

## CAPITULO II

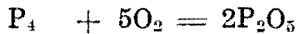
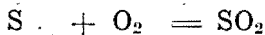
# OXIDOS

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.

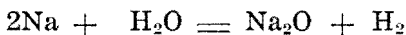
Los óxidos, según sus propiedades, se dividen en óxidos ácidos o básicos, según provengan de un metal o de un metaloide, en óxidos indiferentes y óxidos propiamente dichos.

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

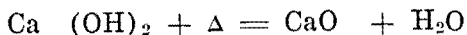
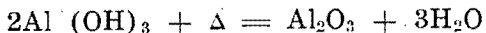
✓ a) Por síntesis directa entre el oxígeno y los elementos, (combustión).



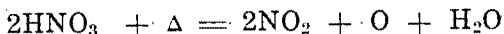
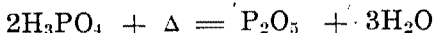
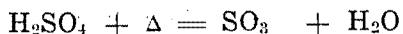
b) Por la acción del agua o el vapor de agua sobre el elemento, (sustitución).



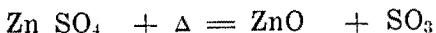
c) Descomposición de los hidratos por el calor, (deshidratación)



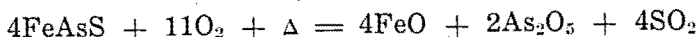
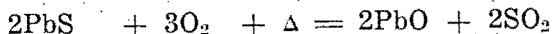
d) Descomposición de los oxácidos por el calor, (deshidratación):



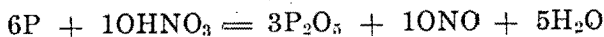
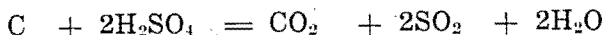
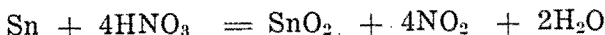
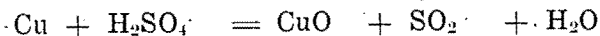
e) Calcinación de las oxisales, (doble descomposición):



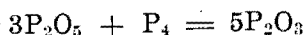
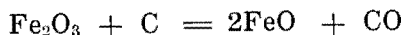
f) Por tostión de los haluros:



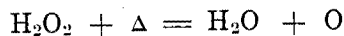
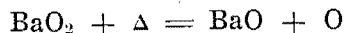
g) Por reacción de los elementos con los ácidos:



h) Por reducción de óxidos altos:

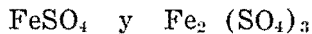


i) Por descomposición de los peróxidos:



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:

$\text{Na}_2\text{O}$  Óxido de sodio u óxido sódico.

$\text{SiO}_2$  Óxido de silicio u óxido silíceo.

$\text{Al}_2\text{O}_3$  Óxido de aluminio u óxido aluminico.

$\text{CaO}$  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:

$\text{FeO}$  óxido ferroso

$\text{Fe}_2\text{O}_3$  óxido férrico

$\text{SO}_2$  óxido sulfuroso

$\text{SO}_3$  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*,

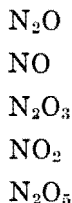
y posteriormente se conoció el  $MnO_2$ , en el cual el manganeso tiene una valencia mayor a la que tiene en el  $Mn_2O_3$  y por lo dicho, se debe llamar:

$MnO_2$  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.

$\text{Cl}_2\text{O}$	óxido	<i>hipo-clor-oso</i>	}	oso
$\text{Cl}_2\text{O}_3$	"	<i>clor-oso</i>		
$\text{Cl}_2\text{O}_5$	"	<i>clor-ico</i>	}	ico
$\text{Cl}_2\text{O}_7$	"	<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:

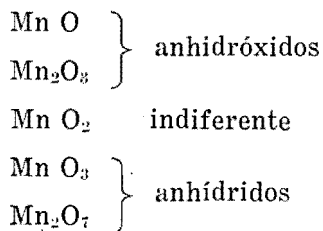


De estos cinco óxidos son anhídridos el  $\text{N}_2\text{O}$  -  $\text{N}_2\text{O}_3$  y  $\text{N}_2\text{O}_5$ ; los dos restantes  $\text{NO}$  y  $\text{NO}_2$  son óxidos propiamente dichos, entonces: para los primeros tres, la palabra genérica será *anhídrido* y para los dos últimos será *óxido*.

3ª regla	}	$\text{N}_2\text{O}_5$	anhídrido	<i>hipo-nitroso</i>
		$\text{N}_2\text{O}_3$	"	<i>nitroso</i>
		$\text{N}_2\text{O}$	"	<i>nítrico</i>
2ª regla	}	$\text{NO}$	óxido	<i>nitroso</i>
		$\text{NO}_2$	"	<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:



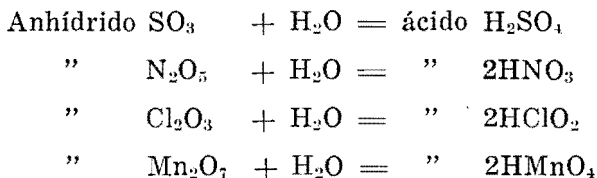
De estos cinco óxidos, los dos primeros son anhidróxidos; los dos últimos anhídridos y el tercero es indiferente (ácido o base) entonces su nomenclatura será:

Mn O	óxido manganoso	Mn O <sub>2</sub>	anhídrido manganoso
Mn <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	" mangánico	Mn O <sub>3</sub>	" mangánico
Mn O <sub>2</sub>	" per-mangánico	Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	" 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 (SiO<sub>2</sub>) y el arsenioso (As<sub>2</sub>O<sub>3</sub>).

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  $HAsO_2$

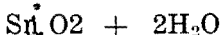
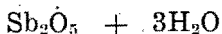
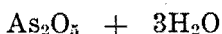
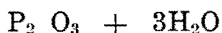
Los anhídridos imperfectos son siempre ácidos.

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

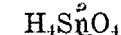
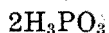
Anhídrido imperfecto  $HPO_3 + H_2O = H_3PO_4$  ácido normal

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.

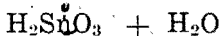
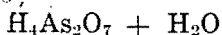
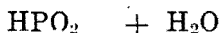
*Anhídridos perfectos*



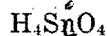
*Ácidos normales*



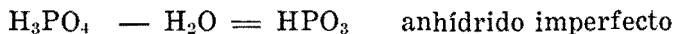
*Anhídridos imperfectos*



*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
$SO_2$	"	fosfor-ico
$SO_3$	"	sulfur-oso
$SO_3$	"	sulfúr-ico
$Cl_2O$	"	hipo-clor-oso
$Cl_2O_3$	"	clor-oso
$Cl_2O_5$	"	clor-ico
$Cl_2O_7$	"	per--clór-ico
$MnO_2$	<del>anhídrido</del> 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 *Sales*: 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  $\text{CrO}$  más  $\text{H}_2\text{O}$  produce  $\text{Cr}(\text{OH})_2$ , base, hidrato, o hidróxido.

$\text{FeO}$	Anhidróxido u óxido Ferroso
$\text{BaO}$	Anhidróxido u óxido de Bario o Bárico
$\text{CrO}$	Anhidróxido u óxido Cromoso
$\text{Cr}_2\text{O}_3$	Anhidróxido u óxido Crómico
$\text{Fe}_2\text{O}_3$	Anhidróxido u óxido Férrico
$\text{CdO}$	Anhidróxido u óxido de Cadmio o Cádmico.



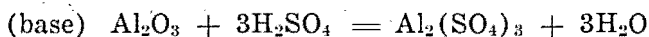
### OXIDOS INDIFERENTES

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*.

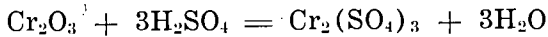


Esta propiedad de algunos óxidos no debe confundirse con la propiedad que tienen algunos metales de formar anhidróxidos y anhídridos, porque estos óxidos no tienen la ambigüedad de desempeñar las dos funciones, sino que cada óxido funciona siempre con su carácter definido.

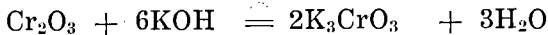
Es el caso, por ejemplo, del cromo que tiene tres óxidos: el  $\text{CrO}$  y  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  anhidróxidos y  $\text{CrO}_3$  anhídrido. El  $\text{CrO}$  (óxido cromoso) no reacciona sino con los ácidos y el  $\text{CrO}_3$  no reacciona sino con las ba-

ses. En este caso, se ve que: el cromo de los dos primeros óxidos es metal y que el cromo del  $\text{CrO}_3$  es metaloide.

El óxido crómico ( $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ) sí es anfótero, porque siendo óxido básico puede en algunos casos obrar como ácido, así:

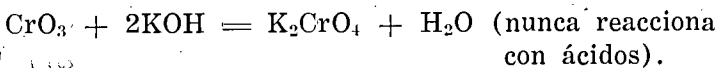
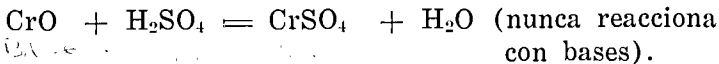


base + ácido



ácido + base

Pero los otros dos óxidos son de reacción definida:



Un caso semejante se presenta con los óxidos de manganeso:

Anhidróxidos:  $\text{MnO}$  (es siempre básico)

$\text{Mn}_2\text{O}_3$  (es siempre básico)

$\text{MnO}_3$  (es siempre ácido)

$\text{Mn}_2\text{O}_7$  (es siempre ácido)

El  $\text{MnO}_2$  es anfótero y puede reaccionar con ácidos o con bases, en la misma forma que el  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  y  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

El anfoterismo lo presentan algunos otros anhidróxidos, entre los cuales podemos contar los siguientes:  $\text{ZnO}$  -  $\text{PbO}$  -  $\text{PbO}_2$  -  $\text{SnO}$  y  $\text{SnO}_2$ .

*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  $\text{CO}$ , (monóxido de carbono);  $\text{NO}$ , óxido nitroso;  $\text{NO}_2$ , óxido nítrico o bióxido de nitrógeno;  $\text{ClO}_2$ , 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  $\text{Na}_2\text{O}_2$  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 ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ), el cual a su vez se puede considerar como un ácido débil.

$\text{BaO}_2$	peróxido de bario	$\text{Ba} \begin{array}{l} / \text{O} \\   \\ \backslash \text{O} \end{array}$
$\text{BaO}$	óxido de bario	$\text{Ba} = \text{O}$
$\text{SO}_3$	anhídrido sulfúrico	$\text{O} = \text{S} = \text{O}$ $\parallel$ $\text{O}$
$\text{SO}_4$	peróxido de azufre o anhídrido persulfúrico	$\text{O} = \text{S} = \text{O}$ $\diagdown$ $\text{O} - \text{O}$ $\diagup$
$\text{H}_2\text{O}$	óxido de hidrógeno	$\text{H} - \text{O} - \text{H}$
$\text{H}_2\text{O}_2$	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 BaO<sub>2</sub> 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, (Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub> — Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>), 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 (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, BaO<sub>2</sub>, SO<sub>4</sub>), 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 MnO<sub>2</sub> impropriamente se llama peróxido de manganeso, cuando no es más que el óxido de manganeso tetravalente.

MnO<sub>2</sub> + 4HCl = MnCl<sub>4</sub> + 2H<sub>2</sub>O; el tetracloruro de manganeso se desdobra en caliente dando cloro libre.

MnCl<sub>4</sub> + Δ = MnCl<sub>2</sub> + Cl<sub>2</sub> ; con ácido sulfúrico puede dar oxígeno.

MnO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = H<sub>2</sub>O + MnSO<sub>4</sub> + 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:

PbO<sub>2</sub> óxido plúmbico y nó peróxido de plomo.

NO<sub>2</sub> óxido nítrico y nó peróxido de nitrógeno.

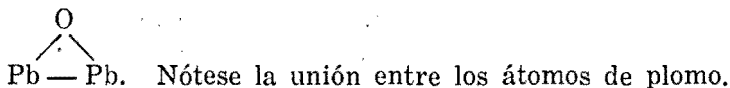
ClO<sub>2</sub> óxido clórico y nó peróxido de cloro.

## SUB - OXIDOS

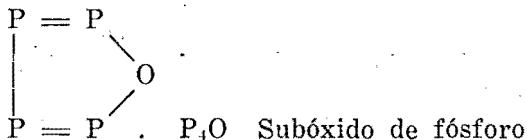
Estos son compuestos semejantes a los peróxidos, pero como su nombre lo indica, el oxígeno es menor, que el que corresponde al óxido de menor valencia del elemento.

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:

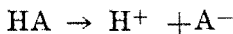


Estos óxidos se nombran sencillamente anteponiendo a la palabra óxido el prefijo *sub* (bajo de).

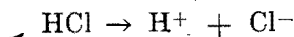


## ACIDOS

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).

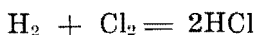
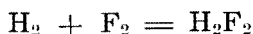
*Hidrácidos.* - Los *hidrácidos* son combinaciones binarias generalmente, del hidrógeno con un metaloide, cuyos hidrógenos son totalmente sustituíbles. Hay sin embargo, combinaciones ternarias (pocas) en las cuales se encuentra un radical que hace las veces de metaloide y por tanto se clasifican como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

Ejemplos:    HCl    ácido clorhídrico    *hidrácido*  
                   H<sub>2</sub>S    ácido sulfhídrico       "  
                   H(CN) ácido cianhídrico       "

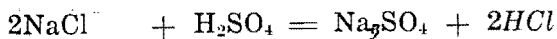
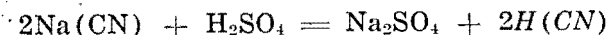
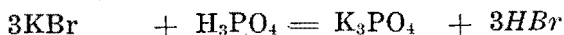
este ácido está formado por el radical (CN)<sup>-</sup>, que en este caso hace las veces de metaloide.

*Obtención.* - Estos ácidos se obtienen:

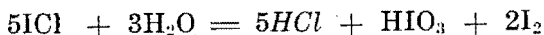
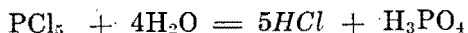
1º - Por síntesis directa de sus elementos.



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



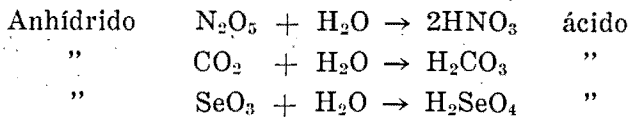
3º - Por la acción del agua sobre un haluro de metaloide.



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

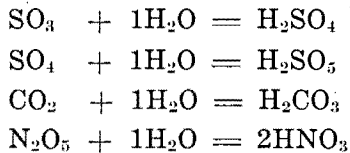
H <sub>2</sub> F <sub>2</sub>	ácido fluorhídrico	HI	ácido yodhídrico
HCl	" clorhídrico	H <sub>2</sub> S	" sulfhídrico
H <sub>2</sub> Se	" selenhídrico	H(CN)	" cianhídrico
H <sub>2</sub> Te	" telurhídrico	H(SCN)	" sulfocianhídrico

✓ *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.

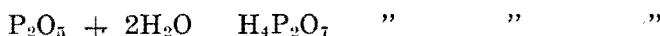
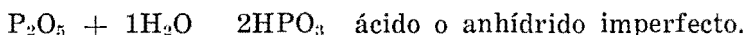
$H_4SiO_4$  ácido ortosilícico

$H_2SiO_3$  " metasilícico (anhídrido imperfecto).

Admiten tres moléculas de agua:

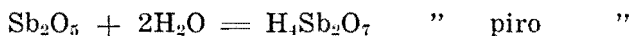
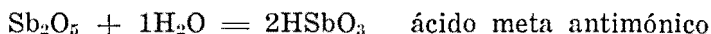


Estos anhídridos pueden ser hidratados con una molécula o con dos y en ambos casos el resultado será un ácido o anhídrido imperfecto, así:

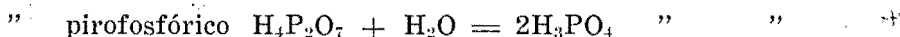
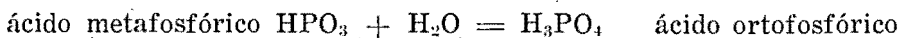


La nomenclatura diferencia estas tres hidrataciones en la siguiente forma: cuando el anhídrido tiene la hidratación normal (tres) al nombre del ácido se le antepone el prefijo *orto*; cuando tiene la hidratación media (dos), el ácido se nombra anteponiéndole la partícula *piro* y cuando tiene la hidratación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

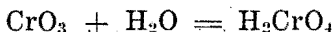
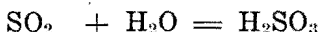


Así también tendremos:

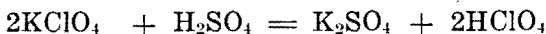
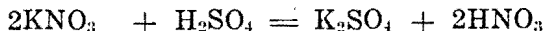


*Preparación.* - Los oxácidos se pueden obtener por los siguientes métodos generales:

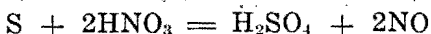
1º - Por hidratación de los anhídridos:



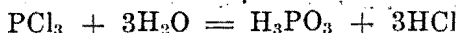
2º - Por reacción entre una oxisal y un ácido más fuerte que el de la sal.



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



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



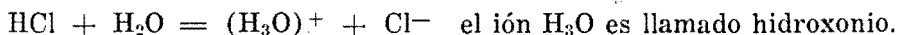
*Nomenclatura.* - El nombre de los oxácidos se forma de la palabra genérica *ácido* seguida del nombre del anhídrido correspondiente, teniendo en cuenta las partículas *orto*, *píro* y *meta*, según el caso.

Ejemplos:

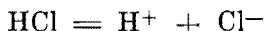
$\text{CO}_2$	anhídrido carbónico	$+ \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$	ácido carbónico
$\text{Cl}_2\text{O}$	anhídrido hipocloroso	$+ \text{H}_2\text{O} = 2\text{HClO}$	ácido hipocloroso
$\text{Cl}_2\text{O}_3$	anhídrido cloroso	$+ \text{H}_2\text{O} = 2\text{HClO}_2$	ácido cloroso
$\text{Cl}_2\text{O}_5$	anhídrido clórico	$+ \text{H}_2\text{O} = 2\text{HClO}_3$	ácido clórico
$\text{Cl}_2\text{O}_7$	anhídrido per-clórico	$+ \text{H}_2\text{O} = 2\text{HClO}_4$	ácido perclórico
$\text{As}_2\text{O}_5$	anhídrido arsénico	$+ 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{AsO}_4$	ácido ortoarsénico
$\text{As}_2\text{O}_3$	anhídrido arsénico	$+ 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_4\text{As}_2\text{O}_7$	ácido piroarsénico
$\text{P}_2\text{O}_5$	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:

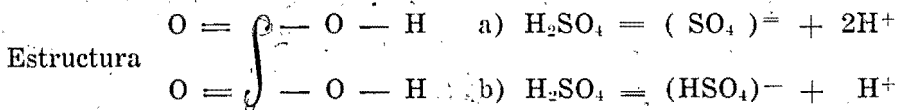


Se puede representar de una manera más sencilla como dijimos antes, así:



Haciendo la misma representación para los ácidos oxácidos, tendremos:

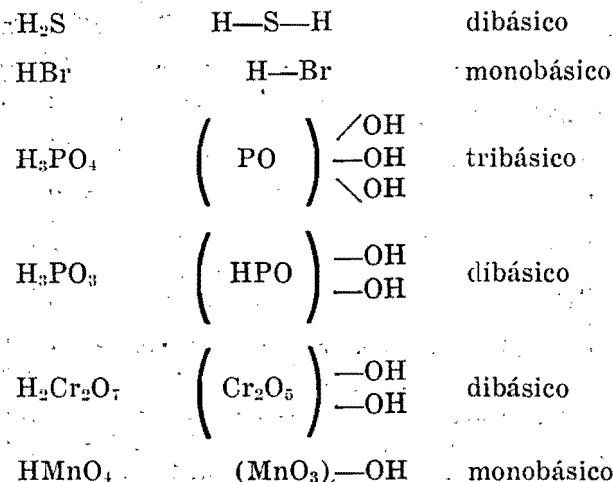
El  $\text{H}_2\text{SO}_4$  se puede ionizar en dos sentidos:

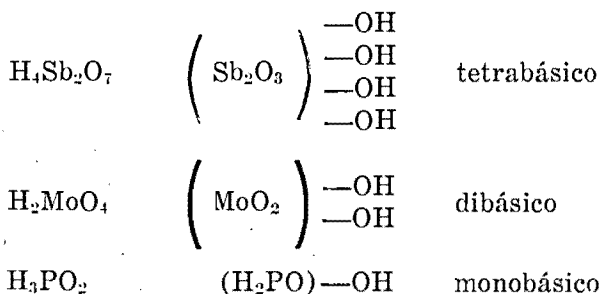


Luégo tiene dos hidrógenos sustituibles en la forma a), y en la forma b) tiene sólomente un hidrógeno sustituible.

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.

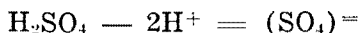
Todo ácido consta de tres partes bien definidas, así:

*Anhídrido, radical ácido y anión o residuo halogénico.*

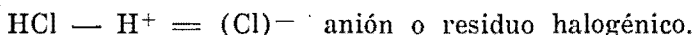
El anhídrido es la parte del ácido que queda después de sacarle el agua:



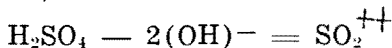
Esta parte es un cuerpo compuesto, puesto que es un óxido y por tanto tiene sus valencias satisfechas. Decimos, aun cuando impropriamente, que sus valencias suman cero. El *anión o residuo halogénico* es lo que resta al ácido después de sacarle el hidrógeno.



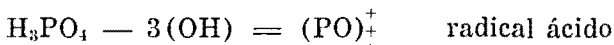
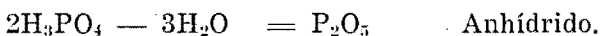
Este ión es siempre negativo, puesto que al compuesto se le ha restado su parte positiva o sea el ión hidrógeno. En los *hidrácidos* el ión es el metaloide, así:



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

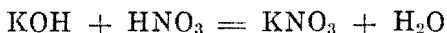


Este radical es siempre positivo, puesto que ha perdido el ácido su parte negativa. En los *hidrácidos* el radical es el mismo anión y por tanto para éstos el radical es negativo.

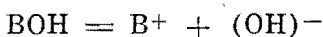


## BASES

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:

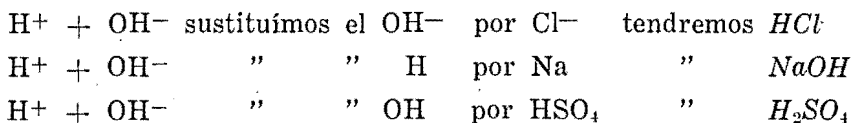


Si en esta expresión nosotros cambiamos o sustituimos el ión  $B^+$  por el correspondiente catión en los ácidos  $(H^+)$ , tendremos la expresión:



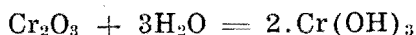
Esto nos demuestra la neutralización entre un ácido y una base y por tanto podemos decir que el anión de la base reaccionó con el catión hidrógeno.

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.

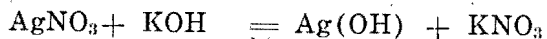
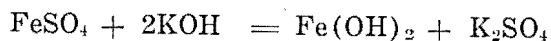


Las bases, tienen sabor a lejía, azulean la tintura tornasol enrojecida por los ácidos, vuelven roja la solución incolora de fenofaltaína y se forman de la unión de los anhídridos con el agua.

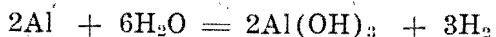
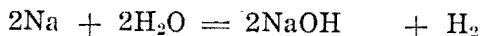
*Obtención.* - Las bases se obtienen por la acción del agua sobre los anhídridos:



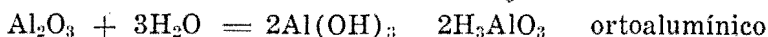
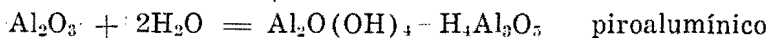
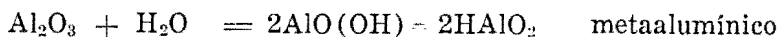
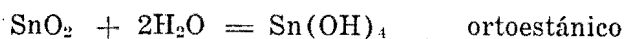
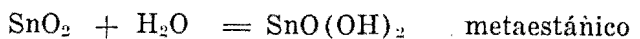
Por la acción de una base sobre una sal:



Por la acción del agua sobre algunos metales:

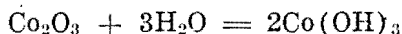


La hidratación de los anhídridos puede ser también total o parcial, como en el caso de los anhídridos. Las bases, deben también nombrarse de acuerdo con la hidratación, anteponiendo las palabras *orto*, *meta* y *piro*, tal como se indicó al tratar de los ácidos, así:



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.

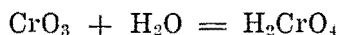
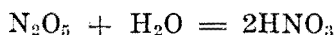
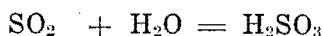
NaOH	hidróxido de sodio o sódico
Bi(OH) <sub>3</sub>	" de bismuto o bismútico
Fe(OH) <sub>2</sub>	" ferroso
Fe(OH) <sub>3</sub>	" férrico
Pb(OH) <sub>2</sub>	" plumboso
Pb(OH) <sub>4</sub>	" plúmbico

*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.

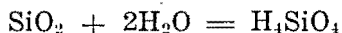
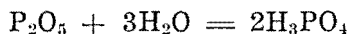
Na(OH)	monoácida
Ba(OH) <sub>2</sub>	diácida
Fe(OH) <sub>3</sub>	triácida
Mn(OH) <sub>4</sub>	tetrácida

*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 B<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, y los anhídridos de fósforo, el arsénico, el antimonio, los cuales se hidratan normalmente con 3 moléculas de agua; y el SiO<sub>2</sub> 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 sustituibles 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 sustituibles 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:

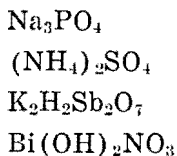
$NaCl$

$KBr$

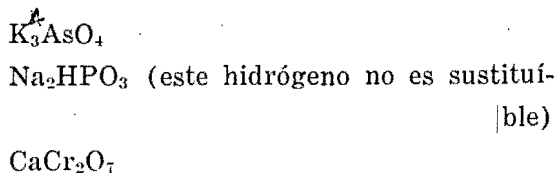
$MgCl_2$

$FeS$

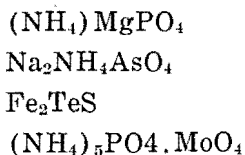
*Oxisales.* - Son las sales derivadas de los ácidos oxácidos, así:



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

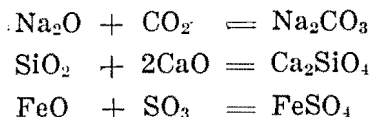


*Sales dobles.* - Son aquellas sales que contienen dos metales diferentes o dos residuos halogénicos diferentes, así:

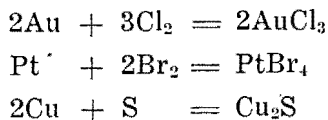


*Obtención.* - Las sales se obtienen según las siguientes reacciones generales:

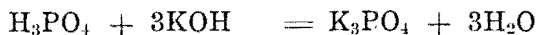
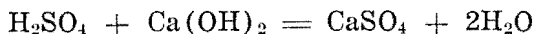
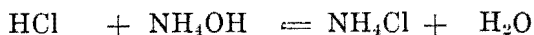
1º - Por reacción entre un *anhídrido* y un *anhidróxido*, esta reacción es para oxisales.



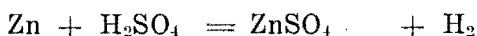
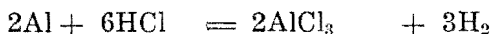
2º - Por síntesis, ésta es especialmente para haluros.



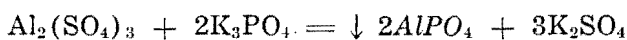
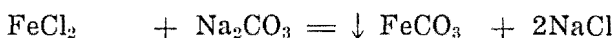
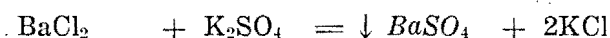
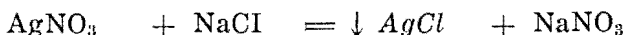
3º - Por reacción entre un *ácido* y una *base*, en este caso se produce siempre agua.



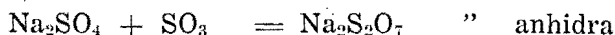
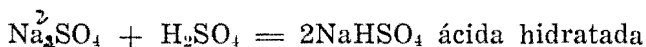
4º - Por reacción de un *metal* con un *ácido*; esta reacción en algunos casos deja hidrógeno en libertad.



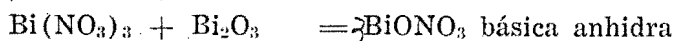
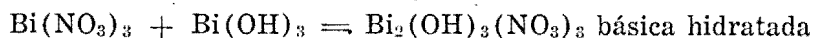
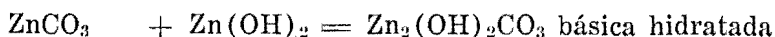
5º - Por reacción entre dos sales.



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:

$\text{CaCl}_2$ , se deriva del ácido clorhídrico, luego la genérica será cambiando *hídrico* por *uro*, *cloruro*, y la específica será el nombre que corresponda al  $\text{CaO}$ , como anhidróxido, que es *cálcico* o de *calcio*; entonces el  $\text{CaCl}_2$  se llamará *cloruro cálcico* o *cloruro de calcio*.

$\text{FeBr}_2$  del  $\text{HBr}$  y del  $\text{FeO}$  se llamará bromuro ferroso

$\text{FeBr}_3$  del  $\text{HBr}$  y del  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  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:

$\text{AlCl}_3$	....	Tricoloruro de aluminio	} Sistema estequiométrico.
$\text{SnI}_2$	....	Diyoduro de estaño	
$\text{SnI}_4$	....	Tetrayoduro de estaño	
$\text{PtCl}_4$	....	Tetracloruro de platino	
$\text{AuBr}_3$	....	Tribromuro de oro	
$\text{SCl}_2$	....	Dicloruro de azufre	
$\text{AgCl}$	....	Cloruro de plata	

$\text{AlCl}_3$	....	Cloruro aluminico o <i>de aluminio</i>	} Sistema funcional o racional.
$\text{SnI}_2$	....	Yoduro estañoso	
$\text{SnI}_4$	....	Yoduro estánico	
$\text{PtCl}_4$	....	Cloruro platínico	
$\text{AuBr}_3$	....	Bromuro aúrico	
$\text{SnS}$	....	Sulfuro estanoso	
$\text{AgCl}$	....	Cloruro argéntico o <i>de plata</i>	
$\text{Fe}_3\text{As}_2$	....	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  $\text{FeCl}_3$  se llama racionalmente según la función cloruro férrico.

$\text{FeCl}_3$  *Estequiométricamente* se llama tricloruro de hierro.

$\text{FeCl}_3$  *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  $\text{H}_2\text{SO}_3$  ácido sulfuroso dará sulfitos.

El  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ácido sulfúrico dará sulfatos.

El  $\text{H}_3\text{PO}_4$  ácido ortofosfórico dará ortofosfatos.

El  $\text{HPO}_3$  ácido metafosfórico dará metafosfatos.

El  $\text{HClO}$  ácido hipocloroso dará hipocloritos.

El  $\text{H}_2\text{SO}_5$  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  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  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.

$\text{MgNH}_4\text{PO}_4$  Ortofosfato amónico magnésico.

$\text{K}_3\text{AlO}_3$  Aluminato potásico o de potasio.

$\text{CaCrO}_4$  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.

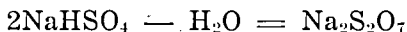
3º. - Las sales ácidas se nombran con el nombre general de la sal, posponiéndole simplemente la palabra *ácido*, así:  $\text{NaHSO}_4$  sulfato ácido de sodio. También es racional considerar tales, como sales dobles y en este caso se sigue completamente la nomenclatura general, así:  $\text{KHCO}_3$ , 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:

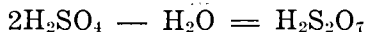
$\text{NaHSO}_4$  Sulfato ácido hidratado de sodio.

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

El  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$  tiene su origen en el  $\text{NaHSO}_4$ , 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  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , 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:

$\text{NaH}_2\text{PO}_4$	Fosfato monosódico	o	fosfato diácido de sodio
$\text{Na}_2\text{HPO}_4$	Fosfato disódico	o	fosfato monoácido de sodio
$\text{Na}_3\text{PO}_4$	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  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  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  $\text{NaH}_2\text{PO}_3$  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  $\text{SiO}_2$  (ácido silícico), el  $\text{CrO}_3$  (ácido crómico) y con algunos metaloides como el S, Se.

*Ejemplos:* El  $\text{Na}_2\text{O}$  se puede unir con 1, 2, 3, etc., moléculas de  $\text{SiO}_2$ , 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) | $\text{K}_2\text{S}$                                      | sulfuro de potasio      |
| 11) | $\text{K}_2\text{S}_2$                                    | disulfuro de potasio    |
| 12) | $\text{K}_2\text{S}_4$                                    | tetrasulfuro de potasio |
| 13) | $\text{K}_2\text{S}_5$                                    | pentasulfuro de potasio |

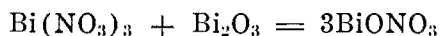
Se puede observar que en los ejemplos uno y dos se tiene la nomenclatura que corresponde a los dos ácidos ortosilícico y metasilícico; en el 7 el ácido normal  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ , y en el número 10 el ácido  $\text{H}_2\text{S}$ . Además, las partículas mono, di, tri, etc., están indicando el 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:

$\text{CaOHCl}$  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:

$\text{BiOCl}$  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:

$\text{BaClF}$  Fluor cloruro de bario

$\text{Fe}_2\text{AsS}$  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.