

REACCIONES QUÍMICAS

CAPITULO III REACCIONES QUÍMICAS

Chang: Capítulo 3 y 4
Brown: Capítulo 3 y 4

- ECUACIONES QUÍMICAS
- ESCRITURA Y BALANCEO
- REACCIONES: PRECIPITACIÓN, ÁCIDO – BASE Y OXIDO REDUCCIÓN
- NOMENCLATURA DE ÁCIDOS, BASES Y SALES (IUPAC)

REACCIONES QUÍMICAS

¿CÓMO NOS DAMOS CUENTA QUE SE PRODUCE UNA REACCIÓN QUÍMICA?

Cuando al poner en contacto dos o más sustancias:

- Se forma un precipitado
- Se desprenden gases
- Cambia de color
- Se desprende o absorbe energía (calor)
- Se percibe un “olor”, etcétera



REACCIONES QUÍMICAS

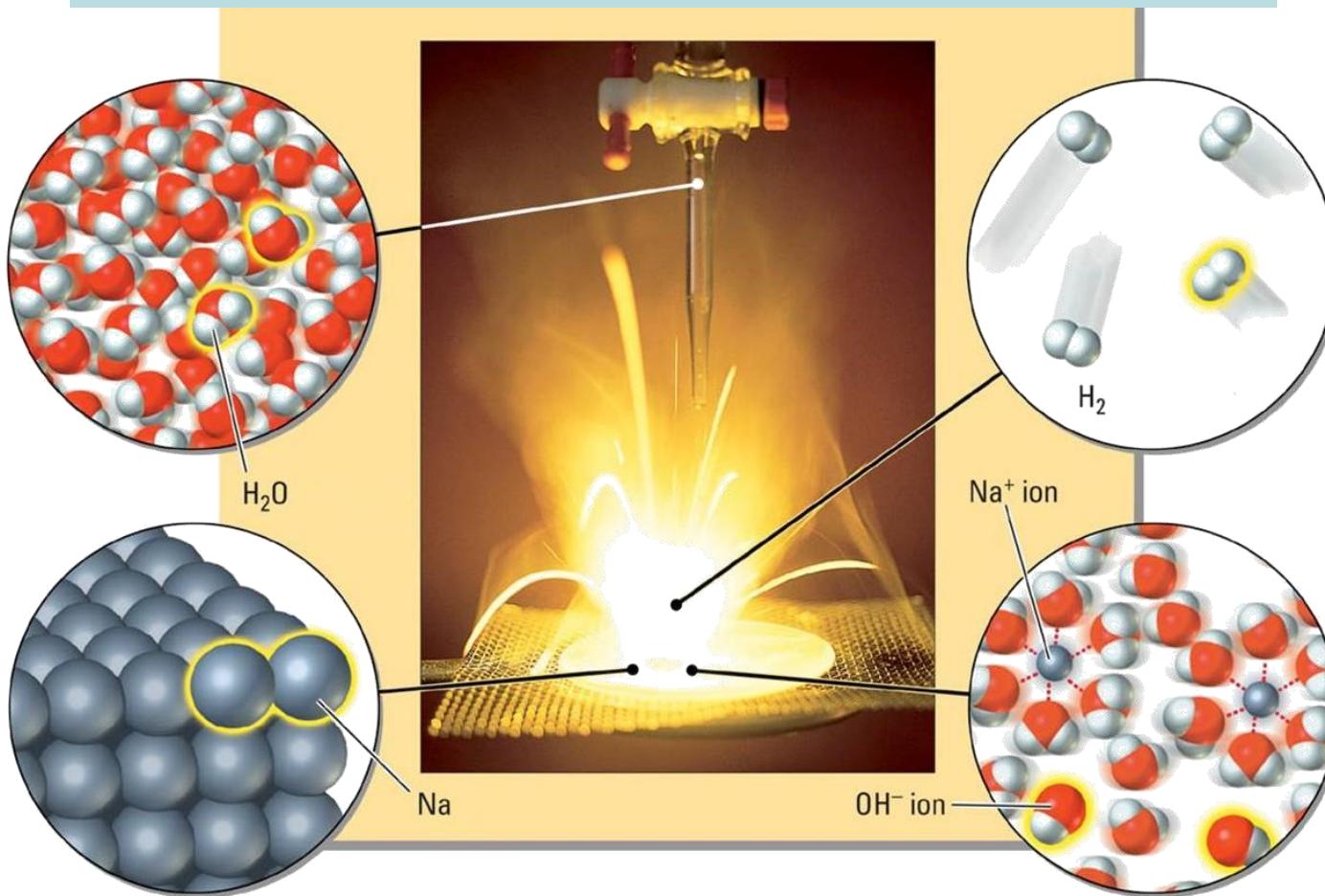
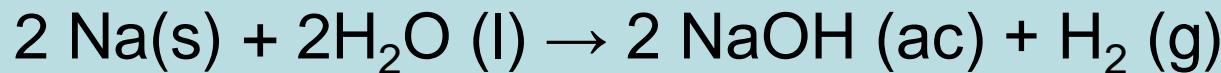
PERO, ¿QUÉ ES UNA REACCIÓN QUÍMICA?

Una reacción química consiste en la “ruptura de enlaces químicos” entre los átomos de los reactivos y la “formación de nuevos enlaces” que originan nuevas sustancias químicas, con liberación o absorción de energía.

En toda reacción química la *masa se conserva*, es decir permanece constante

REACCIONES QUÍMICAS

Ejemplo: la sustitución del hidrógeno del agua por el sodio



REACCIONES QUÍMICAS

CÓMO “LEER” ECUACIONES QUÍMICAS



2 átomos de Mg + 1 molécula de O₂ forman 2 fórmulas unitarias de MgO

48.6 gramos de Mg + 32.0 gramos de O₂ forman 80.6 g MgO

2 moles de Mg + 1 mol de O₂ forman 2 moles de MgO

NO SE LEE

2 gramos Mg + 1 gramo O₂ forman 2 g MgO

REACCIONES QUÍMICAS

BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS

- En toda reacción química se cumple la ley de la conservación de la masa.
- Balancear es igualar el numero de átomos, iones o moléculas reactantes con sus productos.
- Si se modifican los subíndices cambia la relación de los átomos.

REACCIONES QUÍMICAS

BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS.

MÉTODOS:

- Por inspección (tanteo)
- Algebraico
- Oxido-reducción

REACCIONES QUÍMICAS

METODO DEL TANTEO

- Consiste en seleccionar coeficientes al azar hasta lograr que la ecuación quede balanceada.
- Se recomienda balancear los metales y finalmente el hidrogeno y el oxigeno

REACCIONES QUÍMICAS

PASOS GENERALES

- 1) Se identifican los reactantes y los productos de la reacción
- 2) Se verifica si la ecuación está balanceada.
- 3) Se colocan coeficientes delante de las formulas de los reactivos y los productos.
- 4) Se comprueba si la ecuación está balanceada

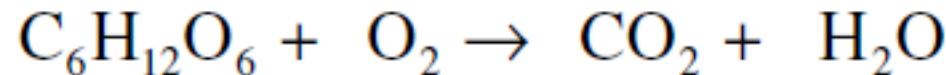
REACCIONES QUÍMICAS

Ejemplo:



REACCIONES QUÍMICAS

Ejemplo: Reacción global de combustión metabólica completa de la glucosa



REACCIONES EN DISOLUCIÓN ACUOSA

PROPIEDADES GENERALES DE LAS DISOLUCIONES ACUOSAS

Disolución: es una mezcla homogénea de dos o mas sustancias.

Soluto: es la sustancia presente en menor cantidad.

Disolvente: es la sustancia que está en mayor cantidad.

Una disolución puede ser gaseosa, sólida o líquida

Disolución acuosa: el soluto inicial es un líquido o un sólido y el disolvente es agua.

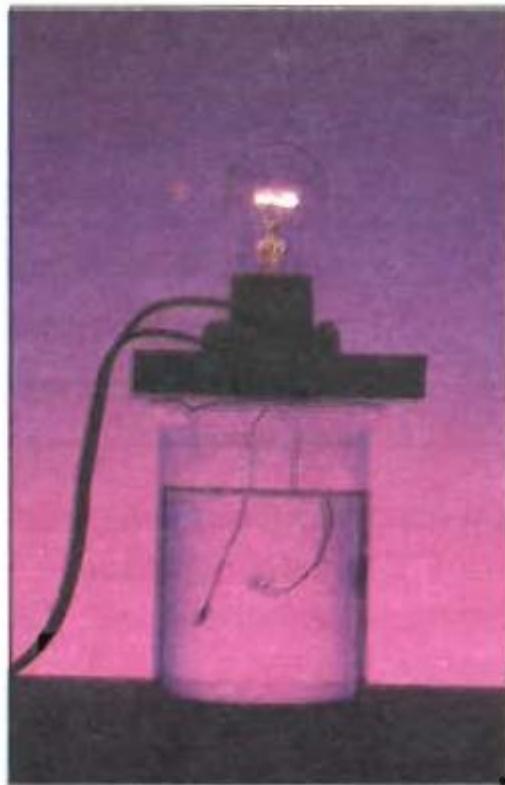
Los solutos que se disuelven en agua se agrupan en dos categorías.

- **Electrolitos:** forma una disolución que conduce la electricidad
- **no electrolitos:** no conduce la corriente cuando se disuelve en agua

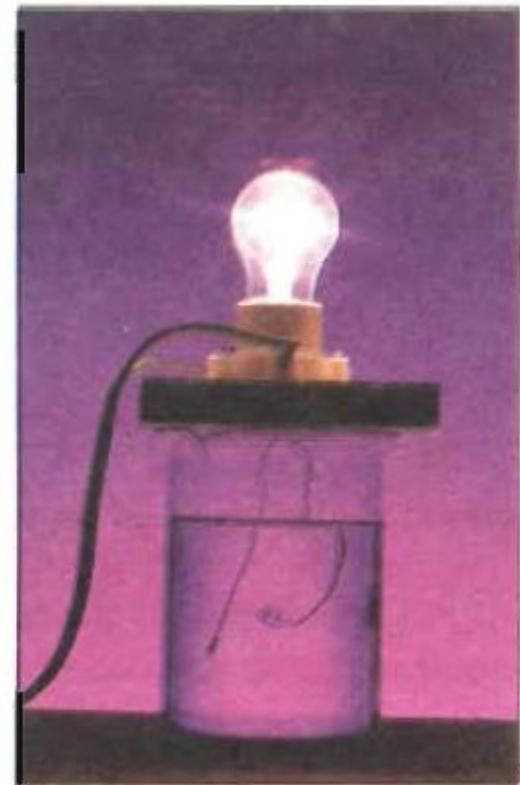
REACCIONES EN DISOLUCIÓN ACUOSA



No electrolito



Electrolito débil



Electrolito

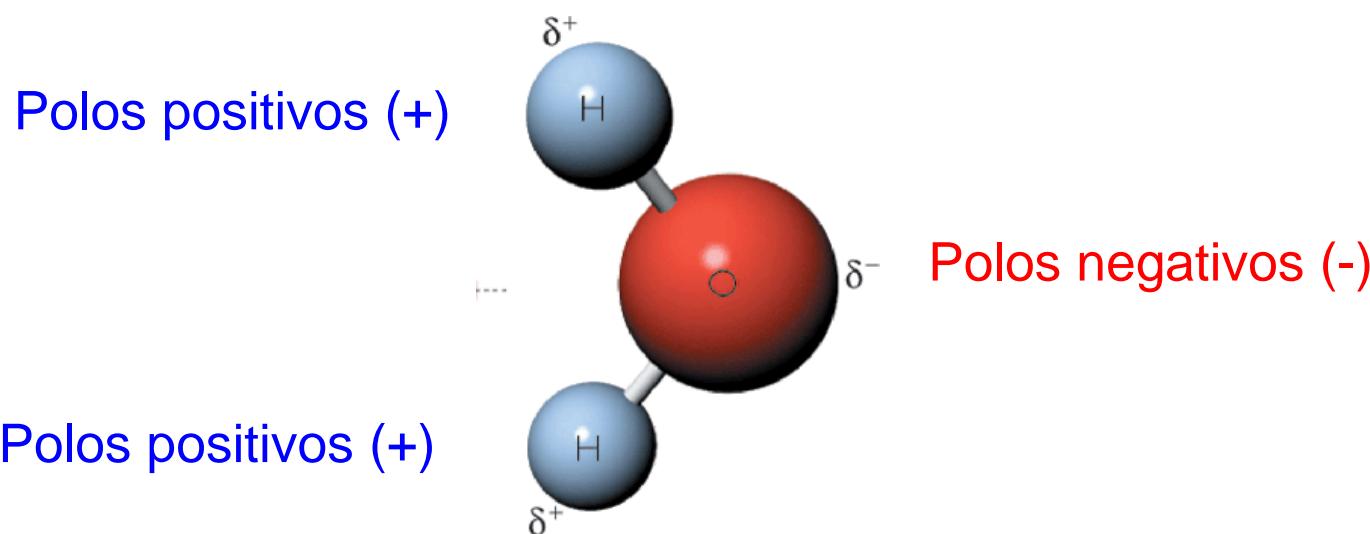


REACCIONES EN DISOLUCIÓN ACUOSA

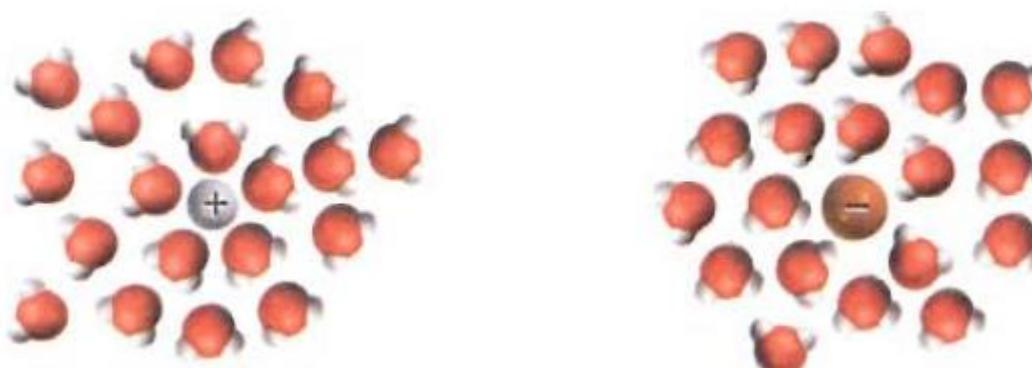
Electrolito fuerte	Electrolito débil	No electrolito
HCl	CH ₃ COOH	(NH ₂)CO (urea)
HNO ₃	HF	CH ₃ OH (metanol)
HClO ₄	HNO ₂	C ₂ H ₅ OH (etanol)
H ₂ SO ₄	NH ₃	C ₆ H ₁₂ O ₆ (glucosa)
NaOH	H ₂ O	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁

REACCIONES EN DISOLUCIÓN ACUOSA

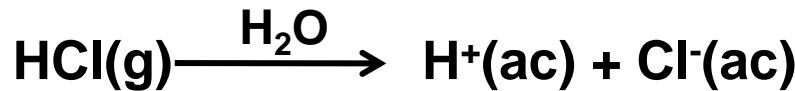
Agua un disolvente polar



Hidratación: Proceso en el que un ion se ve rodeado por moléculas de agua acomodadas de una manera específica



REACCIONES EN DISOLUCIÓN ACUOSA



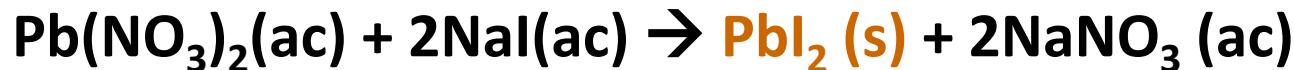
Ionización: Separación de ácidos y bases en iones

REACCIONES DE PRECIPITACIÓN

REACCIONES DE PRECIPITACIÓN

Se caracteriza por la formación de un producto insoluble o precipitado

Precipitado: es un sólido insoluble que se separa de la disolución



REACCIONES DE PRECIPITACIÓN

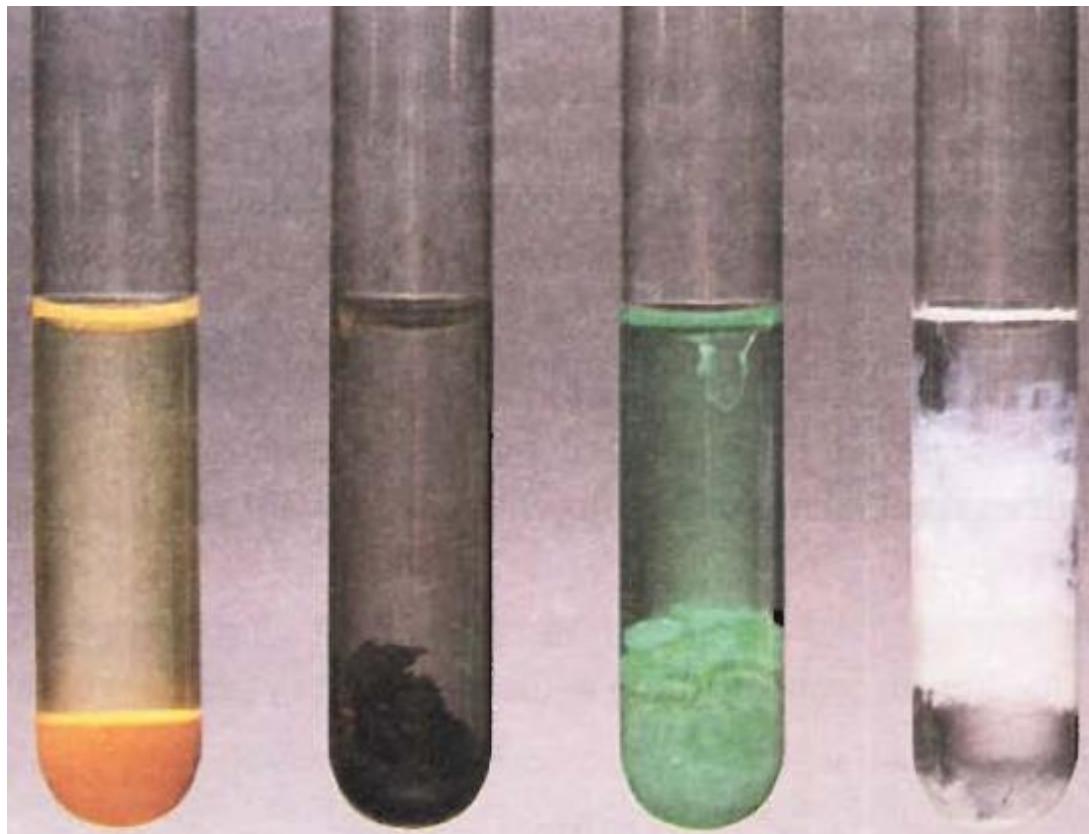
Solubilidad: la máxima cantidad de soluto que se disolverá en una cantidad dada de disolvente a una temperatura específica.

Agua a 25 °C

Compuestos solubles	Excepciones
Iones alcalinos (Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+) y el ion amonio (NH_4^+)	
Nitratos (NO_3^-), bicarbonatos (HCO_3^-) y cloratos (ClO_3^-)	
Halogenuros (Cl^- , Br^- , I^-)	Halogenuros de Ag^+ , Hg_2^{2+} y Pb^{2+}
Sulfatos (SO_4^{2-})	Sulfatos de Ag^+ , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Hg^{2+} y Pb^{2+}

Compuestos insolubles	Excepciones
Carbonatos (CO_3^{2-}), fosfatos (PO_4^{3-}), cromatos (CrO_4^{2-}), sulfuros (S^{2-})	Compuestos que contengan iones de metales alcalinos y el ion amonio
Hidróxidos (OH^-)	Compuestos que contengan iones de metales alcalinos y el ion Ba^{2+}

REACCIONES DE PRECIPITACIÓN



CdS

PbS

Ni(OH)₂

Al(OH)₃

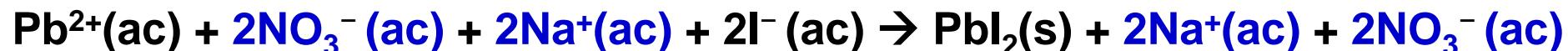
REACCIONES DE PRECIPITACIÓN

ECUACIONES MOLECULARES Y ECUACIONES IÓNICAS

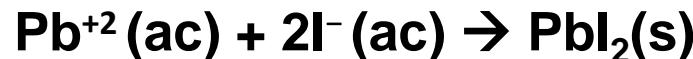
Ecuación molecular: las formulas de los compuestos están escritas como si todas las especies existieran como moléculas o entidades completas.

- Aclara la identidad de los reactivos
- No describe con exactitud lo que esta sucediendo a nivel microscópico

Ecuación iónica: se muestran las especies disueltas como iones libre, incluyendo a los iones espectadores



Ecuación iónica neta: muestra únicamente las especies que realmente participan en la reacción.



REACCIONES DE PRECIPITACIÓN

COMO ESCRIBIR ECUACIONES IONICAS Y ECUACIONES IÓNICAS NETAS

- Escribir la ecuación balanceada para la reacción.
- Volver a escribir la ecuación para indicar los iones disociados que se forman en la disolución. Esto conduce a la ecuación iónica.
- Identificar y cancelar los iones espectadores en ambos lados de la ecuación para obtener la ecuación neta

Prediga los productos de la reacción y escriba la ecuación iónica neta de la reacción.



REACCIONES ÁCIDO – BASE

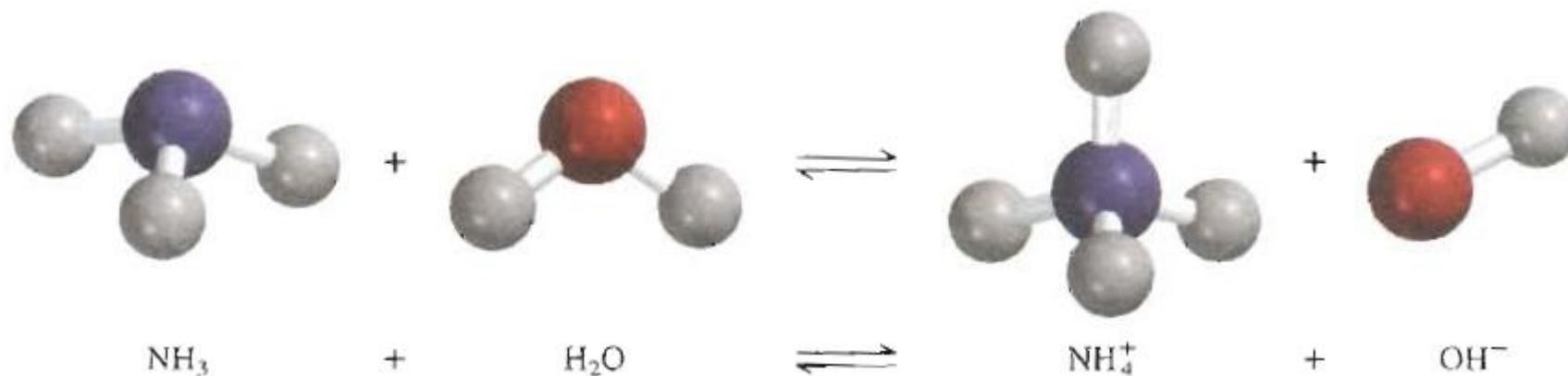
REACCIONES ÁCIDO – BASE

Ácidos: se ionizan con H_2O para formar H^+

- Agrios
- Reaccionan con metales Zn, Mg o Fe y generan $\text{H}_2(\text{g})$
- Reaccionan con CO_3^{2-} y HCO_3^{-1} formando $\text{CO}_2(\text{g})$
- Conducen la electricidad

Bases: se ionizan con H_2O para formar OH^-

- Sabores amargos
- Resbaladizas (jabones)
- Conducen la electricidad

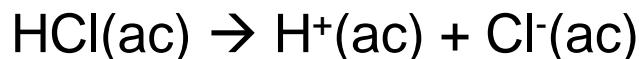


REACCIONES ÁCIDO – BASE

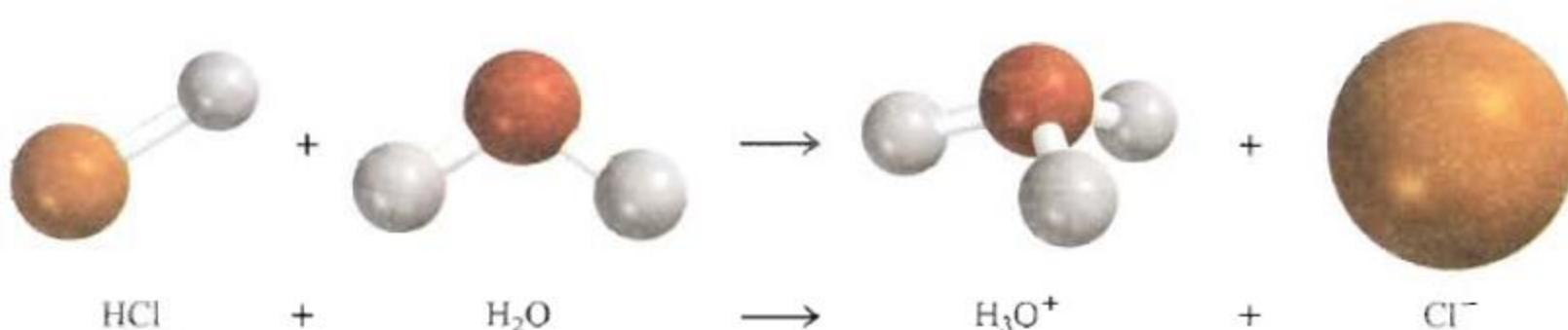
ÁCIDOS Y BASES DE BRØNSTED

Ácido de Brønsted: Dador de protones H^+

Base de Brønsted: Aceptor de protones H^+



Ion hidronio H_3O^+ : Es el protón hidratado $\text{H}_3\text{O}^+ = \text{H}^+$



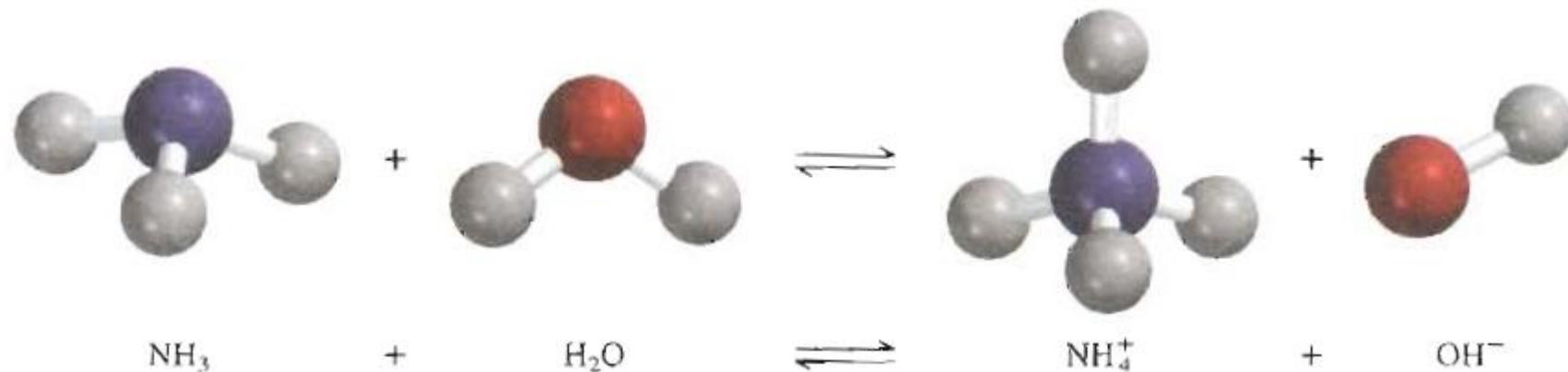
REACCIONES ÁCIDO – BASE

Ácidos comunes

- Monopróticos (HCl, HNO₃, CH₃COOH)
- Dípróticos (H₂SO₄)
- Tripróticos (H₃PO₄)

Bases comunes

- NaOH
- Ba(OH)₂
- NH₃



REACCIONES ÁCIDO – BASE

NEUTRALIZACIÓN ÁCIDO – BASE

Es una reacción entre un ácido y una base, generalmente las reacciones acuosas ácido – base se forma agua y una sal, que es un compuesto iónico formado por un catión distinto del H^+ y un anión distinto del OH^- o O^{2-} .



Tipos de reacciones ácido – base

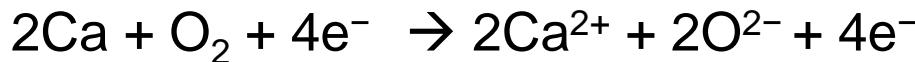
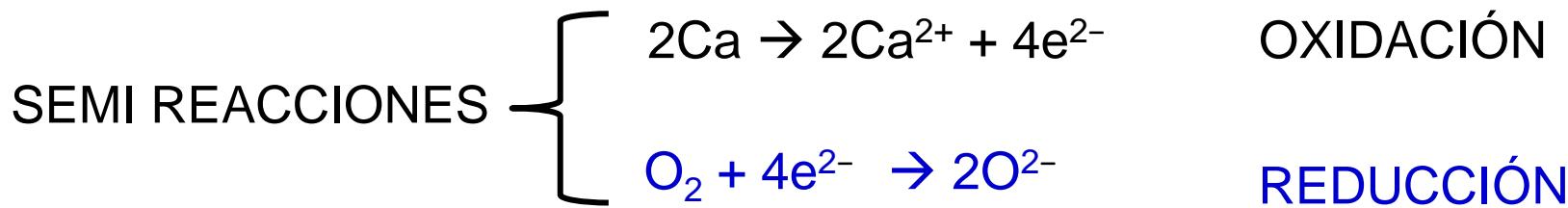
- ácido fuerte y base fuerte
- ácido fuerte y base débil
- ácido débil y base fuerte
- ácido débil y base débil

REACCIONES OXIDO – REDUCCIÓN

REACCIONES DE OXIDO – REDUCCIÓN (REDOX)

Las reacciones de oxidación – reducción (Redox) son aquellas donde hay una transferencia de electrones.

- Unos compuestos se reducen y otros se oxidan
- Reducen: Gana electrones
- Oxidan: Pierden electrones



REACCIONES OXIDO – REDUCCIÓN

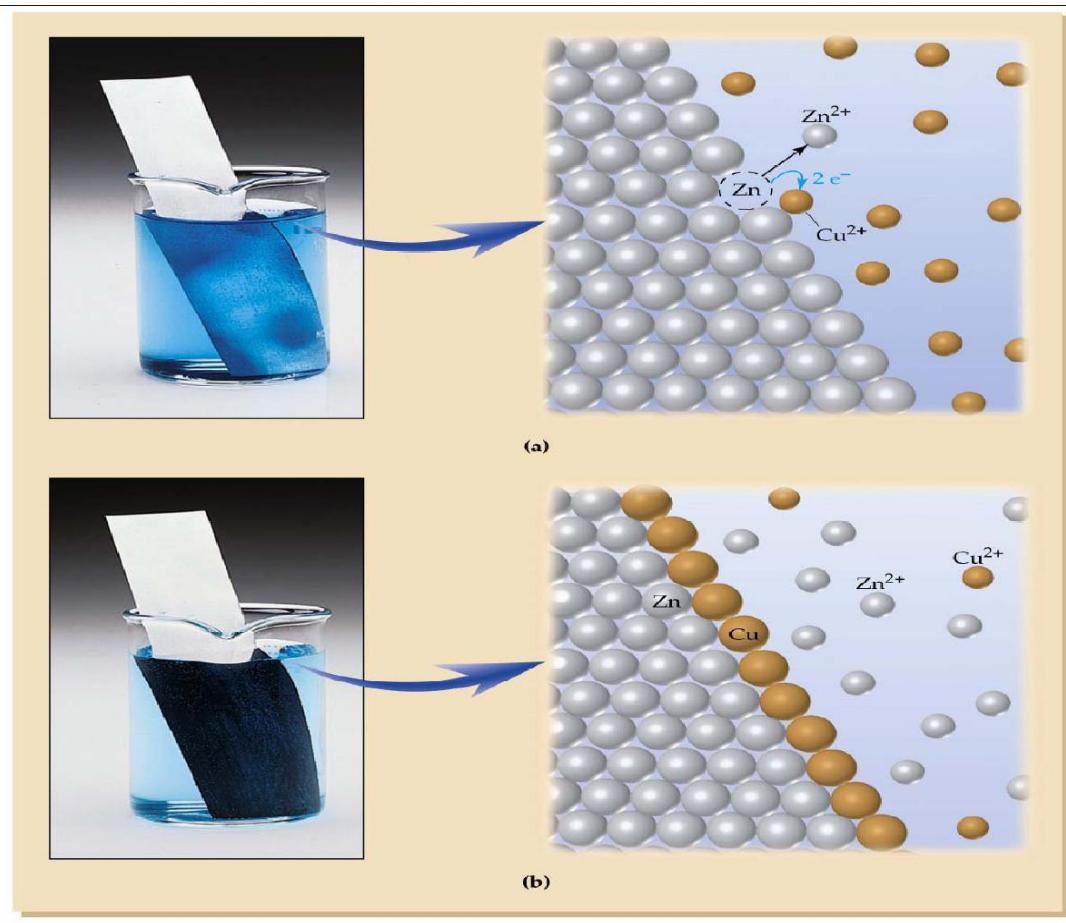
Ca se oxida : Agente reductor

O₂ se reduce: Agente oxidante

Número de electrones perdidos del agente reductor = Número de electrones ganados del agente oxidante

REACCIONES OXIDO – REDUCCIÓN

OXIDACIÓN: PERDIDA DE ELECTRONES
REDUCCIÓN: GANANCIA DE ELECTRONES



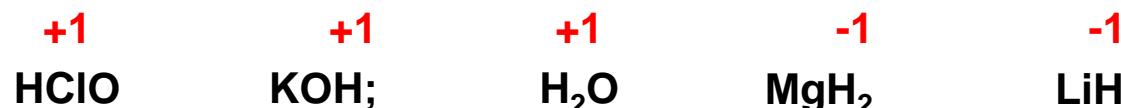
REACCIONES OXIDO – REDUCCIÓN

NÚMERO DE OXIDACIÓN

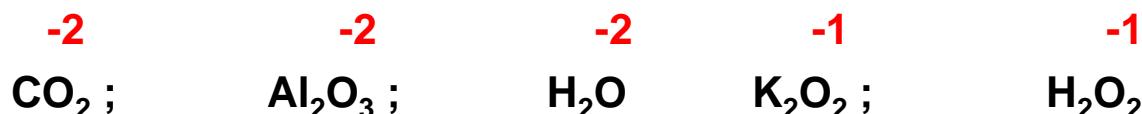
- El número de oxidación de un elemento sin combinar o en estado puro o libre o moléculas diatómicas es cero.



- El número de oxidación del Hidrógeno combinado es +1 excepto en los hidruros, donde su N° de oxidación es -1



- El número de oxidación del Oxígeno combinado es -2 excepto en los peróxidos, donde su N° de oxidación es -1



REACCIONES OXIDO – REDUCCIÓN

4. El número de oxidación en los elementos Metálicos, es siempre Positivo y numéricamente igual a la carga del ion.

+1



+2



+3



5. El número de oxidación de los Halógenos en los Hidrácidos y sus respectivas Sales es -1 en cambio el Nº de oxidación del Azufre en su Hidrácido y respectivas Sales es 2 -

-1 -1 -1 -1 -2 -2 -2



6. El número de oxidación de una molécula es CERO:

+4 -2



+3 -2



REACCIONES OXIDO – REDUCCIÓN

En los iones poliatómicos, la suma de los estados de oxidación de todos los átomos debe ser igual a la carga del ion.

Ejemplo: SO_4^{2-}

REACCIONES OXIDO – REDUCCIÓN

Ejercicios

Determine el número de oxidación de:

- P en el H_3PO_3
- N en el NH_2OH
- S en el H_2SO_3
- Cl en el KClO_3
- S en el Na_2S
- Cr en el $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
- Mn en el MnO_4^{2-}

REACCIONES OXIDO – REDUCCIÓN

BALANCE DE ECUACIONES REDOX

Utilizaremos un método sistemático para poder balancear una ecuación redox

- Se escriben y ajustan separadamente las semiecuaciones (semireacciones) de oxidación y reducción.
- Se ajustan los coeficientes en las dos semiecuaciones de manera que aparezca el mismo número de electrones en ambas.
- Se suman las dos semiecuaciones, cancelándose los electrones y obteniéndose la ecuación neta ajustada.

REACCIONES OXIDO – REDUCCIÓN

RESUMEN DE BALANCEO DE ECUACIÓN REDOX EN MEDIO ÁCIDO

- Escriba las semireacciones de oxidación y reducción
- En cada ecuación
 1. Ajuste los átomos de los elementos que no sean H y O
 2. Ajuste el oxígeno utilizando H_2O
 3. Ajuste el hidrógeno utilizando H^+
 4. Ajuste la carga utilizando electrones
- Cuando sea necesario, iguale el número de electrones en las semiecuaciones de oxidación y reducción multiplicando una o ambas ecuaciones por los enteros adecuados.
- sume las semireacciones y simplifique las especies comunes en ambos lados de la ecuación global.



REACCIONES OXIDO – REDUCCIÓN

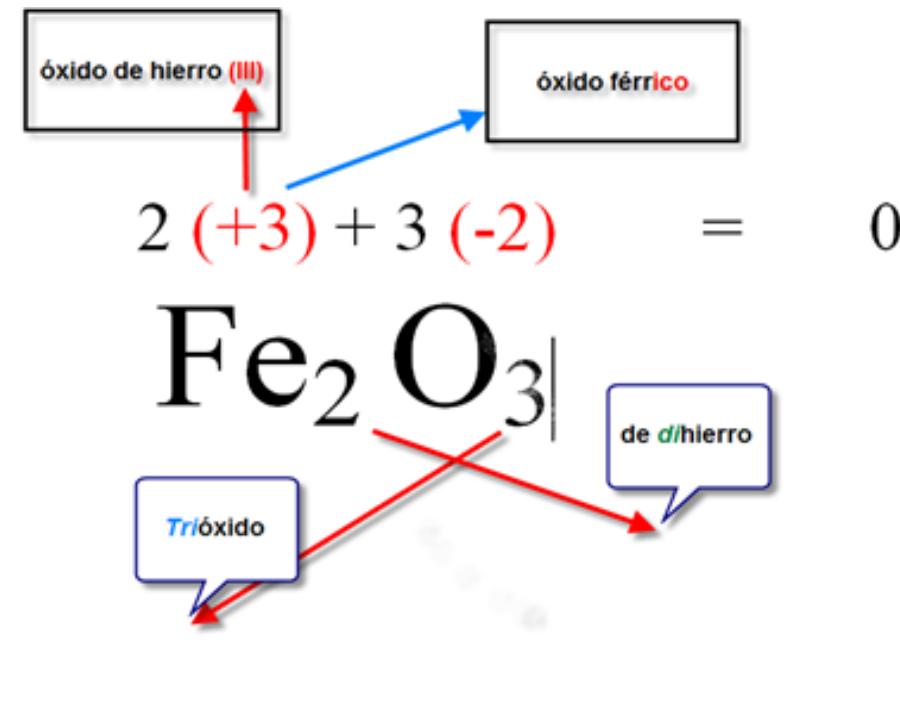
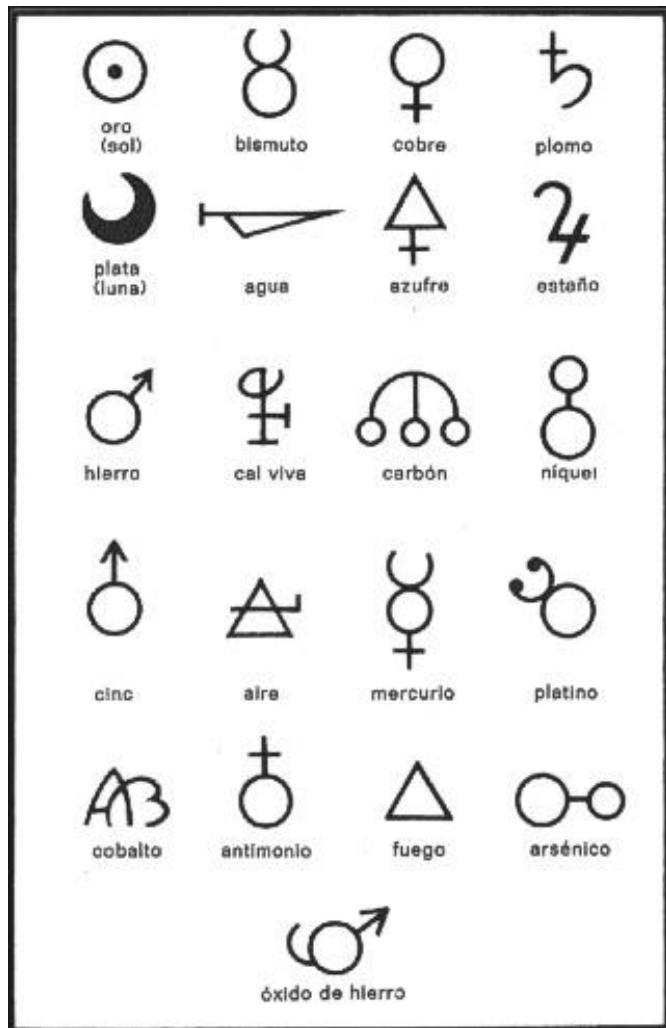
RESUMEN DE BALANCEO DE ECUACIÓN REDOX EN MEDIO BÁSICO

- Ajuste la ecuación como si la reacción tuviese lugar en medio ácido, utilizando el método para disoluciones acuosas en medio ácido.
- Sume en ambos lados de la ecuación neta obtenida tantos OH⁻ como iones H⁺ aparezcan en ella
- Combine los iones de H⁺ y OH⁻en el lado de la ecuación en que aparezcan simultáneamente para dar moléculas de H₂O. Si al hacer esto aparecen moléculas de H₂O en ambos lados de la ecuación, cancele el mismo número a ambos lados y deje el resto de H₂O en uno de los lados.
- Compruebe el ajuste del número de átomos de átomos y de las cargas



NOMENCLATURA

NOMENCLATURA DE ÁCIDOS, BASES Y SALES (IUPAC)



NOMENCLATURA

NOMENCLATURA INORGÁNICA

- Escriba el nombre del catión.
- Si el anión es un elemento, cambie su terminación a *-uro*; si el anión es un ión poliatómico, simplemente escriba el nombre del ión poliatómico.
- Si el catión puede tener más de una carga posible, escriba la carga como un número romano entre paréntesis.

NOMENCLATURA

Iones comunes

Anión	Nombre	Anión	Nombre
Cl^-	Cloruro	S^{2-}	Sulfuro
Br^-	Bromuro	O^{2-}	Oxido
F^-	Fluoruro	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Dicromato
I^-	Yoduro	CrO_4^{2-}	Cromato
NO_3^-	Nitrato	MnO_4^-	Permanganato
NO_2^-	Nitrito	OH^-	Hidróxido
SO_4^{2-}	Sulfato	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	Oxalato
SO_3^{2-}	Sulfito	ClO^-	Hipoclorito
CO_3^{2-}	Carbonato	ClO_2^-	Clorito
PO_4^{3-}	Fosfato	ClO_3^-	Clorato
PO_3^{3-}	Fosfito	ClO_4^-	Perclorato
N^{3-}	Nitruro	CN^-	Cianuro
CH_3COO^-	Acetato	O_2^{2-}	Peróxido

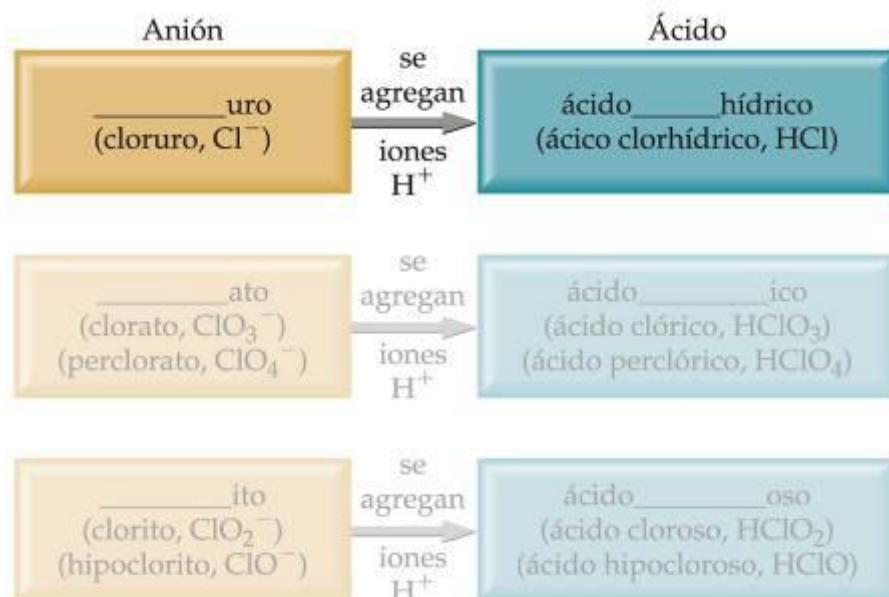
Oxidos. Los óxidos se nombran como si fuesen sales

Na_2O	óxido de sodio
SnO	óxido de estaño (II); óxido estanoso
SnO_2	óxido de estaño (IV); óxido estánico
Fe_2O_3	óxido de hierro (III); óxido férrico.

COMPUESTOS BINARIOS DE NO METALES, DIFERENTES DE LOS ACIDOS

SO_2	dióxido de azufre
SO_3	trióxido de azufre
PCl_3	tricloruro de fósforo
PCl_5	pentacloruro de fósforo
CCl_4	tetracloruro de carbono
N_2O_5	pentóxido de dinitrógeno
CO	monóxido de carbono
CO_2	dióxido de carbono

NOMENCLATURA DE ÁCIDOS



- Si el anión en el ácido termina en **-uro**, cambiará a **ácido -ico** y el prefijo a **hídrico**.
 - HCl: ácido clorhídrico
 - HBr: ácido bromhídrico
 - HI: ácido yodhídrico

NOMENCLATURA DE LOS PATRONES EN OXIANIONES

- Cuando se tienen dos oxianiones que involucran el mismo elemento:
 - El que tiene menos oxígenos termina en *-ito*.
 - NO_2^- : nitrito; SO_3^{2-} : sulfito
 - El que tiene más oxígenos termina en *-ato*.
 - NO_3^- : nitrato; SO_4^{2-} : sulfato

Estado de oxidacion

Br	Fórmula	Nombre
+1	BrO^-	ión hipobromito
+3	BrO_2^-	ión bromito
+5	BrO_3^-	ión bromato
+7	BrO_4^-	ión perbromato

Aniones con hidrógenos ácidos

HSO_4^- ión hidrógeno sulfato

HCO_3^- ión hidrógeno carbonato

H_2PO_4^- ión dihidrógeno fosfato

HS^- ión hidrógeno sulfuro

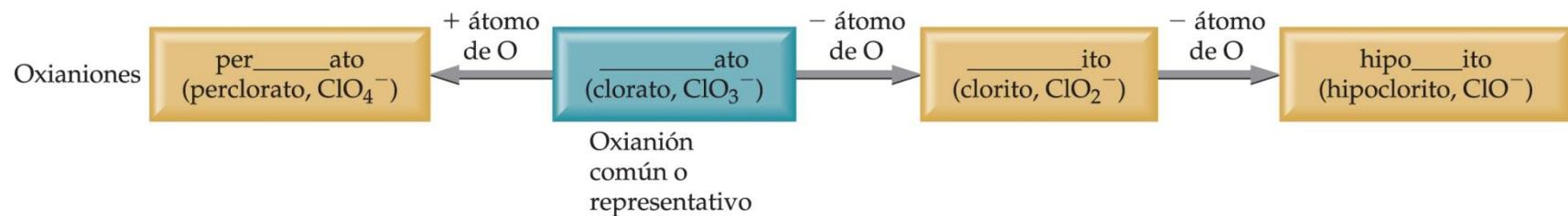
Oxoácidos.

Fórmula	ANION Nombre	ACIDO Fórmula	CORRESPONDIENTE Nombre
ClO^-	ión hipoclorito	HClO	ácido hipocloroso
ClO_2^-	ión clorito	HClO_2	ácido cloroso
ClO_3^-	ión clorato	HClO_3	ácido clórico
ClO_4^-	ión perclorato	HClO_4	ácido perclórico

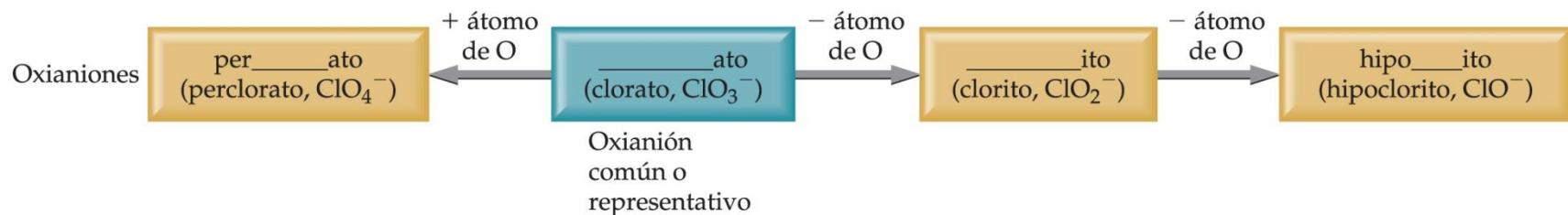
Hidróxidos. Los hidróxidos se nombran como si fueran sales:

NaOH	hidróxido de sodio
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	hidróxido de calcio
$\text{Al}(\text{OH})_3$	hidróxido de aluminio
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	hidróxido de cobre (II)

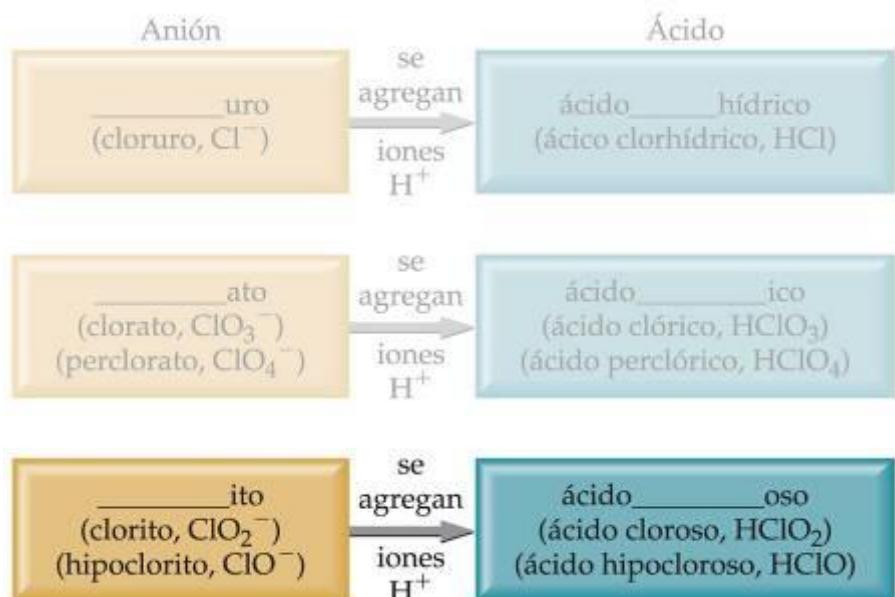
- El que tiene el segundo número menor de oxígenos termina en *-ito*.
 - ClO_2^- : clorito
- El que tiene el segundo número mayor de oxígenos termina en *-ato*.
 - ClO_3^- : clorato



- El que tiene menos oxígenos tiene el prefijo *hipo-* y termina en *-ito*.
 - ClO^- : hipoclorito
- El que tiene más oxígenos tiene el prefijo *per-* y termina en *-ato*.
 - ClO_4^- : perclorato

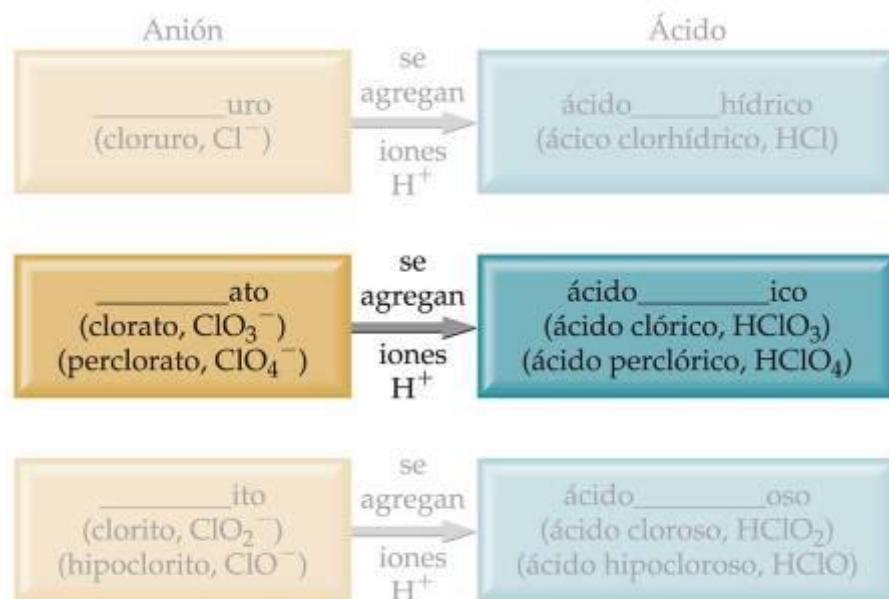


NOMENCLATURA DE ÁCIDOS



- Si el anión en el ácido termina en **-ito**, cambiará a **ácido -oso**.
 - $HClO$: ácido hipocloroso
 - $HClO_2$: ácido cloroso

NOMENCLATURA DE ÁCIDOS



- Si el anión en el ácido termina en **-ato**, cambiará a **-ácido -ico**.
 - $HClO_3$: ácido clórico
 - $HClO_4$: ácido perclórico