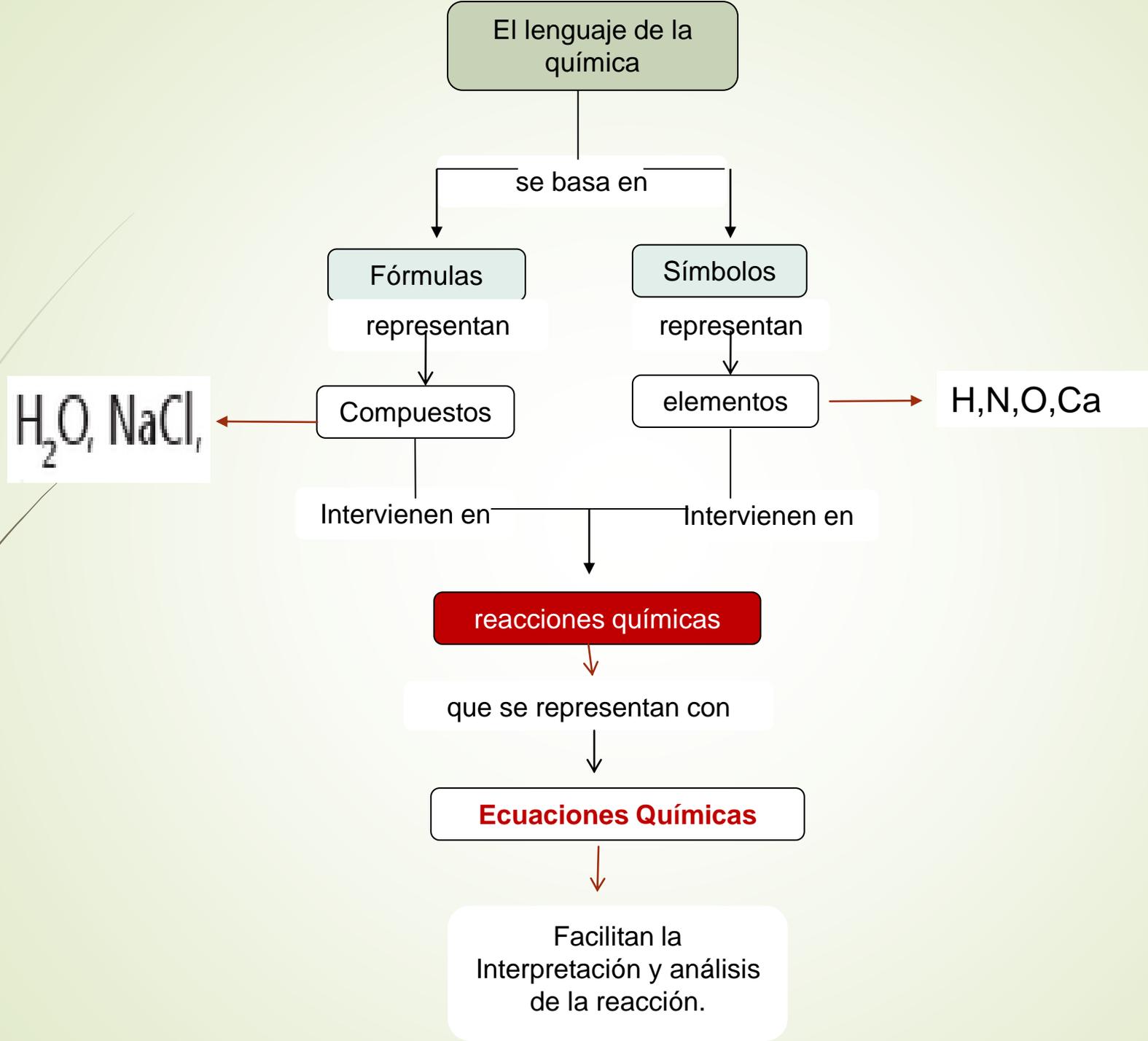


UNIDAD IV

NOMENCLATURA Y NOTACIÓN QUÍMICA





Conceptos previos

Elemento químico.

Sustancia que está constituido por un solo tipo de átomos, por lo que no pueden descomponerse por simples medios químicos. Se encuentran organizados en la tabla periódica.

Símbolos químicos

Letra o grupo de dos letras que representa a un elemento. Estos símbolos se forman comúnmente con una o dos letras tomadas del nombre del elemento. La primera (o única) letra se escribe con **mayúscula**.

Ejemplo: Hidrógeno (H); Oxígeno (O) ; Carbono (C); Nitrógeno (N); Boro (B) ; Vanadio (V)

Cuando los nombres de varios elementos empiezan con la misma letra, su símbolo específico se formará con dos letras, la primera letra de su nombre, escrita con **mayúscula** y la segunda o bien una letra intermedia, escrita con **minúscula**

Ejemplos:

Calcio (Ca), Cobalto (Co); Cromo (Cr); Cadmio (Cd); Cesio (Cs); Cloro (Cl)

Algunos símbolos se toman de los nombres de los elementos en otro idioma como el latín ó el griego, y el tungsteno, W de la palabra en alemán Wolfram, por lo que no existe una correspondencia directa del símbolo con el nombre.

Ejemplos: Sodio (**N**atium-Na); Azufre (**S**ulphurium, S); Cobre (**C**uprum,Cu); Plata (**A**rgentium Ag)
Potasio (**K**alium, K); Hierro (**F**errum, Fe); Fósforo (**P**hosphoros, P) ; Plomo (**P**lumbum, Pb)

Compuestos químicos.

Sustancias formados por la unión de átomos de diferentes elementos químicos en proporciones definidas. Pueden separarse por métodos químicos en otras sustancias más sencillas. Se representan por fórmulas.



Acido nítrico



Monóxido de Nitrógeno

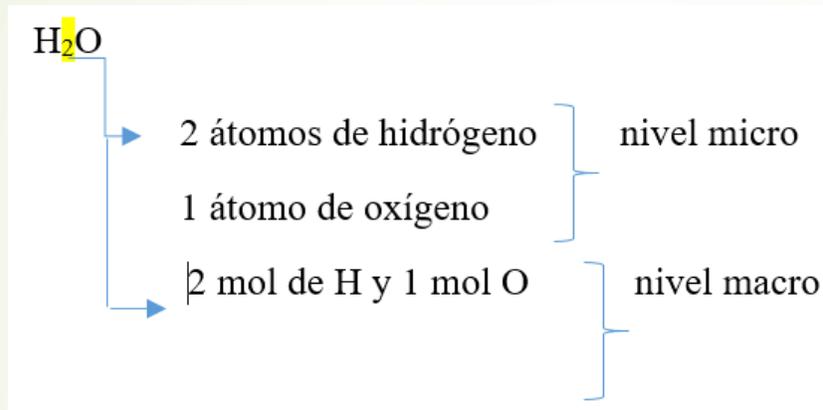


Agua

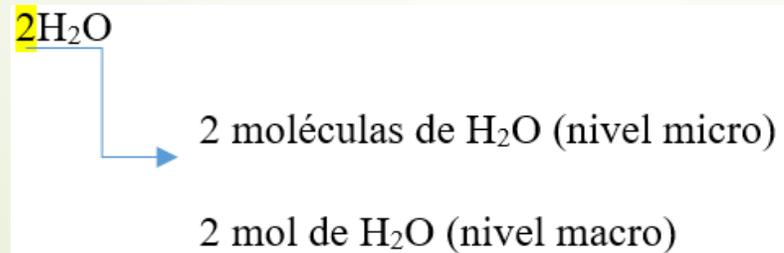


Nitrato de Cobre (II)

SUBÍNDICE: Es un número ubicado en la parte inferior derecha que indica el número de átomos y/o mol del elemento químico que está al frente.



COEFICIENTE: Número ubicado al frente de una fórmula o símbolo; indica la proporción de un elemento químico en el compuesto (mol, molécula, ión).



VALENCIA:

Indica el número de electrones que un átomo de un elemento determinado posee en su último nivel de energía. Estos electrones son de especial relevancia pues son los responsables de la formación de enlaces. Un número relacionado con el número de electrones de valencia (ubicación en el último nivel de energía).

Ejemplos: Potasio = K valencia 1 (1 electrón de valencia)
Calcio = Ca valencia 2 (2 electrones de valencia)
Aluminio = Al valencia 3 (3 electrones de valencia)

NÚMERO DE OXIDACIÓN

Es un número acompañado de un signo + o - en la parte superior derecha de un símbolo químico (hace referencia a que el elemento formó un enlace 100% iónico).

Ejemplos: K^{1+} , Ca^{2+} , Al^{3+}

**PRINCIPALES NÚMEROS DE OXIDACIÓN
METALES DE VALENCIA FIJA**

MONOVALENTES	DIVALENTES
HIDRÓGENO H^{1+} , H^{-} LITIO Li^{1+} SODIO Na^{1+} POTASIO K^{1+} RUBIDIO Rb^{1+} CESIO Cs^{1+} FRANCIO Fr^{1+} PLATA Ag^{1+} Radical amonio $(NH_4)^{1+}$	BERILIO Be^{2+} MAGNESIO Mg^{2+} CALCIO Ca^{2+} BARIO Ba^{2+} RADIO Ra^{2+} CADMIO Cd^{2+} ESTRONCIO Sr^{2+} ZINC Zn^{2+}
TRIVALENTES	TETRAVALENTES
ALUMINIO Al^{3+} BISMUTO $^{3+}$ DISPROSIO Dy^{3+} ESCANDIO Sc^{3+} ITRIO Y^{3+} LANTANO La^{3+}	PLATINO Pt^{4+} OSMIO Os^{4+} RENIO Re^{4+} HAFNIO Hf^{4+} CIRCONIO Zr^{4+}
HEXAVALENTES	
URANIO U^{6+} WOLFRAMIO W^{6+} MOLIBDENO Mo^{6+}	

METALES DE VALENCIA VARIABLE

MONOVALENTES-DIVALENTES

COBRE $\text{Cu}^{1+,2+}$

MERCURIO $\text{Hg}^{1+,2+}$

MONOVALENTES-TRIVALENTES

ORO $\text{Au}^{1+,3+}$

TALIO $\text{Tl}^{1+,3+}$

DIVALENTES-TRIVALENTES

HIERRO $\text{Fe}^{2+,3+}$

NÍQUEL $\text{Ni}^{2+,3+}$

CROMO $\text{Cr}^{2+,3+}$

COBALTO $\text{Co}^{2+,3+}$

MANGANESO $\text{Mn}^{2+,3+}$

DIVALENTES-TETRAVALENTES

PLOMO $\text{Pb}^{2+,4+}$

ESTAÑO $\text{Sn}^{2+,4+}$

TRIVALENTES-TETRAVALENTES

CERIO $\text{Ce}^{3+,4+}$

PRASEODIMIO $^{3+,4+}$

TRIVALENTES-PENTAVALENTES

NIOBIO $\text{Nb}^{3+,5+}$

VANADIO $\text{V}^{3+,5+}$

TANTALIO $\text{Ta}^{3+,5+}$

NO METALES

HALÓGENOS

FLÚOR F^{1-}

CLORO $Cl^{1-,1+,3+,5+,7+}$

BROMO $Br^{1-,1+,3+,5+,7+}$

YODO $I^{1-,1+,3+,5+,7+}$

ANFÍGENOS

OXÍGENO O^{2-},O_2^{1-}

AZUFRE $S^{2-,2+,4+,6+}$

SELENIO $Se^{2-,2+,4+,6+}$

TELURO $Te^{2-,2+,4+,6+}$

NITROGENOIDES

NITRÓGENO $N^{3-,3+,5+}$

FÓSFORO $P^{3-,3+,5+}$

ARSÉNICO $As^{3-,3+,5+}$

ANTIMONIO $Sb^{3-,3+,5+}$

BORO $B^{3+,3-}$

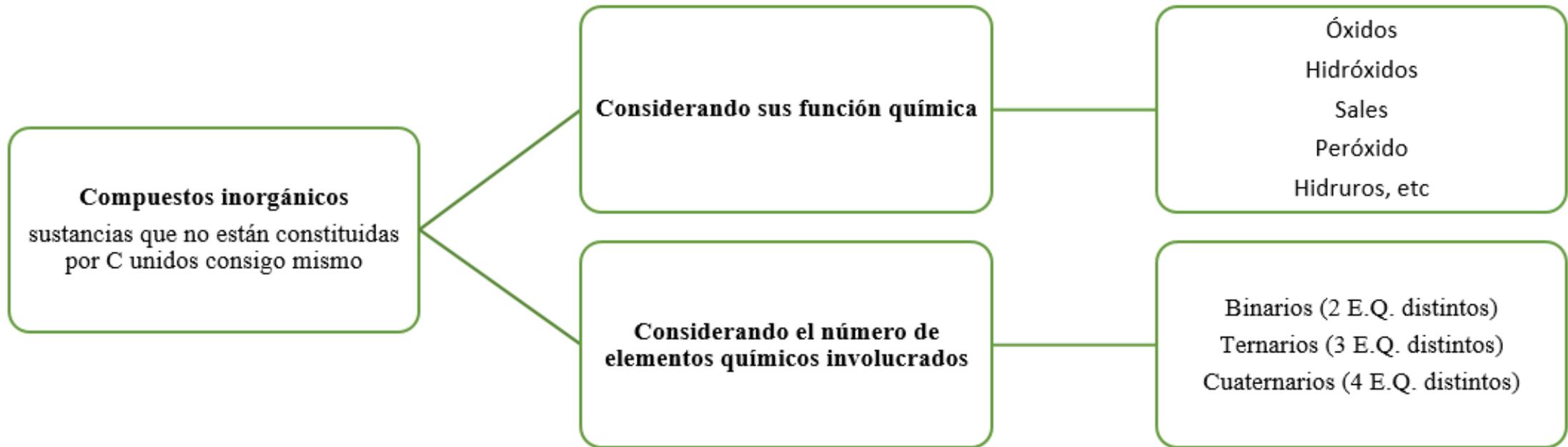
CARBONOIDES

CARBONO $C^{2-,2+,4+}$

SILICIO Si^{4+}

GERMANIO Ge^{4+}

CLASIFICACIÓN DE LOS COMPUESTOS INORGÁNICOS

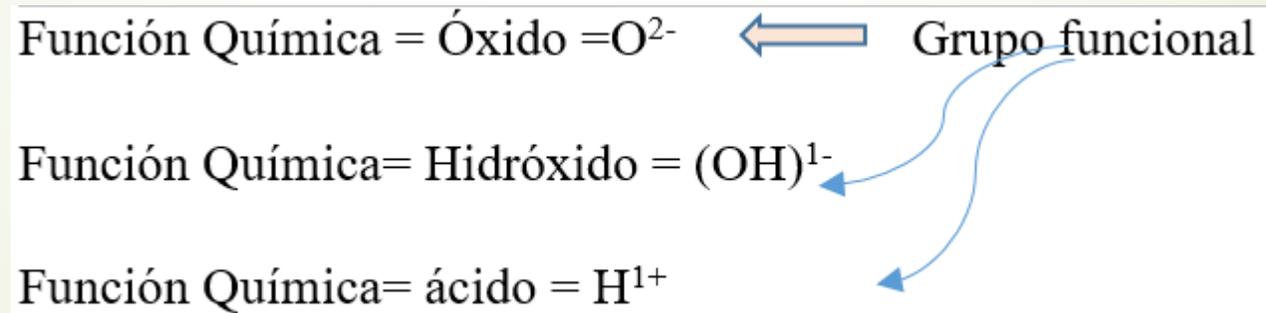


FUNCIÓN QUÍMICA

Conjunto de compuestos que tienen propiedades similares, debido a que presentan el mismo grupo funcional.

GRUPO FUNCIONAL

Es un átomo o grupo de átomos que caracterizan una función química.



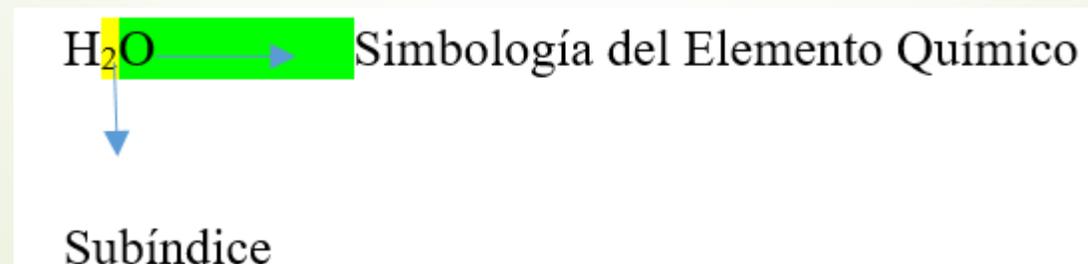
NOMENCLATURA QUÍMICA

Conjunto de reglas que sirven para nombrar a los compuestos.

- Nomenclatura Tradicional
- Nomenclatura Stock
- Nomenclatura IUPAC o sistemática

NOTACIÓN QUÍMICA

Simbología que se utiliza para representar a los compuestos. Ejemplo



FUNCIÓN QUÍMICA ÓXIDO-GRUPO FUNCIONAL (O^{2-})ÓXIDO

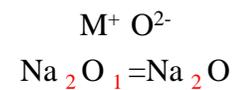


ÓXIDOS METÁLICOS U ÓXIDOS BÁSICOS

Formación: Reacción de un metal con el oxígeno

Son básicos porque al reaccionar con agua forman hidróxidos

Notación Química: Escritura directa



NOMENCLATURA TRADICIONAL

Metales con número de oxidación fija

- Óxido de**
- Nombre del metal

Ejemplos

Li_2O	Óxido de Litio
CaO	Óxido de Calcio
Al_2O_3	Óxido de aluminio

Metales con números de oxidación variable

- Óxido**
- Raíz del elemento químico-terminación
- oso** (menor NÚMERO DE OXIDACIÓN)
- ico** (mayor NÚMERO DE OXIDACIÓN)

Ejemplos

PbO	Óxido Plumboso
PbO_2	Óxido Plúmbico
Fe_2O_3	Óxido Férrico

NOMENCLATURA STOCK

NOMENCLATURA STOCK

Metales de Valencia Fija

-Óxido de ..
-Nombre del metal

Ejemplo →



Óxido de
Aluminio

-Óxidos de metales de valencia variable

-óxido
-de.... Nombre del metal (#
romanos valencia del metal)

Ejemplos →



Óxido de
Hierro (II)



Óxido de
Hierro (III)

NOMENCLATURA SISTEMÁTICA O IUPAC

Utiliza prefijos de cantidad

- 1= mono (óxidos neutros)
- 2= di
- 3= tri
- 4=tetra
- 5= penta
- 6= hexa
- 7= hepta

Intercalar los prefijos de cantidad entre el nombre genérico (**función química**) y nombre específico (**nombre del metal**) leídos de derecha a izquierda.

Ejemplo:

- Li_2O = Óxido de **di**litio
- FeO = Óxido de Hierro
- Fe_2O_3 = **Tri**óxido de **di**hierro

RESUMEN NOMENCLATURAS DE ÓXIDOS METÁLICOS O BÁSICOS

Fórmula	Tradicional	Stock	Sistemática (IUPAC)
PbO_2	Óxido Plúmbico	Óxido de Plomo (IV)	Dióxido de Cobre
Li_2O	Óxido de Litio	Óxido de Litio	Monóxido de Litio
Cu_2O	Óxido Cuproso	Óxido de Cobre (I)	óxido de dicobre

ÓXIDOS NO METÁLICOS

Reacción del no metal
con el oxígeno

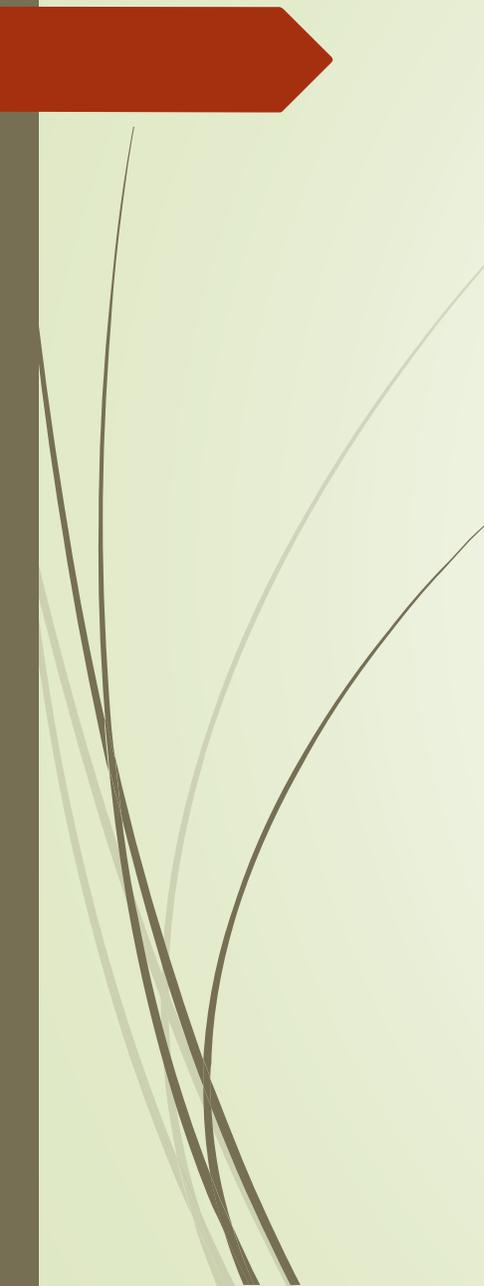
Llamados Anhídridos u
óxidos ácidos

Reaccionar con agua
forman ácidos

Notación Química:
Escritura directa
No $M^+ O^{2-}$
;intercambiando
valencias

NOMENCLATURA TRADICIONAL

Familias de no metales	Prefijo hipotermiación	Terminación oso	Terminación ico	Prefijo perterminación
Halógenos (Cl, Br, I)	1+	3+	5+	7+
Anfígenos (S, Se, Te)	2+	4+	6+	
Nitrogenoides (N, P, As, Sb)		3+	5+	
Carbonoides (C, Si, Ge)		2+	4+	



Fórmula	Nomenclatura Tradicional
Br_2O	Anhídrido Hipobromoso
Br_2O_3	Anhídrido Bromoso
Br_2O_5	Anhídrido Brómico
Br_2O_7	Anhídrido Perbrómico
N_2O_3	Anhídrido Nitroso
N_2O_5	Anhídrido Nítrico
SO	Anhídrido Hiposulfuroso
SO_2	Anhídrido Sulfuroso
SO_3	Anhídrido Sulfúrico

Ejemplos

Fórmula	Tradicional	Stock	Sistemática
Br_2O	Anhídrido Hipobromoso	Óxido de Bromo (I)	Monóxido de dibromo
P_2O_5	Anhídrido Fosfórico	Óxido de Fósforo (V)	Pentóxido de difósforo
CO_2	Anhídrido Carbónico	Óxido de Carbono (IV)	Dióxido de Carbono
SO_3	Anhídrido Sulfúrico	Óxido de Azufre (VI)	Trióxido de Azufre
N_2O_5	Anhídrido Nítrico	Óxido de Nitrógeno (V)	Pentóxido de dinitrógeno

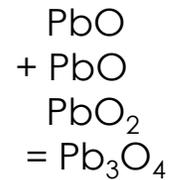
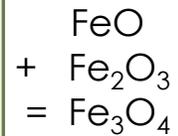
ÓXIDOS SALINOS

FORMACIÓN: Combinación de dos óxidos de un mismo metal (Estados de oxidación variable M+2,+3; +2,+4)

ESTRUCTURA



Ejemplos



NOMENCLATURAS

TRADICIONAL:

Fe_3O_4
Óxido salino de Hierro
Óxido Ferroso-Férrico

STOCK

Óxido de Hierro (II) y (III)

IUPAC

Tetraóxido de trihierro

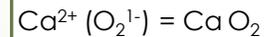
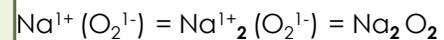
FUNCIÓN PERÓXIDO – GRUPO FUNCIONAL (O₂¹⁻) PEROXO

PERÓXIDOS

FORMACIÓN: Reacción de un óxido básico con el Oxígeno

ESTRUCTURA

$M^+ (O_2^{1-}) \quad \Sigma(+/-)=0$
Ejemplos



NOMENCLATURA

**-PERÓXIDO
-DE
NOMBRE DEL METAL**

Na₂O₂ → **PERÓXIDO DE SODIO**
CaO₂ → **PERÓXIDO DE CALCIO**

ÁCIDOS

```
graph TD; A[ÁCIDOS] --> B[ÁCIDOS HIDRÁCIDOS O HALOIDEOS]; A --> C[ÁCIDOS OXÁCIDOS U OXIÁCIDOS]; B --> D[COMPUESTOS BINARIOS]; C --> E[COMPUESTOS TERNARIOS];
```

ÁCIDOS
HIDRÁCIDOS O
HALOIDEOS

COMPUESTOS
BINARIOS

ÁCIDOS
OXÁCIDOS
U OXIÁCIDOS

COMPUESTOS
TERNARIOS

Ácido proviene de la palabra latina *acidus*, que significa agrio o acre.

PROPIEDADES DE LOS ÁCIDOS

1. Los ácidos tienen sabor agrio (por ejemplo, el ácido cítrico del jugo de limón) y hacen que cambien de color ciertos indicadores químicos (por ejemplo, el tornasol se vuelve rojo en contacto con los ácidos, mientras que la fenolftaleína permanece incolora).

2. Los ácidos son sustancias que, al disolverse en agua, aumentan la concentración de iones H^+ .

3. Cuando se agregan ácidos a las bases, reducen o bajan la cantidad debido a la reacción de neutralización.

4. Los ácidos minerales son altamente corrosivos

Los ácidos minerales por lo general reaccionan con metales, desprendiendo hidrógeno gaseoso

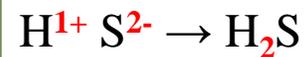
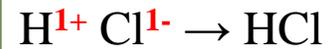
ÁCIDOS HIDRÁCIDOS O HALOIDEOS

FORMACIÓN

Compuestos binarios que proceden de la reacción del hidrógeno con los no metales de la Familia de los Halógenos (1-) y Anfígenos (2-)

ESTRUCTURA

H^{1+} No M^{-} Intercambiando valencia
Ejemplos



NOMENCLATURA

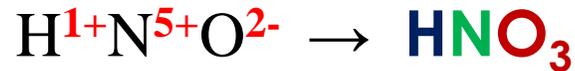
HCl **Ácido Clorhídrico**
Cloruro de Hidrógeno
H₂S **Ácido Sulfhídrico**
Sulfuro de Hidrógeno

ÁCIDOS OXÁCIDOS U OXIÁCIDOS

FORMACIÓN

Compuestos ternarios que proceden de la reacción de los óxidos ácidos con agua

ESTRUCTURA

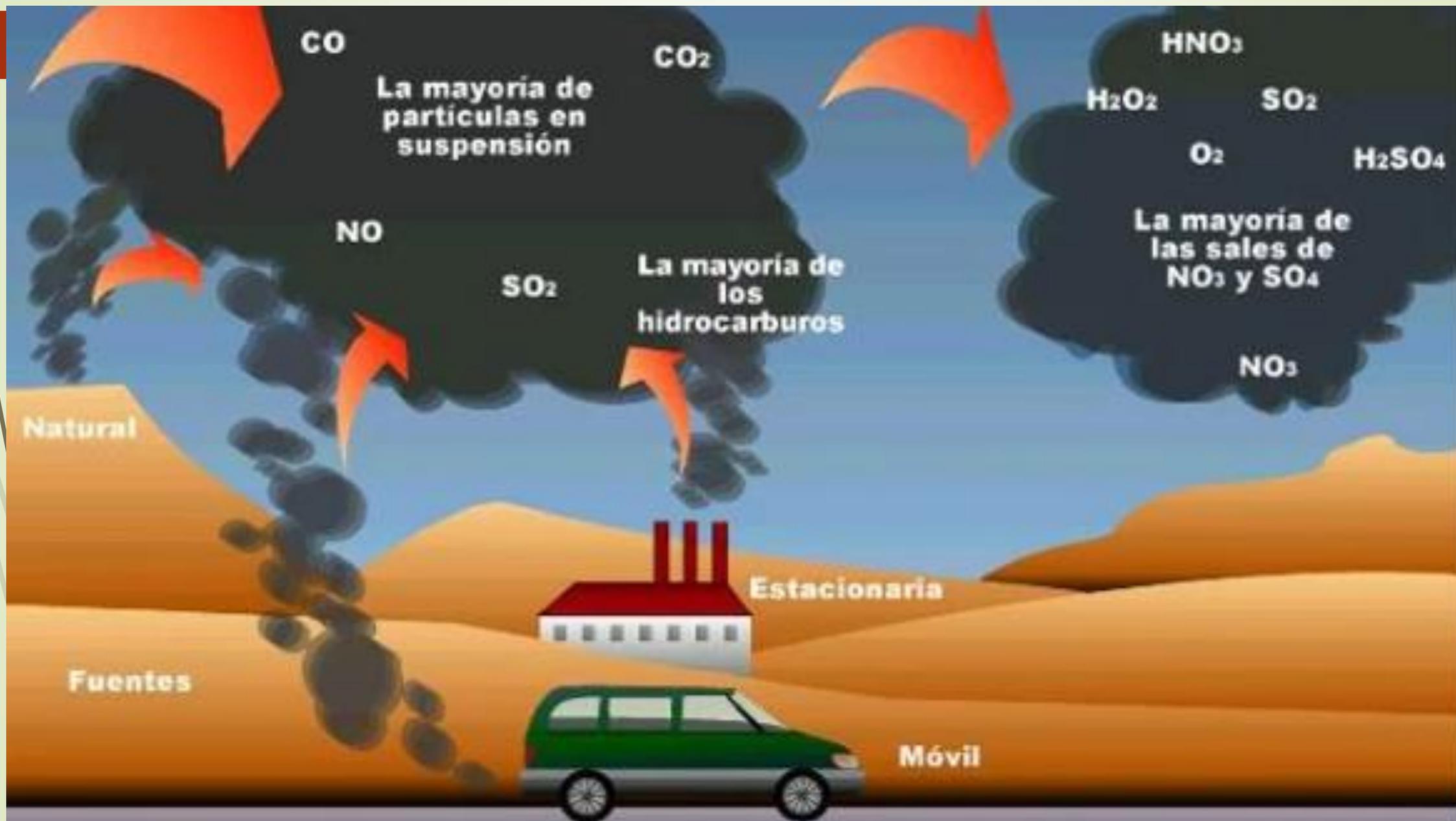


CASOS

1. Óxidos ácidos de la familia de los halógenos, anfígenos y Nitrógeno que reaccionan solo con una agua

2. Óxidos ácidos del P, As, Sb y B que reaccionan con una molécula de agua, dos y hasta tres moléculas de agua.

3. Óxidos ácidos de la familia de los Carbonoides que reaccionan una molécula y hasta dos moléculas de agua.



BASES O HIDRÓXIDOS

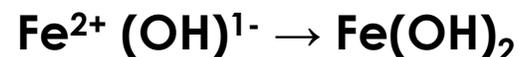
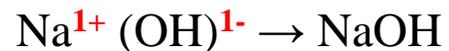
FORMACIÓN

Proceden de la reacción de los óxidos básicos con agua

ESTRUCTURA

$M^{+}(OH)^{-}$ Intercambiando valencia

Ejemplos



NOMENCLATURAS

TRADICIONAL:

- HIDRÓXIDO DE SODIO
- HIDRÓXIDO FERROSO

STOCK:

- HIDRÓXIDO DE SODIO
- HIDRÓXIDO DE HIERRO (II)

IUPAC:

- HIDRÓXIDO DE SODIO
- DIHIDRÓXIDO DE HIERRO

Base proviene del latín *basis*, fundamento o apoyo, es decir, lo que está abajo

1. Tienen sabor amargo y son resbalosas al tacto (el jabón es un buen ejemplo)
Cambian el color del tornazol a azul, Y la fenolftaleína a un color rosa

2. Las bases son sustancias que, al disolverse en agua, aumentan la concentración de iones OH^-

3. Cuando se agregan bases a los ácidos, reducen o bajan la cantidad, debido a la reacción de neutralización.

4. Los hidróxidos de metales alcalinos y alcalinotérreos son corrosivos.

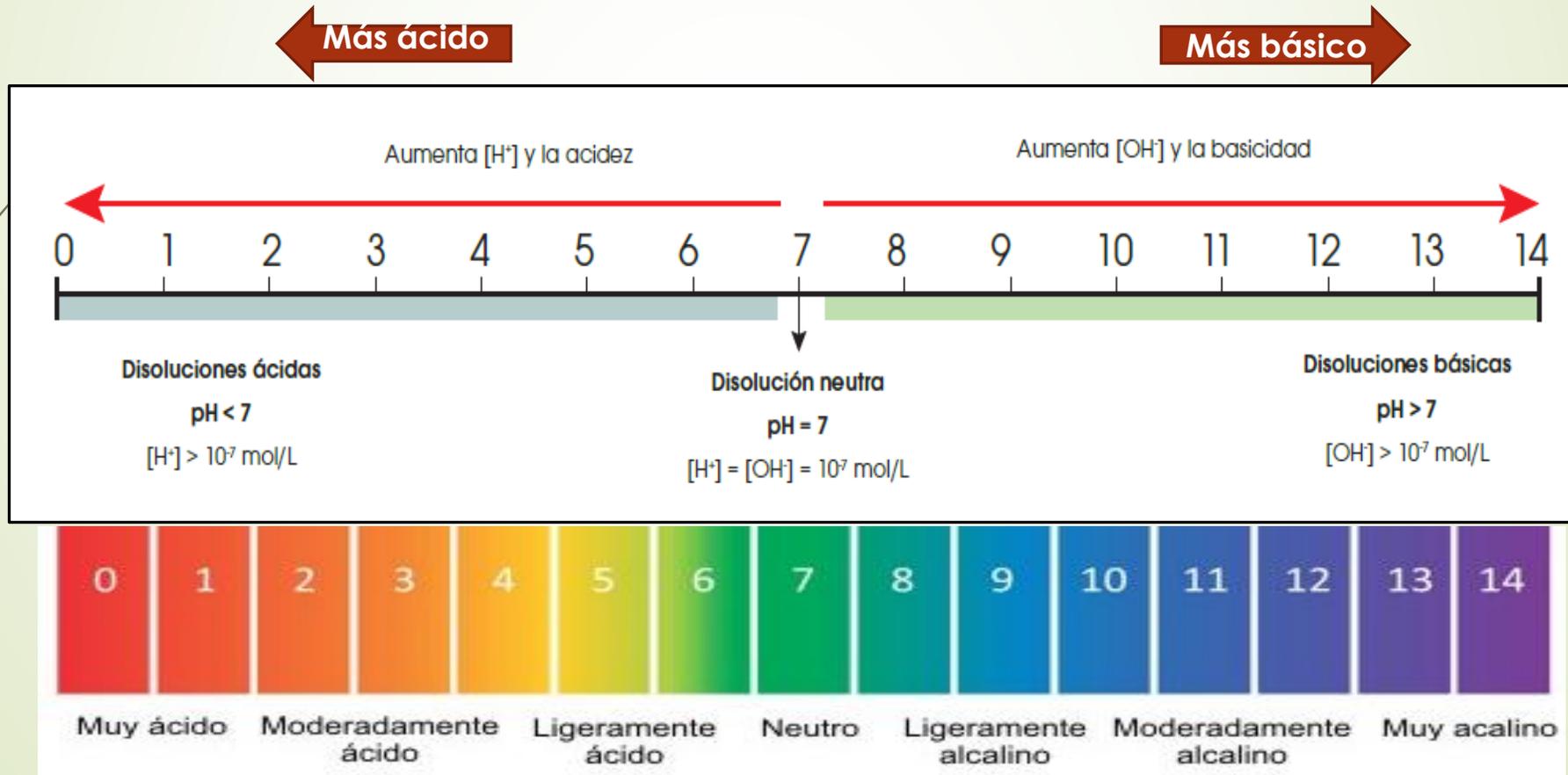
Los Hidróxidos por lo general reaccionan con metales, formando precipitados.

PROPIEDADES DE LAS BASES

Escala de pH

pH → Potencial de Hidrógeno

La escala de pH mide el grado de acidez o basicidad de soluciones acuosas diluídas





pHmetro



Cinta
indicadora



Indicadores
químicos

MEDICIÓN DE pH

	$[H^+] (M)$	pH	pOH	$[OH^-] (M)$
	$1 (1 \times 10^{-0})$	0.0	14.0	1×10^{-14}
Jugo gástrico	1×10^{-1}	1.0	13.0	1×10^{-13}
Jugo de limón	1×10^{-2}	2.0	12.0	1×10^{-12}
Cola, vinagre	1×10^{-3}	3.0	11.0	1×10^{-11}
Vino	1×10^{-4}	4.0	10.0	1×10^{-10}
Tomates	1×10^{-4}	4.0	10.0	1×10^{-10}
Plátano	1×10^{-5}	5.0	9.0	1×10^{-9}
Café negro	1×10^{-5}	5.0	9.0	1×10^{-9}
Lluvia	1×10^{-6}	6.0	8.0	1×10^{-8}
Saliva	1×10^{-6}	6.0	8.0	1×10^{-8}
Leche	1×10^{-7}	7.0	7.0	1×10^{-7}
Sangre humana, lágrimas	1×10^{-7}	7.0	7.0	1×10^{-7}
Clara de huevo, agua de mar	1×10^{-8}	8.0	6.0	1×10^{-6}
Bicarbonato de sodio	1×10^{-8}	8.0	6.0	1×10^{-6}
Bórax	1×10^{-9}	9.0	5.0	1×10^{-5}
Leche de magnesia	1×10^{-10}	10.0	4.0	1×10^{-4}
Agua de cal	1×10^{-11}	11.0	3.0	1×10^{-3}
Amoniaco doméstico	1×10^{-12}	12.0	2.0	1×10^{-2}
Blanqueador doméstico	1×10^{-13}	13.0	1.0	1×10^{-1}
NaOH, 0.1 M	1×10^{-13}	13.0	1.0	1×10^{-1}
	1×10^{-14}	14.0	0.0	$1 (1 \times 10^{-0})$

HIDRUROS

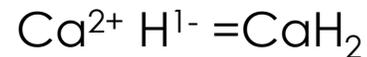
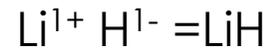
FORMACIÓN

Proceden de la reacción de **metales sobre todo los metales activos (IA, IIA) con el hidrógeno**

ESTRUCTURA DIRECTA

$M^+ H^{1-}$ Intercambiando valencia

Ejemplos



NOMENCLATURAS

TRADICIONAL:

- HIDRURO DE SODIO
- HIDRURO DE CALCIO

STOCK:

- HIDRURO DE SODIO
- HIDRURO DE CALCIO

IUPAC:

- HIDRURO DE SODIO
- DIHIDRURO DE CALCIO

COMPUESTOS ESPECIALES

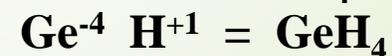
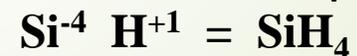
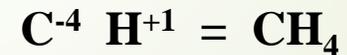
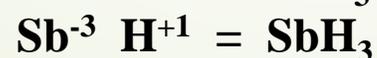
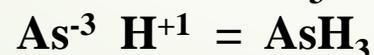
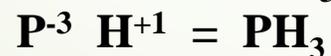
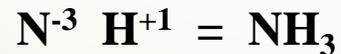
FORMACIÓN

Proceden de la reacción de los no metales Nitrogenoides y Carbonoides con el hidrógeno.

ESTRUCTURA

$\text{NoM}^{-} \text{H}^{+}$ Intercambiando valencia

Ejemplos



NOMENCLATURAS

TRADICIONAL

AMONÍACO- NH_3

FOSFINA- PH_3

ARSINA- AsH_3

ESTIBAMINA SbH_3

METANO- CH_4

SILANO- SiH_4

GERMANO- GeH_4

SALES

SALES HALOIDEAS O
HALÓGENAS

Reacción:
ácido
hidrácido
(s) con un
hidróxido
(s)

tipos

NEUTRAS
ÁCIDAS
BÁSICAS
DOBLES
MIXTAS

tipos

SALES OXISALES

Reacción: ácido
oxácido (s) con
un hidróxido (s)

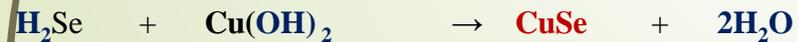
SALES NEUTRAS

Haloideas

Reacción de un ácido hidrácido con un hidróxido.



Ácido Hidrácido + Hidróxido → SAL HALÓGENA NEUTRA + AGUA



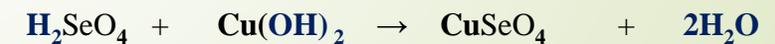
Ácido Selenhídrico + Hidróxido Cúprico → Selenuro Cúprico + Agua

Oxisales

Reacción de un ácido oxácido con un hidróxido.



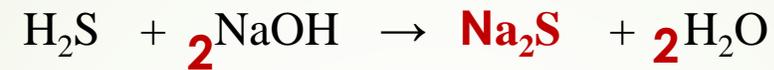
Ácido Oxácido + Hidróxido → SAL OXISAL NEUTRA + AGUA



Ácido Selénico + Hidróxido Cúprico → Selenato Cúprico + Agua

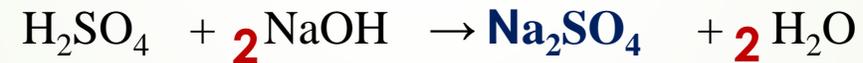
EJEMPLO: SAL HALÓGENA NEUTRA

ÁCIDO SULFHÍDRICO+ HIDRÓXIDO DE SODIO → **SULFURO DE SODIO** + AGUA



EJEMPLO: SAL OXISAL NEUTRA

ÁCIDO SULFÚRICO+ HIDRÓXIDO DE SODIO → **SULFATO DE SODIO** + AGUA



ÁCIDO HIPOCLOROSO+ HIDRÓXIDO DE SODIO → **HIPOCLORITO DE SODIO** + AGUA



ESCRITURA DIRECTA

SALES HALÓGENAS NEUTRAS

M^+ No M^- Intercambiando valencias

Ejemplos:

Cloruro de Sodio: $Na^{1+}Cl^{1-} = NaCl$

Selenuro Cúprico: $Cu^{2+}Se^{2-} = CuSe$

Yoduro Estánico: $Sn^{4+}I_4^{1-} = SnI_4$

Cianuro Niquélico: $Ni^{3+}(CN)_3^{1-} = Ni(CN)_3$

SAL OXISAL NEUTRA

M^+ $(R_xO_y)^-$ Intercambiando valencias

Radical neutro proviene de un ácido que pierde H^{1+}

Ejemplos:

Sulfato de Sodio: $Na^{1+}(SO_4)^{2-} = Na_2SO_4$

Hipoclorito de sodio: $Na^{1+}(ClO)^{1-} = NaClO$

SALES DOBLES

Haloideas

Reacción de un ácido hidrácido con DOS hidróxidos.



Ácido Hidrácido + Hidróxidos → SAL HALÓGENA DOBLE + AGUA



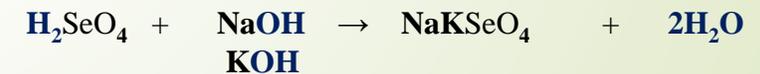
Ácido Selenhídrico + Hidróxido de sodio → Selenuro de potasio y sodio + Agua
Hidróxido de Potasio

Oxisales

Reacción de un ácido oxácido con DOS hidróxidos.



Ácido Oxácido + Hidróxidos → SAL OXISAL DOBLE + AGUA



Ácido Selénico + Hidróxido de sodio → Selenato de potasio y sodio + Agua
Hidróxido de Potasio

ESCRITURA DIRECTA

SALES HALÓGENAS DOBLES



Ejemplos:

Cloruro de Potasio y Sodio: $Na^1+K^1+Cl^1- = NaKCl_2$

Selenuro de Potasio y Sodio: $Na^1+K^1+Se^{2-} = NaKSe$

SAL OXISAL DOBLES



Ejemplos:

Carbonato de Potasio y Sodio: $Na^1+ K^1+ (CO_3)^{2-}$
 $= NaKCO_3$

Sulfato de Potasio y Sodio: $Na^1+K^1+(SO_4)^{2-}$
 $= NaKSO_4$

SALES MIXTAS

Haloideas

Reacción de DOS ácidos hidrácidos con un hidróxido



Ácidos Hidrácidos + Hidróxido → SAL HALÓGENA MIXTA + AGUA



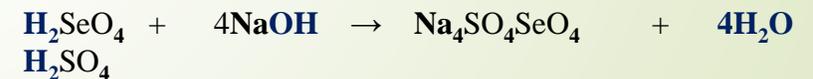
Ácido Selenhídrico + Hidróxido de Sodio → Cloruro Selenuro de Sodio + Agua
Ácido Clorhídrico

Oxisales

Reacción de DOS ácidos oxácidos con un hidróxido



Ácidos Oxácidos + Hidróxido → SAL OXISAL MIXTA + AGUA



Ácido Selénico + Hidróxido de Sodio → Selenato Sulfato de Sodio + Agua
Ácido Sulfúrico

ESCRITURA DIRECTA

SALES HALÓGENAS MIXTAS

$M^+ No M^- No M^-$ equilibrio de
cargas $\Sigma=0$

Ejemplos:

Cloruro Yoduro de Sodio: $Na^+ I^- Cl^- = Na_2 I Cl$

Selenuro yoduro Cuproso: $Cu^+ I^- Se^{2-} = Cu_3 I Se$

Cloruro Yoduro Estánico: $Sn^{4+} Cl^- I^- = Sn (I Cl_4)_2$

SAL OXISAL MIXTAS

$M^+ 2(RxOy)^-$ equilibrio de cargas $\Sigma=0$

Ejemplos:

Sulfato Carbonato de Sodio: $Na^+ (SO_4)^{2-} (CO_3)^{2-}$
 $= Na_4 CO_3 SO_4$

Hipoclorito Sulfito de sodio: $Na^+ (SO_3)^{2-} (ClO)^{1-}$
 $= Na_3 ClO$

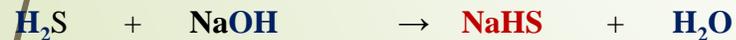
SALES ÁCIDAS

Haloideas

Reacción de un ácido hidrácido con un hidróxido



Ácido Hidrácido + Hidróxido → SAL HALÓGENA ÁCIDA + AGUA



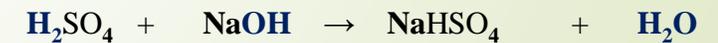
Ácido Sulhídrico + Hidróxido de sodio → Sulfuro Ácido de Sodio + Agua

Oxisales

Reacción de un ácidos oxácidos con un hidróxido



Ácido Oxácido + Hidróxido → SAL OXISAL ÁCIDA + AGUA



Ácido Sulfúrico + Hidróxido de sodio → Sulfato Ácido de Sodio + Agua

ESCRITURA DIRECTA

SALES HALÓGENAS ÁCIDAS



Ejemplos:



SALES OXISALES ÁCIDAS



Ejemplos:



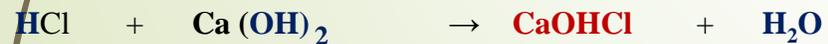
SALES BÁSICAS

Haloideas

Reacción de un ácido hidrácido con un hidróxido



Ácido Hidrácido + Hidróxido → SAL HALÓGENA BÁSICA + AGUA



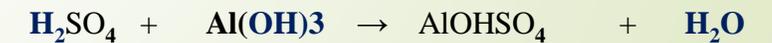
Ácido clorhídrico + Hidróxido de calcio → Cloruro básico de Calcio + Agua

Oxisales

Reacción de un ácidos oxácidos con un hidróxido



Ácido Oxácido + Hidróxido → SAL OXISAL BÁSICA + AGUA



Ácido Sulfúrico + Hidróxido de Aluminio → Sulfato básico de Aluminio + Agua

ESCRITURA DIRECTA

SALES HALÓGENAS BÁSICAS

$M^+ OH^-$ No M^- equilibrio de cargas $\Sigma=0$

Ejemplos:

Sulfuro básico Férrico: $[Fe^{3+}(OH)^{1-}]^{2+}S^{2-} = FeOHS$

Cloruro dibásico de Aluminio: $[Al^{3+}(OH)_2^{1-}]^{1+}Cl^{1-} =$

$Al(OH)_2Cl$

SAL OXISAL BÁSICAS

$M^+ OH^- (RxOy)^-$ equilibrio de cargas $\Sigma=0$

Ejemplos:

Hipoclorito básico de Magnesio: $[Mg^{2+}(OH)^{1-}]^{1+}(ClO)^{1-} =$

$MgOHClO$

Bromato básico de calcio: $[Ca^{2+}(OH)^{1-}]^{1+}(BrO_3)^{1-}$

$=CaOHBrO_3$