

PREPARATORIA ABIERTA PUEBLA

FUNCIONES QUIMICAS INORGANICAS

Nomenclatura y Formulación

*Preparatoria*

---

*abierta*

ELABORÓ

LUZ MARÍA ORTIZ CORTÉS

# Compuestos

- Todo lo que nos rodea está formado por materia. Podemos distinguir diferentes tipos de materia en estado sólido, líquido y gaseoso, en diferentes colores. Esto se debe a que se compone de diferentes sustancias.
- Las sustancias puras son los elementos y compuestos.
- Como existe un gran número de compuestos es importante darles un nombre propio y una fórmula que los distinga de otros.
- La fórmula es una representación de un compuesto. Se compone de los símbolos de los elementos que constituyen el compuesto, acompañados de un subíndice que indica el número de átomos que se encuentran presentes en el compuesto. El subíndice se encuentra abajo y a la derecha del símbolo de un elemento.

# Fórmulas

- Para representar a los compuestos inorgánicos (los que no contienen carbono) se utilizan más frecuentemente las fórmulas molecular y desarrollada.
- La fórmula molecular es aquella que indica únicamente el tipo y número de átomos que se encuentran presentes en un compuesto.
- La fórmula desarrollada es aquella que indica todas las uniones o enlaces entre los átomos de un compuesto.
- Por ejemplo, para el amoniacó:

Fórmula molecular:  $\text{NH}_3$   
subíndice

Fórmula desarrollada  $\text{H}-\text{N}-\text{H}$   
|  
H

# Fórmulas

La fórmula del amoniacó nos indica:



Subíndices

1 átomo de N    3 átomos de H

Cuando el subíndice es 1 se puede omitir, no es necesario escribirlo. La escritura del símbolo de un elemento en la fórmula indica que se encuentra presente un átomo de él.

# Valencias

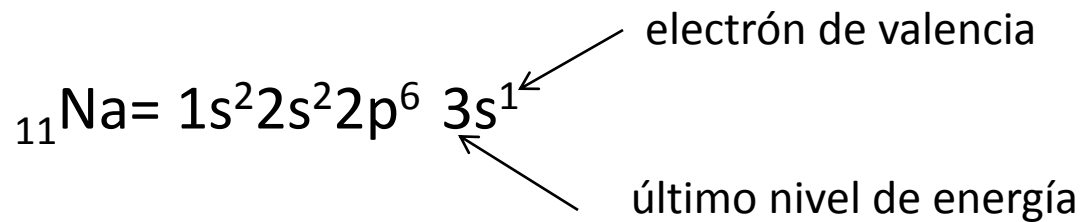
- Para la escritura correcta de una fórmula se deben tener presentes las valencias de los elementos que forman el compuesto.
- La **valencia** es la capacidad de combinación que tiene el átomo de un elemento y consiste en el número de electrones que pueda ganar, perder o compartir ese átomo en su último nivel de energía.
- Los electrones del último nivel de energía de los átomos se llaman **electrones de valencia**, porque son los que participan en las combinaciones químicas.

# Valencia

- El número del grupo nos da el número de la valencia:

Grupo	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII A o Grupo Cero
Valencia principal	1	2	3	4	3	2	1	0

Los elementos del grupo I A tiene un electrón en su último nivel de energía, por lo que su valencia es 1. Ejemplo:



# Número de oxidación

- El número de oxidación de un elemento indica los electrones ganados o perdidos por ese elemento. Es positivo si perdió electrones, es negativo si los ganó. Por ejemplo, en el caso del sodio su valencia es 1, indica que se puede combinar con un electrón. Cuando lo pierde al combinarse con un no metal queda con una carga positiva +1, ya que queda con un protón de más:

$$\begin{array}{r} {}_{11}\text{Na} = 11 \text{ protones} = +11 \\ 11 \text{ electrones} = \underline{-11} \\ 0 \end{array}$$

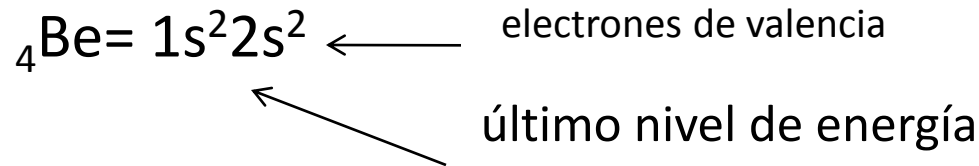
si pierde un electrón:

$$\begin{array}{r} 11 \text{ protones} = +11 \\ 10 \text{ electrones} = \underline{-10} \\ +1 \end{array}$$

La valencia del sodio es 1 y su número de oxidación es +1:  $\text{Na}^{+1}$

# Valencia

- Los elementos del grupo II A tienen 2 electrones en su último nivel de energía, por lo que su valencia es 2:



Estos elementos metálicos pueden ceder 2 electrones al combinarse por lo que al perderlos su número de oxidación será +2.

$$\begin{array}{r} {}_4\text{Be} = 4 \text{ protones} = +4 \\ \quad \quad 4 \text{ electrones} = \underline{-4} \\ \quad \quad \quad \quad \quad \quad 0 \end{array}$$

Si pierde 2 electrones:

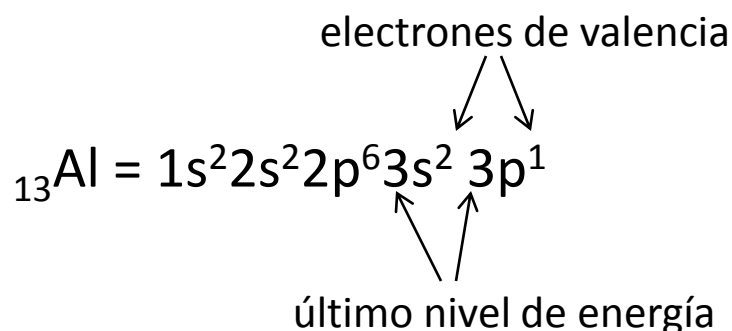
$$\begin{array}{r} 4 \text{ protones} = +4 \\ 2 \text{ electrones} = \underline{-2} \\ \quad \quad \quad \quad \quad \quad +2 \end{array}$$

Su valencia es 2 y su número de oxidación es +2:  $\text{Be}^{+2}$



# Valencia y número de oxidación

Los elementos del grupo III A tienen 3 electrones en su último nivel de energía, por lo que su valencia es 3:



Cuando el átomo de aluminio pierde sus 3 electrones de valencia al combinarse con otro átomo, queda con número de oxidación +3,  $\text{Al}^{+3}$  puesto que tiene 3 protones de más:

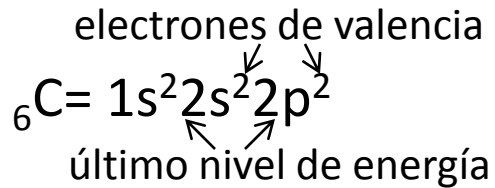
$$\begin{array}{r} {}_{13}\text{Al} = 13 \text{ protones} = +13 \\ 13 \text{ electrones} = \underline{-13} \\ 0 \end{array}$$

si pierde 3 electrones:

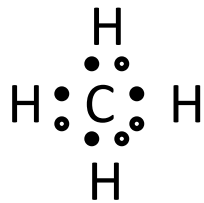
$$\begin{array}{r} 13 \text{ protones} = +13 \\ 10 \text{ electrones} = \underline{-10} \\ +3 \end{array}$$

# Valencias

- Los elementos del grupo IV A tiene 4 electrones en el último nivel de energía, por lo que su valencia es 4, ejemplo:



El carbono puede compartir sus 4 electrones de valencia con otros cuatro átomos, por ejemplo de hidrógeno en el metano (del gas natural):

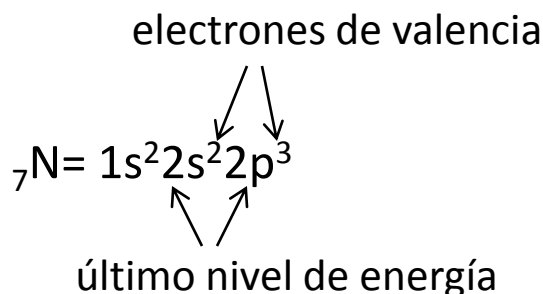


- electrón del carbono
- electrón del hidrógeno

Se asigna número de oxidación – al átomo más electronegativo, en este caso al C, aunque no haya ganado electrones, número de oxidación + al menos electronegativo, H

# Valencia y número de oxidación

Los elementos del grupo V A, como el nitrógeno, tienen 5 electrones en su último nivel de energía por lo que necesitan ganar 3 electrones para completar 8, por esta razón, su valencia principal es 3:



Cuando el átomo de nitrógeno gana 3 electrones queda con 3 electrones de más por lo que gana 3 cargas negativas y su número de oxidación será -3,  $\text{N}^{-3}$

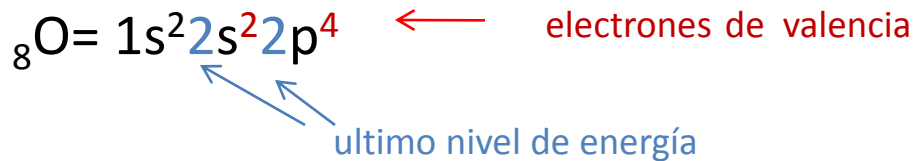
$$\begin{aligned} {}_7\text{N} = 7 \text{ protones} &= +7 \\ &= 7 \text{ electrones} = \underline{-7} \\ &0 \end{aligned}$$

si gana 3 electrones:

$$\begin{aligned} 7 \text{ protones} &= +7 \\ 10 \text{ electrones} &= \underline{-10} \\ &-3 \end{aligned}$$

# Valencias

- Los elementos del grupo VI A tienen 6 electrones en su último nivel de energía, por lo que necesitan ganar 2 electrones para completar 8, por lo tanto, su valencia es 2. Cuando ganan los dos electrones al combinarse con otro átomo adquieren número de oxidación -2:  $O^{-2}$   
Ejemplo el oxígeno:

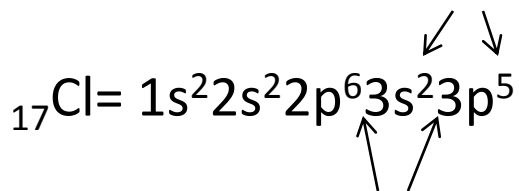


	si gana 2 electrones:
${}_8O = 8 \text{ protones} = +8$	$8 \text{ protones} = +8$
$= 8 \text{ electrones} = \underline{-8}$	$10 \text{ electrones} = \underline{-10}$
$0$	$-2 : O^{-2}$

# VALENCIA Y NÚMERO DE OXIDACIÓN

Los elementos del grupo VII A tienen 7 electrones en su último nivel de energía, por lo que necesitan ganar un electrón para completar 8, debido a esto, su valencia principal es 1. Cuando ganan un electrón al átomo con el que se combinan adquieren número de oxidación -1, como el cloro:  $\text{Cl}^{-1}$  ión cloruro.

electrones de valencia



último nivel de energía

$$\begin{array}{r} {}_{17}\text{Cl} = 17 \text{ protones} = +17 \\ 17 \text{ electrones} = \underline{-17} \\ 0 \end{array}$$

si gana un electrón:

$$\begin{array}{r} 17 \text{ protones} = +17 \\ 18 \text{ electrones} = \underline{-18} \\ -1 \end{array}$$

# Valencia y número de oxidación

- Los elementos del grupo VIII A, los gases nobles, inertes o raros, tienen sus capas electrónicas llenas, por lo que no necesitan ganar ni perder electrones para completar 8 en su último nivel de energía, por esta razón su valencia es cero 0.

# Principales cationes (iones +)

Número de oxidación +1	Número de oxidación +2	Número de oxidación +3
H <sup>+1</sup> hidrógeno	Be <sup>+2</sup> berilio	Al <sup>+3</sup> aluminio
Li <sup>+1</sup> litio	Mg <sup>+2</sup> magnesio	
Na <sup>+1</sup> sodio	Ca <sup>+2</sup> calcio	
K <sup>+1</sup> potasio	Sr <sup>+2</sup> estroncio	
Rb <sup>+1</sup> rubidio	Ba <sup>+2</sup> bario	
Cs <sup>+1</sup> cesio	Ra <sup>+2</sup> radio	
Fr <sup>+1</sup> francio	Zn <sup>+2</sup> zinc	
Ag <sup>+1</sup> plata		
NH <sub>4</sub> <sup>+1</sup> amonio		

# Principales aniones (iones -)

Número de oxidación -1	Número de oxidación -2	Número de oxidación -3
$F^{-1}$ fluoruro	$SO_3^{-2}$ sulfito	$PO_3^{-3}$ fosfito
$Cl^{-1}$ cloruro	$SO_4^{-2}$ sulfato	$PO_4^{-3}$ fosfato
$Br^{-1}$ bromuro	$CO_3^{-2}$ carbonato	$BO_3^{-3}$ borato
$I^{-1}$ yoduro	$Cr_2O_7$ dicromato	
$OH^{-1}$ oxhidrilo	$CrO_4^{-2}$ cromato	
$NO_2^{-1}$ nitrito		
$NO_3^{-1}$ nitrato		
$HCO_3^{-1}$ bicarbonato		
$MnO_4^{-1}$ permanganato		



# Funciones Químicas Inorgánicas

Una **función química** es un grupo o familia de compuestos que tienen propiedades semejantes debido a que en su composición tienen un átomo o grupo de átomos característicos llamado grupo funcional.

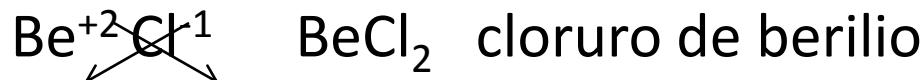
El **grupo funcional** es un átomo o grupo de átomos que definen la estructura de una familia de compuestos y al mismo tiempo definen sus propiedades. Por ejemplo, en las bases o hidróxidos el grupo funcional es el  $\text{OH}^-$  oxhidrilo, en los ácidos es el hidrógeno H.

Las principales funciones químicas inorgánicas son: óxidos, anhídridos, ácidos, bases y sales.

# Nomenclatura y formulación

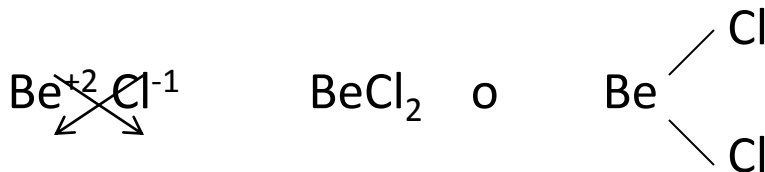
- Para la escritura correcta de las fórmulas es necesario tomar en cuenta lo siguiente:

Se escribe en primer lugar el símbolo del elemento menos electronegativo que es el catión o ión positivo, seguido del elemento más electronegativo que es el anión o ión negativo, las valencias se cruzan sin signo y se anotan como coeficientes de los elementos:

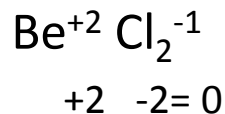


# Formulación

- El cruzamiento se realiza para equilibrar las cargas y el número de átomos en el compuesto. Por ejemplo, en el cloruro de berilio, la valencia del berilio es 2, lo que indica que puede donar 2 electrones. La valencia del cloro es 1, lo que indica que necesita un electrón para completar 8 en su último nivel de energía, es decir, por cada átomo de berilio que se combine, se necesitan dos átomos de cloro:



Un compuesto es eléctricamente neutro, la suma de sus cargas positivas es igual al de las negativas. El número de oxidación de un átomo se multiplica por su subíndice para obtener el total de cargas:



# FORMULACIÓN

- Cuando los subíndices son iguales se simplifican y se anotan como coeficientes:



En este caso se dividieron ambos subíndices entre 2

# Función óxido

- Los óxidos resultan de la combinación de un metal con el oxígeno:



Ejemplo:



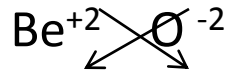
Nomenclatura y formulación:

Cuando el metal tiene una sola valencia se utiliza la palabra óxido de y el nombre del metal. Ejemplificaremos con metales del grupo I A, cuya valencia es 1, recordando que las valencias de los elementos se cruzan sin signo y se anotan como coeficientes:



# Óxidos

Con metales del grupo II A, cuya valencia es 2, el oxígeno forma los siguientes óxidos:



BeO

CaO

$\text{Be}_2\text{O}_2$  como los subíndices son iguales se pueden simplificar, quedando la fórmula:

Óxido de berilio

Óxido de calcio

Con otros metales:

$\text{Al}_2\text{O}_3$  Óxido de aluminio

ZnO Óxido de zinc

Cuando el metal tiene valencia variable, en la nomenclatura tradicional, se utiliza la terminación **oso** para la menor valencia y la terminación **ico** para la mayor.

# Óxidos

En la nomenclatura moderna, como recomienda la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada), se utiliza la palabra óxido de seguido del nombre del metal y con número romano se escribe la valencia del metal entre paréntesis. Para el caso del hierro que tiene las valencias 2 y 3, se utiliza la terminación **oso** para la menor valencia e **ico** para la mayor:

Fórmula	Nombre tradicional	Nombre IUPAC
FeO	óxido ferroso	óxido de hierro (II)
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	óxido férrico	óxido de hierro (III)

# ÓXIDOS

Para el caso del cobre que tiene valencias 1 y 2:

Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura IUPAC
$\text{Cu}_2\text{O}$	Óxido cuproso	óxido de cobre (I)
$\text{CuO}$	Óxido cúprico	óxido de cobre (II)



# Aplicaciones de los óxidos

El óxido de zinc  $ZnO$  se utiliza en la preparación de pomadas que protegen a los bebés contra la rozadura del pañal.



# Aplicaciones de los óxidos

- El dióxido de titanio  $\text{TiO}_2$  se emplea en la preparación de pinturas, polvos cosméticos.



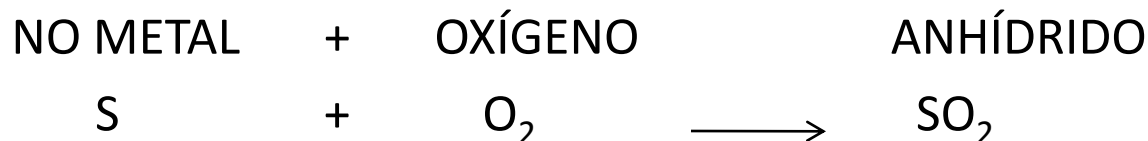
# Óxidos

- El vidrio de envases y ventanas contiene diversos óxidos:  $\text{SiO}_2$  dióxido de silicio, Óxido de sodio  $\text{Na}_2\text{O}$ , de potasio  $\text{K}_2\text{O}$ .



# ANHÍDRIDOS

- Resultan de la combinación de un no metal con oxígeno:



En la nomenclatura tradicional se utiliza la palabra anhídrido seguida de la palabra que se forma con la raíz del no metal y la terminación oso para la menor valencia e ico para la mayor. La nomenclatura IUPAC permite utilizar los prefijos mono, di, tri, tetra, penta, etc. que indiquen el número de átomos presentes en el anhídrido:

Fórmula	Nombre tradicional	Nombre IUPAC
CO	Anhídrido carbonoso	o monóxido de carbono
CO <sub>2</sub>	Anhídrido carbónico	o dióxido de carbono
As <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Anhídrido arsenioso	o trióxido de diarsénico
As <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Anhídrido arsénico	o pentóxido de diarsénico

# ANHÍDRIDOS

$\text{As}_2\text{O}_3$	Anhídrido arsenioso	o	trióxido de diarsénico
$\text{As}_2\text{O}_5$	Anhídrido arsénico	o	pentóxido de diarsénico
$\text{NO}_2$	dióxido de nitrógeno		
$\text{N}_2\text{O}_5$	pentóxido de dinitrógeno		

El cloro, al combinarse con oxígeno, presenta los números de oxidación +1, +3, +5 y +7. El cloro tiene cargas positivas en los anhídridos debido a que el oxígeno es más electronegativo. Para nombrar a sus anhídridos se utiliza la palabra formada por el prefijo hipo, la raíz del no metal y la terminación oso para la menor valencia de todas, para la mayor valencia que la anterior se quita el prefijo hipo y se deja la terminación oso, para la siguiente se utiliza la terminación ico y para la mayor de todas se utiliza el prefijo per y la terminación ico.

# Anhídridos

Núm. de oxidación del Cl	Fórmula	Nombre tradicional	Nombre IUPAC
+1	$\text{Cl}_2\text{O}$	anhídrido hipocloroso	o monóxido de dicloro
+3	$\text{Cl}_2\text{O}_3$	anhídrido cloroso	o trióxido de dicloro
+5	$\text{Cl}_2\text{O}_5$	anhídrido clórico	o pentóxido de dicloro
+7	$\text{Cl}_2\text{O}_7$	anhídrido perclórico	o heptóxido de dicloro

# ACIDOS

Los ácidos son compuestos que contienen hidrógeno, el cual se escribe al inicio de su fórmula. Hay dos tipos de ácidos: los hidrácidos, que contienen hidrógeno y un no metal y los oxiácidos, que contienen hidrógeno, no metal y oxígeno.

Ácidos {  
Hidrácidos: contienen H y no metal  
Oxiácidos: contienen H, no metal y O.

# ÁCIDOS

Son hidrácidos comunes:

HF ácido fluorhídrico

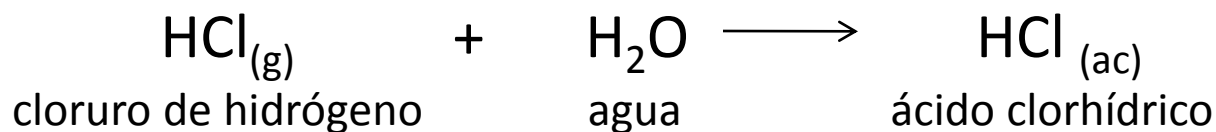
HBr ácido bromhídrico

HCl ácido clorhídrico

HI ácido yodhídrico

H<sub>2</sub>S ácido sulfhídrico

Los compuestos anteriores en estado gaseoso no son ácidos, en solución acuosa sí son ácidos:





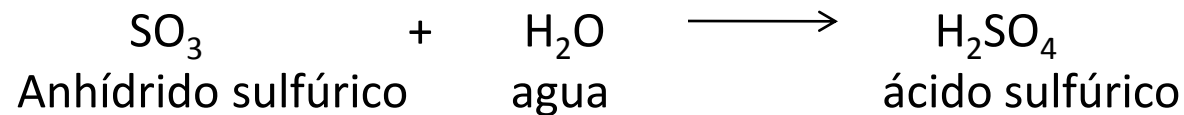
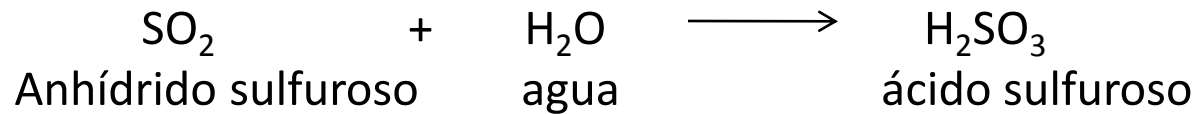
# Ácidos

HF	(g)	fluoruro de hidrógeno
HBr	(g)	bromuro de hidrógeno
HCl	(g)	cloruro de hidrógeno
HI	(g)	yoduro de hidrógeno
H <sub>2</sub> S	(g)	sulfuro de hidrógeno

El sulfuro de hidrógeno tiene fuerte olor a huevos podridos.  
Se produce debido a la descomposición de proteínas.

# Oxiácidos

- Los oxiácidos se producen de la reacción entre un anhídrido y agua. Ejemplo:



Oxiácidos comunes:

$\text{HNO}_2$	Ácido nitroso
$\text{HNO}_3$	Ácido nítrico
$\text{H}_2\text{CO}_3$	Ácido carbónico
$\text{H}_3\text{BO}_3$	Ácido bórico
$\text{H}_3\text{PO}_3$	Ácido fosforoso
$\text{H}_3\text{PO}_4$	Ácido fosfórico

# Oxiácidos

HClO    Ácido hipocloroso

HClO<sub>2</sub>    ácido cloroso

HClO<sub>3</sub>    ácido clórico

HClO<sub>4</sub>    ácido perclórico

Para conocer el número de oxidación del átomo central en el oxiácido se realiza lo siguiente: se anotan los números de oxidación del hidrógeno y del oxígeno arriba de su símbolo. Estos números se multiplican por los subíndices correspondientes, ejemplo:

+1 +5 -2



+3 +5 -8 = 0

Los compuestos son eléctricamente neutros, la suma de las cargas negativas debe ser igual al de las positivas, por lo que se necesitan 5 cargas positivas para la neutralidad del compuesto. +5 es el número de oxidación del fósforo.

# APLICACIONES DE LOS ÁCIDOS

- El ácido clorhídrico se utiliza en el decapado de los metales, es decir, para eliminar la capa de óxido.
- El ácido clorhídrico de bajo grado, es decir, que tiene impurezas, se llama ácido muriático, se utiliza en el hogar para eliminar sarro de materiales para baño.



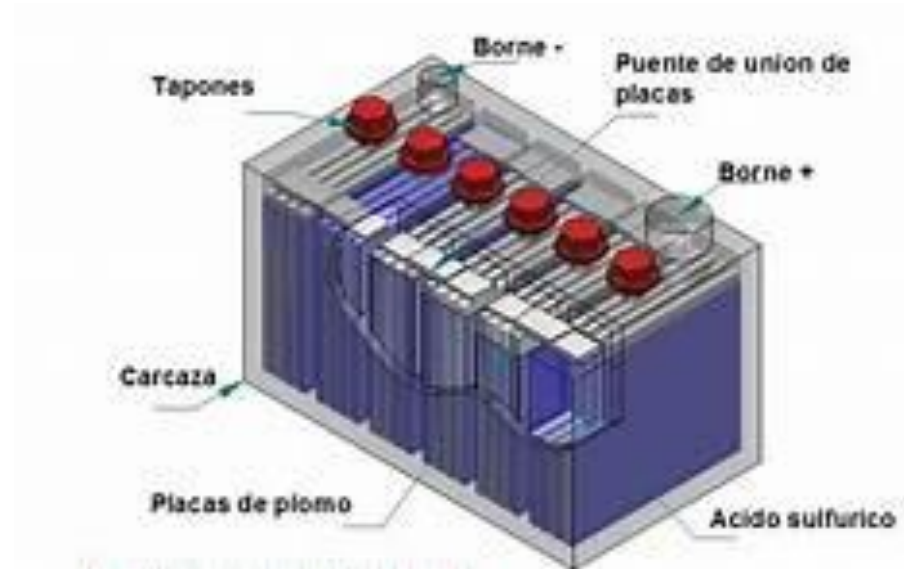
# Aplicaciones de los ácidos

- El ácido fluorhídrico HF se utiliza para grabar vidrio, termómetros, material de laboratorio. El objeto a grabar se cubre con cera previamente derretida. Se hace un trazo del dibujo que se desea grabar con un objeto con punta para que haga un surco o canal, en el cual se agregará el HF con un gotero. Se deja actuar el HF varios minutos y después se enjuaga para eliminar restos de HF. Posteriormente se agrega agua caliente para derretir la cera.



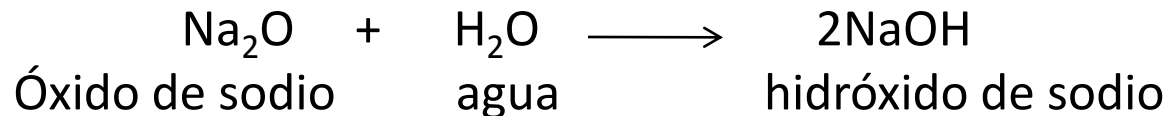
# Ácidos

- El ácido sulfúrico es el ácido de batería o acumulador de autos. Es un electrolito fuerte y puede conducir electricidad.



# BASES

Las bases o hidróxidos se caracterizan por tener el radical oxhidrilo  $\text{OH}^-$  en su fórmula. Las bases resultan de la reacción entre un óxido y agua:



Cuando el metal tiene un solo número de oxidación, las bases reciben el nombre hidróxido de y el nombre del metal. En la formulación, las valencias se cruzan si signo quedando como subíndices. Ejemplo:



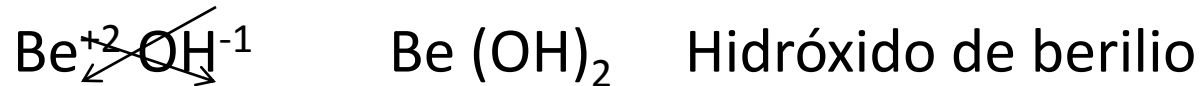
$\text{NaOH}$  Hidróxido de sodio o sosa cáustica

$\text{KOH}$  hidróxido de potasio o potasa cáustica

$\text{RbOH}$  Hidróxido de rubidio

# Bases o hidróxidos

- Para los metales del grupo II A que tienen valencia 2, sus hidróxidos quedan:



Con otros metales:





# APLICACIONES DE HIDRÓXIDOS

- El hidróxido de sodio se utiliza para elaborar jabón, en la reacción llamada de saponificación en la que se combina con una grasa animal o sebo, o con aceite de oliva, coco, almendras, etc.



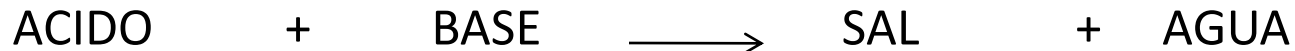
# Bases o hidróxidos

- El hidróxido de magnesio se encuentra en la leche de magnesia que alivia la acidez estomacal.

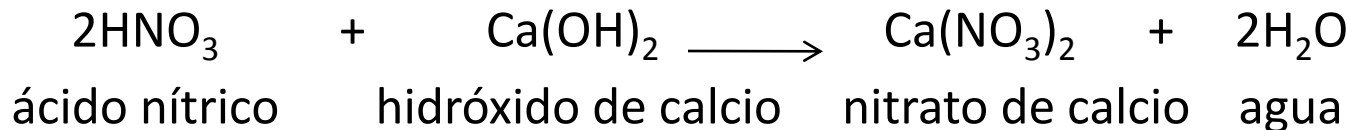
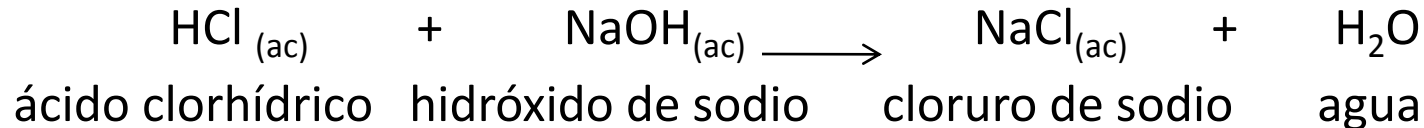


# Sales

- Una **sal** es el producto de la reacción entre un **ácido** y una **base**. Además de la sal se forma agua. Esta reacción es llamada de **neutralización**, ya que los ácidos y las bases se neutralizan mutuamente:



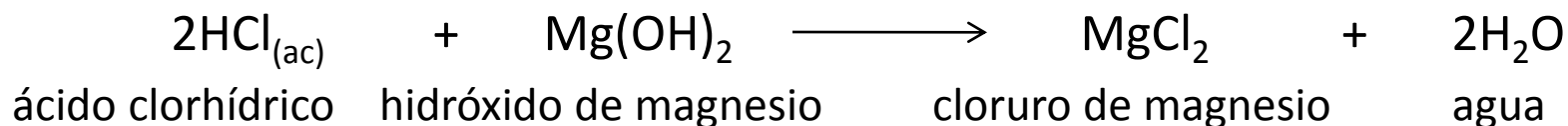
Ejemplo:



# Reacción de neutralización



Cuando una persona padece acidez estomacal (debido al exceso de ácido clorhídrico en el estómago) se le recomienda que tome leche de magnesia, que contiene hidróxido de magnesio que neutralizará al ácido del jugo gástrico. La reacción es la siguiente:



# Sales

- Una sal también se considera como un compuesto que resulta de la sustitución de los hidrógenos de los ácidos por metales.
- Hay dos tipos de sales. Sales neutras y sales ácidas.
- Las sales neutras resultan de la sustitución total de los hidrógenos de ácidos por metales. El nombre de la sal se deriva del ácido del cual procede. Las terminaciones cambian de la siguiente manera:

Nombre del ácido	Nombre de la sal
_____ hídrico	_____ uro
hipo _____ oso	hipo _____ ito
_____ oso	_____ ito
_____ ico	_____ ato
per _____ ico	per _____ ato

# Sales

- Ejemplos:

Fórmula	Nombre del ácido	Fórmula	Nombre de la sal
HCl	ácido clorhídrico	NaCl	cloruro de sodio
HClO	ácido hipocloroso	NaClO	hipoclorito de sodio
HClO <sub>2</sub>	ácido cloroso	NaClO <sub>2</sub>	clorito de sodio
HClO <sub>3</sub>	ácido clórico	NaClO <sub>3</sub>	clorato de sodio
HClO <sub>4</sub>	ácido perclórico	NaClO <sub>4</sub>	perclorato de sodio

# Sales neutras

- Sales binarias o haluros: contienen un metal y un no metal, generalmente un halógeno. Se nombran con la palabra que se forma de la raíz del no metal y la terminación uro seguido del nombre del metal:

LiF fluoruro de litio

CsCl cloruro de cesio

NaBr bromuro de sodio

KI yoduro de potasio

MgCl<sub>2</sub> cloruro de magnesio

CaBr<sub>2</sub> bromuro de calcio

BeF<sub>2</sub> fluoruro de berilio

# Sales

Si el metal presenta dos números de oxidación, para nombrar a la sal se utiliza la terminación oso para la menor valencia e ico para la mayor, en la nomenclatura tradicional. En la nomenclatura IUPAC se escribe con número romano la valencia del metal:

Fórmula	Nombre tradicional		Nombre IUPAC
$\text{CuCl}$	cloruro cuproso	o	cloruro de cobre ( I )
$\text{CuCl}_2$	cloruro cúprico	o	cloruro de cobre (II)
$\text{FeCl}_2$	cloruro ferroso	o	cloruro de hierro (II)
$\text{FeCl}_3$	cloruro férrico	o	cloruro de hierro (III)
$\text{SnCl}_2$	cloruro estanoso	o	cloruro de estaño (II)
$\text{SnCl}_4$	cloruro estánico	o	cloruro de estaño (IV)



# OXISALES

- Las oxisales contienen un metal y un radical que contiene oxígeno.

$\text{NaNO}_2$	nitrito de sodio
$\text{NaNO}_3$	nitrato de sodio
$\text{CaCO}_3$	carbonato de calcio
$\text{K}_3\text{PO}_3$	fosfito de potasio
$\text{K}_3\text{PO}_4$	fosfato de potasio
$\text{MgSO}_3$	sulfito de magnesio
$\text{MgSO}_4$	sulfato de magnesio
$\text{Na}_3\text{BO}_3$	borato de sodio

# Sales

- El  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  fosfato de calcio se encuentra en huesos y dientes.



# Oxisales

- Formulación: se coloca en primer lugar el metal y enseguida el radical, colocándoles arriba sus números de oxidación. Las valencias se cruzan sin signo:



Cuando los subíndices son iguales se pueden simplificar:



# Oxisales

$K_2Cr_2O_7$  dicromato de potasio

$KMnO_4$  permanganato de potasio

$Na_2CrO_4$  cromato de sodio

# Sales ácidas

Las sales ácidas resultan de la sustitución parcial de los hidrógenos de los ácidos por metales.

Por ejemplo: El KHS deriva del ácido sulfhídrico  $H_2S$ .

Fórmula	Nombre tradicional	Nombre IUPAC
KHS	bisulfuro de potasio	sulfuro ácido de potasio o sulfuro de potasio e hidrógeno
$NaHCO_3$	bicarbonato de sodio	carbonato ácido de sodio o carbonato de sodio e hidrógeno
$KHSO_4$	bisulfato de potasio	sulfato ácido de potasio o sulfato de potasio e hidrógeno

# Aplicaciones de las sales

- La solución de hipoclorito de sodio se utiliza como blanqueador.



# Sales

- A la sal de cocina  $\text{NaCl}$  cloruro de sodio se le agrega yodato de sodio  $\text{NaIO}_3$  para prevenir el bocio. Este trastorno se produce debido a la deficiencia de yodo.



El bocio es el aumento del tamaño de la glándula tiroides causado por deficiencia de yodo

# Sales

- Los sueros orales para rehidratar contienen sales minerales: cloruro de sodio  $\text{NaCl}$ , cloruro de potasio  $\text{KCl}$ , glucosa.





# COMPUESTOS BINARIOS

- Los compuestos binarios formados por dos elementos no metálicos tienen nombres comunes:

$\text{NH}_3$  amoniaco

$\text{PH}_3$  fosfina

$\text{AsH}_3$  arsina

# Aplicaciones

- El amoníaco  $\text{NH}_3$  se utiliza para la producción de fertilizantes.
- Se puede aplicar directamente a los suelos para mejorar el rendimiento de los cultivos o para producir  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  sulfato de amonio o  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$  fosfato ácido de amonio que se utilizan como fertilizantes.



El amoníaco  $\text{NH}_3$  se puede aplicar a los suelos.

# Hidruros

- Los hidruros resultan de la combinación de un metal con hidrógeno. En estos compuestos el hidrógeno presenta número de oxidación -1.

LiH    hidruro de litio

NaH    hidruro de sodio

MgH<sub>2</sub>    hidruro de magnesio

AlH<sub>3</sub>    hidruro de aluminio

# Peróxidos

- Estos compuestos contienen el ión peróxido  $O_2^{-2}$ . En estos compuestos el oxígeno tiene número de oxidación -1, en los demás es -2. Los peróxidos resultan de la sustitución de los hidrógenos del peróxido de hidrógeno por metales. Los peróxidos no se simplifican.

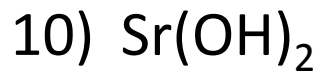
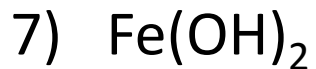
$H_2O_2$  peróxido de hidrógeno

$Na_2O_2$  peróxido de sodio

$MgO_2$  peróxido de magnesio

# Actividad 1

- Escribe el nombre de los siguientes compuestos:



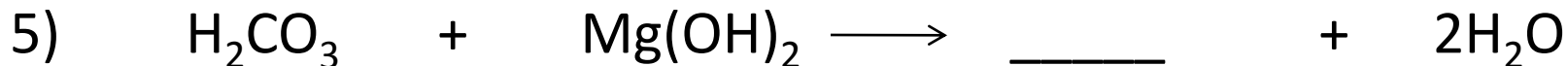
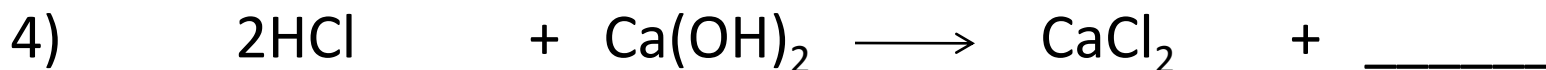
# Actividad 2

- Escribe la fórmula de los siguientes compuestos:

- 1) óxido de calcio
- 2) anhídrido sulfuroso
- 3) ácido bromhídrico
- 4) óxido de potasio
- 5) hidróxido de calcio
- 6) cloruro de litio
- 7) bromuro de magnesio
- 8) sulfato de potasio
- 9) carbonato de magnesio
- 10) nitrato de litio

# Actividad 3

Completa las siguientes reacciones de neutralización:



# Respuestas actividad 1

- Actividad 1:
  - 1) Permanganato de potasio
  - 2) Clorato de potasio
  - 3) ácido bromhídrico
  - 4) hipoclorito de sodio
  - 5) dióxido de azufre o anhídrido sulfuroso
  - 6) monóxido de carbono o anhídrido carbonoso
  - 7) hidróxido de fierro (II) o hidróxido ferroso
  - 8) sulfato cúprico o sulfato de cobre (II)
  - 9) nitrato de potasio
  - 10) hidróxido de estroncio



# Respuestas actividad 2

- 1) CaO
- 2) SO<sub>2</sub>
- 3) HBr
- 4) K<sub>2</sub>O
- 5) Ca(OH)<sub>2</sub>
- 6) LiCl
- 7) MgBr<sub>2</sub>
- 8) K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- 9) MgCO<sub>3</sub>
- 10) LiNO<sub>3</sub>

# RESPUESTAS

- Actividad 3:

