

105



UNIVERSIDAD NACIONAL DEL CALLAO

VICERRECTORADO DE INVESTIGACION

FACULTAD DE INGENIERIA QUIMICA

INSTITUTO DE INVESTIGACIÓN DE INGENIERÍA QUÍMICA

OCT 2014



INFORME FINAL DE INVESTIGACION

“DETERMINACION DE LA SENSIBILIDAD DE REACCION DE LOS IONES (Hg, Ag, Pb, Cd, Cu, Sn, Sb y Bi) CON REACTIVOS PRECIPITANTES”

AUTOR: DR. ING. JULIO CESAR CALDERON CRUZ

(PERÍODO DE EJECUCIÓN: 24 MESES

DEL 01 DE NOVIEMBRE DEL 2012 AL 31 DE OCTUBRE DEL 2014)

(RESOLUCION RECTORAL N° 1062-2012-R)

CALLAO, OCTUBRE 2014

INDICE

		PAGINA
I.	INDICE.....	01
II.	RESUMEN	03
III.	INTRODUCCION.....	05
IV.	MARCO TEÓRICO.....	08
	4.1 Metales pesados.....	08
	4.1.1 Mercurio.....	10
	4.1.2 Cadmio.....	13
	4.1.3 Plomo.....	22
	4.1.4 Cobre.....	29
	4.1.5 Plata.....	36
	4.1.6 Estaño.....	38
	4.1.7 Antimonio.....	41
	4.1.8 Bismuto.....	45
	4.2 Objetivos de la Química Analítica.....	47
	4.3 Reacciones analíticas.....	49
	4.3.1 Reactivos.....	50
	4.4 Sensibilidad de las reacciones químicas.....	51
	4.4.1 Factores que influyen sobre la sensibilidad de Las reacciones químicas.....	53
	4.5 Acción de los reactivos frente a los iones grupo I Ag ⁺ , Pb ²⁺ , Hg ₂ ²⁺	60
	4.6 Acción de los reactivos frente a los iones grupo II Hg ²⁺ , Cu ²⁺ , Cd ²⁺	61
	4.7 Acción de los reactivos frente a los iones grupo II Bi ³⁺ , Sb ²⁺ , Sn ²⁺	62
V.	MATERIALES Y MÉTODOS.....	63
	5.1 Tipo de investigación.....	63
	5.2 Diseño de investigación.....	63
	5.3 Estrategia de la prueba de hipótesis.....	64
	5.4 Variables.....	65
	5.5 Población y muestra.....	65

5.6	Técnicas de investigación, estructura de recolección de datos, procesamiento y análisis de datos.....	65
5.7	Metodología propuesta para la determinación de la Sensibilidad de reacción (Escala semimicroanálisis).....	71
5.8	Métodos estadísticos aplicados.....	103
5.9	Materiales y equipos de laboratorio.....	103
VI.	RESULTADOS	105
VII.	DISCUSION	108
7.1	Comparación de resultados obtenidos con resultados bibliográficos.....	109
7.2	Conclusiones.....	110
7.3	Recomendaciones.....	111
VIII.	REFERENCIALES	112
IX.	APENDICE	120
9.1	Productos grupo I (cuadro 8.1).....	120
9.2	Productos grupo II (cuadro 8.2).....	121
9.3	Soluciones de electrolitos fuertes 10^{-5} M (cuadro 8.3).....	122
9.4	Soluciones de electrolitos fuertes 10^{-4} M (cuadro 8.4).....	123
	ANEXOS	124
	Anexo 01: Parámetros que afectan la salud (tabla A-1).....	124
	Anexo 02: Parámetros que afectan la calidad estética y Organoléptica del agua (tabla A-2).....	125
	Anexo 03: Constantes del producto de solubilidad (tabla A-3).	126
	Anexo 04: Clasificación de las sustancias por su sensibilidad (tabla A-4).....	131

II. RESUMEN

El propósito de esta investigación es determinar la sensibilidad de reacción química de los iones (Hg, Ag, Pb, Cd, Cu, Sn, Sb y Bi) con reactivos precipitantes, mediante una serie de experiencias, que se realizan en las prácticas de laboratorio de Química Analítica Cualitativa, basadas en propiedades y parámetros fisicoquímicos, de sustancias químicas.

La metodología empleada consistió, en realizar una serie de reacciones entre soluciones de (AgNO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, HgCl_2 , $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, SbCl_3 y $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) de concentraciones (1×10^{-5} M, 2×10^{-5} M, 3×10^{-5} M, 4×10^{-5} M, 1×10^{-4} M, 2×10^{-4} M, 3×10^{-4} M, 4×10^{-4} M), con reactivos precipitantes.

Los valores obtenidos de la sensibilidad de las reacciones químicas experimentadas, nos demuestra que en forma cualitativa, se pueden dar una serie de reacciones positivas observables, empleando pequeñas cantidades de reactivos químicos.

Mediante la determinación de la sensibilidad de las reacciones químicas se logró encontrar valores mínimos de identificación de los iones (Hg, Ag, Pb, Cd, Cu, Sn, Sb y Bi). Esto nos permitirá disminuir las cantidades de reactivos químicos en la preparación de soluciones, para el desarrollo de las diferentes prácticas de laboratorio de Química Analítica Cualitativa, y así minimizar la producción de residuos químicos, con el objetivo de disminuir el impacto ambiental originado por los residuos de iones pesados.

Palabras clave: Reacciones (no sensible, poco sensible, sensible) reactivo precipitante.

ABSTRACT

The purpose of this research is to determine the sensitivity of chemical reaction of ions (Hg, Ag, Pb, Cd, Cu, Sn, Sb and Bi) with precipitating reagents, by a series of experiments, performed in the labs Qualitative Analytical Chemistry, based on physicochemical properties and parameters of chemicals.

The method used consisted on a series of reactions between solutions:

AgNO₃, Pb(NO₃)₂, Hg₂(NO₃)₂·2H₂O, HgCl₂, Cd(NO₃)₂·4H₂O, CuSO₄·5H₂O, Bi(NO₃)₃·5H₂O, SbCl₃, SnCl₂·2H₂O) concentrations (1×10^{-5} M, 2×10^{-5} M, 3×10^{-5} M, 4×10^{-5} M, 1×10^{-4} M, 2×10^{-4} M, 3×10^{-4} M, 4×10^{-4} M, with precipitating reagents.

The obtained values of the sensitivity of chemical reactions experienced, shows that qualitatively, can be given a set of observable positive reactions, using small amounts of chemical reagents.

By determining the sensitivity of the chemical reactions failed to find minimum values of identification of ions (Hg, Ag, Pb, Cd, Cu, Sn, Sb and Bi). This will allow us to reduce the quantity of chemical reagents in the preparation of solutions for the development of the different practices of Qualitative Analytical Chemistry laboratory, thus minimizing the production of chemical waste in order to reduce the environmental impact caused by waste heavy ion.

Keywords: Reactions (not sensitive, insensitive, sensitive) precipitating reagent.

III. INTRODUCCION

Habitamos en un mundo tóxico. Los productos químicos contaminan el ambiente y provocan reacciones difíciles de explicar en los organismos naturales, desde el cuerpo humano hasta el sistema ecológico global.

Vivimos en una sociedad industrial en la que el uso inapropiado y excesivo de productos químicos, la falta de investigación de sus posibles efectos y consecuencias, y su desecho o simple abandono indebido generan un riesgo en la salud de millones de personas y amenazan con auténticas catástrofes futuras.

La química industrial genera productos cada vez más "novedosos" para competir en los mercados, y en la mayoría de los casos las posibles reacciones de los organismos ante estos productos no son evaluadas adecuadamente.

Cada año, se introducen más compuestos químicos en el ambiente, en la mayoría de casos sin ningún tipo de regulación, y sin evaluar sus posibles efectos secundarios. Aunque la medicina moderna ha logrado erradicar o al menos controlar casi todas las enfermedades contagiosas en los países ricos, las nuevas amenazas a la salud física y mental del ser humano provienen del ambiente, específicamente de sustancias químicas creadas por el hombre e introducidas en un ecosistema que no está ni diseñado ni preparado para procesarlas y paliar sus efectos nocivos.

Este concepto de progreso se presenta dudoso cuando comparamos los beneficios a corto plazo que ofrecen estos compuestos químicos con los palpables perjuicios a largo plazo, sin contar los potenciales peligros que desconocemos. A todo esto debemos agregar que mientras relativamente

pocos seres humanos se benefician de este "progreso", la vasta mayoría no lo disfruta y que los perjuicios, actuales y eventuales, los hemos de sufrir todos.

Además de los desechos provenientes del sector industrial, se suman los que provienen de laboratorios de análisis químico minero metalúrgico, laboratorios de Universidades y centros de Investigación, por no ser tratados, o por su explotación más allá de su capacidad de recuperación.

Durante las últimas décadas ha surgido una gran preocupación ambiental por los problemas que originan los residuos y la experiencia ha demostrado que para lograr un manejo adecuado de los residuos químicos es necesaria una infraestructura que facilite tomar las acciones necesarias.

La necesidad de reducir o eliminar el uso o generación de sustancias peligrosas en el diseño, manufactura y aplicación de los productos químicos de manera tal de prevenir la contaminación, pone al profesional de la industria química ante un cambio muy importante, tanto en su formación académica como en el modo de encarar la resolución de estos problemas

Los residuos de metales pesados que se generan en los laboratorios de las Universidades son de amplia naturaleza, por lo que su manejo no es sencillo y depende del quehacer de los laboratorios. Una vez que se han producido sin haber sido posible su prevención o reciclaje, el manejo de residuos se reduce a clasificarlos, reunirlos y, si se puede, tratarlos, para su disposición en lugares adecuados de máxima seguridad. Si son peligrosos deben ser transformados en inocuos o en forma tales que el peligro ambiental esté controlado.

En la medida que el manejo de las sustancias químicas se haga de una manera programada y sistematizada, se contribuye a generar menos desechos.

La disminución cuantitativa de los compuestos químicos residuales, se puede lograr determinando en forma experimental la sensibilidad de las reacciones químicas de los iones pesados (Hg, Ag, Pb, Cd, Cu, Sn, Sb y Bi) frente a una serie de reactivos precipitantes a nivel de laboratorio, con el objeto de utilizar la cantidad mínima necesaria para que la reacción sea positiva. Para lograr la determinación de la sensibilidad de las reacciones químicas, es necesario:

- a) evaluar la especiación química en soluciones acuosas como resultado de la reacción del ion metálico con los reactivos precipitantes
- b) establecer criterios para el manejo de factores que influyen sobre la solubilidad de los precipitados en medio ácido ó básico, mediante el empleo de álcalis fuertes, álcalis débiles, ácidos fuertes, ácidos débiles y otros reactivos que originen sustancias complejas con los iones metálicos.

Para tal efecto es necesario responder a la pregunta:

¿Cómo debe realizarse la determinación de la sensibilidad de reacción de los iones (Hg, Ag, Pb, Cd, Cu, Sn, Sb y Bi) con reactivos precipitantes?

El presente trabajo de Investigación tiene como aporte científico el de dar a conocer métodos para determinar la sensibilidad de reacción de los iones pesados mencionados con reactivos precipitantes, con el objetivo de dar uso racional a las sustancias químicas y así minimizar su consumo, en bien del ambiente y de la economía de la Institución.

El estudio se justifica por la necesidad de contar con métodos y datos experimentales, que brinden información sobre las cantidades mínimas necesarias que se debe utilizar para que se dé una reacción química positiva, evitando así gastos excesivos, con el propósito de disminuir la contaminación ambiental por residuos químicos peligrosos.



IV. MARCO TEORICO

4.1 Metales pesados

Los términos “metales pesados o iones pesados” son ampliamente usados y su definición es complicada. En general estos términos se usan cuando hay una connotación de toxicidad. Los metales pesados más comunes por sus efectos tóxicos y porque son fácilmente medibles en muestras líquidas que los contienen al estado iónico son: plomo, cadmio, mercurio, arsénico, bario, zinc, cobre, hierro, cromo, antimonio, níquel, berilio, aluminio y manganeso [Ansari (2004), Lesaca (1977)].

Generalmente los metales pesados se encuentran en concentraciones muy bajas, aunque la actividad humana ha aumentado sus niveles en muchas aguas fluviales, océanos y sedimentos por: residuos mineros, extracción de petróleo y gas, industrias (pesticidas, pinturas, cuero, tejidos, fertilizantes, medicamentos), vertidos domésticos, residuos agrícolas, etc.

Algunos metales pesados son esenciales para la vida y otros son beneficiosos, pero muchos son altamente tóxicos. Las concentraciones en las cuales los metales pueden ser considerados tóxicos cambian de una especie a otra, para una especie, un elemento químico que es esencial en niveles bajos, puede ser tóxico para otras. Se puede establecer si un metal pesado es esencial para el normal crecimiento de plantas y/o los animales mediante el siguiente criterio:

- el organismo no puede crecer ni puede completar su ciclo biológico sin un suministro adecuado del metal.
- el metal no puede ser totalmente reemplazado por otro metal.
- el metal tiene una influencia directa en el organismo y está involucrado en su metabolismo.

Los metales son componentes naturales de la corteza terrestre. Tienen un papel importante en los organismos al ser parte fundamental de sus funciones bioquímicas y fisiológicas [Tahri, M.; Benyaïch, F.; Bounakhla, M.; Bilal, E.; Gruffat, J. J.; Moutte].

Algunos son oligoelementos imprescindibles para el mantenimiento de los sistemas bioquímicos de los seres vivos, como por ejemplo, el cobre, el manganeso o el zinc, que son esenciales en el metabolismo de los mamíferos.

Los metales o iones pesados pueden actuar también como potentes tóxicos, tanto para los seres humanos como para los ecosistemas, según cuáles sean sus vías de exposición, la dosis absorbida y la naturaleza química del metal.

Todos ellos, y siempre en función de los niveles a los cuales se detecten, pueden llegar a ser tóxicos, y algunos incluso cancerígenos [(Boffetta, P.; Nyberg, F. Br Med Bull) (2003)]. La mayoría de los metales de fuentes naturales suelen provenir de la corteza terrestre. Existen, sin embargo, otros procesos de origen antropogénico, como las actividades industriales, agrícolas, mineras y ganaderas, o el propio tráfico, que deben ser considerados también como fuentes de metales pesados. Debido al carácter acumulativo y de permanencia de los metales, éstos se encuentran no sólo en los diversos compartimentos ambientales (aire, agua, suelos, flora y fauna), sino que también se detectan en el organismo humano (Zhao, B., Maeda, M., Zhang, J., Zhu, A., Ozaki, Y.) (2006).

La población puede estar expuesta a estos contaminantes como consecuencia de su extensa difusión en el medio. Una de las vías más importantes de exposición suele ser el consumo de los diferentes grupos de alimentos que los contienen, ya sea de forma natural o como contaminantes. Los metales no

pueden ser degradados o destruidos y pueden incorporarse al cuerpo humano a través del agua potable, ya sea por ingestión o por absorción dérmica durante ducha o baño.

También pueden ser ingeridos, inhalados o absorbidos dérmicamente a partir de las partículas de polvo resuspendidas que provienen de los suelos. En el aire, la contaminación atmosférica de partículas que contienen metales implica una amplia variedad de potenciales efectos adversos sobre la salud.

La creciente necesidad de movilidad de la sociedad moderna ha convertido al tráfico en una de las principales causas de la contaminación atmosférica de partículas por combustibles fósiles. Las emisiones de ciertas actividades industriales (metalurgia, canteras, cementeras, etc.) son también una fuente importante de estos contaminantes del aire, así como los incendios forestales. (Zhao, B., Maeda, M., Zhang, J., Zhu, A., Ozaki, Y.) (2006).

4.1.1 Mercurio (Hg)

El mercurio fue uno de los primeros metales utilizados por el hombre. Hay evidencias históricas de su uso por parte de antiguas civilizaciones como la china y la hindú. Estudios arqueológicos han encontrado trazas de mercurio en los restos de una tumba egipcia del año 1500 a.C. y en los escritos de un alquimista chino que datan del año 4500 a.C. Ambas civilizaciones china y egipcia debieron usar el cinabrio como pigmento para decorar sus tumbas, estatuas e incluso untado para preservarse de la muerte. Muchas civilizaciones creían que el mercurio poseía propiedades místicas y el poder de prolongar la vida. Durante muchas épocas de la historia los alquimistas trataron de transmutar metales base como el plomo en oro a través de la acción del mercurio, otros lo usaban para protegerse contra los malos espíritus y purificar

la sangre. Además, siempre se creyó que el mercurio poseía propiedades curativas y se utilizó durante los siglos XV al XX como antiséptico, laxante o para curar enfermedades tales como la sífilis y la tiña. España ha sido históricamente el país mayor productor de mercurio en el mundo. Las historias sobre los galeones españoles que volvían a España cargados de oro y plata procedentes de América Central y Sudamérica son muy conocidas. Sin embargo, poca gente sabe que hacia América se enviaron, a lo largo de los 400 años de dominación española, toneladas de mercurio que se utilizaban en la extracción de los metales nobles de las menas que los contenían, dejando un legado de residuos de mercurio que persiste en nuestros días.

También abundan en la historia los relatos sobre los efectos tóxicos del mercurio. Los peligros para la salud humana asociados a la exposición a mercurio se identificaron probablemente por primera vez en España durante la época romana. Los esclavos que eran sentenciados a trabajar en las minas de mercurio recibían el equivalente a una sentencia de muerte. Muy pocos lograban sobrevivir más de tres años en la atmósfera venenosa de las minas. Más tarde, fueron empleados convictos como trabajadores, e incluso en una época, el gobierno español ofreció la exención del servicio militar a aquellos hombres que habían trabajado durante dos años en las minas de mercurio.

Hacia el siglo XVIII el mercurio se empezó a utilizar en los sombreros de copa para preservar su firmeza. Este uso provocó que los trabajadores de las fábricas de sombreros se volvieran locos como resultado de la inhalación de los vapores de mercurio, cuyos efectos además eran irreversibles. El irritable "s sombrerero loco", personaje que aparecía en el famoso libro de Lewis Carroll "Alicia en el país de las maravillas", es un ejemplo de los efectos del

envenenamiento por mercurio, describiéndose la irritabilidad como uno de los primeros síntomas de este mal. El mercurio no es un elemento abundante. Ocupa el número 62 en la clasificación de elementos por orden de importancia en la corteza terrestre. Su abundancia es solamente del $0,5 \times 10^{-5}$ % en peso, que corresponde a $2,5 \times 10^{-5}$ átomos por cada 100 átomos de silicio (Band P, Brusset H, Jousot-Dubien J, Lamure J, Pascal P) (1962). El mercurio elemental (Hg^0) se conoce además con los nombres de mercurio coloidal, plata líquida, hidrargirio y azogue. Tiene un peso atómico de 200,59, un punto de fusión de $-38,87$ °C, un punto de ebullición de $356,72$ °C y una densidad de $13,534$ g cm^{-3} a 25 °C.

El mercurio elemental es la forma más volátil del mercurio. Tiene una presión de vapor de $0,3$ Pa a 25 °C y se transforma en su forma gaseosa a temperatura ambiente. Es relativamente insoluble en agua (25 μgL^{-1} a 25 °C) y en ácido clorhídrico, siendo soluble en lípidos, en disoluciones concentradas de ácido nítrico, en pentano y en ácido sulfúrico a ebullición.

Es bastante raro encontrar al mercurio en estado nativo, sólo es posible hallarlo en forma de pequeños glóbulos en la parte superficial de minerales de cinabrio. Se explica su presencia por la reducción del cinabrio a temperatura elevada como producto de una recombinación parcial del Hg y el S en la fase gaseosa durante las erupciones volcánicas, otra posible vía de aparición de Hg elemental a través de la reducción del óxido mercúrico. Las zonas donde se puede encontrar son principalmente áreas mineras de cinabrio, y más raramente, asociado a otros metales como el Au, Ag o Pd formando amalgamas naturales.



Los usos que ha tenido históricamente el mercurio elemental son muy variados. Entre ellos, cabe destacar la fabricación y reparación de instrumentos científicos y técnicos tales como termómetros, barómetros o bombas de vacío, en la producción electrolítica de hidróxidos a partir de cloruros de sodio y potasio, así como en la síntesis de sosa caústica y ácido acético glacial. También ha sido empleado en la fabricación de tubos fluorescentes, tubos de rayos X, lámparas de mercurio, rectificadores, termostatos automáticos y otros relacionados, y por supuesto para la fabricación de amalgamas dentales, o incluso para la fabricación de juguetes electrónicos y químicos para niños. Uno de sus usos más importantes ha sido la extracción de oro (Au) y plata (Ag) por formación de amalgamas.

4.1.2 Cadmio (Cd)

El Cd pertenece al grupo II-b de la tabla periódica, con peso atómico de 112,40, radio iónico de 0,97Å y ocho isótopos estables [Adriano] (66). Es un metal relativamente raro, ocupando el puesto 67 en la abundancia de elementos y en compuestos estables (el más común es el CdS), y es casi siempre divalente (Alloway) (1990).

Puede encontrarse asociado a compuestos de cinc, como la esfalerita (ZnS) o en minerales propios como la blenda de cadmio (CdS) o la otavita (CdCO₃). Se puede encontrar también formando hidróxidos con amoníaco, Cd(NH₃)₄²⁺ e iones complejos con cianuro, Cd(CN)₄²⁻. No tiene una función biológica esencial y es altamente tóxico para plantas y animales. Las concentraciones de Cd en suelos no contaminados son normalmente bajas, pero al ser un metal relativamente móvil, fácilmente transferible y disponible, su comportamiento en los suelos contaminados representa una preocupación importante.

El Cd presenta un tiempo de residencia en suelos que varía entre 15 y 1100 años (Kabata-Pendias) (2004), por lo que supone claramente un problema tanto a corto como a largo plazo, y hace necesario prevenir o minimizar la contaminación por este metal. La contaminación ambiental por Cd se ha incrementado intensamente en las últimas décadas como resultado de su creciente consumo en la industria (Jensen, Pichtel, Shparyk y Parpan, Tariq) (1992, 2000, 2004, 2006) y su emisión a la atmósfera. Esta contaminación es una consecuencia inevitable de la minería, la industria del metal y de los desechos de las mismas.

Se utiliza Cd en la industria galvanotecnia como catalizador, en la fabricación de electrodos negativos de baterías de Níquel-Cadmio, en fotografía, pinturas y vidrio, en recubrimiento de cobre, hierro y acero por sus propiedades anticorrosivas, en soldaduras de cañerías, en los fertilizantes de fosfatos e incluso se encuentra en el tabaco de los cigarrillos. A diferencia del Pb, Cu y Hg, utilizados durante siglos, el Cd sólo se ha utilizado ampliamente a partir del siglo pasado: más de la mitad de todo el metal utilizado en la industria se ha producido en los últimos 30 años y ha llegado a generar la contaminación de suelos con concentraciones de Cd superiores a 370 mg kg^{-1} (Zwonitzer, Cappuyns) (2003, 2007). La contaminación por Cd además se ha producido, aún antes de ser utilizado comercialmente, debido a su presencia como impureza en una amplia gama de materiales como en los fertilizantes fosfáticos, cuyo uso continuado ha provocado un incremento significativo en contenidos de Cd de los suelos agrícolas. Igualmente, la utilización de lodos de depuradora urbana como fertilizantes ha originado un incremento de Cd en suelos de cultivo.



La biodisponibilidad del cadmio, y por tanto su toxicidad en suelo, varía según el tipo de suelo, las especies de Cd presentes, el tiempo de contacto suelo-contaminante, la fuente emisora de Cd, la presencia de otros metales, los organismos presentes en el medio y otros factores ambientales (Hagemeyer y Schäfer) (1995). El Cadmio es un metal móvil en los suelos, aunque son las características edáficas las que pueden determinar, fundamentalmente, su mayor o menor movilidad y biodisponibilidad. Es relativamente móvil en suelos con pH entre 4,5 y 5,5 mientras que en suelos alcalinos es menos móvil. Se ha observado un mayor contenido de Cd en la biota cuando los suelos tienen menor pH, bajo contenido en materia orgánica y en arcilla.

En la biodisponibilidad, también influye la presencia de otros metales, como el Cu, Ni, Co, Zn o Pb, porque compiten más eficazmente que el Cd por las sedes de sorción (Christensen) (1989), (Gao) (1997). Cuanto mayor tiempo de contacto hay entre el cadmio y el suelo puede también aumentar su fijación y modificarse el perfil de desorción del metal. El cadmio es un metal sin función biológica y puede ser tóxico a niveles relativamente bajos (Kabata-Pendias) (1992). Este metal es responsable de modificar la composición de las poblaciones microbianas en el suelo y, por ello, de reducir la descomposición de la materia orgánica (Nursita) (2004). Se puede acumular en plantas (Christensen, Outridger y Noller, Barceló y Poschenrieder, Hagemeyer y Schäfer (1989,1991, 1992, 1995); y en la fauna edáfica (González, Liao) (1994, 2005) o animales superiores a través de pastos (Kirkham) (2006) o aguas contaminadas (Madany) (1996).

El Cd es un metal tóxico para seres humanos, y su absorción constituye un riesgo porque provoca afecciones renales, alteraciones óseas (por sustitución

de calcio en los huesos) y fallos en el sistema reproductor. La vía de exposición, no laboral, en humanos es la ingesta de alimentos o aguas contaminadas. En los años 70 se detectó en Japón la primera intoxicación masiva. El Cd entró en la cadena alimentaria por contaminación de las plantaciones de arroz provocando una enfermedad denominada Itai-itai caracterizada por provocar problemas renales severos y deformaciones óseas muy dolorosas (Oliver) (1997).

La contaminación se produjo al transformarse el cadmio, de CdS (insoluble) a Cd²⁺ (fácilmente asimilable) al desecarse los suelos y pasar de las condiciones reductoras de los suelos encharcados de los arrozales a condiciones más oxidantes.

El uso de fertilizantes y lodos en las tierras de cultivo genera que algunos alimentos, sobre todo cereales, contengan trazas de este metal y, por ello, la Comunidad Europea establece niveles admisibles de ingestión para prevenir efectos nocivos. En alimentos, los contenidos admisibles en cadmio varían de 0,05 mg de Cd kg⁻¹ en peso fresco de carne de vacuno u hortalizas, a 1mg de Cd kg⁻¹ en aves de corral o moluscos. En agua potable los límites admisibles de Cd son de 5 µg l⁻¹ (B.O.E., 226/1990). En suelos con pH inferior a 7 el valor aceptable de Cd es de 1 mg kg⁻¹ y, a pH mayor de 7, de 3 mg kg⁻¹, mientras que en lodos de depuradora para uso agrario el límite es de 20 mg kg⁻¹ para suelos con pH menor de 7, y de 40 mg kg⁻¹ para suelos de pH mayor de 7 (B.O.E., 1310/1990).

En el Perú los límites máximos permisibles de cadmio en aguas residuales es de 0,2 mg/L⁻¹ (Ley general de aguas, Decreto Ley 17752). La concentración media de Cd en la corteza terrestre se estima en 0,1 mg kg⁻¹ y está

estrechamente asociado al Zn en su geoquímica. Ambos elementos tienen estructuras iónicas y electronegatividades similares y son fuertemente calcófilos aunque el Cd tiene una mayor movilidad que el Zn en medios ácidos (Kabata-Pendias) (1992).

Las rocas sedimentarias muestran un rango de concentraciones de Cd más amplio que otros tipos de rocas. Las fosforitas (fosfatos de Ca sedimentarios) y los esquistos negros marinos también contienen concentraciones anormalmente altas de algunos otros metales pesados además del Cd. Ambos tipos de rocas se forman, bajo condiciones anaeróbicas, a partir de sedimentos ricos en materia orgánica que contienen los metales pesados como sulfuros y complejos orgánicos. En suelos no contaminados y no cultivados, la cantidad de Cd está regulada en gran parte por su concentración en la roca madre.

En general, se espera que la mayor parte de los suelos contenga menos de 1 mg/Kg⁻¹ (Micó) (2007) excepto aquellos desarrollados sobre rocas con contenidos de Cd anómalamente altos, o contaminados a partir de fuentes puntuales llegando a detectar valores de 40 mg kg⁻¹, 302 mg/Kg⁻¹ (Lamb) (2009) e incluso valores mayores, en bosques contaminados.

El Cd procedente de fuentes antrópicas es ambientalmente menos estable que el de origen natural, y su destino depende, fundamentalmente, de su dinámica de retención y movilidad en el perfil edáfico. El cadmio puede estar retenido en los suelos a través de reacciones de adsorción o de precipitación. La adsorción puede darse por procesos específicos y no específicos, mientras que la precipitación será el proceso predominante en donde haya presencia de aniones (S^{2-} , CO_3^{2-} , OH^- y PO_4^{3-}) y altas concentraciones de metal (Naidu) (1997). La disponibilidad biogeoquímica de Cd en suelos está relacionada con

los procesos de distribución (intercambio y precipitación/disolución) entre las fases sólidas del suelo y la solución, así como con el proceso de especiación dentro de la solución del suelo. Los parámetros edáficos como pH, CIC, contenido en materia orgánica y en arcilla influyen en la especiación de este metal, pero no son suficientes para conocer la disponibilidad del Cd.

La presencia de Cd^{2+} está en función de la composición de la solución del suelo y de la especiación total del Cd.

La solubilidad de los compuestos de Cd (a 25°C) disminuye según se trate de cloruro (1400 g L^{-1}), sulfato (750 g L^{-1}), óxido (5 mg L^{-1}), sulfuro ($1,3 \text{ mg L}^{-1}$) o carbonatos e hidróxidos (prácticamente insolubles). Como formas solubles en la solución del suelo pueden aparecer: Cd^{2+} y CdOH^+ a pH alto; CdSO_4 y CdCl^+ a pH bajo. Las formas de baja solubilidad son $\text{Cd}_3(\text{PO}_4)_2$, CdS , $\text{Cd}(\text{OH})_2$ y CdCO_3 que aumentan su solubilización al disminuir el pH. Los cálculos de la estabilidad de Cd en el suelo muestran que el CdCO_3 (otavita) es el principal mineral de Cd que controla la actividad de Cd^{2+} en la solución del suelo. La presencia de fosfatos puede influir disminuyendo la sorción del Cd tanto en suelos ácidos como calcáreos (Lee y Doolittle) (2002).

La solubilidad del Cd está determinada en gran medida por el pH. En el intervalo entre 4 y 7,7 (Christensen, Kabata-Pendias) (1989, 1992)], la capacidad de sorción puede incrementarse hasta tres veces al aumentar una unidad el pH. El hecho de que la sorción del Cd sea pH dependiente, sugiere que las sedes de carga variable de los coloides del suelo tienen un papel destacado en la sorción del metal. En suelos ácidos se ha comprobado la importancia de la materia orgánica y los sesquióxidos en la solubilidad del Cd, mientras que en suelos alcalinos es la precipitación del Cd la que determina el

equilibrio del sistema (Kabata-Pendias) (1992). El efecto competitivo del ion Cd^{2+} y otros metales divalentes es otro determinante de la disponibilidad geoquímica del Cadmio en el suelo. Los iones divalentes pueden competir con Cd^{2+} para ocupar posiciones en la materia orgánica del suelo (Christensen) (1989) viéndose el Cd desfavorecido por su menor afinidad por las sedes de unión en los compuestos orgánicos frente a metales como el Pb, Cr o Cu (Covelo) (2008). Asimismo, la presencia de calcio puede llegar a disminuir la sorción de Cd por competencia Ca/Cd por las posiciones de cambio (Christensen, Temminghoff) (1989,1995), aunque también puede darse la sustitución isomórfica de Ca^{2+} por Cd^{2+} en la calcita (Ahnstrom y Parker) (1999). La disponibilidad del cadmio en la solución del suelo también está significativamente influida por numerosas reacciones de complejación que reducen la cantidad de cadmio biológicamente activo (Cd^{2+}). Pueden ser fundamentales los equilibrios de complejación con ligandos inorgánicos tales como el cloruro o el sulfato cuya presencia puede crear con el cadmio complejos solubles relativamente estables. Especialmente los complejos formados en presencia de Cl^- , complejos cloro-Cd, pueden disminuir la adsorción de este metal (Sparks, Naidu) (2004, 1997) haciendo que aumente su fitodisponibilidad (Kirkham) (2006).

Con una disminución en el pH, la influencia del Cl^- aumenta: una concentración de Cl^- de $10^{-1} \text{ molL}^{-1}$ a $\text{pH}= 5$ puede causar una disminución de la adsorción de cadmio entre un 50 % y un 70 %. También una elevada concentración de sulfatos disminuye la adsorción del Cd debido a la formación de CdSO_4 siendo la influencia del sulfato, sin embargo, menor que la del cloruro debido a las diferencias en la solubilidad de estas sales. La interacción de Cd con Zn es de

especial interés ya que, como son químicamente similares, desde su liberación a partir de las fases sólidas del suelo existe la interacción entre ellos. Ambos metales compiten por las sedes de sorción, y la presencia de Zn en el medio afecta a la sorción del cadmio y su distribución en las fracciones edáficas, pudiendo llegar a ser el coeficiente de reparto del cadmio de 2 a 14 veces menor en presencia de Zn en un suelo de pH 5,5 (Christensen (1989). El cadmio, relativamente móvil en los suelos (Keller y Védy) (1994) además de poder transferirse a capas más profundas (Bergbäck y Carlsson) (1995), está más disponible para las plantas que otros muchos metales pesados. La selectividad de diversos adsorbentes del suelo frente a metales es inferior para el Cd que para Cu o Pb. Se han realizado muchos estudios para analizar la sorción del cadmio por sustancias químicas específicas, como oxihidróxidos de Fe (Bruemmer, Hettiarachchi, Tack) (1998, 2003, 2006), arcillas (Shirvani) (2007) o materia orgánica (Hettiarachchi) (2003) desarrollándose modelos a los que se han ajustado los datos experimentales (Kinniburgh, Voegelin y Kretzschmar) (1986, 2003).

Aunque este tipo de estudios ayudan a entender la reacción del suelo frente al Cd, no llegan a explicar ni valorar claramente la interacción suelo-contaminante debido a que en el medio edáfico son muchos los componentes que interactúan con el Cd, produciéndose reacciones que no sólo dependen del contenido, naturaleza y proporción de los componentes edáficos de cada suelo, sino de la concentración del contaminante, el tiempo de contacto y presencia de otros elementos (Sauvé) (2000).

El comportamiento del Cd en el suelo bajo condiciones aeróbicas está dirigido por procesos de adsorción (no específica y específica) y desorción.

Estos procesos dependen de la cantidad total de Cd, pH y el contenido en materia orgánico e inorgánico en los suelos. El Cd es más móvil en los suelos ácidos y un aumento en el valor del pH, produce un aumento en la adsorción de Cd al mismo tiempo que disminuye su solubilidad (Schwarz, Choi) (1999, 2006). En resumen, el cadmio es un metal más móvil que otros metales debido a la debilidad de las uniones que establece con los componentes del suelo. Por esta baja afinidad puede resultar más susceptible de ser movilizado ante cambios en el medio (como por ejemplo una acidificación) y por tanto ser transferido con cierta facilidad a la vegetación. Sin embargo en suelos con alto pH y/o presencia de carbonatos, el metal queda retenido con cierta estabilidad por lo que puede resultar menos tóxico que en suelos más ácidos. Hay autores que confirman la importancia del pH en la sorción del Cd (Kirkham) (2006) observando un aumento fuerte en la sorción hasta un pH de 6 y una mayor absorción vegetal cuando el pH es inferior a 6 (Moral) (2002).

Sin embargo (Covelo) (2008) en sus trabajos con suelos, con pH entre 4 y 6,6, no obtiene ninguna correlación entre pH y sorción de Cd, por lo que cabría pensar que habría otras características que estarían protagonizando los mecanismos de sorción en estos suelos. Otros autores consideran que además es importante el papel del Ca y la materia orgánica (Sauvé) (2000). También es relevante el contenido total de Cd en el suelo, ya que los componentes edáficos responsables de la sorción de Cd a bajas concentraciones, no son necesariamente los mismos que actúan a altas concentraciones.

El tiempo de contacto también es un factor importante, pues aunque la sorción se produce de una forma relativamente rápida, un mayor tiempo de contaminación facilita el acceso del Cd a posiciones más internas, y por tanto

más estables, pudiendo reducir la desorción del metal hasta en un 5% (Christensen) (1989).

4.1.3 Plomo (Pb)

El plomo pertenece al grupo IV-A de la tabla periódica y tiene un peso atómico de 207,19. En su forma elemental el Pb es denso ($11,4 \text{ g/cm}^3$). Tiene dos estados de oxidación de II y IV (formas estables), cuatro isótopos estables (Pb_{204} , Pb_{206} , Pb_{207} y Pb_{208}), y dos formas radioactivas (Pb_{210} y Pb_{212}). La forma química en que se suele encontrar en el ambiente es como Pb^{2+} . Entre los compuestos de Pb hay compuestos solubles (nitratos), compuestos poco solubles en agua (cloruro y bromuro) y compuestos casi insolubles (carbonato e hidróxido).

El plomo es un contaminante altamente extendido por estar estrechamente ligado a actividades humanas de carácter industrial, energético y de transporte (Sanchidrián y Mariño) (1979), (Micó) (2007). Llega al suelo procedente de fuentes diversas como la minería, fundiciones, aplicaciones de lodos y tráfico. Su principal vía de transporte es la atmosférica por lo que le convierte en un contaminante altamente extendido (Avila y Rodrigo) (2004).

El Perú, como cuarto exportador mundial de plomo, es uno de los países más contaminados por este tóxico. Según las estadísticas de la Dirección General de Minería del Ministerio de Energía y Minas, por el puerto del Callao se exportan aproximadamente 216,700 toneladas métricas/año, la mayoría proveniente de la sierra central, transportado en ferrocarril 25% y en Camión un 75%; por tanto el problema no sólo está en los depósitos y en el tránsito a los barcos, si no en toda la ruta de transporte donde se va regando el mineral.

También ha sido utilizado en cultivos arbóreos para prevenir las plagas de insectos (arsenato de plomo, PbHAsO_4), aunque estos productos actualmente han sido sustituidos por pesticidas orgánicos. Sólo en aquellos lugares en donde los asentamientos humanos son recientes y el contenido en plomo procede únicamente de la roca madre, no se detecta contaminación por este elemento.

La industria del automóvil, hasta el año 92, y el sector de la construcción han sido dos de las fuentes contaminantes de Pb más importantes llegando a emplear cerca del 60% del Pb consumido. En la industria del automóvil el Pb se utilizaba tanto para la construcción de piezas, como para aditivo de las gasolinas. La cantidad añadida a las gasolinas variaba entre $0,4 \text{ gL}^{-1}$ y $0,6 \text{ gL}^{-1}$, aunque a partir del 92 con el uso de catalizadores se comenzó a imponer el uso de gasolina sin plomo, viéndose reflejada esta sustitución en la reducción de las emisiones de Pb. Industrialmente los óxidos de plomo y el tetra etilo de plomo, son los compuestos de Pb más importantes. En el sector de la construcción, el Pb se utiliza como componente de muchos elementos como tuberías, cerámicas, pinturas, etc. El uso de lodos como fertilizantes en las tierras de cultivo es otra de las fuentes de contaminación por Pb, ya que éstos suelen contener grandes cantidades de metales pesados. El plomo emitido al ambiente tiene en el suelo uno de los principales receptores de este contaminante, pero además se le considera uno de los sumideros más importante por su alta capacidad para retener este metal. La retención de Pb por el suelo supone un freno inmediato a la contaminación de la vegetación y del agua subterránea. Sin embargo, esta capacidad es limitada y un aporte de contaminante incontrolado podría superar dicha capacidad y convertir en tóxico

al medio edáfico y, por tanto, pasar de ser un sumidero a ser fuente de contaminación de otros compartimentos del sistema como los seres vivos, o las aguas subterráneas. También una modificación de las características físico-químicas del medio, como por ejemplo por lluvia ácida, podría movilizar al metal sorbido en ese suelo. Por todo ello, es importante conocer tanto la capacidad amortiguadora del suelo, como qué procesos están involucrados en la inmovilización y movilización del metal (Cappuyens) (2007).

El Pb es uno de los metales menos móviles en el suelo por lo que presenta un alto riesgo de acumulación, una vez que entra en el medio edáfico, establece uniones muy estables con sus componentes de tal forma que el lixiviado de un 10% de su concentración total, puede tardar en producirse más de 200 años.

La elevada insolubilidad del Pb adsorbido o precipitado, hizo que no se le considerase un contaminante peligroso, sin embargo la presencia de Pb en las raíces y su correlación con el contenido total en suelo, cambió la percepción del riesgo por contaminación con este metal. Además, su larga permanencia en el suelo le hace ser un tóxico potencial durante mucho tiempo.

La acumulación de Pb en la superficie edáfica genera alteraciones en la actividad biológica de los suelos inhibiendo procesos microbianos y acumulándose en la microflora, flora y fauna edáfica. Altas concentraciones de Pb soluble en el suelo puede provocar una absorción radicular de éste elemento y una posible toxicidad en herbívoros (Outridge y Noller) (1991).

Como el Pb no es un elemento esencial para el metabolismo de las plantas, una concentración en ellas superior a 5 ppm indicaría una contaminación de las mismas, habiéndose detectado efectos a concentraciones superiores a 30 mg kg⁻¹ en la parte aérea de las plantas (Barceló) (1992).

La contaminación de Pb en la biota está influida por las características edáficas, ya que altos valores de pH, contenidos en materia orgánica o arcillas disminuyen el metal disponible para la vegetación. Los efectos del plomo en el hombre son conocidos desde la antigüedad, pues su maleabilidad y ductilidad le hacía ser uno de los metales más empleado. La intoxicación por plomo se recoge en textos egipcios (4000 a.C.), y la primera descripción de Hipócrates del cólico saturnino data del año 460 a.C. El plomo puede causar diferentes efectos dependiendo de la dosis y la ruta de exposición. Es un metal neurotóxico, que puede generar otros efectos como aumento de la presión sanguínea, daños renales, anemias o alteraciones en el crecimiento. Con objeto de prevenir efectos nocivos, las legislaciones establecen límites de concentración de plomo tanto en agua potable (25 µg / L) como en suelos (50 mg/ kg para suelos con pH menor de 7 y 300 mg/ kg para suelos con pH mayor de 7) o lodos de depuradora (750 mg/ kg para suelos con pH menor de 7 y 1200 mg /kg para suelos con pH mayor de 7, según (B.O.E. 1310/1990). Al igual que se establecen límites en suelos en función de su uso se fijan límites biológicos para los profesionalmente expuestos al plomo. (Outridge y Noller) (1991).

El plomo es un elemento traza menor al 0.1 % en la composición de rocas y suelos. El contenido de Pb en rocas varía dependiendo de la naturaleza de la misma y aumenta en proporción al contenido en Sí. La similitud entre los radios iónicos de Pb^{2+} (1,32Å) y K^+ (1,33Å), frecuente en los silicatos, justifica que se produzca un reemplazamiento del K por Pb en las redes de silicatos, lo que produce un incremento de Pb en las rocas ígneas, de ultrabásicas a ácidas. Además, el Pb en su forma divalente, puede reemplazar en la estructura

mineral al Sr, Ba e incluso al Ca y Na (Kabata-Pendias) (1992). Esto hace que minerales como el feldespato potásico y rocas sean grandes acumuladores de Plomo. Respecto a los minerales, existen más de 200 tipos de minerales que contienen Pb, aunque no son muy comunes. Los más conocidos, por su interés comercial, son galena (PbS), cerusita (PbCO₃) y anglesita (PbSO₄). El plomo se acumula de forma natural en los horizontes superficiales de los suelos y hay poca evidencia de que se pierda por lixiviado, aunque dependiendo de la forma en que llegue al suelo puede resultar más fácilmente extraíble (Outridge y Noller) (1991). Se ha demostrado que normalmente el Pb queda en la capa superior, independientemente del tipo de suelo, posiblemente por la estabilidad de los complejos orgánicos que se forman, aunque es algo más móvil en suelos ácidos (Burriel) (2000).

De hecho, el contenido medio en suelos orgánicos es tres veces superior que en suelos minerales. En los suelos minerales el Pb no decrece con la profundidad de forma tan evidente, debido a que la concentración en estos suelos es muy baja. La concentración de Pb en suelos contaminados varía de unos suelos a otros según su tipología pero, fundamentalmente, por el tipo de fuente contaminante. En suelos cercanos a carreteras se han llegado a medir desde 20 a 2000 mg kg⁻¹, en suelos cercanos a industrias desde 300 a 60000 mg kg⁻¹.

Concentraciones de 650-1572 mg kg⁻¹ de plomo en suelos afectados por vertidos mineros e incluso 4000-8300 mg kg⁻¹ en campos de tiro (Kabata-Pendias) (1992).. En función de las condiciones del medio, el plomo se puede presentar con estados de oxidación (2 y 4), siendo el ión Pb²⁺ el más estable en el medioambiente. La especiación del plomo en la solución del suelo y los

distintos procesos o transformaciones químicas que puede sufrir, vienen determinados por las características físico-químicas del sistema, como son el pH, potencial redox, presencia de otros iones y su concentración, temperatura, etc. Puede encontrarse disuelto en la solución del suelo, adsorbido específicamente o por intercambio, formando iones complejos o quelatos con la materia orgánica, y precipitado y/o coprecipitado en óxidos de Fe y Mn y carbonatos. Los componentes y propiedades del suelo son los que rigen el proceso de sorción y determinan la disponibilidad del Pb y su transferencia. Los óxidos de hierro, materia orgánica y arcilla presentan elevada capacidad para la adsorción de Pb (Burriel) (2000).

El Pb es uno de los metales que más afinidad presenta por los óxidos de Fe y esta afinidad aumenta cuanto mayor es el contenido en estos componentes. Por otro lado, la fase más cristalina de los óxidos, por su menor área superficial y menor capacidad de adsorción, incrementa la actividad de Pb^{2+} en solución. Asimismo, el aumento de pH incrementa la precipitación de Pb y la adsorción de metal en componentes con carga variable (óxidos de hierro, materia orgánica, minerales 1:1).

La arcilla es otro de los componentes que actúan en la sorción del Pb, en suelos arcillosos, la sorción de plomo es el resultado de una reacción de cambio iónico en la fracción arcilla, con desplazamiento de cationes en cantidad equivalente a la de Pb sorbido, estableciéndose uniones específicas fuertes arcilla-metal.

Pero la capacidad de sorción de la arcilla varía en función del tipo de minerales de arcilla presentes, siendo mayor con esmectitas que con caolinita o illita (Ponizovsky y Tsadilas) (2003).

La forma en que se encuentre el Pb en la solución también puede variar según varíe el pH. Conforme aumenta el pH el Plomo comienza a hidrolizarse formando distintos hidroxido-compuestos. Así, el hidróxido de plomo presenta concentraciones importantes a pH por encima de 9, mientras que PbOH^+ predomina en el rango de pH entre 6 y 10.

El plomo puede formar distintas fases minerales como óxidos, hidróxidos, fosfatos, carbonatos, silicatos y sulfuros. Este tipo de reacciones viene dada por las condiciones físico-químicas presentes en el suelo: pH, Eh, temperatura, presión, concentraciones de iones en solución, etc. Un pH alto del suelo precipitaría el Pb como hidróxido, fosfato, o carbonato, o favorecería la formación de complejos organometálicos. Un aumento en la acidez aumentaría la solubilidad pero esta movilización sería más lenta que la acumulación en la capa orgánica de los suelos.

Existe una estrecha relación entre la solubilidad del Pb en suelos contaminados, el pH y la concentración del metal. Igualmente, comprobándose que a pH cercano a la neutralidad la solubilidad aumenta fuertemente cuando el contenido total en suelo es mayor de $1000 \text{ mg Pb kg}^{-1}$, mientras que a pH cercano a 5,5 esta solubilidad aumenta con concentraciones de sólo $200 \text{ mg Pb kg}^{-1}$. Asimismo comprueba que el Pb^{2+} soluble se encuentra en concentraciones más bajas (10^{-10} a 10^{-11} M) a pH altos (pH de 7-8) que a pH inferiores a 7 (Pb^{2+} entre 10^{-6} a 10^{-8} M). Igualmente, a pH entre 2,5 y 6,1 la cantidad de Pb retenido aumenta conforme aumenta la concentración de iones Pb^{2+} y el pH. (Kabata-Pendias) (1992).

Las condiciones alcalinas que confiere la presencia de carbonatos en los suelos favorece la precipitación de Pb en los procesos de sorción. Además de

la naturaleza del suelo, influye en la distribución del Pb el tiempo de contacto entre el contaminante y los componentes edáficos, comprobándose que, en suelos contaminados por actividades industriales a lo largo de años, la mayoría del Pb se presenta en la fracción residual, y unido a la materia orgánica, esto podría darse por la mayor riqueza en materia orgánica en estos suelos de carácter ácido, pero también podría estar influyendo el largo tiempo transcurrido desde la contaminación, que permitiría la unión del Pb en posiciones mucho más estables, para lo que se requiere mayor tiempo de contacto o la forma en que se añade el Pb contaminante, ya que en la experimentación en laboratorio es en forma de sal soluble de nitrato de plomo. Por tanto, son muchos los factores que determinan la movilidad y/o inmovilidad del Pb en el suelo y su comportamiento vendrá determinado, entre otras causas, por el contenido del suelo en componentes edáficos, la afinidad entre estos componentes y el plomo, el tiempo de contacto entre suelo y metal, la cantidad de metal presente y la posible competitividad por presencia de otros elementos, e incluso por temperatura. Por ello, es importante identificar qué componentes edáficos son los responsables del control de la solubilidad del Pb en el suelo y las condiciones bajo las cuales el Pb está más establemente retenido o puede llegar a movilizarse. (Ponizovsky y Tsadilas) (2003).

4.1.4 Cobre (Cu)

El cobre cuyo símbolo es Cu, es el elemento químico de número atómico 29. Se trata de un metal de transición de color rojizo y brillo metálico que, junto con la plata y el oro, forma parte de la llamada familia del cobre, se caracteriza por ser uno de los mejores conductores de electricidad (el segundo después de la plata). Gracias a su alta conductividad eléctrica, ductilidad y maleabilidad, se ha

convertido en el material más utilizado para fabricar cables eléctricos y otros componentes eléctricos y electrónicos. (Burriel) (2000). El cobre se encuentra naturalmente en las rocas, el agua, los sedimentos y, en niveles bajos, en el aire. Su concentración promedio en la corteza terrestre es aproximadamente 50 partes de cobre por millón de partes de suelo (ppm) o, expresado de otra manera, 50 gramos de cobre por 1, 000,000 de gramos de suelo. El cobre también se encuentra naturalmente en todas las plantas y animales. En bajas concentraciones en la dieta es un elemento esencial para todos los organismos, incluyendo a los seres humanos y otros animales.

A niveles mucho más altos pueden ocurrir efectos tóxicos. El cobre metálico puede ser moldeado fácilmente, se utiliza para la fabricación de monedas, de cables eléctricos y en algunas cañerías de agua. También se encuentra en muchas mezclas de metales, llamadas aleaciones, como por ejemplo latón y bronce. Existen muchos compuestos (sustancias formadas por dos o más sustancias químicas) de cobre. Estos incluyen a minerales que ocurren naturalmente como también a productos manufacturados. El compuesto de cobre que se usa más comúnmente es el sulfato de cobre. Muchos compuestos de cobre pueden ser reconocidos por su color azul-verdoso

El cobre es minado y procesado extensamente, usado principalmente por sí solo o en aleaciones en la manufactura de alambre, láminas de metal, cañerías y otros productos de metal. Los compuestos de cobre se usan comúnmente en agricultura para tratar enfermedades de las plantas, por ejemplo hongos, o para el tratamiento de aguas y como preservante para madera, cuero y telas.

El cobre puede entrar al medio ambiente a través de liberaciones desde minas de cobre y otros metales, y desde fábricas que manufacturan o usan cobre

metálico o compuestos de cobre. El cobre también puede entrar al medio ambiente desde basurales, del agua residual doméstica, de la combustión de desperdicios y combustibles fósiles, de la producción de madera, de la producción de abonos de fosfato y de fuentes naturales (por ejemplo, polvo en el aire, desde el suelo, volcanes, vegetación en descomposición, incendios forestales y de la espuma del mar). Por lo tanto, el cobre está ampliamente distribuido en el medio ambiente.

El cobre se encuentra a menudo cerca de minas, fundiciones, plantas industriales, vertederos y sitios de desechos. Cuando el cobre se libera al suelo, puede adherirse fuertemente a la materia orgánica y a otros componentes (por ejemplo, arcilla, arena, etc.) en las capas superficiales del suelo y puede que no se movilice muy lejos cuando es liberado. Cuando el cobre y los compuestos de cobre se liberan al agua, el cobre que se disuelve puede ser transportado en el agua de superficie ya sea en la forma de compuestos de cobre o cobre libre o, con más probabilidad, como cobre unido a partículas suspendidas en el agua. Aun cuando el cobre se adhiere fuertemente a partículas en suspensión o a sedimentos, hay evidencia que sugiere que algunos de los compuestos de cobre solubles entran al agua subterránea. El cobre que entra al agua se deposita eventualmente en los sedimentos de los ríos, lagos y estuarios. El cobre es transportado en partículas que emiten las fundiciones y plantas que procesan minerales, y vuelve a la tierra debido a la gravedad o en la lluvia o la nieve. (Gao, S., Walker, W.J., Dahlgren, R.A., Bold, J.) (1997)

El cobre también es transportado por el viento al aire en polvos de metales. La liberación de cobre en áreas cerradas proviene principalmente de procesos de

combustión (por ejemplo, calentadores de querosén). El cobre elemental no se degrada en el ambiente, se puede encontrar en plantas y en animales, y en concentraciones altas en organismos que filtran sus alimentos como por ejemplo mejillones y ostras. El cobre también se encuentra en una variedad de concentraciones en muchas bebidas y alimentos, incluso en el agua potable, es muy común en el ambiente. Podemos estar expuestos al cobre al respirar aire, tomar agua, comer alimentos o cuando su piel entra en contacto con tierra, agua u otras sustancias que contienen cobre. La mayoría de los compuestos de cobre que se encuentran en el aire, el agua, el sedimento, el suelo y las rocas están fuertemente adheridos al polvo u otras partículas o están incrustados en minerales. El cobre puede entrar a su cuerpo si ingiere agua o tierra que contiene cobre o si inhala polvo que contiene cobre. Cierta cantidad de cobre en el ambiente está unido con menos fuerza al suelo o a partículas en el agua y puede ser suficientemente soluble en el agua como para ser incorporada por plantas y animales. Para la población general, los compuestos de cobre soluble en agua, usados principalmente en la agricultura, representan un riesgo mayor para la salud. Cuando se liberan compuestos de cobre solubles a lagos y ríos, generalmente pueden adherirse a partículas en el agua en aproximadamente un día. Esto puede reducir su exposición al cobre en el agua, dependiendo de la fuerza de la unión del cobre con las partículas y de la cantidad de partículas que se depositan en el sedimento de lagos y ríos. Sin embargo, las partículas pequeñas tienen una superficie enorme y pueden permanecer suspendidas durante mucho tiempo. Por lo tanto, cuando la concentración de las partículas pequeñas es alta, tanto la exposición como la

absorción pueden ser considerables aun cuando el cobre esté fuertemente adherido a las partículas en suspensión.

La concentración de cobre en el aire varía desde unos pocos nanogramos en un metro cúbico de aire (ng/m^3) hasta cerca de $200 \text{ ng}/\text{m}^3$. Cerca de fundiciones que procesan mineral de cobre para producir cobre metálico, las concentraciones de cobre en el aire pueden alcanzar $5,000 \text{ ng}/\text{m}^3$. Se puede respirar niveles altos de polvos que contienen cobre si se vive o trabaja cerca de minas de cobre o plantas que procesan cobre. La exposición a niveles altos de cobre soluble en el agua potable, se puede dar especialmente si el agua que se ingiere es corrosiva debido a las tuberías de cobre y grifos de bronce, usadas como transporte del fluido.

La concentración promedio de cobre en el agua de grifo varía entre 20 y 75 ppb. Sin embargo, muchos hogares tienen concentraciones de cobre de más de 1,000 ppb. Esto es más de 1 miligramo por litro de agua. Esto se debe a que el cobre de las cañerías y los grifos se disuelve cuando el agua permanece en las cañerías durante la noche. Después que se ha permitido que el agua fluya por 15 a 30 segundos, la concentración de cobre en el agua disminuye a niveles bajo las normas establecidas para el agua potable.

La concentración de cobre en lagos y ríos varía entre 0.5 y 1,000 ppb con una concentración promedio de 10 ppb. La concentración promedio de cobre en el agua subterránea (5 ppb) es similar a la que se encuentra en lagos y ríos; sin embargo, las mediciones ambientales indican que algún agua subterránea contiene niveles de cobre (hasta de 2,783 ppb) que están muy por encima de la norma de 1,300 ppb para el agua potable. Este cobre generalmente está unido a partículas en el agua. Los lagos y embalses que han sido tratados

recientemente con compuestos de cobre para controlar algas o que reciben agua de refrigeración desde plantas de energía pueden tener concentraciones altas de cobre disuelto en el agua. Una vez en el agua, la mayor parte de este cobre rápidamente se adhiere a partículas o se convierte a otras formas que pueden depositarse en sedimentos. Esto puede limitar la exposición al cobre a menos que los sedimentos se agiten, como por ejemplo, cuando personas que nadan en aguas de recreación vuelven a suspender los sedimentos y luego los tragan. Los productos para el jardín que contienen cobre para controlar algunas enfermedades de las plantas también son una fuente potencial de exposición a través del contacto con la piel o si se tragan accidentalmente. Por ejemplo, se puede encontrar compuestos de cobre en algunos fungicidas. El suelo generalmente contiene entre 2 y 250 ppm de cobre, aunque se han encontrado concentraciones de aproximadamente 17,000 ppm cerca de fábricas o fundiciones que producen cobre y latón. Se pueden encontrar concentraciones altas de cobre en el suelo porque el polvo proveniente de estas industrias se deposita en el suelo, o porque residuos de minas u otras industrias de cobre se desechan en el suelo. Otra fuente común de cobre en el suelo es la dispersión de lodo proveniente del tratamiento de aguas residuales. Este cobre generalmente permanece adherido fuertemente a la capa de tierra superficial. Los alimentos contienen cobre natural. Una persona ingiere aproximadamente 1 miligramo (1/1,000 de gramo ó 4/100,000 de onza) de cobre al día. Si bien algunos sitios de desechos peligrosos contienen niveles altos de cobre, no siempre sabemos en cuanto sobrepasan a los niveles naturales. Tampoco sabemos cuál es la forma de cobre que se encuentra en la mayoría de estos

sitios, sin embargo, hay evidencia que sugiere que la mayor parte del cobre en estos sitios está adherido fuertemente al suelo.

Se puede estar expuesto al cobre en el lugar de trabajo. Si se trabaja en la minería del cobre, está expuesto al cobre al respirar polvo que contiene cobre o a través de contacto con la piel. Si se tritura o suelda cobre metálico, puede respirar niveles altos de polvo o vapores de cobre. La exposición ocupacional a las formas de cobre que son solubles o que no están adheridas fuertemente al polvo o a la tierra ocurre principalmente en la agricultura, el tratamiento de aguas y en industrias tales como galvanoplastia, en donde se usan compuestos solubles de cobre.

La exposición al cobre en el aire en el lugar de trabajo está sujeta a reglamentos establecidos para mantener las concentraciones a niveles que no sean perjudiciales. (Lamb, D.T., Ming, H., Megharaj, M., Naidu, R.) (2009).

Los científicos usan una variedad de pruebas para proteger al público de los efectos perjudiciales de sustancias químicas tóxicas y para encontrar maneras para tratar a personas que han sido afectadas.

La EPA ha determinado que el agua potable no debe contener más de 1.3 miligramos de cobre por litro de agua (1,300 ppb), sin embargo en el Perú el límite máximo permisible según decreto Ley 17752 Ley General de aguas está fijado en 3 mg/L.

La EPA también ha promulgado normas para la cantidad de cobre que las industrias pueden liberar. La OSHA ha establecido un límite de 0.1 miligramos por metro cúbico (mg/m^3) para vapores de cobre (generados al calentar el cobre) y $1.0 \text{ mg}/\text{m}^3$ para polvos de cobre (partículas de cobre metálico muy pequeñas) y aerosoles de cobre soluble en el aire del trabajo para proteger a

los trabajadores durante una jornada de 8 horas diarias, 40 horas semanales. [Agencia para Sustancias Tóxicas y el Registro de Enfermedades. (ATSDR). 2004. Reseña Toxicológica del Cobre. Atlanta, GA: Departamento de Salud y Servicios Humanos de EE. UU., Servicio de Salud Pública (182)].

4.1.5 Plata (Ag)

Elemento químico, símbolo Ag, número atómico 47 y masa atómica 107.870. Es un metal lustroso de color blanco-grisáceo. Desde el punto de vista químico, es uno de los metales pesados y nobles; desde el punto de vista comercial, es un metal precioso. Hay 25 isótopos de la plata. Sus masas atómicas fluctúan entre 102 y 117.

En la mayor parte de sus aplicaciones, la plata se alea con uno o más metales. La plata, que posee las más altas conductividades térmica y eléctrica de todos los metales, se utiliza en puntos de contacto eléctrico y electrónico.

También se emplea mucho en joyería y piezas diversas. Entre las aleaciones en que es un componente están las amalgamas dentales y metales para cojinetes y pistones de motores.

La plata es un elemento bastante escaso. Algunas veces se encuentra en la naturaleza como elemento libre (plata nativa) o mezclada con otros metales. Sin embargo, la mayor parte de las veces se encuentra en minerales que contienen compuestos de plata. Los principales minerales de plata son la argentita, la cerargirita o cuerno de plata y varios minerales en los cuales el sulfuro de plata está combinado con los sulfuros de otros metales. Aproximadamente tres cuartas partes de la plata producida son un subproducto de la extracción de otros minerales, sobre todo de cobre y de plomo. La plata pura es un metal moderadamente suave (2.5-3 en la escala de dureza de

Mohs), de color blanco, un poco más duro que el oro. Cuando se pule adquiere un lustre brillante y refleja el 95% de la luz que incide sobre ella. Su densidad es 10.5 veces la del agua. La calidad de la plata, su pureza, se expresa como partes de plata pura por cada 1000 partes del metal total! La plata comercial tiene una pureza del 999 (ley 0.999). Aunque la plata es el metal noble más activo químicamente, no es muy activa comparada con la mayor parte de los otros metales. No se oxida fácilmente (como el hierro), pero reacciona con el azufre o el sulfuro de hidrógeno para formar la conocida plata deslustrada. El galvanizado de la plata con rodio puede prevenir esta decoloración. La plata no reacciona con ácidos diluidos no oxidantes (ácidos clorhídrico o sulfúrico) ni con bases fuertes (hidróxido de sodio). Sin embargo, los ácidos oxidantes (ácido nítrico o ácido sulfúrico concentrado) la disuelven al reaccionar para formar el ion positivo de la plata, Ag^+ . Este ion, que está presente en todas las soluciones simples de compuestos de plata solubles, se reduce fácilmente a metal libre, como sucede en la deposición de espejos de plata por agentes reductores orgánicos. La plata casi siempre es monovalente en sus compuestos, pero se conocen óxidos, fluoruro y sulfuro divalentes. Algunos compuesto de coordinación de la plata contienen plata divalente y trivalente. Aunque la plata no se oxida cuando se calienta, puede ser oxidada química o electrolíticamente para formar óxido o peróxido de plata, un agente oxidante poderoso. Por esta actividad, se utiliza mucho como catalizador oxidante en la producción de ciertos materiales orgánicos. (Burriel) (2000).

Las sales solubles de plata, especialmente el nitrato de plata ($AgNO_3$), son letales en concentraciones de hasta 2 g. Los compuestos de plata pueden ser

absorbidos lentamente por los tejidos corporales, con la consecuente pigmentación azulada o negruzca de la piel (argiria).

Contacto con los ojos: Puede causar graves daños en la córnea si el líquido se pone en contacto con los ojos. Contacto con la piel: Puede causar irritación de la piel. Contacto repetido y prolongado con la piel puede causar dermatitis alérgica. Peligros de la inhalación: Exposición a altas concentraciones del vapor puede causar mareos, dificultades para respirar, dolores de cabeza o irritación respiratoria. Concentraciones extremadamente altas pueden causar somnolencia, espasmos, confusión, inconsciencia, coma o muerte.

El líquido o el vapor pueden irritar la piel, los ojos, la garganta o los pulmones. El mal uso intencionado consistente en la concentración deliberada de este producto e inhalación de su contenido puede ser dañino o mortal. Puede causar molestias estomacales, náuseas, vómitos, diarrea y narcosis. Si el material se traga y es aspirado en los pulmones o si se produce el vómito, puede causar neumonitis química, que puede ser mortal. La sobre-exposición crónica a un componente o varios componentes de la plata origina daños renales, oculares, pulmonares, hepático, anemia y daños cerebrales

4.1.6 Estaño (Sn)

Elemento químico, de símbolo Sn, número atómico 50 y peso atómico 118.69. Forma compuesto de estaño(II) o estañoso(Sn^{2+}) y estaño(IV) o estánico (Sn^{4+}), así como sales complejas del tipo estanito (M_2SnX_4) y estanato (M_2SnX_6). (Burriel)(2000).

Se funde a baja temperatura; tiene gran fluidez cuando se funde y posee un punto de ebullición alto. es suave, flexible y resistente a la corrosión en muchos medios. Una aplicación importante es el recubrimiento de envases de acero

para conservar alimentos y bebidas. Otros empleos importantes son: aleaciones para soldar, bronces, pletres y aleaciones industriales diversas. Los productos químicos de estaño, tanto inorgánicos como orgánicos, se utilizan mucho en las industrias de galvanoplastia, cerámica y plásticos, y en la agricultura.

El mineral del estaño más importante es la casiterita, SnO_2 . No se conocen depósitos de alta calidad de este mineral. La mayor parte del mineral de estaño del mundo se obtiene de depósitos aluviales de baja calidad. Existen dos formas alotrópicas del estaño: estaño blanco y estaño gris.

El estaño reacciona tanto con ácidos fuertes como con bases fuertes, pero es relativamente resistente a soluciones casi neutras.

Se forma una película delgada de óxido estánico sobre el estaño que está expuesto al aire y esto origina una protección superficial. Las sales que tienen una reacción ácida en solución, como el cloruro de aluminio y el cloruro férrico, atacan el estaño en presencia de oxidantes o aire. La mayor parte de los líquidos no acuosos, como los aceites, los alcoholes o los hidrocarburos clorinados, no tienen efectos obvios sobre el estaño o son muy pequeños.

El estaño y las sales inorgánicas simples no son tóxicos, pero sí lo son algunas formas de compuesto organoestañosos.

El óxido estanoso, SnO es un producto cristalino de color negro-azul, soluble en los ácidos comunes y en bases fuertes. Se emplea para fabricar sales estanosas en galvanoplastia y en manufactura de vidrio.

El óxido estánico, SnO_2 , es un polvo blanco, insoluble en ácidos y álcalis. Es un excelente opacador de brillo y componente de colorantes cerámicos rosas, amarillos y marrones y de cuerpos refractarios y dieléctricos.

Es un importante agente pulidor del mármol y de las piedras decorativas.

El cloruro estanoso, SnCl_2 , es el ingrediente principal en el galvanostañado ácido con electrólitos e intermediario de algunos compuesto químicos de estaño. El cloruro estánico, SnCl_4 , en la forma pentahidratada es un sólido blanco. Se utiliza en la preparación de compuestos organoestañosos y químicos para añadir peso a la seda y para estabilizar perfumes y colores en jabones. El fluoruro estañoso, SnF_2 , compuesto blanco soluble en agua, es un aditivo de las pastas dentales.

Los compuestos organoestañosos son aquellos en que existe al menos un enlace estaño-carbono; el estaño suele presentar un estado de oxidación de +IV. Los compuestos organoestañosos que encuentran aplicación en la industria son los que tienen la fórmula R_4Sn , R_3SnX , R_2SnX_2 y RSnX_3 . R es un grupo orgánico, como metilo, butilo, octilo, o fenilo, mientras que X es un sustituyente inorgánico, por lo regular cloruro, fluoruro, óxido, hidróxido, carboxilatos o tioles.

Los enlaces orgánicos de estaño son las formas más peligrosas del estaño para los humanos. A pesar de su peligro son aplicadas en gran número de industrias, tales como la industria de la pintura y del plástico, y en la agricultura a través de los pesticidas. El número de aplicaciones de las sustancias orgánicas del estaño sigue creciendo, a pesar del hecho de que conocemos las consecuencias del envenenamiento por estaño. (Micó) (2007).

Los efectos de las sustancias orgánicas de estaño pueden variar. Dependen del tipo de sustancia que está presente y del organismo que está expuesto a ella. El estaño trietilico es la sustancia orgánica del estaño más peligrosa para los humanos. Tiene enlaces de hidrógeno relativamente cortos. Cuantos más

largos sean los enlaces de hidrógeno, menos peligrosa para la salud humana será la sustancia del estaño. Los humanos podemos absorber enlaces de estaño a través de la comida y la respiración y a través de la piel.

La toma de enlaces de estaño puede provocar efectos agudos así como efectos a largo plazo. Los efectos agudos son: Irritaciones de ojos y piel, dolores de cabeza, dolores de estómago, vómitos y mareos, sudoración severa, cansancio, problemas para orinar. Los efectos a largo plazo son: depresiones, daños hepáticos, disfunción del sistema inmunitario, daños cromosómicos, escasez de glóbulos rojos y daños cerebrales (provocando ira, trastornos del sueño, olvidos y dolores de cabeza)

4.1.7 Antimonio (Sb)

El antimonio es un metal de color blanco plateado y dureza mediana que se rompe fácilmente. Se encuentra en pequeñas cantidades en la corteza terrestre. Los minerales de antimonio son extraídos y luego transformados en metal de antimonio o son combinados con oxígeno para formar óxido de antimonio.

El antimonio es un elemento químico de número atómico 51 situado en el grupo 15 de la tabla periódica de los elementos. Su nombre y abreviatura (Sb) procede de estibio, término hoy ya en desuso, que a su vez procede del latín stibium ("Banco de arena gris brillante"), donde se deriva la palabra Estibio. Este elemento semimetálico tiene cuatro formas alotrópicas. Su forma estable es un metal blanco azulado. El antimonio negro y el amarillo son formas no metálicas inestables. Principalmente se emplea en aleaciones metálicas y algunos de sus compuestos para dar resistencia contra el fuego, en pinturas, cerámicas, esmaltes, vulcanización del caucho y fuegos artificiales. El óxido de

antimonio es un polvo blanco que no se evapora. Sólo una pequeña cantidad se disolverá en agua. La mayor parte del óxido de antimonio que se produce es añadido a textiles y plásticos para evitar que se incendien.

El metal de antimonio se rompe muy fácilmente como para ser utilizado por sí solo. Para hacerlo más fuerte, generalmente se mezcla una pequeña cantidad de antimonio con otros metales como plomo y zinc para formar mezclas de metales llamadas aleaciones. Estas aleaciones son utilizadas en baterías de almacenamiento (acumuladores) a base de plomo, soldaduras, metal para hacer láminas y tuberías, rodamientos, moldes, ciertos tipos de metales, municiones y peltres. El antimonio entra al medio ambiente durante su extracción y procesamiento y durante la producción del metal de antimonio, las aleaciones, el óxido de antimonio y la combinación del antimonio con otras sustancias. En Estados Unidos no se extrae antimonio o, si se hace, es en pocas cantidades. El mineral de antimonio y los metales impuros son traídos a este país desde otros países para su procesamiento. Pequeñas cantidades de antimonio son también liberadas al medio ambiente a través de incineradores y plantas generadoras de energía por combustión de carbón. El antimonio que sale por las chimeneas de estas plantas está adherido a partículas muy pequeñas que se depositan en el terreno o que son eliminadas del aire por la lluvia. Generalmente se necesitan muchos días para que el antimonio sea eliminado del aire. El antimonio que está adherido a partículas muy pequeñas puede permanecer en el aire durante más de un mes.

El antimonio no puede ser destruido en el medio ambiente, solo puede cambiar de forma o adherirse a partículas o separarse de las mismas.



La mayor parte del antimonio termina en los suelos o en los sedimentos, donde se adhiere firmemente a partículas que contienen hierro, manganeso o aluminio.

El antimonio se encuentra a niveles muy bajos en el medio ambiente, tan bajos que con frecuencia no podemos medirlos. Usted puede estar expuesto al antimonio al respirar el aire, tomar el agua y comer los alimentos que lo contienen. También puede estar expuesto si su piel entra en contacto con suelo, agua u otras sustancias que contengan antimonio. Los métodos analíticos que utilizan los científicos para hacer pruebas de detección del antimonio en el medio ambiente no determinan la forma específica del antimonio presente. Por esta razón, no siempre sabemos a qué forma de antimonio pueden estar expuestas las personas. En forma similar, no sabemos qué formas de antimonio se encuentran en los sitios de desechos tóxicos. La mayor parte del antimonio que se encuentra en los sedimentos, los suelos y las rocas está adherida firmemente al polvo y a la tierra o enterrada en minerales. Por esta razón, no es fácil que afecte la salud. Ciertas cantidades de antimonio en el medio ambiente están adheridas menos firmemente a las partículas y pueden ser absorbidas por plantas y animales.

Las concentraciones de antimonio en el aire oscilan entre una muy pequeña parte de un nanogramo (1 nanogramo equivale a una milmillonésima parte de un gramo) en un metro cúbico (m^3) de aire (ng/m^3) y aproximadamente 170 ng/m^3 . Sin embargo, en lugares cercanos a compañías que transforman el mineral de antimonio en metal o producen óxido de antimonio, las concentraciones pueden estar por encima de 1,000 ng/m^3 . Usted puede respirar altos niveles de antimonio en el polvo si vive o trabaja cerca de minas



de antimonio o de compañías procesadoras del mismo. (Williams, Robert S.) (2007). Las concentraciones de antimonio que se disuelven en ríos y lagos son muy bajas, generalmente menores que 5 partes de antimonio por 1 billón de partes de agua (ppb). No podemos medir cantidades tan pequeñas sin un equipo especial. Parece que el antimonio no se acumula ni en los peces ni en otros animales acuáticos. Las concentraciones de antimonio disueltas en un río contaminado donde se vertieron desechos de la minería de antimonio y de su procesamiento fueron tan altas como 8 ppb. Sin embargo, la mayoría del antimonio presente en el río no estaba disuelta, sino que estaba adherida a las partículas de tierra. A pesar de que el antimonio es utilizado para la soldadura de tuberías de agua, no parece que entra al agua potable.

El suelo contiene generalmente concentraciones muy bajas de antimonio, menores que 1 parte de antimonio por 1 millón de partes de suelo (ppm). Sin embargo, se han encontrado concentraciones cercanas a 9 ppm. Las concentraciones más altas encontradas en sitios de desechos tóxicos que aparecen en la lista NPL y en los lugares donde se procesa el antimonio oscilan entre 109 y 2,550 ppm. Pueden encontrarse altas concentraciones de antimonio en los suelos porque el polvo emitido durante el procesamiento no permanece en el aire sino que se asienta. Asimismo, los desechos provenientes del procesamiento del antimonio y de otras industrias que utilizan antimonio son generalmente vertidos en los suelos. No sabemos qué forma de antimonio está presente en estos lugares. Sin embargo, sabemos que la mayoría del antimonio presente en los desechos del procesamiento de antimonio se encuentra firmemente adherida al suelo. Usted puede estar expuesto a este antimonio a través del contacto con la piel. Los niños también

pueden estar expuestos a este antimonio si comen tierra contaminada con el mismo.

Los alimentos contienen generalmente pequeñas cantidades de antimonio. Usted come y bebe aproximadamente 5 microgramos (5 millonésimas de un gramo) de antimonio diariamente. La concentración promedio de antimonio en las carnes, las verduras, pescado y mariscos oscila entre 0.2 y 1.1 ppb. El óxido de antimonio que se añade a muchos materiales de protección contra el fuego está muy firmemente adherido a estos materiales y no expone a las personas al antimonio.

También se puede estar expuesto al antimonio trabajando en industrias que procesan el mineral y el metal de antimonio o producen sustancias químicas que contienen antimonio, por respirar polvo o a través del contacto con la piel.

4.1.8 Bismuto (Bi)

El bismuto es un elemento químico de la tabla periódica cuyo símbolo es Bi, su número atómico es 83 y se encuentra en el grupo 15 del sistema periódico.

Ya era conocido en la antigüedad, pero hasta mediados del siglo XVIII se confundía con el Plomo, Estaño y Zinc. Ocupa el lugar 73 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre representa el $8,5 \times 10^{-7}\%$ del peso de la corteza y es tan escaso como la Plata. Los principales depósitos están en Sudamérica, pero en Estados Unidos se obtiene principalmente como subproducto del refinado de los minerales de Cobre y Plomo. (F. Burriel Martí, F. Lucena Conde, S. Arribas Jimeno, J. Hernández Méndez) (2006).

Es un metal típico desde el punto de vista químico. En compuestos, tiene valencias de +3 o +5, siendo más estables los compuestos de bismuto trivalente. Existen varios nitratos, especialmente el nitrato de bismuto, $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$,

o trinitrato de bismuto, y su pentahidrato, $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, que se descompone en nitrato de bismuto. Éste también se conoce como oxinitrato de bismuto, nitrato de bismutilo, blanco perla, y se emplea en medicina y en cosmética.

El bismuto se expande al solidificarse, esta extraña propiedad lo convierte en un metal idóneo para fundiciones. Algunas de sus aleaciones tienen puntos de fusión inusualmente bajos. Es una de las sustancias más fuertemente diamagnéticas (dificultad para magnetizarse). Es un mal conductor del calor y la electricidad, y puede incrementarse su resistencia eléctrica en un campo magnético, propiedad que lo hace útil en instrumentos para medir la fuerza de estos campos. Es opaco a los rayos X y puede emplearse en fluoroscopia.

Entre los elementos no radiactivos, el bismuto tiene el número atómico y la masa atómica (208,98) más altos. Tiene un punto de fusión de $271\text{ }^\circ\text{C}$, un punto de ebullición de $1.560\text{ }^\circ\text{C}$ y una densidad de $9,8\text{ g/cm}^3$.

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 (Conchon) (1991)

Vías de entrada: Inhalación, piel e ingestión.

Efectos agudos: por Inhalación puede ser desagradable provocando irritación respiratoria. Puede causar mal aliento, sabor metálico y gingivitis.

Por Ingestión 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. Puede provocar irritación a la piel y ojos. El bismuto no se considera un carcinógeno para los humanos.

4.2 Objetivo de la Química Analítica

La química analítica es una rama de la química que comprende los métodos empleados para determinar los componentes de una sustancia, su relación de composición, sus propiedades químicas y su comportamiento químico frente a otras sustancias.

La química analítica se divide en: Química Analítica Cuantitativa y Química Analítica Cualitativa.

La Química Analítica Cualitativa estudia los medios para poder identificar los componentes químicos de una muestra tomando como base a teorías, leyes aplicables y procedimientos para la disolución, precipitación, reacciones etc.

Para la identificación de los elementos integrantes de las sustancias se han desarrollado varios métodos, aprovechando las características químicas y físicas que poseen las sustancias, estos métodos los podemos resumirlos como sigue:

- Análisis preliminares, en los que fundamentalmente se toman en cuenta las propiedades físicas que posee la sustancia problema.

- Pruebas preliminares de identificación tales como: Ensaye a la flama, Ensaye a la perla, Fusión sobre carbón vegetal, Ensayo con ácido sulfúrico.
- Identificación de cationes o aniones por medio de reactivos específicos, en solución acuosa.
- Identificación de cationes o aniones por medio de marcha sistemática analítica.
- Identificación de cationes mediante el análisis de los espectros que se obtienen (Espectrometría).
- Identificación de cationes o aniones por medio del difractor de rayos X, en muestras sólidas.
- Cromatografía cualitativa de gases o soluciones.
- Análisis especiales de elementos poco frecuentes.

En el campo del Análisis cualitativo, las diversas operaciones y técnicas empleadas se agrupan en categorías, sirviendo de base para esta división principalmente el peso de sustancia sólida, o el volumen de muestra líquida utilizadas en el análisis. Se han definido cinco escalas de trabajo: macroanálisis, semimicroanálisis, microanálisis, ultramicroanálisis, subultramicroanálisis.

En el macroanálisis se utiliza peso de muestra superior a 0.1 g o volumen de muestra superior a 10 ml., siguiendo técnicas clásicas de filtración, con el empleo de embudos, vasos de precipitado, probetas etc.

En el semimicroanálisis se utiliza pesos de muestra entre 0.01 g y 0.1 g o volumen de muestra entre 0.5 ml y 10 ml., empleando centrifugas, microtubos, ensayos frecuentes de identificación a la gota etc.

En el microanálisis se utiliza pesos de muestra entre 0.001 g a 0.01 g o volumen de muestra entre 0.01 a 0.5 ml., empleando microscopio y microaparatos, etc.

En el ultramicroanálisis se utiliza pesos de muestra entre 0.1 microgramo a 100 microgramos o volumen de muestra entre 0.001 a 0.01 ml, la manipulación es bajo el microscopio, empleando capilares y filamentos reactivos.

En el subultramicroanálisis se utiliza pesos de muestra inferiores a 0.1 microgramo o volúmenes de muestra inferiores a 0.001 ml., empleando métodos especiales. Las escalas macro y semimicro, no tienen límites rigurosos, ambas obedecen a los mismos fundamentos teóricos y pueden utilizarse en forma simultánea en el transcurso de un análisis.

4.3 Reacciones analíticas.

Cuándo una reacción química es utilizable en la Química Analítica porque origina fenómenos fácilmente observables que, de alguna manera se relacionan con la sustancia, elemento o grupo químico que se analiza, recibe el nombre de reacción analítica. Estas reacciones pueden verificarse por vía húmeda y por vía seca, pero las más utilizadas son por vía húmeda y las podemos clasificar en:

- Reacciones ácido base, que implican una transferencia de protones.
- Reacciones de formación de complejos en los que se produce una transferencia de iones o de moléculas.
- Reacciones de precipitación, en las que además de haber un intercambio de iones o de moléculas tienen lugar la aparición de una fase sólida
- Reacciones redox dónde existe intercambio de electrones.

4.3.1 Reactivos.

Para la identificación de una sustancia por el método clásico de análisis es necesario provocar en ella un cambio en sus propiedades que sea fácilmente observable y que se corresponda con la constitución de dicha sustancia.

El agente que provoca el cambio se llama reactivo, porque, generalmente, reacciona químicamente con el producto que se quiere reconocer.

En su concepto más amplio, un reactivo puede ser un agente físico, como el calor o la electricidad. Los reactivos químicos se clasifican en generales y especiales. Los reactivos generales son comunes a un número grande de sustancias y se utilizan con frecuencia para separaciones en grupos iónicos, como sucede en las llamadas marchas sistemáticas analíticas; tales son por ejemplo, el ácido sulfhídrico (H_2S) el ácido clorhídrico (HCl), el carbonato sódico (Na_2CO_3), hidróxido de amonio (NH_4OH), hidróxido de sodio (NaOH), carbonato de amonio $[(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3]$.

Los reactivos especiales pueden ser selectivos y específicos. Los reactivos selectivos son los que actúan sobre un grupo pequeño de especies.

Por ejemplo la dimetilglioxima (DMG) produce, en medio neutro o ligeramente alcalino un precipitado color rojo escarlata o rosa con las sales de níquel, un precipitado amarillo con las sales de paladio, una coloración roja con las sales de Fe (II) y un color pardo con las de Co (II). Entonces se dice que la DMG es un reactivo selectivo de estos iones.

Los reactivos específicos son los que actúan sobre una sola sustancia, por ejemplo la ortofenantrolina en medio neutro produce un color rojizo con el ión ferroso y ningún otro ión produce una reacción semejante ni perturba la observación del ensayo.

4.4 Sensibilidad de las reacciones químicas.

La sensibilidad expresa la cantidad o concentración mínima de una sustancia que puede ser identificada con una determinada reacción.

La sensibilidad se puede cuantificar mediante dos parámetros: límite de identificación y concentración límite.

El límite de identificación es la cantidad mínima de sustancia, normalmente expresada en microgramos, que puede reconocerse en un ensayo.

Esta forma de expresar la sensibilidad es poco significativa ya que no se hace referencia al volumen de disolución en el que se realiza el ensayo, siendo lógico que para un mismo límite de identificación la sensibilidad será mayor cuanto mayor sea el volumen que ocupe la cantidad identificada. Por tal razón es preferible identificar la sensibilidad mediante una concentración

La concentración límite es la mínima concentración de sustancia en la cual un ensayo es positivo. Suele expresarse en gramos por mililitro o partes por millón. Al valor inverso de la concentración límite se llama dilución límite y expresa una dilución por encima de la cual la reacción ya no es positiva.

Si llamamos C_L , a la concentración límite expresada en gramos por mililitro dónde:

$$C_L = \frac{\text{g identificados}}{\text{mL de disolución}} = \frac{\text{límite de identificación en } \mu\text{g} \cdot 10^{-6}}{\text{mL}}$$

Límite de identificación = $C_L \cdot \text{mL} \cdot 10^6$ (μg).

La concentración límite (C_L), es el parámetro más utilizado como indicador de la sensibilidad, puede expresarse como fracción o en forma exponencial,

También se expresa en forma logarítmica con la notación pD y con menos frecuencia en partes por millón y tanto por ciento.

Cuando la sensibilidad se expresa mediante el límite de identificación es conveniente conocer el volumen de disolución; por tal motivo se han adoptado volúmenes fijos, según el soporte utilizado. Dependiendo de la técnica utilizada los volúmenes recomendados son: bajo el microscopio, 0,01 mL; en placa de gotas o sobre papel, 0,03 mL; en microtubo de centrifuga, 0,1 mL; en microtubo de ensayo, 1 mL; en macrotubo de ensayo, 5 mL. Estos volúmenes se refieren al que ocupa el analito problema antes de adicionar el reactivo.

De acuerdo a la sensibilidad las reacciones se consideran muy sensibles, sensibles y poco sensibles.

Cuadro 4.1

	D	pD	ppm	%
Muy sensible	$< 10^{-5}$	> 5	< 10	$< 0,001$
Sensible	$10^{-4} - 10^{-5}$	$4 - 5$	$10 - 100$	$0,001 - 0,01$
Poco sensible	$> 10^{-4}$	< 4	> 100	$> 0,01$

FUENTE: F. Burriel Marti, F. Lucena Conde, S. Arribas Jimeno, J. Hernández Méndez

Las cifras que expresan la sensibilidad solo tienen un valor relativo, o más bien comparativo entre las diversas reacciones propuestas para una especie determinada. Aparte de los numerosos factores que influyen en la sensibilidad del ensayo y de los que no está incluido el factor personal del operador, cuando se alcanzan las regiones próximas al límite de dilución, aumenta la inseguridad en la apreciación y de aquí depende las diversas cifras encontradas para una misma reacción, incluso por el mismo investigador.

Las reacciones específicas son muy pocas; en la realidad con mucha frecuencia existen iones perturbadores de la reacción.

El proceso mediante el cual se aumenta la selectividad de las reacciones eliminando las interferencias de los iones molestos, recibe el nombre de enmascaramiento, ocultación o inmovilización de iones. Una especie puede enmascarse por cualquier procedimiento que disminuya su concentración en tal medida que dicha especie ya no reaccione o que su producto de reacción no sea apreciable.

Para ello se puede utilizar reacciones ácido-base, redox y de formación de complejos, siendo estas últimas las más utilizadas.

Ejemplo en la reacción del cobalto con el tiocianato en la que se forma el complejo azul $\text{Co}(\text{SCN})_4^{2-}$, interfiere o perturba la presencia de Fe^{3+} debido a la formación de $\text{Fe}(\text{SCN})_2^+$ de color rojo sangre que impide la apreciación del color azul del compuesto de cobalto; esta interferencia se puede evitar adicionando fluoruro, tartrato, fosfato o pirofosfato, ligandos con los que el Fe^{3+} forma complejos muy estables en comparación con el tiocianato, desapareciendo el color rojo y se aprecie perfectamente el color azul del cobalto. Otro ejemplo sería la no precipitación del Fe^{3+} en presencia de ácido tartárico, mediante la acción del hidróxido de amonio. (F. Burriel Marti, F. Lucena Conde, S. Arribas Jimeno, J. Hernández Méndez. 2000).

4.4.1 Factores que influyen sobre la sensibilidad.

Sobre la sensibilidad influyen muchos factores, y su control permite un incremento de la sensibilidad, ya sea por la eliminación de los factores negativos que la disminuyen o utilizando procedimientos químicos o físicos que la incrementen.

- **Influencia del desplazamiento de la reacción**

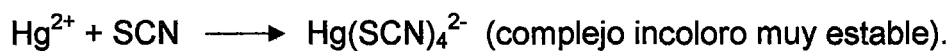
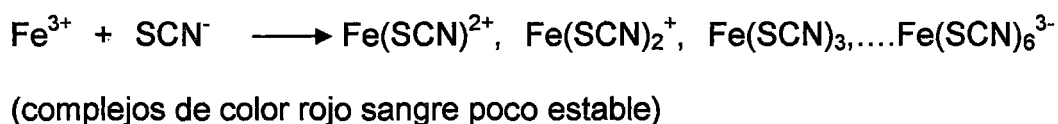
Si se quiere identificar un analito (A) mediante la adición de un reactivo (R) para dar origen al producto (P), la sensibilidad de la reacción dependerá de la estabilidad termodinámica de (P) que puede ser un precipitado poco soluble, muy poco soluble o complejo estable.

Cuanto más estable sea (P), será posible obtenerlo fácilmente con pequeñas concentraciones del analito (A), entonces se entiende que las reacciones muy desplazadas originan productos de reacción muy estables.

Una reacción analítica debe ser perceptible, ya que de poco sirve obtener un producto muy estable o en elevada concentración si no es fácilmente perceptible.

Más importante que la cantidad o concentración de especie obtenida son las propiedades físicas que permiten su percepción.

Cómo ejemplo tenemos al ion tiocianato (SCN^-) que forma complejos con el Fe^{3+} y con el Hg^{2+} , según las reacciones:



El complejo de hierro poco estable permite identificar al hierro o al SCN^- debido a su intenso color rojo sangre aun en pequeñas concentraciones.

En cambio el complejo muy estable de mercurio, no tiene ninguna utilidad para fines de identificación debido a que es incoloro. (F. Burriel Marti, F. Lucena Conde, S. Arribas Jimeno, J. Hernández Méndez. 2000).

- **Influencia del color**

El color tiene una gran importancia en la sensibilidad de una reacción química, Cuanto mejor se distinga el color del producto de la reacción, más sensible será la reacción de identificación, por tal motivo la preocupación de elegir reacciones que originen productos fuertemente coloreados, o de buscar procedimientos para que aquellos productos incoloros o con débil color resulten más perceptibles, en forma de lacas coloreadas.

También se puede incrementar la intensidad de un color por la formación de complejos de ligando mixto (reacciones sensibilizadas), por concentración previa, por extracción, por adsorción sobre un soporte adecuado, etc. (A. Araneo. 1981).

- **Influencia de la técnica empleada.**

La sensibilidad de una reacción puede variar según el soporte empleado para su realización, aunque se mantengan invariables los parámetros experimentales. Las reacciones efectuadas en papel de filtro son más sensibles que las realizadas en tubo o placa de gotas, y esta sensibilidad aumenta si el papel se impregna con el reactivo.

Esta facilidad de reacción se debe a que sobre el papel se dan fenómenos de adsorción que no ocurren en otros soportes no porosos. En los papeles reactivos una gota de la muestra problema reacciona inmediatamente, y si el producto de la reacción es un precipitado, al no haber difusión capilar, el enriquecimiento local hace apreciables muy pequeñas cantidades de sustancia a identificar.

Como ejemplo podemos considerar la reacción del Ni^{2+} con dimetilglioxima en medio básico en la que se logra límites de identificación de 0,7, 0,16, 0,015 microgramos de níquel II, en tubo de ensayo, sobre papel de filtro o sobre papel impregnado con solución saturada del reactivo en acetona, respectivamente.

La observación de los productos bajo microscopio, aumenta también, su sensibilidad, a diferencia de la especificidad que significa la apreciación de formas cristalinas definidas. La sensibilidad también se incrementa exponiendo a la luz ultravioleta las reacciones con soporte en papel de filtro, debido a la producción de fluorescencia, como es el caso del sodio, que mediante este método se consigue alcanzar un límite de apreciación de 2,5 microgramos de sodio. (F. Burriel Marti, F. Lucena Conde, S. Arribas Jimeno, J. Hernández Méndez. 2000).

- **Influencia de la extracción.**

La extracción líquido- líquido, utilizando disolventes orgánicos no polares, constituye uno de los mejores medios de aumentar la sensibilidad de una reacción cuyo producto es susceptible de ser extraído.

Los motivos por los cuales un proceso de extracción aumenta la sensibilidad son: Desplazamiento del equilibrio y estabilización, concentración de la especie, cambio y aumento de color, separación.

Por ejemplo la formación de los complejos $\text{Co}(\text{SCN})_4^{2-}$ y su extracción con cloroformo, alcohol amílico, tetracloruro de carbono y otros solventes orgánicos. Si al ion cobalto II, se le agrega concentraciones no muy altas de SCN^- predominan los complejos de bajo índice de coordinación, de color rosa suave, al agregar un solvente orgánico es

extraído el complejo $\text{Co}(\text{SCN})_4^{2-}$ adquiriendo la fase orgánica un color azul intenso, incrementándose la sensibilidad de la reacción.

Al extraerse la especie $\text{Co}(\text{SCN})_4^{2-}$ y disminuir su concentración en la fase acuosa, todos los equilibrios se desplazan hacia su formación, aumentando por consiguiente su estabilidad y por ende su sensibilidad..

Si el volumen del extractante es inferior al de la fase acuosa, y el coeficiente de reparto es favorable, la fase orgánica contiene ahora una concentración de cobalto II superior a la que había en la fase acuosa.

El color de la especie extraída es diferente y más intenso que el que tenía la mezcla de complejos en fase acuosa.

Se ha llevado a cabo una separación que puede ser importante respecto a la selectividad cuando el Co^{2+} se encuentra en presencia de interferentes no extraíbles. Todos los fenómenos que han tenido lugar han condicionado un aumento de la sensibilidad de esta reacción y se da en la mayoría de procesos de extracción.

Así como el cobalto existen otros casos en que se dan algunos de estos fenómenos, en mayor o menor frecuencia.

En el caso del iodo poco soluble en agua de color amarillo claro a pardo, se extrae en solventes orgánicos (cloroformo, sulfuro de carbono, tetracloruro de carbono), variando a color violeta. (F. Burriel Marti, F. Lucena Conde, S. Arribas Jimeno, J. Hernández Méndez. 2000).

- **Influencia de sustancias extrañas.**

En general, las sustancias que conforman la matriz dónde se encuentra el analito problema a identificar, disminuyen la sensibilidad del ensayo de identificación, aún cuando estas sustancias no reaccionen con el reactivo agregado. Dado el caso que exista reacción, entonces se

pueden obtener compuestos análogos de color o forma como la reacción de identificación, en este caso es conveniente su separación previa, o su inactivación por enmascaramiento. Si reaccionan con el reactivo pero sin originar productos perturbadores entonces solo es necesario la adición de un exceso de reactivo. (A. Araneo. 1981).

- **Exaltación de la reactividad.**

Existen reactivos que, en las condiciones ordinarias, no actúan sobre determinados grupos químicos, pero que en circunstancias especiales pueden hacerlo, poniéndose así de manifiesto reacciones que no se verificarían corrientemente. Este fenómeno se conoce con el nombre de exaltación de la reactividad y constituye una manera de aumentar la sensibilidad de muchas reacciones.

Por ejemplo el ácido molíbdico y los molibdatos, en condiciones ordinarias no oxidan a la bencidina; pero si previamente se forma un heteropoliácido como los fosfomolibdatos, se exalta el poder oxidante del molibdeno (VI) y éste oxida a la bencidina a la forma meroquinoide azul, mientras que el se reduce a azul de molibdeno, con lo cual la reacción resulta fuertemente coloreada.

En este hecho se fundamentan unas sensibles reacciones para fosfatos, arseniatos y silicatos. (F. Burriel Marti, F. Lucena Conde, S. Arribas Jimeno, J. Hernández Méndez. 2000).

- **Reacciones amplificadas.**

Son aquellas reacciones en las que, mediante procedimientos generalmente indirectos, se incrementa la concentración inicial de una sustancia, de tal manera que al final del proceso la sustancia o ion que

se quiera identificar o determinar resulta ampliada en relación con su contenido inicial.

Uno de los procesos más utilizados en estas reacciones es el que implica la transformación previa de yoduros o yodo en yodatos, que posteriormente es reducido a yodo por yoduro potásico en medio ácido.

De esta manera la cantidad de yodo obtenida al final es varias veces superior a la inicial, o a la que corresponde si el yoduro fuera oxidado directamente a yodo por el agua de bromo o en nitrito potásico, lo que facilita la identificación o la determinación de microcantidades de yoduro, o de yodo. (A. Araneo. 1981).

4.5 Acción de los reactivos frente a los iones del grupo I (Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+})

Cuadro 4.2

REACTIVOS	IONES GRUPO I		
	Ag^+	Pb^{2+}	Hg_2^{2+}
H_2S o sulfuros en medio de HCl 0,3N	Precipitado negro de Ag_2S	Precipitado negro de PbS	Precipitado negro de $\text{HgS} + \text{Hg}$
HCl o en exceso de cloruros	Precipitado blanco de AgCl	Precipitado blanco de PbCl_2	Precipitado blanco de Hg_2Cl_2
NaOH sin exceso	Precipitado pardo de Ag_2O	Precipitado blanco de Pb(OH)_2	Precipitado negro de Hg_2O
NH_4OH en exceso	Formación de los iones complejos incoloros $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	Precipitado blanco de Pb(OH)_2	Precipitado negro de $(\text{NH}_2\text{Hg}_2\text{O})\text{NO}_3 + \text{HgO}$ $[\text{HgNH}_2\text{Cl}] + \text{Hg}$ depende del origen del ion.
H_2SO_4 2N	Poca precipitación	Precipitado blanco de PbSO_4	Precipitado blanco de Hg_2SO_4
$\text{SnCl}_2 + \text{HCl}$	Precipitado negro de Ag^0	Precipitado blanco de PbCl_2	Precipitado blanco de HgCl_2 que ennegrece poco a poco a Hg
$\text{Na}_2\text{SnO}_2 + \text{NaOH}$	Precipitado pardo de Ag_2O	Precipitado blanco de Pb(OH)_2	Precipitado negro de Hg_2O

FUENTE: [Burriel, F., Arribas, S., Lucena, F., Hernández, J.]

4.6 Acción de los reactivos frente a los iones del grupo II (Hg^{2+} , Cu^{2+} , Cd^{2+})

Cuadro 4.3

REACTIVOS	IONES GRUPO II		
	Hg^{2+}	Cu^{2+}	Cd^{2+}
H_2S o sulfuros en medio de HCl 0,3N	Precipitado negro de HgS , insoluble en HNO_3	Precipitado negro de CuS	Precipitado amarillo de CdS , soluble en HNO_3
HCl o cloruros	No precipita	No precipita	No precipita
NaOH sin exceso	Precipitado amarillo de HgO	Precipitado azul celeste de $\text{Cu}(\text{OH})_2$	Precipitado blanco de $\text{Cd}(\text{OH})_2$
NH_4OH en exceso	Precipitado blando de $\text{Hg}(\text{NH}_2)\text{Cl}$	Formación de los iones complejos de color azul $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	Formación de los iones complejos incoloros $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$
H_2SO_4 2N	No precipita	No precipita	
$\text{SnCl}_2 + \text{HCl}$	Precipitado blanco de Hg_2Cl_2 , ennegrece paulatinamente	No precipita	No precipita
$\text{Na}_2\text{SnO}_2 + \text{NaOH}$	Precipitado amarillo de HgO	Precipitado azul celeste de $\text{Cu}(\text{OH})_2$	Precipitado blanco de $\text{Cd}(\text{OH})_2$

FUENTE: [Burriel, F., Arribas, S., Lucena, F., Hernández, J.]

4.7 Acción de los reactivos frente a los iones del grupo II (Bi^{3+} , Sb^{3+} , Sn^{2+})

Cuadro 4.4

REACTIVOS	IONES GRUPO II		
	Bi^{3+}	Sb^{3+}	Sn^{2+}
H_2S o sulfuros en medio de HCl 0,3N	Precipitado pardo a negro de Bi_2S_3	Precipitado rojo naranja de Sb_2S_3	Precipitado pardo de SnS
H_2O + cloruros	Precipitado blanco de BiOCl soluble en exceso de HCl	Precipitado blanco de SbOCl soluble en exceso de HCl	No precipita
NaOH sin exceso	Precipitado blanco de $\text{Bi}(\text{OH})_2$	Precipitado blanco de Sb_2O_3 soluble en exceso de álcali	Precipitado blanco de $\text{Sn}(\text{OH})_2$ soluble en exceso de álcali.
NH_4OH en exceso	Precipitado blanco de sal básica $\text{BiO}(\text{OH})$, adquiere color amarillo.	Precipitado blanco de Sb_2O_3 , insoluble en exceso de álcali	Precipitado blanco de $\text{Sn}(\text{OH})_2$ insoluble en exceso de álcali.
H_2SO_4 2N	No precipita	No precipita	No precipita
$\text{Na}_2\text{SnO}_2 + \text{NaOH}$	Precipitado negro de Bi^0	No precipita	No precipita

FUENTE: [Burriel, F., Arribas, S., Lucena, F., Hernández, J.]

4/6

V. MATERIALES Y METODOS

5.1. Tipo de Investigación: Experimental

Es una investigación abierta, flexible, realizada en base a los procedimientos experimentales de las prácticas de laboratorio de Química Analítica Cualitativa, permitiendo que puedan adecuarse nuevas propuestas a la investigación, los datos obtenidos se podrán ajustar permitiendo que se conozca el fenómeno más a fondo. El desarrollo de la presente Investigación se llevó a cabo en el ambiente del laboratorio de Química Analítica, de los laboratorios de Química de la Facultad de Ingeniería Química de la Universidad Nacional del Callao.

Se eligió el ambiente de Química Analítica, porque allí se realiza una gran cantidad de reacciones de identificación entre los cationes de todos los grupos analíticos con los reactivos precipitantes: generales especiales y específicos, y también porque el Investigador labora en ese ambiente, como Docente de la Asignatura de Química Analítica Cualitativa.

Cada momento de la Investigación está representado por el estudio realizado en horarios correspondientes a los ensayos o prácticas experimentales durante los semestres 2013-A, 2013-B y 2014-A, en la Asignatura de Química Analítica Cualitativa.

5.2. Diseño de Investigación

- Búsqueda y recolección de información sobre publicaciones referentes a las propiedades fisicoquímicas de los iones (*Hg, Ag, Pb, Cd, Cu, Sn, Sb* y *Bi*), de su comportamiento frente a otras sustancias ya sea en medio ácido ó básico, para formar una serie de sales metálicas y compuestos de coordinación o complejos, recurriendo a la Química Inorgánica a la

Química Analítica y a estudios realizados referente al tema a desarrollar.

- Se experimentó con una serie de reacciones analíticas: de identificación, reacciones de neutralización ácido-base, reacciones de precipitación, reacciones oxido-reducción, reacciones de disgregación y reacciones que originaron sustancias complejas.
- Se recolectó la información y datos obtenidos producto de la parte experimental.
- Se procesó la información y datos obtenidos de la parte experimental.
- Presentación y discusión de resultados.

5.3. Estrategia de la prueba de Hipótesis

- Se prepararon soluciones de sales (*Hg, Ag, Pb, Cd, Cu, Sn, Sb y Bi*) a partir de reactivos Q.P. de diferentes concentraciones, tomando como base los cálculos conocidos sobre límite de identificación y concentración límite.
- Se prepararon soluciones de reactivos precipitantes, de ácidos, de bases, con diferentes concentraciones.
- Se aplicaron reacciones de precipitación, disolución, oxido reducción, disgregación, neutralización y complejas.
- Se controlaron parámetros fisicoquímicos
- Recolección de la información y datos obtenidos producto de la parte experimental.
- Procesamiento de la información y datos obtenidos de la parte experimental.
- Análisis e interpretación de los datos y discusión de resultados.

- Contrastación

5.4. Variables

Variable dependiente: sensibilidad de las reacciones químicas

Variables independientes: pH, efecto salino, efecto del ion común, solubilidad, reacción química, neutralización, hidrólisis, concentración.

Variables intervinientes: especiación química.

5.5. Población y muestra

La muestra problema, estudio de la investigación fueron los iones (*Hg, Ag, Pb, Cd, Cu, Sn, Sb y Bi*), empleados en las diversas reacciones de identificación que se realizaron, en el desarrollo de las prácticas de laboratorio de Química Analítica Cualitativa de la Facultad de Ingeniería Química de la Universidad Nacional del Callao durante los semestres 2013-A, 2013-B y 2014-A.

5.6. Técnicas de Investigación, Instrumentos de recolección de datos, procesamiento y análisis de datos.

5.6.1 Definición de grupos.

Los grupos se definieron considerando las características fisicoquímicas de los reactivos químicos, su peligrosidad y la forma cómo actúan ante reactivos de grupos ácidos ó básicos mediante reacciones analíticas observables [Burriel, F., Arribas, S., Lucena, F., Hernández, J.].

Productos grupo I : Son todos aquellos que se obtuvieron producto de la reacción de los iones del grupo I (Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+}) con los diferentes reactivos utilizados en las reacciones químicas.

Productos grupo II: Son todos aquellos que se obtuvieron producto de la reacción de los iones del grupo II (Hg^{2+} , Cu^{2+} , Cd^{2+} , Bi^{3+} , Sb^{3+} , Sn^{2+}) con los diferentes reactivos utilizados en las reacciones químicas.

a) Productos grupo I

Cuadro 5.1

ITEM	NOMBRE DEL PRODUCTO	FORMULA
A	cloruro de plomo	$PbCl_2$
B	Hidróxido de plomo	$Pb(OH)_2$
C	carbonato de plomo	$PbCO_3$
D	yoduro de plomo	PbI_2
E	cromato de plomo	$PbCrO_4$
F	cloruro de mercurio I	Hg_2Cl_2
G	Cloruro de plata	$AgCl$
H	Cromato de plata	Ag_2CrO_4

FUENTE. ELABORACION PROPIA

b) Productos grupo II

Cuadro 5.2

ITEM	NOMBRE DEL PRODUCTO	FORMULA
A	sulfuro de mercurio II	HgS
B	óxido de mercurio II (HgO)	HgO
C	yoduro de mercurio II	HgI ₂
D	cromato de mercurio II	HgCrO ₄
E	hidróxido de cadmio	Cd (OH) ₂
F	sulfuro de cadmio	CdS
G	ferrocianuro de cadmio	Cd ₂ Fe(CN) ₆
H	hidróxido de cobre II	Cu (OH) ₂
I	ferrocianuro de cobre (II)	Cu ₂ Fe (CN) ₆
J	hidróxido de bismuto	Bi(OH) ₃
K	oxido de antimonio III	Sb ₂ O ₃
L	hidróxido de estaño	Sn(OH) ₂

FUENTE. ELABORACION PROPIA

5.6.2 Soluciones de electrolitos fuertes (concentración $10^{-5}M$)

Cuadro 5.3

ITEM	REACTIVO A IDENTIFICAR	MOL/L	MOL/L	MOL/L	MOL/L
		REACTIVO	REACTIVO	REACTIVO	REACTIVO
		CATION	CATION	CATION	CATION
		g/L	g/L	g/L	g/L
A	AgNO ₃	1×10^{-5}	2×10^{-5}	3×10^{-5}	4×10^{-5}
		$1,078 \times 10^{-3}$	$2,156 \times 10^{-3}$	$3,234 \times 10^{-3}$	$4,312 \times 10^{-3}$
B	Pb(NO ₃) ₂	1×10^{-5}	2×10^{-5}	3×10^{-5}	4×10^{-5}
		$2,072 \times 10^{-3}$	$4,144 \times 10^{-3}$	$6,216 \times 10^{-3}$	$8,288 \times 10^{-3}$
C	Hg ₂ (NO ₃) ₂ ·2H ₂ O	1×10^{-5}	2×10^{-5}	3×10^{-5}	4×10^{-5}
		$4,012 \times 10^{-3}$	$8,024 \times 10^{-3}$	$1,2 \times 10^{-2}$	$1,6 \times 10^{-2}$
D	HgCl ₂	1×10^{-5}	2×10^{-5}	3×10^{-5}	4×10^{-5}
		2×10^{-3}	4×10^{-3}	6×10^{-3}	8×10^{-3}
E	Cd(NO ₃) ₂ ·4H ₂ O	1×10^{-5}	2×10^{-5}	3×10^{-5}	4×10^{-5}
		$1,12 \times 10^{-3}$	$2,24 \times 10^{-3}$	$3,36 \times 10^{-3}$	$4,48 \times 10^{-3}$
F	CuSO ₄ ·5H ₂ O	1×10^{-5}	2×10^{-5}	3×10^{-5}	4×10^{-5}
		$6,35 \times 10^{-4}$	$1,27 \times 10^{-3}$	$1,905 \times 10^{-3}$	$2,54 \times 10^{-3}$
G	SbCl ₃	1×10^{-5}	2×10^{-5}	3×10^{-5}	4×10^{-5}
		$1,22 \times 10^{-3}$	$2,44 \times 10^{-3}$	$3,66 \times 10^{-3}$	$4,88 \times 10^{-3}$
H	Bi(NO ₃) ₃ ·5H ₂ O	1×10^{-5}	2×10^{-5}	3×10^{-5}	4×10^{-5}
		$2,1 \times 10^{-3}$	$4,2 \times 10^{-3}$	$6,3 \times 10^{-3}$	$8,4 \times 10^{-3}$
I	SnCl ₂ ·2H ₂ O	1×10^{-5}	2×10^{-5}	3×10^{-5}	4×10^{-5}
		$1,18 \times 10^{-3}$	$2,36 \times 10^{-3}$	$3,54 \times 10^{-3}$	$4,72 \times 10^{-3}$

FUENTE: ELABORACION PROPIA

5.6.3 Soluciones de electrolitos fuertes (concentración $10^{-4}M$)

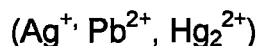
Cuadro 5.4

ITEM	REACTIVO A IDENTIFICAR	MOL/L	MOL/L	MOL/L	MOL/L
		REACTIVO	REACTIVO	REACTIVO	REACTIVO
		CATION g/L	CATION g/L	CATION g/L	CATION g/L
A	AgNO ₃	1×10^{-4}	2×10^{-4}	3×10^{-4}	4×10^{-4}
		$1,078 \times 10^{-2}$	$2,156 \times 10^{-2}$	$3,234 \times 10^{-2}$	$4,312 \times 10^{-2}$
B	Pb(NO ₃) ₂	1×10^{-4}	2×10^{-4}	3×10^{-4}	4×10^{-4}
		$2,072 \times 10^{-2}$	$4,144 \times 10^{-2}$	$6,216 \times 10^{-2}$	$8,288 \times 10^{-2}$
C	Hg ₂ (NO ₃) ₂ ·2H ₂ O	1×10^{-4}	2×10^{-4}	3×10^{-4}	4×10^{-4}
		$4,012 \times 10^{-2}$	$8,024 \times 10^{-2}$	$1,2 \times 10^{-1}$	$1,6 \times 10^{-1}$
D	HgCl ₂	1×10^{-4}	2×10^{-4}	3×10^{-4}	4×10^{-4}
		2×10^{-2}	4×10^{-2}	6×10^{-2}	8×10^{-2}
E	Cd(NO ₃) ₂ ·4H ₂ O	1×10^{-4}	2×10^{-4}	3×10^{-4}	4×10^{-4}
		$1,12 \times 10^{-2}$	$2,24 \times 10^{-2}$	$3,36 \times 10^{-2}$	$4,48 \times 10^{-2}$
F	CuSO ₄ ·5H ₂ O	1×10^{-4}	2×10^{-4}	3×10^{-4}	4×10^{-4}
		$6,35 \times 10^{-3}$	$1,27 \times 10^{-2}$	$1,905 \times 10^{-2}$	$2,54 \times 10^{-2}$
G	SbCl ₃	1×10^{-4}	2×10^{-4}	3×10^{-4}	4×10^{-4}
		$1,22 \times 10^{-2}$	$2,44 \times 10^{-2}$	$3,66 \times 10^{-2}$	$4,88 \times 10^{-2}$
H	Bi(NO ₃) ₃ ·5H ₂ O	1×10^{-4}	2×10^{-4}	3×10^{-4}	4×10^{-4}
		$2,1 \times 10^{-2}$	$4,2 \times 10^{-2}$	$6,3 \times 10^{-2}$	$8,4 \times 10^{-2}$
I	SnCl ₂ ·2H ₂ O	1×10^{-4}	2×10^{-4}	3×10^{-4}	4×10^{-4}
		$1,18 \times 10^{-2}$	$2,36 \times 10^{-2}$	$3,54 \times 10^{-2}$	$4,72 \times 10^{-2}$

FUENTE: ELABORACION PROPIA

5.6.4 Procesamiento y análisis de datos

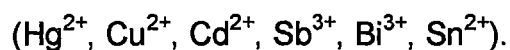
- **Reacciones de iones grupo I**



El pequeño valor de la constante del producto de solubilidad de los cloruros de los cationes de este grupo permite su separación del resto de los cationes precipitándolos con HCl diluido. Sin embargo la solubilidad del cloruro de plomo es lo suficiente alta para que no precipite totalmente, por tal motivo se debe comprobar la presencia del ión plomo en el segundo grupo.

Para separar los diversos cloruros formados se utilizan sucesivamente las siguientes operaciones: 1° Solubilidad del cloruro de plomo en agua caliente. 2° Doble acción simultánea del hidróxido de amonio sobre los cloruros de plata y mercurioso, solubilizando el primero por la formación del complejo $Ag(NH_3)_2^+$ y la transformación del segundo en Hg y $Hg(NH_2)Cl$. (Burriel, F., Arribas, S., Lucena, F., Hernández, J.) (2006).

- **Reacciones de iones grupo II**



Los iones: mercúrico, cobre, cadmio, forman precipitados de pequeño valor de la constante del producto de solubilidad con los álcalis cáusticos, propiedad que permite separarlos en conjunto del resto de cationes del grupo.

Los iones cobre y cadmio reaccionan con el hidróxido de amonio dando precipitados fácilmente solubles en exceso de reactivo, para dar origen a sustancias complejas, propiedad que permite también separarlos del ion mercúrico, bismuto, antimonio y estaño .

Como reactivo especial podemos utilizar el ferrocianuro de potasio para precipitar al cobre y cadmio como ferrocianuros; así también se puede

aprovechar la propiedad que tienen los iones antimonio y bismuto de hidrolizarse, dando precipitados de color blanco.

Se emplearon también reacciones de oxidación-reducción, para el caso del ión mercurioso con el ión estaño, pues al reaccionar ambos, el ión mercurioso (Hg_2^{2+}) se reduce a mercurioso (Hg_2^{2+}) y el ión estaño (Sn^{2+}) se oxida a (Sn^{4+}) de pequeño valor de la constante del producto de solubilidad. La aplicación de la propiedad reductora del estannito de sodio (Na_2SnO_2) sobre las soluciones del bismuto, nos permite obtener, un precipitado negro de bismuto elemental.

Se aplica también la propiedad de los álcalis fuertes sobre los iones: estaño y antimonio, que al agregar exceso de reactivo se obtienen los iones complejos: SnO_3^{2-} y SbO_2^- , que es otra forma de separarlos del resto del grupo. (Burriel, F., Arribas, S., Lucena, F., Hernández, J.) (2006).

5.7 Metodología propuesta para la determinación de la sensibilidad de reacción de los iones (Hg, Ag, Pb, Cd, Cu, Sn, y Bi) con reactivos precipitantes (Escala semimicroanálisis)

5.7.1 Determinación de la sensibilidad de reacción de los iones Hg_2^{2+} y Hg^{2+} con reactivos precipitantes

Sales de mercurio empleadas: $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$, HgCl_2 de concentración 1×10^{-5} M, 2×10^{-5} M, 3×10^{-5} M, 4×10^{-5} M, 1×10^{-4} M, 2×10^{-4} M, 3×10^{-4} M, 4×10^{-4} M.

Reactivos precipitantes: HCl 10^{-2} N, NaOH 1,5 N, KI 0,1 N, K_2CrO_4 0,1N, Na_2S 0,1N.

Considerando 1 mL = 20 gotas.

Reacciones del $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ + HCl

✓ Reacción 01: 1 gota de $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-5} M + 1 gota HCl 1×10^{-2} M

No se observan cambios (reacción no sensible).

- ✓ Reacción 02: 2 gotas de $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-5} M + 2 gotas HCl 1×10^{-2} M
No se observan cambios (reacción no sensible).
- ✓ Reacción 03: 3 gotas de $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-5} M + 3 gotas HCl 1×10^{-2} M
No se observan cambios (reacción no sensible).
- ✓ Reacción 04: 4 gotas de $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-5} M + 4 gotas HCl 1×10^{-2} M
No se observan cambios (reacción no sensible).
- ✓ Reacción 05: 5 gotas de $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-5} M + 5 gotas HCl 1×10^{-2} M
No se observan cambios (reacción no sensible).
- ✓ Reacción 06: 1 gota de $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ 2×10^{-5} M + 1 gota HCl 1×10^{-2} M
No se observan cambios (reacción no sensible).
- ✓ Reacción 07: 2 gotas de $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ 2×10^{-5} M + 2 gotas HCl 1×10^{-2} M
No se observan cambios (reacción no sensible).
- ✓ Reacción 08: 3 gotas de $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ 2×10^{-5} M + 3 gotas HCl 1×10^{-2} M
No se observan cambios (reacción no sensible).
- ✓ Reacción 09: 4 gotas de $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ 2×10^{-5} M + 4 gotas HCl 1×10^{-2} M
No se observan cambios (reacción no sensible).
- ✓ Reacción 10: 5 gotas de $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ 2×10^{-5} M + 5 gotas HCl 1×10^{-2} M
No se observan cambios (reacción no sensible).
- ✓ Reacción 11: 1 gota de $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ 3×10^{-5} M + 1 gota HCl 1×10^{-2} M
No se observan cambios (reacción no sensible).
- ✓ Reacción 12: 2 gotas de $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ 3×10^{-5} M + 2 gotas HCl 1×10^{-2} M
Se observó ligera formación de precipitado (reacción poco sensible).

Volumen total = 4 gotas = 0,2 mL

$$0,1 \text{ mL} \times \frac{3 \times 10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{200,59 \text{ g}}{\text{mol Hg}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 0,6 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu g}{V} = \frac{0,6 \mu g}{0,2 \text{ mL}} = 3 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 13: 2 gotas de $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ $4 \times 10^{-5} \text{ M}$ + 2 gotas HCl $1 \times 10^{-2} \text{ M}$

Se observó con mayor nitidez al precipitado (reacción sensible).

Volumen total = 4 gotas = 0,2 mL

$$0,1 \text{ mL} \times \frac{4 \times 10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{200,59 \text{ g}}{\text{mol Hg}} \times \frac{\mu g}{10^{-6}} = 0,8 \mu g$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu g}{V} = \frac{0,8 \mu g}{0,2 \text{ mL}} = 4 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 14: 3 gotas de $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ $4 \times 10^{-5} \text{ M}$ + 1 gota HCl $1 \times 10^{-2} \text{ M}$

Se observó con mayor nitidez al precipitado (reacción sensible).

Volumen total = 4 gotas = 0,2 mL

$$0,15 \text{ mL} \times \frac{4 \times 10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{200,59 \text{ g}}{\text{mol Hg}} \times \frac{\mu g}{10^{-6}} = 1,2 \mu g$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu g}{V} = \frac{1,2 \mu g}{0,2 \text{ mL}} = 6 \text{ ppm}$$

Entonces la sensibilidad del Hg_2^{2+} al reaccionar con el HCl lo podemos obtener del promedio:

$$\text{Sensibilidad promedio} = \frac{3 + 4 + 6}{3} = 4,3 \text{ ppm}$$

Reacciones $\text{HgCl}_2 + \text{Na}_2\text{S}$ 0,1N

- ✓ Reacción 01: 1 gota de HgCl_2 $1 \times 10^{-5} \text{ M}$ + 1 gota de Na_2S 0,1N

Se observó una ligera suspensión negra (reacción poco sensible).

Volumen total = 2 gotas = 0,1 mL

$$0,05 \text{ mL} \times \frac{10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{200,59 \text{ g}}{\text{mol Hg}} \times \frac{\mu g}{10^{-6}} = 0,1 \mu g$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{0,1 \mu\text{g}}{0,1 \text{ mL}} = 0,1 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 02: 2 gotas de HgCl_2 $1 \times 10^{-5} \text{ M}$ + 1 gotas de Na_2S 0,1N

Se observó incremento de la suspensión negra (reacción más sensible con respecto a la anterior).

Volumen total = 3 gotas = 0,15 mL

$$0,1 \text{ mL} \times \frac{10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{200,59 \text{ g}}{\text{mol Hg}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 0,2 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{0,2 \mu\text{g}}{0,15 \text{ mL}} = 1,33 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 03: 3 gotas de HgCl_2 $1 \times 10^{-5} \text{ M}$ + 1 gotas de Na_2S 0,1N

Se observó pequeña precipitación negra (reacción más sensible con respecto a la anterior).

Volumen total = 4 gotas = 0,2 mL

$$0,15 \text{ mL} \times \frac{10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{200,59 \text{ g}}{\text{mol Hg}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 0,3 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{0,3 \mu\text{g}}{0,2 \text{ mL}} = 1,5 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 04: 4 gotas de HgCl_2 $1 \times 10^{-5} \text{ M}$ + 1 gotas de Na_2S 0,1N

Se observó incremento del precipitado negro (reacción más sensible con respecto a la anterior).

Volumen total = 5 gotas = 0,25 mL

$$0,2 \text{ mL} \times \frac{10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{200,59 \text{ g}}{\text{mol Hg}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 0,4 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{0,4 \mu\text{g}}{0,25 \text{ mL}} = 1,6 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 05: 5 gotas de HgCl_2 $1 \times 10^{-5} \text{ M}$ + 2 gotas de Na_2S 0,1N

Se observó incremento del precipitado negro (reacción más sensible con respecto a la anterior).

Volumen total = 7 gotas = 0,35 mL

$$0,25\text{mL} \times \frac{10^{-5}\text{ mol}}{1000\text{ mL}} \times \frac{200,59\text{ g}}{\text{mol Hg}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 0,5\ \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{0,5\ \mu\text{g}}{0,35\text{mL}} = 1,43\ \text{ppm}$$

Entonces la sensibilidad del Hg^{2+} al reaccionar con el Na_2S lo podemos obtener del promedio:

$$\text{Sensibilidad promedio} = \frac{0,1 + 1,33 + 1,5 + 1,6 + 1,43}{5} = 1,2\ \text{ppm}$$

Reacciones $\text{HgCl}_2 + \text{NaOH}$

- ✓ Reacción 01: 1 gota de HgCl_2 1×10^{-5} M + 1 gota de NaOH 1,5 N
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 02: 3 gotas de HgCl_2 1×10^{-5} M + 1 gota de NaOH 1,5 N
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 03: 4 gota de HgCl_2 1×10^{-5} M + 1 gota de NaOH 1,5 N
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 04: 5 gota de HgCl_2 1×10^{-5} M + 1 gota de NaOH 1,5 N
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 05: 1 gota de HgCl_2 1×10^{-4} M + 1 gota de NaOH 1,5 N
Se observó ligera coloración amarillenta (reacción muy poco sensible).
- ✓ Reacción 06: 2 gotas de HgCl_2 1×10^{-4} M + 1 gota de NaOH 1,5 N
Se observó ligera suspensión amarillenta (reacción poco sensible).

Volumen total = 3 gotas = 0,15 mL

$$0,1 \text{ mL} \times \frac{10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{200,59 \text{ g}}{\text{mol Hg}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 2 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{2 \mu\text{g}}{0,15 \text{ mL}} = 13,3 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 07: 3 gotas de HgCl_2 $1 \times 10^{-4} \text{ M}$ + 1 gota de NaOH 1,5 N

Se observó ligera formación de precipitado amarillo (reacción poco sensible).

Volumen total = 4 gotas = 0,2 mL

$$0,15 \text{ mL} \times \frac{10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{200,59 \text{ g}}{\text{mol Hg}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 3 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{3 \mu\text{g}}{0,2 \text{ mL}} = 15 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 08: 4 gotas de HgCl_2 $1 \times 10^{-4} \text{ M}$ + 1 gota de NaOH 1,5 N

Se observó incremento de precipitado amarillo (reacción sensible).

Volumen total = 5 gotas = 0,25 mL

$$0,2 \text{ mL} \times \frac{10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{200,59 \text{ g}}{\text{mol Hg}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 4 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{4 \mu\text{g}}{0,25 \text{ mL}} = 16 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 09: 5 gotas de HgCl_2 $1 \times 10^{-4} \text{ M}$ + 1 gota de NaOH 1,5 N

Se observó nítida formación de precipitado amarillo (reacción sensible).

Volumen total = 6 gotas = 0,3 mL

$$0,25 \text{ mL} \times \frac{10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{200,59 \text{ g}}{\text{mol Hg}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 5 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{5 \mu\text{g}}{0,3 \text{ mL}} = 16,6 \text{ ppm}$$

Entonces la sensibilidad del Hg^{2+} al reaccionar con NaOH lo podemos obtener del promedio:

$$\text{Sensibilidad promedio} = \frac{13,33 + 15 + 16 + 16,6}{4} = 15,23 \text{ ppm}$$

Reacciones $\text{HgCl}_2 + \text{KI}$

- ✓ Reacción 01: 1 gota de HgCl_2 1×10^{-5} M + 1 gota de KI 0,1 N
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 02: 5 gotas de HgCl_2 1×10^{-5} M + 1 gota de KI 0,1 N
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 03: 2 gotas de HgCl_2 1×10^{-4} M + 1 gota de KI 0,1 N
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 04: 3 gotas de HgCl_2 1×10^{-4} M + 1 gota de KI 0,1 N
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 05: 4 gotas de HgCl_2 1×10^{-4} M + 1 gota de KI 0,1 N
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 06: 3 gota de HgCl_2 4×10^{-4} M + 1 gota de KI 0,1 N
Se observó suspensión rojiza (reacción poco sensible).

Volumen total = 4 gotas = 0,2 mL

$$0,15 \text{ mL} \times \frac{4 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{200,59 \text{ g}}{\text{mol Hg}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 12 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{12 \mu\text{g}}{0,2 \text{ mL}} = 60, \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 07: 4 gotas de HgCl_2 4×10^{-4} M + 1 gota de KI 0,1 N
Se observó ligero precipitado rojo naranja (reacción sensible).

Volumen total = 5 gotas = 0,25 mL

$$0,2 \text{ mL} \times \frac{4 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{200,59 \text{ g}}{\text{mol Hg}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 16,0 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu g}{V} = \frac{16 \mu g}{0,25 \text{ mL}} = 64, \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 08: 5 gotas de HgCl_2 4×10^{-4} M + 1 gota de KI 0,1 N

Se observó nítido precipitado rojo naranja (reacción sensible).

Volumen total = 6 gotas = 0,3 mL

$$0,25 \text{ mL} \times \frac{4 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{200,59 \text{ g}}{\text{mol Hg}} \times \frac{\mu g}{10^{-6}} = 20 \mu g$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu g}{V} = \frac{20 \mu g}{0,3 \text{ mL}} = 66,6 \text{ ppm}$$

Entonces la sensibilidad del Hg^{2+} al reaccionar con KI lo podemos obtener del promedio:

$$\text{Sensibilidad promedio} = \frac{60 + 64 + 66,6}{3} = 63,5 \text{ ppm}$$

Reacciones $\text{HgCl}_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4$

- ✓ Reacción 01: 1 gota de HgCl_2 1×10^{-5} M + 1 gota de K_2CrO_4 0,1 N

Se observó reacción no sensible.

- ✓ Reacción 02: 5 gotas de HgCl_2 1×10^{-5} M + 1 gota K_2CrO_4 0,1 N

Se observó reacción no sensible.

- ✓ Reacción 03: 4 gotas de HgCl_2 1×10^{-4} M + 1 gota de K_2CrO_4 0,1 N

Se observó reacción no sensible.

- ✓ Reacción 04: 4 gota de HgCl_2 4×10^{-4} M + 1 gota de K_2CrO_4 0,1 N

Se observó suspensión rojiza (reacción poco sensible).

Volumen total = 5 gotas = 0,25 mL

$$0,2 \text{ mL} \times \frac{4 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{200,59 \text{ g}}{\text{mol Hg}} \times \frac{\mu g}{10^{-6}} = 16 \mu g$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{16 \mu\text{g}}{0,25 \text{ mL}} = 64, \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 05: 5 gotas de $\text{HgCl}_2 4 \times 10^{-4} \text{ M}$ + 1 gota de KI 0,1 N

Se observó ligero precipitado rojo (reacción poco sensible).

Volumen total = 6 gotas = 0,3 mL

$$0,25 \text{ mL} \times \frac{4 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{200,59 \text{ g}}{\text{mol Hg}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 20,0 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{20 \mu\text{g}}{0,3 \text{ mL}} = 66,6 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 06: 6 gotas de $\text{HgCl}_2 4 \times 10^{-4} \text{ M}$ + 1 gota de KI 0,1 N

Se observó nítido precipitado rojo (reacción sensible).

Volumen total = 7 gotas = 0,35 mL

$$0,3 \text{ mL} \times \frac{4 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{200,59 \text{ g}}{\text{mol Hg}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 24 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{24 \mu\text{g}}{0,35 \text{ mL}} = 68,57 \text{ ppm}$$

Entonces la sensibilidad del Hg^{2+} al reaccionar con KI lo podemos obtener del promedio:

$$\text{Sensibilidad promedio} = \frac{64 + 66,6 + 68,6}{3} = 66,4 \text{ ppm}$$

5.7.2 Determinación de la sensibilidad de reacción de los iones Pb^{2+} con reactivos precipitantes.

Sal de plomo empleada: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, de concentración 1×10^{-5} M, 2×10^{-5} M, 3×10^{-5} M, 4×10^{-5} M, 1×10^{-4} M, 2×10^{-4} M, 3×10^{-4} M, 4×10^{-4} M.

Reactivos precipitantes: HCl 10^{-2} N, NH_4OH 2N, Na_2CO_3 0,1 N, KI 0,1 N, K_2CrO_4 0,1 N

Considerando 1 mL = 20 gotas.

Reacciones del $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ + HCl

- ✓ Reacción 01: 1 gota de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-5} M + 1 gota HCl 1×10^{-2} M
No se observan cambios (reacción no sensible).
- ✓ Reacción 02: 2 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-5} M + 1 gota HCl 1×10^{-2} M
No se observan cambios (reacción no sensible).
- ✓ Reacción 03: 3 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-5} M + 1 gota HCl 1×10^{-2} M
No se observan cambios (reacción no sensible).
- ✓ Reacción 04: 4 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-5} M + 1 gota HCl 1×10^{-2} M
No se observan cambios (reacción no sensible).
- ✓ Reacción 05: 5 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-5} M + 1 gota HCl 1×10^{-2} M
No se observan cambios (reacción no sensible).
- ✓ Reacción 06: 1 gota de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 2×10^{-5} M + 1 gota HCl 1×10^{-2} M
No se observan cambios (reacción no sensible).
- ✓ Reacción 07: 2 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 2×10^{-5} M + 1 gotas HCl 1×10^{-2} M
No se observan cambios (reacción no sensible).
- ✓ Reacción 08: 3 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 2×10^{-5} M. + 1 gotas HCl 1×10^{-2} M
No se observan cambios (reacción no sensible).
- ✓ Reacción 09: 4 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 2×10^{-5} M + 1 gotas HCl 1×10^{-2} M

No se observan cambios (reacción no sensible).

- ✓ Reacción 10: 5 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 2×10^{-5} M + 1 gota HCl 1×10^{-2} M

No se observan cambios (reacción no sensible).

- ✓ Reacción 11: 2 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 3×10^{-5} M + 1 gota HCl 1×10^{-2} M

No se observan cambios (reacción no sensible).

- ✓ Reacción 12: 3 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 3×10^{-5} M + 1 gota HCl 1×10^{-2} M

No se observan cambios (reacción no sensible).

- ✓ Reacción 13: 4 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 4×10^{-5} M + 1 gota HCl 1×10^{-2} M

Se observó ligera suspensión blanquecina (reacción poco sensible).

Volumen total = 5 gotas = 0,25 mL

$$0,2 \text{ mL} \times \frac{4 \times 10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{207,2 \text{ g}}{\text{mol Pb}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 1,65 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{1,65 \mu\text{g}}{0,25 \text{ mL}} = 6,6 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 14: 5 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 4×10^{-5} M + 1 gota HCl 1×10^{-2} M

Se observó ligera suspensión blanquecina (reacción poco sensible).

Volumen total = 6 gotas = 0,3 mL

$$0,25 \text{ mL} \times \frac{4 \times 10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{207,2 \text{ g}}{\text{mol Pb}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 2,072 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{2,072 \mu\text{g}}{0,3 \text{ mL}} = 6,9 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 15: 1 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-4} M + 1 gota HCl 1×10^{-2} M

Se observó ligero precipitado blanco (aumentó la sensibilidad).

Volumen total = 2 gotas = 0,1 mL

$$0,05 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{207,2 \text{ g}}{\text{mol Pb}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 1,036 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{1,036 \mu\text{g}}{0,1 \text{ mL}} = 10,36 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 16: 3 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-4} M + 1 gota HCl 1×10^{-2} M

Se observó nítido precipitado blanco (reacción sensible).

Volumen total = 4 gotas = 0,2 mL

$$0,15 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{207,2 \text{ g}}{\text{mol Pb}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 3,1 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{3,1 \mu\text{g}}{0,2 \text{ mL}} = 15,5 \text{ ppm}$$

Entonces la sensibilidad del Pb^{2+} al reaccionar con el HCl lo podemos obtener del promedio:

$$\text{Sensibilidad promedio} = \frac{6,6 + 6,9 + 10,36 + 15,5}{4} = 9,84 \text{ ppm}$$

Reacciones del $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ + NH_4OH

- ✓ Reacción 01: 1 gota de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-5} M + 1 gota NH_4OH 2N

Se observó ligera suspensión blanquecina (reacción poco sensible).

Volumen total = 2 gotas = 0,1 mL

$$0,05 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{207,2 \text{ g}}{\text{mol Pb}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 0,1 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{0,1 \mu\text{g}}{0,1 \text{ mL}} = 0,1 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 02: 2 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-5} M + 1 gota NH_4OH 2N Se observó ligera suspensión blanquecina (reacción poco sensible).

Volumen total = 3 gotas = 0,15 mL

$$0,1 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{207,2 \text{ g}}{\text{mol Pb}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 0,2 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{0,2 \mu\text{g}}{0,15 \text{ mL}} = 1,33 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 03: 3 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-5} M + 1 gota NH_4OH 2N

Se observó ligero precipitado blanco (aumentó la sensibilidad).

Volumen total = 4 gotas = 0,2 mL

$$0,15 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{207,2 \text{ g}}{\text{mol Pb}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 0,31 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{0,31 \mu\text{g}}{0,2 \text{ mL}} = 1,55 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 04: 4 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-5} M + 1 gota NH_4OH 2N

Se observó mayor cantidad de precipitado blanco (reacción sensible).

Volumen total = 5 gotas = 0,25 mL

$$0,2 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{207,2 \text{ g}}{\text{mol Pb}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 0,41 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{0,41 \mu\text{g}}{0,25 \text{ mL}} = 1,64 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 05: 5 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-5} M + 1 gota NH_4OH 2N

Se observó mayor cantidad de precipitado blanco (reacción sensible).

Volumen total = 6 gotas = 0,3 mL

$$0,25 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{207,2 \text{ g}}{\text{mol Pb}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 0,52 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{0,52 \mu\text{g}}{0,3 \text{ mL}} = 1,73 \text{ ppm}$$

Entonces la sensibilidad del Pb^{2+} al reaccionar con el NH_4OH lo podemos obtener del promedio:

$$\text{Sensibilidad promedio} = \frac{0,1 + 1,33 + 1,55 + 1,64 + 1,73}{5} = 1,27 \text{ ppm}$$

Reacciones del $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3$

- ✓ Reacción 01: 1 gota de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-5} M + 1 gota Na_2CO_3 0,1N
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 02: 2 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-5} M + 1 gota Na_2CO_3 0,1N
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 03: 3 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-5} M + 1 gota Na_2CO_3 0,1N
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 04: 2 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-4} M + 1 gota Na_2CO_3 0,1N
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 05: 4 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-4} M + 1 gota Na_2CO_3 0,1N
Se observó ligero precipitado blanco (reacción poco sensible).

Volumen total = 5 gotas = 0,25 mL

$$0,2 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{207,2 \text{ g}}{\text{mol Pb}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 4,14 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{4,14 \mu\text{g}}{0,25 \text{ mL}} = 16,56 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 06: 6 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-4} M + 1 gota Na_2CO_3 0,1N
Se observó nítido precipitado blanco (reacción sensible).

Volumen total = 7 gotas = 0,35 mL

$$0,3 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{207,2 \text{ g}}{\text{mol Pb}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 6,22 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{6,22 \mu\text{g}}{0,35 \text{ mL}} = 17,7 \text{ ppm}$$

Entonces la sensibilidad del Pb^{2+} al reaccionar con el Na_2CO_3 lo podemos obtener del promedio:

$$\text{Sensibilidad promedio} = \frac{16,56 + 17,7}{2} = 17 \text{ ppm}$$

Reacciones del $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI}$

- ✓ Reacción 01: 1 gota de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-5} M + 1gota KI 0,1N
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 02: 2 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-5} M + 1gota KI 0,1N
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 03: 3 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-5} M + 1gota KI 0,1N
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 04: 2 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-4} M + 1gota KI 0,1N
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 05: 3 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-4} M + 1gota KI 0,1N
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 06: 4 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-4} M + 1gota KI 0,1N
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 07: 1 gota de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 2×10^{-4} M + 1gota KI 0,1N
Se observó ligera suspensión amarillenta (muy poco sensible).

Volumen total = 2 gotas = 0,1 mL

$$0,05 \text{ mL} \times \frac{2 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{207,2 \text{ g}}{\text{mol Pb}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 2,1 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{2,1 \mu\text{g}}{0,1 \text{ mL}} = 21 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 08: 2 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 2×10^{-4} M + 1gota KI 0,1N
Se observó ligera suspensión amarillenta (muy poco sensible).

Volumen total = 3 gotas = 0,15 mL

$$0,1 \text{ mL} \times \frac{2 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{207,2 \text{ g}}{\text{mol Pb}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 4,14 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{4,14 \mu\text{g}}{0,15 \text{ mL}} = 27,6 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 09: 3 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 2×10^{-4} M + 1 gota KI 0,1N

Se observó ligero precipitado amarillo (poco sensible).

Volumen total = 4 gotas = 0,2 mL

$$0,15 \text{ mL} \times \frac{2 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{207,2 \text{ g}}{\text{mol Pb}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 6,23 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{6,23 \mu\text{g}}{0,2 \text{ mL}} = 31,15 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 10: 4 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 2×10^{-4} M + 1 gota KI 0,1N

Se observó nítido precipitado amarillo (reacción sensible).

Volumen total = 5 gotas = 0,25 mL

$$0,2 \text{ mL} \times \frac{2 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{207,2 \text{ g}}{\text{mol Pb}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 8,28 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{8,28 \mu\text{g}}{0,25 \text{ mL}} = 33,12 \text{ ppm}$$

Entonces la sensibilidad del Pb^{2+} al reaccionar con el KI lo podemos obtener del promedio:

$$\text{Sensibilidad promedio} = \frac{21 + 27,6 + 31,15 + 33,12}{4} = 28,2 \text{ ppm}$$

Reacciones del $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4$

- ✓ Reacción 01: 1 gota de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-5} M + 1 gota K_2CrO_4 0,1 N

Se observó ligera suspensión amarillenta (reacción poco sensible).

Volumen total = 2 gotas = 0,1 mL

$$0,05 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{207,2 \text{ g}}{\text{mol Pb}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 0,1 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{0,1 \mu\text{g}}{0,1 \text{ mL}} = 0,1 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 02: 2 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-5} M + 1 gota K_2CrO_4 0,1 N

Se observó ligero precipitado amarillo (reacción poco sensible).

Volumen total = 3 gotas = 0,15 mL

$$0,1 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{207,2 \text{ g}}{\text{mol Pb}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 0,2 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{0,2 \mu\text{g}}{0,15 \text{ mL}} = 1,33 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 03: 3 gotas de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 1×10^{-5} M + 1 gota K_2CrO_4 0,1 N

Se observó nítido precipitado amarillo (reacción sensible).

Volumen total = 4 gotas = 0,2 mL

$$0,15 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{207,2 \text{ g}}{\text{mol Pb}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 0,31 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{0,31 \mu\text{g}}{0,2 \text{ mL}} = 1,55 \text{ ppm}$$

Entonces la sensibilidad del Pb^{2+} al reaccionar con el K_2CrO_4 lo podemos obtener del promedio:

$$\text{Sensibilidad promedio} = \frac{0,1 + 1,33 + 1,55}{3} = 1 \text{ ppm}$$

5.7.3 Determinación de la sensibilidad de reacción de los iones Ag^+ con reactivos precipitantes.

Sal de plata empleada : AgNO_3 , de concentración 1×10^{-5} M, 2×10^{-5} M, 3×10^{-5} M, 4×10^{-5} M, 1×10^{-4} M, 2×10^{-4} M, 3×10^{-4} M, 4×10^{-4} M.

Reactivos precipitantes: HCl 10^{-2} N, K_2CrO_4 0,1 N

Considerando 1 mL = 20 gotas.

Reacciones del AgNO_3 + HCl

- ✓ Reacción 01: 1 gota de $\text{AgNO}_3 1 \times 10^{-5} \text{ M}$ + 1 gota $\text{HCl } 1 \times 10^{-2} \text{ M}$

Se observa reacción no sensible.

- ✓ Reacción 02: 3 gota de $\text{AgNO}_3 1 \times 10^{-5} \text{ M}$ + 1 gota $\text{HCl } 1 \times 10^{-2} \text{ M}$

Se observa reacción no sensible

- ✓ Reacción 03: 4 gota de $\text{AgNO}_3 1 \times 10^{-5} \text{ M}$ + 1 gota $\text{HCl } 1 \times 10^{-2} \text{ M}$

Se observa reacción no sensible

- ✓ Reacción 04: 1 gota de $\text{AgNO}_3 1 \times 10^{-4} \text{ M}$ + 1 gota $\text{HCl } 1 \times 10^{-2} \text{ M}$

Se observa ligera turbidez blanca (poco sensible)

Volumen total = 2 gotas = 0,1 mL

$$0,05 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{107,86 \text{ g}}{\text{mol Ag}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 0,54 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{0,54 \mu\text{g}}{0,1 \text{ mL}} = 5,4 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 05: 2 gotas de $\text{AgNO}_3 1 \times 10^{-4} \text{ M}$ + 1 gota $\text{HCl } 1 \times 10^{-2} \text{ M}$

Se observa ligera turbidez blanca (poco sensible)

Volumen total = 3 gotas = 0,15 mL

$$0,1 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{107,86 \text{ g}}{\text{mol Ag}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 1,1 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{1,1 \mu\text{g}}{0,15 \text{ mL}} = 7,3 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 06: 3 gotas de $\text{AgNO}_3 1 \times 10^{-4} \text{ M}$ + 1 gota $\text{HCl } 1 \times 10^{-2} \text{ M}$

Se observa precipitado blanco (poco sensible).

Volumen total = 4 gotas = 0,2 mL

$$0,15 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{107,86 \text{ g}}{\text{mol Ag}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 1,62 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{1,62 \mu\text{g}}{0,2 \text{ mL}} = 8,1 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 07: 4 gotas de $\text{AgNO}_3 1 \times 10^{-4} \text{ M}$ + 1 gota $\text{HCl } 1 \times 10^{-2} \text{ M}$

Se observa nítido precipitado blanco (reacción sensible).

Volumen total = 5 gotas = 0,25 mL

$$0,2 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{107,86 \text{ g}}{\text{mol Ag}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 2,2 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{2,2 \mu\text{g}}{0,25 \text{ mL}} = 8,8 \text{ ppm}$$

Entonces la sensibilidad del ion Ag^+ al reaccionar con HCl lo podemos obtener del promedio:

$$\text{Sensibilidad promedio} = \frac{5,4 + 7,3 + 8,1 + 8,8}{4} = 7,4 \text{ ppm}$$

Reacciones del $\text{AgNO}_3 + \text{K}_2\text{CrO}_4$

- ✓ Reacción 01: 1 gota de AgNO_3 $1 \times 10^{-5} \text{ M}$ + 1 gota K_2CrO_4 0,1 N
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 02: 3 gotas de AgNO_3 $1 \times 10^{-5} \text{ M}$ + 1 gota K_2CrO_4 0,1 N
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 03: 4 gotas de AgNO_3 $1 \times 10^{-5} \text{ M}$ + 1 gota K_2CrO_4 0,1 N
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 04: 1 gota de AgNO_3 $1 \times 10^{-4} \text{ M}$ + 1 gota K_2CrO_4 0,1 N
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 05: 2 gotas de AgNO_3 $4 \times 10^{-4} \text{ M}$ + 1 gota K_2CrO_4 0,1 N
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 06: 3 gotas de AgNO_3 $4 \times 10^{-4} \text{ M}$ + 1 gota K_2CrO_4 0,1 N
Se observó ligera turbidez rojiza (poco sensible).

Volumen total = 4 gotas = 0,2 mL

$$0,15 \text{ mL} \times \frac{4 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{107,86 \text{ g}}{\text{mol Ag}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 6,47 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{6,47 \mu\text{g}}{0,2 \text{ mL}} = 32,4 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 07: 4 gotas de AgNO_3 $4 \times 10^{-4} \text{ M}$ + 1 gota K_2CrO_4 0,1 N

Se observó ligera turbidez rojiza (poco sensible).

Volumen total = 5 gotas = 0,25 mL

$$0,2 \text{ mL} \times \frac{4 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{107,86 \text{ g}}{\text{mol Ag}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 8,62 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{8,62 \mu\text{g}}{0,25 \text{ mL}} = 34,48 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 08: 5 gotas de AgNO_3 $4 \times 10^{-4} \text{ M}$ + 1 gota K_2CrO_4 0,1 N

Se observó ligero precipitado rojo.

Volumen total = 6 gotas = 0,3 mL

$$0,25 \text{ mL} \times \frac{4 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{107,86 \text{ g}}{\text{mol Ag}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 10,78 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{10,78 \mu\text{g}}{0,3 \text{ mL}} = 35,93 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 09: 6 gotas de AgNO_3 $4 \times 10^{-4} \text{ M}$ + 1 gota K_2CrO_4 0,1 N

Se observó nítido precipitado rojo (reacción sensible).

Volumen total = 7 gotas = 0,35 mL

$$0,3 \text{ mL} \times \frac{4 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{107,86 \text{ g}}{\text{mol Ag}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 12,94 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{12,94 \mu\text{g}}{0,35 \text{ mL}} = 36,98 \text{ ppm}$$

Entonces la sensibilidad del ion Ag^+ al reaccionar con K_2CrO_4 lo podemos obtener del promedio:

$$\text{Sensibilidad promedio} = \frac{32.4 + 34.48 + 35.93 + 36.98}{4} = 35 \text{ ppm}$$

5.7.4 Determinación de la sensibilidad de reacción de los iones Cd^{2+} con reactivos precipitantes.

Sal de cadmio utilizada: $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ de concentración $1 \times 10^{-5} \text{ M}$, $2 \times 10^{-5} \text{ M}$, $3 \times 10^{-5} \text{ M}$, $4 \times 10^{-5} \text{ M}$, $1 \times 10^{-4} \text{ M}$, $2 \times 10^{-4} \text{ M}$, $3 \times 10^{-4} \text{ M}$, $4 \times 10^{-4} \text{ M}$.

Reactivos precipitantes: NaOH 1,5 N, Na_2S 0,1 N, $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ 0,1 N

Considerando 1 mL = 20 gotas.

Reacciones del $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O} + \text{NaOH}$.

- ✓ Reacción 01: 1 gota de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ $1 \times 10^{-5} \text{ M}$ + 1 gota NaOH 1,5 N.

Se observó ligera suspensión blanquecina (reacción poco sensible).

Volumen total = 2 gotas = 0,1 mL

$$0,05 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{112,41 \text{ g}}{\text{mol Cd}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 0,056 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{0,056 \mu\text{g}}{0,1 \text{ mL}} = 0,56 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 02: 2 gotas de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ $1 \times 10^{-5} \text{ M}$ + 1 gota NaOH 1,5 N.

Se observó ligera suspensión blanquecina (reacción poco sensible).

Volumen total = 3 gotas = 0,15 mL

$$0,1 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{112,41 \text{ g}}{\text{mol Cd}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 0,11 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{0,11 \mu\text{g}}{0,15 \text{ mL}} = 0,73 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 03: 3 gotas de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ $1 \times 10^{-5} \text{ M}$ + 1 gota NaOH 1,5 N.

Se observó ligero precipitado blanco (aumentó la sensibilidad).

Volumen total = 4 gotas = 0,2 mL

$$0,15 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{112,41 \text{ g}}{\text{mol Cd}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 0,17 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{0,17 \mu\text{g}}{0,2 \text{ mL}} = 0,85 \text{ ppm}$$

✓ Reacción 04: 4 gotas de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ 1×10^{-5} M + 1 gota NaOH 1,5 N.

Se observó precipitado nítido blanco (reacción sensible).

Volumen total = 5 gotas = 0,25 mL

$$0,2 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{112,41 \text{ g}}{\text{mol Cd}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 0,22 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{0,22 \mu\text{g}}{0,25 \text{ mL}} = 0,88 \text{ ppm}$$

Entonces la sensibilidad del Cd^{2+} al reaccionar con el NaOH lo podemos obtener del promedio:

$$\text{Sensibilidad promedio} = \frac{0,56 + 0,73 + 0,85 + 0,88}{4} = 0,75 \text{ ppm}$$



Reacciones del $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{S}$.

- ✓ Reacción 01: 1 gota de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ 1×10^{-5} M + 1 gota Na_2S 0,1 N.

Se observó turbidez amarillenta (reacción poco sensible).

Volumen total = 2 gotas = 0,1 mL

$$0,05 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{112,41 \text{ g}}{\text{mol Cd}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 0,056 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{0,056 \mu\text{g}}{0,1 \text{ mL}} = 0,56 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 02: 2 gotas de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ 1×10^{-5} M + 1 gota Na_2S 0,1 N.

Se observó nítido precipitado amarillo (reacción sensible).

Volumen total = 3 gotas = 0,15 mL

$$0,1 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{112,41 \text{ g}}{\text{mol Cd}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 0,11 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{0,11 \mu\text{g}}{0,15 \text{ mL}} = 0,73 \text{ ppm}$$

Entonces la sensibilidad del Cd^{2+} al reaccionar con el Na_2S lo podemos obtener del promedio:

$$\text{Sensibilidad promedio} = \frac{0,56 + 0,73}{2} = 0,64 \text{ ppm}$$

Reacciones del $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O} + \text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$

- ✓ Reacción 01: 1 gota de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ 1×10^{-5} M + 1 gota $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ 0,1 N.

Se observó reacción no sensible.

- ✓ Reacción 02: 2 gotas de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ 1×10^{-5} M + 1 gota $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ 0,1 N.

Se observó reacción no sensible.

- ✓ Reacción 03: 3 gotas de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ 1×10^{-5} M + 1 gota $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ 0,1 N.

Se observó reacción no sensible.

- ✓ Reacción 04: 4gotas de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ 1×10^{-5} M + 1gota $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ 0,1 N.

Se observó reacción no sensible.

- ✓ Reacción 05: 2 gotas de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ 1×10^{-4} M + 1gota $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ 0,1 N.

Se observó ligero precipitado blanco amarillento (reacción poco sensible).

Volumen total = 3 gotas = 0,15 mL

$$0,1 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{112,41 \text{ g}}{\text{mol Cd}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 1,12 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{1,12 \mu\text{g}}{0,15 \text{ mL}} = 7,46 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 06: 3 gotas de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ 1×10^{-4} M + 1gota $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ 0,1 N.

Se observó ligero precipitado blanco amarillento (reacción poco sensible).

Volumen total = 4 gotas = 0,2 mL

$$0,15 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{112,41 \text{ g}}{\text{mol Cd}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 1,68 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{1,68 \mu\text{g}}{0,2 \text{ mL}} = 8,4 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 07: 4 gotas de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ 1×10^{-4} M + 1gota $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ 0,1 N.

Se observó nítido precipitado blanco amarillento (reacción sensible).

Volumen total = 5 gotas = 0,25 mL

$$0,2 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{112,41 \text{ g}}{\text{mol Cd}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 2,24 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{2,24 \mu\text{g}}{0,25 \text{ mL}} = 8,99 \text{ ppm}$$

Entonces la sensibilidad del Cd^{2+} al reaccionar con el $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ lo podemos obtener del promedio:

$$\text{Sensibilidad promedio} = \frac{7,46 + 8,4 + 8,99}{3} = 8,3 \text{ ppm}$$

5.7.5 Determinación de la sensibilidad de reacción de los iones Cu^{2+} con reactivos precipitantes.

Sal de cobre utilizada: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ de concentración $1 \times 10^{-5} \text{ M}$, $2 \times 10^{-5} \text{ M}$, $3 \times 10^{-5} \text{ M}$, $4 \times 10^{-5} \text{ M}$, $1 \times 10^{-4} \text{ M}$, $2 \times 10^{-4} \text{ M}$, $3 \times 10^{-4} \text{ M}$, $4 \times 10^{-4} \text{ M}$.

Reactivos precipitantes: NaOH 1,5 N, $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ 0,1 N

Considerando 1 mL = 20 gotas.

Reacciones del $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} + \text{NaOH}$.

- ✓ Reacción 01: 1 gota de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ $1 \times 10^{-5} \text{ M}$ + 1 gota NaOH 1,5 N.
Se observó reacción no sensible..
- ✓ Reacción 02: 2 gota de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ $1 \times 10^{-5} \text{ M}$ + 1 gota NaOH 1,5 N.
Se observó reacción no sensible..
- ✓ Reacción 03: 3 gota de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ $1 \times 10^{-5} \text{ M}$ + 1 gota NaOH 1,5 N.
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 04: 1 gota de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ $1 \times 10^{-4} \text{ M}$ + 1 gota NaOH 1,5 N.
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 05: 2 gotas de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ $1 \times 10^{-4} \text{ M}$ + 1 gota NaOH 1,5 N.
Se observó ligero precipitado azulado (reacción poco sensible)

Volumen total = 3 gotas = 0,15 mL

$$0,1 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{63,54 \text{ g}}{\text{mol Cu}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 0,63 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{0,63 \mu\text{g}}{0,15 \text{ mL}} = 4,2 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 06: 3 gotas de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 1×10^{-4} M + 1 gota NaOH 1,5 N.

Se observó nítido precipitado azul (reacción sensible)

Volumen total = 4 gotas = 0,2 mL

$$0,15 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{63,54 \text{ g}}{\text{mol Cu}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 0,95 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{0,95 \mu\text{g}}{0,2 \text{ mL}} = 4,75 \text{ ppm}$$

Entonces la sensibilidad del Cu^{2+} al reaccionar con el NaOH lo podemos obtener del promedio:

$$\text{Sensibilidad promedio} = \frac{4,2 + 4,75}{2} = 4,5 \text{ ppm}$$

Reacciones del $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ + $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$.

- ✓ Reacción 01: 1 gota de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 1×10^{-5} M + 1 gota $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ 0,1 N.
Se observó reacción no sensible..
- ✓ Reacción 02: 2 gotas de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 1×10^{-5} M + 1 gota $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ 0,1 N.
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 03: 3 gotas de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 1×10^{-4} M + 1 gota $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ 0,1 N.
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 04: 4 gotas de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 1×10^{-4} M + 1 gota $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ 0,1 N.
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 05: 1 gota de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 3×10^{-4} M + 1 gota $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ 0,1 N.
Se observó reacción no sensible.
- ✓ Reacción 06: 2 gotas de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 3×10^{-4} M + 1 gota $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ 0,1 N.
Se observó turbidez rojiza (reacción poco sensible)
Volumen total = 3 gotas = 0,15 mL

$$0,1 \text{ mL} \times \frac{3 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{63,54 \text{ g}}{\text{mol Cu}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 1,91 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{1,91 \mu\text{g}}{0,15 \text{ mL}} = 12,73 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 07: 3 gotas de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 3×10^{-4} M + 1 gota $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ 0,1 N.

Se observó ligero precipitado pardo (reacción poco sensible)

Volumen total = 4 gotas = 0,2 mL

$$0,15 \text{ mL} \times \frac{3 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{63,54 \text{ g}}{\text{mol Cu}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 2,85 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{2,85 \mu\text{g}}{0,2 \text{ mL}} = 14,25 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 08: 4 gotas de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 3×10^{-4} M + 1 gota $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ 0,1 N.

Se observó nítido precipitado pardo rojizo (reacción sensible)

Volumen total = 5 gotas = 0,25 mL

$$0,2 \text{ mL} \times \frac{3 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{63,54 \text{ g}}{\text{mol Cu}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 3,8 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{3,8 \mu\text{g}}{0,25 \text{ mL}} = 15,2 \text{ ppm}$$

Entonces la sensibilidad del Cu^{2+} al reaccionar con el $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ lo podemos obtener del promedio:

$$\text{Sensibilidad promedio} = \frac{12,73 + 14,25 + 15,2}{3} = 14 \text{ ppm}$$

5.7.6 Determinación de la sensibilidad de reacción de iones Bi^{3+} con reactivos precipitantes.

Sal de bismuto utilizada: $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ de concentración 1×10^{-5} M, 2×10^{-5} M, 3×10^{-5} M, 4×10^{-5} M, 1×10^{-4} M, 2×10^{-4} M, 3×10^{-4} M, 4×10^{-4} M.

Reactivos precipitantes: NaOH 1,5 N.

Considerando 1 mL = 20 gotas.

Reacciones del $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O} + \text{NaOH}$.

- ✓ Reacción 01: 1 gota de $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 1×10^{-4} M + 1 gota NaOH 1,5 N.

Se observó reacción no sensible..

- ✓ Reacción 02: 2 gotas de $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 1×10^{-4} M + 1 gota NaOH 1,5 N.

Se observó reacción no sensible

- ✓ Reacción 03: 3 gotas de $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 1×10^{-4} M + 1 gota NaOH 1,5 N.

Se observó ligera turbidez blanca (poco sensible)..

Volumen total = 4 gotas = 0,2 mL

$$0,15 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{208,98 \text{ g}}{\text{mol Bi}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 3,1 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{3,1 \mu\text{g}}{0,2 \text{ mL}} = 15,5 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 04: 4 gotas de $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 1×10^{-4} M + 1 gota NaOH 1,5 N.

Se observó incremento de turbidez blanca (poco sensible).

Volumen total = 5 gotas = 0,25 mL

$$0,2 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{208,98 \text{ g}}{\text{mol Bi}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 4,2 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{4,2 \mu\text{g}}{0,25 \text{ mL}} = 16,8 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 05: 5 gotas de $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 1×10^{-4} M + 1 gota NaOH 1,5 N.

Se observó ligero precipitado blanco (poco sensible).

Volumen total = 6 gotas = 0,3 mL

$$0,25 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{208,98 \text{ g}}{\text{mol Bi}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 5,2 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{5,2 \mu\text{g}}{0,3 \text{ mL}} = 17,3 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 06: 6 gotas de $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 1×10^{-4} M + 1 gota NaOH 1,5 N.

Se observó nítido precipitado blanco (reacción sensible).

Volumen total = 7 gotas = 0,35 mL

$$0,3\text{mL} \times \frac{1 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{208,98 \text{ g}}{\text{mol Bi}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 6,26 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{6,26 \mu\text{g}}{0,35 \text{ mL}} = 17,8 \text{ ppm}$$

Entonces la sensibilidad del Bi^{3+} al reaccionar con el NaOH lo podemos obtener del promedio:

$$\text{Sensibilidad promedio} = \frac{15,5 + 16,8 + 17,3 + 17,8}{4} = 17 \text{ ppm}$$

5.7.7 Determinación de la sensibilidad de reacción de iones Sb^{3+} con reactivos precipitantes.

Sal de antimonio utilizada: SbCl_3 de concentración 1×10^{-5} M, 2×10^{-5} M, 3×10^{-5} M, 4×10^{-5} M, 1×10^{-4} M, 2×10^{-4} M, 3×10^{-4} M, 4×10^{-4} M.

Reactivo precipitante: NaOH 0,1 N.

Considerando 1 mL = 20 gotas.

Reacciones del $\text{SbCl}_3 + \text{NaOH}$.

- ✓ Reacción 01: 1 gota de SbCl_3 1×10^{-5} M + 1 gota NaOH 0,1 N.

Se observó reacción no sensible..

- ✓ Reacción 02: 2 gotas de SbCl_3 1×10^{-5} M + 1 gota NaOH 0,1 N.

Se observó reacción no sensible

- ✓ Reacción 03: 3 gotas de SbCl_3 1×10^{-5} M + 1 gota NaOH 0,1 N.

Se observó reacción no sensible

- ✓ Reacción 04: 4 gotas de SbCl_3 1×10^{-5} M + 1 gota NaOH 0,1 N.

Se observó ligera suspensión blanquecina (muy poco sensible).

Volumen total = 5 gotas = 0,25 mL

$$0,2 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{121,75 \text{ g}}{\text{mol Sb}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 0,24 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{0,24 \mu\text{g}}{0,25 \text{ mL}} = 0,96 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 05: 5 gotas de SbCl_3 1×10^{-5} M + 1 gota NaOH 0,1 N.

Se observó ligera suspensión blanquecina (muy poco sensible).

Volumen total = 6 gotas = 0,3 mL

$$0,25 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{121,75 \text{ g}}{\text{mol Sb}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 0,3 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{0,3 \mu\text{g}}{0,3 \text{ mL}} = 1 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 06: 1 gota de SbCl_3 1×10^{-4} M + 1 gota NaOH 0,1 N.

Se observó ligero precipitado blanco (poco sensible).

Volumen total = 2 gotas = 0,1 mL

$$0,05 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{121,75 \text{ g}}{\text{mol Sb}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 0,6 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{0,6 \mu\text{g}}{0,1 \text{ mL}} = 6 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 07: 2 gota de SbCl_3 1×10^{-4} M + 1 gota NaOH 0,1 N.

Se observó ligero precipitado blanco (poco sensible).

Volumen total = 3 gotas = 0,15 mL

$$0,1 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{121,75 \text{ g}}{\text{mol Sb}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 1,22 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{1,22 \mu\text{g}}{0,15 \text{ mL}} = 8 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 08: 3 gota de SbCl_3 1×10^{-4} M + 1 gota NaOH 0,1 N.

Se observó nítido precipitado blanco (reacción sensible).

Volumen total = 4 gotas = 0,2 mL

$$0,15 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{121,75 \text{ g}}{\text{mol Sb}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 1,82 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{1,82 \mu\text{g}}{0,2 \text{ mL}} = 9 \text{ ppm}$$

Entonces la sensibilidad del Sb^{3+} al reaccionar con el NaOH lo podemos obtener del promedio:

$$\text{Sensibilidad promedio} = \frac{0,96 + 1 + 6 + 8 + 9}{5} = 5 \text{ ppm}$$

5.7.8 Determinación de la sensibilidad de reacción de iones Sn^{2+} con reactivos precipitantes.

Sal de estaño utilizada: $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ de concentración $1 \times 10^{-5} \text{ M}$, $2 \times 10^{-5} \text{ M}$, $3 \times 10^{-5} \text{ M}$, $4 \times 10^{-5} \text{ M}$, $1 \times 10^{-4} \text{ M}$, $2 \times 10^{-4} \text{ M}$, $3 \times 10^{-4} \text{ M}$, $4 \times 10^{-4} \text{ M}$.

Reactivo precipitante: NaOH 0,1 N.

Considerando 1 mL = 20 gotas.

Reacciones del $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} + \text{NaOH}$.

- ✓ Reacción 01: 1 gota de $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ $1 \times 10^{-5} \text{ M}$ + 1 gota NaOH 0,1 N.

Se observó turbidez blanquecina (reacción poco sensible).

Volumen total = 2 gotas = 0,1 mL

$$0,05 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{118,69 \text{ g}}{\text{mol Sn}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 0,059 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{0,059 \mu\text{g}}{0,1 \text{ mL}} = 0,59 \text{ ppm}$$

- ✓ Reacción 02: 2 gotas de $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ $1 \times 10^{-5} \text{ M}$ + 1 gota NaOH 0,1 N.

Se observó turbidez blanquecina (reacción poco sensible).



Volumen total = 3 gotas = 0,15 mL

$$0,1 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{118,69 \text{ g}}{\text{mol Sn}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 0,12 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{0,12 \mu\text{g}}{0,15 \text{ mL}} = 0,8 \text{ ppm}$$

✓ Reacción 03: 3 gotas de $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ 1×10^{-5} M + 1 gota NaOH 0,1 N.

Se observó nítido precipitado blanco grumoso (reacción sensible).

Volumen total = 4 gotas = 0,2 mL

$$0,15 \text{ mL} \times \frac{1 \times 10^{-5} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{118,69 \text{ g}}{\text{mol Sn}} \times \frac{\mu\text{g}}{10^{-6}} = 0,178 \mu\text{g}$$

$$\text{Sensibilidad} = \frac{\mu\text{g}}{V} = \frac{0,178 \mu\text{g}}{0,2 \text{ mL}} = 0,9 \text{ ppm}$$

Entonces la sensibilidad del Sn^{2+} al reaccionar con el NaOH lo podemos

obtener del promedio:

$$\text{Sensibilidad promedio} = \frac{0,59 + 0,8 + 0,9}{3} = 0,76 \text{ ppm}$$

5.8 Métodos estadísticos aplicados

No todas las reacciones tratadas fueron fácilmente observables, por ser poco sensibles debido a las bajas concentraciones de reactivos empleados, para lo cual se hicieron varias experiencias, en algunos casos se recurrió a la centrifugación, para observar el precipitado formado y sus leves coloraciones, en otros casos la coloración del precipitado fue más intensa.

Para estos casos se hizo varias experiencias por cada compuesto, con el propósito de acercarse a la sensibilidad real, llegando a este resultado mediante la aplicación de la media aritmética.

Se aplicó la media aritmética para datos obtenidos con valores cercanos.

La media aritmética es el valor obtenido al sumar todos los datos y dividir el resultado entre el número total de datos.

\bar{x} es el símbolo de la media aritmética.

$$\bar{x} = \frac{X_1 + X_2 + X_3 + \dots + X_n}{N}$$

$$\bar{x} = \frac{\sum_{i=1}^n X_i}{N}$$

5.9 Materiales de laboratorio:

- vasos de precipitado de 2, 1, 0.5, 0.25, 0.2, 0.1, 0.05, 0.002 Litros,
- tubos de ensayo de 10x120, 12x150 mm
- lunas de reloj. de 12, 8, 6, 4, 2 cm de diámetro
- pinzas para tubos
- gradillas para tubos de ensayo

- baguetas
- piscetas
- papel de tornasol, etiquetas, plumones raya vidrio
- embudos
- papel de filtro
- buretas
- probetas
- placas petrix
- espátulas de diferente tamaño
- frascos de vidrio de 1 litro
- pipetas de 5, 10, 20, 50 ml.
- matraces aforados de 1, 0.5, 0.250, 0.100, 0.050, litros
- pipeta con émbolo
- papel de filtro cuantitativo
- Guantes.
- Trípodes
- Soporte universal

Equipos de laboratorio

- baños maría
- centrifugas
- cocinillas
- campana extractora
- balanza analítica al 0.1 mg



VI. RESULTADOS

6.1 Sensibilidad de reacción de los iones (*Hg, Ag, Pb*) con reactivos precipitantes

Según la metodología aplicada la sensibilidad de los iones estudiados fueron:

SAL QUE CONTIENE EL CATION A IDENTIFICAR	REACTIVO PRECIPITANTE	PRODUCTO	SENSIBILIDAD $\frac{\mu g}{mL} = ppm$
AgNO ₃	HCl	AgCl	7,4
	K ₂ CrO ₄	Ag ₂ CrO ₄	35
Pb(NO ₃) ₂	HCl	PbCl ₂	9,84
	NH ₄ OH	Pb(OH) ₂	1,27
	Na ₂ CO ₃	PbCO ₃	17
	KI	PbI ₂	28,2
	K ₂ CrO ₄	PbCrO ₄	1
Hg ₂ (NO ₃) ₂ ·2H ₂ O	HCl	Hg ₂ Cl ₂	4,3
HgCl ₂	Na ₂ S	HgS	1,2
	NaOH	HgO	15,23
	KI	HgI ₂	63,5
	K ₂ CrO ₄	HgCrO ₄	66,4

FUENTE: ELABORACION PROPIA

6.2 Sensibilidad de reacción de los iones (Cd, Cu, Sn, Sb y Bi) con reactivos precipitantes

Según la metodología aplicada la sensibilidad de los iones estudiados fueron:

SAL QUE CONTIENE EL CATION A IDENTIFICAR	REACTIVO PRECIPITANTE	PRODUCTO	SENSIBILIDAD $\frac{\mu g}{mL} = ppm$
Cd(NO ₃) ₂ ·4H ₂ O	Na(OH) ₂	Cd(OH) ₂	0,75
	Na ₂ S	CdS	0,64
	K ₄ Fe(CN) ₆	Cd ₂ Fe(CN) ₆	8,3
CuSO ₄ ·5H ₂ O	NaOH	Cu(OH) ₂	4,5
	K ₄ Fe(CN) ₆	Cu ₂ Fe(CN) ₆	14
SbCl ₃	NaOH	Sb ₂ O ₃	5
Bi(NO ₃) ₃ ·5H ₂ O	NaOH	Bi(OH) ₃	17
SnCl ₂ ·2H ₂ O	NaOH	Sn(OH) ₂	0,76

FUENTE: ELABORACION PROPIA

6.3 Contrastación de la hipótesis

Mediante reacciones químicas, en las que se consideró: la especiación química, los grupos funcionales, los ácidos fuertes, los ácidos débiles, los álcalis fuertes, los álcalis débiles y otros reactivos de carácter oxidante, reductor, disgregante y formador de complejos, se logró determinar la sensibilidad de reacción de los iones (Hg, Ag, Pb, Cd, Cu, Sn, Sb y Bi) con reactivos precipitantes.



VII. DISCUSION

Los valores obtenidos de la sensibilidad de las reacciones químicas experimentadas mediante reacciones de precipitación, entre las sales de: AgNO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, HgCl_2 , $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, SbCl_3 y $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, con diferentes reactivos precipitantes, nos demuestra que en forma cualitativa, se pueden dar una serie de reacciones positivas observables, empleando cantidades pequeñas de sales, con concentraciones que oscilan desde 10^{-5} M a 10^{-3} M.

Estos valores de sensibilidad de reacción química, son cercanos a los pocos valores que han sido determinados en las diferentes informaciones bibliográficas de los autores: Burriel, F., Arribas, S., Lucena, F., Hernández, J. (año 2000); Antonio Araneo (1981), V.N. Alexeiev (1975),

La sensibilidad de reacción de los iones (Hg, Ag, Pb, Cd, Cu, Sn, Sb y Bi) con reactivos precipitantes han originado sólidos y soluciones complejas de coloraciones características de acuerdo a un patrón de comparación con sales puras originales; en algunos casos las coloraciones y los valores de sensibilidad obtenidas difieren un poco debido a la concentración de ácido o base, que se utilizó para las experiencias, y también debido al valor de la constante del producto de solubilidad.

7.1 Comparación de resultados obtenidos con resultados bibliográficos.

SUSTANCIA	SENSIBILIDAD EXPERIMENTAL <i>ppm</i>	DATOS SENSIBILIDAD <i>ppm</i>
AgCl	7,4	NO HAY
Ag ₂ CrO ₄	35	40
PbCl ₂	9,84	NO HAY
Pb(OH) ₂	1,27	NO HAY
PbCO ₃	17	NO HAY
PbI ₂	28,2	35
PbCrO ₄	1	NO HAY
Hg ₂ Cl ₂	4,3	NO HAY
HgS	1,2	NO HAY
HgO	15,23	NO HAY
HgI ₂	63,5	100
HgCrO ₄	66,4	40
Cd(OH) ₂	0,75	NO HAY
CdS	0,64	2
Cd ₂ Fe(CN) ₆	8,3	10
Cu(OH) ₂	4,5	6
Cu ₂ Fe(CN) ₆	14	12
Sb ₂ O ₃	5	8
Bi(OH) ₃	17	20
Sn(OH) ₂	0,76	0,6

FUENTE: ELABORACION PROPIA

7.2 Conclusiones

1. Con los métodos experimentados se logró determinar la sensibilidad aproximada de reacción de los iones (Hg, Ag, Pb, Cd, Cu, Sn, Sb y Bi) con reactivos precipitantes.
2. Se logró evaluar la especiación química en soluciones acuosas como resultado de la reacción del ion metálico con los reactivos precipitantes.
3. Se confirmó criterios para el manejo de factores que influyen sobre la solubilidad de los precipitados en medio ácido ó básico, mediante el empleo de álcalis fuertes, álcalis débiles, ácidos fuertes, ácidos débiles y otros reactivos que originen sustancias complejas con los iones (Hg, Ag, Pb, Cd, Cu, Sn, Sb y Bi).
4. Mediante la determinación de la sensibilidad de las reacciones químicas se logró encontrar valores mínimos de identificación de los iones (Hg, Ag, Pb, Cd, Cu, Sn, Sb y Bi). Esto nos permitirá disminuir las cantidades de reactivos químicos en la preparación de soluciones, para el desarrollo de las diferentes prácticas de laboratorio de Química Analítica Cualitativa, y así minimizar la producción de residuos químicos, con el objetivo de disminuir el impacto ambiental originado por los residuos de iones pesados



7.3 Recomendaciones

1. Para determinar la sensibilidad de las reacciones químicas de los iones (Hg, Ag, Pb, Cd, Cu, Sn, Sb y Bi), es necesario conocer las propiedades de las sustancias, su reacción frente a otras y el manejo de parámetros fisicoquímicos.
2. En el desarrollo de la metodología propuesta para el tratamiento de residuos de sales de iones pesados, se debe evitar no almacenar reactivos ni residuos incompatibles.
3. Todos los residuos químicos deberán considerarse peligrosos, asumiendo el máximo nivel de protección en caso de desconocer sus propiedades y características.
4. Continuar con la investigación para encontrar los valores de sensibilidad de reacción para otros grupos de iones, no consideradas en esta investigación, porque de esa forma vamos a contribuir a no incrementar la contaminación del ambiente por residuos químicos.



VIII. REFERENCIALES

1. ADRIANO, D. Trace elements in the terrestrial environment. New York: Editorial Springer, cuarta edición, 1986
2. AHNSTROM, Z., PARKER, D. Development and assessment of sequential extraction procedure for the fractionation of soil Cadmium. Soil Science Society of America Journal, 1999, volumen 63, páginas 1650-1658.
3. ALEXEIEV, V. Semimicroanàlisis Químico Cualitativo, Rusia: Editorial Mir, primera edición, 1975.
4. ALLOWAY, B., Heavy Metals in Soils. New York: Editorial Blackie, segunda edición, 1990.
5. ANSARI, T.M., MARR, IL., TARIQ, N. Heavy Metals in Marine Pollution. Estados Unidos: Editorial Sciences, segunda edición, 2004.
6. ARANEO, ANTONIO. Química Analítica Cualitativa, Colombia: MCGRAW-HILL, primera edición, 1981.
7. AVILA, A., RODRIGO, A. Trace metal fluxes in bulk deposition, throughfall and stemflow at two evergreen oak stands in NE Spain subject to different exposure to industrial environment. Atmospheric Environment, 2004, volumen 38, páginas 171-180.
8. BAND, P., BRUSSET, H., JOUSSOT, J., LAMURE, J., PASCAL, P. Nouveau Traité de Chemie Minerale. Paris: Editorial Masson et Cie Editeurs, 1962
9. BARCELÓ, J., POSCHENRIEDER, H. Respuestas de las plantas a la contaminación por metales pesados. Suelo y Planta, 1992, volumen 2, páginas 345-361.

10. BODEK, I., LYMAN, J., REL, W., ROSENBLATT, D., WALTON, B., CONWAY, R. Environmental Inorganic Chemistry. New York: Editorial York, segunda edición, 1988.
11. BOFFETTA, P.; NYBERG, F., MED, B. Sustancias Tóxicas, Environmental Protection Agency Washington, 2003. Volumen 68, páginas 71-94.
12. BOUTRON, F., NRIAGU, J., DAVIDSON, F. Toxic Metals in the Atmosphere. New York: Editorial York, cuarta edición ,1986.
13. BURRIEL, F., ARRIBAS, S., LUCENA, F., HERNÁNDEZ, J. Química Analítica Cualitativa. España: Editorial Paraninfo, decimoséptima edición, 2000.
14. CAPPUYNS, V., SWENNEN, R. Application sequential extraction scheme to dredged pond sediments contaminated by Pb-Zn mining. Journal of geochemical exploration, 2007, volumen 93, páginas 78-90.
15. CHOI, J. Geochemical modeling of cadmium sorption to soil as a function of soil properties. Soil Science Society ofb America Journal, 2006, volumen 63, páginas 1824-1834.
16. CHRISTENSEN, T. Cadmium soil sorption at low concentrations Correlation with soil parameters. Water Air and Soil Pollution, 1989, volumen 44, páginas 71-82, .
17. COLBY, M. E. La administración ambiental en el desarrollo. España: Editorial omega, quinta edición, 1991
18. CONCHON, J.A. *Tratamiento de Residuos Industriales Tóxicos y Peligrosos. Santiago de Chile: Editorial Cides, cuarta edición, 1991.*

19. COOKER, W. Processes Effecting Mercury and Associated Metals in Lak Sediment Columns. Canadian Mercury Network Workshop, Geological Survey , 1995, Volumen 4, paginas 1,8.
20. COVELO, E., VEGA, F., ANDRADE, M. Sorption and desorption of Cd, Cr, Cu, Ni, Pb and Zn by a Fibric Histosol and its organo-mineral fraction. Journal of Hazardous Materials in press, 2008, volume 30, páginas 12-20
21. DAVIS, A., BLOOM, N. Risk Analysis. Los Ángeles: Editorial Earth, cuarta edición, 1997.
22. DOMÉNECH, X. *El Impacto Ambiental de los Residuos*. Madrid: Ediciones Miraguano, tercera edición, 1994.
23. DOMINGO, L. J. Toxicol environ health. Washington: Editorial lanux, cuarta edición, 1994.
24. ELLIS, W., ESLICK, L. toxic pollutants. New York: Editorial Marvin, segunda edición, 1973.
25. ESTÉVEZ, J., ANDRADE, L., MARCET, P., MONTERO, M. Influencia de las propiedades del suelo en la fijación y movilidad de Zn y Cd. Water Air and Soil Pollution, 1998, volumen 90, páginas 19-27.
26. FITZGERALD, W. Chemical Oceanography, London: Editorial Riley, tercera edición, 1989.
27. GAO, S., WALKER, W., DAHLGREN, R., BOLD, J. Simultaneous sorption of Cd, Cu, Ni, Zn, Pb and Cr on soils treated with sewage sludge supernatant.
28. GOYER, RA., DOULL, J., KLASSEN, C.D. Casarett and Doull's Toxicology". New York: Ediciones Pergamon, cuarta edición, 1991.

29. HAGEMEYER, J., SCHÄFER, H. Seasonal variations and radial distribution patterns of Cd, Pb and Zn in stem wood of beech trees. *The Science of the Total Environment*, 1995, volumen 166, páginas 77-87.
30. HEM JD. *Mercury in the Environment*. Washington: Editorial Marvin, primera edición, 1970.
31. KABATA-PENDIAS, A. *Soil-plant transfer of trace elements*. Los Angeles: Editorial Geoderma, cuarta edición, 2004.
32. KARK, P. *Clinical and neurochemical aspects of inorganic mercury intoxication*. Amsterdam: Editorial Elsevier, cuarta edición, 1979.
33. KIRKHAM, B. Cadmium in plants on polluted soils. *Geoderma*, 2006, volumen 137, páginas 19-32.
34. LAMB, T., MING, H., MEGHARAJ, M., NAIDU, R. Heavy metal (Cu, Zn, Cd and Pb) partitioning bioaccessibility in uncontaminated and long-term contaminated soils. *Journal of Hazardous Materials*, 2009, volumen 171, páginas 1150-1158.
35. LAPP, T., WALLACE, D., JONES, R. *Inventory of air emissions of mercury*. New York: Ediciones Marvin, segunda edición, 1993.
36. LEE, H., DOOLITTLE, J. Phosphate application impacts on cadmium sorption in acidic and calcareous soils. *Soil Science*, 2002, volumen 167, páginas 390-400.
37. LESACA, R.M. *Monitoring of heavy metals in Philippine rivers, bay waters and lakes*. Toronto: Editorial Maxwell, primera edición, 1977.
38. LIAO, M., LUO, Y., ZHAO, X., HUANG, C. Toxicity of cadmium to soil microbial biomass and its activity. *Journal of Zhejiang University*, 2005, volumen 6, páginas 324-330.



39. LINDQVIST, O., SCHROEDER, W., PACYNA, J., OTTAR, B. Control and Fate of Atmospheric Trace Metals. New York: Editorial Kluwer, tercera edición, 1989.
40. MADANY, I., WAHAB, A., AL-ALAWI, Z. Trace metals concentrations in marine organisms from the coastal areas of Bahrain, Arabian Gulf. *Water Air and Soil Pollution* , 1996, volume 91, páginas 233-248.
41. MICÓ, C., PERIS, M., RECATALÁ, L., SÁNCHEZ, J. Baseline values for heavy metals in agricultural soils in an European Mediterranean Region. *Science of the Total Environment*, 2007, volumen 378, páginas 13-17.
42. MITRA, S. Mercury in ecosystem, its dispersion and pollution today. Suiza:
43. NAIDU, R., KOOKANA, S., SUMMER, E., HARTE, D., TILLER, K. Cadmium sorption and transport in variable charge soils. *Advances in Environmental Research*, 1997, volumen 26, páginas 602-617.
44. NRIAGU, J. The Biogeochemistry of Mercury in the Environment. Amsterdam: Editorial Elsevier, tercera edición, 1979.
45. NURSITA, A. Evaluation of cadmium toxicity using electron microscopy. *Super Soil*, 2004, volumen 3, páginas 8-10.
46. OLENDRYNSKI, K., ANDERBERG, S., BARTNICKI, J., PACYNA, J., STIGLIANI, W. Atmospheric emissions and depositions of cadmium, lead and zinc in Europe during the period 1955-1987. Austria. IIASA, 1995, volumen 6 , páginas 31-36.
47. OLIVER, M. Soil and human health: a review. *European Journal of Soil Science*, 1997, volumen 48, páginas 573-592.



48. OÑATE, J., PEREIRA, D., SUÁREZ, F., RODRÍGUEZ, J. J., CACHÓN, J. Evaluación Ambiental Estratégica. Madrid: Ediciones Mundi-Prensa, 1999
49. OUTRIDGE, M., NOLLER, B. Accumulation of toxic trace elements by freshwater vascular plants. *Reviews of Environmental Contamination and Toxicology*, 1991, volumen 121, páginas 1-63.
50. PICHTEL, J., KUROIWA, K., SAWYERR, H.T. Distribution of Pb, Cd and Ba in soils and plants of two contaminated sites. *Environ. Pollut*, 2000, volumen 110, páginas 171-178.
51. SCHROEDER, H., YARWOCK, G., NIKÉ, H. Water toxic pollutants. Washington: Editorial Planck, primera edición, 1991.
52. SCHWARZ, A., WILCKE, W., STYK, J., ZECH, W. Heavy metal release from soils in batch pHstat experiments. *Soil Science Society of America Journal*, 1999, volumen 63, páginas 290-296.
53. SHPARYK, Y., PARPAN, V. Heavy metal pollution and forest health in the Ukranian Carpathians. *Environ Pollut*, 2004, volumen 130, paginas 55-63.
54. SIEVER, R., FREEMAN, H. Contaminantes en el Ecosistema. San Francisco: Earth edition, segunda edición, 1978
55. SMOLDERS, E., BRANS, K., FÖLDI, A., MERCKX, R. Cadmium fixation in soils measured by isotopic dilution. *Soil Science Society of America Journal*, 1999, volumen 63, páginas 78-85.
56. STEIN, E., COHEN Y., WINER, A. *Rev Environ Sci Technol*. New York: Editorial York, primera edición, 1966.

57. TAHRI, M., BENYAÏCH, F., BOUNAKHLA, M., BILAL, E., GRUFFAT, J. GARCÍA, D. Environmental monitoring and assessment. Estados Unidos: Editorial Marvin, tercera edición, 2005.
58. TARIQ, R., SHAH, M., SHAHEEN, N., KHALIQUE, A., MANZOOR, S., JAFFAR, M. Multivariate analysis of trace metals levels in tannery effluents in relation to soil and water: A case study from Peshawar, Pakistan. *Journal of Environmental Management* , 2006, volumen 79, páginas 20-29.
59. TEMMINGHOFF, E., VAN DER ZEE, S., HAAN, F. Speciation and calcium competition effects on cadmium sorption by sandy soil at various pH. *European Journal of Soil Science*, 1995, volumen 46, páginas 649-655.
- Transtetch Publications, Suiza. (1986).
60. TRAVIS, C., BLAYLOCK, P. Environmental Partitioning and Human Exposure. New York: Editorial York, tercera edición, 1993.
61. VIG, K., MGHARAJ, M., SETHUNATHAN, N., NAIDU, R. Bioavailability and toxicity of cadmium to microorganisms and their activities in soil. *Advances in Environmental Research*, 2003, volumen 8, páginas 121-135.
62. WILKINS, B., BRUMMEL, N., LOCH, J. Influence of pH and zinc concentration on cadmium sorption in acid, sandy soils. *Water Air and Soil Pollution*, 1998, volumen 101, páginas 349-362.
63. YIN, Y., ALLEN, E., LI, Y., HUANG, P., SANDERS, F. *Environ Atmospheric*: Los Angeles: Editorial Kenth, segunda edición, 1966.



64. ZHAO, B., MAEDA, M., ZHANG, J., ZHU, A., OZAKI, Y. Environmental science and pollution research. Washington: Editorial Lui, primera edición, 2006
65. ZILLIOUX, E., PORCELLA, D., BENOIT, M. Environ Toxic : New York: Editorial Earth, novena edición, 1993
66. ZWONITZER, J., PIERZYNSKI, G., HETTIARACHCHI, G. Effects of phosphorous additions on lead, cadmium and zinc bioavailabilities in a metal-contaminated soil. Water Air and Soil Pollution , 2003, volume 143, páginas 193-209.



IX. APENDICE

9.1 Productos grupo I

Cuadro 9.1

ITEM	NOMBRE DEL PRODUCTO	FORMULA
A	cloruro de plomo	$PbCl_2$
B	Hidróxido de plomo	$Pb(OH)_2$
C	carbonato de plomo	$PbCO_3$
D	yoduro de plomo	PbI_2
E	cromato de plomo	$PbCrO_4$
F	cloruro de mercurio I	Hg_2Cl_2
G	Cloruro de plata	$AgCl$
H	Cromato de plata	Ag_2CrO_4

FUENTE. ELABORACION PROPIA

9.2 Productos grupo II

Cuadro 9.2

ITEM	NOMBRE DEL PRODUCTO	FORMULA
A	sulfuro de mercurio II	HgS
B	óxido de mercurio II (HgO)	HgO
C	yoduro de mercurio II	HgI ₂
D	cromato de mercurio II	HgCrO ₄
E	hidróxido de cadmio	Cd (OH) ₂
F	sulfuro de cadmio	CdS
G	ferrocianuro de cadmio	Cd ₂ Fe(CN) ₆
H	hidróxido de cobre II	Cu (OH) ₂
I	ferrocianuro de cobre (II)	Cu ₂ Fe (CN) ₆
J	hidróxido de bismuto	Bi(OH) ₃
K	oxido de antimonio III	Sb ₂ O ₃
L	hidróxido de estaño	Sn(OH) ₂

FUENTE. ELABORACION PROPIA

9.3 Soluciones de electrolitos fuertes (concentración $10^{-5}M$)

Cuadro 9.3

ITEM	REACTIVO A IDENTIFICAR	MOL/L	MOL/L	MOL/L	MOL/L
		REACTIVO	REACTIVO	REACTIVO	REACTIVO
		CATION	CATION	CATION	CATION
		g/L	g/L	g/L	g/L
A	AgNO ₃	1×10^{-5}	2×10^{-5}	3×10^{-5}	4×10^{-5}
		$1,078 \times 10^{-3}$	$2,156 \times 10^{-3}$	$3,234 \times 10^{-3}$	$4,312 \times 10^{-3}$
B	Pb(NO ₃) ₂	1×10^{-5}	2×10^{-5}	3×10^{-5}	4×10^{-5}
		$2,072 \times 10^{-3}$	$4,144 \times 10^{-3}$	$6,216 \times 10^{-3}$	$8,288 \times 10^{-3}$
C	Hg ₂ (NO ₃) ₂ ·2H ₂ O	1×10^{-5}	2×10^{-5}	3×10^{-5}	4×10^{-5}
		$4,012 \times 10^{-3}$	$8,024 \times 10^{-3}$	$1,2 \times 10^{-2}$	$1,6 \times 10^{-2}$
D	HgCl ₂	1×10^{-5}	2×10^{-5}	3×10^{-5}	4×10^{-5}
		2×10^{-3}	4×10^{-3}	6×10^{-3}	8×10^{-3}
E	Cd(NO ₃) ₂ ·4H ₂ O	1×10^{-5}	2×10^{-5}	3×10^{-5}	4×10^{-5}
		$1,12 \times 10^{-3}$	$2,24 \times 10^{-3}$	$3,36 \times 10^{-3}$	$4,48 \times 10^{-3}$
F	CuSO ₄ ·5H ₂ O	1×10^{-5}	2×10^{-5}	3×10^{-5}	4×10^{-5}
		$6,35 \times 10^{-4}$	$1,27 \times 10^{-3}$	$1,905 \times 10^{-3}$	$2,54 \times 10^{-3}$
G	SbCl ₃	1×10^{-5}	2×10^{-5}	3×10^{-5}	4×10^{-5}
		$1,22 \times 10^{-3}$	$2,44 \times 10^{-3}$	$3,66 \times 10^{-3}$	$4,88 \times 10^{-3}$
H	Bi(NO ₃) ₃ ·5H ₂ O	1×10^{-5}	2×10^{-5}	3×10^{-5}	4×10^{-5}
		$2,1 \times 10^{-3}$	$4,2 \times 10^{-3}$	$6,3 \times 10^{-3}$	$8,4 \times 10^{-3}$
I	SnCl ₂ ·2H ₂ O	1×10^{-5}	2×10^{-5}	3×10^{-5}	4×10^{-5}
		$1,18 \times 10^{-3}$	$2,36 \times 10^{-3}$	$3,54 \times 10^{-3}$	$4,72 \times 10^{-3}$

FUENTE: ELABORACION PROPIA

9.4 Soluciones de electrolitos fuertes (concentración $10^{-4}M$)

Cuadro 9.4

ITEM	REACTIVO A IDENTIFICAR	MOL/L	MOL/L	MOL/L	MOL/L
		REACTIVO	REACTIVO	REACTIVO	REACTIVO
		CATION	CATION	CATION	CATION
		g/L	g/L	g/L	g/L
A	AgNO ₃	1×10^{-4}	2×10^{-4}	3×10^{-4}	4×10^{-4}
		$1,078 \times 10^{-2}$	$2,156 \times 10^{-2}$	$3,234 \times 10^{-2}$	$4,312 \times 10^{-2}$
B	Pb(NO ₃) ₂	1×10^{-4}	2×10^{-4}	3×10^{-4}	4×10^{-4}
		$2,072 \times 10^{-2}$	$4,144 \times 10^{-2}$	$6,216 \times 10^{-2}$	$8,288 \times 10^{-2}$
C	Hg ₂ (NO ₃) ₂ ·2H ₂ O	1×10^{-4}	2×10^{-4}	3×10^{-4}	4×10^{-4}
		$4,012 \times 10^{-2}$	$8,024 \times 10^{-2}$	$1,2 \times 10^{-1}$	$1,6 \times 10^{-1}$
D	HgCl ₂	1×10^{-4}	2×10^{-4}	3×10^{-4}	4×10^{-4}
		$2, \times 10^{-2}$	4×10^{-2}	6×10^{-2}	8×10^{-2}
E	Cd(NO ₃) ₂ ·4H ₂ O	1×10^{-4}	2×10^{-4}	3×10^{-4}	4×10^{-4}
		$1,12 \times 10^{-2}$	$2,24 \times 10^{-2}$	$3,36 \times 10^{-2}$	$4,48 \times 10^{-2}$
F	CuSO ₄ ·5H ₂ O	1×10^{-4}	2×10^{-4}	3×10^{-4}	4×10^{-4}
		$6,35 \times 10^{-3}$	$1,27 \times 10^{-2}$	$1,905 \times 10^{-2}$	$2,54 \times 10^{-2}$
G	SbCl ₃	1×10^{-4}	2×10^{-4}	3×10^{-4}	4×10^{-4}
		$1,22 \times 10^{-2}$	$2,44 \times 10^{-2}$	$3,66 \times 10^{-2}$	$4,88 \times 10^{-2}$
H	Bi(NO ₃) ₃ ·5H ₂ O	1×10^{-4}	2×10^{-4}	3×10^{-4}	4×10^{-4}
		$2,1 \times 10^{-2}$	$4,2 \times 10^{-2}$	$6,3 \times 10^{-2}$	$8,4 \times 10^{-2}$
I	SnCl ₂ ·2H ₂ O	1×10^{-4}	2×10^{-4}	3×10^{-4}	4×10^{-4}
		$1,18 \times 10^{-2}$	$2,36 \times 10^{-2}$	$3,54 \times 10^{-2}$	$4,72 \times 10^{-2}$

FUENTE: ELABORACION PROPIA

ANEXOS

Anexo 01

TABLA A-1 (PARAMETROS QUE AFECTAN LA SALUD)

Item	Parámetro	Unidades de medidas	Concentración máxima
1.	Arsénico	mg/l como As	0.100
2.	Cadmio	mg/l como Cd	0.005
3.	Cianuro	mg/l como CN	0.100
4.	Cromo total	mg/l como Cr	0.050
5.	Mercurio	mg/l como Hg	0.001
6.	Plomo	mg/l como Pb	0.050
7.	Selenio	mg/l como Se	0.010
8.	Fenoles	mg/l como C ₆ H ₅ OH	0.100
9.	Nitrato	mg/l como N de NO ₃	10
10.	Nitrito	mg/l como N de NO ₂	0.9
11.	Amonio	mg/l como N de NH ₄	0.4
12.	Bario	mg/l como Ba	1.0
13.	Fluoruro	mg/l como F	1.5

FUENTE: DIRECCION GENERAL DE SALUD AMBIENTAL "DIGESA"

Anexo 02

PARAMETROS QUE AFECTAN LA CALIDAD ESTETICA Y
ORGANOLEPTICA DEL AGUA EN EL PERU
TABLA A-2

Item	Parámetro	Unidad de medida	Concentración o valor
1.	Color	mg/l Pt/Co escala	15
2.	Turbiedad agua superficial agua subterránea	Unidades nefelométricas de turbiedad	5 10
3.	Olor		inofensivo
4.	Sabor		inofensivo
6.	Ión hidronio (i)	valor de pH	6,5 a 8,5
7.	Conductividad	$\mu\text{S/cm}$	1500
8.	Sulfato (ii)	mg/l como SO_4	400
9.	Cloruro	mg/l Cl	400
10.	Calcio (iii)	mg/l como Ca	30 - 150
11.	Magnesio	mg/l como Mg	30 - 100
12.	Sodio	mg/l como Na	200
13.	Alcalinidad (iii)	mg/l como CaCO_3	25
14.	Dureza total	mg/l como CaCO_3	100 - 500
15.	Residuo seco total	mg/l	1000 (180°C)
16.	Oxidabilidad	mg/l como O_2	5
17.	Aluminio (i)	$\mu\text{g/l}$ como Al	200
18.	Hierro (i)	$\mu\text{g/l}$ como Fe	300
19.	Manganeso (i)	$\mu\text{g/l}$ como Mn	100
20.	Cobre (i)	$\mu\text{g/l}$ como Cu	1000
21.	Cinc (i)	$\mu\text{g/l}$ como Zn	5000
22.	Material extractable (i) (éter de petróleo)	$\mu\text{g/l}$	10
23.	Extracto carbón cloroformo (i)	$\mu\text{g/l}$ residuo seco	200

- (i) Parámetro no exceptuable
- (ii) 30 mg/l o menos si el contenido de sulfato es inferior a 400 mg/l. Para concentra-ciones de sulfato menor a 200 mg/l se acepta hasta 100 mg/l de magnesio.
- (iii) Valor mínimo para aguas con dureza menor a 100 mg/l como CaCO_3

.....
FUENTE DIRECCION GENERAL DE SALUD AMBIENTAL "DIGESA"

Anexo 03

TABLA A-3 (Constantes del producto de solubilidad)

Fórmula	Temperatura	K_{ps}
$Al(OH)_3$	20 °C	1.9×10^{-33}
$Al(OH)_3$	25 °C	3×10^{-34}
$Al(OH)_3 \cdot 3H_2O$	20 °C	4×10^{-13}
$Al(OH)_3 \cdot 3H_2O$	25 °C	3.7×10^{-13}
$AlPO_4$	25 °C	9.84×10^{-21}
$Ba(BrO_3)_2$	25 °C	2.43×10^{-4}
$BaCO_3$	16 °C	7×10^{-9}
$BaCO_3$	25 °C	8.1×10^{-9}
$BaCrO_4$	28 °C	2.4×10^{-10}
BaF_2	25.8 °C	1.73×10^{-6}
$Ba(IO_3)_2 \cdot 2H_2O$	25 °C	6.5×10^{-10}
$BaC_2O_4 \cdot 2H_2O$	18 °C	1.2×10^{-7}
$BaSO_4$	18 °C	0.87×10^{-10}
$BaSO_4$	25 °C	1.08×10^{-10}
$BaSO_4$	50 °C	1.98×10^{-10}
$Be(OH)_2$	25 °C	6.92×10^{-22}
$CdCO_3$	25 °C	1.0×10^{-12}
$Cd(OH)_2$	25 °C	7.2×10^{-15}
C d. $C_2O_4 \cdot 3H_2O$	18 °C	1.53×10^{-8}
$Cd_3(PO_4)_2$	25 °C	2.53×10^{-33}
CdS	18 °C	3.6×10^{-29}
$CaCO_3$	15 °C	0.99×10^{-8}
$CaCO_3$	25 °C	0.87×10^{-8}
$CaCO_3$	18-25 °C	4.8×10^{-9}
$CaCrO_4$	18 °C	2.3×10^{-2}
CaF_2	18 °C	3.4×10^{-11}
CaF_2	25 °C	3.95×10^{-11}
$Ca(OH)_2$	18 °C-25 °C	8×10^{-6}

Ca(OH)_2	25 °C	5.02×10^{-6}
$\text{Ca(IO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	18 °C	6.44×10^{-7}
CaC_2O_4	18 °C	1.78×10^{-9}
CaC_2O_4	25 °C	2.57×10^{-9}
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	25 °C	2.07×10^{-33}
CaSO_4	10 °C	6.1×10^{-5}
CaSO_4	25 °C	4.93×10^{-5}
$\text{CaC}_4\text{H}_4\text{O}_6 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	18 °C	7.7×10^{-7}
Cr(OH)_2	25 °C	2×10^{-16}
Cr(OH)_3	25 °C	6.3×10^{-31}
Co(OH)_2	25 °C	1.6×10^{-15}
CoS	18 °C	3×10^{-26}
CoS	18 °C-25 °C	10^{-21}
CuCO_3	25 °C	1×10^{-10}
Cu(OH)_2	18 °C-25 °C	6×10^{-20}
Cu(OH)_2	25 °C	4.8×10^{-20}
$\text{Cu(IO}_3)_2$	25 °C	1.4×10^{-7}
CuC_2O_4	25 °C	2.87×10^{-8}
CuS	18 °C	8.5×10^{-45}
CuBr	18 °C-20 °C	4.15×10^{-8}
CuCl	18 °C-20 °C	1.02×10^{-6}
Cu(OH)	25 °C	2×10^{-15}
CuI	18 °C-20 °C	5.06×10^{-12}
Cu_2S	16 °C-18 °C	2×10^{-47}
CuSCN	18 °C	1.64×10^{-11}
Fe(OH)_3	18 °C	1.1×10^{-36}
FeCO_3	18 °C-25 °C	2×10^{-11}
Fe(OH)_2	18 °C	1.64×10^{-14}
Fe(OH)_2	25 °C	$1 \times 10^{-15}; 8.0 \times 10^{-16}$
FeC_2O_4	25 °C	2.1×10^{-7}
FeS	18 °C	3.7×10^{-19}

PbBr ₂	25 °C	6.3×10^{-6} ; 6.60×10^{-6}
PbCO ₃	18 °C	3.3×10^{-14}
PbCrO ₄	18 °C	1.77×10^{-14}
PbCl ₂	25.2 °C	1.0×10^{-4}
PbCl ₂	18 °C-25 °C	1.7×10^{-5}
PbF ₂	18 °C	3.2×10^{-8}
PbF ₂	26.6 °C	3.7×10^{-8}
Pb(OH) ₂	25 °C	1×10^{-16} ; 1.43×10^{-20}
Pb(IO ₃) ₂	18 °C	1.2×10^{-13}
Pb(IO ₃) ₂	25.8 °C	2.6×10^{-13}
PbI ₂	15 °C	7.47×10^{-9}
PbI ₂	25 °C	1.39×10^{-8}
PbC ₂ O ₄	18 °C	2.74×10^{-11}
PbSO ₄	18 °C	1.6×10^{-8}
PbS	18 °C	3.4×10^{-28}
Li ₂ CO ₃	25 °C	1.7×10^{-3}
LiF	25 °C	1.84×10^{-3}
Li ₃ PO ₄	25°	2.37×10^{-4}
MgNH ₄ PO ₄	25 °C	2.5×10^{-13}
MgCO ₃	12 °C	2.6×10^{-5}
MgF ₂	18 °C	7.1×10^{-9}
MgF ₂	25 °C	6.4×10^{-9}
Mg(OH) ₂	18 °C	1.2×10^{-11}
MgC ₂ O ₄	18 °C	8.57×10^{-5}
MnCO ₃	18 °C-25 °C	9×10^{-11}
Mn(OH) ₂	18 °C	4×10^{-14}
MnS	18 °C	1.4×10^{-15}
MnS	25 °C	10^{-22}
HgBr ₂	25 °C	8×10^{-20}
HgCl ₂	25 °C	2.6×10^{-15}
Hg(OH) ₂	25 °C	3.6×10^{-26}

HgI ₂	25 °C	3.2×10^{-29}
HgS	18 °C	4×10^{-53} to 2×10^{-49}
HgBr	25 °C	1.3×10^{-21}
Hg ₂ Cl ₂	25 °C	2×10^{-18}
HgI	25 °C	1.2×10^{-28}
Hg ₂ SO ₄	25 °C	6×10^{-7} ; 6.5×10^{-7}
Ni(OH) ₂	25 °C	5.48×10^{-16}
NiS	18 °C	1.4×10^{-24}
NiS	18 °C-25 °C	10^{-27}
NiS	18 °C-25 °C	10^{-21}
KHC ₄ H ₄ O ₆	18 °C	3.8×10^{-4}
KClO ₄	25 °C	1.05×10^{-2}
KIO ₄	25°	3.71×10^{-4}
AgC ₂ H ₃ O ₂	16 °C	1.82×10^{-3}
AgBrO ₃	20 °C	3.97×10^{-5}
AgBrO ₃	25 °C	5.77×10^{-5}
AgBr	18 °C	4.1×10^{-13}
AgBr	25 °C	7.7×10^{-13}
Ag ₂ CO ₃	25 °C	6.15×10^{-12}
AgCl	4.7 °C	0.21×10^{-10}
AgCl	9.7 °C	0.37×10^{-10}
AgCl	25 °C	1.56×10^{-10}
AgCl	50 °C	13.2×10^{-10}
AgCl	100 °C	21.5×10^{-10}
Ag ₂ CrO ₄	14.8 °C	1.2×10^{-12}
Ag ₂ CrO ₄	25 °C	9×10^{-12}
Ag ₂ (CN) ₂	20 °C	2.2×10^{-12}
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	25 °C	2×10^{-7}
AgOH	20 °C	1.52×10^{-8}
AgIO ₃	9.4 °C	0.92×10^{-8}
AgI	13 °C	0.32×10^{-16}

AgI	25 °C	1.5×10^{-16}
AgNO ₂	25 °C	5.86×10^{-4}
Ag ₂ C ₂ O ₄	25 °C	1.3×10^{-11}
Ag ₂ SO ₄	18 °C-25 °C	1.2×10^{-5}
Ag ₂ S	18 °C	1.6×10^{-49}
AgSCN	18 °C	0.49×10^{-12}
AgSCN	25 °C	1.16×10^{-12}
SrCO ₃	25 °C	1.6×10^{-9}
SrCrO ₄	18 °C-25 °C	3.6×10^{-5}
SrF ₂	18 °C	2.8×10^{-9}
SrC ₂ O ₄	18 °C	5.61×10^{-8}
SrSO ₄	2.9 °C	2.77×10^{-7}
SrSO ₄	17.4 °C	2.81×10^{-7}
TlBr	25 °C	4×10^{-6}
TlCl	25 °C	2.65×10^{-4}
Tl ₂ SO ₄	25 °C	3.6×10^{-4}
TlSCN	25 °C;	2.25×10^{-4}
Sn(OH) ₂	18 °C-25 °C	1×10^{-26}
Sn(OH) ₂	25 °C	5.45×10^{-27} ; 1.4×10^{-28}
SnS	25 °C	10^{-28}
Zn(OH) ₂	18 °C-20 °C	1.8×10^{-14}
ZnC ₂ O ₄ .2H ₂ O	18 °C	1.35×10^{-9}
ZnS	18 °C	1.2×10^{-23}

FUENTE :

1. ALEXEIEV, V. Semimicroanálisis Químico Cualitativo, Rusia: Editorial Mir, primera edición, 1975.
2. ARANEO, ANTONIO. Química Analítica Cualitativa, Colombia: MCGRAW-HILL, primera edición, 1981.
3. BURRIEL, F., ARRIBAS, S., LUCENA, F., HERNÁNDEZ, J. Química Analítica Cualitativa. España: Editorial Paraninfo, decimoséptima edición, 2000.

Anexo 04

TABLA A-4

Clasificación de las sustancias por su sensibilidad

	D	pD	ppm	%
Muy sensible	$< 10^{-5}$	> 5	< 10	$< 0,001$
Sensible	$10^{-4} - 10^{-5}$	$4 - 5$	$10 - 100$	$0,001 - 0,01$
Poco sensible	$> 10^{-4}$	< 4	> 100	$> 0,01$

FUENTE: F. Burriel Marti, F. Lucena Conde, S. Arribas Jimeno, J. Hernández Méndez