

ESCUELA SUPERIOR DEL PROFESORADO  
"FRANCISCO MORAZAN"

DEPARTAMENTO DE FORMACION TECNICA Y DOCENTE  
SECCION DE CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES-BIOLOGIA Y QUIMICA

# Formulación de Prácticas de Análisis de Cationes para Nivel Medio

TESIS

PRESENTADA POR LA ALUMNA

LETICIA RODRIGUEZ PAZ

PARA OPTAR AL TITULO DE

**PROFESORA DE EDUCACION MEDIA EN BIOLOGIA Y QUIMICA**

ASESOR: ING. JACQUES DELGRANDE



TEGUCIGALPA, D. C.

HONDURAS, C. A.

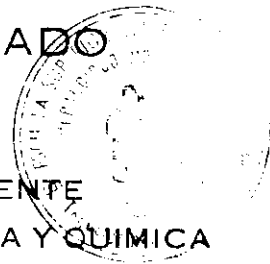
NOVIEMBRE DE 1970

Sist. 20579  
546.07 R76

29

ESCUELA SUPERIOR DEL PROFESORADO  
"FRANCISCO MORAZAN"

DEPARTAMENTO DE FORMACION TECNICA Y DOCENTE  
SECCION DE CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES - BIOLOGIA Y QUIMICA



Formulación de Prácticas de Análisis de  
Cationes para Nivel Medio

TESIS

PRESENTADA POR LA ALUMNA

LETICIA RODRIGUEZ PAZ

PARA OPTAR AL TITULO DE

PROFESORA DE EDUCACION MEDIA EN BIOLOGIA Y QUIMICA

ASESOR: ING. JACQUES DELGRANDE



TEGUCIGALPA, D. C.

HONDURAS, C. A.

NOVIEMBRE DE 1970



## SUMARIO

DEDICATORIA

INTRODUCCION

I. GENERALIDADES SOBRE SOLUCIONES

- A. Definición: Solución - Componentes
- B. Concentración: Expresión de concentraciones
- C. Obtención de Soluciones de Concentración Conocida.
- D. Solución Saturada - Solubilidad
- E. Naturaleza dinámica del equilibrio de solubilidad
- F. Factores que influyen en la solubilidad de un sólido
- G. Soluciones de electrólitos
- H. Producto de solubilidad - Tabla de solubilidad
- I. Formación de precipitados
- J. Concentración de reactivos
- K. Lista de productos usados en las prácticas y su concentración.

II. GENERALIDADES SOBRE EL ANALISIS DE CATIONES

- A. Concepto de Química Analítica
- B. Reacciones usadas en el reconocimiento de cationes
- C. División de los metales en grupos

III FORMULACION DE PRACTICAS DE ANALISIS CUALITATIVO DE CATIONES

IV. CONCLUSIONES

V. BIBLIOGRAFIA

-----

## DEDICATORIA

Con amor y gratitud:

A mis Padres Felipe Rodríguez Plata  
y Esther de Rodríguez

Con cariño fraternal:

A mis hermanos, Manuel, Daniel, Felipe,  
Miguel Angel, Justo Alberto, Raúl  
Reynaldo, Daisy y demás familiares

Con agradecimiento:

Profa. Nevy Hernández,  
Dra. Julia B. de Gómez y al  
Ing. Jacques Delgrande,  
pues gracias al empeño de ellos  
he logrado mi grado profesional.

Con cariño:

A mis compañeros: Rita, Haydeé, Sandra,  
Marco Tulio, Jaime,  
Armando, José Antonio,  
Amilcar, Dina, Bertha,  
José Antonio, Romeo,  
Francisco, Luis y María  
Luisa.

-----

## INTRODUCCION

El presente trabajo además de cubrir con los objetivos que a continuación expondré, tiene como objeto, el de contribuir en la enseñanza Práctica de la Química Inorgánica y con ello crear en lo posible una actitud reflexiva y pragmática en el educando.

### Objetivos:

1. Dar una breve explicación cuantitativa sobre: concentración y solubilidad de sales y ácidos conocidos.
2. Formular prácticas de laboratorio para el análisis cualitativo de cationes.
3. Lograr por parte de los alumnos la adquisición de conocimientos de técnicas de laboratorio y manipulación de reactivos e instrumentos.
4. Crear y desarrollar a través de las prácticas el espíritu de observación e investigación en el educando.

En el desarrollo del presente trabajo, únicamente trabajaré en el macro-análisis cualitativo de cationes; y este puede hacerse por vía húmeda o seca, pero solo usaré y explicaré las reacciones por vía húmeda.

## I

## GENERALIDADES SOBRE SOLUCIONES

Definiciones:

## A) Solución:

"Es una mezcla homogénea" . Por cuanto está formada por dos o más componentes y sus propiedades y composición son uniformes, en cualquier parte de la misma.

## Componentes de una solución:

Solvente y soluto

## Solvente:

Es el medio de dispersión

## Solute:

Es la sustancia que se dispersa en el solvente

## B) Concentración:

Indica la cantidad de soluto disuelto en una cantidad dada de solución o de solvente.

Modos de expresar las concentraciones

Las mas importantes son:

1. Tanto por ciento en masa

2. Fracción Molar
3. Molaridad
4. Molalidad
5. Normalidad

Definiciones:

1. Tanto por ciento en masa:

Es igual a la masa de soluto que hay en 100 gramos de solución.

$$\% = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de solución}} \times 100$$

2. Fracción Molar:

Es la razón que expresa el número de moles que de cada componente hay en el total de moles de solución

$$F.M. = \frac{\# \text{ de moles del componente}}{\# \text{ total de moles de solución}}$$

En una solución, la suma de las Fracciones Molares (de todos los componentes) es igual a 1.

3. Molaridad:

Es igual al número de moles de soluto, que hay en un litro de solución.

$$\text{Molaridad} = \frac{\# \text{ de moles de soluto}}{\text{volumen de la solución (expresado en l)}}$$

## 4. Molalidad:

Es igual al número de moles de soluto en 1000 gramos (no en litros) de solvente (no de solución)

$$M = \frac{\# \text{ de moles de soluto}}{\text{masa de solvente en kg.}}$$

Usaré un ejemplo tipo, sobre el cual desarrollaré los cálculos correspondientes, que permitan determinar la concentración de una solución problema.

Ejemplo

Una solución acuosa de NaCl contiene 2.6 gramos de NaCl en 30 gramos de solución y su densidad es de  $1.06 \text{ g/cm}^3$ . Calcular el tanto por ciento, la fracción molar, la molaridad y la molalidad del NaCl en la solución.

Cálculo del Tanto por ciento del NaCl

masa de solución = 30 g.

$$\text{masa de NaCl} = 2.6 \text{ g.} \quad x = \frac{2.6}{30} \times 100 = 8.66\%$$

Respuesta: La solución contiene 8.66% de NaCl.

Cálculo de la Fracción Molar del NaCl

$$F.M. = \frac{\# \text{ de moles de NaCl}}{\# \text{ Total de moles de solución}}$$

En la solución existen 2.6 g. de NaCl, luego de solvente  
 hay:  $30 - 2.6 = 27.4$  g.

1. 1 mol de NaCl equivale a 58.5 g.

x equivale a 2.6 g.

$$x = \frac{1 \times 2.6}{58.5} = 0.044 \text{ mol de NaCl}$$

2. 1 mol de H<sub>2</sub>O equivale a 18 g.

x equivale a 27.4 g.

$$x = \frac{1 \times 27.4}{18} = 1.52 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

$$3. \text{ F.M.} = \frac{\# \text{ de moles de NaCl}}{\# \text{ total de moles de solución}} = \frac{0.044}{0.44 + 1.52} = 0.028$$

Respuesta: La F.M. del NaCl en la solución = 0.028.

#### Cálculo de la Molaridad del NaCl

Conociendo la densidad y la masa de la solución se puede determinar su volumen.

$$1. \quad D = \frac{m}{v} \quad \text{luego} \quad v = \frac{m}{D} = \frac{30}{1.06} = 28.3 \text{ cm.}^3$$

El volumen de la solución de NaCl es = 28.3 cm.<sup>3</sup> que es igual a 28.3 ml = 0.0283 l.

2. 1 mol NaCl equivale a 58.5 g.

x equivale a 2.6 g.

$$x = \frac{1 \times 2.6}{58.5} = 0.044 \text{ mol de NaCl}$$

$$3. \text{ Molaridad} = \frac{\# \text{ de moles de soluto}}{\text{vol. solución (expresada en l)}} = \frac{0.044}{0.0283} = 1.55 \text{ M}$$

Respuesta: La molaridad del NaCl = 1.55 M.

Cálculo de la Molalidad del NaCl

1. En 30 g. de solución hay 2.6 g. de NaCl luego de solvente hay 27.4 g.

Entonces:

27.4 g. de solvente contienen 0.044 mol NaCl

1000 g. de solvente contienen x

$$x = \frac{1000 \times 0.044}{27.4} = 1.6 \text{ Molal}$$

Respuesta: La molalidad del NaCl = 1.6 Molal

C) Obtención de Soluciones de Concentración Conocida

En el laboratorio se tienen soluciones concentradas, y con frecuencia se necesitan soluciones diluidas de concentración conocida, por lo que es necesario saber como prepararlas a partir de soluciones más concentradas.

Ejemplo:

Queremos obtener 2 l. de solución de HCl de concentración igual a 0.5 mol/l., a partir de una solución de HCl a 10 moles/l.

1 litro de sol. HCl contiene 10 moles HCl/l Solución "A"

2 litro de sol. HCl contienen 0.5 mol HCl/l. Solución "B"

En "B" hay 0.5 mol de HCl en cada litro, luego en los 2l. existen:  $2 \times 0.5 = 1$  mol de HCl

Entonces:

1 litro de sol. "A" contiene 10 moles de HCl

x contiene 1 mol de HCl

$$x = \frac{1 \times 1}{10} = 0.1 \text{ litro de sol. "A" contiene}$$

1 mol de HCl.

Por Tanto:

100 ml de solución "A"

+ N 1900 ml de agua pura  
 obtenemos 2000 ml de sol. "B" a 0.5 mol/l

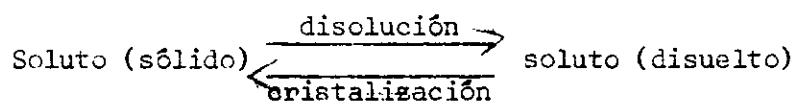
Preparación de soluciones:

Se realiza en un matraz aforado. Por ejemplo en el caso estudiado se vierten los 100 ml de solución "A" en un matraz aforado de 2000 ml y se completa con agua destilada hasta la raya de enrase se agita bien para que la concentración sea uniforme, con el tapón del matraz cubriendo el frasco.

Buscar un frasco de vidrio especial y guardar la solución, rotular solución 0.5 M de HCl.

D) Solución Saturada

"Es la solución en equilibrio, con un exceso de soluto sólido".



Si se agrega mas soluto a una solución saturada, éste ya no se disuelve, sino que se deposita en el fondo del recipiente que contiene la solución.

Solubilidad:

"Es la concentración del soluto en una solución saturada".

Ejemplo:

En un litro de agua se disuelve un máximo de 350 g. de NaCl, si se agrega más NaCl no se disolverá. Esta solución es estable en cuanto a precipitación.

### E) Naturaleza Dinámica del Equilibrio de Solubilidad

Equilibrio:

"Es un estado en que las propiedades de un sistema, permanecen invariables".

La solubilidad es una constante que es determinada por el equilibrio que se establece, cuando la tendencia del soluto sólido en disolverse, es igual a la tendencia del soluto disuelto en separarse de la solución y cristalizar de nuevo.

El estado de equilibrio que se alcanza, no es un estado de reposo, sino una condición de actividad, pues existen moléculas que se están disolviendo y existen otras que están precipitando mientras estos dos procesos opuestos se equilibran, la cantidad del soluto disuelto por unidad de volumen en la solución permanecerá constante.

De lo anterior se desprende que en el equilibrio, los procesos microscópicos continúan, pero de tal forma que no producen variaciones macroscópicas observables, y además se pone en evidencia la naturaleza dinámica del equilibrio de solubilidad, pues este ocurre cuando existe un balance dinámico entre la velocidad de disolución y la velocidad de precipitación de un sólido.

En otras palabras, cuando hay equilibrio, el número de moléculas que se disuelven es igual al número de moléculas que precipitan durante el mismo tiempo.

F) Factores que Influyen en la Solubilidad de un Sólido

1. Efecto del desorden
2. Efecto de la energía
3. Efecto de la temperatura

A continuación daré una explicación bastante simplificada de la influencia de dichos factores en la disolución de un sólido. (En un caso general)

Efecto del desorden:

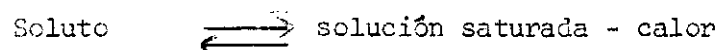
"El equilibrio tiende a favorecer el estado de mayor desorden".

Luego el proceso de disolución aumenta el desorden y la tendencia a una agitación o desorden máximo causa la disolución del sólido (sales).

Efecto de la Energía:

"El equilibrio tiende a favorecer el estado de energía más bajo".

El proceso de disolución de una sustancia equivale a un proceso de fusión, por lo que para realizarse es necesario absorber energía esto es:



Al aumentar la temperatura el equilibrio se desplaza de izquierda a derecha, en el sentido de la absorción de calor o sea, hacia la mayor solubilidad de las sustancias.

Contrariamente para precipitarse es necesario expulsar energía (el proceso de precipitación es exotérmico) y dado que el equilibrio favorece el estado de menor energía, se produce entonces la precipitación y crecimiento del cristal. Por estos dos procesos opuestos se explica la existencia de un equilibrio de solubilidad.

Efecto de la temperatura:

La elevación de temperatura, tiende a favorecer generalmente el estado de agitación máxima. Esto significa que la solubilidad aumenta cuando la temperatura aumenta.

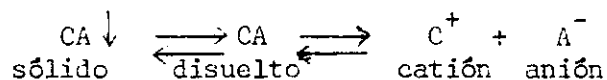
### G) Solución de Electrólitos

Existen compuestos llamados electrólitos, que al disolverse en agua, pasan a la solución en forma de iones, que son partículas

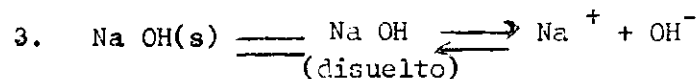
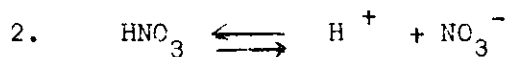
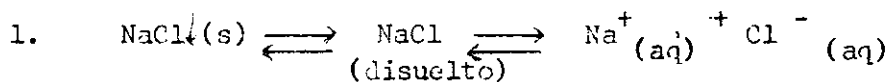
cargadas electricamente; los iones cargados positivamente se llaman cationes y los cargados negativamente aniones; formando así soluciones conductoras de electricidad.

La conducción de la electricidad se basa en el movimiento de los iones a través de la solución, moviéndose los cationes en un sentido y los aniones en otro, lo cual demuestra que los iones se comportan con independencia.

Si tenemos un electrólito CA (se lee cation-anion) sólido, en solución saturada, el electrólito sólido está en equilibrio con el electrólito disuelto; y el electrólito disuelto está en equilibrio con los iones que se forman al disociarse el CA disuelto:



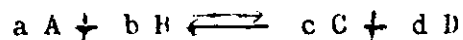
Los electrólitos están formados generalmente por elementos situados en lados opuestos de la tabla periódica: Ejemplos:



### H) Producto de Solubilidad

Es útil conocer cuantitativamente las solubilidades de los electrólitos, para lo cual usaremos la relación de la "Ley de Equilibrio":

Para una reacción:

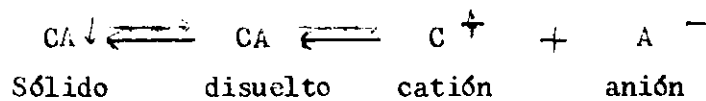


Existe una constante:

$$K = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$

[A], [B], [C] y [D]  
representan las concentraciones en mole/l de las sustancias A, B, C y D.

Consideremos ahora un electrólito poco soluble, tendremos dos equilibrios:



Como el electrólito es poco soluble, se supone que el sólido que se disuelve, se ioniza totalmente existiendo un equilibrio entre el sólido y los iones en solución.

A este equilibrio corresponde una constante que recibe el nombre de "Producto de Solubilidad" y se representa por:

$$P_s = [C^+] \times [A^-]$$

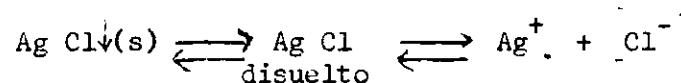
NOTAS:

1. Esta fórmula se aplica solamente cuando la solución está saturada.

2. No interviene la concentración del sólido porque es suficiente que éste esté presente (la cantidad de sólido no influye)

Ejemplo:

Tenemos AgCl disuelto en agua, el AgCl al disolverse forma iones  $\text{Ag}^+$  y  $\text{Cl}^-$  así:



y existirá equilibrio, cuando las concentraciones estén de acuerdo con la expresión:

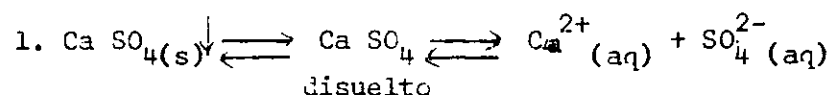
$$K = [\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-]$$

El conocimiento del  $P_s$  permite calcular la solubilidad, porque un valor bajo de  $P_s$  indica que las concentraciones de los iones son bajas y por lo tanto la solubilidad de la sustancia es baja.

Ejemplo: de Cálculo de Solubilidad conociendo el  $P_s$

Vamos a calcular la solubilidad del  $\text{CaSO}_4$  en agua pura, sabiendo que su  $P_s = 2.4 \times 10^{-5} \text{ moles}^2/\text{l}^2$

Reacción:



$$P_s = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = x \text{ moles/l}$$

$$P_s = 2.4 \times 10^{-5} = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$P_s = 2.4 \times 10^{-5} = x \times x \quad x = x^2$$

$$x^2 = 2.4 \times 10^{-5} = 24 \times 10^{-6}$$

$$x = \sqrt{24 \times 10^{-6}} = 4.8 \times 10^{-3} \text{ mol/l}$$

$$x = 0.0048 \text{ mol de CaSO}_4/\text{l}$$

## 2. Cálculo de la masa de $\text{CaSO}_4$ disuelto

1 mol de  $\text{Ca SO}_4$  equivale a 138 g.

0.0048 mol " equivale a x

$$x = \frac{0.0048 \times 138}{1} = 0.66 \text{ g de Ca SO}_4 \text{ disuelto}$$

El conocimiento de las solubilidades de las sustancias en agua, permiten predecir la formación de precipitados en ciertas condiciones, y así reconocer la presencia de ciertos cationes en una solución problema.

TABLA DE LA SOLUBILIDAD EN AGUA DE COMPUESTOS  
ELECTROLITOS

IONES NEGATIVOS (aniones)	+	IONES POSITIVOS (cationes)	FORMAN	COMPUESTOS CON SOLUBILIDAD:
todos		iones alcalinos $\text{Li}^+, \text{Na}^+, \text{K}^+, \text{Rb}^+, \text{Cs}^+, \text{Fr}^+$		solubles
todos		ion hidrógeno, $\text{H}^+(\text{aq})$		solubles
todos		ion amonio, $\text{NH}_4^+$		soluble
nitrate, $\text{NO}_3^-$		todos		solubles
acetato $\text{CH}_3\text{COO}^-$		todos		solubles
cloruro, $\text{Cl}^-$ bromuro, $\text{Br}^-$ ioduro, $\text{I}^-$		$\text{Ag}^+, \text{Pb}^{2+}, \text{Hg}_2^{2+}, \text{Cu}^+$ los demás		baja solubilidad solubles
sulfato, $\text{SO}_4^{2-}$		$\text{Ba}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Pb}^{2+}, \text{Ca}^{2+}$ los demás		baja solubilidad solubles
Sulfuro, $\text{S}^{2-}$		iones alcalinos, $\text{H}^+(\text{aq}), \text{NH}_4^+$ , $\text{Be}^{2+}, \text{Mg}^{2+}, \text{Ca}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Ba}^{2+}$ los demás		solubles solubles baja solubilidad
hidroxilo, $\text{OH}^-$		iones alcalinos, $\text{H}^+(\text{aq}), \text{NH}_4^+$ , $\text{Sr}^{2+}, \text{Ba}^{2+}$ , todos los otros		solubles baja solubilidad
fosfato, $\text{PO}_4^{3-}$ carbonato, $\text{CO}_3^{2-}$ sulfito, $\text{SO}_3^{2-}$		iones alcalinos, $\text{H}^+(\text{aq}), \text{NH}_4^+$ los demás		solubles baja solubilidad

### I) Formación de Precipitado

Cuando se mezclan dos soluciones, puede formarse un precipitado, pero el conocimiento del  $P_s$  permite predecir si se formará o no precipitado.

Cuando el producto de las concentraciones es menor que el  $P_s$  de una sustancia, no ocurrirá precipitación, debido a la poca concentración y cuando el producto de las concentraciones es mayor que el  $P_s$  de una sustancia, las concentraciones de los iones serán mayores, por lo que al estar en exceso reaccionarán entre sí, formando de nuevo a la sustancia reaccionante (sólido), teniendo entonces una precipitación hasta que el producto de las concentraciones sea igual al  $P_s$  de la sustancia.

En el análisis de una solución que contiene dos o más cationes, la precipitación permite separar un catión de los demás y con el precipitado poder identificar el catión usando los reactivos específicos.

Ejemplo:

Tenemos una solución que contiene los cationes  $\text{Na}^+$  y  $\text{Mg}^{2+}$ . Determinar con cual de los siguientes reactivos:  $\text{KI}$ ,  $\text{K}_2\text{S}$  y  $\text{K}_2\text{CO}_3$  se pueden separar estos dos cationes.

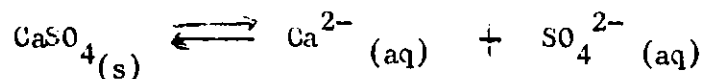
1. Con el I<sup>-</sup> : Los compuestos que se pueden formar son:  
NaI y MgI<sub>2</sub>, pero son solubles, por tanto -  
no habrá precipitación.
2. Con el S<sup>2-</sup>: Los compuestos que se pueden formar son:  
Na<sub>2</sub>S y MgS pero son solubles, por tanto, -  
no habrá precipitación.
3. Con el CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>: Los compuestos que se forman son:  
Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> y MgCO<sub>3</sub>, el MgCO<sub>3</sub> es insoluble entonces  
se formará y precipitará separándose  
así el Na<sup>-</sup> del Mg<sup>2-</sup>.

Respuesta:

El Mg<sup>2-</sup> se separará del Na<sup>-</sup> al agregar a la solu -  
ción K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

Efecto del ión común:

Cuando se tiene una disolución saturada, por ejemplo  
de CaSO<sub>4</sub> y se le agrega un exceso de Ca<sup>2-</sup>, por efecto del  
ión común, ocurre que el equilibrio:



Se desplaza de derecha a izquierda, lo que favorecerá la -  
precipitación de CaSO<sub>4</sub> (sólido).

#### J) Concentración de Reactivos

Para el análisis de cationes se recomienda que:

1. La solución de  $\text{NH}_4 \text{Cl}$  es saturada

La solución de  $\text{KI}$  contiene 5g/l

La solución de  $\text{AgNO}_3$  contiene 5g/l

Todas las demás soluciones salinas contienen 30 g/l

2. Las soluciones de ácidos y bases son concentrados así:

$\text{HCl}$	450 g/l
$\text{HNO}_3$	860 g/l
$\text{H}_2\text{SO}_4$	1780 g/l
$\text{CH}_3\text{-COOH}$	1050 g/l
$\text{NH}_3$	255 g/l
$\text{NaOH}$	400 g/l

NOTA:

Estas concentraciones son recomendadas en el Texto "Prácticas de Química Analítica Mineral" de C. Chaussin.

K) Lista de Productos Usados en las Prácticas y su Concentración

1. Soluciones salinas a 3 g/0.1

$\text{Pb}(\text{CH}_3\text{-COO})_2$	Acetato de plomo	$\text{Sn Cl}_2$	Cloruro de estaño
$\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$	Nitrato Mercuroso	$\text{Mn Cl}_2$	Cloruro de manganeso
$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$	Nitrato de Cromo	$\text{Ca Cl}_2$	Cloruro de Calcio
$\text{Cu SO}_4$	Sulfato de Cobre	$\text{Ba Cl}_2$	Cloruro de Bario
$\text{Fe SO}_4$	Sulfato de Hierro	$\text{Hg Cl}_2$	Cloruro de Mercurio
$\text{Zn SO}_4$	Sulfato de Zinc	$(\text{NH}_4)_2 \text{CO}_3$	Carbonato de Amonio

## 2. Soluciones salinas a 0.5 g/0.1litro

Ag NO <sub>3</sub>	Nitrato de plata
K I	Yoduro de potasio

## 3. Soluciones salinas saturadas a 20 g/0.1 litro

NH <sub>4</sub> Cl	Cloruro de amonio
Ca SO <sub>4</sub>	Sulfato de calcio

## 4. Soluciones salinas concentradas (23.5%)

(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> S	Sulfuro de amonio
-----------------------------------	-------------------

## 5. Acidos concentrados

HCl	Acido Clorhídrico
HNO <sub>3</sub>	Acido Nítrico
CH <sub>3</sub> -COOH	Acido Acético

## 6. Bases concentradas

NaOH	Hidróxido de sodio
NH <sub>4</sub> OH	Hidróxido de amonio

7. Solución de CH<sub>3</sub> - CSNH<sub>2</sub> al 5%

## 8. Aluminio metálico

## 9. Agua destilada

## GENERALIDADES SOBRE EL ANALISIS DE CATIONES

A. Concepto de Química Analítica:

La química analítica, estudia los métodos y técnicas de reconocimiento y determinación de la composición de las sustancias, tanto en lo que respecta a la naturaleza de los elementos que las constituyen (análisis cualitativo) como en lo que se refiere a la cantidad de las mismas (análisis cuantitativo).

B. Reacciones usadas en el Reconocimiento de Cationes

Reacciones por vía húmeda:

Estas reacciones se producen añadiendo a la solución que se analiza (solución problema) una solución de un reactivo específico, con el cual se obtienen reacciones organolépticas, como por ejemplo: la formación de un precipitado, un cambio de color o el desprendimiento de un gas.

C. División de los Metales en grupos:

El estudio de cationes en grupos, se basa en la formación de compuestos insolubles obtenidos mediante diversos reactivos agregados sucesivamente a la solución problema, separándose por filtración el precipitado formado en cada caso.

Al ensayo sistemático para el reconocimiento de cationes se le da el nombre de "Marcha Analítica de Cationes"

Esta marcha nos indica los procedimientos sucesivos a utilizar, para la identificación del grupo a que pertenece el catión o cationes presentes en una solución.

## GRUPO I

Está formado por metales cuyos cloruros son insolubles (insoluble aquí quiere decir muy poco soluble). Por lo que se usa para precipitados un medio de HCl. Estos metales son Hg (I), Ag (I) y Pb (II) que dan respectivamente los cationes  $\text{Hg}_2^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$  y  $\text{Pb}^{2+}$ .

## GRUPO II

Está formado por metales cuyos sulfuros son insolubles en medio ácido diluido. Para precipitados se usará un medio de  $\text{H}_2\text{S}$  en solución, que puede ser suministrado por la hidrólisis de la tioacetamida.

Estos metales son: Pb (II), Bi (III), Cu (II), Cd (II), Hg (II), As (III), Sb (III) y Sn (IV) que dan respectivamente los cationes:  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Bi}^{3+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Cd}^{2+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$ ,  $\text{As}^{3+}$ ,  $\text{Sb}^{3+}$  y  $\text{Sn}^{4+}$ .

## GRUPO III

Está formado por metales cuyos sulfuros son solubles en ácido diluido, pero insolubles en agua y en medio básico. Los metales de este grupo precipitan completamente en  $\text{H}_2\text{S}$  en solución alcalina. Estos metales son: Co (II), Ni (II), Mn (II), Fe (III), Al (III), Cr (III) y Zn (II) que dan respectivamente:  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$  y  $\text{Zn}^{2+}$ .

## GRUPO IV

Está formado por metales cuyos carbonatos son insolubles en agua y precipitan en un medio de  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ .

Estos metales son: Cu (II), Ba (II) y Sr (II) que dan respectivamente:  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$  y  $\text{Sr}^{2+}$ .

#### GRUPO V

Pertenecen a este grupo  $\text{Mg}^{2+}$ , los cationes de los metales alcalinos y  $\text{NH}_4^+$ , que no forman precipitados con ninguno de los reactivos usados en los grupos anteriores.

Los cationes sobre los que incluiré prácticas, serán los fácilmente asequibles, en la mayoría de los lugares de la República, así de cada grupo estudiaré:

- I Grupo:  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$  y  $\text{Hg}_2^{2+}$
- II Grupo:  $\text{Cu}^{2+}$  y  $\text{Sn}^{4+}$
- III Grupo:  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$  y  $\text{Mn}^{2+}$
- IV Grupo:  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{Ba}^{2+}$
- V Grupo: No analizaré ninguno debido a la dificultad de encontrar en el mercado, los reactivos específicos para el análisis de los cationes de este grupo.

Basada en la "Marcha Analítica de Cationes" presentaré el estudio de cada catión en forma independiente y no en el proceso acostumbrado de forma sistemática y progresiva.

### III

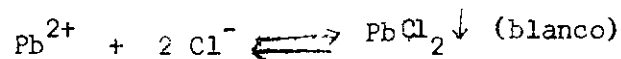
#### FORMULACION DE PRACTICAS DE ANALISIS CUALITATIVO DE CATIONES

"Las cantidades de solución utilizadas se pueden reducir o aumentar, pero no se deben cambiar las proporciones"

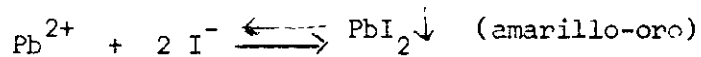
## PRACTICA N°1

- Objetivo: Reconocimiento del Cati3n Pb<sup>2+</sup>
- Material: 3 tubes de ensayo, embudo, papel filtro y mechero.
- Sustancias: Soluciones de Pb (CH<sub>3</sub> - COO)<sub>2</sub>, HCl y K I
- Experimentos:

1. En un tubo de ensayo, tratar 1 cm<sup>3</sup> de soluci3n de Pb (CH<sub>3</sub>-COO)<sub>2</sub>, con HCl, aadi3ndolo gota a gota hasta que no se produzca mas precipitado.



2. Filtrar y lavar el precipitado, una vez con agua destilada fría. Desechar el filtrado.
3. Verter sobre el precipitado que se encuentra en el papel filtro 5 cm.<sup>3</sup> de agua destilada caliente y reciba el filtrado en un tubo de ensayo. El precipitado se disuelve.
4. Tratar la soluci3n obtenida en el filtrado anterior, en caliente con KI, aadi3ndolo gota a gota, y se obtiene un precipitado de PbI<sub>2</sub> que indica la presencia del cati3n Pb<sup>2+</sup>.



### RESUMEN

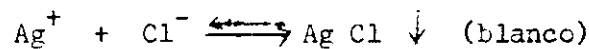
1. El Pb<sup>2+</sup> forma con Cl<sup>-</sup> un compuesto insoluble de PbCl<sub>2</sub>.

2. El  $\text{PbCl}_2$  es soluble en agua caliente. Esto permite separarlo de otros cloruros por ejemplo:  $\text{AgCl}$  y  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$

## PRACTICA N°2

- Objetivo: Reconocimiento del Cation  $\text{Ag}^+$
- Material: 3 tubos de ensayo, embudo, papel filtro y mechero.
- Sustancias: Soluciones de  $\text{Ag NO}_3$ ,  $\text{HCl}$  y  $\text{NH}_3$  ( $\text{NH}_4\text{OH}$ )
- Experimentos:

1. En un tubo de ensayo, tratar  $1 \text{ cm}^3$  de solución de  $\text{Ag NO}_3$ , con  $\text{HCl}$ , añadiéndolo gota a gota, hasta que no se produzca más precipitado.

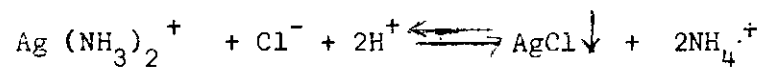


2. Filtrar y lavar el precipitado una vez con agua destilada fría. Desechar el filtrado.
3. Verter sobre el precipitado que se encuentra en el papel filtro,  $5 \text{ cm}^3$  de agua destilada caliente, recibir el filtrado en un tubo de ensayo y desecharlo. El precipitado no se disuelve.
4. Verter sobre el precipitado que se encuentra en el papel filtro, gotas de  $\text{NH}_4\text{OH}$  y el precipitado se disuelve, esto indica que está presente  $\text{Ag}^+$



$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$  es un complejo. El  $\text{AgCl}$  es soluble en  $\text{NH}_4\text{OH}$ , lo que permite separarlo del  $\text{Hg}_2^{2+}$

5. A la solución obtenida en el filtrado anterior agregar gotas de  $\text{HNO}_3$ , hasta que se forme un precipitado de  $\text{AgCl}$ .



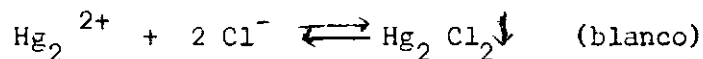
#### RESUMEN

1. El  $\text{Ag}^+$  forma con  $\text{Cl}^-$  un compuesto insoluble de  $\text{AgCl}$ .
2. El  $\text{AgCl}$  es soluble en  $\text{NH}_4\text{OH}$
3. El  $\text{H}^+$  proveniente del  $\text{HNO}_3$  se une con el amoníaco libre según la reacción:  $\text{H}^+ + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{NH}_4^+$  y : hace que el equilibrio  $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+ \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$  se desplace hacia la derecha y entonces  $\text{Ag}^+$  libre es precipitado por el ión  $\text{Cl}^-$  que se encuentra en la solución.

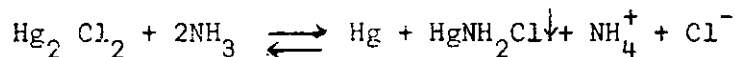
### PRACTICA N°3

- Objetivo: Reconocimiento del Cation  $\text{Hg}_2^{2+}$
- Material: 3 tubos de ensayo, embudo, papel filtro y mechero.
- Sustancias: Soluciones de  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{HCl}$  y  $\text{NH}_3$  ( $\text{NH}_4\text{OH}$ )
- Experimentos:

1. En un tubo de ensayo, tratar  $1 \text{ cm}^3$  de solución de  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$  con  $\text{HCl}$ , añadiéndolo gota a gota, hasta que no se produzca más precipitado.



2. Filtrar y lavar el precipitado una vez con agua destilada fría. Desechar el filtrado.
3. Verter sobre el precipitado que se encuentra en el papel filtro  $5 \text{ cm}^3$  de agua destilada caliente, recibir el filtrado en un tubo de ensayo y desecharlo. El precipitado no se disuelve.
4. Verter sobre el precipitado que se encuentra en el papel filtro, gotas de  $\text{NH}_4\text{OH}$ , el precipitado se ennegrece, lo que indica la presencia del cation  $\text{Hg}_2^{2+}$



### RESUMEN

1. El  $\text{Hg}_2^{2+}$  forma con  $\text{Cl}^-$  un compuesto insoluble de  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$
2. La formación de un precipitado negro es debido a la reducción de  $\text{Hg}_2^{2+}$  a  $\text{Hg}^0$  (mercurio metálico).

## PRACTICA N°4

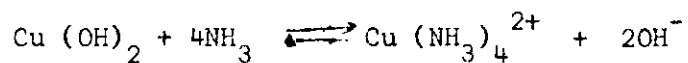
Objetivo: Reconocimiento del Cation  $\text{Cu}^{2+}$  y el  $\text{CuS}$ .

Material: 1 baso de precipitado, 2 tubos de ensayo y 1 varilla de vidrio

Sustancia: Soluciones de  $\text{Cu SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{CH}_3 - \text{CSNH}_2$  y  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

### Esperimentos:

1. En un tubo de ensayo, tratar  $1 \text{ cm}^3$  de solución de  $\text{CuSO}_4$  con  $\text{HCl}$  hasta obtener una reacción ácida al tornasol. (Para averiguarlo sumergir el extremo de una varilla de vidrio en la solución y tocar con el extremo húmedo, un trozo de papel azul de tornasol, se **vpiverá rojo**)
2. A la solución anterior agregar  $1 \text{ cm}^3$  de tioacetamida. Calentar el tubo de ensayo en un baño de agua durante 5 minutos. La tioacetamida al hidrolizarse suministra una corriente de  $\text{H}_2\text{S}$  y este se ioniza según la reacción:  $\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{S}^{2-}$ . El  $\text{Cu}^{2+}$  reacciona con  $\text{S}^{2-}$  formando:  $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightleftharpoons \text{CuS} \downarrow$  (negro). Esta reacción permite conocer el precipitado de  $\text{CuS}$ .
3. En un tubo de ensayo, tratar  $1 \text{ cm}^3$  de solución de  $\text{CuSO}_4$ , con 5 gotas de  $\text{NH}_4\text{OH}$  y se formará un precipitado:  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{NH}_4^+$
4. A la solución anterior agregarle un exceso de  $\text{NH}_4\text{OH}$  y se forma un ion complejo de  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$  (tetramin de cobre II).



Se reconocerá la presencia de  $\text{Cu}^{2+}$  por el color azul intenso del ion complejo  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$

#### RESUMEN

1. Por adición de una solución acuosa de amoníaco el  $\text{Cu}^{2+}$  precipita en forma de hidróxido.
2. Cuando se agrega un exceso de solución acuosa de amoníaco se disuelve el  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  y se forma el complejo  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$

#### NOTA

Si el color azul del  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$  es demasiado débil agregue gotas de  $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$  la formación de un precipitado de color rosado de  $\text{Cu}_2\text{Fe}(\text{CN})_6$  indicará la presencia del  $\text{Cu}^{2+}$ .

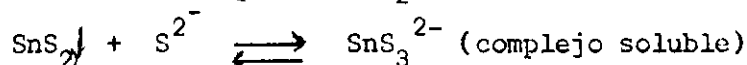
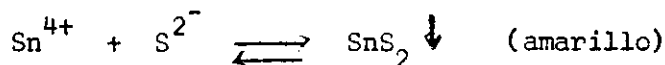
## PRACTICA N°5

- Objetivo: Reconocimiento del Cation  $\text{Sn}^{4+}$
- Material: Vaso de precipitado, 1 tubo de ensayo, varilla de vidrio embudo, papel filtro, soporte y mechero.
- Sustancias: Soluciones de  $\text{SnCl}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{CH}_3\text{-CSNH}_2$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{HgCl}_2$  y un trocito de aluminio.

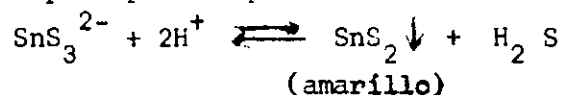
### Experimento:

1. En un tubo de ensayo, tratar  $1 \text{ cm}^3$  de solución de  $\text{SnCl}_2$  con gotas de  $\text{HNO}_3$  y calentar con el objeto de oxidar el  $\text{Sn}^{2+}$  a  $\text{Sn}^{4+}$ .
2. A la solución anterior, agregar  $\text{HCl}$  gota a gota hasta obtener una reacción ácida al tornasol. (Para averiguarlo sumergir el extremo de una varilla de vidrio, en la solución y tocar con el extremo húmedo un trozo de papel azul de tornasol, se volverá de color rojo).
3. A la solución anterior, agregar  $1 \text{ cm}^3$  de  $\text{CH}_3\text{CSNH}_2$ . Calentar el tubo de ensayo en un baño de agua, durante 5 minutos, añadir  $1 \text{ cm}^3$  de  $\text{NaOH}$  y continuar calentando la solución en baño de agua durante 5 minutos. La tioacetamida al hidrolizarse suministra una corriente de  $\text{H}_2\text{S}$ , según la reacción:  $\text{CH}_3\text{-CSNH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-COO}^- + \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{S}$  y el  $\text{H}_2\text{S}$  se ioniza en solución acuosa, según la reacción:  $\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{S}^{2-}$ .

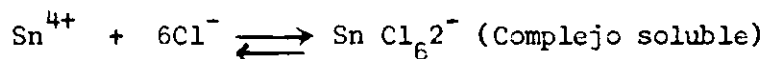
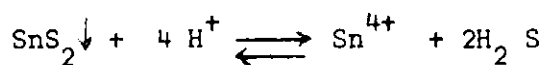
4. En la solución anterior se forma un precipitado al reaccionar el  $\text{Sn}^{4+}$  con el  $\text{S}^{2-}$  presenta en la solución:



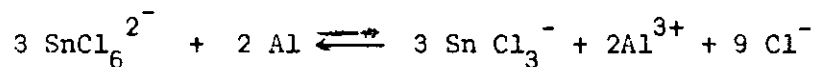
5. Filtrar la mezcla obtenida y tratar el filtrado con 1 gota de HCl. Calcular hasta expulsar todo el  $\text{H}_2\text{S}$  y filtrar el precipitado que se formó. Desechar el filtrado.



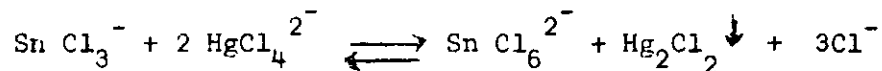
6. El precipitado que se haya en el papel filtro, recogerlo en un tubo de ensayo, añadir  $1 \text{ cm}^3$  de HCl. Calentar y el precipitado se disuelve, formándose un complejo soluble de  $\text{SnCl}_6^{2-}$ .



7. Colocar un trocito de aluminio ( $1/2 \text{ cm}^2$ ) en la solución anterior y calentar hasta que se haya disuelto todo el aluminio (este actúa como reductor pues reduce el  $\text{Sn}^{4+}$  a  $\text{Sn}^{2+}$ ).



8. Agregar  $1 \text{ cm}^3$  de la solución anterior  $\text{HgCl}_2$ , gota a gota, la formación de un precipitado blanco, gris o negro indica la presencia del catión  $\text{Sn}^{4+}$ .



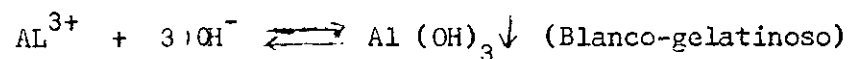
#### RESUMEN

1. El  $\text{SnS}_2$  forma sulfuros complejos solubles en una solución de sulfuro-alcalino.
2. El  $\text{Sn}^{2+}$  reduce a  $\text{Hg}^{2+}$  a  $\text{Hg}_2^{2+}$  y  $\text{Hg}^0$  (mercurio metálico).

## PRACTICA N°6

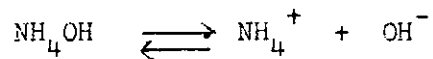
Objetivo: Reconocimiento del Cation  $Al^{3+}$   
Material: 1 tubo de ensayo  
Sustancias: Soluciones de  $Al_2(SO_4)_3$ ,  $NH_4Cl$  y  $NH_4OH$   
Experimentos:

1. En un tubo de ensayo, tratar 1 cm<sup>3</sup> de solución de  $Al_2(SO_4)_3$ , con 2 cm<sup>3</sup> de  $NH_4Cl$ . Calentar hasta ebullición.
2. A la solución anterior agregar  $NH_4OH$  gota a gota, hasta que se forme un precipitado, que indica la presencia del cation  $Al^{3+}$ .



### RESUMEN

1. El  $OH^{-}$  es suministrado al sistema por la ionización del  $NH_4OH$  según la reacción:

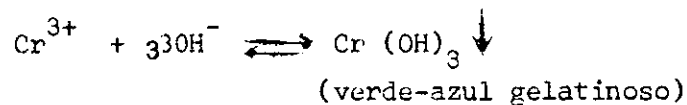


La presencia del  $OH^{-}$  permite la precipitación del  $Al^{3+}$  en forma de  $Al(OH)_3$ .

## PRACTICA N°7

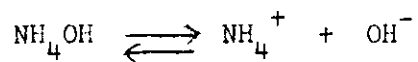
Objetivo: Reconocimiento del Cation  $\text{Cr}^{3+}$   
Material: 1 tubo de ensayo  
Sustancias: Soluciones de  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  y  $\text{NH}_4\text{OH}$   
Experimentos:

1. En un tubo de ensayo, tratar  $1\text{ cm}^3$  de solución de  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$  con  $2\text{ cm}^3$  de  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Calentar hasta ebullición.
2. A la solución anterior agregar  $\text{NH}_4\text{OH}$  gota a gota, hasta que se forma un precipitado que indica la presencia del cation  $\text{Cr}^{3+}$



### RESUMEN

1. El  $\text{OH}^-$  es suministrado al sistema, por la ionización del  $\text{NH}_4\text{OH}$ , según la reacción:

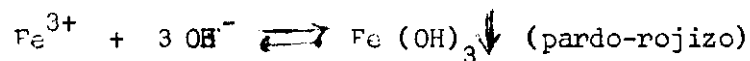


La presencia del  $\text{OH}^-$  permite la precipitación del  $\text{Cr}^{3+}$  en forma de  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ .

## PRACTICA N°8

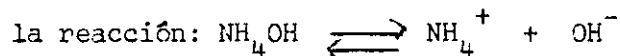
Objetivos: Reconocimiento del Cati3n Fe<sup>3+</sup>  
Material: 1 tubo de ensayo  
Sustancias: Soluciones de Fe SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>, NH<sub>4</sub>Cl y NH<sub>4</sub>OH  
Experimentos:

1. En un tubo de ensayo, tratar 1 cm<sup>3</sup> de soluci3n de Fe SO<sub>4</sub> con 2 gotas de HNO<sub>3</sub> y calentar hasta ebullici3n, con el objeto de oxidar el Fe<sup>2+</sup> a Fe<sup>3+</sup>.
2. A la soluci3n anterior agregar 2 cm<sup>3</sup> de NH<sub>4</sub>Cl y calentar hasta ebullici3n.
3. A la soluci3n anterior agregar NH<sub>4</sub>OH gota a gota, hasta que se forme un precipitado, que indica la presencia del cati3n Fe<sup>3+</sup>.



### RESUMEN

1. El OH<sup>-</sup> es suministrado al sistema por el NH<sub>4</sub>OH seg3n



La presencia del OH<sup>-</sup> permite la precipitaci3n de Fe<sup>3+</sup> en forma de Fe(OH)<sub>3</sub>.

## PRACTICA N°9

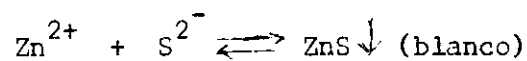
Objetivo: Reconocimiento del Cation  $Zn^{2+}$

Material: 1 tubo de ensayo

Sustancias: Soluciones de  $ZnSO_4$  y  $(NH_4)_2S$

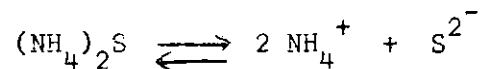
Experimento:

1. En un tubo de ensayo, tratar  $1\text{ cm}^3$  de solución de  $ZnSO_4$ , con  $1\text{ cm}^3$  de  $(NH_4)_2S$  y se forma un precipitado de  $ZnS$ :



### RESUMEN

1. El ion  $S^{2-}$  es producido por la ionización del  $(NH_4)_2S$  en solución acuosa, según la reacción

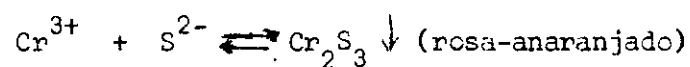


2. El  $ZnS$  es el único sulfuro blanco.

## PRACTICA N°10

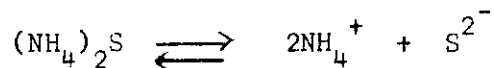
Objetivo: Reconocimiento del Cation  $Mn^{2+}$   
Material: 1 tubo de ensayo  
Sustancias: Soluciones de  $MnCl_2$  y  $(NH_4)_2S$   
Experimento:

1. En un tubo de ensayo, tratar  $1\text{ cm}^3$  de solución de  $MnCl_2$ , con  $1\text{ cm}^3$  de  $(NH_4)_2S$  y se forma un precipitado de  $Cr_2S_3$ .



### RESUMEN

1. El ion  $S^{2-}$  es producido por la ionización del  $(NH_4)_2S$  en solución acuosa según la reacción.



## PRACTICA N°11

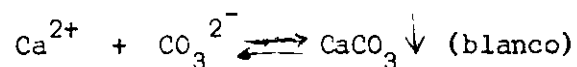
Objetivo: Reconocimiento del Cation  $\text{Ca}^{2+}$

Material: 4 tubos de ensayo, embudo, papel filtro y mechero.

Sustancias: Soluciones de  $\text{Ca Cl}_2$ ,  $(\text{NH}_4)_2 \text{CO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{-COOH}$  y  $\text{Ca SO}_4$  saturada.

### Experimentos:

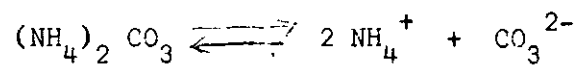
1. En un tubo de ensayo, tratar  $1 \text{ cm}^3$  de solución de  $\text{Ca Cl}_2$ , con  $1 \text{ cm}^3$  de  $(\text{NH}_4)_2 \text{CO}_3$ . Se forma un precipitado. Calentar



2. Filtrar y lavar el precipitado, con agua destilada fría. Desechar el filtrado.
3. Verter sobre el precipitado que se encuentra en el papel filtro,  $5 \text{ cm}^3$  de solución acuosa conteniendo 10 gotas de ácido **acético**..
4. Tratar  $1 \text{ cm}^3$  de la solución obtenida en el filtrado con un volumen igual de solución saturada de  $\text{CaSO}_4$ . **Calentar, si** no se forma precipitado el cation presente es  $\text{Ca}^{2+}$ .

## RESUMEN

1. El ion  $\text{CO}_3^{2-}$  es producido por la ionización del  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  según la reacción:



2. Una característica del  $\text{Ca}^{2+}$  es formar compuestos insolubles con  $\text{CO}_3^{2-}$  y  $\text{SO}_4^{2-}$ .
3. La no formación de precipitado en el paso N°4 del presente experimento es debido a que la concentración de  $\text{Ca}^{2+}$  es inferior a la concentración máxima posible.

PRACTICA Nº12

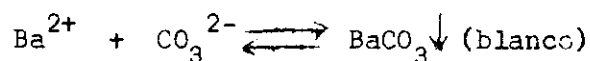
Objetivo: Reconocimiento del Cati3n Ba<sup>2+</sup>

Material: 4 tubos de ensayo, embudo, papel filtro y mechero.

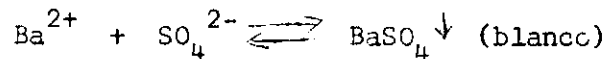
Sustancias: Soluciones de BaCl<sub>2</sub>, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>-COOH y Ca SO<sub>4</sub> saturada.

Experimento:

1. En un tubo de ensayo, tratar 1 cm<sup>3</sup> de soluci3n de BaCl<sub>2</sub>, con 1 cm<sup>3</sup> de (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub> CO<sub>3</sub>. Se forma un precipitado. Calentar.

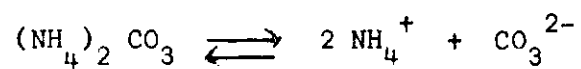


2. Filtrar y lavar el precipitado con agua destilada fría. Desechar el filtrado.
3. Verter sobre el precipitado que se encuentra en el papel filtro, 5 cm<sup>3</sup> de soluci3n acuosa conteniendo 10 gotas de 3cido ac3tico.
4. Tratar 1 cm<sup>3</sup> de la soluci3n, obtenida en el filtrado anterior, con un volumen igual de soluci3n saturada de CaSO<sub>4</sub>. Calentar, la formaci3n inmediata de un precipitado, indica la presencia del cati3n Ba<sup>2+</sup>.



## RESUMEN

1. El ion  $\text{CO}_3^{2-}$  es producido por la ionización del  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  según la reacción:



2. Una de las características del  $\text{Ba}^{2+}$  es formar compuestos insolubles con  $\text{CO}_3^{2-}$  y  $\text{SO}_4^{2-}$ .
3. Debido a la baja solubilidad del  $\text{BaSO}_4$  en comparación con  $\text{CaSO}_4$ , ocurre la formación de un precipitado en el paso N°4 del presente experimento.

## CONCLUSIONES

1. En el desarrollo de las prácticas se ejercitan conceptos como: disociación electrolítica, equilibrio iónico y óxido-reducción.
2. El estudio de los cationes en forma **independiente** permite conocer las reacciones características, que cada catión manifiesta en presencia de un determinado reactivo.
3. Aún cuando el estudio de los cationes se realiza en forma independiente, mantienen los procedimientos necesarios para el análisis de cationes por grupos, pudiéndose presentar una solución **problema** que contenga diversos cationes de un mismo o de distintos grupos.
4. Las prácticas presentan reactivos en su mayoría fáciles de obtener, con excepción de la tioacetamida y del polisulfuro de amonio, y se realizan usando un mínimo de reactivos, material y tiempo.
5. Pueden presentarse las prácticas en forma de método indagatorio, en donde el alumno, observe y considere la importancia de las concentraciones de los reactivos.
6. Este procedimiento de descubrimiento permitirá formar en el alumno, el espíritu de observación e investigación y así fomentar el interés por el estudio de la materia de Química Inorgánica.
7. Al presentarse las prácticas en forma sucesiva, observará el alumno la necesidad de trabajar con orden, precisión y cuidado.

## BIBLIOGRAFIA

Química Analítica Cualitativa

William T. Hall

Química Chemical Education Material Study

Travaux Pratiques de Chimie  
Analytique Minérale

C. Chaussin

Análisis Químico **Cualitativo**

William H. Neveggall  
Frederic C. Schmidt.

Química General Moderna

J. A. Babor  
José Ibarz