

GRUPO 17: HALOGENOS

Método de obtención general:

Halogenuro + Oxidante Fuerte en Medio Acido



Fluor: F-19

Gas incoloro. Líquido Amarillo

Radio iónico chico

Energía ionización menor al resto

Repulsión entre núcleos

No se encuentra en estado libre

Criolita ($\text{Na}_3\text{F}_6\text{Al}$) o Fluorita (CaF_2)

Reacción con agua liberando oxígeno: $2\text{F}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{HF} + \text{O}_2$

Único Método De Obtención:

Electrolisis de KF_2H y HF

ANODO GRAFITO: $2\text{F}^- \rightarrow \text{F}_2 + 2\text{e}^-$

CATODO ACERO: $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$

Se oxida el flúor y se reduce un protón. (Del HF)

El HF se burbujea dentro de la celda para reponer el que se gasta. La celda debe ser refrigerada (muy exotérmica)

Potencial de reducción del flúor: es mucho mayor debido a que su energía de hidratación es mucho más negativa que los otros halógenos.

Usos del Fluor:

Obtención de TEFLON y CFCs (cloro-fluoro carbonados). Obtención del aluminio.

Fortalecer dientes. SF_6 evita pasaje de electricidad.

Cloro: Cl-35 y Cl-37

No se encuentra en estado libre.

Compuestos binarios con K y Na. (Método de obtención Halogenuro + Oxidante fuerte en medio ácido) (KCl, NaCl)

Se combina con metales y no metales. (PCl_3 , PCl_5)

Olor penetrante e irritante, inflama mucosa (todos los halógenos).

Reacciones de desplazamiento según Potencial de Reducción.

Obtención Industrial del Cloro:

Electrolisis de cloruro de sodio fundido o acuoso. Se oxida el cloro y reduce el agua.

ANODO GRAFITO y CATODO HIERRO



Usos del cloro:

Limpiar. Blanquear. Lavandina. Desinfectante.

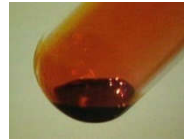
Purificación de aguas.

Oxidante y sustitución de compuestos orgánicos de hidrogeno.

Bromo: Br-79 y Br-81

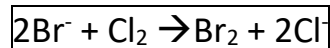
Líquido rojo menos reactivo que el cloro.

Vapores irritantes inflama mucosa.

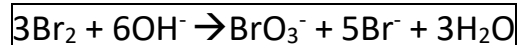


Obtención Industrial del Bromo:

Agua de mar + Cloro gaseoso (el cloro desplaza el bromo)



Básicamente, desplazamiento del bromo, pero con agua de mar. Como sale del agua de mar no es muy puro entonces:



El producto se trata con ácido sulfúrico y se enfría obteniéndose bromo.

Obtención Laboratorio del Bromo: Obtención general o obtención por desplazamiento.

Usos del Bromo:

Desinfectante. Retardador de fuego.

Se combina con plata para fotografía (AgBr)

Iodo:

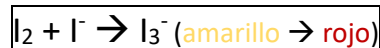
Se encuentra en KIO_3 , que es una impureza del nitro de Chile NaNO_3 .

Hormona tiroides y sal de mesa.

Sólido negro con vapores violetas.

No es soluble en agua. Es soluble en alcohol y éter

Soluble en solución acuosa de yoduro (inception), porque se forma ion TRIODURO.

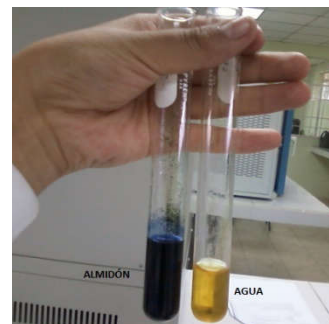


El iodo con almidón se vuelve azul.

Obtención Laboratorio general y desplazamiento.

Usos del Iodo: Pintura. Madera y metal. Rayos x.

Farmacéuticos. Antiséptico (PERVINOX). Sal de mesa.



La **volatilidad** de los halógenos disminuye a medida que aumenta el nro atómico. La especie se hace mas grande, los electrones de la capa de valencia están menos atraídos al núcleo. Los elementos al ser mas grandes son mas polarizables y se forman fuerzas de dispersión London. Cuanto mas fuerzas intermoleculares menor es la volatilidad.

Oxidos de Halogenos:

Los oxidos de **halogenos** son difíciles de aislar y se descomponen fácilmente.

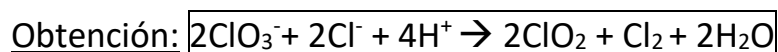
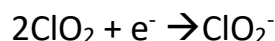
Fluor: OF_2 . Muy reactivo y toxico

Bromo: Br_2O

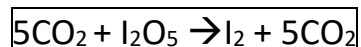
Cloro: Todos los óxidos de cloro tiene Energía Libre de Formación positiva y olor desagradable.

ClO_2 Blanqueador comercial. Gas amarillo, liquido rojo.

Se reduce \rightarrow es agente oxidante.



Iodo: I_2O_5 se usa para determinar si hay monóxido de carbono



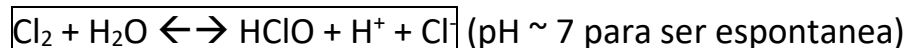
Oxoácidos y Oxosales:

Las oxosales son compuestos formados por los aniones del oxoácido.

El poder oxidante es mayor en medio acido que medio básico.

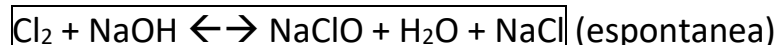
Cloro: Soluciones acuosas de acido hipocloroso (HClO) o sales de ClO^- matan gérmenes del agua potable. Son desinfectantes en general, porque tienen un gran poder oxidante.

HClO se prepara por **dismutación** de cloro gaseoso.



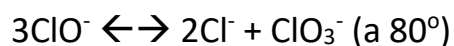
El producto se lo conoce como **Agua de cloro**.

ClO^- se prepara por cloro gaseoso con base (NaOH)

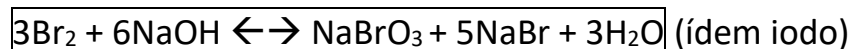


El producto es la famosa **Lavandina**.

En ambas reacciones si se agrega un acido se libera cloro gaseoso, y el ion ClO^- dismuta de la siguiente manera:



Bromo e Iodo:



Hidróxido de sodio + halógeno da la **oxosal**

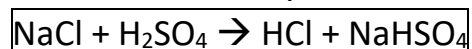
Hidruros: todos gases de T⁰ amb.

Se pueden obtener directamente: $X_2 + H_2 \rightarrow 2HX$

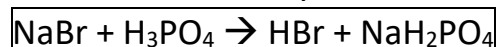
Con F₂ y Cl₂ la reacción es violenta y catalizada por luz.

Se obtienen desde halogenuros.

Para el caso de F₂ y Cl₂ reaccionan con ácido sulfúrico (H₂SO₄)



Para el caso de Br₂ y I₂ reaccionan con ácido fosfórico (H₃PO₄)

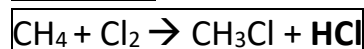


Los hidruros gaseosos se disuelven en agua obteniéndose los ácidos.

El **HF** es corrosivo y ataca el vidrio, pero es un ácido débil, ya que su energía de disociación es baja debido a que el flúor es un átomo muy chico y hay mucha atracción hacia el núcleo.

El **HCl** es catalizador. Se usa para eliminar óxido de hierro, preparar cloruros y regenerar resinas de intercambio catiónico.

El **HCl** también se puede obtener como subproducto de cloración de sustancias orgánicas.



Interhalógenos:

Dos o más átomos de halógenos.

ClF, ClF₃, ClF₅, etc.



GRUPO 15: La familia del nitrógeno.

No metales: Nitrógeno y Fósforo.

Metales: Arsénico.

Metales pobres: Antimonio y bismuto.

Nitrógeno: N-14 y N-15. Gas incoloro e inodoro.

Se encuentra en la atmósfera, nitro de Chile (NaNO_3) y salitre (KNO_3), proteínas, aminoácidos, orina y amoníaco.

Molécula diatómica y diamagnética no polar con fuerzas de London.

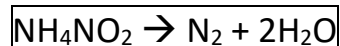
Poco soluble y poco reactivo (E_{dis} MUY ALTA, orden de enlace = 3, unión triple)

Muy electronegativo. N^{ox} : -3, y de 0 a +5.

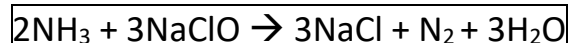
Obtención Industrial del Nitrógeno: destilación fraccionada de aire líquido.

Obtención Laboratorio del Nitrógeno:

Puede ser por **descomposición térmica de nitrito de amonio** (NH_4NO_2)



O por oxidación del **amoníaco** con **agua lavandina**.



Usos del Nitrógeno:

Obtención de amoníaco por **proceso Haber**.

Fertilizante. **Atmósferas inertes**.

Su P_{eb} es muy bajo por lo que se usa para enfriar.

Inflar llantas y neumáticos (más efectivo que otros gases).

Hidruros del Nitrógeno:

Claramente el más importante es el amoníaco, NH_3 .

AMONIACO (NH_3)

Gas incoloro, olor penetrante. Forma unión puente de hidrógeno ya que el nitrógeno es muy electronegativo $\rightarrow T_{\text{eb}}$ y T_{fus} muy altas.

Es muy reactivo. Se disuelve en agua dando agua amoniacal 20%.

Tiene comportamiento básico en agua (da amonio e hidróxido)



Obtención del Amoníaco:

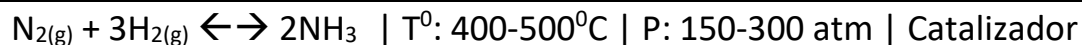
Se puede obtener por una **sal de amonio** con una base fuerte, por ejemplo:



El amoníaco es acuoso, se aplica calor para que quede gaseoso.

El otro método de obtención es el famoso **METODO DE HABER**.

La reacción es con exceso de N_2 y se retira el NH_3 constantemente.



Usos del Amoniaco: Limpieza. Decapado de muebles.

Se usa en la obtención del ácido nítrico en el método de Ostwald. Fertilizante.

El otro hidruro es la **hidracina**.

HIDRACINA, (N_2H_2)

Líquido de olor penetrante de carácter básico.

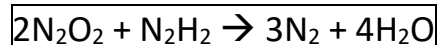
Obtención de hidracina:

Amoniaco + Sal de hipoclorito.



Usos de la hidracina:

Se mezcla con N_2O_2 para combustible de cohetes (reacción muy exotérmica)



Óxidos de Nitrógeno:

Oxido de Dinitrógeno: N_2O

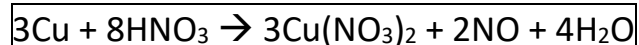
Oxido covalente. NO TIENE CARÁCTER ACIDO y tiene bajo potencial iónico por nitrógeno.

Obtención igual a nitrógeno, pero con nitrato en ves de nitrito (para que exista el oxígeno extra). → Descomposición de nitrato de amonio.



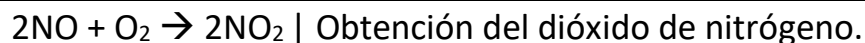
Oxido Nítrico:

Gas incoloro sin carácter ácido. Se necesita **ácido nítrico** para obtener **oxido nítrico**. El ácido reacciona con cobre.



El óxido nítrico contamina la atmosfera, y es MUY REACTIVO.

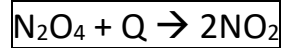
Reacciona con el aire formando dióxido de nitrógeno (color café).



Dióxido de Nitrógeno y Tetraóxido de Dinitrógeno:

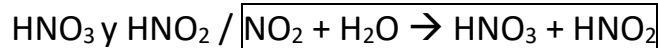
Coexisten en equilibrio.

El dióxido tiene color café y el tetraóxido es incoloro.



Reacción endotérmica.

El dióxido de nitrógeno reacción con agua dando



Pero este no es el método de obtención del ácido nítrico.

El NO_2 a diferencia de los demás óxidos, TIENE CARÁCTER ACIDO y es anfótero.

Oxoácidos del Nitrógeno:

Acido nitroso: HNO_2 . Se descompone a T^0_{amb} .



Ácido nítrico: HNO_3 .

Acido MUY fuerte y MUY oxidante.

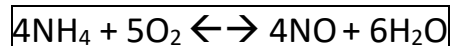
Comercializa en SC acuosas de 70%.

Método de Ostwald para obtener HNO_3

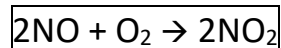
1) Primero reacciona el amoniaco con agua, dando óxido nítrico y agua.

Se necesita un catalizador de PLATINO.

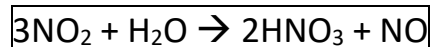
Esta reacción compite con la formación de nitrógeno, por lo que se debe trabajar en atmosfera inerte.



2) El NO formado reacciona con oxígeno espontáneamente dando NO_2 (obtención del dióxido de nitrógeno)



3) El dióxido reacciona con agua, dando el acido y oxido nítrico que se vuelve a oxidar para mejorar el rendimiento.



Nitratos: son las sales del oxido nítrico y son SC acuosas neutras.

Nitritos: ion NO_2^- se usa para conservar carnes rojas.



Nitruros: Nitrógeno + Metal Grupo II o Litio.

Forma ion N^{3-} , que es una **BASE MUY FUERTE**.

Puede ser iónico o covalente. El amoníaco sería un nitruro covalente por ejemplo.

Fosforo: Alótropos blanco y rojo. P-31.

Fosforo Blanco: Muy toxico. Forma tetraédrica.

Fuerzas London. Muy reactivo.

La estructura esta muy tensionada → la unión se rompe con facilidad.

Se guarda en agua al ser tan reactivo con O_2 (es insoluble).

$P_4 + O_2 \rightarrow P_4O_{10}$ Reacción violenta.

El fosforo blanco se puede transformar en fosforo rojo mediante radiación ultravioleta o calentándolo a $300^{\circ}C$, con luz presente y en ausencia de oxigeno.

P_4 (blanco) + UV → P_4 (rojo)

P_4 (blanco) → P_4 (rojo) | $300^{\circ}C$ | Luz | Ausencia de oxigeno

Fosforo Rojo: Se forma rompiendo enlace del blanco. La molécula se une con una vecina formando un polímero. Es estable en el aire. $P_{fus} 600^{\circ}C$.

Obtención del Fosforo:

La receta de calculadora. $CaSiO_3$.

Ingredientes:

Roca fosfórica: $Ca_3(PO_4)_2$ (2 cucharadas)

Sílice: SiO_2 (6 cucharadas)

Coque: C (10 cucharadas)

Mezclamos todos los ingredientes:

$2Ca_3(PO_4)_2 + 6SiO_2 + 10C \rightarrow 6CaSiO_3 + 10CO + P_4$

Obtenemos 6 cucharadas de calculadora, 10 cucharadas de monóxido de carbono y el fosforo. El fosforo blanco se enfría, licua y solidifica.

Compuestos del Fosforo:

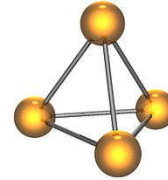
Hidruros:

Fosfina: PH_3 . Gas muy toxico. Se diferencia del amoníaco al no tener puentes de hidrogeno. Carácter básico muy débil.

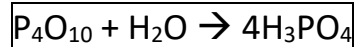
Óxidos:

Como vimos previamente el fosforo blanco reacciona violentamente con oxigeno:

$P_4 + 5O_2 \rightarrow P_4O_{10}$

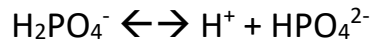
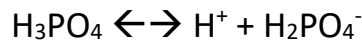


El **óxido fosfórico** es un **agente hidratante** ya que reacciona con agua, dando **ácido fosfórico**:



El ácido fosfórico es el **oxoácido** del fósforo. Y sus sales son las **oxosales**.

El H_3PO_4 es un sólido incoloro. Es un ácido débil que ioniza en 3 etapas, dando las oxosales correspondientes:



Usos del Fósforo:

Agricultura. Los fosfatos se usan como fertilizantes y para fabricación de lámparas de sodio.

Polvo de repostería (¡gracias Maru!)

Bombas incendiarias (fotos turbias en Google) y de humo.

Fósforo, pirotecnia.

Arsénico: Gris, amarillo y negro. (alótropos)

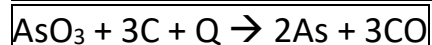
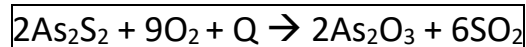
Se encuentra en la naturaleza formando sulfuros u óxidos.

$T^{\circ}\text{amb}$ es un sólido gris.

Sublima vapores amarillos muy tóxicos.

El arsénico se encuentra como sulfuros

Para obtenerlo se tuesta y luego se reduce con carbón.



Compuestos de Arsénico:

Tiene 1 hidruro, arsenamina, AsH_3 , la cual es muy tóxica.

Tiene 2 óxidos, As_2O_3 y As_2O_5 , tóxicos y poco solubles, con comportamiento anfótero.

Usos del Arsénico:

Perseverante de madera. Circuitos integrados LED. Insecticida, bactericida, y venenos (caso Yiya Murano).

Aleaciones. Leucemia.



Antimonio y Bismuto: Metales del G15. (Sb y Bi)

Se obtienen igual que el arsénico, tostación y reducción con coque.

Un hidruro: estibamina (SbH_3). El bismuto no tiene tanto carácter metálico para formar hidruros.

Grupo 16: La familia del Oxígeno

El más importante es el azufre, los demás meh.

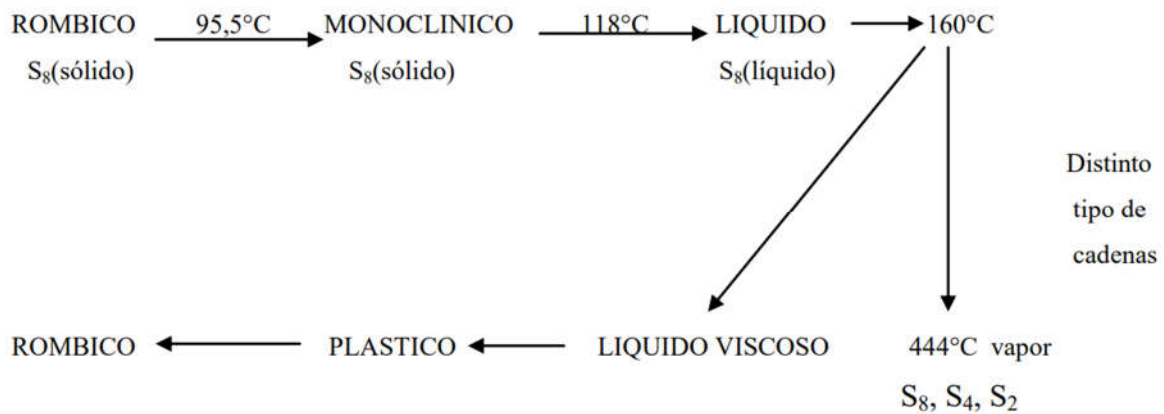
Azufre: S_8 , S_4 , S_2 .

Se encuentra en yacimientos de zonas volcánicas.

Sólido amarillo. Muchas formas alotrópicas.

La geometría del azufre octoatómico es tetraédrica, hibridación sp^3 , forma un anillo de 8 miembros.

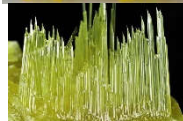
El S_8 puede ser rómbico o monoclinico (no son formas alotrópicas, siempre S_8)



Azufre rómbico:



Azufre monoclinico:



Azufre plástico:



Métodos Industriales de Obtención de Azufre:

Método de Frasch:

Desde yacimiento natural subterráneo:

Se puede hacer ya que el P_{eb} del S es bajo.

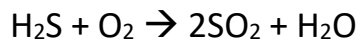
3 tubos concéntricos.

Se mete vapor de agua a 16 atm y T^0 118 $^{\circ}$ C-160 $^{\circ}$ C.

Eso hace que el azufre se funda. Luego se mete aire caliente a presión 20 atm, el azufre sube mezclado con agua (pureza 99,5%).

Método desde Sulfuro de Hidrogeno:

La corriente del H_2S se divide en dos.



H_2S



Usos del Azufre:

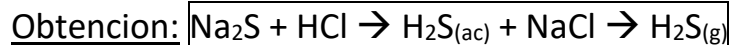
Producción de H_2SO_4 para baterías. Vulcanizado de caucho. Fabricación de pólvora.

Compuestos Del Azufre:

Hidruros:

Sulfuro de Hidrogeno. Gas incoloro, muy toxico, olor a huevo podrido.

Se disuelve en agua formando acido sulfhídrico. (acido diprotico débil)

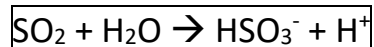


Se puede lograr porque la Energía de disociación es mayor. La E_{dis} determina la acidez.

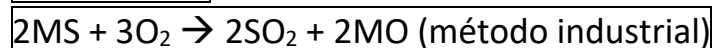
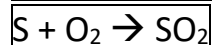
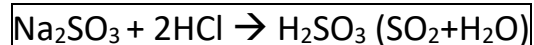
Óxidos:

Dióxido de Azufre: SO_2 Toxico e incoloro.

Muy soluble en agua. La SC acuosa es el ácido H_2SO_3 (diprotico débil)

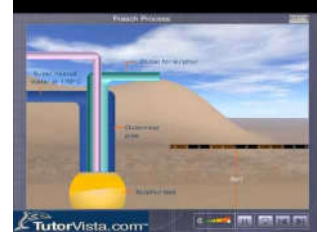


El dióxido se puede obtener por sulfito de sodio con acido NO oxidante, por combustión, o por tostación.

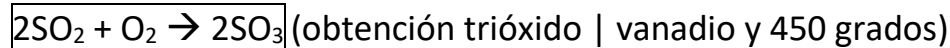


Trióxido de Azufre: SO_3 .

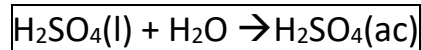
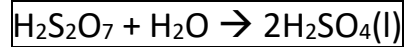
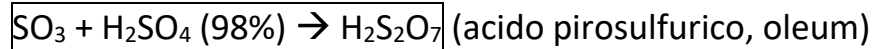
Se obtiene por combustión del dióxido a 450 $^{\circ}$ C con **VANADIO** de Catalizador.



Obtención del H₂SO₄:



El SO₃ se burbujea en torre de **relleno cerámico**.



Usos del Acido Sulfurico:

Tiene tantos que es un **MARCADOR ECONOMICO**.

Fertilizante. Catalizador. Agente oxidante. Agente decapante. Acido fuerte.

Halogenuros del Azufre:

Idem Fluor.

SF₆ → aislante electrónico, térmico y de ruido.

Selenio, Telurio y Polonio:

Selenio y telurio propiedades parecidas al azufre, pero más metálicos.

Se usan como barras anódicas para fabricación del cobre electrolítico.

Selenio (Se): semiconductor

Telurio (Te): semiconductor

Polonio (Po): inútil

Grupo 1: Metales Alcalinos

Todos plateados brillantes, buenos conductores de calor y electricidad.

Litio: Muy reactivo. Cenizas de plantas.

El ion litio es MUY chico → Alta relación carga-tamaño → Mayor interacción con centro de cargas negativas → Se hidrata más fácil que el sodio

Tiene un comportamiento anómalo para oxidarse, su **energía de hidratación es mucho mas negativa** que el resto, entonces se oxida mas fácil.

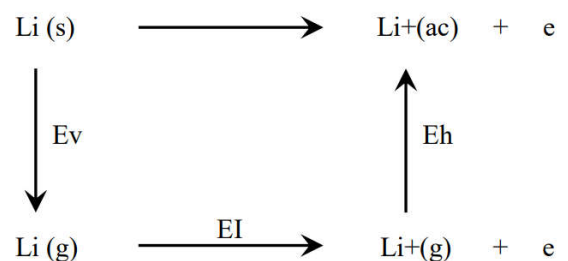
Usos:

Alto calor específico → Transferencia de calor

Baterías eléctricas de litio (alto potencial electroquímico)

El **cloruro de litio** y el **bromuro de litio** tienen alta **higroscopicidad** entonces se usan como secantes.

Carbonatos de litio → medicamentos para trastornos patológicos.



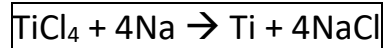
Sodio y Potasio:

No se encuentran libres en la naturaleza. Son muy reactivos.

Sodio en nitro de Chile (NaNO_3)

Potasio en salitre (KNO_3) y en el KCl

El **sodio** tiene un gran poder reductor por lo que se usa para obtener otros metales.



Obtención del Sodio:

Proceso de Downs:

Electrolisis de NaCl y CaCl_2 FUNDIDOS.

T° : 580°C . Celda CILINDRICA.

ANODO GRAFITO | CATODO ACERO

Los electrodos se separan por una malla de acero para que el cloro no tome contacto con el sodio. El sodio es bombeado a moldes que lo refrigeran.

Usos del Sodio:

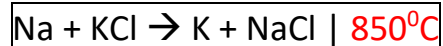
Agente reductor para obtener otros metales.

Desodorantes. Purificación de metales. Refrigerante.

Los óxidos de sodio, Na_2O se usan para regenerar aire en espacios cerrados.

Obtención del Potasio:

Desde KCl , utilizando Sodio. (el sodio se usa para obtener otros metales)



Usos del Potasio:

Células fotoeléctricas. Fertilizante. Nitratos de Potasio: pirotecnia.

Carbonatos de potasio: cristales.

Aparatos de respiración.

Provocar paro cardíaco.

Rubidio Y Cesio:

Se encuentran formando sales como cloruros.



Todos los hidróxidos del grupo 1 son sólidos blancos higroscópicos. El único hidróxido importante es el **hidróxido de sodio**, porque es el más barato.



Obtención Laboratorio del NaOH: Electrolisis de SC ac de NaCl

Métodos de Obtención Industrial del NaOH:

Por diafragma:

CÁTODO ACERO | ANODO TITANIO

Diafragma de Teflón permite el pasaje de NaCl pero impide el cloro de tomar contacto con el cátodo.

Se obtiene en el agua una SC 11% m/m de NaOH. Se le evapora el agua por calor. El NaCl precipita y se obtiene una SC 50% pureza apta industrialmente.

Por membrana: (muy caro)

Parecido a diafragma. La membrana es de un polímero que solo permite el pasaje de cationes, y no se los aniones. También 50% de pureza.

Por cátodo de mercurio:

ANODO TITANIO

Hay sobretensión del mercurio sobre el hidrogeno, formando **amalgama** en el cátodo.

$2\text{Na(Hg)} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$

SC pura y concentrada.

Usos del NaOH:

Fabricar pulpa de papel, jabón, destapa cañerías.

Carbonatos de Metales Alcalinos:

Los únicos solubles en agua.

Importante: Carbonato de Sodio (Soda Solvay) – Na_2CO_3

Método de Obtención de Soda Solvay:

Se parte de piedra caliza, calentándola, formando cal viva y dióxido:

$\text{CaCO}_3 + \text{Q} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{CaO}_{(s)} \text{ (cal viva)}$

El dióxido se inyecta en SC saturada de cloruro de sodio y amoniaco.

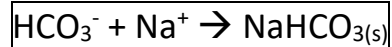
El dióxido reacciona con el amoniaco, formando amonio y carbonato ácido.

El NaCl se disocia.

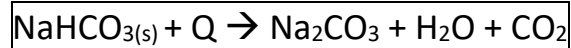
$\text{CO}_2 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{HCO}_3^-$

$\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

Se deja enfriar, y se cristaliza el NaHCO_3 debido a su baja solubilidad.

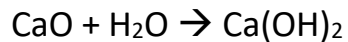


Se filtra el sólido, y se calienta, formando la soda.

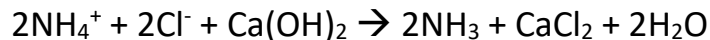


Lo bueno de este método es la recuperación del amoníaco:

La cal reacciona con agua formando hidróxido:



Todo lo que sobro de las otras reacciones se mezcla:



Usos de Soda Solvay:

Fabricación de vidrio y ablandar agua dura.

Grupo 2: Metales Alcalinotérreos

Al igual que grupo 1, metales plateados brillantes buenos conductores.

Berilio: Alto potencial iónico \rightarrow Predomina enlace covalente

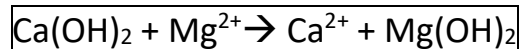
Carácter anfótero en agua.

Se encuentra en esmeralda o aguamarina.

Usos: Rayos X

Magnesio:

Obtención desde agua de mar:



El Mg(OH)_2 se separa por filtración.

Oxidación del Magnesio:



Usos del Magnesio:

El óxido, MgO , se usa como material refractario en hornos para la producción de hierro.

El polvo de carbonato de magnesio se usa para crossfit.

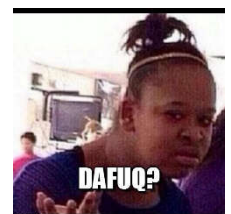
Calcio:

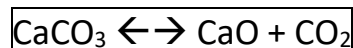
Se encuentra en piedra caliza. Obtención de electrolisis de NaCl .

Es un agente reductor para obtención de otros metales (como el sodio)

Usos:

Piedra caliza se usa para construcción, fabricación de vidrio y obtención de cal viva, descomponiéndola, como vimos en el proceso de Solvay.





Si a la cal viva le agregas agua te da cal apagada.

El calcio se usa como yeso $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Estroncio: Sr. Radioactivo

Se usa en televisores: rayos catódicos.

Pirotecnia. Isotopo radioactivo Sr-89 para terapia de cáncer.

Sr-85 radiología. Sr-90 generadores de energía.

Bario: Ba

Se encuentra en la Baritina.

Obtención por electrolisis de cloruro de bario fundido (BaCl_2)

Absorbe rayos x y se usa como pigmento de pintura, conocido como “blanco fijo”.

Óxidos del Grupo 2:

Be, Mg, Ca y Sr forman óxidos.

Ba forma peróxido (y se descompone en agua)

El BaO_2 se obtiene por descomposición térmica de carbonato de bario.

El MgO es poco soluble y forma $\text{Mg}(\text{OH})_2$ en agua, también poco soluble.

Ese hidróxido se usa como antiácido estomacal

Y los óxidos de Ca, Sr y Ba se disuelven dando los hidróxidos correspondientes.



Grupo 13: Aluminio

Se obtiene de la bauxita porque contiene Al_2O_3 (alúmina)

Oxidación +3. Baja densidad. Forma aleaciones livianas.

Muy buen conductor de Q y e (como G1 y G2)

No se usa en cableado porque se oxida.

Potencial de reducción muy negativo → MUY REACTIVO.

Carácter anfótero:

Reacciona con ácidos dando $\text{H}_2 + \text{Al}^{3+}$

Reacciona con bases dando $\text{H}_2 + \text{Al}(\text{OH})_4^-$

El aluminio en presencia de oxígeno y humedad forma una capa protectora de su óxido, alúmina, que protege al metal (película protectora). El óxido tiene propiedades anfóteras, lo protege en medios aproximadamente neutros.

Industrialmente se usa el aluminio anodizado (con la película) que absorbe pigmentos.

Oxido de Aluminio:

Alúmina: Al_2O_3

Oxido intermedio anfótero.

En agua da $\text{Al}(\text{OH})_3$, solido blanco gelatinoso poco soluble.

MEDIO BASICO: $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- \leftrightarrow \text{Al}(\text{OH})_4^-$ | Comportamiento Acido

MEDIO ACIDO: $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ \leftrightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$ | Comportamiento Básico

Halogenuros de Aluminio:

AlF_3 . (iónico)

Punto de fusión muy alto (1290°C) debido a que el flúor es muy chico, se forma un cristal iónico.

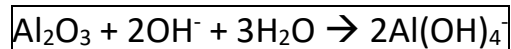
Los otros halogenuros son mas covalentes porque el tamaño es normal, entonces tienen un P_{eb} normal.



Obtención de Aluminio: Método Bayer

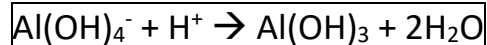
Como dijimos, la bauxita contiene alúmina, pero también contiene oxido férrico. Se hace una electrolisis de bauxita con SC de NaOH .

La alúmina se disuelve al ser anfótera, pero el óxido férrico no.

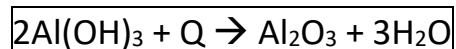


Se filtra el óxido férrico.

Luego se agrega un ácido débil para que precipite el $\text{Al}(\text{OH})_3$.



Se calienta el hidróxido para eliminar el agua.

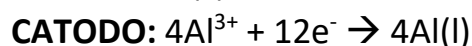


Asa obtenemos la alúmina pura para luego hacer la electrolisis.

El P_{eb} de la alúmina es 2020°C . La alúmina fundida conduce mal la electricidad y su P_{eb} es alto. Se agrega criolita, lo que hace una solución mas conductora y con menor P_{eb} (1000°C). Esta SC contiene 15% de alúmina.

La cuba electrolítica esta recubierta interiormente de carbono (actúa como cátodo), y ahí se deposita el aluminio fundido. El ánodo también es de carbono.

El aluminio tiene una pureza del 99,8%.



Metales de Transición:

El cobre y la plata son los mejores conductores de electricidad. La plata es esencial en la fotografía.

Las pantallas de televisión usan compuestos del bloque f llamados óxidos de lantano.

Los M de transición pueden adquirir varios estados de oxidación.

Obtención de Metales de Transición:

- 1) Obtener mineral
- 2) Pretratamiento químico
- 3) Reducción
- 4) Purificación
- 5) Formación o no de distintas aleaciones

Obtención:

Los minerales están compuestos por la MENA y la GANGA. Se separan por fraccionamiento mecánico.

Pretratamiento:

Los metales pueden ser poco activos, muy activos o medianamente activos.

Los poco activos son Au, Pd, Pt, Ag, Hg y Cu.

Se encuentran en la mena o como sulfuros.

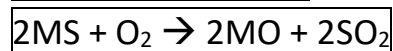
Los **medianamente activos** son Fe, Zn, Pb, Mn y Cr.

Se pueden encontrar como **SULFUROS, OXIDOS, HIDROXIDOS o CARBONATOS**.

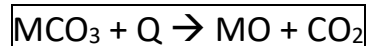
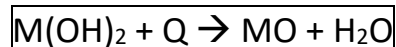
En cada casa hay que tratarlos de distintas maneras.

En todos los casos hay que pasarlos a **OXIDOS**. El oxido luego se reduce.

Sulfuros: Tostación:

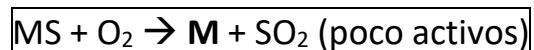


Hidróxidos y Carbonatos: Calor

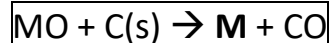


Reducción:

Los poco activos se encuentran como sulfuros, y al tostarlos dan directamente el metal:



Los medianamente activos se reducen con coque.



Purificación:

Depende del metal y sus impurezas. Destilación, fusión por zonas, afino electrolítico.

Electrorefinación: Para el COBRE

ANODO Cobre impuro

CATODO (inicial) Cobre puro

Solución de H₂SO₄ y CuSO₄

Se pasa corriente eléctrica que hace que se disuelva el cobre del ánodo y se deposite en el cátodo. Logrando 99,99% de purezas.

Este proceso elimina las impurezas del cobre y aparte separa impurezas valiosas.

Fusión por zonas:

Purifica lingotes de semiconductores. Las impurezas se disuelven en el semiconductor fundido, avanza por el lingote y se quedan ahí.

Se realiza en un **crisol de cuarzo**, por donde circula una corriente de **radiofrecuencia**, que induce **corrientes de Foucault**, en el semiconductor, lo funde por **efecto Joule**.



Metales Bloque D

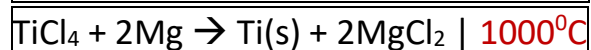
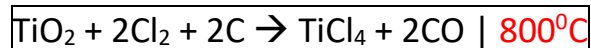
Titanio:

Baja densidad, muy duro, resistente a corrosión.

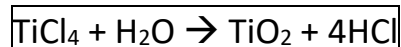
Implantes dentales.

Se lo encuentra como TiO₂.

Obtención:



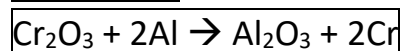
TiCl₄ se usa como catalizador y como gas lacrimógeno al producir su hidrólisis.



Cromo:

Muy duro. Brillante porque forma película protectora que evita su corrosión (se usa para cubrir metales)

Obtención:



Cr₂O₇⁻ solución roja. Muy buen oxidante.

Manganeso:

Aumenta la dureza del acero. Su dióxido se usa para pilas, vidrios y catalizador (MnO_2).

Las SC acuosas de MnO_4^- son oxidante muy fuertes de color violeta. Se reducen a Mn^{2+} , color rosa.

Hierro, Cobalto, Niquel:

El Fe^{2+} se oxida espontáneamente a Fe^{3+} por el O_2 en el aire.

El Co^{3+} y Ni^{3+} se oxidan en agua reduciéndose a Co^{2+} y Ni^{2+}

Las soluciones tienen colores específicos:

Ni^{2+} (ac) VERDE



Co^{2+} (ac) ROJO



Fe^{2+} (ac) VERDE PALIDO

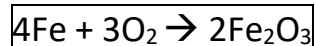


Fe^{3+} (ac) AMARILLENTO



Corrosión: ataque descontrolado de un metal con desprendimiento de hidrogeno (Reacción redox)

Corrosión directa:



Corrosión electroquímica:

Se necesita ánodo, cátodo y electrolito.

Factores:

- Impurezas
- Deformaciones o irregularidades en estructura cristalina
- Materiales ferrosos con distinto contenido de carbono
- Contacto entre dos metales, cuando el potencial de reducción del metal es mayor del que no debe corroerse
- Distinta composición de electrolito en la superficie

Reacción en los electrodos al producirse la corrosión:

ANODO: Se oxida el metal

CATODO: Depende del medio

Medio ácido: $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$

Medio básico y neutro: $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$

Corrosión Atmosférica del Hierro:

El oxígeno en el aire **despolariza** y el Fe es atacado, oxidándose.

ANODO ($\text{Fe}(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^-$) **x4**

CATODO ($4\text{e}^- + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 4\text{OH}^-$) **x3**

Es la reacción del laboratorio, primero se reduce el agua y después el oxígeno. El Fe^{3+} se encuentra con OH^- se forma hidróxido férrico: $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Insoluble en agua, color ocre. Forma una película **no adherente** sobre la superficie, entonces no lo protege.



Prevención de la corrosión del Hierro

- Eliminar humedad
- Atmosfera inerte
- Recubrirlo con película protectora de otro metal
- **Ánodo de sacrificio**

Se debe usar un metal con menor potencial de reducción que el metal a proteger, actuando como ánodo y protegiendo que se oxide el otro que actúa como cátodo.

Hierro Galvanizado y Hojalata

El hierro galvanizado se cubre con una capa de Zn que evita la corrosión. El Zn al oxidarse se recubre de una capa protectora de óxido que evita el ataque posterior. Si se rompe la capa, sigue actuando como ánodo de sacrificio hasta que se termine de consumir. La hojalata es igual pero con estaño (Sn), y si se rompe el hierro pasa automáticamente a ser el ánodo.

Metalurgia Extractiva del Hierro:

Extracción del mineral de hierro:

Yacimiento a cielo abierto:

Se fragmenta capa de tierra con explosivos y luego se remueve para llegar al mineral, que se extrae con excavadoras.

Yacimiento profundo:

Construir túneles para llegar al mineral, y extraerlos con monta cargas. El hierro es llevado a “tolvas”.



Preparación del mineral de hierro:

Es un M de transición. Trae impurezas (ganga).

También viene en distintos tamaños y otros aspectos que imposibilitan que entre en el ALTO HORNO.

Concentración:

Por lavado: Elimina sustancias terrosas de la ganga con agua.

Por separador rotativo magnético: Con imán, se separa el hierro de otros minerales pobres.

Reducción de tamaño:

Se lo tritura mecánicamente.

Aglomeración o briqueteado:

Si es muy chico o polvoriento, se lo aglomera en forma de ladrillos formando una pasta con cemento o por absorción.

Calcinación:

El hierro formado por carbonatos debe ser calcinado al aire libre o en horno de cuba. (Entra en el alto horno)

Fabricación del Mineral de Coque:

Se obtiene por **destilación de hullas grasas**.

Debe cumplir ciertas condiciones:

- Ser denso
- Ser muy poroso
- Estar libre de azufre
- Ser resistente y poco quebradizo
- Ser resistente a la compresión

Funciones del Coque en el Alto Horno:

Combustible: da el calor necesario para la fusión de óxidos de hierro y fundentes.

Reductor: Genera CO (monóxido de carbono), necesario para reducir indirectamente el mineral debajo de 1000°C.

Reduce directamente en la zona de toberas.

Carburante: Provee el C presente en el arrabio

Formador de Intersticios: Forma intersticios por donde pasa el gas reductor a la parte superior del horno. (permeabilidad en zona pastosa).

Extracción del mineral de caliza:

La piedra caliza es muy importante. Se obtiene como dijimos previamente, a cielo abierto con excavadoras, llevándolo a tolvas.

Aire:

Se inyecta aire a través de toberas para poder activar la combustión (T alrededor de 900°C, P un poco mas de 1 atm y volumen proporcional a la cantidad de materia prima introducida).

Alto Horno:

Altura de 30 a 80 m. Sección circular de 10 a 20 m.
Revestido por ladrillos refractarios. Las paredes tienen tamaño variable hasta 2 metros. Las paredes expuestas al calor están recubiertas por plancha de acero y la base es de hormigón resistente. El alto horno no se apaga. Para prenderlo por primera vez se necesita mucho carbón y combustible.

- 1) Plataforma de carga: Ascensores para elevar materia prima. Dispositivo de carga con cierre de doble campana. Se descarga la materia de las vagonetas, caen en una tolva que tiene como fondo una campana, la materia se guarda en una cámara. Se carga 2 o mas veces y la campana desciende al alto horno. Este dispositivo de doble campana evita que se escapen los gases. Hay tubos de escapes de gases que los conducen a depuradores, extraen el polvo y recuperan el calor.
- 2) Tragante (200°C-400°C): Donde ingresa la materia prima después de pasar por la doble campana.
- 3) Cuba (400°C-1200°C): Diámetro asciende de arriba hacia abajo.
- 4) Ventre (1200°C-1400°C): Parte de mayor diámetro. El hierro empieza a fundirse.
- 5) Etalaje (1400°C-1600°C): Diámetro desciende de arriba hacia abajo. Eso permite que el hierro no se deposite al bajar.
- 6) Crisol (1600°C-2000°C): Donde se deposita el arrabio, y la escoria por encima del arrabio.

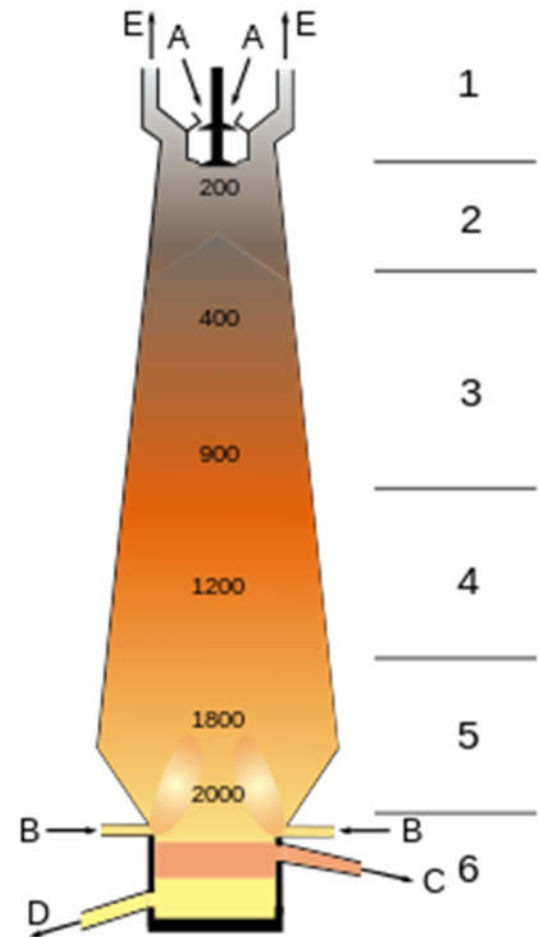
A= entra materia prima

B= entra el aire caliente a 900 grados

C= sale el arrabio

D= sale la escoria

E= salen los vapores a los depuradores

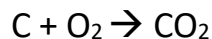


Zonas y Reacciones:

El coque suele contener restos de sílice y azufre.

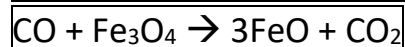
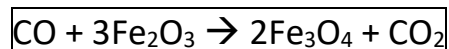
El coque incandescente es un reductor energético, produce el 10% de la reducción en el alto horno en la parte de abajo.

Como también entra aire por la parte baja, se puede formar:

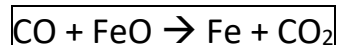


El monóxido de carbono es el principal reductor del alto horno (90%).

El Fe_2O_3 (óxido férrico), entra por el tragante y se reduce con el monóxido (CO), a 500°C .



El FeO se reduce en una segunda etapa (a 700°C)



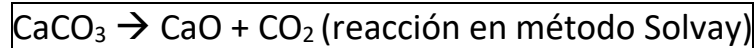
Después de los 700°C el Fe absorbe el coque formando una SC sólida.

A 1600°C se forman gotas líquidas en el fondo del horno que se reúnen en el crisol. El crisol incluye más sustancias como Si, P, S, Mn.

La piedra caliza y dolomita actúan como **fundentes**, y permiten la fusión a T^0 más bajas que 1535°C . ($T_{\text{fus}} \text{ Fe}$). Quitar impurezas y forman la escoria, que se deposita por encima del arrabio, ya que el arrabio es más denso. La escoria protege al arrabio de tomar contacto con el aire y evita la oxidación del Fe.

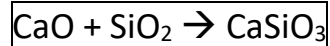
Formación de Escoria:

La **pedra caliza** se descompone a **800-900°C**

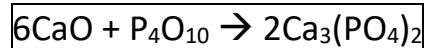


A **1200°C**:

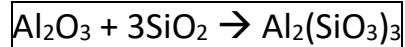
La cal viva reacciona con la sílice, dándonos



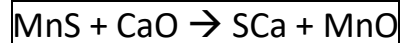
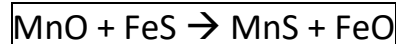
Y también reacción con óxido de fósforo, dando roca fosfórica.



Si el mineral contiene alúmina, Al_2O_3 , reacciona con la sílice, SiO_2 .



Otras reacciones con manganeso:



Composición de escoria:

CaSiO_3 (*calculadora*)

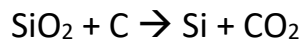
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_3$ (*roca fosfórica*)

SCa

MnO

$\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_3$

A **1400°C** el MnO y el SiO_2 se reducen con coque.



Composición final del arrabio:

T final: 1350°C

C: 4 a 4,6%

Si: 0,45%

Mn: 0,5%

P: 0,07%

S: 0,025%

