

FÓSFORO, ARSÉNICO, ANTIMONIO Y BISMUTO

A) OBJETIVOS

- Conocer el procedimiento y soluciones a usar para la identificación del ión fosfato.
- Conocer el procedimiento y soluciones a usar para la identificación del Arsénico.
- Identificar las propiedades químicas del HCl (concentrado) al reaccionar con las sales haloideas del Bismuto y el Arsénico.
- Observar la formación de las sales producidas de las sales haloideas del Bismuto y el Arsénico al ser diluidas en agua destilada.

B) PARTE TEORICA

FÓSFORO:



Nombre	Fósforo
Número atómico	15
Valencia	+3,-3,5,4
Estado de oxidación	+5
Electronegatividad	2,1
Radio covalente (Å)	1,06
Radio iónico (Å)	0,34
Radio atómico (Å)	1,28
Configuración electrónica	[Ne]3s ² 3p ³
Primer potencial de ionización (eV)	11,00
Masa atómica (g/mol)	30,9738
Densidad (g/ml)	1,82
Punto de ebullición (°C)	280
Punto de fusión (°C)	44,2
Descubridor	Hennig Brandt en 1669

UNIVERSIDAD NACIONAL DEL CALLAO.....FOSFORO

Símbolo P, número atómico 15, peso atómico 30.9738. El fósforo forma la base de gran número de compuestos, de los cuales los más importantes son los fosfatos. En todas las formas de vida, los fosfatos desempeñan un papel esencial en los procesos de transferencia de energía, como el metabolismo, la fotosíntesis, la función nerviosa y la acción muscular. Los ácidos nucleicos, que entre otras cosas forman el material hereditario (los cromosomas), son fosfatos, así como cierto número de coenzimas. Los esqueletos de los animales están formados por fosfato de calcio.

Cerca de tres cuartas partes del fósforo total (en todas sus formas químicas) se emplean en Estados Unidos como fertilizantes. Otras aplicaciones importantes son como relleno de detergentes, nutrientes suplementarios en alimentos para animales, ablandadores de agua, aditivos para alimentos y fármacos, agentes de revestimiento en el tratamiento de superficies metálicas, aditivos en metalurgia, plastificantes, insecticidas y aditivos de productos petroleros.

De casi 200 fosfatos minerales diferentes, sólo uno, la fluorapatita, $\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$, se extrae esencialmente de grandes depósitos secundarios originados en los huesos de animales y que se hallan en el fondo de mares prehistóricos, y de los guanos depositados sobre rocas antiguas.

La investigación de la química del fósforo indica que pueden existir tantos compuestos basados en el fósforo como los de carbono. En química orgánica se acostumbra agrupar varios compuestos químicos dentro de familias llamadas series homólogas.

Esto también puede hacerse en la química de los compuestos de fósforo, aunque muchas familias están incompletas. La familia mejor conocida de estos compuestos es el grupo de cadenas de fosfatos. Las sales de fosfatos constan de cationes, como el sodio, junto con cadenas de aniones, como $(\text{P}_n\text{O}_{3n+1})^{(n+2)-}$, que pueden tener de 1 a 1 000 000 de átomos de fósforo por anión.

Los fosfatos se basan en átomos de fósforo rodeados en una disposición tetraédrica por átomos de oxígeno, el miembro más pequeño de la familia es el anión simple PO_4^{3-} (el ión ortofosfato). La familia de las cadenas de fosfato se basa en hileras alternadas de átomos de fósforo y oxígeno en que cada átomo de fósforo permanece en el centro de un tetraedro de cuatro átomos de oxígeno. Hay también una familia estrechamente relacionada de fosfatos cíclicos.

Una característica estructural interesante de muchos de los compuestos del fósforo conocidos es la formación de estructuras tipo jaula. Ejemplos de estas moléculas son el fósforo blanco, P_4 , y uno de los pentóxidos de fósforo, P_4O_{10} . Las estructuras tipo red son comunes; por ejemplo, los cristales de fósforo negro en que los átomos están enlazados unos con otros.

En la mayor parte de sus compuestos, el fósforo está enlazado químicamente a cuatro átomos inmediatos. Hay gran número de compuestos en los que uno de los cuatro átomos está ausente y en su lugar hay un par de electrones no compartidos.

UNIVERSIDAD NACIONAL DEL CALLAO.....FOSFORO

Hay también unos cuantos compuestos con cinco o seis átomos unidos al fósforo; son muy reactivos y tienden a ser inestables. Durante los años 60 y 70, se prepararon muchos compuestos orgánicos de fósforo. La mayor parte de estas estructuras químicas incluye tres o cuatro átomos enlazados al fósforo, pero existen también estructuras con dos, cinco o seis átomos unidos a cada átomo de fósforo.

Casi todo el fósforo utilizado en el comercio está en forma de fosfatos. La mayor parte de los fertilizantes fosfatados constan de ortofosfato diácido de calcio u ortofosfato ácido de calcio muy impuros, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ y CaHPO_4 . Estos fosfatos son sales del ácido ortofosfórico.

El compuesto de fósforo de mayor importancia biológica es el adenosintrifosfato (ATP), que es un éster de la sal, el tripolifosfato de sodio, muy utilizado en detergentes y ablandadores de agua. Casi todas las reacciones en el metabolismo y la fotosíntesis requieren la hidrólisis de este tripolifosfato hasta su derivado pirofosfato, llamado adenosindifosfato (ADP).

Efectos ambientales del Fósforo

Fósforo blanco: El fósforo blanco está en el ambiente cuando es usado en industrias para hacer otros productos químicos y cuando el ejército lo usa como munición. A través de descargas de aguas residuales el fósforo blanco termina en las aguas superficiales cerca de las fábricas donde es usado.

El fósforo blanco no es probablemente esparcido, porque este reacciona con el oxígeno bastante rápido.

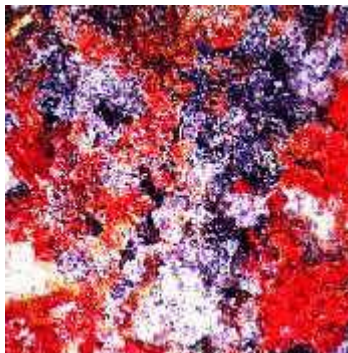
Cuando el fósforo termina en el aire a través de los tubos de escape este terminará usualmente reaccionando con el oxígeno al instante para convertirse en partículas menos peligrosas. Pero en suelos profundos y en el fondo de los ríos y lagos el fósforo puede permanecer miles de años y más.

Fosfatos: Los fosfatos tienen muchos efectos sobre los organismos. Los efectos son mayormente consecuencias de las emisiones de grandes cantidades de fosfatos en el ambiente debido a la minería y los cultivos. Durante la purificación del agua los fosfatos no son a menudo eliminados correctamente, así que pueden expandirse a través de largas distancias cuando se encuentran en la superficie de las aguas.

Debido a la constante adición de fosfatos por los humanos y que exceden las concentraciones naturales, el ciclo del fósforo es interrumpido fuertemente.

El incremento de la concentración de fósforo en las aguas superficiales aumenta el crecimiento de organismos dependientes del fósforo, como son las algas. Estos organismos usan grandes cantidades de oxígeno y previenen que los rayos de sol entren en el agua. Esto hace que el agua sea poco adecuada para la vida de otros organismos. El fenómeno es comúnmente conocido como eutrofización.

ARSÉNICO:



Nombre	Arsénico
Número atómico	33
Valencia	+3,-3,5
Estado de oxidación	+5
Electronegatividad	2,1
Radio covalente (Å)	1,19
Radio iónico (Å)	0,47
Radio atómico (Å)	1,39
Configuración electrónica	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ³
Potencial primero de ionización (eV)	10,08
Masa atómica (g/mol)	74,922
Densidad (g/ml)	5,72
Punto de ebullición (°C)	613
Punto de fusión (°C)	817
Descubridor	Los antiguos

Elemento químico, cuyo símbolo es As y su número atómico, 33. El arsénico se encuentra distribuido ampliamente en la naturaleza (cerca de $5 \times 10^{-4}\%$ de la corteza terrestre). Es uno de los 22 elementos conocidos que se componen de un solo nucleido estable, $^{75}_{33}\text{As}$; el peso atómico es de 74.922. Se conocen otros 17 nucleidos radiactivos de As.

Existen tres alótropos o modificaciones polimórficas del arsénico. La forma a cúbica de color amarillo se obtiene por condensación del vapor a muy bajas temperaturas. La b polimórfica negra, que es isoestructural con el fósforo negro. Ambas revierten a la forma más estable, la l, gris o metálica, del arsénico romboédrico, al calentarlas o por exposición a la luz. La forma metálica es un conductor térmico y eléctrico moderado, quebradizo, fácil de romper y de baja ductibilidad.

Al arsénico se le encuentra natural como mineral de cobalto, aunque por lo general está en la superficie de las rocas combinado con azufre o metales como Mn, Fe, Co, Ni, Ag o Sn. El principal mineral del arsénico es el FeAsS (arsenopirita, pilo); otros arseniuros metálicos son los minerales FeAs₂ (löllingita), NiAs (nicolita), CoAsS (cobalto brillante), NiAsS (gersdorffita) y CoAs₂ (esmalta). Los arseniatos y tioarseniatos naturales son comunes y la mayor parte de los minerales de sulfuro contienen arsénico. La As₄S₄ (realgarita) y As₄S₆ (oropimente) son los minerales más importantes que contienen azufre. El óxido, arsenolita, As₄O₆, se encuentra como producto de la alteración debida a los agentes atmosféricos de otros minerales de arsénico, y también se recupera de los polvos colectados de los conductos durante la extracción de Ni, Cu y Sn; igualmente se obtiene al calcinar los arseniuros de Fe, Co o Ni con aire u oxígeno. El elemento puede obtenerse por calcinación de FeAsS o FeAs₂ en ausencia de aire o por reducción de As₄O₆ con carbonato, cuando se sublima As₄.

El arsénico elemental tiene pocos usos. Es uno de los pocos minerales disponibles con un 99.9999+ % de pureza. En el estado sólido se ha empleado ampliamente en los materiales láser GaAs y como agente acelerador en la manufactura de varios aparatos. El óxido de arsénico se utiliza en la elaboración de vidrio. Los sulfuros de arsénico se usan como pigmentos y en juegos pirotécnicos. El arseniato de hidrógeno se emplea en medicina, así como otros compuestos de arsénico. La mayor parte de la aplicación medicinal de los compuestos de arsénico se basa en su naturaleza tóxica.

Efectos del Arsénico sobre la salud

El Arsénico es uno de los más tóxicos elementos que pueden ser encontrados. Debido a sus efectos tóxicos, los enlaces de Arsénico inorgánico ocurren en la tierra naturalmente en pequeñas cantidades. Los humanos pueden ser expuestos al Arsénico a través de la comida, agua y aire.

La exposición puede también ocurrir a través del contacto con la piel con suelo o agua que contenga Arsénico.

Los niveles de Arsénico en la comida son bastante bajos, no es añadido debido a su toxicidad, pero los niveles de Arsénico en peces y mariscos puede ser alta, porque los peces absorben Arsénico del agua donde viven. Por suerte esto es mayormente la forma de Arsénico orgánico menos dañina, pero peces que contienen significantes cantidades de Arsénico inorgánico pueden ser un peligro para la salud humana.

La exposición al Arsénico puede ser más alta para la gente que trabaja con Arsénico, para gente que bebe significantes cantidades de vino, para gente que vive en casas que contienen conservantes de la madera y gente que viven en granjas donde el Arsénico de los pesticidas ha sido aplicados en el pasado.

La exposición al Arsénico inorgánico puede causar varios efectos sobre la salud, como es irritación del estómago e intestinos, disminución en la producción de glóbulos rojos y blancos, cambios en la piel, e irritación de los pulmones. Es sugerido que la toma de significantes cantidades de Arsénico inorgánico puede intensificar las posibilidades de

desarrollar cáncer, especialmente las posibilidades de desarrollo de cáncer de piel, pulmón, hígado, linfa.

A exposiciones muy altas de Arsénico inorgánico puede causar infertilidad y abortos en mujeres, puede causar perturbación de la piel, pérdida de la resistencia a infecciones, perturbación en el corazón y daño del cerebro tanto en hombres como en mujeres. Finalmente, el Arsénico inorgánico puede dañar el ADN. El Arsénico orgánico no puede causar cáncer, ni tampoco daño al ADN. Pero exposiciones a dosis elevadas puede causar ciertos efectos sobre la salud humana, como es lesión de nervios y dolores de estómago.

Efectos ambientales del Arsénico

El Arsénico puede ser encontrado de forma natural en la tierra en pequeñas concentraciones. Esto ocurre en el suelo y minerales y puede entrar en el aire, agua y tierra a través de las tormentas de polvo y las aguas de escorrentía.

El Arsénico es un componente que es extremadamente duro de convertir en productos solubles en agua o volátil. En realidad el Arsénico es naturalmente específicamente un compuesto móvil, básicamente significa que grandes concentraciones no aparecen probablemente en un sitio específico. Esto es una buena cosa, pero el punto negativo es que la contaminación por Arsénico llega a ser un tema amplio debido al fácil esparcimiento de este. El Arsénico no se puede movilizar fácilmente cuando este es inmóvil. Debido a las actividades humanas, mayormente a través de la minería y las fundiciones, naturalmente el Arsénico inmóvil se ha movilizó también y puede ahora ser encontrado en muchos lugares donde ellos no existían de forma natural.

El ciclo del Arsénico ha sido ampliado como consecuencia de la interferencia humana y debido a esto, grandes cantidades de Arsénico terminan en el Ambiente y en organismos vivos. El Arsénico es mayoritariamente emitido por las industrias productoras de cobre, pero también durante la producción de plomo y zinc y en la agricultura.

Este no puede ser destruido una vez que este ha entrado en el Ambiente, así que las cantidades que hemos añadido pueden esparcirse y causar efectos sobre la salud de los humanos y los animales en muchas localizaciones sobre la tierra.

Las plantas absorben Arsénico bastante fácil, así que alto tanto de concentraciones pueden estar presentes en la comida. Las concentraciones del peligroso Arsénico inorgánico que está actualmente presente en las aguas superficiales aumentan las posibilidades de alterar el material genético de los peces. Esto es mayormente causado por la acumulación de Arsénico en los organismos de las aguas dulces consumidores de plantas. Las aves comen peces que contienen eminentes cantidades de Arsénico y morirán como resultado del envenenamiento por Arsénico como consecuencia de la descomposición de los peces en sus cuerpos.

ANTIMONIO:



Nombre	Antimonio
Número atómico	51
Valencia	+3,-3,5
Estado de oxidación	+5
Electronegatividad	1,9
Radio covalente (Å)	1,38
Radio iónico (Å)	0,62
Radio atómico (Å)	1,59
Configuración electrónica	[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ³
Primer potencial de ionización (eV)	8,68
Masa atómica (g/mol)	121,75
Densidad (g/ml)	6,62
Punto de ebullición (°C)	1380
Punto de fusión (°C)	630,5
Descubridor	Los antiguos

Elemento químico con símbolo Sb y número atómico 51. El antimonio no es un elemento abundante en la naturaleza; raras veces se encuentra en forma natural, a menudo como una mezcla isomorfa con arsénico: la allemonita. Su símbolo Sb se deriva de la palabra latina *stibium*. El antimonio se presenta en dos formas: amarilla y gris. La forma amarilla es metaestable, y se compone de moléculas Sb₄, se le encuentra en el vapor de antimonio y es la unidad estructural del antimonio amarillo; la forma gris es metálica, la cual cristaliza en capas formando una estructura romboédrica.

El antimonio difiere de los metales normales por tener una conductividad eléctrica menor en estado sólido que en estado líquido (como su compañero de grupo el bismuto). El antimonio metálico es muy quebradizo, de color blanco-azuloso con un brillo metálico

característico, de apariencia escamosa. Aunque a temperaturas normales es estable al aire, cuando se calienta se quema en forma luminosa desprendiendo humos blancos de Sb_2O_3 . La vaporización del metal forma moléculas de Sb_4O_6 , que se descomponen en Sb_2O_3 por arriba de la temperatura de transición.

El antimonio se encuentra principalmente en la naturaleza como Sb_2S_3 (estibnita, antimonita); el Sb_2O_3 (valentinita) se halla como producto de descomposición de la estibnita. Forma parte por lo general de los minerales de cobre, plata y plomo. También se encuentran en la naturaleza los antimoniuros metálicos NiSb (breithaupita), NiSbS (ulmanita) y Ag_2Sb (dicrasita); existen numerosos tioantimoniatos como el Ag_3SbS_3 (pirargirita).

El antimonio se obtiene calentando el sulfuro con hierro, o calentando el sulfuro y el sublimado de Sb_4O_6 obtenido se reduce con carbono; el antimonio de alta pureza se produce por refinado electrolítico.

El antimonio de grado comercial se utiliza en muchas aleaciones (1-20%), en especial de plomo, las cuales son más duras y resistentes mecánicamente que el plomo puro; casi la mitad de todo el antimonio producido se consume en acumuladores, revestimiento de cables, cojinetes antifricción y diversas clases de metales de consumo. La propiedad que tienen las aleaciones de Sn-Sb-Pb de dilatarse al enfriar el fundido permiten la producción de vaciados finos, que hacen útil este tipo de metal.

Efectos del Antimonio sobre la salud

El antimonio se da naturalmente en el medio ambiente. Pero también entra en el medio ambiente a través de diversas aplicaciones de los humanos. Especialmente las personas que trabajan con antimonio pueden sufrir los efectos de la exposición por respirar polvo de antimonio. La exposición de los humanos al antimonio puede tener lugar por medio de la respiración, del agua potable y de la comida que lo contenga, pero también por contacto cutáneo con tierra, agua y otras sustancias que lo contengan. Respirar antimonio enlazado con hidrógeno en la fase gaseosa es lo que produce principalmente los efectos sobre la salud.

La exposición a cantidades relativamente altas de antimonio (9 mg/m^3 de aire) durante un largo periodo de tiempo puede provocar irritación de los ojos, piel y pulmones.

Si la exposición continúa se pueden producir efectos más graves, tales como enfermedades pulmonares, problemas de corazón, diarrea, vómitos severos y úlceras estomacales.

No se sabe si el antimonio puede provocar cáncer o fallos reproductores.

El antimonio es usado como medicina para infecciones parasitarias, pero las personas que toman demasiada medicina o que son especialmente sensibles a ella experimentan efectos en su salud. Estos efectos sobre la salud nos han hecho estar más alerta acerca de los peligros de la exposición al antimonio.

Efectos ambientales del Antimonio

El antimonio se puede encontrar en los suelos, agua y aire en cantidades muy pequeñas. El antimonio contamina principalmente los suelos. Puede viajar grandes distancias con las aguas subterráneas hacia otros lugares y aguas superficiales.

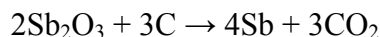
Las pruebas de laboratorio con ratas, conejos y conejillos de indias nos han mostrado que niveles relativamente altos de antimonio pueden matar a pequeños animales. Las ratas pueden experimentar daños pulmonares, cardíacos, hepáticos y renales previos a la muerte. Los animales que respiran bajos niveles de antimonio durante un largo periodo de tiempo pueden experimentar irritación ocular, pérdida de pelo y daños pulmonares. Los perros pueden experimentar problemas cardíacos incluso cuando son expuestos a bajos niveles de antimonio. Los animales que respiran bajos niveles de antimonio durante un par de meses también pueden experimentar problemas de fertilidad.

Todavía no ha podido ser totalmente especificado si el antimonio produce cáncer o no.

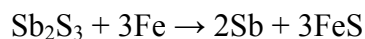
Abundancia y obtención

El antimonio se encuentra en la naturaleza en numerosos minerales, aunque es un elemento poco abundante. Aunque es posible encontrarlo libre, normalmente está en forma de sulfuros; la principal forma de antimonio es la [antimonita](#) (también llamada estibina), Sb_2S_3 .

Mediante la tostación del sulfuro de antimonio se obtiene óxido de antimonio (III), Sb_2O_3 , que se puede [reducir](#) con [carbón](#) para la obtención de antimonio.



También se puede obtener por reducción directa del sulfuro, por ejemplo con chatarra de hierro:



Compuestos

Sus estados de oxidación más comunes son el 3 y el 5. "Antimonio crudo" y "crudum" son términos aplicados al mineral que contiene más de 90 por ciento de antimonio, y al mineral del sulfuro licuado, que es esencialmente una mezcla del antimonio-sulfuro que contiene 70 por ciento o más antimonio. El metal refinado del antimonio, es la forma común estable de antimonio. El antimonio amarillo o alfa-antimonio es producido por la acción de ozono en SbH_3 líquido, $-90^\circ C$. Es amorfo y poco soluble en disulfuro de carbono. El antimonio amarillo es muy inestable y se transforma fácilmente a temperaturas superiores $-90^\circ C$ en antimonio negro, que también se puede formar directamente a partir de Sb_2H_3 líquido y oxígeno a $-40^\circ C$. El antimonio negro se oxida espontáneamente en aire y se convierte en el antimonio romboédrico ordinario o beta-antimonio. La cuarta forma alotrópica del antimonio es el antimonio explosivo que se forma a partir de la electrolisis del cloruro de antimonio. Esta forma se transforma a 475K en la forma alotrópica más común produciendo una explosión. Hay estudios que intentan demostrar que el antimonio amarillo es en realidad antimonio impuro y no es una forma alotrópica verdadera del antimonio.

Debido a su dureza, fragilidad, y carencia de maleabilidad, el antimonio no tiene ninguna aplicación como metal por sí mismo a excepción de las cantidades pequeñas usadas para los

UNIVERSIDAD NACIONAL DEL CALLAO.....FOSFORO

bastidores ornamentales y los dispositivos de semiconductor. Sin embargo, es un componente de menor importancia en muchas aleaciones del plomo y estaño.

La mayoría del antimonio que se utiliza en el estado metálico, como en baterías del LA, la cubierta del cable, y varios otros usos, se utiliza como cierta forma de plomo antimonial, que puede contener hasta 25 por ciento de antimonio, pero contiene más comúnmente porcentajes de un solo dígito. El antimonio es también un componente de varias aleaciones de estaño, tales como metal de britannia, metal antifricción y soldaduras de estaño-antimonio-plata usada para ensamblar tubos para agua potable. El antimonio forma un número muy grande de compuestos inorgánicos. Los sulfuros predominan en naturaleza y están disponibles para el comercio como minerales procesados del antimonio. En términos de las cantidades producidas, el compuesto sintético más importante del antimonio en gran medida es el trióxido (Sb_2O_3), que es utilizado por sí mismo para algunas aplicaciones. Otros compuestos usados en cantidades substanciales son el pentóxido (Sb_2O_5), el trisulfuro (Sb_2S_3) y el pentasulfuro (Sb_2S_5). Estos compuestos se utilizan como los retardadores de la llama, en los pigmentos, estabilizadores del calor y de la radiación en los plásticos y de catalizadores.

Se conocen todos sus trihalogenuros, SbX_3 , y el pentafluoruro y pentacloruro, SbX_5 . El trifluoruro se emplea como fluorante. El pentafluoruro junto con HSO_3F forma un sistema $\text{SbF}_5\text{-FSO}_3\text{H}$ con propiedades de [superácido](#). Con estos halogenuros se pueden preparar distintos complejos. Se conoce el hidruro SbH_3 (estibina), pero es poco estable y se descompone con mucha facilidad.

Se conoce el [trioxido de antimonio](#), Sb_2O_3 y el pentóxido, Sb_2O_5 .

BISMUTO:



Nombre	Bismuto
Número atómico	83
Valencia	3,5
Estado de oxidación	+3

UNIVERSIDAD NACIONAL DEL CALLAO.....FOSFORO

Electronegatividad	1,9
Radio covalente (Å)	1,46
Radio iónico (Å)	1,20
Radio atómico (Å)	1,70
Configuración electrónica	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³
Primer potencial de ionización (eV)	8,07
Masa atómica (g/mol)	208,980
Densidad (g/ml)	9,8
Punto de ebullición (°C)	1560
Punto de fusión (°C)	271,3
Descubridor	Los antiguos

Elemento metálico, Bi, de número atómico 83 y peso atómico 208.980, pertenece al grupo Va de la tabla periódica. Es el elemento más metálico en este grupo, tanto en propiedades físicas como químicas. El único isótopo estable es el de masa 209. Se estima que la corteza terrestre contiene cerca de 0.00002% de bismuto. Existe en la naturaleza como metal libre y en minerales. Los principales depósitos están en Sudamérica, pero en Estados Unidos se obtiene principalmente como subproducto del refinado de los minerales de cobre y plomo.

El principal uso del bismuto está en la manufactura de aleaciones de bajo punto de fusión, que se emplean en partes fundibles de rociadoras automáticas, soldaduras especiales, sellos de seguridad para cilindros de gas comprimido y en apagadores automáticos de calentadores de agua eléctricos y de gas. Algunas aleaciones de bismuto que se expanden al congelarse se utilizan en fundición y tipos metálicos. Otra aplicación importante es la manufactura de compuestos farmacéuticos.

El bismuto es un metal cristalino, blanco grisáceo, lustroso, duro y quebradizo. Es uno de los pocos metales que se expanden al solidificarse. Su conductividad térmica es menor que la de cualquier otro metal, con excepción del mercurio. El bismuto es inerte al aire seco a temperatura ambiente, pero se oxida ligeramente cuando está húmedo. Forma rápidamente una película de óxido a temperaturas superiores a su punto de fusión, y se inflama al llegar al rojo formando el óxido amarillo, Bi₂O₃. El metal se combina en forma directa con los halógenos y con azufre, selenio y telurio, pero no con nitrógeno ni fósforo. No lo ataca el

agua desgasificada a temperaturas comunes, pero se oxida lentamente al rojo por vapor de agua.

En casi todos los compuestos de bismuto está en forma trivalente. No obstante, en ocasiones puede ser pentavalente o monovalente. El bismutato de sodio y el pentafluoruro de bismuto son quizá los compuestos más importantes de Bi(V). El primero es un agente oxidante poderoso y el último un agente fluorante útil para compuestos orgánicos.

Efectos del Bismuto sobre la salud

El bismuto y sus sales pueden causar daños en el hígado, aunque el grado de dicho daño es normalmente moderado. Grandes dosis pueden ser mortales. Industrialmente es considerado como uno de los metales pesados menos tóxicos. Envenenamiento grave y a veces mortal puede ocurrir por la inyección de grandes dosis en cavidades cerradas y de aplicación extensiva a quemaduras (en forma de compuestos solubles del bismuto). Se ha declarado que la administración de bismuto debe ser detenida cuando aparezca gingivitis, ya que de no hacerlo es probable que resulte en stomatitis ulcerosa. Se pueden desarrollar otros resultados tóxicos, tales como sensación indefinida de malestar corporal, presencia de albúmina u otra sustancia proteica en la orina, diarrea, reacciones cutáneas y a veces exodermatitis grave.

Vías de entrada: Inhalación, piel e ingestión.

Efectos agudos: Inhalación: ENVENENAMIENTO. Puede ser un gas desagradable provocando irritación respiratoria. Puede causar mal aliento, sabor metálico y gingivitis. Ingestión: ENVENENAMIENTO. Puede causar náuseas, pérdida de apetito y de peso, malestar, albuminuria, diarrea, reacciones cutáneas, estomatitis, dolor de cabeza, fiebre, falta de sueño, depresión, dolores reumáticos y una línea negra se puede formar en las encías debido al depósito de sulfuro de bismuto. Piel: Puede provocar irritación. Ojos: Puede provocar irritación.

Afecciones generalmente agravadas por la exposición al bismuto: Desórdenes cutáneos y respiratorios pre-existentes.

El bismuto no se considera un carcinógeno para los humanos

Efectos ambientales del Bismuto

El bismuto metálico no se considera tóxico y presenta una amenaza mínima para el medio ambiente. Los compuestos del bismuto son generalmente muy poco solubles pero deben ser manejados con cuidado, ya que solo se dispone de información limitada de sus efectos y destino en el medio ambiente.

C) PARTE EXPERIMENTAL

Materiales:

Tubos de ensayo

Mechero de Bunsen

Reactivos:

H₃PO₄ (solución transparente)

MgCl₂ (solución transparente)

NH₄OH (solución transparente)

Sb₂O₃ (polvo plomo)

Agua destilada

HCl (solución transparente)

(NH₄)₂S (solución transparente)

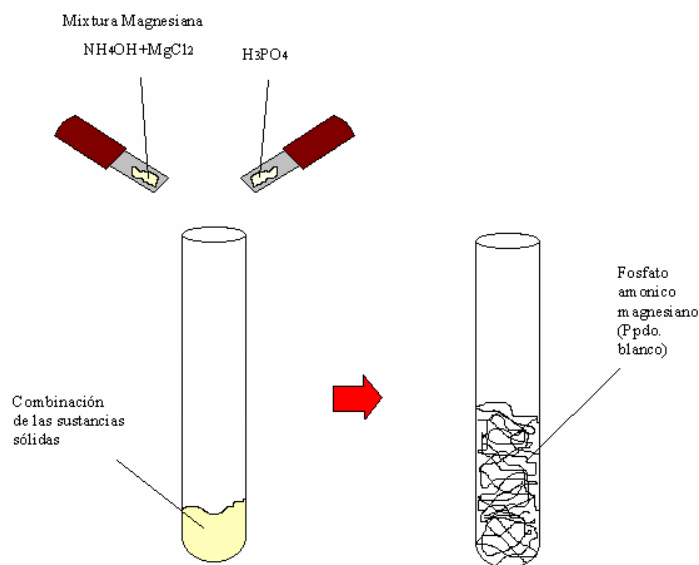
SbCl₃ (solución transparente)

BiCl₃ (solución transparente)

I) Identificación del Ión Fosfato:

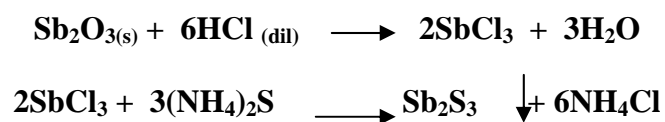
En un tubo de ensayo limpio y seco, colocamos un poco de H₃PO₄, y lo mezclamos con mixtura magnésiana (una mezcla de MgCl₂ y NH₄OH), observamos un precipitado blanco, formándose así el Fosfato Amónico Magnésico.

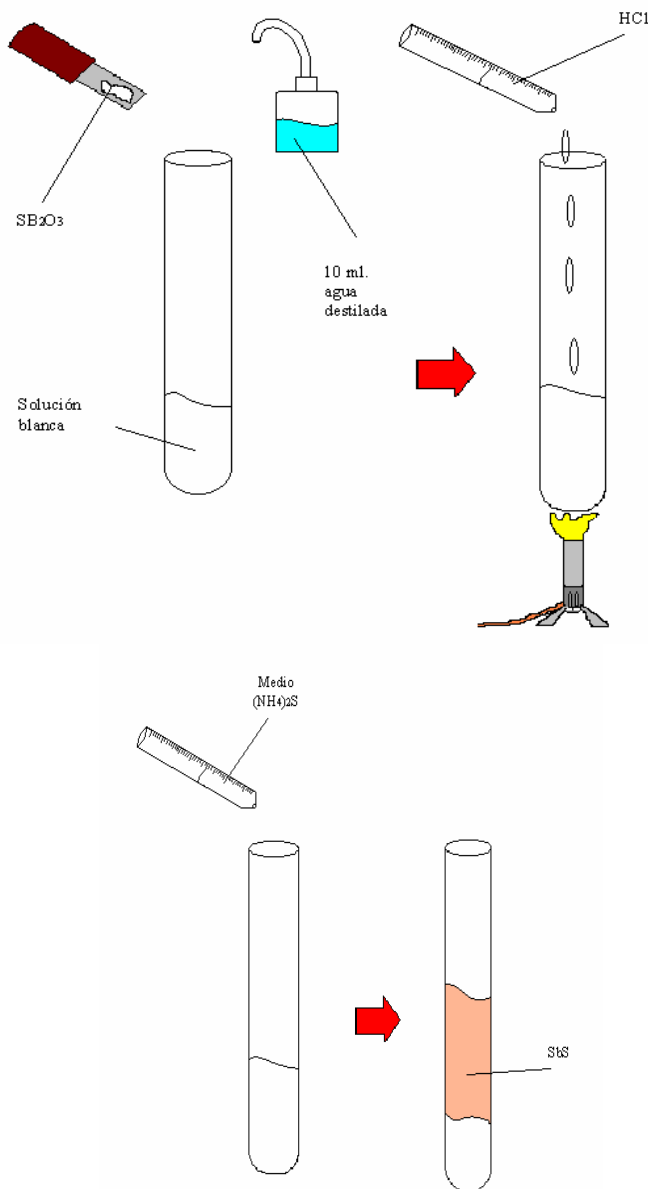




II) Identificación del Antimonio (Sb):

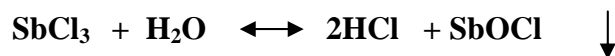
En un tubo de ensayo limpio y seco colocamos un poco de $\text{Sb}_2\text{O}_3(\text{s})$ y le agregamos 10 ml de Agua destilada lo llevamos al mechero hasta lograr el punto de ebullición, luego lo sacamos del calor y enseguida le agregamos HCl (dil) a continuación le agregamos $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ y observamos que se forma un precipitado color naranja que nos demuestra la presencia de Sb_2S_3 .

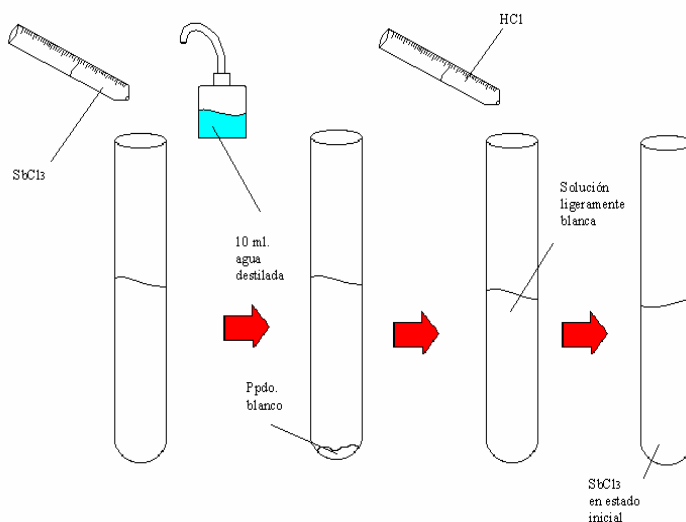




III) Hidrólisis de la Sal de Antimonio:

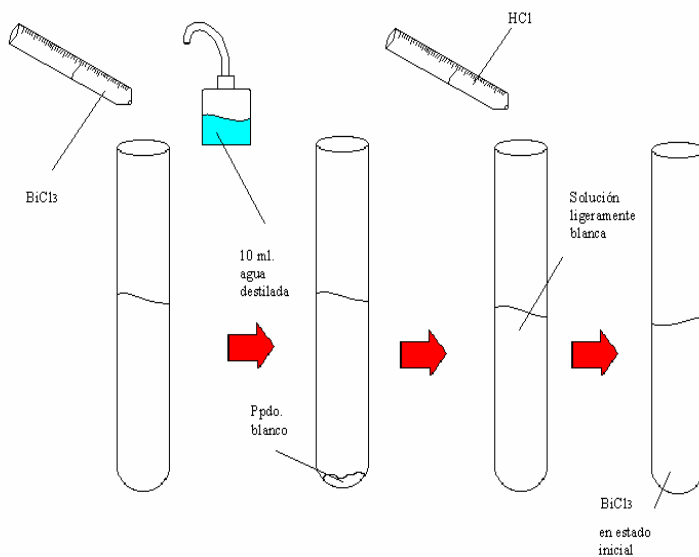
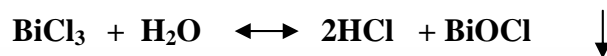
En un tubo limpio y seco, colocar un poco de $SbCl_3$ (ac) y le agregaremos poco a poco agua destilada, observamos que se forma un precipitado color blanco (cloruro de Antimonio), luego procedemos a agregar HCl (concentrado) y observamos que se disuelve el precipitado blanco, es decir el HCl hace reversible la reacción.





IV) Hidrólisis de la Sal de Bismuto:

En un tubo limpio y seco, colocar un poco de BiCl₃ (ac) y le agregaremos poco a poco agua destilada, observamos que se forma un precipitado color blanco (cloruro de Bismutilo) , luego procedemos a agregar HCl (concentrado) y observamos que se disuelve el precipitado blanco, es decir el HCl hace reversible la reacción.



D) CONCLUSIONES:

- Al mezclar H_3PO_4 con mixtura magnésiana (una mezcla de $MgCl_2$ y NH_4OH) se forma el Fosfato Amónico Magnésico concluyendo así con la presencia del ión fosfato en la solución.
- Al combustionar una mezcla de $Sb_2O_3(s)$ con agua destilada y al agregar HCl y $(NH_4)_2S$ se forma precipitado de color naranja concluyendo así con la presencia del Arsénico en la solución.
- El HCl produce un efecto reversible a la reacción de las sales haloideas del Bismuto y Antimonio diluidas.
- El Cloruro de Antimonio y el Cloruro de Bismuto son producidas de sales haloideas diluidas del Antimonio y Bismuto respectivamente.

E) RECOMENDACIONES:

- Los tubos de ensayo a utilizar para nuestras mezclas deben estar completamente limpios y secos.
- Las soluciones de HCl , $(NH_4)_2S$ deben ser vertidas siguiendo un orden para así poder apreciar las propiedades químicas de cada una.

F) BIBLIOGRAFIA:

- Curso de química inorgánica, Laffitte, Marc; Ed. Alambra; 1a. Edición; 1977; paginas 351
- Curso de química inorgánica: introducción al estudio de las estructuras y reacciones inorgánicas; Gould, Edwin S.; Ed. Selecciones científicas; 1a. Edición, 1958; páginas 553
- Química inorgánica; Sharpe, Alan G.; Ed. REVERTE; 1ª. Edición; 1993; páginas 784