decir que el anión de la base reaccionó con el catión hidrógeno.

Por esta razón, se puede considerar el *agua* como un *ácido débil* o como una *base débil*, y por tanto, si reemplazamos el hidrógeno del hidroxilo por un metal, tendremos una *base* y si sustituimos el hidroxilo por un residuo halogénico, tendremos el ácido.

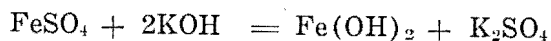


Las bases, tienen sabor a lejía, azulean la tintura tornasol enrojecida por los ácidos, vuelven roja la solución incolora de fenoftaleína y se forman de la unión de los anhídridos con el agua.

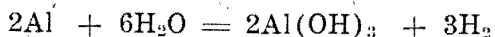
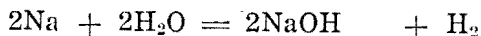
Obtención. - Las bases se obtienen por la acción del agua sobre los anhídridos:



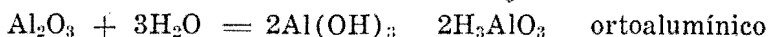
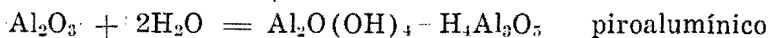
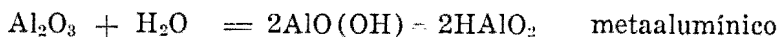
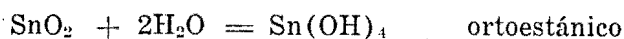
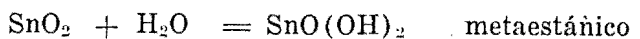
Por la acción de una base sobre una sal:



Por la acción del agua sobre algunos metales:

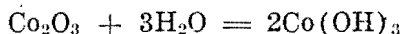


La hidratación de los anhídridos puede ser también total o parcial, como en el caso de los anhídridos. Las bases, deben también nombrarse de acuerdo con la hidratación, anteponiendo las palabras *orto*, *meta* y *piro*, tal como se indicó al tratar de los ácidos, así:



La característica de las bases es el grupo *OH* de los cuales tiene tantos como valencias tenga el metal y de acuerdo con el número de oxidrilos se puede calcular fácilmente el agua de hidratación, así:

El cobalto trivalente debe llevar en su base 3 oxidrilos, luego su fórmula será: $\text{Co}(\text{OH})_3$, luego para hidratar su anhídrido se requieren molécula y media de agua, o sean tres para cada dos cobaltos, así:



Nomenclatura. - Las bases se nombran con la palabra genérica hidróxido o hidrato seguida del nombre del anhídrido, tal como se dejó establecido atrás.

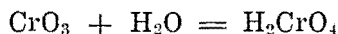
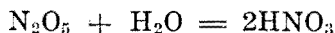
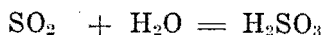
NaOH	hidróxido de sodio o sódico
Bi(OH) ₃	" de bismuto o bismútico
Fe(OH) ₂	" ferroso
Fe(OH) ₃	" férrico
Pb(OH) ₂	" plumboso
Pb(OH) ₄	" plúmbico

Acidez. - Se entiende por acidez en las bases, el número de hidroxilos sustituíbles por residuos halogénicos para formar las sales. En las bases son sustituíbles todos los hidroxilos y se clasifican: monoácidas, diácidas, triácidas, etc., según que tengan uno, dos, tres, etc., hidroxilos.

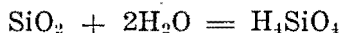
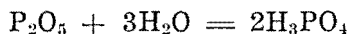
Na(OH)	monoácida
Ba(OH) ₂	diácida
Fe(OH) ₃	triácida
Mn(OH) ₄	tetrácida

Nota. - En cuanto a la hidratación de los anhídridos se debe establecer lo siguiente:

Los anhídridos se consideran hidratados normalmente con una sola molécula de agua, para formar los correspondientes ácidos, así:



De esta regla se exceptúa B₂O₃, y los anhídridos de fósforo, el arsénico, el antimonio, los cuales se hidratan normalmente con 3 moléculas de agua; y el SiO₂ que se hidrata con 2 moléculas de agua, así:



Al tratar de formar un ácido cualquiera se debe agregar al anhídrido tantas moléculas de agua como lo exija el ácido normal, a menos que para el caso de las excepciones se pida el *meta* o el *piro* que significa hidrataciones especiales, como se dejó establecido.

Del H_2S resultan dos sales

Sal ácida KHS sustitución parcial

Sal neutra K_2S " total

Puede también derivarse la sal de la sustitución total o parcial del hidroxilo de las bases por residuos halogénicos, en el primer caso la sal resultante es sal neutra, en el segundo, es sal básica, así:

Del $Ca(OH)_2$ resultan dos sales

Sal básica $Ca(OH)Cl$ sustitución parcial

Sal neutra $CaCl_2$ " total

$Ca(OH)(SO_4)_{1/2}$ $Ca_2(OH)_2SO_4$ sustitución parcial

$CaSO_4$ — sustitución total - sal neutra.

División. - Las sales se dividen en sales *ácidas* y sales *básicas*; sales *haloideas* o *haluros* y *oxisales*, sales *neutras* y sales *dobles* o *compuestas*. Sales *ácidas* son las que provienen de la *sustitución parcial de los hidrógenos del ácido* y por consiguiente pueden todavía obrar como verdaderos ácidos, puesto que en disolución acuosa producen hidrógenos catiónicos sustituíbles por metales, así: el $NaHSO_4$ tiene un hidrógeno que puede ser sustituible por un sodio o por otro metal cualquiera, produciendo la sal neutra.

Sales Básicas. - Las sales básicas son las que provienen de la *sustitución parcial de los hidroxilos* de las bases por residuos halogénicos y por consiguiente pueden todavía obrar como verdaderas bases, puesto que en disolución acuosa producen hidroxilos sustituíbles por residuos halogénicos para producir la sal neutra, así el $Ca(OH)Cl$ tiene un hidroxilo sustituible por cloro produciendo el $CaCl_2$.

Sales haloideas o *aluros*, son las sales derivadas de los ácidos hidrácidos, así:

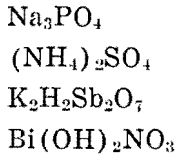
$NaCl$

KBr

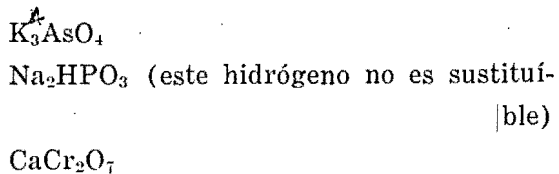
$MgCl_2$

FeS

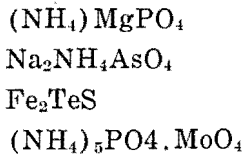
Oxisales. - Son las sales derivadas de los ácidos oxácidos, así:



Salès neutras. - Las sales neutras, como su nombre lo indica, son aquellas que no contienen hidrogeniones ni hidroxiliones sustituibles y por tanto no son ni ácidas ni básicas, así:

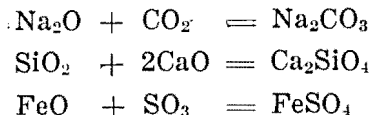


Sales dobles. - Son aquellas sales que contienen dos metales diferentes o dos residuos halogénicos diferentes, así:

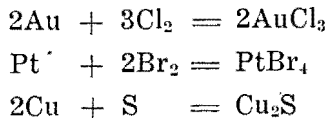


Obtención. - Las sales se obtienen según las siguientes reacciones generales:

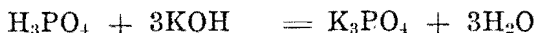
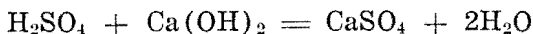
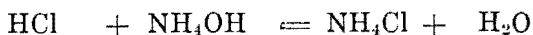
1º - Por reacción entre un *anhídrido* y un *anhidróxido*, esta reacción es para oxisales.



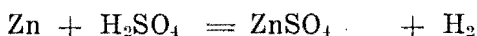
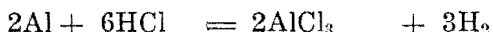
2º - Por síntesis, ésta es especialmente para haluros.



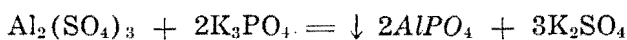
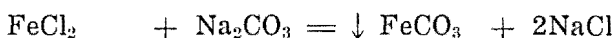
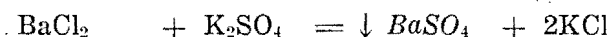
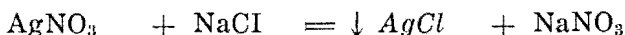
3º - Por reacción entre un *ácido* y una *base*, en este caso se produce siempre agua.



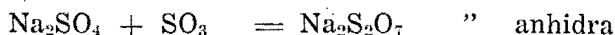
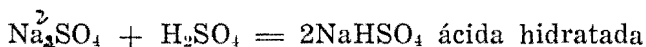
4º - Por reacción de un *metal* con un *ácido*; esta reacción en algunos casos deja hidrógeno en libertad.



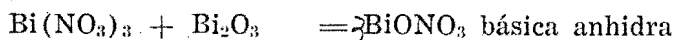
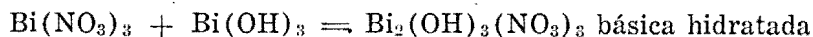
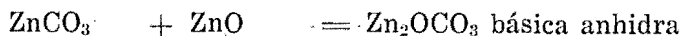
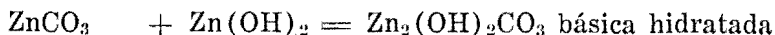
5º - Por reacción entre dos sales.



Las sales ácidas se obtienen por la acción de un *ácido* o un *anhídrido* sobre la *sal correspondiente*; en el primer caso la sal resultante es *ácida hidratada*, en el segundo caso la sal es *ácida anhidra*, así:



Las sales básicas se obtienen por la acción de una *sal neutra* y la *base* o el *anhidróxido* correspondiente; en el primer caso la sal es *básica hidratada*, en el segundo será *básica anhidra*, así:



Nomenclatura. - El nombre de las sales se puede establecer según las dos reglas generales siguientes:

1. - Sales haloides o halogénicas, se nombran con la *palabra genérica derivada del nombre del ácido* cambiando la terminación *hídrico*, por la terminación *uro*, seguida de la palabra *específica* formada con el nombre del *anhidróxido* correspondiente, así:

CaCl_2 , se deriva del ácido clorhídrico, luego la genérica será cambiando *hídrico* por *uro*, *cloruro*, y la específica será el nombre que corresponda al CaO , como anhidróxido, que es *cálcico* o de *calcio*; entonces el CaCl_2 se llamará *cloruro cálcico* o *cloruro de calcio*.

FeBr_2 del HBr y del FeO se llamará bromuro ferroso

FeBr_3 del HBr y del Fe_2O_3 se llamará bromuro férrico

Se puede utilizar para estas sales, también, el sistema estequiométrico, usando las partículas *mono*, *di*, *tri*, *tetra*, etc., en reemplazo de la palabra específica derivada del anhidróxido correspondiente; partículas que se anteponen a la palabra genérica, después de la cual se coloca el nombre del metal o radical positivo en genitivo, así:

AlCl_3	Tricoloruro de aluminio	} Sistema estequiométrico.
SnI_2	Diyoduro de estaño	
SnI_4	Tetrayoduro de estaño	
PtCl_4	Tetracloruro de platino	
AuBr_3	Tribromuro de oro	
SCl_2	Dicloruro de azufre	
AgCl	Cloruro de plata	

AlCl_3	Cloruro aluminico o <i>de aluminio</i>	} Sistema funcional o racional.
SnI_2	Yoduro estañoso	
SnI_4	Yoduro estánico	
PtCl_4	Cloruro platínico	
AuBr_3	Bromuro aúrico	
SnS	Sulfuro estanoso	
AgCl	Cloruro argéntico o <i>de plata</i>	
Fe_3As_2	Arseniuro ferroso	

Teniendo en cuenta que el nombre de las sales debe ser lo más explicativo posible, para poder evitar confusiones con otros compues-

tos, se emplea también el sistema de decir la valencia con la cual figura el metal o el radical electropositivo, en este caso el nombre se forma con la palabra genérica en *uro* seguido del nombre del metal en genitivo y terminando en la palabra que indica la valencia, así:

El FeCl_3 se llama racionalmente según la función cloruro férrico.

FeCl_3 *Estequiométricamente* se llama tricloruro de hierro.

FeCl_3 *Racional* y científicamente cloruro de hierro trivalente.

De todos estos sistemas el más racional y sencillo es el sistema *funcional*.

Estas mismas normas y consideraciones se pueden tener en cuenta con respecto al nombre de las oxisales.

2º. - Las oxisales se nombran con la palabra genérica derivada del nombre del ácido de donde se originan cambiando la terminación *oso* del ácido por *ito* y la terminación *ico* del ácido por *ato* y la palabra específica del nombre del metal o radical electropositivo con la terminación que le corresponde según el óxido de donde proviene.

Los prefijos y terminaciones de los ácidos se conservan en el nombre de las sales.

El H_2SO_3 ácido sulfuroso dará sulfitos.

El H_2SO_4 ácido sulfúrico dará sulfatos.

El H_3PO_4 ácido ortofosfórico dará ortofosfatos.

El HPO_3 ácido metafosfórico dará metafosfatos.

El HClO ácido hipocloroso dará hipocloritos.

El H_2SO_5 ácido mono-per-sulfúrico dará mono-per-sulfatos.

El $\text{Fe}_2(\text{CrO}_4)_3$ se deriva del ácido crómico y por consiguiente sus sales serán cromatos; el hierro de esta sal es trivalente, luego le corresponde el nombre específico del Fe_2O_3 o sea férrico; luego debe llamarse *Cromato férrico*; éste es el nombre funcional racional.

Ejemplos:

$\text{Na}_4\text{Sb}_2\text{O}_7$ Piroantimoniato sódico o de sodio.

MgNH_4PO_4 Ortofosfato amónico magnésico.

K_3AlO_3 Aluminato potásico o de potasio.

CaCrO_4 Cromato cálcico o de calcio.

$\text{Fe}(\text{MnO}_4)_2$. Permanganato ferroso o de hierro divalente.

$\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$. Sulfito aluminico o de aluminio.

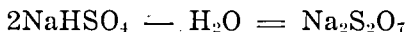
3º. - Las *sales ácidas* se nombran con el nombre general de la sal, posponiéndole simplemente la palabra *ácido*, así: NaHSO_4 sulfato ácido de sodio. También es racional considerar tales, como sales dobles y en este caso se sigue completamente la nomenclatura general, así: KHCO_3 , carbonato de *hidrógeno* y potasio.. Se debe nombrar siempre primero el hidrógeno.

Cuando la sal ácida no contiene hidrógeno, o mejor dicho, cuando en su formación no interviene el ácido si no el anhídrido, basta agregar al nombre de la sal la palabra *anhidro* o hidratado, según el caso, con el objeto de diferenciarlas, así:

NaHSO_4 Sulfato ácido hidratado de sodio.

$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$ Sulfato ácido anhidro de sodio.

El $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$ tiene su origen en el NaHSO_4 , el cual se ha deshidratado por la pérdida de una molécula de agua según la reacción:



ya por tanto se puede considerar como derivado del $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$, que a la vez se origina de sacar una molécula de agua a dos moléculas de un ácido hidratado normalmente (orto) como el H_2SO_4 , así:



ya vimos que estos ácidos se nombran anteponiendo la partícula *piro*, luego el ácido $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ se puede llamar *pirosulfúrico*, y por consiguiente la sal $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$ se puede llamar *pirosulfato* de sodio.

Las partículas *meta* y *piro* estudiadas anteriormente, antepuestas al nombre de las sales indican *sal ácida anhidra*, puesto que el ácido correspondiente ya está deshidratado de antemano.

Las reglas anteriores se deben cumplir cuando el *ácido no tiene más de dos hidrógenos sustituibles*; cuando tiene más de dos hidrógenos sustituibles se puede seguir esta norma: si se reemplaza sólo un hidrógeno por un metal, se antepone al nombre del metal la partícula *mono*; si son dos los sustituidos se antepone la partícula *di*, si son tres, la partícula *tri*, etc., así:

NaH_2PO_4	Fosfato monosódico	o	fosfato diácido de sodio
Na_2HPO_4	Fosfato disódico	o	fosfato monoácido de sodio
Na_3PO_4	Fosfato trisódico		fosfato neutro.

Pueden llamarse también con el sistema estequiométrico, pero desde luego que el sistema anterior (funcional) es el más racional, porque indica directamente la función de la sal. En el sistema estequiométrico se llamaría el NaH_2PO_4 fosfato de hidrógeno y sodio. Este sistema estequiométrico es hasta cierto punto confuso y no debe usarse, sin definir la función, porque se presta a muchos errores. Basta conocer un ejemplo, para darnos cuenta de esto.

El NaH_2PO_3 es una sal que según la nomenclatura racional debe llamarse fosfito monosódico o simplemente fosfito ácido de sodio, o también monofosfito de sodio, porque en este caso, la partícula *mono* puede anteponerse a la función ácido o a la función sal; pero si aplicamos el sistema estequiométrico, lo llamaremos fosfito de dihidrógeno y sodio? NÓ, porque los dos hidrógenos no son ácidos, únicamente tiene uno.

Cuando una sal ácida anhidra, contiene en su fórmula un número mayor de anhídridos de los que corresponden a la fórmula normal, éstos anhídridos se nombran con las partículas mono, di, tri, etc., según el número de anhídridos que acompañen al anhídrido y se conserva el nombre de la sal. Esto ocurre con algunos anhídridos que tienen esta particularidad como el SiO_2 (ácido silícico), el CrO_3 (ácido crómico) y con algunos metaloides como el S, Se.

Ejemplos: El Na_2O se puede unir con 1, 2, 3, etc., moléculas de SiO_2 , dando sales ácidas anhidras, así:

- 1) $2\text{Na}_2\text{O} + \text{SiO}_2 = \text{Na}_4\text{SiO}_4$ ortosilicato de sodio
- 2) $\text{Na}_2\text{O} + \text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{SiO}_3$ metasilicato de sodio
- 3) $\text{Na}_2\text{O} + 2\text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{Si}_2\text{O}_5$ disilicato de sodio
- 4) $\text{Na}_2\text{O} + 3\text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{Si}_3\text{O}_7$ trisilicato de sodio
- 5) $\text{Na}_2\text{O} + 4\text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{Si}_4\text{O}_9$ tetrasilicato de sodio
- 6) $\text{Na}_2\text{O} + 5\text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{Si}_5\text{O}_{11}$ pentasilicato de sodio
- 7) $\text{CaO} + \text{CrO}_3 = \text{CaCrO}_4$ cromato de calcio
- 8) $\text{CaO} + 2\text{CrO}_3 = \text{CaCr}_2\text{O}_7$ bicromato de calcio

- | | | |
|-----|---|-------------------------|
| 9) | $\text{CaO} + 3\text{CrO}_3 = \text{CaCr}_3\text{O}_{10}$ | tricromato de calcio |
| 10) | K_2S | sulfuro de potasio |
| 11) | K_2S_2 | disulfuro de potasio |
| 12) | K_2S_4 | tetrasulfuro de potasio |
| 13) | K_2S_5 | pentasulfuro de potasio |

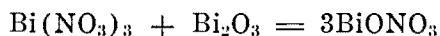
Se puede observar que en los ejemplos uno y dos se tiene la nomenclatura que corresponde a los dos ácidos ortosilícico y metasilícico; en el 7 el ácido normal H_2CrO_4 , y en el número 10 el ácido H_2S . Además, las partículas mono, di, tri, etc., están indicando el número de anhídridos tomados. Impropiamente se puede decir que los anhídridos se han polimerizado; esto desde luego, tiene límites definidos para cada anhídrido, según las propiedades de los elementos, que más adelante se estudiarán.

4º - Las sales básicas se nombran con la palabra genérica de las sales, seguida de la palabra básica o hidróxido seguida del nombre del metal con su respectiva terminación, así:

$\text{Zn}(\text{OH})\text{Cl}$ cloruro básico de zinc o clorohidróxido de zinc.

$\text{Mn}(\text{OH})_2\text{Cl}_2$ cloruro dibásico permangánico o diclorodihidróxido de manganeso.

Esta regla se usa cuando la sal contiene el hidróxido correspondiente en la fórmula, o mejor, cuando contienen el grupo funcional (OH) hidroxilo u oxidrilo. Cuando la sal ha sido formada con la sal neutra y el anhídrido, correspondiente, así:



basta llamarla *básica anhidra*; la del ejemplo se llamará por tanto, nitrato básico anhidro de bismuto.

Con estas sales puede seguirse la misma norma que se siguió para las sales ácidas, en cuanto al número de hidroxilos, es decir, usar las partículas mono, di, tri, según el número de OH sustituidos así:

CaOHCl cloruro monobásico de calcio

$\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ nitrato dibásico de bismuto

Cuando se conoce el radical básico de un metal, las sales básicas anhidras se pueden nombrar con el nombre general de la sal y el nombre del radical, así:

BiOCl se puede nombrar cloruro de bismutilo. Esta forma de nombrar las sales básicas anhidras tropieza con la dificultad de que los radicales no tienen nombres definidos.

5º - Las sales-dobles se nombran siguiendo la nomenclatura general con todos sus prefijos, teniendo en cuenta que los aniones se deben leer según el orden de afinidad, o sea primero el más electronegativo; los metales se nombran primero los menos electropositivos y por último el más electropositivo, así:

BaClF Fluor cloruro de bario

Fe_2AsS Sulfoarseniuro ferroso

$\text{Ca}_5(\text{AlO}_3)_2\text{Si}_2\text{O}_6$. Es un silicoaluminato cálcico. Nótese que se nombra el ácido silícico antes que el alumínico, porque es más electronegativo.

$\text{Zn}_3\text{OCO}_3\text{S}$ Sulfocarbonato básico anhidro de zinc

$\text{Ca}_4\text{CO}_3(\text{PO}_4)_2$ Fosfocarbonato cálcico.



CAPITULO III

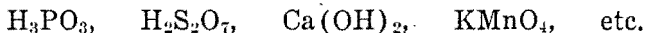
FORMULAS

Se entiende por fórmula de un compuesto su representación escrita. La fórmula consta de los símbolos que integran la molécula del compuesto; cuando un elemento o grupo de elementos (radical) se encuentra repetido varias veces en la molécula, se indica con un subíndice, así:

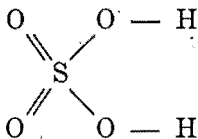
O_2 , representa la molécula de oxígeno que consta de dos átomos; H_2SO_4 , muestra que esta molécula contiene dos átomos de hidrógeno, un átomo de azufre y cuatro átomos de oxígeno. Si se quiere representar varias moléculas de un mismo compuesto, se pone, antes del mismo, un coeficiente que exprese dicho número, así: $5Cl_2$ indica cinco moléculas de cloro; $10NaCl$ indica 10 moléculas de cloruro de sodio.

Las fórmulas pueden ser de dos clases, a saber: fórmulas empíricas o condensadas y fórmulas racionales o de estructura.

Fórmulas empíricas. - Las fórmulas empíricas representan únicamente la clase y número de átomos que forman la molécula del compuesto. Así, son fórmulas condensadas:



Las fórmulas de *estructuras*, son aquellas que indican la clase y número de átomos que componen la molécula, indicando además el modo probable como se encuentran unidos los átomos entre sí y por tanto, indican la función a que pertenece el compuesto, así:



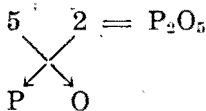
Esta será la fórmula racional o de estructura del ácido sulfúrico

Véanse las figuras Nros. 5 y 6.

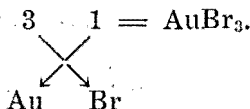
Formación de compuestos binarios. - Para la formación de los compuestos binarios se tiene la siguiente regla práctica: Se cruzan

las valencias de los elementos en combinación, es decir: el primero lleva la valencia del segundo y el segundo lleva la valencia del primero, así:

Cuál es la fórmula del anhídrido fosfórico? La valencia del fósforo en este compuesto es de 5, luego:

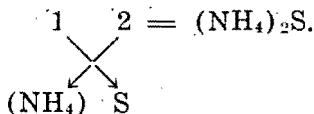


Cuál es la fórmula del Bromuro Aurico? La valencia del oro en este compuesto es 3 y la del Bromo, 1. Luego:

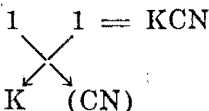


Cuando el compuesto es entre un elemento y un radical, éste se considera como elemento y con su respectiva valencia se hace lo anterior, así:

Cuál es la fórmula del sulfuro de amonio? El radical amonio (NH_4) es monovalente y el azufre es divalente, luego:



Cuál es la fórmula del cianuro de potasio? El radical (CN) es monovalente, luego:



El orden en que deben escribirse estos elementos, es primero: los electropositivos (metales y radicales positivos) y segundo los electronegativos. En la lectura el orden es inverso, mejor dicho, se nombran primero los electronegativos y luego los electropositivos, tal como se vio en la electronomenclatura.

Compuestos ternarios, cuaternarios, etc. - La formación de estos compuestos, una vez conocida la formación de los binarios es tan sencilla como la de éstos; basta formar los radicales que forman el compuesto y unirlos como si fueran binarios. El mejor sistema para establecer la fórmula de un compuesto, si es ácido o base, es formar primero el anhídrido o el anhídrido respectivamente (que son binarios) y luego, agregarles el agua. Cuando el compuesto es una sal, el sistema es formar primero el ácido y luego hacer la sustitución de los hidrógenos.

Con algunos ejemplos se comprende mejor lo anterior.

Cuál será la fórmula del ácido fosfórico? El ácido fosfórico viene del anhídrido fosfórico, el anhídrido fosfórico debe contener el fósforo de mayor valencia que es la 5, luego el anhídrido será P_2O_5 , y como el ácido viene del anhídrido más agua, entonces tendremos:

$P_2O_5 + 3H_2O = \underline{2H_3PO_4}$ fórmula pedida. Se agregaron $3H_2O$, porque esta es la hidratación normal del P_2O_5 .

Cuál es la fórmula del ácido nitroso? El ácido nitroso se origina del anhídrido nitroso y el nitrógeno en el anhídrido nitroso tiene 3 valencias, luego el anhídrido será:

N_2O_3 y el agregar agua tendremos el ácido nitroso, así:

$N_2O_3 + H_2O = \underline{2HNO_2}$ ácido nitroso.

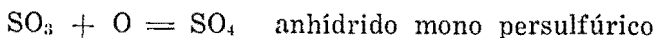
Cuál es la fórmula del ácido hipocloroso? El ácido hipocloroso viene del anhídrido hipocloroso; el cloro en el anhídrido hipocloroso tiene valencia uno, luego el anhídrido será: Cl_2O que más el agua, nos dará el ácido.

$Cl_2O + H_2O = 2HClO$ ácido hipocloroso.

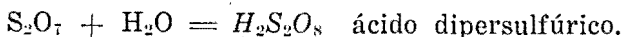
Cuál es la fórmula del ácido persulfúrico? El ácido persulfúrico tiene su origen en el anhídrido persulfúrico; el anhídrido persulfúrico es un peróxido del anhídrido sulfúrico, luego $SO_3 + O = SO_4$ (anhídrido persulfúrico), éste más agua nos da el ácido persulfúrico, $SO_4 + H_2O = H_2SO_5$ ácido monopersulfúrico.

Nota: Cuando un anhídrido puede tener más de un peróxido o mejor, cuando un anhídrido tome uno o varios oxígenos, el nombre

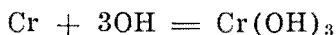
de los peróxidos se diferencian por la partícula: mono, di, tri, etc., según el número de anhídridos que el peróxido contenga, así:



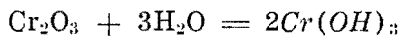
Entonces el ácido podrá ser monopersulfúrico o dipersulfúrico. El ácido del ejemplo anterior se llamará ácido monopersulfúrico:



Cuál es la fórmula del hidróxido crómico? En el hidróxido crómico la valencia del cromo es tres; se puede formar el compuesto agregando al cromo los tres hidroxilos así:



o también formando el anhídrido de cromo trivalente que es el Cr_2O_3 y agregarle tantas aguas como oxígenos contiene, así:

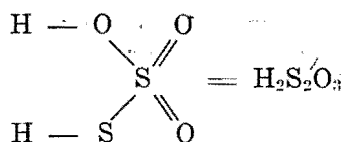
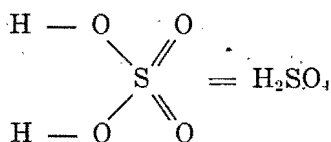


Cuál es la fórmula del hidrato permangánico? En el hidrato permangánico, la valencia del manganeso es 4, ya que la valencia 2 corresponde al manganeso y la 3 al mangánico; el hidrato permangánico se formará entonces, agregando al manganeso cuatro grupos hidroxilos, $\text{Mn}(\text{OH})_4$, o también, con el óxido permangánico y agregando tantas aguas como oxígenos tenga el óxido, así:



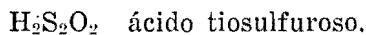
Nótese: que cuando el *per* corresponde a una valencia real nó aparente, éste se antepone al nombre del elemento y cuando corresponde a un peróxido, se antepone a la función.

Cuál es la fórmula del ácido tiosulfúrico? La palabra *tio* en la nomenclatura química, significa cambio o sustitución. Es una palabra utilizada para indicar que en un compuesto en donde aparece un ión de oxácido, se ha sustituido uno de los oxígenos del oxidrilo por un azufre, divalente negativo. Por consiguiente, el tiosulfúrico, proviene de cambiar un oxígeno por un azufre en el ácido correspondiente, que en este caso es el sulfúrico, entonces:

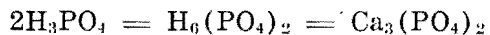


En la estructura se ve mucho mejor el cambio.

Cuál es la fórmula del ácido tiosulfuroso? Este ácido tiene la sustitución en el ácido sulfuroso: H_2SO_3 , luego su fórmula será:



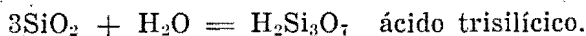
Cuál es la fórmula del fosfato de calcio? El fosfato viene del ácido fosfórico, en el cual se ha reemplazado los tres hidrógenos, por calcio, así: H_3PO_4 como 3 hidrógenos equivalen a $1\frac{1}{2}$ calcio, hay que tomar 2 ácidos fosfóricos, para así poder reemplazar los 6 hidrógenos, por 3 calcios.



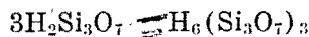
Cuál es la fórmula del sulfato férrico? Este compuesto, viene del ácido sulfúrico H_2SO_4 , en el cual, se sustituyen los hidrógenos por hierros trivalentes; tomando 3 moléculas de ácido, tendremos $\text{H}_6(\text{SO}_4)_3$ y como $6\text{H} = 2\text{Fe}$, tendremos $\underline{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}$

Cuál es la fórmula del hipoclorito de sodio? Este compuesto viene de ácido hipocloroso, en el cual se ha reemplazado el hidrógeno, por el sodio, así: HClO dá $\underline{\text{NaClO}}$.

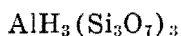
Cuál es la fórmula del trisilicato aluminico potásico, ácido hidratado? Al decir trisilicato, se está diciendo sal ácida, puesto que hay 3 anhídridos con una molécula de agua, que forma el ácido trisílico, así:



En este ácido se reemplaza sólo un hidrógeno, puesto que la sal es ácida hidratada, por el aluminio y potasio, así:



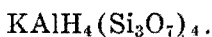
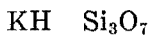
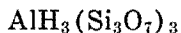
De estos 6 hidrógenos se reemplazan 3 y tenemos:



Este es el trisilicato aluminico ácido hidratado; luego buscamos la fórmula del trisilicato potásico, así:



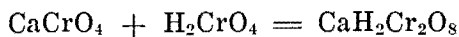
Se reemplaza un hidrógeno por el potasio, y dará $KHSi_3O_7$ trisilicato potásico hidratado. Como esta es una sal doble, basta sumar las dos fórmulas, empezamos por el metal de mayor actividad, así:



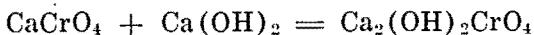
También se puede escribir en la siguiente forma:



Cuál es la fórmula del cromato ácido hidratado de calcio? Esta es una sal ácida hidratada que se forma con la neutra y el ácido correspondiente. La sal neutra viene del ácido crómico H_2CrO_4 por sustitución de los hidrógenos por calcio; dará: $CaCrO_4$, a esto le agregamos el ácido crómico, así:



Cuál es la fórmula del cromato básico hidratado de calcio? Esta sal viene de la sal neutra y la base correspondiente, así:



Cuál es la fórmula del sulfato ácido anhidro de calcio? Esta sal proviene del sulfato de calcio, más el anhídrido (correspondiente) sulfúrico, así:

$CaSO_4 + SO_3 = \underline{CaS_2O_7}$ (Se puede llamar también piro-sulfato de calcio).

Cuál es la fórmula del sulfuro ácido de hierro divalente? Esta sal viene del sulfuro ferroso, más el ácido sulfhídrico, así:

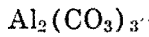


Cuál es la fórmula del trisulfuro de sodio? Esta sal viene del ácido trisulfhídrico que es el H_2S_3 , luego la sal será Na_2S_3 .

Sistema que debe seguirse para dar el nombre a un compuesto cuya fórmula se conoce.

Para dar el nombre a un compuesto, lo primero que debe hacerse es definir las valencias de los elementos; luego se define la función a que pertenece y de acuerdo con esto se establecen los nombres según la nomenclatura.

Cuál es el nombre del siguiente compuesto?

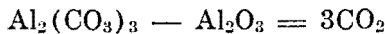


En este compuesto la valencia del Al es 3 positiva; la del oxígeno es 2 negativa; buscamos la del carbono, así:

$3 \times 2 + 3C - 9 \times 2 = 3C = 18 - 6 = 12$, de donde el carbono es tetravalente.

En este compuesto está el carbono como anhídrido (CO_2); este compuesto es una sal formada de Al_2O_3 más el CO_2 produciendo el carbonato, luego el compuesto se llama *carbonato de aluminio*.

Otro método. - Este compuesto es una sal; lo primero que se hace es sacar el anhídrido de aluminio, así:



es el anhídrido carbónico, luego el ácido que originó la sal es el ácido carbónico y la sal que produce es el carbonato, luego la sal se llamará carbonato aluminico.

Otro método. - El compuesto es una sal; luego el aluminio está reemplazando hidrógenos y 2 aluminios reemplazan 6 hidrógenos, entonces $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ sustituyendo, tendremos $\text{H}_6(\text{CO}_3)_3$, simplificando por 3 nos queda:

H_2CO_3 que es el ácido carbónico; luego la sal es un carbonato de aluminio.

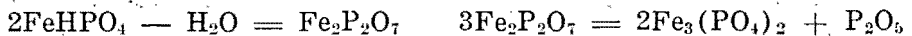
Cuál es el nombre del siguiente compuesto? $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$?

Este compuesto proviene del HNO_3 puesto que contiene su ión NO_3 . Proviene del $\text{Bi}(\text{OH})_3$, puesto que contiene el hidroxilo (OH)

notándose que no ha sido reemplazado si no uno, por el NO_3 , luego es un nitrato básico hidratado de bismuto y como no ha sustituido sino uno, quedando dos sin sustituir, se podrá llamar *nitrato dibásico de bismuto*. El (OH) en una sal, caracteriza a las sales básicas hidratadas.

Cuál es el nombre del siguiente compuesto: BiOCl ? Esta sal proviene del HCl. El cloro es monovalente negativo, luego es el ión de la sal, *cloruro*. El oxígeno que contiene está en combinación con el bismuto, luego hace parte del anhídrido y por tanto será una sal básica anhidra y su nombre será *cloruro básico anhidro de bismuto*. Estas sales también se pueden llamar *oxi* y por tanto esta será *oxicloruro de bismuto*. Cuando estas sales están formadas con un radical básico conocido, se pueden nombrar por la nomenclatura general de las sales neutras; ésta podría llamarse *cloruro de bismutito*. BiO radical monovalente positivo. Las sales básicas anhidras están caracterizadas por la unión de oxígenos al metal.

Cuál es el nombre de la siguiente sal: FeHPO_4 ? Esta sal, tiene su origen en el H_3PO_4 , en el cual se han reemplazado dos hidrógenos por el hierro divalente, luego será un fosfato ácido hidratado ferroso. Se puede llamar también fosfato monoácido de hierro divalente. El H caracteriza a las sales ácidas hidratadas; cuando no contienen hidrógeno, entonces se conocen por la presencia de uno o más anhídridos libres, así:



o sea que está formado por la sal neutra, más el anhídrido correspondiente y por tanto sal ácida anhidra.

Cuál es el nombre de la siguiente sal: $\text{Fe}_3(\text{CrO}_4)_4$? Esta sal tiene su origen en el H_2CrO_4 , luego es un cromato; buscamos a qué valencia de hierro corresponde: Si hay cuatro iones CrO_4 es porque hay ocho iones positivos de hidrógeno, los cuales se sustituyeron por hierro; el hierro tiene valencia 2 ó valencia 3. Entonces tenemos que buscar 3 hierros, que sumados nos dan 8 valencias; no son tres hierros divalentes, porque no sumarían 8 valencias; no son dos divalentes y uno trivalente, porque éstos sumarían 7 valencias; entonces, no podrá ser si no 2 trivalentes y 1 divalente. Esta sal entonces será un *Cromato ferroso-férrico* (sal doble). Esta sal, se puede escribir también, $\text{Fe}_3\text{Cr}_4\text{O}_{16}$; en este caso, se podría suponer que es un anhídrido doble de hierro y cromo, pero al hacerle el equilibrio de las valencias veremos que ese cromo es exavalente y que cromo exa-

valente es anhídrido y por consiguiente ácido; supongamos primero que todos los metales son divalentes:

$3 \times 2\text{Fe} + 4 \times 2\text{Cr} - 16 \times 2\text{O} = -18$, debe ser igual a cero, luego no son divalentes; supongamos que el cromo es trivalente y tendremos:

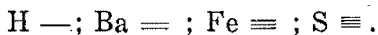
$3 \times 2\text{Fe} + 4 \times 3\text{Cr} - 16 \times 2\text{O} = -14$, luego también es falso; si suponemos que el hierro es trivalente, también resulta falso.

Suponiendo el cromo exavalente es el único caso que suma cero y por tanto el cromo es anhídrido (CrO_3) crómico y la sal es un cromato, así:

$2 \times 3\text{Fe} + 1 \times 2\text{Fe} + 4 \times 6\text{Cr} - 16 \times 2\text{O} = 6 + 2 + 24 - 32 = 0$. Luego es una sal de cromo exavalente (cromato) y de hierro divalente y trivalente (ferroso férrico).

Cuál es el nombre de la siguiente sal: $(\text{NH}_4)_2\text{S}_3$ y del $(\text{NH}_4)_2\text{S}_x$.

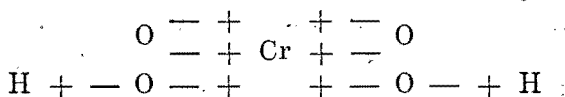
Escritura de fórmulas estructurales. - Ya hemos concluido que la molécula de un compuesto, las cargas de unos átomos están neutralizadas por las cargas opuestas de los otros, uniéndose así los átomos negativos con los átomos positivos. Las fórmulas de la estructura nos muestran cómo están dispuestos los átomos dentro de la molécula. En la fórmula gráfica o de estructura, la valencia de un elemento o radical se indica por una línea corta, una para cada valencia, así:



Sin embargo, debe tenerse en cuenta que si se trata de valencias negativas o positivas, un átomo cargado negativamente va unido a uno cargado positivamente.

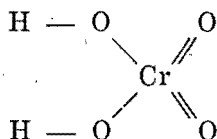
Ejemplo: Cuál es la estructura del ácido crómico H_2CrO_4 ?

El ácido crómico tiene un átomo de cromo exavalente positivo; 4 átomos de oxígeno divalente negativos. Empezamos la estructura por el elemento cromo que es el positivo de mayor valencia; no puede estar unido al cromo sino el oxígeno que es el negativo, así:



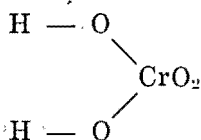
El oxígeno debe estar unido a este cromo. Hay 4 oxígenos que representan 8 cargas negativas, y 2 hidrógenos que representan 2 cargas positivas; entonces se une un hidrógeno a un oxígeno, quedando una carga negativa que se unirá al cromo; se hace lo mismo con el otro hidrógeno y entonces nos queda para unir al cromo 4 cargas negativas de los oxígenos libres y 2 cargas negativas de los oxígenos unidos al hidrógeno.

Tenemos entonces:

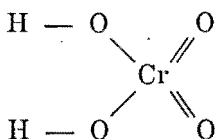


la cual tiene como origen la neutralización de las cargas, es decir que esta es la estructura sencilla (tal como se acostumbra representar los cuerpos) y la primera es la racional.

También se puede llegar a esta estructura partiendo de los radicales del ácido. Ya sabemos que el radical positivo del ácido es lo que resta sacándole los oxidrilos o hidroxilos; este ácido tiene 2(OH), lo que es: $\text{H}_2\text{CrO}_4 - 2\text{OH} = \text{CrO}_2^+$ radical con dos cargas positivas, entonces:

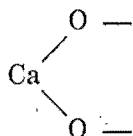


Separando el radical tendremos la fórmula idéntica a la anterior, así:

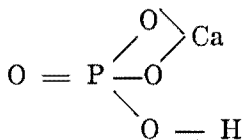


Cuál es la estructura del siguiente cuerpo, CaHPO_4 ? En este compuesto, el calcio representa 2 valencias positivas; el fósforo representa 5 cargas positivas; el oxígeno representa 8 cargas negativas. Comenzamos la estructura con el de mayor valencia que es el fósforo, así:

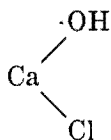
— P≡ entonces, el hidrógeno se une a un oxígeno, quedando una carga negativa libre, así:



; H — O y un oxígeno para unirse al fósforo, así:



Cuál es la estructura del siguiente compuestos CaOHCl? Esta es una sal básica por el OH entonces, su fórmula será muy sencilla, puesto que uno de los (OH) hidróxilos de la base se ha sustituido por el cloro, así:

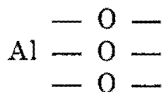


También se puede seguir la regla general. Hay dos cargas positivas por el calcio; una carga positiva por el hidrógeno; dos cargas negativas por el oxígeno y una carga negativa por el cloro, entonces:

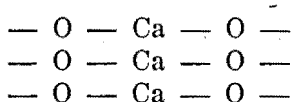
H — O — ; — Ca — Cl, uniendo estos dos tendremos

H — O — Ca — Cl que es la misma anterior.

Cuál es la fórmula del compuesto AlCa₃(PO₄)₃? En este compuesto tenemos 3 valencias positivas de un aluminio; 6 valencias positivas de 3 calcio; 15 valencias positivas de 3 fósforos (5 cada uno) y 24 valencias negativas de 12 oxígenos. Al unir el aluminio con 3 oxígenos, nos queda:



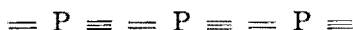
Tres valencias negativas para unir a las positivas del fósforo; si unimos los tres calcio a 6 oxígenos, tendremos:



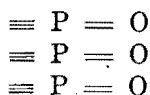
6 valencias negativas para unir al fósforo.

NOTA: A cada metal se unen tantos oxígenos cuantas valencias representen los metales, por eso en esta fórmula tenemos 1 aluminio que, representa 3 valencias y los hemos unido a 3 oxígenos y tenemos 3 calcio que representan 6 valencias y los hemos unido a 6 oxígenos.

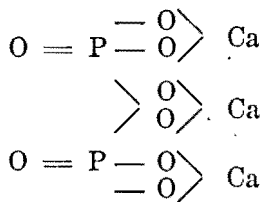
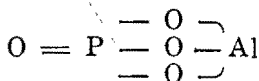
Sacando la estructura de los 3 fósforos, tenemos:

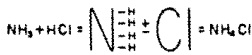
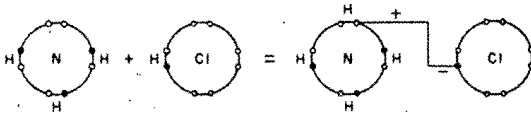
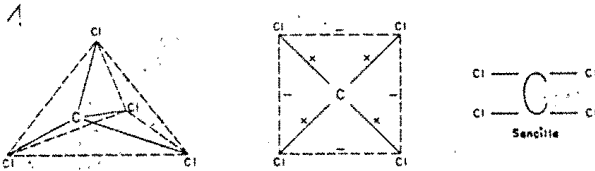
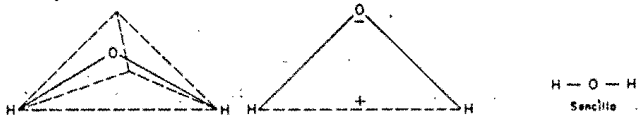


En la unión de oxígenos con Ca y Al, se han utilizado 9 oxígenos, luego nos quedan 3 para repartir entre los 3 fósforos, o sea uno para cada uno, así:

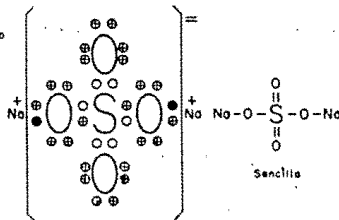


y uniendo estas tres estructuras, a las que hemos sacado para el aluminio y el calcio, tendremos:





- ⊕ Electrones del Oxígeno
- Azufre
- Sodio



ESTRUCTURAS DE COMPUESTOS

Figura 6

LOS SIGUIENTES SON ALGUNOS EJEMPLOS
DE ESTRUCTURA

Figuras Números 5 y 6

En las fórmulas originales se deben omitir los signos (más) y (menos) para llegar a la fórmula más sencilla. Estas fórmulas son de gran utilidad en la química porque ponen de manifiesto la función química del compuesto. Tienen gran aplicación en la química del carbono.

Ejercicios. - Escribir los siguientes compuestos:

- | | |
|-------------------------------------|-----------------------------------|
| 1) Anhídrido sulfuroso. | rico. |
| 2) Anhídrido permangánico. | 29) Oxido ferroso-férrico. |
| 3) Anhídrido crómico. | 30) Oxido nítrico. |
| 4) Anhídrido carbónico. | |
| 5) Anhídrido dicrómico. | <i>Escribir los siguientes</i> |
| 6) Anhídrido disulfúrico. | <i>ácidos</i> |
| 7) Anhídrido antimonioso. | 31) Acido bromhídrico. |
| 8) Anhídrido perfosfórico. | 32) Acido di sulfhídrico. |
| 9) Anhídrido hiponitroso. | 33) Acido cianhídrico. |
| 10) Anhídrido nítrico | 34) Acido trisulfhídrico. |
| 11) Anhídrido hipocloroso. | 35) Acido selenhídrico. |
| 12) Anhídrido selénico. | 36) Acido polisulfhídrico. |
| 13) Oxido manganeso. | 37) Acido sulfocianhídrico o |
| 14) Oxido manganeso man-
gánico. | tiocianico. |
| 15) Oxido crómico. | 38) Acido oxicianhídrico o |
| 16) Oxido mercurioso. | ciánico. |
| 17) Oxido permangánico. | 39) Acido piro-sulfúrico. |
| 18) Oxido molibdenico. | 40) Acido meta-arsénico. |
| 19) Oxido titanoso. | 41) Acido piroantimónico. |
| 20) Oxido bismútico. | 42) Acido metabórico. |
| 21) Dióxido de nitrógeno. | 43) Acido tetrabórico. |
| 22) Peróxido de calcio. | 44) Acido ortobórico. |
| 23) Peróxido de potasio. | 45) Acido nitroxílico. |
| 24) Peróxido de carbono. | 46) Acido tiosulfuroso. |
| 25) Peróxido de azufre (mo-
no). | 47) Acido pernitríco (mo-
no). |
| 26) Peróxido de azufre (di). | 48) Acido monopersulfúrico. |
| 27) Peróxido de cromo. | 49) Acido hiposulfuroso o |
| 28) Oxido de Amonio (teó- | tio-sulfúrico. |

*Escribir los siguientes
hidróxidos*

- 50) Hidróxido de bario.
- 51) Hidróxido férrico.
- 52) Hidróxido alumínico.
- 53) Hidróxido permangánico.
- 54) Hidróxido plúmbico.
- 55) Hidróxido estánico.
- 56) Hidróxido de cadmio.
- 57) Hidróxido de amonio.
- 58) Hidróxido cromoso.
- 59) Hidróxido níquelico.
- 60) Hidróxido cuproso.
- 61) Hidróxido argéntico.

*Escribir las siguientes
sales*

- 62) Tetracloruro de platino.
- 63) Bromuro ferroso.
- 64) Bromuro crómico.
- 65) Sulfuro cúprico.
- 66) Cloruro áurico.
- 67) Tricloruro de fósforo.
- 68) Tetrafluoruro de silicio.
- 69) Sulfuro ácido de hierro.
- 70) Yoduro mercúrico.
- 71) Yoduro cuproso.
- 72) Sulfo arseniuro de hierro.
- 73) Sulfo antimoniuro de plomo.
- 74) Tetracarbonilo de níquel.
- 75) Cianuro férrico tripotásico.
- 76) Cianuro ferroso tetrasódico.
- 77) Sulfocianato sódico.
- 78) Cromato cromoso crómico ácido anhidro.

- 79) Cromato cromoso crómico básico hidratado.
- 80) Silicato ácido anhidro alumínico cálcico.
- 81) Trisilicato alumínico potásico.
- 82) Silico-aluminato cálcico, básico anhidro.
- 83) Disilico-aluminato potásico.
- 84) Sulfato ácido anhidro ferroso cálcico.
- 85) Perfosfato cálcico.
- 86) Sulfa-carbonato antimónico.
- 87) Piroarseniato áurico magnésico.
- 88) Di-percromato ácido anhidro, sódico potásico.
- 89) Fosfo-molibdato amónico.
- 90) Fosfo-carbonato básico anhidro de calcio.
- 91) Nitrito cobáltico sódico.
- 92) Ferrocianuro sódico o cianuro ferroso tetrasódico.
- 93) Ferrocianuro ferroso férrico.
- 94) Cloroplatinato sódico potásico.
- 95) Tio-arseniato sódico, básico anhidro.
- 96) Ferricianuro sódico o cianuro férrico trisódico.
- 97) Cloroaurato sódico o cloruro áurico trisódico.
- 98) Peroxyodato sódico potásico.
- 99) Peroximanganato manganeso permangánico.

- | | |
|---|---|
| básico hidratado. | 102) Tioantimonito cálcico
básico hidratado. |
| 100) Cuprocianuro sódico o
cianuro cúprico tetrasó-
dico. | 103) Tio-sulfato bórico ácido
anhidro. |
| 101 Sulfoantimoniato sódico
argéntico. | |

Dar la valencia del elemento no-metálico y el nombre químico de los siguientes compuestos:

- | | |
|---------------------------|-------------------------|
| 104) $K_3Cr_2O_7$ | 119) $Ag_2S_2O_8$ |
| 105) Na_2HAlO_4 | 120) $Na_2S_2O_3$ |
| 106) CaH_2MnO_4 | 121) $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$ |
| 107) $Na_2Ca_2PbO_4$ | 122) $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$ |
| 108) $K_3Li_3OSiO_4$ | 123) $Al_2Cl_3O_{15}$ |
| 109) $BaCr_2O_7$ | 124) $BaCaMn_4O_{18}$ |
| 110) $K_2B_4O_7$ | 125) $CaCrC_4O_{16}$ |
| 111) $K_3AlAs_6O_{18}$ | 126) $KNaH_2S_6$ |
| 112) $Al(OH)S_2O_8$ | 127) $Fe_2(SCO_2)_3$ |
| 113) $CaAl_2H_4P_4O_{12}$ | 128) $Na_2H_3IO_6$ |
| 114) $Fe_6O_4S_8O_{28}$ | 129) $K_2S_4O_6$ |
| 115) $Mn_6O_4Cr_4O_{16}$ | 130) $H_4Co(CN)_6$ |
| 116) $Ba_2OS_2O_3$ | 131) $H_2Pt(CN)_6$ |
| 117) CuH_2BO_3 | 132) H_2SnS_3 |
| 118) $HNOSO_4$ | |

Sacar la fórmula de estructura de los siguientes compuestos: los números

105, 108, 110, 112, 113, 116, 119, 120, 122, del problema anterior.

- 133) Dibujar los esquemas que representan los cambios en la estructura de los átomos en las siguientes reacciones:

El bromo al desalojar al yodo del yoduro de sodio;

El potasio desaloja al calcio del cloruro de calcio;

El aluminio desaloja al hidrógeno del ácido clorhídrico.

- 134) Cuál es la diferencia entre unión *polar* y *no polar*. Dibujar la molécula del ozono.

- 135) Explicar la actividad de los halógenos.