

**UNIVERSIDAD DE EL SALVADOR  
FACULTAD DE QUIMICA Y FARMACIA**



**ELABORACION DE UNA GUIA PRACTICA PARA DETERMINAR LA  
SOLUBILIDAD DE LAS SUSTANCIAS BASANDOSE EN EL TIPO DE  
ENLACE QUIMICO Y DE ACUERDO A LA POSICION DE LOS ELEMENTOS  
EN LA TABLA PERIODICA**

**TRABAJO DE GRADUACION PRESENTADO POR:**

**BRENDA LISSETTE GUARDADO GUARDADO  
RENE FRANCISCO MIRANDA SANCHEZ**

**PARA OPTAR AL GRADO DE  
LICENCIATURA EN QUIMICA Y FARMACIA**

**FEBRERO DE 2009**

**SAN SALVADOR, EL SALVADOR, CENTRO AMERICA.**

**UNIVERSIDAD DE EL SALVADOR**

**RECTOR**

MSc. Rufino Antonio Quezada Sanchez

**SECRETARIO GENERAL**

Lic. Douglas Vladimir Alfaro Chavez

**FACULTAD DE QUIMICA Y FARMACIA**

**DECANO**

Lic. Salvador Castillo Arevalo

**SECRETARIA**

MSc. Morena Lizette Matinez de Diaz

**COMITE DE TRABAJO DE GRADUACION**

**COORDINADORA GENERAL**

Licda. Maria Concepcion Odette Rauda Acevedo

**ASESORA DE AREA DE GESTION AMBIENTAL**

Licda. Maria Luisa Ortiz de Lopez

**ASESORA DE AREA DE CONTROL DE CALIDAD DE PRODUCTOS  
FARMACEUTICOS, COSMETICOS Y VETERINARIOS**

MSc. Rocio Ruano de Sandoval

**DOCENTES DIRECTORES**

Lic. Arturo Garcia Mazzini

Licda. Digna Padilla de Garcia

## **AGRADECIMIENTOS**

A NUESTROS DOCENTES DIRECTORES:

Lic. Arturo García Mazzini y Licda. Digna Padilla de García. Por su asesoría, tiempo, apoyo, paciencia, y dedicación para la realización de este trabajo

A LA COORDINADORA GENERAL Y ASESORES DE AREAS

Licda. María Odette Rauda, MSc. Rocío Ruano de Sandoval y María Luisa Ortíz de López. Por sus observaciones y recomendaciones las cuales ayudaron a la realización del trabajo de investigación

A todas las personas que de una u otra forma contribuyeron a la elaboración de esta investigación. Nuestros más sinceros agradecimientos

Brenda Guardado y René Miranda

## **DEDICATORIA**

### **A DIOS TODOPODEROSO:**

Por estar conmigo en todo momento sin importar las circunstancias e iluminar mi camino en los malos momentos y compartir la alegría de este logro.

### **A MIS PADRES:**

José Osmín Guardado Guardado, y Natividad Mercedes de Guardado por ser los pilares que cimentan mi vida y que han luchado por darme lo mejor; gracias por todo el apoyo, amor y consejos recibidos. Este triunfo es de ustedes.

### **A MIS HERMANOS:**

José A. Osmín Guardado y Oscar Ernesto Guardado por estar ahí en los momentos que más los he necesitado.

### **A MIS ABUELITOS:**

José María Guardado (Q.D.D.G), Feliciano Landaverde (Q.D.D.G), Rubén Guardado (Q.D.D.G) y María Dolores Guardado (Q.D.D.G).

### **A MI COMPAÑERO DE TESIS:**

René Francisco Miranda Sánchez por su sincera amistad brindada durante muchos años y por compartir este logro.

### **A MIS AMIGOS:**

Ariana por su linda amistad y apoyo incondicional, Karen por estar conmigo siempre, Wilfredo por toda su comprensión y apoyo brindado, Ana Luisa por ser una amiga muy especial y a todos mis amigos: Thanita, Marcel, Daniel, Gaby, Karla, Eriseldi, Emerson, Josué y Claudia. Y a todos los que llegué a conocer y formaron parte de mi vida.

Brenda Guardado

## DEDICATORIA

Esta tesis es la culminación del esfuerzo y la dedicación mía y de muchas personas a las cuales les estaré siempre agradecido y que no basta con mencionarlas en este documento, en primer lugar a Dios que es el apoyo de toda mi vida. Les agradezco de todo corazón a mis papás Dolores Imelda Sánchez Paredes y René Miranda Mejía, por estar a mi lado incondicionalmente y por ser los mejores padres que jamás pude tener. A mis hermanos Walter, Ivonne y Jazmín quienes de alguna manera apoyaron o dejaron de apoyar y hacerme reflexionar durante mi carrera y en mi vida, pero en especial y no encuentro palabras para agradecerle a mi hermana Amalia Lizeth Miranda de Ayala y su familia por brindarme todo el apoyo económico y moral que le solicitaba, sé que personas con un corazón como el de ella existen pocas y agradezco a Dios porque es mi hermana y está cerca de mí, y le agradezco a mi querida familia que además de mis padres y mis hermanos son mis sobrinos. Al igual gracias a mi amiga Thanía Benítez por ser como es y estar conmigo en tantas y diferentes situaciones, Gracias. A mi compañera de tesis y amiga Brenda Lissett Guardado Guardado y familia por compartir conmigo la bendición de este éxito. A mis amigos de Universidad, gracias por todo Karla, Ana Luisa, Iveth, Eriseldi, Gabriela, Ariana, Marcel, Emerson, Josué y Daniel. Y a todas esas personas que he tenido el placer de conocer en los momentos en que me sentía inquieto y con los que he pasado un momento excelente, Gracias.

René Miranda

## INDICE

	Página
Resumen	
Capítulo I	
1.0 Introducción	xxi
Capítulo II	
2.0 Objetivos	
Capítulo III	
3.0 Marco Teórico	26
3.1 Generalidades	26
3.2 Clasificación periódica en función de la estructura electrónica	26
3.3 Descubrimiento de periodicidad de los elementos	27
3.4 Características de la tabla periódica	27
3.4.1 Grupos	27
3.4.2 Periodos	28
3.5 Propiedades de los elementos en relación con su posición en la tabla periódica	28
3.5.1 División de los elementos en función de su comportamiento químico	29
3.6 Propiedades periódicas	31

3.6.1 Tamaño de los elementos	31
3.6.2 Potencial de ionización	33
3.6.3 Afinidad electrónica	35
3.6.4 Electronegatividad	36
3.7 Tipos de enlaces químicos	38
3.8 Electronegatividad y polaridad de los enlaces	42
3.9 Moléculas polares y no polares	44
3.9.1 Momento dipolar	44
3.10 Soluciones	48
3.11 Solubilidad	48
3.11.1 Tipos de soluciones con respecto a la solubilidad	49
3.12 Clasificación de los solventes	50
3.12.1 Solventes polares	50
3.12.2 Solventes no polares	51
3.13 Fuerzas intermoleculares en mezcla	51
3.14 Periodicidad en compuestos	52
3.14.1 Compuestos binarios del hidrógeno	53
3.14.2. Compuestos binarios del oxígeno	54
3.15 Compuestos de coordinación	58



Capítulo IV	
4.0 Diseño metodológico	63
4.1 Tipo de estudio	63
4.2 Investigación bibliográfica	63
4.3 Investigación de campo	64
4.3.1 Universo	64
4.3.2 Muestra	64
4.3.3 Encuesta	69
4.4 Parte experimental	70
4.5 Formato de cuadros de análisis teóricos previos a la prueba de solubilidad	75
4.6 Formato de cuadros de análisis teóricos correspondientes a la prueba de solubilidad	79
4.7 Formato de cuadros de análisis teóricos de 413 solutos	80
Capitulo V	
5.0 Resultados y discusión de resultados	85
5.1 Resultados e interpretación de resultados de encuesta	85
5.2 Resultados e interpretación de resultados de prueba de solubilidad	98
5.2.1 Análisis teórico de solutos y solventes previo a la prueba de solubilidad	98

5.2.2 Análisis teórico de solutos correspondientes a la prueba de solubilidad	110
5.3 Resultados e interpretación de resultados de análisis teórico de 413 solutos	131
Capítulo VI	
6.0 Conclusiones	161
Capítulo VII	
7.0 Recomendaciones	165
Bibliografía	
Glosario	
Anexos	

## INDICE DE CUADROS

Cuadro N°		Página
1	Afinidades electrónicas de algunos elementos de los grupos VI A y VII A	36
2	Estudiantes inscritos en Universidad de El Salvador en el año lectivo 2008	64
3	Resultado de prueba piloto realizada a estudiantes para calcular la varianza poblacional para el estrato <i>i</i>	66
4	Resumen de cálculos estadísticos	67
5	Número de encuestas realizadas por facultad	69
6	Listado de solutos a utilizar en la prueba de solubilidad	72
7	Listado de solventes a utilizar en la prueba de solubilidad	73
8	Análisis previo de solutos diatómicos ensayados experimentalmente	76
9	Análisis previo de solutos poliatómicos ensayados experimentalmente	77
10	Análisis de solventes utilizados	78
11	Interpretación de resultados de la prueba de solubilidad de solutos diatómicos	79
12	Interpretación de resultados de la prueba de solubilidad de solutos poliatómicos	80

13	Análisis teórico de solutos diatómicos basados en diferencia de electronegatividad	81
14	Análisis teórico de solutos poliatómicos basados en la diferencia de electronegatividad y momento dipolar	82
15	Análisis teórico de solutos formados por aniones poliatómicos y diferentes cationes	83
16	Sexo de los encuestados	86
17	Estudiantes que conocen las propiedades periódicas	87
18	Estudiantes que conocen las definiciones de las propiedades periódicas	89
19	Estudiantes que saben la diferencia entre afinidad electrónica y electronegatividad	90
20	Estudiantes que analizan las propiedades periódicas de los componentes de la solución	92
21	Existe relación entre la electronegatividad y la preparación de una solución	93
22	Población estudiantil que conoce libros de referencia sobre solubilidad	94
23	Conocen como determinar el tipo de solvente a utilizar en una disolución sin un libro de referencia	96

24	Estudiantes que establecen el solvente a utilizar en base a las propiedades periódicas	97
25	Análisis previo de solutos diatómicos ensayados experimentalmente	99
26	Análisis previo de solutos poliatómicos ensayados experimentalmente	101
27	Análisis de solventes utilizados	107
28	Interpretación de resultados de la prueba de solubilidad de solutos diatómicos	111
29	Interpretación de resultados de la prueba de solubilidad de solutos poliatómicos	116
30	Análisis teórico de solutos diatómicos basados en diferencia de electronegatividad	132
31	Análisis teórico de solutos poliatómicos basados en la diferencia de electronegatividad y momento dipolar	134
32	Análisis teórico de solutos formados por aniones poliatómicos y diferentes cationes y otros compuestos	145

## INDICE DE FIGURAS

Figura N°		Página
1	Tabla periódica (Anexo N° 1)	177
2	División de la tabla periódica en bloques según configuración electrónica (Anexo N° 2)	178
3	Radios metálicos, radios covalentes y radios iónicos	32
4	Periodicidad de radio atómico (Anexo N° 3)	179
5	Variación de la 1ª energía de ionización según el número atómico	34
6	Comportamiento de propiedades periódicas (Anexo N° 4)	180
7	Variación de la electronegatividad en base al número atómico	37
8	Electronegatividades de algunos elementos representativos (Anexo N° 5)	181
9	Dirección de polaridad del $\text{CCl}_4$	46
10	Dirección de polaridad del $\text{CH}_3\text{Cl}$	47
11	Geometrías moleculares básicas	48
12	Prueba de solubilidad de solutos en solventes de diferente polaridad	74
13	Sexo de los estudiantes encuestados	86
14	Estudiantes que conocen las propiedades periódicas	87

15	Conocimientos sobre las definiciones de las propiedades periódicas	89
16	Diferencia entre afinidad electrónica y electronegatividad	90
17	Estudiantes analizan las propiedades periódicas de los componentes de la solución	92
18	Existe relación entre la electronegatividad y la preparación de una solución	93
19	Estudiantes que conocen libros de referencia sobre solubilidades	94
20	Estudiantes que determinan el tipo de solvente a usar en una disolución sin un libro de referencia	96
21	Estudiantes que establecen el solvente a utilizar en base a las propiedades periódicas	97

## INDICE DE ANEXOS

### Anexo N°

- 1 Tabla periódica
- 2 División de la tabla periódica en bloques según configuración electrónica
- 3 Periodicidad de radio atómico
- 4 Propiedades periódicas
- 5 Valores de electronegatividad según Linus Pauling de elementos representativos
- 6 Muestreo aleatorio estratificado
- 7 Distribución de probabilidad normal estándar
- 8 Modelo de encuesta
- 9 Materiales, reactivos y equipos empleados en la parte experimental
- 10 Geometrías moleculares básicas
- 11 Tabla de solubilidad en agua y en ácidos de solutos
- 12 Comportamiento de otras características químicas



## ABREVIATURAS

°C: Grados Centígrados

mL: Mililitros

g: Gramos

M<sub>x</sub>: Muestra

ΔEN: Diferencia de electronegatividad

EN: Electronegatividad

## RESUMEN

En el presente estudio de investigación se elaboró una guía práctica para determinar la solubilidad de las sustancias basándose en el tipo de enlace químico y la posición de los elementos en la Tabla Periódica, lo cual se llevó a cabo mediante la recopilación de diversas teorías con las cuales los solutos químicos pueden ser analizados, entre estas teorías pueden ser mencionadas la electronegatividad de Linus Pauling, el momento dipolar así como también la posición de los elementos en la tabla periódica.

Se realizó el análisis teórico previo de 20 solutos y 5 solventes tomando en cuenta las propiedades periódicas y teorías antes mencionadas; dichos análisis fueron comparados con los resultados obtenidos en la parte práctica que consistió en determinar si cada uno de los 20 solutos era soluble en 5 solventes de diferente polaridad. Además se presentaron análisis teóricos de 413 solutos tomando en cuenta el momento dipolar, esto con el fin de poner en práctica de forma teórica lo que se plantea en el marco teórico de este documento.

A través del desarrollo de las tres etapas de este trabajo de graduación se concluye que muchas de las teorías con las cuales pueden ser analizados los solutos o solventes no pueden generalizarse para todas las sustancias, ya que existen excepciones o reglas y muchas veces las sustancias poseen características propias que solo pueden determinarse llevando de forma

práctica su análisis. Por lo anterior se demuestra que la forma más segura para determinar la solubilidad de un soluto es mediante la comprobación experimental, debido a que el comportamiento de un soluto puede variar de un solvente a otro, aún si éstos son de similar naturaleza o polaridad.

**CAPITULO I**  
**INTRODUCCION**

## 1.0 INTRODUCCION

La realización de éste trabajo tuvo como objetivo responder a las necesidades y/o deficiencias que presentaron los estudiantes de diversas facultades en la Universidad de El Salvador con respecto al análisis de las propiedades periódicas previo a la preparación de una solución, lo cual se vio reflejado por medio de una encuesta (Ver Anexo N° 8) realizada a un grupo de estudiantes de esta institución, la cual permitió conocer cuales son las dificultades que ellos presentan en ésta área.

A pesar de ser una investigación principalmente bibliográfica, en ella se presentó una parte práctica para dar una mejor sustentación de ésta, en ella se aplica y se da a conocer por medio de cuadros, los respectivos análisis de las propiedades periódicas de los elementos que conforman el soluto y así permitir la selección de solventes adecuados para la preparación de algunas soluciones que se llevarán a cabo.

Dentro de esta parte experimental denominada: Prueba de solubilidad, se llevó a cabo la preparación de 100 soluciones, en donde se observó la disolución de 20 solutos cada uno de ellos ensayado en 5 solventes diferentes, y que a su vez cada soluto fue analizado de una forma teórica en base a la escala de electronegatividad de Linus Pauling, posición de los elementos dentro de la Tabla Periódica y momentos dipolares para predecir el tipo de enlace químico y

polaridad de las moléculas. Además se dará a conocer la solubilidad de 413 sustancias de una forma teórica según las propiedades químicas que éstas presenten.

En general, ésta investigación ayudará a que los estudiantes tanto del nivel básico como los que cursan materias de niveles superiores en ésta Universidad y otros interesados, realicen sin dificultad la comprensión de cómo actúan las propiedades químicas de los elementos que constituyen los solutos y determinar en base a esto los solventes idóneos para la preparación de las soluciones.

## **CAPITULO II**

### **OBJETIVOS**

## 2.0 OBJETIVOS

### 2.1 Objetivo General:

Elaborar una guía práctica para determinar la solubilidad de las sustancias basándose en el tipo de enlace químico y de acuerdo a la posición de los elementos en la Tabla Periódica.

### 2.2 Objetivos Específicos:

- 2.2.1 Realizar encuestas para determinar los conocimientos básicos de los estudiantes de la Universidad de El Salvador sobre la aplicación de las propiedades periódicas en la selección de solventes para la preparación de soluciones.
- 2.2.2 Recopilar información que explique la periodicidad química de los elementos en la tabla periódica en base a la propuesta fundamentada en la tabla de Mendeleev.
- 2.2.3 Elaborar un listado de solutos en donde se muestre según la escala de electronegatividad de Linus Pauling que tipo de enlaces químicos poseen.
- 2.2.4 Aplicar el concepto de momento dipolar y propiedades químicas de los compuestos para determinar la polaridad y/o enlaces químicos de moléculas poliatómicas.
- 2.2.5 Verificar experimentalmente la disolución de los solutos en solventes de diferentes polaridades.



**CAPITULO III**  
**MARCO TEORICO**

### 3.0 MARCO TEÓRICO

#### 3.1 GENERALIDADES:

La clasificación empleada en la actualidad es la propuesta por el químico ruso Dimitri Mendeleev. Él se dio cuenta de que clasificando los elementos según sus masas atómicas se veía aparecer una periodicidad en lo que concierne a ciertas propiedades de los elementos. Su descubrimiento consistió en observar en esto una ley rígida de regularidad a la que llamó Ley Periódica y con la que pudo predecir las propiedades de los elementos que debían llenar los huecos de su tabla. Pero, al éxito que tuvieron sus predicciones su clasificación fue aceptada universalmente.

John A. Newlands, publicó: “Si se ordenan los elementos de acuerdo con sus pesos atómicos, el octavo elemento, contado a partir de uno de ellos, es una especie de repetición del primero como la octava nota musical”. A esto le llamó Ley de las Octavas. Con su teoría electroquímica, Berzelius no sólo hizo la distinción entre metales y no metales sino que reconoció la gradación del carácter metálico. <sup>(6)</sup>

#### 3.2 CLASIFICACIÓN PERIÓDICA EN FUNCIÓN DE LA ESTRUCTURA ELECTRÓNICA <sup>(6)</sup>

La modificación más importante después del concepto de número atómico es la introducción de las estructuras electrónicas de Bohr, lo cual muestra el ordenamiento de los electrones en un átomo.

Linus Pauling hizo otro desarrollo, en el que hace notar que las propiedades de los elementos químicos dependen de la estructura del átomo y varían de manera sistemática con el número atómico. Estipuló que: “Las leyes que implica la periodicidad no son sino una consecuencia de la mayor o menor estabilidad de las configuraciones electrónicas”.

### **3.3 DESCUBRIMIENTO DE PERIODICIDAD DE LOS ELEMENTOS <sup>(6)</sup>**

En 1869, D. I. Mendeleev, ruso, y L. Meyer, alemán, descubrió cada quien por su parte el principio de la periodicidad de los elementos, con la que pudieron establecer una Ley periódica. Ellos afirmaron que las propiedades de los elementos pueden expresarse de la siguiente forma: las propiedades de los elementos y sus compuestos son funciones periódicas del número atómico de los elementos. En 1913, H. G. J. Moseley, designó un número atómico para cada elemento, que correspondía a la posición del elemento en el orden numérico que había deducido.

### **3.4 CARACTERÍSTICAS DE LA TABLA PERIODICA <sup>(6)</sup>**

#### **3.4.1 Grupos**

Dentro de un mismo grupo, los elementos tienen configuraciones electrónicas semejantes en cuanto al número y clase de los electrones externos, omitiendo los diez grupos de elementos conocidos como elementos de transición, la

mayoría de los cuales muestran valencias variables, y a su vez los elementos que constituyen los elementos lantánidos y actínidos.

### **3.4.2 Periodos**

Las configuraciones electrónicas de los átomos de elementos de un mismo periodo varían con regularidad cuando aumenta el número atómico. Dentro de un mismo periodo, las variaciones en las propiedades de los elementos son más amplias que dentro de un mismo grupo. En los periodos largos (18 y 32 elementos), la variación de las propiedades es rápida al comienzo y cerca del final, y es lenta cerca del centro, donde permanecen aproximadamente constantes las configuraciones externas.

## **3.5 PROPIEDADES DE LOS ELEMENTOS EN RELACIÓN CON SU POSICIÓN EN LA TABLA PERIÓDICA <sup>(6)</sup>.**

En vista de que las propiedades de los elementos dependen de la configuración electrónica, encontraremos a los elementos agrupados, de acuerdo a sus propiedades, de manera que cuanto más se parezcan unos elementos a otros, más próximos se encontrarán éstos en la tabla. La tabla periódica puede dividirse de muchas formas, de modo que queden agrupados conjuntos de elementos con características comunes.

### 3.5.1 División de los elementos en función de su comportamiento químico.

Las propiedades químicas de un átomo dependen mucho de cómo están ordenados los electrones en los orbitales de más energía (electrones de valencia), aparte de otros factores como el radio atómico. Debido a la importancia de los niveles energéticos más exteriores, las distintas regiones de la tabla periódica se dividen en bloques, llamándolas según el último nivel ocupado: bloque *s*, bloque *p*, bloque *d* y bloque *f*. (Ver Anexo N° 2)

#### **Iones metálicos de los grupos principales (5)**

Las configuraciones electrónicas de los átomos de los grupos I y II A, los metales más activos, sólo se diferencian de los gases nobles del período precedente en uno o dos electrones del orbital *s* de una nueva capa electrónica. Si a un átomo de Calcio se le quita sus electrones más externos, se transforma en el ion positivo  $\text{Ca}^{+2}$ , con la configuración electrónica [Ar] cuya configuración electrónica es muy estable.



Aunque los átomos metálicos no pierden electrones espontáneamente, suele haber otros procesos como la atracción entre iones positivos y negativos que ocurren simultáneamente y proporcionan la energía necesaria para causar la ionización.

### **Iones no metálicos de los grupos principales**

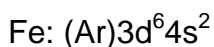
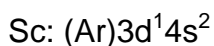
Los átomos de los grupos VIA y VIIA, los no metales más activos, tienen uno y dos electrones menos que el gas noble que está al final de su período. Los átomos de estos grupos pueden adquirir las configuraciones electrónicas de los átomos de gases nobles ganando el número de adecuado de electrones.



En muchos casos un átomo no metálico ganará un único electrón espontáneamente, pero se requiere una aportación de energía para forzarle a aceptar más electrones. El comportamiento químico de los elementos de este bloque es más complicado, pues en él se encuentran metales y no metales que pueden actuar con diversos estados de oxidación y que son capaces de formar compuestos tanto iónicos como covalentes.

### **Iones de los metales de transición <sup>(6)</sup>**

Este bloque lo forman los elementos que integran los grupos del IIIB al IIB, situados en el centro de la tabla periódica. Todos ellos tienen su electrón diferencial en orbitales *d*, aunque ya poseen electrones en un orbital de número cuántico principal más alto; por tanto, tienen dos niveles energéticos incompletos. Ejemplo:



Esta configuración particular confiere a los elementos del bloque *d* una serie de propiedades características como presentar estados de oxidación estables, además del cero.

Dentro de éste grupo se encuentran los Elementos de Transición Interna llamados lantánidos y actínidos. Este bloque está colocado aparte para no hacerla excesivamente larga. Los elementos de este bloque tienen su electrón diferencial en orbital *f*, aunque ya poseen electrones en orbitales con números cuánticos principales más altos. Estos elementos tienen tres niveles energéticos incompletos. Su configuración externa es semejante. En vista de que el comportamiento químico depende de los electrones exteriores, la química de estos elementos es muy parecida y, de esta manera, resulta difícil distinguir un elemento de otro.

### **3.6 PROPIEDADES PERIÓDICAS**

#### **3.6.1 Tamaño de los elementos <sup>(32)</sup>**

Debido a que la nube electrónica de cualquier elemento no tiene un límite definido, no puede establecerse en forma precisa el tamaño de un átomo. Aunque fuera posible definir el radio de un átomo aislado, este radio diferiría de un compuesto a otro, pues va a depender del tipo de enlace con el que esté unido. Experimentalmente sólo pueden medirse las distancias entre átomos y los radios se deducen a partir de esas distancias; según sea el tipo de enlace

así se establecerá los radios correspondientes, es decir, radio iónico, radio covalente y radio metálico.

Radio metálico (Elementos metálicos). Es la mitad de la distancia, determinada experimentalmente, entre los núcleos de átomos vecinos en un *sólido*. El radio covalente (Elemento no metálico) es la mitad de la separación internuclear de átomos vecinos del mismo elemento en la *molécula*. En adelante la referencia a radios metálicos o covalentes será sinónima de radios atómicos.

El radio iónico es la distancia entre los núcleos de los cationes y aniones vecinos.

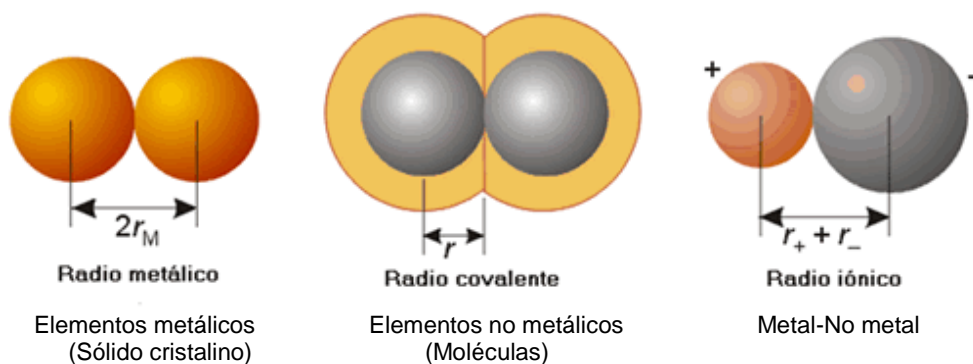


Figura N° 3 Radio metálico, radio covalente y radio iónico

Si se determinan los radios covalentes de los elementos y se comparan estos valores con la posición de los elementos en la tabla periódica se observa una periodicidad (Ver Anexo N° 3).



En los elementos de transición, los electrones adicionales se sitúan en una capa electrónica interna, contribuyendo al apantallamiento del núcleo con respecto a los electrones externos. Simultáneamente el número de electrones en la capa externa tiende a permanecer constante. De esta manera, el núcleo atrae a los electrones de la capa externa con una fuerza aproximadamente igual a lo largo de la serie de transición. Es decir que la carga nuclear efectiva es aproximadamente constante para los electrones 4s de la primera serie de transición. Por ello, los radios atómicos no cambian mucho para esta serie de tres elementos (8).

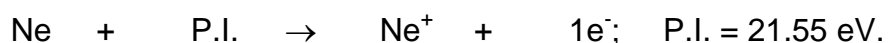
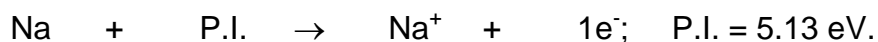
### 3.6.2 Potencial de ionización (6)

Si a un elemento neutro se le aplica la energía apropiada, se le puede separar un electrón, con lo cual adquirirá carga positiva:



A la energía necesaria para separar un electrón de un elemento aislado en estado gaseoso, se denomina *potencial de ionización*.

Ejemplo:



Esto quiere decir que es mucho más fácil que el Sodio pase a catión que el Neón. Es decir que el Sodio es el más electropositivo de los elementos.

Los elementos de menor potencial de ionización son los metales alcalinos y esto es una consecuencia de su configuración electrónica. Por el contrario los elementos con mayor potencial de ionización son los gases nobles, pues es muy difícil separarles un electrón debido a su configuración estable.

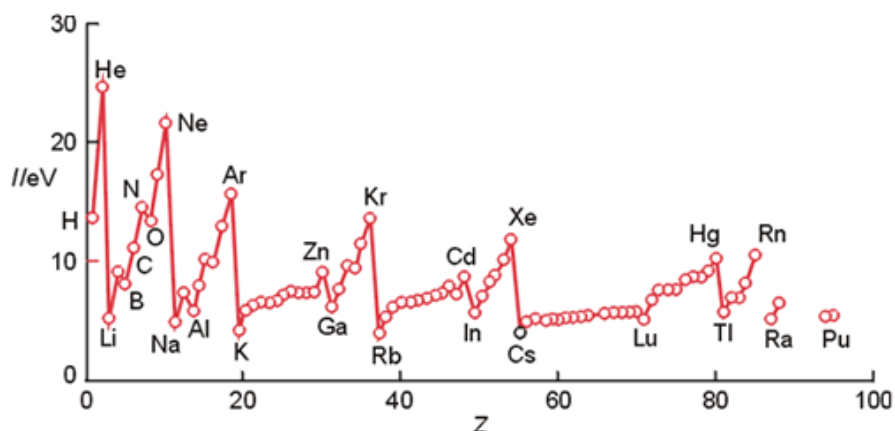


Figura N° 5 Variación de la 1ª energía de ionización según el número atómico.

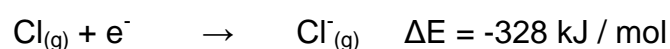
Los máximos picos de la Figura N° 5 corresponden a los elementos con los números atómicos de los gases nobles. Los metales alcalinos constituyen el grupo que mejor se ioniza y los mínimos del gráfico corresponden a sus números atómicos.

Existen varias energías de ionización, la primera energía de ionización, que es la energía necesaria para desprender un electrón de un átomo neutro en estado gaseoso. La segunda energía de ionización, es la energía necesaria para arrancar un electrón de un ion con carga 1+ en estado gaseoso. Las siguientes energías de ionización son la tercera, cuarta, etc., invariablemente se encuentra que las sucesivas energías de ionización son mayores que los precedentes <sup>(8)</sup>.

### 3.6.3 Afinidad electrónica <sup>(22)</sup>.

Se define como la energía que se obtiene cuando un átomo gana un electrón, es decir, el cambio energético asociado al proceso en el que un átomo en estado gaseoso gana un electrón, para formar un anión.

Para todos los átomos cargados positivamente y para la mayoría de los átomos neutros, en este proceso se libera energía cuando se añade un electrón.



La reacción anterior indica que el cloro tiene una afinidad electrónica de -328 kJ/mol. Entre mayor sea la atracción que tiene el átomo por el electrón, más exotérmico (valor negativo) será el proceso.

Para los aniones y algunos átomos neutros, añadir un electrón no es tan fácil dando como resultado un proceso endotérmico, es decir se debe de hacer trabajo para forzar al electrón dentro del átomo, produciendo un anión inestable.

Los halógenos, a los que únicamente les falta un electrón para llenar la subcapa p, son los que tienen mayor atracción por un electrón, es decir tienen las afinidades electrónicas con los valores negativos más grandes.

Las afinidades electrónicas son en general mayores para los no metales que para los metales. Tanto el potencial de ionización como la afinidad electrónica son consecuencia de la configuración electrónica de los elementos.

#### **CUADRO Nº 1 AFINIDADES ELECTRÓNICAS DE ALGUNOS ELEMENTOS DE LOS GRUPOS VI A Y VII A**

<b>No metal</b>	<b>Afinidad electrónica</b>
F	3.83
Cl	3.78
Br	3.54
I	3.24
O	2.20
S	2.40

En general se dice que la afinidad electrónica aumenta en un periodo de izquierda a derecha, y en un grupo aumenta de abajo hacia arriba (Ver Anexo Nº 4).

#### **3.6.4 Electronegatividad <sup>(6)</sup>**

La electronegatividad es una medida de la tendencia con que los átomos atraen hacia sí los electrones compartidos en un enlace químico. Por ejemplo, en el cloruro de hidrógeno H-Cl, los electrones de enlace están más próximos al cloro

que al hidrógeno; por tanto se dice que el cloro es más electronegativo que el hidrógeno.

La mayor o menor electronegatividad de un elemento está determinada por dos factores: su configuración electrónica y su tamaño. Los elementos a los que les faltan pocos electrones para alcanzar una configuración de gas noble tienden a atraer electrones para conseguir esa configuración, por lo que serán muy electronegativos; en cambio, los que tienen exceso de electrones, serán poco electronegativos por su tendencia a cederlos. En otras palabras, los halógenos son muy electronegativos y los metales activos lo serán en poca escala.

Con respecto al tamaño, cuanto menor sea el elemento, mayor va a ser la fuerza de atracción entre el núcleo y los electrones de enlace y, por tanto, será mayor su electronegatividad. La electronegatividad de los elementos varía de una forma regular a través de la tabla periódica (Ver Anexo N° 4).

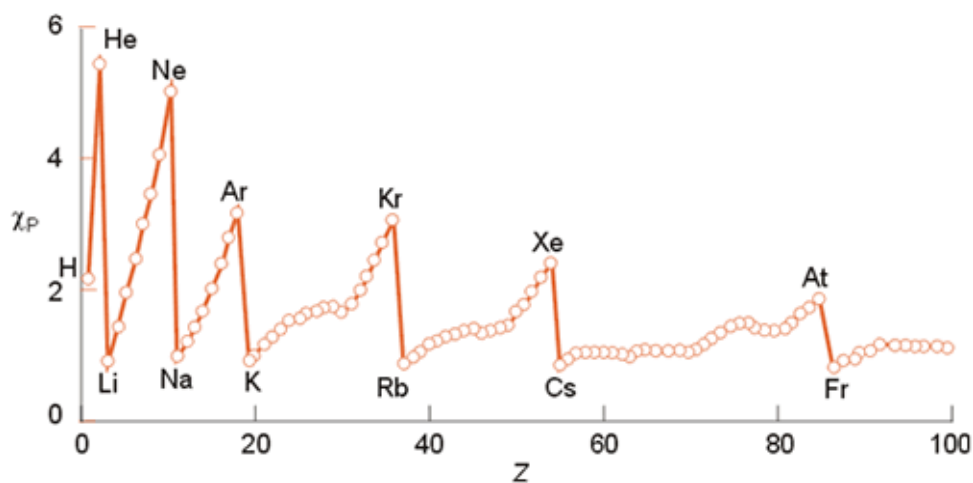


Figura N° 7 Variación de la electronegatividad en base al número atómico

La Figura N° 7 muestra la variación de la electronegatividad de Pauling con respecto al número atómico, apreciándose una evolución similar a la ya observada en el radio iónico o en la energía de ionización.

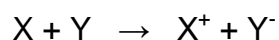
### 3.7 TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS

El tipo de enlace químico que existe en un compuesto diatómico es determinado de manera general por las electronegatividades relativas de los átomos que se encuentran enlazados. Consideremos los siguientes casos:

#### 1. *Enlace Electrovalente o Iónico:*

La atracción electrostática entre átomos de diferente carga eléctrica genera este tipo de enlace. Es necesario que para que pueda darse dicho enlace uno de los átomos pueda ceder electrones y por el contrario el otro pueda ganar electrones, es decir, se produce la unión entre átomos que pasan a ser cationes y aniones. Este tipo de enlace generalmente se produce entre un elemento metálico (electropositivo) y elemento no metálico (electronegativo) <sup>(18)</sup>.

Ej. Átomos X y Y que poseen por lo menos un electrón balanceado donde cada uno difiere enormemente en sus electronegatividades. En este caso el átomo con la electronegatividad más alta gana un electrón del átomo y dos iones serán formados, esto se puede representar de la siguiente manera



Características del enlace iónico:

- Es un enlace muy fuerte, en solución acuosa suelen disociarse obteniéndose los iones que lo forman.
- Las sustancias con enlaces iónicos son solubles en solventes polares.

## 2. *Enlace Covalente.*

Un enlace covalente entre dos átomos es aquél en que los electrones suministrados por uno o ambos átomos son compartidos por los dos átomos. Muchas moléculas diatómicas, como H<sub>2</sub>, F<sub>2</sub> y CO, deben su estabilidad a enlaces covalentes <sup>(17)</sup>.

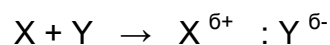
Este se encuentra subdividido en:

### *Enlace Covalente Polar:*

Los átomos tienen diferentes electronegatividades, y como resultado, un átomo tiene mayor fuerza de atracción por el par de electrones compartido que el otro átomo. En general, cuando se unen dos átomos no metálicos diferentes, los electrones se comparten en forma desigual <sup>(14)</sup>.

Ej. Átomos X y Y contienen por lo menos un electrón y tienen una ligera diferencia de electronegatividad. Sin embargo, esta diferencia en electronegatividad no es suficientemente grande para situar una transferencia completa del electrón desde el átomo menos electronegativo al más electronegativo. Aquí los átomos comparten el par de electrones, pero

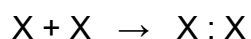
estos son desplazados hacia el átomo más electronegativo, en un extremo existirá una carga ligeramente positiva ( $\delta^+$ ) y en el otro extremo existirá una carga ligeramente negativa ( $\delta^-$ ), como se indica a continuación:



*Enlace Covalente No Polar:*

El par electrónico es igualmente compartido entre los dos núcleos de los átomos. Ambos átomos tienen la misma electronegatividad, es decir que los electrones compartidos están igualmente atraídos por ambos núcleos y por tanto pasan iguales tiempos cerca de cada núcleo <sup>(16)</sup>.

Ej. Átomos X y X contienen por lo menos un electrón cada uno y tienen la misma electronegatividad. En este caso los átomos reaccionan compartiendo electrones hasta formar una molécula; esto representado como X : X, cuyos enlaces son enlaces covalente no polar.



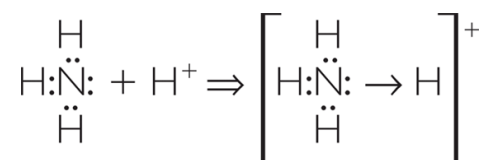
Características del enlace covalente:

- Es fuerte y se rompe con dificultad
- Si la diferencia de electronegatividades entre los átomos es marcada, tenemos un *enlace covalente polar* y se favorecerá la solubilidad de la sustancia en solventes polares. Ejemplo: un enlace O – H



- Si la diferencia de electronegatividades es poca, tenemos un enlace covalente *no polar* y se favorecerá la solubilidad de la sustancia en solventes no polares. Ejemplo: un enlace C – H o C – C

3. *Enlace Covalente Coordinado*: En este enlace también se combinan los orbitales de las capas de valencia de ambos átomos para formar uno solo que contiene a los dos electrones; la diferencia es que solo uno de los átomos aporta los dos electrones y queda con carga positiva. El enlace covalente coordinado se representa con una flecha que sale del átomo que cedió el par de electrones:



Características del enlace covalente coordinado:

- Una vez formado es idéntico a los demás enlaces covalentes

El tipo de enlace químico del compuesto determina en gran sentido las propiedades de los compuestos y se puede ver en las fuerzas de enlace que mantienen unidas las moléculas unas con otras en un cristal de una sustancia, las cuales son bastante débiles y son conocidas como enlaces de Van der Waals. Se espera que estos compuestos posean menores puntos de fusión y

ebullición que los compuestos electrovalentes de peso molecular similar debido a que los enlaces iónicos son los más fuertes que existen.

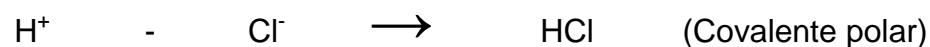
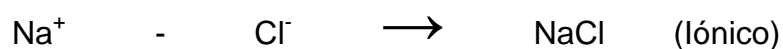
### 3.8 ELECTRONEGATIVIDAD Y POLARIDAD DE LOS ENLACES

La electronegatividad tiene numerosas aplicaciones tanto en las energías de enlaces, como en las predicciones de la polaridad de los enlaces y las moléculas y, también, en la racionalización de los tipos de reacciones que pueden experimentar las especies químicas (30).

Si la unión se establece entre elementos de igual electronegatividad, como la atracción por los electrones es igual, no habrá separación de cargas y se tendrá un enlace no-polar o covalente puro. Ejemplo:



Por el contrario, si el enlace se establece entre elementos con diferentes electronegatividad, el más electronegativo atrae hacia sí los electrones de enlace, por lo que tendrá una cierta carga negativa. En cambio, el menos electronegativo adquirirá una cierta carga positiva, dando así lugar al enlace covalente polar o enlace iónico. Ejemplo (6):



Los diferentes valores de electronegatividad (Ver Anexo N° 5) se clasifican según diferentes escalas, entre ellas la *escala de Pauling* y la *escala de Mulliken*. En general, los diferentes valores de electronegatividad de los átomos determinan el tipo de enlace que se formará en la molécula que los combina. Así, según la diferencia entre las electronegatividades de éstos se puede determinar (convencionalmente) si el enlace será, según la escala de Linus Pauling:

- Iónico → Diferencia de electronegatividad superior o igual a 1.7
- Covalente polar → Diferencia de electronegatividad entre 0.4 y 1.7
- Covalente no polar → Diferencia de electronegatividad inferior a 0.4

Según Linus Pauling, la electronegatividad es la tendencia o capacidad de un átomo, en una molécula, para atraer hacia sí los electrones. Las escalas de electronegatividad no se basan en la distribución electrónica, sino en propiedades que se supone reflejan la electronegatividad. La electronegatividad de un elemento depende de su estado de oxidación y, por lo tanto, no es una propiedad atómica invariable. Esto significa que un mismo elemento puede presentar distintas electronegatividades dependiendo del tipo de molécula en la que se encuentre.

La escala de Pauling se basa en la diferencia entre la energía del enlace A-B en el compuesto AB y la media de las energías de los enlaces homopolares A-A y B-B. R. S. Mulliken propuso que la electronegatividad de un elemento puede determinarse promediando la energía de ionización de sus electrones de valencia y la afinidad electrónica. Esta aproximación concuerda con la definición original de Pauling <sup>(21)</sup>.

### **3.9 MOLECULAS POLARES Y NO POLARES** <sup>(12)</sup>

En el apartado anterior se analizan las polaridades de enlaces únicamente de las moléculas diatómicas simples. Cualquier molécula diatómica en donde los dos átomos son diferentes (y por lo tanto tienen electronegatividades distintas), necesariamente tendrá un momento dipolar. Este es el caso para el HCl en donde el H posee una carga parcial positiva (debido a su baja electronegatividad) mientras que el Cl posee una carga parcial negativa (debido a su alta electronegatividad), en donde dichas cargas se encuentran separadas por cierta distancia, formando un dipolo, y por lo tanto la molécula será polar.

#### **3.9.1 Momento dipolar** <sup>(13)</sup>:

Es conveniente expresar las polaridades de enlace en una escala numérica. La polaridad de una molécula se indica por su momento dipolar. El momento dipolar ( $\mu$ ), se define como el producto de la distancia,  $d$ , que separa cargas de igual magnitud y signo opuesto, y la magnitud de carga,  $q$ . Un momento dipolar se

mide de forma experimental colocando una muestra de la sustancia entre dos placas y aplicando un voltaje. Esto produce un pequeño desplazamiento de la densidad electrónica de cualquier molécula, así que el voltaje aplicado disminuye ligeramente. Por ejemplo, las moléculas diatómicas que contienen enlaces covalentes polares, tales como HF, HCl y CO, tienden a orientarse en el campo eléctrico. Esto hace que el voltaje medido entre las placas disminuya más marcadamente para estas sustancias y así se dice que las moléculas son polares.

Generalmente, cuando las diferencias de electronegatividad en las moléculas diatómicas aumentan, los momentos dipolares medidos aumentan. Desafortunadamente, los momentos dipolares asociados con enlaces individuales sólo pueden medirse en moléculas diatómicas simples. Más que pares seleccionados de átomos, lo que se sujeta a medición son moléculas enteras. Los valores medidos de momentos dipolares reflejan las polaridades globales, es decir para moléculas poliatómicas son el resultado de todos los dipolos de enlace de las moléculas.

Una molécula muy polar es aquella que tiene un momento dipolar grande, mientras que una molécula no polar no tendrá ningún momento <sup>(13)</sup>.

Sin embargo existen moléculas (por ejemplo, CCl<sub>4</sub>, CO<sub>2</sub>) que están formadas por más de dos átomos y que tienen enlaces polares, pero carecen de

momento dipolar, es decir que la presencia de un enlace polar no necesariamente no implica que la molécula sea polar. Ahora que ya se conocen la forma de las moléculas es posible comprender la razón de que ocurra esto.

Ejemplo:

Tetracloruro de carbono ( $\text{CCl}_4$ ). Como la electronegatividad del cloro es mayor que la del carbono, cada uno de los enlaces carbono-cloro es polar. Cada cloro tiene una carga negativa parcial y el carbono es bastante positivo. Puesto que el tetracloruro de carbono es tetraédrico la molécula no tiene ningún momento dipolar neto.

Esto se puede mostrar de la forma siguiente: si se utilizan flechas ( $\rightarrow$ ) para representar la dirección de la polaridad de cada enlace se encuentra la distribución de los momentos de enlace.

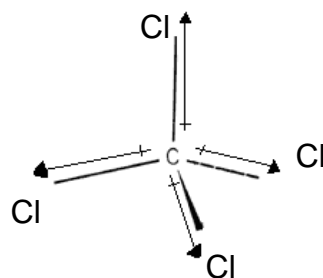


Fig. N° 9 Dirección de polaridad del  $\text{CCl}_4$

Si se considera ahora que los momentos de enlace son vectores de igual magnitud por tratarse de enlaces Cl - C, será posible, aplicando la geometría de ésta molécula, ver que la orientación tetraédrica de los momentos de enlace

iguales hace que se cancelen dando como resultado un momento dipolar neto nulo.

Algo diferente ocurre con el clorometano ( $\text{CH}_3\text{Cl}$ ) ya que éste presenta momento dipolar neto. Puesto que el carbono y el hidrógeno tienen electronegatividades muy similares ( $\text{C}=2.55$ ;  $\text{H}=2.20$ ), la contribución de los tres enlaces  $\text{C} - \text{H}$  al momento dipolar neto es despreciable. Sin embargo, la diferencia de electronegatividad entre el carbono y el cloro es mayor ( $\text{Cl} = 3.16$ ;  $\text{C} = 2.55$ ) y este enlace altamente polar es el que contribuye en mayor grado, al momento dipolar de este compuesto (12).

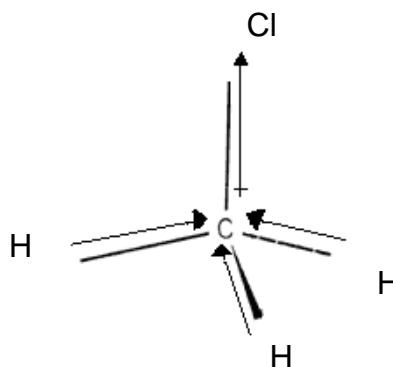


Fig. N° 10 Dirección de polaridad del  $\text{CH}_3\text{Cl}$

Puede observarse que el momento de enlace del  $\text{C} - \text{H}$  se dirige hacia el Carbono por ser más electronegativo, y en el enlace  $\text{C} - \text{Cl}$  se dirige hacia el átomo más electronegativo, que es el Cloro, observándose que la molécula tiene un momento dipolar resultante. Por lo anterior, ésta molécula es polar.

Como se observó en los ejemplos del  $\text{CH}_3\text{Cl}$  y  $\text{CCl}_4$  se afirma que para determinar el momento dipolar de las moléculas es necesario conocer las estructuras geométricas de las moléculas en estudio. Entre las estructuras geométricas básicas más comunes en las sustancias se mencionan:

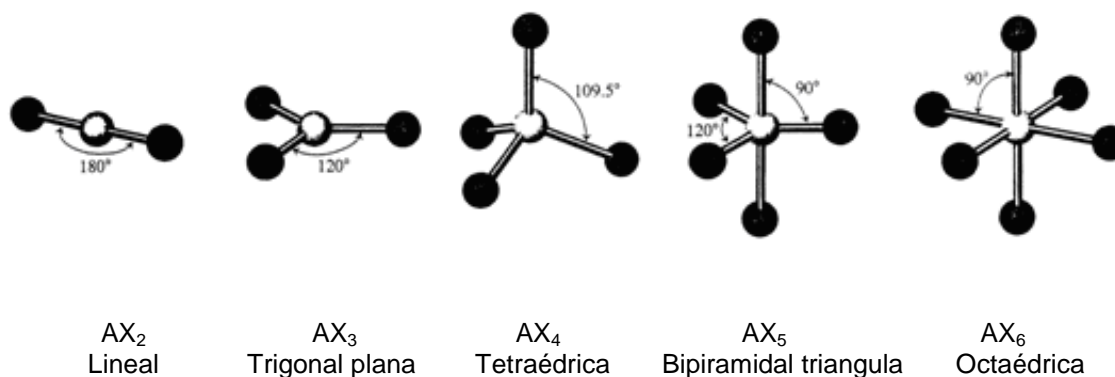


Fig. N° 11 Geometrías moleculares básicas

### 3.10 SOLUCIONES (20)

Es una mezcla homogénea, a nivel molecular de una o más especies químicas que no reaccionan entre sí; cuyos componentes se encuentran en proporción que varía entre ciertos límites.

Toda solución está formada por una fase dispersa llamada soluto y un medio dispersante denominado disolvente. También se define disolvente como la sustancia que existe en mayor cantidad que el soluto en la disolución. Si ambos, soluto y disolvente, existen en igual cantidad, la sustancia que es más



frecuentemente utilizada como disolvente es la que se designa como tal. Una disolución puede estar formada por uno o más solutos y uno o más disolventes. Una disolución será una mezcla en la misma proporción en cualquier cantidad que tomemos, y no se podrán separar por centrifugación ni filtración. Una disolución es siempre transparente.

### **3.11 SOLUBILIDAD** <sup>(25)</sup>

La solubilidad es la medida o magnitud que indica la cantidad máxima de soluto que puede disolverse en una cantidad determinada de solvente y a una temperatura dada.

#### **3.11.1 Tipos de soluciones con respecto a la solubilidad**

- Solución Insaturada: “Es aquella en que la cantidad de soluto disuelto es inferior a la que indica su solubilidad” esta solución se reconoce experimentalmente agregándole una pequeña cantidad de soluto y esta se disolverá.
- Solución Saturada: “Es aquella en que la cantidad de soluto disuelto es igual a la que indica su solubilidad”. Este tipo de solución se reconoce experimentalmente agregándole una pequeña cantidad de soluto y no se disolverá.
- Solución Sobresaturada: “Es aquella en que la cantidad de soluto disuelto es mayor a la que indica su solubilidad”. Este tipo de solución se

reconoce experimentalmente por su gran “inestabilidad” ya que al agitarla o al agregar un pequeño cristal de soluto (cristal de siembra o semilla de cristal) se provoca la cristalización del exceso de soluto disuelto.

### **3.12 CLASIFICACIÓN DE LOS SOLVENTES**

#### **3.12.1 Solventes polares**

Son sustancias en cuyas moléculas la distribución de la nube electrónica es asimétrica; por lo tanto, la molécula presenta un polo positivo y otro negativo separados por una cierta distancia. Hay un dipolo permanente. El ejemplo clásico de solvente polar es el agua. Los alcoholes de baja masa molecular también pertenecen a este tipo.

Los disolventes polares se pueden subdividir en solventes próticos y solventes apróticos. Un disolvente polar prótico contiene un enlace del O-H o del N-H. Un disolvente polar aprótico es un disolvente polar que no tiene enlaces O-H o N-H. Agua (H-O-H), etanol (CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-OH) y ácido acético (CH<sub>3</sub>-C(=O)OH) son disolventes polares próticos. La acetona (CH<sub>3</sub>-C(=O)-CH<sub>3</sub>) es un disolvente polar aprótico.

#### **3.12.2 Solventes no polares**

En general son sustancias de tipo orgánico y en cuyas moléculas la distribución de la nube electrónica es simétrica; por lo tanto, estas sustancias carecen de polo positivo y negativo en sus moléculas. No pueden considerarse dipolos

permanentes. Esto no implica que algunos de sus enlaces sean polares. Todo dependerá de la geometría de sus moléculas. Si los momentos dipolares individuales de sus enlaces están compensados, la molécula será, en conjunto, apolar. Algunos solventes de este tipo son: el dietiléter, cloroformo, benceno, tolueno, xileno, cetonas, hexano, ciclohexano, tetracloruro de carbono es el que disuelve o va a disolver, etc. Un caso especial lo constituyen los líquidos fluorosos, que se comportan como disolventes más apolares que los disolventes orgánicos convencionales.

### **3.13 FUERZAS INTERMOLECULARES EN MEZCLA <sup>(8)</sup>**

Existen tres tipos de fuerzas intermoleculares de atracción que se presentan entre moléculas de disolvente, moléculas de solutos y moléculas de disolvente-solutos. Para lo cual se escriben cuatro posibilidades para las intensidades relativas de éstas fuerzas intermoleculares.

- Si todas las fuerzas intermoleculares de atracción son del mismo tipo y de la misma intensidad, las moléculas del soluto y disolvente se mezclan al azar. Se obtiene una mezcla homogénea o disolución. Debido a que las propiedades de las disoluciones de este tipo pueden predecirse generalmente a partir de las propiedades de los componentes puros, se denominan *disoluciones ideales*.
- Si las fuerzas de atracción entre moléculas diferentes exceden a las que tienen lugar entre moléculas iguales, también se forma una disolución.

Sin embargo, las propiedades de dichas disoluciones, por lo general, no pueden predecirse, las disoluciones no son ideales.

- Si las fuerzas de atracción entre las moléculas de soluto y solvente son algo más débiles que entre moléculas del mismo tipo, se puede producir la mezcla completa, pero la disolución que se forma es no ideal.
- Si la fuerza de atracción entre moléculas diferentes son mucho más débiles que entre moléculas semejantes, los componentes permanecen segregados en una mezcla heterogénea. La disolución no tiene lugar en una extensión significativa.

### **3.14 PERIODICIDAD EN COMPUESTOS (6)**

No sólo los elementos químicos presentan variaciones regulares en sus propiedades a lo largo de la tabla periódica, sino también muchos compuestos.

Se debe observar la relación que existe entre los compuestos y la tabla periódica en los compuestos binarios del hidrógeno y en los del oxígeno.

#### **3.14.1 Compuestos binarios del hidrógeno**

El hidrógeno es un elemento que forma compuestos con la mayoría de los otros elementos. A estos compuestos se les llama *hidruros*.

Los hidruros presentan una amplia variedad de propiedades, sin embargo, se pueden clasificar en grupos en forma tal que los conjuntos de elementos

próximos entre sí en la tabla periódica tengan hidruros con propiedades similares.

Se pueden clasificar los hidruros en tres grupos que reflejan las tres formas en que el electrón del hidrógeno entra en el enlace:

- Hidruros iónicos. En éstos, el hidrógeno capta un electrón pasando a ión  $\text{H}^-$ . Se forman con los elementos del bloque **s** (elementos con sus electrones de valencia en el orbital *s*).
- Hidruros covalentes. En éstos, el hidrógeno se une al otro elemento compartiendo su electrón mediante un enlace covalente. Dentro de este grupo, cuando el otro elemento sea muy electronegativo, al atraer hacia sí los electrones de enlace creará sobre el hidrógeno una carga positiva y éste se encontrará como  $\text{H}^+$ . Se forman con los elementos del bloque **p** (elementos con sus electrones de valencia en el orbital *p*).
- Los hidruros metálicos los forman los elementos del bloque **d** (elementos con sus electrones de valencia en el orbital *d*). En ellos, el hidrógeno ocupa los huecos o intersticios del metal formando compuestos frecuentemente no estequiométricos. Estos compuestos no modifican mucho las propiedades físicas del metal, por lo que poseen propiedades metálicas.

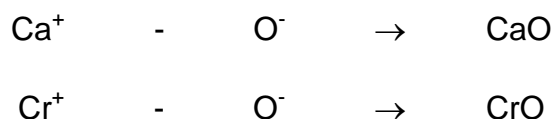
Siguiendo a lo largo de un periodo en la tabla periódica, el tipo de hidruro cambia desde compuestos iónicos, con el hidrógeno en forma de  $\text{H}^-$  en un extremo, hasta moléculas covalentes volátiles con  $\text{H}^+$  en el otro extremo, pasando por  $\text{H}^0$  en los metálicos.

### 3.14.2. Compuestos binarios del oxígeno <sup>(6)</sup>

El oxígeno es un elemento muy reactivo. Se combina con la mayoría de los otros elementos con lo cual da origen a los óxidos. Estos tienen propiedades muy variables. Unos son muy activos químicamente; en cambio, otros son estables. A pesar de la diversidad de propiedades de los óxidos, se puede sistematizar su estudio en la tabla periódica, si se agrupan elementos cuyos óxidos tienen propiedades semejantes.

Como el oxígeno es muy electronegativo, cuando se une a los metales activos o metales de transición con estados de oxidación bajos origina óxidos esencialmente iónicos.

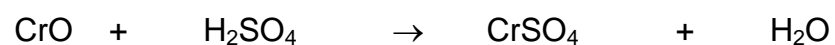
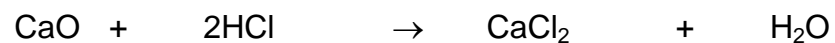
Ejemplo:



Cuando el oxígeno se une a elementos electronegativos, o bien a metales con estado de oxidación elevado, la unión se establece por co-partición de electrones, dando origen a compuestos covalentes.

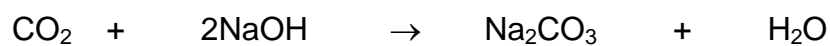
Los óxidos iónicos tienen la propiedad de disolverse en ácidos, originando sales. Por esta razón se les denomina *óxidos básicos*.

Ejemplo:



Los óxidos covalentes tienen la propiedad de disolverse en bases, originando sales, por lo que se les llama *óxidos ácidos*.

Ejemplo:



Algunos óxidos muestran este doble comportamiento, son solubles en ácidos:



Base                      Acido                      Sal

Y solubles en bases:



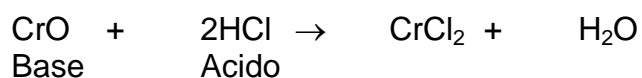
Acido                      Base                      Sal

A este tipo de óxidos se les denomina *anfóteros*.

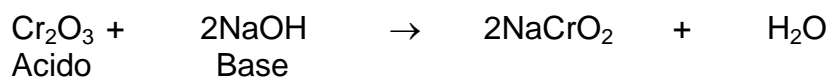
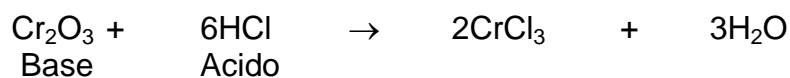
Una serie de óxidos formados por el mismo elemento con distintos estados de oxidación mostrará un cambio gradual de propiedades, desde el estado de oxidación más bajo, el más básico, hasta el estado de oxidación más alto, el más ácido.

Ejemplo:

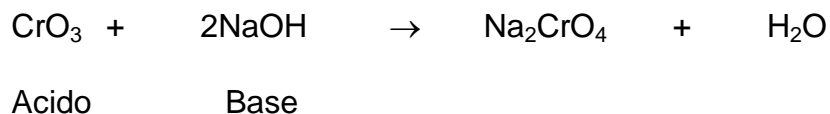
El óxido de cromo (II) es básico:



El óxido de cromo (III) es anfótero:



El óxido de cromo (VI) es ácido:



La variación del carácter ácido-base de los óxidos en la tabla periódica es muy regular. Al pasar de izquierda a derecha sobre un periodo, se pasa de óxidos básicos a óxidos ácidos, pasando por óxidos anfóteros. Al pasar de arriba abajo en los grupos, hay una disminución gradual del carácter ácido con el consiguiente aumento del básico.



Por ejemplo, en el grupo IIIA se tiene:

$B_2O_3 \rightarrow$  ácido

$Al_2O_3 \rightarrow$  anfótero

$Ga_2O_3 \rightarrow$  anfótero

$In_2O_3 \rightarrow$  anfótero

$Tl_2O_3 \rightarrow$  básico

### 3.15 COMPUESTOS DE COORDINACIÓN <sup>(4)</sup>

Para entender la naturaleza de estos compuestos se tomará como ejemplo los compuestos que forma el poliión Ferricianuro ( $\text{Fe}(\text{CN})_6^{-3}$ ) así como también el Ferrocianuro ( $\text{Fe}(\text{CN})_6^{-4}$ ), se debe saber que entre todos los compuestos químicos que existen, éstos son los que mayor dificultad ofrecen para su análisis; ya que estos no son simples iones cargados negativamente sino que son compuestos de coordinación.

Un compuesto de coordinación, está formado por un ión complejo, y uno o varios iones de carga opuesta al complejo. Un ión complejo, está formado por un catión metálico central, con una capa electrónica parcialmente llena, y una esfera de coordinación, formado por moléculas, átomos, iones y/o radicales, a estas especies de la esfera de coordinación se les llama ligandos, pues el átomo central puede captar electrones, la unión entre el catión metálico central y los ligandos, se da por la formación de un enlace covalente coordinado, en el que comparten pares electrónicos dados por los ligandos, por lo que se puede decir que los ligandos actúan como una especie básica cediendo pares de electrones no compartidos a los iones del metal los cuales actúan como ácidos aceptando pares de electrones, gracias a que tienen orbitales electrónicos vacíos. Estos compuestos (ferricianuro y ferrocianuro) son compuestos de coordinación aniónicos ya que los ligandos son los aniones ciano ( $\text{CN}^-$ ). Para el caso el ligando ciano es monodentado ya que solo es capaz de compartir solo

un par de electrones solitario, además existen ligandos bidentados, tridentados, etc., a los que en general se les llama polidentados, estos últimos son los que poseen la capacidad de compartir dos o más pares de electrones solitarios, provenientes de átomos diferentes. Un átomo que tenga más de un par de electrones solitarios, sólo puede compartir un solo par de esos electrones.

Como en este caso y en general, los ligandos son bases relativamente fuertes, por ello en medio suficientemente ácido el ligando se protona, favoreciendo la disolución del complejo, aunque este es un factor muy importante en la solubilidad de estos compuestos, se debe recordar que en el compuesto se encuentra también el elemento que se ha unido a este complejo por lo tanto, también depende de la naturaleza de este elemento la solubilidad de todo el complejo.

En este tipo de complejos existen dos términos muy importantes de conocer para saber la solubilidad de éstos en agua además de la naturaleza ácida o básica de los ligandos, como lo es que existen complejos lábiles y complejos inertes, los lábiles son aquellos que intercambian ligandos rápidamente y los complejos inertes son los que la sustitución de ligandos es un proceso que tiene lugar muy lentamente; así el Ferricianuro ( $\text{Fe}(\text{CN})_6^{-3}$ ), es muy lábil y por lo tanto libera rápidamente el ligando  $\text{CN}^-$ , en cambio el Ferrocianuro ( $\text{Fe}(\text{CN})_6^{-4}$ ), es inerte.

Para comprender algunas de las propiedades de estos compuestos es necesario mencionar la Teoría de coordinación de Werner de la cual toma como base los compuestos de coordinación. Para explicar la formación de complejos, Alfred Werner, Químico (Suizo); propuso su famosa teoría de la valencia residual, que puede resumirse así:

1. La mayor parte de los elementos poseen dos tipos de valencias; la valencia primaria, es decir el número de oxidación y la valencia secundaria que es el número o índice de coordinación
2. Las valencias secundarias están dirigidas a puntos fijos en el espacio. Esta es la base de la estereoquímica (disposición espacial de los átomos que componen las moléculas y el cómo afecta esto a las propiedades y reactividad de dichas moléculas) de los complejos metálicos.
3. Todo elemento tiende a satisfacer sus dos valencias.

Aunque esa teoría dio paso para que se conocieran los complejos de coordinación y por lo tanto sigue siendo la base de la química de los compuestos de coordinación, para explicar la naturaleza del enlace de dichos compuestos en términos actuales existen tres teorías, con las cuales muchos aspectos se complementan, estas son:

1. Teoría del enlace de valencia
2. Teoría electrostática del campo cristalino
3. Teoría de los orbitales moleculares

El interés de los compuestos de coordinación reside generalmente en las propiedades químicas y físicas del ión complejo, que además de tener unas propiedades químicas muy importantes, presenta propiedades físicas de gran interés, como un intenso color característico de cada complejo, una estructura cristalina bien definida e importantes propiedades magnéticas. Además se puede decir que un complejo metálico es una especie química definida con propiedades físicas y químicas características. Así pues, sus propiedades son diferentes de las del ión metálico o de los ligandos que lo constituyen.

**CAPITULO IV**  
**DISEÑO METODOLÓGICO**

## **4.0 DISEÑO METODOLÓGICO**

### **4.1 TIPO DE ESTUDIO: BIBLIOGRÁFICO, RETROSPECTIVO, PROSPECTIVO Y EXPERIMENTAL**

La investigación fue de tipo bibliográfica, debido a que éste trabajo se enfocó a la aplicación de los conceptos de las propiedades periódicas para la selección de solventes, basándose en una amplia revisión bibliográfica; se consideró de tipo retrospectiva ya que se tomaron como referencia teorías presentadas con anterioridad; además fue considerada prospectiva, ya que la investigación se empleará en el futuro al ser de utilidad para los estudiantes u otro profesional interesado, y fue experimental porque se llevaron a cabo en la práctica 100 soluciones, efectuando en cada una de ellas la disolución de solutos en diversos solventes para observar su solubilidad.

### **4.2 INVESTIGACIÓN BIBLIOGRÁFICA**

Se recopiló toda la información teórica competente para la elaboración de ésta guía, relacionada a identificar en que tipo de solvente se solubiliza el soluto tomando en cuenta las propiedades químicas de los solutos. Para ello se consultó bibliografía de diversas fuentes tales como:

- Biblioteca de la Facultad de Química y Farmacia de la Universidad de El Salvador (UES).
- Biblioteca Central de la Universidad de El Salvador.
- Biblioteca de la Universidad Salvadoreña Alberto Masferrer (USAM)
- Internet

### 4.3 INVESTIGACIÓN DE CAMPO <sup>(9)</sup>

#### 4.3.1 Universo:

El universo lo conformaron los estudiantes de las Facultades de Química y Farmacia, Ciencias Naturales y Matemática, Medicina y Ciencias Agronómicas de la Universidad de El Salvador, que se encontraron inscritos durante el año lectivo 2008 (Ver cuadro N° 2). Dichas Facultades fueron seleccionadas como el universo a muestrear, debido a que al revisar el plan de estudios de las carreras por las que se conforman, estas facultades incluían materias relacionadas con la cátedra de Química y por lo tanto con temas relacionados con las propiedades periódicas que son la base de ésta investigación.

**CUADRO N° 2 ESTUDIANTES INSCRITOS EN UNIVERSIDAD DE EL SALVADOR EN EL AÑO LECTIVO 2008**

Facultades	Estudiantes inscritos
Facultad de Ciencias Agronómicas	736
Facultad de Ciencias Naturales y Matemáticas	1,126
Facultad de Medicina	4,987
Facultad de Química y Farmacia	899
<b>Total</b>	<b>7,748</b>

Fuente: Administración académica de Universidad de El Salvador (Internet)

#### 4.3.2 Muestra <sup>(2)</sup> :

Para determinar el número de muestras (encuestas) que se tomaron de cada Facultad se utilizó el Muestreo Aleatorio Estratificado (Ver Anexo N° 6). Se determinó el uso de este tipo de muestreo debido a que la población pudo ser



manejada en forma de estratos, es decir, cada una de las Facultades ya seleccionadas constituyó uno de éstos, teniéndose un total de 4 estratos.

Para efectuar la selección de las muestras de cada estrato se empleó el muestreo aleatorio sin reemplazo (Ver Anexo N° 6) ya que para esta investigación no se quiso que un mismo elemento fuera seleccionado más de una vez y así la muestra fuera de mayor representatividad.

Para determinar el número de encuestas (muestras) a realizar en cada una de las Facultades para el desarrollo de ésta investigación, se hizo uso de las siguientes fórmulas estadísticas<sup>1</sup>, empleando un porcentaje de confianza del 95% (Ver Anexo N° 6):

$$n_i = n \left( \frac{N_i}{N} \right) \quad ; \quad n = \frac{N \sum_{i=1}^L N_i \sigma_i^2}{\left( \frac{d}{z} \right)^2 N^2 + \sum_{i=1}^L N_i \sigma_i^2}$$

En donde:

L = número de estratos.

$N_i$  = tamaño del i-ésimo estrato.

N = número de unidades en la población.

n = tamaño de la muestra

$n_i$  = tamaño de la muestra en el estrato i.

$\sigma_i^2$  = varianza poblacional para el estrato i. ( $\sigma_i^2 = p_i q_i$ )

---

<sup>1</sup> Sorto, M. L., 2007. Muestreo, San Salvador E.S. Universidad de El Salvador (Entrevista)

$d$  = error muestral máximo permisible (3% - 5%) (Ver Anexo N° 1).

$z$  = distribución de probabilidad normal estándar (Ver Anexo N° 2).

Para determinar el valor de la varianza poblacional ( $\sigma_i^2 = p_i q_i$ ) presente en las fórmulas estadísticas se tuvo que llevar a cabo una prueba piloto (Ver Cuadro N° 3) de 10 encuestas en cada Facultad, y al introducir este valor a la fórmula estadística obtener el número de estudiantes a encuestar por cada Facultad. A continuación se presentan los resultados obtenidos en la prueba piloto que reflejan el éxito ( $p_i$ ) y fracaso ( $q_i$ ) obtenido de las encuestas:

**CUADRO N° 3 RESULTADO DE PRUEBA PILOTO REALIZADA A ESTUDIANTES PARA CALCULAR LA VARIANZA POBLACIONAL PARA EL ESTRATO  $i$**

Facultad	$p_i$	$q_i$	$\sigma_i^2$
Química y Farmacia	3/10	7/10	0.21
Medicina	1/10	9/10	0.09
Ciencias Agronómicas	2/10	8/10	0.16
Ciencias Naturales y Matemáticas	3/10	7/10	0.21

$p_i$ = Proporción poblacional del estrato  $i$  que contestó correctamente la encuesta, y es considerada como éxito.

$q_i$ = Proporción poblacional del estrato  $i$  que contestó incorrectamente la encuesta, y es considerada como fracaso.

### CUADRO Nº 4 RESUMEN DE CALCULOS ESTADISTICOS

Facultad	$N_i$	$p_i$	$q_i$	$N_i\sigma_i^2$
Ciencias Agronómicas	736	2/10	8/10	117.76
Ciencias Naturales y Matemática	1,126	3/10	7/10	236.46
Medicina	4,987	1/10	9/10	448.83
Química y Farmacia	899	3/10	7/10	188.79
<b>Sumatoria</b>	<b>7,748</b>			<b>991.84</b>

$N_i$  = tamaño del i-ésimo estrato.

$p_i$  = Proporción poblacional del estrato i que contestó correctamente la encuesta, y es considerada como éxito.

$q_i$  = Proporción poblacional del estrato i que contestó incorrectamente la encuesta, y es considerada como fracaso.

$N_i\sigma_i^2$  = Fórmula para calcular la varianza poblacional en un i-ésimo estrato (Ver Anexo Nº 6).

#### Ejemplo de cálculos:

Para efecto de demostración, a continuación se desarrollan los cálculos efectuados para determinar el número de muestra que se tomó en cada Facultad. Se tomó como ejemplo la Facultad de Ciencias Agronómicas:

#### Datos:

##### 1. Varianza poblacional<sup>1</sup>:

$$\sigma_i^2 = p_i q_i \quad \sigma_i^2 = (2/10 \times 8/10) \quad \sigma_i^2 = 0.16$$

**2. Desviación estándar <sup>1</sup>:**

$$\sigma_i = \sqrt{\sigma_i^2}$$

$$\sigma_i = \sqrt{0.16} = 0.40$$

**3. Cálculo de la desviación estándar en un i-ésimo estrato <sup>1</sup>:**

$$N_i\sigma_i = (736 \times 0.40)$$

$$N_i\sigma_i = 294.40$$

**4. Cálculo de la varianza poblacional en un i-ésimo estrato <sup>1</sup>:**

$$N_i\sigma_i^2 = (736 \times 0.16)$$

$$N_i\sigma_i^2 = 117.76$$

**5. Cálculo para obtener z a un porcentaje de confianza del 95% (Ver Anexo N° 7)<sup>1</sup>:**

$$95\% = \frac{0.95}{2} = 0.4750 = z = 1.96$$

**6. Determinación del número total de muestras a extraer del universo <sup>1</sup>:**

$$n = \frac{N \sum_{i=1}^L N_i \sigma_i^2}{\left(\frac{d}{z}\right)^2 N^2 + \sum_{i=1}^L N_i \sigma_i^2}$$

$$n = \frac{(7748) (991.84)}{\left(\frac{0.05}{1.96}\right)^2 7748^2 + 991.84} = \frac{7684776.32}{39,066.73 + 991.84} = 191.84$$

$n = 192$  muestras de la población total.

**7. Número de muestras a extraer del estrato “Facultad de Ciencias Agronómicas”<sup>1</sup>:**

$$n_i = n \left( \frac{N_i}{N} \right)$$

$$n_i = 192 \left( \frac{736}{7748} \right) = 18$$

$n_i = 18$  muestras del estrato de Ciencias Agronómicas.

**4.3.1 Encuesta:**

La presente investigación empleó un instrumento de recolección de datos (encuesta), la cual fue distribuida entre la población estudiantil universitaria de las Facultades de Química y Farmacia, Medicina, Ciencias Agronómicas y Ciencias Naturales y Matemática, inscritos en la Universidad de El Salvador en el año lectivo 2008 (Ver Cuadro N° 2). El número de encuestas realizadas en cada Facultad según los cálculos estadísticos se presentan en el siguiente cuadro:

**CUADRO N° 5 NÚMERO DE ENCUESTAS REALIZADAS POR FACULTAD**

Facultad	Nº de encuestas
Ciencias Agronómicas	18.0
Ciencias Naturales y Matemática	28.0
Medicina	123.0
Química y Farmacia	23.0
Total	192.0

Al momento de seleccionar a los estudiantes de cada facultad para llevar a cabo el muestreo se realizó de manera aleatoria sin reemplazo (Ver Anexo N° 6) por lo que el nivel académico de cada uno de ellos incluía desde los primeros hasta los últimos años de la carrera, y en donde se les solicitó que completaran una serie de preguntas en la encuesta.

La encuesta se llevó a cabo para poder explorar a través de ella los conocimientos básicos que los estudiantes poseen sobre la aplicación de los conceptos de propiedades periódicas de los solutos para identificar el tipo de solventes en que estos se solubilizan y que a su vez fueron tomadas en cuenta para la elaboración de este trabajo y así fortalecer dichos conocimientos. Los resultados de la misma respaldaron la propuesta de ésta investigación, la cual puede ser consultada por estudiantes u otras personas que consideren éste tema de interés.

Con el propósito de mostrar el instrumento de recolección de datos que se utilizó durante la investigación de campo, éste es presentado en Anexo N° 8.

#### **4.4 PARTE EXPERIMENTAL**

Se llevó a cabo una prueba de solubilidad (Ver Fig. N° 12), la cual consistió en efectuar 100 disoluciones, para lo cual se emplearon 20 solutos (Ver Cuadro N° 6) y 5 solventes de diferente polaridad (Ver Cuadro N° 7).

– **Procedimiento**\* <sup>(11)</sup>:

1. Se realizó la requisición de material y equipo (Ver Anexo N° 9)
2. Se pesó en balanza analítica cinco muestras del soluto N° 1 (Ver Cuadro N° 6), cada una con un peso de 0.5 g.
3. Se rotularon cinco tubos de ensayos con capacidad de 15 mL con un orden numérico de 1 al 5 (Ver Cuadro N° 7).
4. Se midió 10 mL del solvente N° 1 y se colocó dentro del tubo de ensayo rotulado con N° 1.
5. Se midió 10 mL del solvente N° 2 y colocarlo dentro del tubo de ensayo N° 2.
6. Se midió 10 mL del solvente N° 3 y colocarlo dentro del tubo de ensayo N° 3.
7. Se midió 10 mL del solvente N° 4 y colocarlo dentro del tubo de ensayo N° 4.
8. Se midió 10 mL del solvente N° 5 y colocarlo dentro del tubo de ensayo N° 5.
9. Incorporar cada una de las muestras previamente pesadas en cada uno de los tubos de ensayos.
10. Observar la solubilidad en cada uno de los tubos de ensayo para realizar los análisis teóricos respectivos.
11. Repetir este mismo procedimiento para los 19 solutos restantes.

\* **Nota:** Resultados de prueba de solubilidad en Cuadro N° 28 y Cuadro N° 29

**CUADRO N° 6 LISTADO DE SOLUTOS A UTILIZAR EN LA PRUEBA DE SOLUBILIDAD**

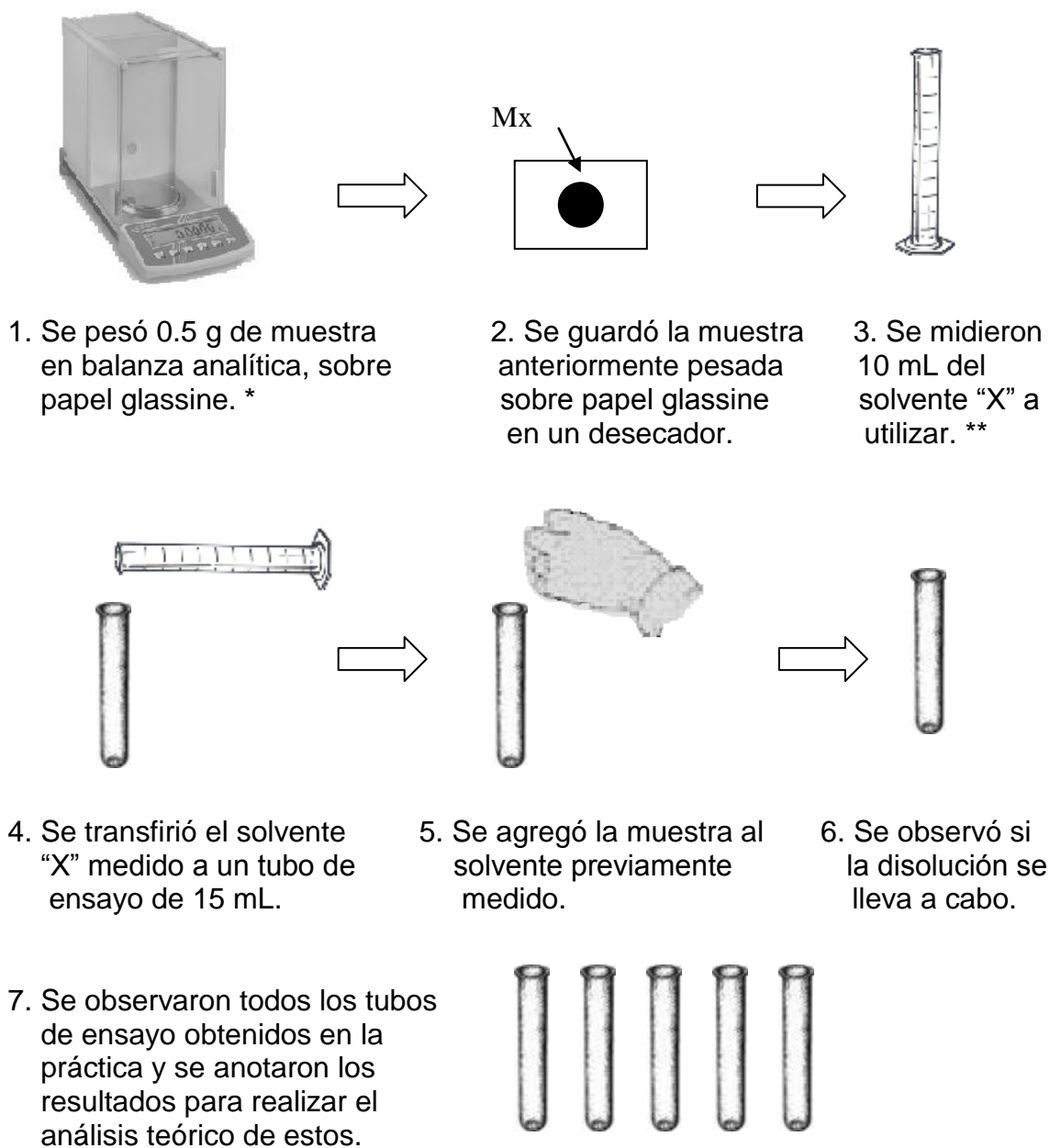
<b>Cuadro de solutos</b>	
<b>Orden del soluto a utilizar</b>	<b>Nombre del soluto</b>
1	Acetato plomo
2	Azufre
3	Cloruro de sodio
4	Cloruro de potasio
5	Cloruro férrico
6	Cromato de plomo
7	Dicromato de potasio
8	Molibdato de amonio
9	Nitrato de amonio
10	Nitrato de bismuto
11	Nitrato de cobalto
12	Nitrato de níquel
13	Oxido de bario
14	Oxido de cromo (III)
15	Permanganato de potasio
16	p - Nitroanilina
17	Sulfato de hierro (II)
18	Sulfato de magnesio
19	Sulfato de plata
20	Yodo



**CUADRO N° 7 LISTADO DE SOLVENTES A UTILIZAR EN LA PRUEBA DE SOLUBILIDAD**

<b>Cuadro de solventes</b>	
<b>Orden de solventes</b>	<b>Solvente "X"</b>
Tubo N° 1	Agua
Tubo N° 2	Anhídrido acético
Tubo N° 3	Benceno
Tubo N° 4	Éter etílico
Tubo N° 5	Éter de petróleo

### PRUEBA DE SOLUBILIDAD (11)



\* Este procedimiento se llevará a cabo 5 veces para cada soluto, ya que se pesará 0.5 g de muestra por cada solvente a utilizar.

\*\* Ver Cuadro N° 6

Fig. N° 12 Prueba de solubilidad de solutos en solventes de diferente polaridad.

#### **4.5 FORMATO DE CUADROS DE ANÁLISIS TEORICO PREVIO DE 20 SOLUTOS UTILIZADOS EN LA PRUEBA DE SOLUBILIDAD**

Para facilitar la comprensión y lectura de la información obtenida tanto en los análisis teóricos previos de los solutos así como en la prueba de solubilidad propiamente dicha, todos los resultados y respectivos análisis serán plasmados en cuadros de análisis (Ver Cuadros N° 8, N° 9, y N° 10) los cuales fueron redactados para tal fin en ésta investigación.

Dentro de éstos cuadros de análisis los resultados son explicados tomando en cuenta los valores de electronegatividad de Linus Pauling, en donde, para cada soluto se calcula de forma matemática la diferencia de electronegatividades que presentan los elementos unidos entre sí mediante enlaces químicos, con los cuales se puede determinar el tipo de enlace químico del soluto, como también se analizan los momentos dipolares de aquellas moléculas que están formadas por más de dos átomos con lo que se puede establecer si la molécula es polar o no polar, y en donde también se hará el análisis en base a la ubicación de los elementos dentro de la tabla periódica.

Cabe mencionar que no todos los solutos pueden ser analizados de la misma manera es por eso que, otro aspecto importante de los cuales se parte para determinar en que tipos de solventes son afines los solutos para su disolución, son las propiedades químicas características de los solutos, las cuales no siguen o cumplen con lo establecido en las teorías hasta ahora existentes

referidas a la solubilidad de sustancias, por lo que estas representan a las excepciones.

El Cuadro N° 8 es el formato de la sección de resultados e interpretación de resultados, en el cual se presenta el análisis teórico de los solutos previo a la prueba de solubilidad. Este cuadro de análisis está diseñado de manera particular para aquellos compuestos formados por no más de dos átomos. En este cuadro de análisis se realiza una predicción de cómo se espera que el soluto se comporte en cada uno de los solventes a utilizar en la prueba de solubilidad (Ver Cuadro N° 25 para conocer los resultados).

**CUADRO N° 8 ANÁLISIS TEORICO PREVIO DE SOLUTOS  
DIATOMICOS ENSAYADOS EXPERIMENTALMENTE**

Nombre del compuesto	Fórmula química	Electronegatividad del catión	Electronegatividad del anión	$\Delta EN$	Análisis	Enlace químico según escala de Linus Pauling
Azufre	S <sub>2</sub>					
Cloruro de sodio	NaCl					
Cloruro de potasio	KCl					
Oxido de bario	BaO					
Yodo	I <sub>2</sub>					

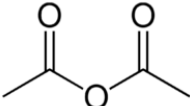

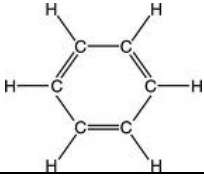
El Cuadro N° 9 es el formato donde se plasman los análisis teóricos previos a la prueba de solubilidad de los solutos que están formados por más de dos átomos o también formados por aniones poliatómicos y cationes, tomando en cuenta diferentes aspectos importantes como lo es la estructura química y características químicas propias de algunas moléculas, lo cual se espera que ayude a determinar el enlace químico y/o polaridad de la molécula permitiendo conocer la solubilidad que pueden presentar los solutos antes de que esta solubilidad se lleve a cabo (Ver Cuadro N° 26 para conocer los resultados).

### CUADRO N° 9 ANÁLISIS TEORICO PREVIO DE SOLUTOS POLIATÓMICOS ENSAYADOS EXPERIMENTALMENTE

Nombre del compuesto	Fórmula química	Análisis estructural de la molécula del soluto	Enlace Químico/Polaridad de la molécula
Acetato de plomo	$(\text{CH}_3\text{-COO})_2\text{Pb}$		
Cloruro férrico	$\text{FeCl}_3$		
Cromato de plomo	$\text{PbCrO}_4$		
Dicromato de potasio	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$		
Molibdato de amonio	$(\text{NH}_4)_6\text{Mo}_7\text{O}_{24}\cdot 4\text{H}_2\text{O}$		
Nitrato de amonio	$\text{NH}_4\text{NO}_3$		
Nitrato de bismuto	$\text{Bi}(\text{NO}_3)_3\cdot 5\text{H}_2\text{O}$		
Nitrato de cobalto	$\text{Co}(\text{NO}_3)_2$		
Nitrato de níquel (II)	$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$		
Oxido de cromo (III)	$\text{Cr}_2\text{O}_3$		
Permanganato de potasio	$\text{KMnO}_4$		
p-Nitroanilina	$\text{C}_6\text{H}_6\text{N}_2\text{O}_2$		
Sulfato de hierro (II)	$\text{FeSO}_4$		
Sulfato de magnesio	$\text{MgSO}_4$		
Sulfato de plata	$\text{Ag}_2\text{SO}_4$		

El Cuadro N° 10 es el formato donde se plasma los análisis a realizar a los solventes utilizados en la prueba de solubilidad, los cuales se basan en los momentos dipolares, lo cual proporciona información importante con la cual se determinará la polaridad de los solventes, lo cual contribuye a comprender y concluir lo que ocurre en las pruebas de solubilidad, ya que la naturaleza del solvente es de gran importancia al momento de preparar una solución como se ha mencionado anteriormente (Ver Cuadro N° 27 para conocer los resultados).


### CUADRO N° 10 ANÁLISIS TEORICO DE SOLVENTES UTILIZADOS

Nombre del solvente	Fórmula y estructura química	Análisis estructural de la molécula del solvente	Polaridad del solvente
Agua	H <sub>2</sub> O		
Anhídrido acético	(CH <sub>3</sub> CO) <sub>2</sub> O 		
Éter etílico	H <sub>3</sub> C-CH <sub>2</sub> -O-CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub> 		
Benceno	C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> 		
Éter de petróleo	Mezcla de hidrocarburos (pentanos y hexanos)		

#### 4.6 FORMATO DE CUADROS DE ANÁLISIS TEORICOS POSTERIOR A LA PRUEBA DE SOLUBILIDAD

En los Cuadros N° 11 y N° 12 mostrados a continuación, se observa la manera en que se presentan los resultados de la prueba de solubilidad de los solutos tanto diatómicos (Cuadro N° 11), como poliatómicos (Cuadro N° 12), donde además se plasma la interpretación por parte de los autores sobre la solubilidad emanada, tomando en cuenta la información obtenida en los formatos de los Cuadros N° 8 y N° 9 (Ver resultados en Cuadros N° 25 y N° 26) e información bibliográfica, la cual ayuda a comprender los resultados observados, además de proponer algunos solventes para tales solutos (Ver Cuadro N° 28 y N° 29 para conocer los resultados).

#### CUADRO N° 11 ANALISIS TEORICO POSTERIOR A LA PRUEBA DE SOLUBILIDAD DE SOLUTOS DIATÓMICOS

Nombre del soluto	$\Delta$ EN del soluto	Enlace químico del soluto	Nombre del solvente	Polaridad del solvente	Resultado	Observación de la prueba
			Agua			
			Anhídrido acético			
			Benceno			
			Éter etílico			
			Éter de petróleo			
<b>Interpretación de resultados:</b>						
<b>Solventes propuestos:</b>						

**CUADRO N° 12 ANALISIS TEORICO POSTERIOR A LA PRUEBA DE SOLUBILIDAD DE SOLUTOS POLIATÓMICOS**

Nombre del soluto	Polaridad o Enlace químico del soluto	Nombre del solvente	Polaridad del solvente	Resultado	Observación de la prueba
		Agua			
		Anhídrido acético			
		Benceno			
		Éter etílico			
		Éter de petróleo			
<b>Interpretación de resultados:</b>					
<b>Solventes propuestos:</b>					

#### **4.7 FORMATO DE CUADROS DE ANÁLISIS TEORICO DE 413 SOLUTOS**

Además de la parte experimental se plasman análisis teóricos de 413 solutos los cuales se basan en parámetros como las diferencias de electronegatividad, los momentos dipolares de la molécula, la posición de los elementos dentro de la tabla periódica y las propiedades químicas de algunos solutos para conocer el tipo de solventes que favorecen la solubilidad de éstos. A continuación se



muestran los formatos de cuadros de análisis empleados para las 413 sustancias que son analizadas teóricamente.

En el Cuadro N° 13, se presenta el formato de los análisis teóricos realizados a los solutos que cuentan únicamente con dos átomos. Estos solutos son analizados por medio de la escala de electronegatividad de Linus Pauling, ya que se puede obtener una diferencia de electronegatividad entre los elementos y por lo tanto determinar el tipo de enlace químico que poseen los compuestos y a su vez deducir el tipo de solventes en que éstos se solubilizan (Ver Cuadro N° 30 para conocer los resultados).

### CUADRO N° 13 ANALISIS TEORICO DE SOLUTOS DIATOMICOS

#	Nombre del compuesto	Formula química	Electronegatividad (EN) del catión y del anión	$\Delta EN$	Análisis	Enlace químico
--	Fluoruro de potasio	KF				
--	Fluoruro de sodio	NaF				
--	Fluoruro litio	LiF				

En el Cuadro N° 14, se presenta el formato de los análisis de solutos que cuentan con más de dos átomos. Estos solutos son analizados por medio de la escala de electronegatividad de Linus Pauling, ya que se puede obtener una diferencia de electronegatividad entre los elementos, así como también estos análisis son complementados utilizando la teoría del momento dipolar y la

posición de los elementos en la Tabla Periódica que constituyen los solutos (Ver Cuadro N° 31 para conocer los resultados).

#### CUADRO N° 14 ANÁLISIS TEORICO DE SOLUTOS POLIATÓMICOS

#	Nombre del compuesto	Formula	Electronegatividad (EN) del catión y del anión	Diferencia de electronegatividad	Análisis	Polaridad
--	Fluoruro de bario	BaF <sub>2</sub>				
--	Fluoruro de estroncio	SrF <sub>2</sub>				
--	Fluoruro de calcio	CaF <sub>2</sub>				

En el Cuadro N° 15, se muestra el formato de los análisis teóricos de sustancias formadas generalmente por cationes y aniones poliatómicos, estos últimos poseen una naturaleza establecida muy bien estudiada en diversos textos, la mayoría de los cuales son de naturaleza iónica, por lo que dentro del análisis se expone de manifiesto este conocimiento, para que el lector conozca sobre su naturaleza, pero además se incluyen análisis teóricos que presentan la solubilidad de algunos compuestos de coordinación. Los solventes que se proporcionan en todos los análisis de los compuestos son en agua y en ácidos, los cuales ya han sido determinados experimentalmente en estudios científicos, por lo que se realizó una recopilación de esta importante información al momento de realizar dicho análisis teórico (Ver Cuadro N° 32 para conocer los resultados).

**CUADRO N° 15 ANÁLISIS TEORICO DE SOLUTOS FORMADOS POR ANIONES POLIATOMICOS Y DIFERENTES CATIONES**

#	Cación	Polianión	Análisis

**CAPITULO V**  
**RESULTADOS Y DISCUSION DE RESULTADOS**

## **5.0 RESULTADOS Y DISCUSION DE RESULTADOS**

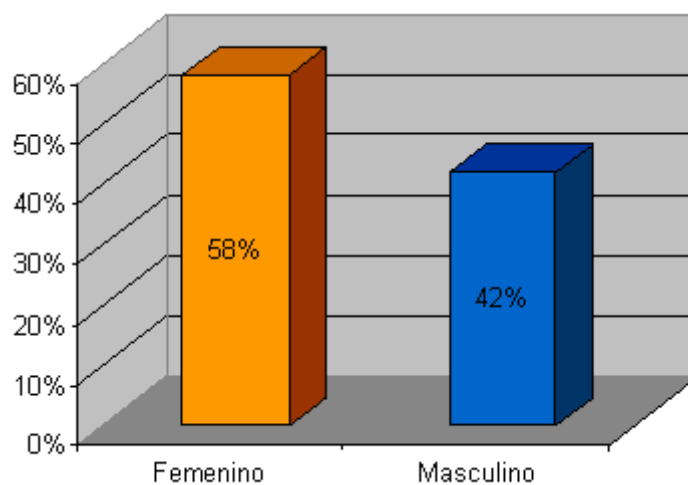
### **5.1 RESULTADOS E INTERPRETACIÓN DE RESULTADOS DE ENCUESTA**

A continuación se presentan los resultados obtenidos en las encuestas dirigidas a un grupo de estudiantes de cuatro facultades relacionadas al área de salud pertenecientes a la Universidad de El Salvador, las cuales son: Facultad de Medicina, Ciencias Agronómicas, Ciencias Naturales y Matemáticas y Facultad de Química y Farmacia; en donde cursan en cierto nivel académico la asignatura de Química, ya sea Química General u otras ramas de ésta, con las cuales se pretendió explorar el grado de conocimiento sobre la aplicación de las propiedades periódicas de los elementos para identificar en que tipo de solventes son afines los solutos y con esto facilitar la preparación de soluciones y así conocer las carencias o fortalezas que existe en la población estudiantil con respecto al tema.

Para una mayor facilidad de interpretación de los resultados, los datos se encuentran descritos mediante gráficas de barras, las cuales permitirán comparar de mejor forma las respuestas presentadas por los estudiantes. Así como también para una mayor claridad en los análisis, cada una de éstas gráficas corresponde a una pregunta de la encuesta, la cual estará acompañada con su respectivo análisis.

**CUADRO N° 16 SEXO DE LOS ESTUDIANTES ENCUESTADOS**

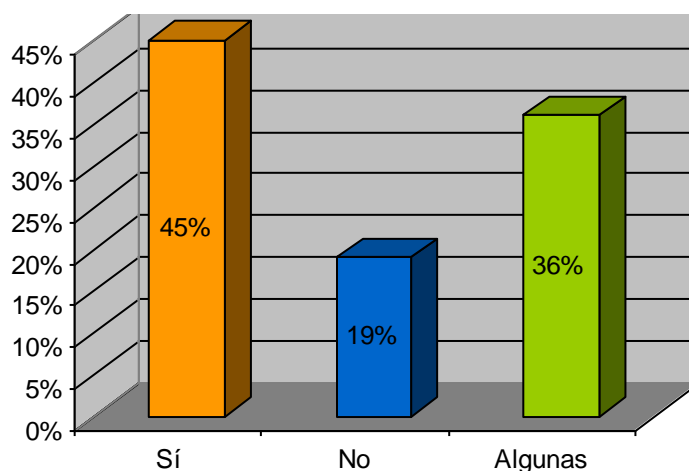
Sexo de los estudiantes	Porcentaje (%)
Femenino	58
Masculino	42

**Fig. N° 13 SEXO DE LOS ESTUDIANTES ENCUESTADOS****Análisis:**

La Figura N° 13 demuestra que la mayoría de la población universitaria encuestada está conformada por el sexo femenino

### CUADRO N° 17 ESTUDIANTES QUE CONOCEN LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS

Respuestas	Porcentaje (%)
Sí	45
No	19
Algunas	36



**Fig. N° 14 ESTUDIANTES QUE CONOCEN LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS**

#### **Análisis:**

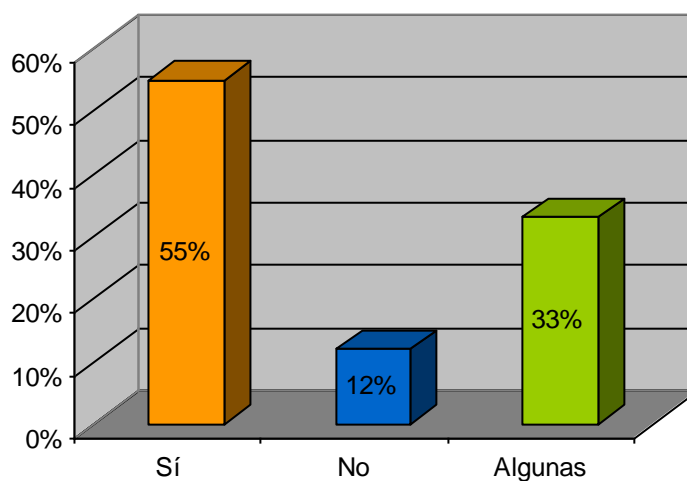
En la Figura N° 14, podemos observar que el 45% de los encuestados dicen conocer las propiedades periódicas de los elementos, por lo que la encuesta incluía una respuesta abierta con la cual se quiso determinar específicamente cuales propiedades eran de su conocimiento; luego de llevar a cabo la revisión de éstas respuestas, se concluye que algunos estudiantes confunden las propiedades periódicas de los elementos con los grupos de elementos, como por ejemplo los metales alcalinos o nombres de elementos. También se observó

que varios estudiantes que contestaron “Sí” o “Algunos” no especificaron las propiedades periódicas que conocían, resolviéndose tomar dichas respuestas como negativas y con ello se afirma que un alto índice de estudiantes no poseen conocimientos sobre que son las propiedades periódicas de los elementos.



**CUADRO Nº 18 ESTUDIANTES QUE CONOCEN LAS DEFINICIONES DE LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS**

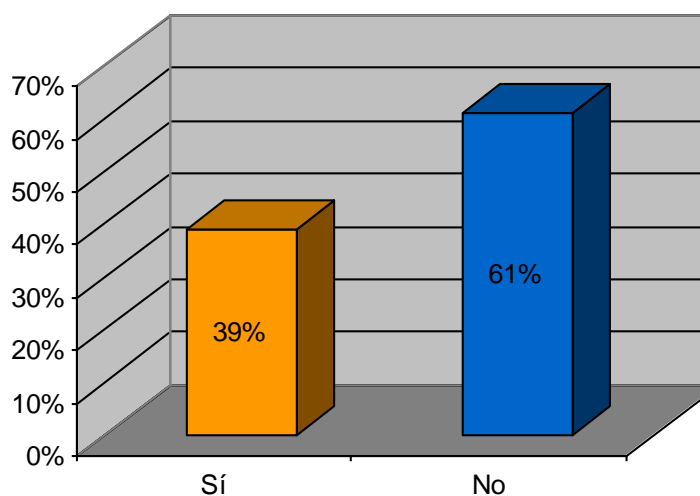
Respuestas	Porcentaje (%)
Sí	55
No	12
Algunas	33

**Fig. Nº 15 CONOCIMIENTOS SOBRE LAS DEFINICIONES DE LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS****Análisis:**

En la Figura Nº 15, podemos observar que el 55% de los encuestados dicen conocer las definiciones de algunas propiedades periódicas, el 12%, dice no conocerlas y el 33% expresa no tener claros los conceptos de las propiedades periódicas por las cuales se les cuestiono.

**CUADRO N° 19 ESTUDIANTES QUE SABEN LA DIFERENCIA ENTRE AFINIDAD ELECTRÓNICA Y ELECTRONEGATIVIDAD**

Respuestas	Porcentaje (%)
Sí	39
No	61



**Fig. N° 16 DIFERENCIA ENTRE AFINIDAD ELECTRÓNICA Y ELECTRONEGATIVIDAD**

**Análisis:**

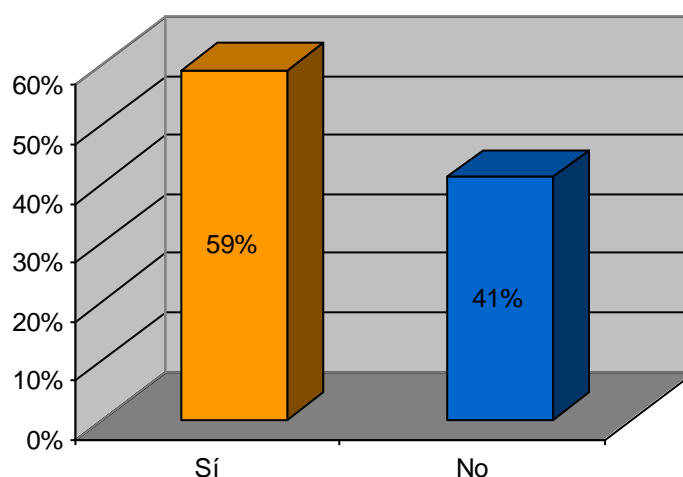
El análisis del Cuadro N° 18, Figura N° 15 y éste análisis de Cuadro N° 19, Figura N° 16, se encuentran relacionados debido a que en el primero, se preguntó a los estudiantes si conocen algunos conceptos que se especifican en la encuesta (Ver Anexo N° 8, pregunta N° 2) y en la pregunta de éste análisis (Ver Anexo N° 8, pregunta N° 3) se preguntó la diferencia entre dos de los conceptos planteados en la pregunta.

Al observar ambas gráficas podemos concluir que existe una contradicción ya que en la Cuadro N° 18, Figura N° 15 la mayoría de encuestados dicen conocer estas definiciones, pero en el Cuadro N° 19, Figura N° 16 se observa que solo el 39% pudieron describir en que consiste la diferencia de la afinidad electrónica y la electronegatividad, la cual se puede saber en base a sus definiciones.

Por lo antes mencionado se afirma que la mayoría de los estudiantes encuestados no tienen claro los conceptos de las propiedades periódicas.

**CUADRO Nº 20 ESTUDIANTES QUE ANALIZAN LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS COMPONENTES DE LA SOLUCION**

Respuestas	Porcentaje (%)
Sí	59
No	41

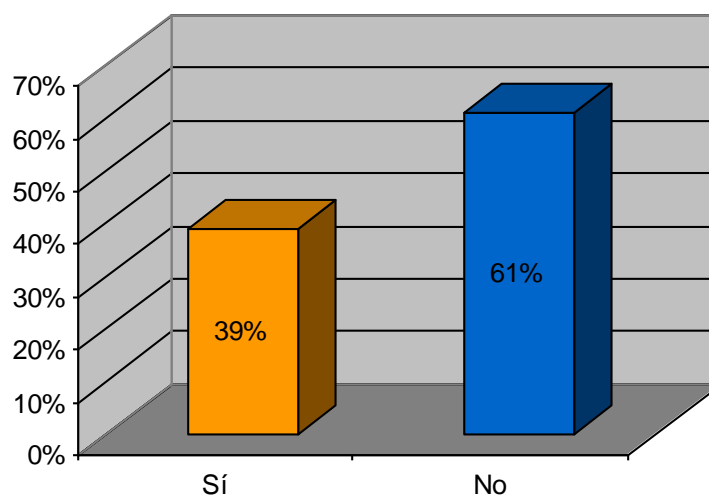
**FIG. Nº 17 ESTUDIANTES ANALIZAN LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS COMPONENTES DE LA SOLUCION****Análisis:**

En la Fig. Nº 17 se observa que el 59% de la población estudiantil afirmó analizar dichas propiedades al momento de preparar una solución, pero tomando como referencia los análisis de los Cuadros Nº 18 y Nº 19 y de las Figuras Nº 15 y Nº 16 se observa una discrepancia entre los resultados debido a que ellos no pueden definir o diferenciar los conceptos de las propiedades periódicas, por lo que se puede concluir que por la falta de estos conocimientos,

en la práctica no emplean los fundamentos de éstas propiedades en la preparación de soluciones.

**CUADRO Nº 21 EXISTE RELACIÓN ENTRE LA ELECTRONEGATIVIDAD Y LA PREPARACIÓN DE UNA SOLUCIÓN**

Respuestas	Porcentaje (%)
Sí	39
No	61



**FIG. Nº 18 EXISTE RELACIÓN ENTRE LA ELECTRONEGATIVIDAD Y LA PREPARACIÓN DE UNA SOLUCIÓN**

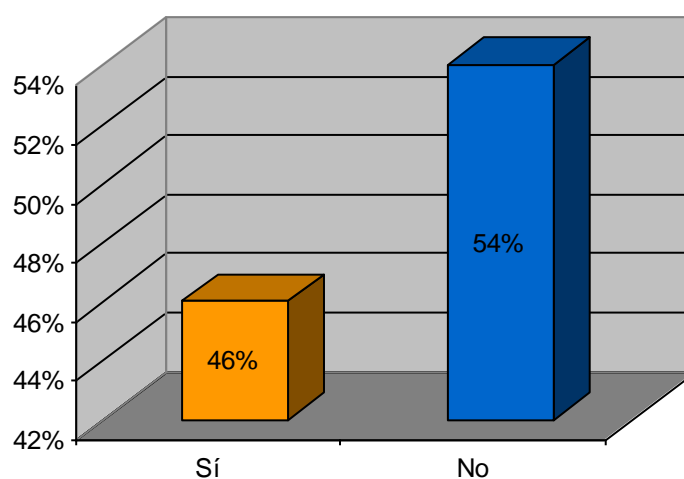
**Análisis:**

En la Figura Nº 18 se observa que más de la mitad de los estudiantes desconocen la relación que existe entre la electronegatividad y su influencia para determinar la polaridad del soluto, lo cual interviene en la preparación de una solución. En adición a esto se observó que dentro del 39% de encuestados que afirmaron que la electronegatividad y la preparación de una solución sí se

encuentran relacionados, existió un gran número de estudiantes que no pudieron explicar cuál era esa relación. Por lo que se afirma que las soluciones son preparadas por parte de los estudiantes de una forma mecánica.

**CUADRO Nº 22 POBLACIÓN ESTUDIANTIL QUE CONOCE LIBROS DE REFERENCIA SOBRE SOLUBILIDAD**

Respuestas	Porcentaje (%)
Sí	46
No	54



**FIG. Nº 19 ESTUDIANTES QUE CONOCEN LIBROS DE REFERENCIA SOBRE SOLUBILIDADES**

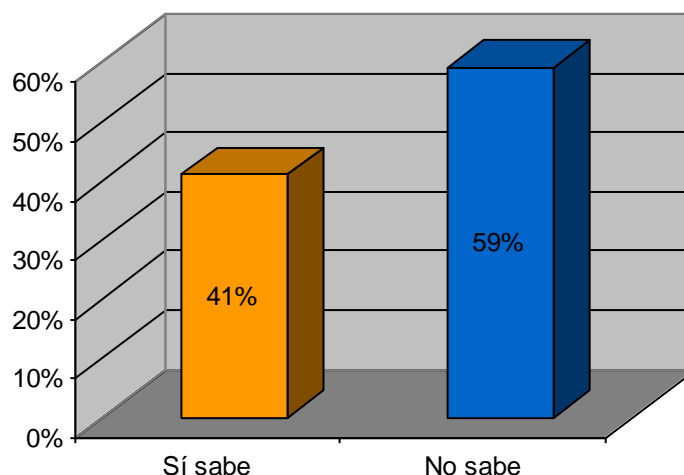
**Análisis:**

En la Figura Nº 19, se observa en la población estudiantil encuestada que el 54% de estudiantes no conocen de bibliografía útil al momento de preparar una solución o dónde encontrar datos de solubilidad, pero del 46% de estudiantes que sí conocen bibliografía como el Handbook y los Catálogos Merck, un 49%

hacen referencia a libros de Química General u otros que no poseen de forma específica estos datos, los cuales son de relevancia al preparar una solución. Lo anterior demuestra el poco conocimiento que poseen los estudiantes sobre bibliografía de referencia para conocer en que solventes son solubles las sustancias.

**CUADRO Nº 23 CONOCEN COMO DETERMINAR EL TIPO DE SOLVENTE A UTILIZAR EN UNA DISOLUCIÓN SIN UN LIBRO DE REFERENCIA**

Respuestas	Porcentaje (%)
Sí sabe	41
No sabe	59



**FIG. Nº 20 ESTUDIANTES QUE DETERMINAN EL TIPO DE SOLVENTE A USAR EN UNA DISOLUCIÓN SIN UN LIBRO DE REFERENCIA**

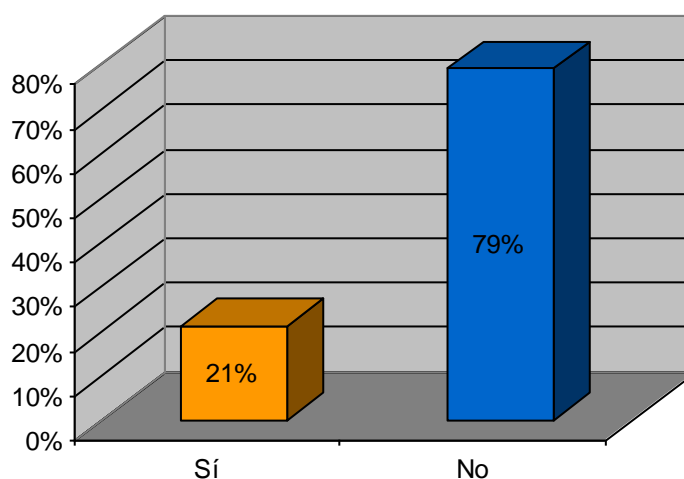
**Análisis:**

Observando la Figura Nº 20 se puede apreciar que a mayor parte de estudiantes no saben cómo se determina el tipo de solvente a usar en la preparación de una solución. Esto se debe a que no manejan o no relacionan los conceptos de las propiedades periódicas como se espera, ya que los estudiantes no interpretan la relación que existe entre éstas y la acción de determinar un solvente.



**CUADRO N° 24 ESTUDIANTES QUE ESTABLECEN EL SOLVENTE A UTILIZAR EN BASE A LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS**

Respuestas	Porcentaje (%)
Sí	21
No	79



**FIG. N° 21 ESTUDIANTES QUE ESTABLECEN EL SOLVENTE A UTILIZAR EN BASE A LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS**

**Análisis:**

En la Figura N° 21, podemos observar que la población estudiantil no toma en consideración la relevancia de aplicar la información contenida en la Tabla Periódica como lo son las propiedades periódicas, para poder conocer características físicas propias de los solutos y así facilitar la selección del tipo de solvente a utilizar en la preparación de soluciones.

## **5.2 RESULTADOS E INTERPRETACION DE RESULTADOS DE PRUEBA DE SOLUBILIDAD**

A continuación se presentan los resultados obtenidos durante la parte experimental de éste trabajo. Dichos resultados se presentan en dos categorías, de las cuales una comprende los análisis teóricos realizados antes de la prueba de solubilidad y mientras que la otra categoría comprende los análisis teóricos posteriores a la prueba de solubilidad, esto con el propósito de comparar ambos resultados.

### **5.2.1 Análisis teórico previo a la prueba de solubilidad de 20 solutos y 5 solventes**

Se llevó a cabo el análisis teórico previo de 20 solutos, a los cuales posteriormente se les realizó la prueba de solubilidad. Los análisis teóricos previos se plasmaron en cuadros de análisis donde se analizan los solutos tanto diatómicos (Cuadro N° 25) como poliatómicos (Cuadro N° 26) y que ayudaron a predecir los resultados de la prueba de solubilidad.

En el Cuadro N° 27, se encuentran los resultados de análisis teóricos de los solventes que fueron utilizados en la prueba de solubilidad, para el caso se utilizaron cinco solventes (Agua, Anhídrido acético, Éter etílico, Benceno y Éter de petróleo), esto se realizó con el fin de comprobar la solubilidad de los 20 solutos en solventes de distinto grado de polaridad y así tener una mejor comprensión del resultado obtenido en dicha prueba.

**CUADRO N° 25 ANÁLISIS TEORICO PREVIO A LA PRUEBA DE SOLUBILIDAD DE SOLUTOS DIATOMICOS <sup>(6)</sup>**

Nombre del compuesto *	Fórmula Química*	Electronegatividad del anión(21)	Electronegatividad del catión (21)	$\Delta EN$	Análisis	Enlace químico según escala de Linus Pauling
Azufre	S <sub>2</sub>	S = 2.58	S = 2.58	0	Esta es una sustancia constituida por átomos de un mismo elemento, por lo que poseen valores iguales de electronegatividad, y al efectuar la diferencia de electronegatividades se obtiene un valor igual a cero ( $\Delta EN = 0$ ). Este valor de diferencia de electronegatividad ( $\Delta EN$ ) al compararlo con la escala de electronegatividad elaborada por Linus Pauling, se observa que es menor a 0.4, lo cual indica que los átomos de esta sustancia se encuentran unidos mediante enlaces covalentes no polares	Enlace covalente no polar
Cloruro de sodio	NaCl	Cl <sup>-</sup> = 3.16	Na <sup>+</sup> = 0.93	2.23	La diferencia de electronegatividades entre los átomos de Cl y Na, nos muestra que es mayor a 1.7 y según la escala de electronegatividad de Linus Pauling esto indica que la sustancia mantiene unidos sus átomos por medio de un enlace iónico, por lo que será soluble en el agua y demás solventes polares.	Enlace iónico

\* Catálogo MERCK 2005/06

**CUADRO Nº 25 CONTINUACIÓN**

Nombre del compuesto	Fórmula Química	Electronegatividad del anión	Electronegatividad del catión	$\Delta EN$	Análisis	Enlace químico según escala de Linus Pauling
Oxido de bario	BaO	$O^{2-} = 3.44$	$Ba^{+} = 0.89$	2.55	En este caso el compuesto aunque es diatómico, no puede ser analizado por completo mediante la escala de Linus Pauling, la cual al observar la diferencia de electronegatividad, nos indica que el BaO contiene enlaces iónicos por tener un valor mayor a 1.7 y por lo tanto se supondría su solubilidad en solventes polares, pero por el hecho de ser un compuesto que forma parte de los óxidos, este se analizará de acuerdo a la química de estos. El oxígeno es un elemento muy electronegativo, cuando éste se une a los metales activos (Grupos IA y IIA) origina óxidos esencialmente iónicos, y éstos óxidos iónicos tienen la propiedad de disolverse en ácidos, originando sales.	Enlace iónico
Yodo	$I_2$	$I = 2.66$	$I = 2.66$	0	El Yodo es una sustancia constituida por átomos de un mismo elemento que poseen igual valor de electronegatividad y al calcular su diferencia de electronegatividad ésta es igual a cero.	Enlace covalente no polar

**CUADRO Nº 26 ANÁLISIS TEORICO PREVIO A LA PRUEBA DE SOLUBILIDAD DE SOLUTOS POLIATÓMICOS (6, 12, 13 y 24)**

Nombre del compuesto *	Fórmula química *	Análisis estructural de la molécula del soluto	Enlace Químico/Polaridad de la molécula
Acetato de plomo	$(\text{CH}_3\text{-COO})_2\text{Pb}$	Los compuestos del plomo debe ser analizados de forma particular debido a que éste elemento al estar combinado con otros iones, forma compuestos que son principalmente insolubles en agua con excepción del $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ y del $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{-COO})_2$ . La solubilidad del acetato de plomo se debe a que en el caso del ión acetato éste presenta enlaces C - O y C = O, los cuales son de carácter polar (diferencia de electronegatividad: $3.44 (\text{O}) - 2.55 (\text{C}) = 0.89$ ), en donde dicha polaridad prevalece sobre la no polaridad de los grupos metilo (-CH <sub>3</sub> ). El ion $\text{Pb}^{2+}$ y $\text{CH}_3\text{-COO}^{2-}$ ya tienen una carga eléctrica neta y por lo tanto las fuerzas que mantienen unidos a estos iones, serán las atracciones electrostáticas de dichas cargas.	Enlace iónico
Cloruro férrico	$\text{FeCl}_3$	El compuesto presenta una estructura geométrica trigonal plana (Ver Anexo Nº 3) al poseer una fórmula química que corresponde a la fórmula hipotética $\text{AX}_3$ y al analizar los momento de enlace, se puede comprobar que éstos son anulados entre sí a causa de la simetría estructural de la molécula, ya que cada momento de enlace se dirige hacia los vértices, los cuales corresponden al átomo de Cl ( por ser más electronegativo que el Hierro) y por lo tanto la polaridad del enlace químico se dirige hacia éstos. Sin embargo la solubilidad de este compuesto presenta una incongruencia con este análisis y se debe a que elementos como el hierro son parte de los metales de transición, los cuales tienden a poseer anomalías en sus propiedades químicas, como se demuestra en éste caso, en donde el $\text{FeCl}_3$ tiene propiedades polares.	Enlace covalente polar

\*Catálogo MERCK 2005/06

**CUADRO Nº 26 CONTINUACION**

Nombre del compuesto	Fórmula química	Análisis estructural de la molécula del soluto	Enlace Químico/Polaridad de la molécula
Cromato de plomo	PbCrO <sub>4</sub>	<p>Este compuesto tiene características las cuales son regidas según la química de los cromatos, por lo que es imposible efectuar un análisis basado en la electronegatividad o la ubicación de los elementos que lo constituyen dentro de la Tabla Periódica. Así como tampoco se podrá analizar por medio de su momento dipolar, ya que en el caso de compuestos como este que están formados por polianiones y cationes no tiene caso determinar su polaridad, ya que los iones ya tienen una carga eléctrica neta y por lo tanto las fuerzas que mantienen unidos a estos iones, son las atracciones electrostáticas de dichas cargas, es decir, se encuentran unidos mediante enlaces iónicos.</p> <p>Es importante mencionar que la solubilidad de los cromatos depende principalmente del pH del medio disolvente en que se encuentre. El ion cromato al unirse a ciertos cationes como el de Bario y Plata puede afirmarse que presentará solubilidad en ácidos y/o bases, pero esta característica tiene como excepción al PbCrO<sub>4</sub> el cual es un compuesto insoluble en casi todos los medios a excepción de solventes de carácter básico.</p>	Enlace iónico
Dicromato de potasio	K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	<p>Este es un compuesto que se encuentra formado por un anión poliatómico denominado ión dicromato (Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup>) y por un catión que pertenece al grupo IA (K<sup>+</sup>), el cual es muy electropositivo, es decir que tiene la capacidad de ceder electrones con facilidad, lo cual permite que ambos iones se encuentren unidos mediante atracciones electrostáticas otorgándole propiedades iónicas al compuesto por lo que presenta afinidad por solventes polares.</p>	Enlace iónico

### CUADRO Nº 26 CONTINUACION

Nombre del compuesto	Fórmula química	Análisis estructural de la molécula del soluto	Enlace Químico/Polaridad de la molécula
Molibdato de amonio	$(\text{NH}_4)_6 \text{Mo}_7 \text{O}_{24} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$	El Molibdato de amonio está formado por policationes ( $\text{NH}_4^+$ ), así como también por polianiones ( $\text{Mo}_7\text{O}_{24}^-$ ), y éstos forman compuestos iónicos, debido a que se mantienen unidos mediante las atracciones electrostáticas de sus cargas, lo cual permite su solubilidad en solventes polares.	Enlace iónico
Nitrato de amonio	$\text{NH}_4\text{NO}_3$	El análisis de esta molécula al igual que las antes vistas, no podrá efectuarse en base a la diferencia de electronegatividad de sus elementos, ya que para este tipo de análisis el compuesto debe estar formado simplemente por dos átomos y el $\text{NH}_4\text{NO}_3$ está conformado por más de dos átomos. Así como tampoco se podrá analizar por medio de su momento dipolar, ya que en el caso de los iones ( $\text{NH}_4^+$ y $\text{NO}_3^-$ , como se ejemplifica en este compuesto) no tiene sentido determinar su polaridad, ya que los iones ya tienen una carga neta y por lo tanto las fuerzas que mantienen unidos a estos iones, son las fuerzas de atracción de dichas cargas.	Enlace iónico
Nitrato de bismuto	$\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	La solubilidad del nitrato de bismuto, es otra forma en la que se presenta la relación iónica, ya que el ion nitrato ( $\text{NO}_3^-$ ) posee una carga neta negativa y el bismuto posee valencias positivas, que para este caso es de 3+, por lo que estos iones están unidos por fuerzas electrostáticas	Enlace iónico

**CUADRO Nº 26 CONTINUACION**

Nombre del compuesto	Fórmula química	Análisis estructural de la molécula del soluto	Enlace Químico/Polaridad de la molécula
Nitrato de cobalto	$\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	El análisis teórico del nitrato de cobalto es similar al del nitrato de bismuto ya que poseen una estructura molecular análoga la cual está constituida por el ion nitrato con carga negativa y el catión cobalto, formando un compuesto con características iónicas.	Enlace iónico
Nitrato de níquel (II)	$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	El análisis teórico del nitrato de níquel es similar al del nitrato de cobalto ya que poseen una estructura molecular análoga la cual está constituida por el ion nitrato con carga negativa y el catión níquel, formando un compuesto con características iónicas	Enlace iónico
Oxido de cromo (III)	$\text{Cr}_2\text{O}_3$	Este compuesto por formar parte de los óxidos, presenta una química particular. Como el oxígeno es muy electronegativo, cuando se une a los metales de transición con estados de oxidación intermedio, como lo es en éste caso, en donde el cromo (con valencias: 6, 3 y 2) participa con un número de oxidación de 3, origina óxidos con características tanto ácidas como básicas, es decir, presenta propiedades anfóteras. Y al ser éste compuesto un óxido anfótero, el comportamiento de solubilidad corresponderá como tal, es decir, será soluble tanto en ácidos como en bases, pero además soluble en agua ya que esta puede actuar como un ácido.	Anfótero



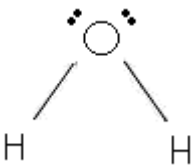
**CUADRO Nº 26 CONTINUACION**

Nombre del compuesto	Fórmula química	Análisis estructural de la molécula del soluto	Enlace Químico/Polaridad de la molécula
Permanganato de potasio	$\text{KMnO}_4$	El permanganato de potasio es un compuesto altamente soluble en solventes polares, debido a que el ión permanganato es un polianión y el potasio es un elemento muy electropositivo que se encuentra ubicado dentro del grupo de los metales alcalinos, obteniéndose un compuesto con carácter iónico unido mediante atracciones electrostáticas.	Enlace iónico
p-Nitroanilina	$\text{C}_6\text{H}_6\text{N}_2\text{O}_2$	Ésta molécula está formada por un anillo aromático, el cual posee dos sustituciones en las posiciones "orto-" y "para-" del anillo, en una de ellas se encuentra el grupo $-\text{NH}_2$ y en la otra el grupo $-\text{NO}_2$ , ambos grupos le otorgan polaridad a la molécula, más sin embargo como la molécula contiene un anillo aromático constituido por 6 átomos de carbono, del cual al analizar su momento dipolar se puede ver que por la simetría de su geometría molecular el momento dipolar es casi nulo, lo cual indica que esta parte de la molécula es no polar. Al analizar la molécula entera se puede observar que posee tanto estructuras polares como no polares, por lo que la polaridad que otorgan los grupos de sustitución ( $-\text{NO}_2$ y $-\text{NH}_2$ ) a la molécula se ve disminuida por la no polaridad que presenta el anillo aromático, por lo que en general la molécula presenta una baja polaridad	Enlace covalente de baja polaridad
Sulfato de hierro (II)	$\text{FeSO}_4$	Se reconoce que este compuesto contiene enlace covalente (dentro de cada ion sulfato) y enlace iónico (entre el ion hierro y sulfato). Pero este compuesto se clasifica como iónico debido a que la sustancia entera se mantiene unida por atracciones electrostáticas.	Enlace iónico

**CUADRO Nº 26 CONTINUACION**

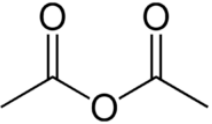

Nombre del compuesto	Fórmula química	Análisis estructural de la molécula del soluto	Enlace Químico/Polaridad de la molécula
Sulfato de magnesio	$MgSO_4$	El sulfato de magnesio es un compuesto con carácter iónico, ya que al analizar su fórmula química se observa que es una sustancia constituida por un catión que corresponde al grupo IIA de la Tabla Periódica, los cuales tienen la propiedad de formar compuestos iónicos a causa de la facilidad que tienen para desprenderse de dos electrones; así como también el catión se encuentra enlazado a un polianión sulfato el cual poseen enlaces covalentes (como se mencionó en el análisis del sulfato de hierro) pero que también cuenta con cargas eléctricas, concluyendo que la molécula entera se encuentra unida mediante atracciones electrostáticas.	Enlace iónico
Sulfato de plata	$Ag_2SO_4$	Dentro de las propiedades de la plata está no ser muy activa y poco soluble en diferentes solventes a excepción de los ácidos concentrados ( $HNO_3$ , $H_2SO_4$ ), este compuesto es de naturaleza iónica por estar formada por el ion sulfato y el ion plata, pero en este compuesto las características químicas propias de la plata deben ser tomadas muy en cuenta ya que influyen en la solubilidad de los compuestos que forma, ya que éste compuesto presenta mayor solubilidad en ácidos que en el agua a pesar de encontrarse unidos los iones por atracciones electrostáticas. Esto se debe a que la plata es parte de los elementos de transición que cuentan con ciertas anomalías y que los compuestos que forman no siempre cumplen con las teorías existentes para sus análisis.	Enlace iónico

**CUADRO Nº 27 ANÁLISIS TEORICO PREVIO DE SOLVENTES UTILIZADOS EN PRUEBA DE SOLUBILIDAD (12, 27 y 28)**

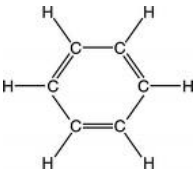
Nombre del solvente*	Fórmula y estructura química*	Análisis estructural de la molécula del solvente	Polaridad del solvente
Agua	<p align="center">H<sub>2</sub>O</p> 	<p>Esta molécula consta de más de dos átomos, por lo que para efectuar éste análisis, se debe considerar la geometría molecular (GM = posición de los átomos en el espacio) y geometría electrónica (GE = posición de pares de electrones no enlazados en el espacio). El agua está constituida por dos átomos de hidrógeno unidos por enlaces covalentes polares al átomo de oxígeno, ya que la diferencia de electronegatividad entre los dos átomos es de 1.24. Estos enlaces covalentes polares se forman debido al pequeño radio atómico del hidrógeno y del oxígeno, lo cual permite que se compartan electrones (cada uno aporta un electrón).</p> <p>Pero también existen en el átomo de oxígeno dos pares de electrones que no participan en el enlace. Como el oxígeno tiene 8 electrones en su última capa de valencia, (2 pares que enlazan y 2 pares que no enlazan con otro átomo), estos electrones se sitúan en el espacio de manera que entre ellos exista la mínima repulsión. Los dos pares no enlazantes están solos, localizados sobre el átomo de O los cuales tienden a ocupar un mayor espacio alrededor de este átomo y en consecuencia restan espacio a los pares enlazantes de los enlaces de H – O. Por lo tanto, el ángulo entre las dos uniones oxígeno-hidrógeno es 104,5°</p> <p>Al realizar el análisis de los momentos de enlaces, se observa que en el caso del agua el oxígeno es más electronegativo que el hidrógeno, esto provoca una mayor atracción de los electrones del hidrógeno por el oxígeno y como consecuencia existe una densidad electrónica mayor en el oxígeno, y por lo tanto los dos momentos de enlace son dirigidos hacia él dando como resultado un momento dipolar resultante, pero el valor de éste momento dipolar se ve incrementado por los dos pares de electrones del oxígeno, en donde el momento dipolar resultante se dirige hacia éstos, incrementando la polaridad del agua.</p>	Polar

\* Catálogo MERCK 2005/06

**CUADRO Nº 27 CONTINUACION**

Nombre del solvente	Fórmula y estructura química	Análisis estructural de la molécula del solvente	Polaridad del solvente
Anhídrido acético	$(\text{CH}_3\text{CO})_2\text{O}$ 	<p>El anhídrido acético es una molécula que posee dos enlaces carbonilo (<math>\text{C} = \text{O}</math>), los cuales son polarizables, es decir, que poseen centros de cargas positivas y negativas. Para este caso, el centro de carga negativa le corresponde al átomo de oxígeno y el centro de cargas positivas al átomo carbono, esto se debe a que el oxígeno es mucho más electronegativo que el carbono, y por esto atrae a los electrones que se han compartido en el enlace quedando el carbono con una carga parcial positiva.</p> <p>Para conocer si es una molécula polar analizamos sus momentos de enlace, los cuales se observan que se dirigen hacia los oxígenos de los enlaces <math>\text{C} = \text{O}</math>, por ser el Oxígeno el más electronegativo, obteniéndose un momento dipolar resultante.</p> <p>Al poseer el anhídrido acético un momento dipolar, se concluye que ésta molécula es polar, pero en menor grado que el agua debido a la presencia de enlaces <math>\text{C} - \text{C}</math> y <math>\text{C} - \text{H}</math>, los cuales son no polares.</p>	Polar
Éter etílico	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ 	<p>El éter etílico es una molécula que está formada por un átomo de oxígeno, el cual se encuentra unido a dos grupos etilo (<math>\text{CH}_3-\text{CH}_2-</math>), dichos enlaces son covalentes polares, ya que al efectuar la resta de electronegatividades entre el O y el C obtenemos una diferencia de electronegatividad de 0.89.</p> <p>Este solvente es considerado con cierto grado de polaridad, ya que presenta polaridad en los enlaces <math>\text{C} - \text{O}</math>, pero ésta no es muy marcada debido a que la molécula presenta cuatro átomos de carbono, los cuales están unidos por enlaces covalentes no polares, y en consecuencia disminuyen la polaridad global de la molécula, haciendo que la polaridad del éter etílico disminuya.</p>	Poco polar

**CUADRO Nº 27 CONTINUACION**

Nombre del solvente	Fórmula y estructura química	Análisis estructural de la molécula del solvente	Polaridad del solvente
Benceno	<p style="text-align: center;"><math>C_6H_6</math></p> 	<p>Este compuesto esta formado por 6 átomos de carbono y 6 átomos de hidrógeno, los cuales están distribuidos en un anillo aromático. El benceno es una molécula altamente no polar por poseer un momento dipolar igual a cero (<math>\mu = 0</math>) a causa de su simetría estructural y la nula diferencia de electronegatividad entre los enlaces C - C.</p> <p>Además al calcular la diferencia de electronegatividad de los enlaces C - H se obtiene un valor de 0.35, el cual según la escala de electronegatividad de Linus Pauling, corresponde a enlaces covalentes no polares, por lo que éstos enlaces dan lugar a un momento dipolar resultante despreciable y por lo cual no modifica la no polaridad del benceno.</p>	No polar
Éter de petróleo	Mezcla de hidrocarburos (pentanos y hexanos)	<p>Para el caso del éter de petróleo no se conoce una estructura específica, simplemente que es una sustancia mixta o una mezcla de hidrocarburos (pentanos y hexanos), por lo que el éter de petróleo es un solvente completamente no polar y esto se determina en base al número de carbonos que éste presenta, ya que posee un total de 11 carbonos y 26 hidrógenos, y al igual que en el benceno, la diferencia de electronegatividades entre los C e H, corresponden según Linus Pauling a enlaces covalentes puros (no polares).</p> <p>En este análisis cabe mencionar que su apolaridad es mayor a la del benceno, debido a que el éter de petróleo cuenta con más carbonos que el benceno, y esto aumenta la no polaridad de la molécula.</p>	No polar

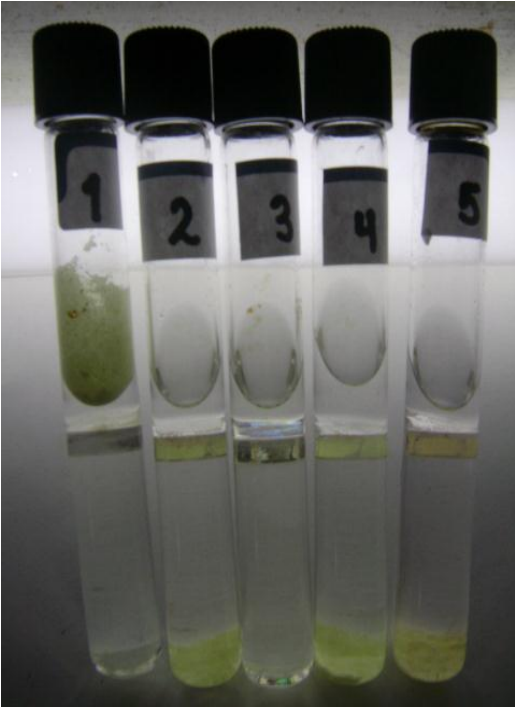
Nota: Solventes ordenados en forma descendente según polaridad

### **5.2.2 Análisis teórico – práctico de 20 solutos posterior a la prueba de solubilidad**

En este apartado se presentan los resultados e interpretación de resultados de la prueba de solubilidad. En el cuadro N° 28 se presenta la interpretación de resultados de la prueba de solubilidad de solutos diatómicos y en el cuadro N° 29 se refleja la interpretación de resultados de los solutos poliatómicos.

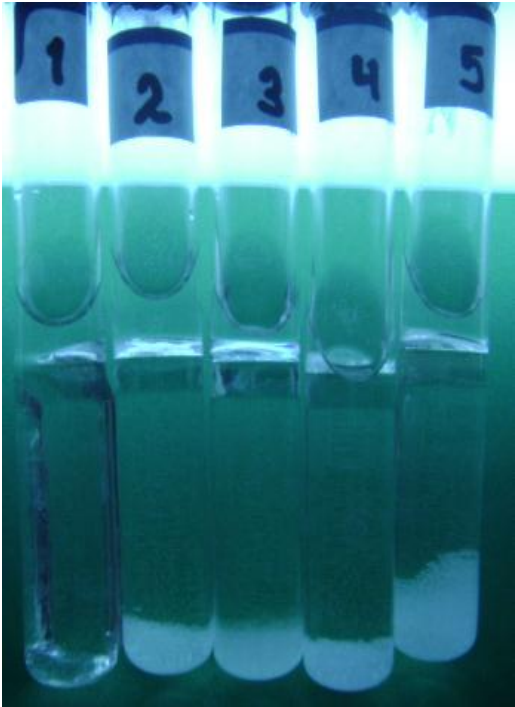
Tanto en el Cuadro N° 28 como en el Cuadro N° 29, se muestra el nombre del soluto, diferencia de electronegatividad, polaridad o enlace químico como también se presentan las solubilidades observadas en la prueba de solubilidad en cada uno de los solventes y la interpretación del resultado obtenido. En este mismo cuadro se hace la propuesta de solventes recomendados para cada uno de los solutos. En ambos cuadros de análisis se presenta la imagen de la prueba de solubilidad obtenida en los solventes seleccionados para tal fin.

**CUADRO Nº 28 ANALISIS TEORICO PRACTICO DE SOLUTOS DIATOMICOS POSTERIOR A LA PRUEBA DE SOLUBILIDAD DE SOLUTOS (1, 3, 4, 5 y 8)**

Nombre del soluto *	$\Delta EN$ del soluto	Enlace químico del soluto	Nombre del solvente	Polaridad del solvente según análisis teórico	Resultado práctico	Observación de la prueba
Azufre	0	Enlace covalente no polar	Agua	Enlace covalente polar	Insoluble	
			Anhídrido acético	Enlace covalente poco polar	Insoluble	
			Benceno	Enlace covalente poco polar	Soluble	
			Éter etílico	Enlace covalente poco polar	Poco soluble	
			Éter de petróleo	Enlace covalente no polar	Insoluble	
<b>Interpretación de resultados teórico-práctico:</b>						
<p>Los resultados de solubilidad obtenidos en el laboratorio demuestran que el azufre es una sustancia con enlaces no polares, tal como se demuestra según la diferencia de electronegatividad y por lo tanto es soluble en solventes no polares, en este caso el solvente de mayor carácter no polar es el éter de petróleo pero el soluto en cuestión es soluble solo en benceno y ligeramente soluble en éter etílico, esto se debe a que el benceno posee características aromáticas que le confieren la propiedad de disolver al azufre.</p> <p><b>Solventes propuestos:</b> Dietiléter, cloroformo, benceno, tolueno, xileno, cetonas, hexano, ciclohexano, tetracloruro de carbono.</p>						


\* Catálogo MERCK 2005/06

**CUADRO Nº 28 CONTINUACIÓN**

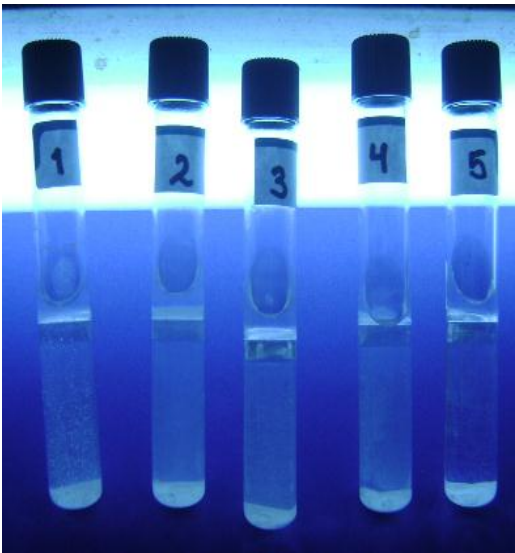
Nombre del soluto	$\Delta EN$ del soluto	Enlace químico del soluto	Nombre del solvente	Polaridad del solvente según análisis teórico	Resultado práctico	Observación de la prueba
Cloruro de sodio	2.23	Enlace iónico	Agua	Enlace covalente polar	Soluble	
			Anhídrido acético	Enlace covalente poco polar	Insoluble	
			Benceno	Enlace covalente poco polar	Insoluble	
			Éter etílico	Enlace covalente poco polar	Insoluble	
			Éter de petróleo	Enlace covalente no polar	Insoluble	
<b>Interpretación de resultados teórico-práctico:</b>						
<p>Las sustancias de carácter iónico como se analizó según la escala de electronegatividad de Linus Pauling, son sustancias muy solubles en solventes polares como se puede observar en los resultados de las pruebas de solubilidad lo cual indica que la sustancia es de carácter iónico, por lo que será soluble en el agua y demás solventes polares.</p> <p><b>Solventes propuestos:</b> Los solventes propuestos para este soluto son los polares pero dentro de estos existen dos tipos, los próticos los cuales poseen enlaces O-H o N-H y los apróticos los cuales no poseen algunos de esos tipos de enlaces, en este caso se proponen solventes polares próticos ya que el agua posee enlaces O-H y como se puede observar en la práctica el soluto en esta es soluble, sin embargo en el anhídrido acético que es de menos polaridad y sin enlaces O-H o N-H el soluto no es en este soluble.</p>						



**CUADRO Nº 28 CONTINUACIÓN**

Nombre del soluto	$\Delta EN$ del soluto	Enlace químico del soluto	Nombre del solvente	Polaridad del solvente según análisis teórico	Resultado práctico	Observación de la prueba
Cloruro de potasio	2.34	Enlace iónico	Agua	Enlace covalente polar	Soluble	
			Anhídrido acético	Enlace covalente poco polar	Insoluble	
			Benceno	Enlace covalente poco polar	Insoluble	
			Éter etílico	Enlace covalente poco polar	Insoluble	
			Éter de petróleo	Enlace covalente no polar	Insoluble	
<b>Interpretación de resultados teórico-práctico:</b>						
<p>El cloruro de potasio, es soluble en agua ya que este solvente tiene carácter polar por lo que se puede deducir que los solutos con carácter iónico como ésta sustancia, son solubles en solventes polares e insolubles en solventes no polares como en los solventes que contienen los tubos 2, 3, 4 y 5.</p> <p><b>Solventes propuestos:</b> Los solventes propuestos para este soluto son los polares pero dentro de estos existen dos tipos, los próticos los cuales poseen enlaces O-H o N-H y los apróticos los cuales no poseen algunos de esos tipos de enlaces, en este caso se proponen solventes polares próticos ya que el agua posee enlaces O-H y como se puede observar en la practica el soluto en esta es soluble, sin embargo en el anhídrido acético que es de menos polaridad y sin enlaces O-H o N-H el soluto no es en este soluble.</p>						

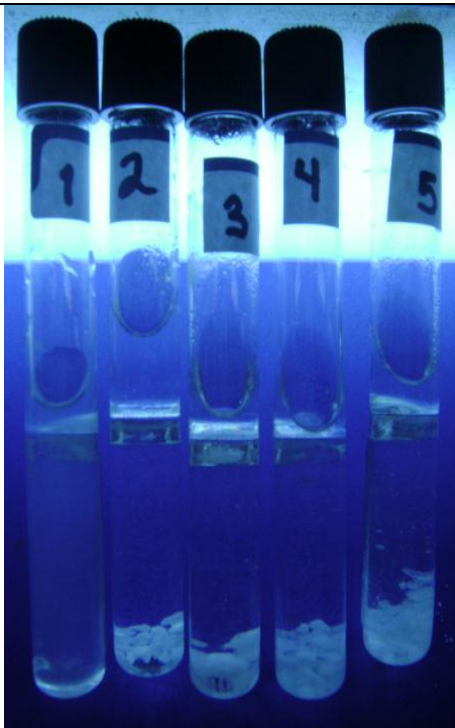
**CUADRO Nº 28 CONTINUACIÓN**

Nombre del soluto	$\Delta EN$ del soluto	Enlace químico del soluto	Nombre del solvente	Polaridad del solvente según análisis teórico	Resultado práctico	Observación de la prueba
Oxido de bario	2.55	Enlace iónico	Agua	Enlace covalente polar	Poco soluble	
			Anhídrido acético	Enlace covalente poco polar	Insoluble	
			Benceno	Enlace covalente poco polar	Insoluble	
			Éter etílico	Enlace covalente poco polar	Insoluble	
			Éter de petróleo	Enlace covalente no polar	Insoluble	
<b>Interpretación de resultados teórico-práctico:</b>						
<p>Los resultados de solubilidad para este soluto es que es prácticamente insoluble en casi todos los solventes utilizados en la parte experimental, debido a que este tipo de compuestos como se menciona en el análisis teórico es un óxido que por estar el Oxígeno unido a un elemento del grupo IIA como lo es el Bario (metal activo) forma óxidos iónicos, los cuales tienen la propiedad de disolverse en ácidos originando sales, es decir, que la solubilidad de los óxidos dependerá del pH del medio disolvente. Por esta razón se les denomina óxidos básicos. Se observó que este compuesto es ligeramente soluble en agua por los enlaces iónicos que se encuentran uniendo la sustancia, formado hidróxido de bario. <math>BaO + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2</math></p> <p><b>Solventes propuestos:</b> Ácido clorhídrico, Acido sulfúrico.</p>						

**CUADRO Nº 28 CONTINUACION**

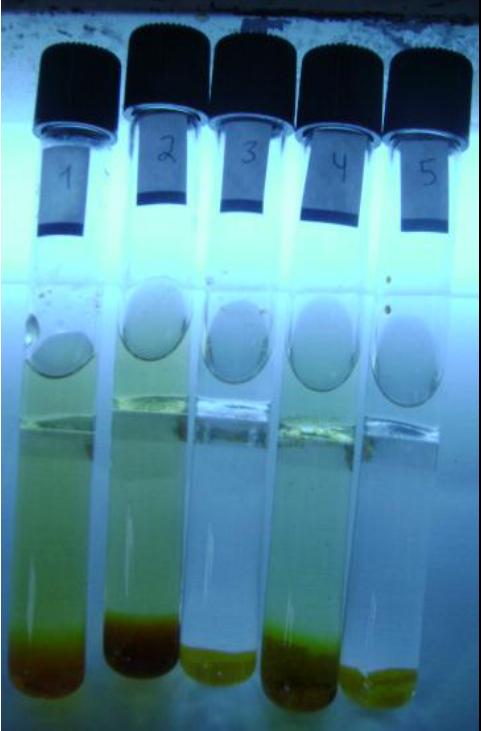
Nombre del soluto	$\Delta EN$ del soluto	Enlace químico del soluto	Nombre del solvente	Polaridad del solvente según análisis teórico	Resultado práctico	Observación de la prueba
Yodo	0	Enlace covalente no polar	Agua	Enlace covalente polar	Insoluble	
			Anhídrido acético	Enlace covalente poco polar	Poco soluble	
			Benceno	Enlace covalente poco polar	Soluble	
			Éter etílico	Enlace covalente poco polar	Soluble	
			Éter de petróleo	Enlace covalente no polar	Soluble	
<b>Interpretación de resultados teórico-práctico:</b>						
<p>El yodo por poseer enlaces covalentes no polares como se determinó en el análisis teórico y el cual pudo confirmarse en los resultados obtenidos, se observó una completa solubilidad en los solventes con carácter no polar que son los tres últimos tubos presentes en la imagen de al lado, y se observó una nula solubilidad en agua que está en el tubo 1, la coloración amarillenta que puede observarse en este tubo probablemente son algunas de las impurezas presentes en el yodo lo que le confiere la coloración ámbar, pero puede observarse en el fondo del tubo que el soluto sigue sin disolverse, en el caso del anhídrido acético que está en el tubo 2, el yodo es mas soluble pero se debe a que este es un solvente que posee un débil carácter no polar.</p> <p><b>Solventes propuestos:</b> Dietiléter, cloroformo, benceno, tolueno, cloroformo, cetonas, hexano, ciclohexano, tetracloruro de carbono.</p>						

**CUADRO Nº 29 INTERPRETACION DE RESULTADOS DE PRUEBA DE SOLUBILIDAD DE SOLUTOS POLIATOMICOS (1, 3, 4, 8 y 14)**

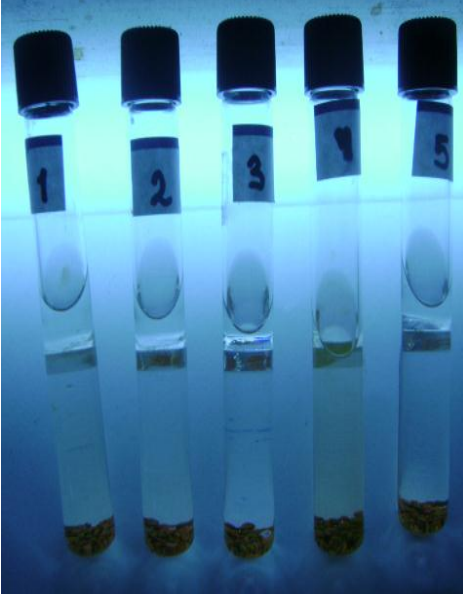
Nombre del soluto *	Polaridad o Enlace químico del soluto	Nombre del solvente	Polaridad del solvente según análisis teórico	Resultado práctico	Observación de la prueba
Acetato de plomo	Enlace iónico	Agua	Enlace covalente polar	Soluble	
		Anhídrido acético	Enlace covalente poco polar	Poco soluble	
		Benceno	Enlace covalente poco polar	Insoluble	
		Éter etílico	Enlace covalente poco polar	Insoluble	
		Éter de petróleo	Enlace covalente no polar	Insoluble	
<b>Interpretación de resultados teórico-práctico:</b>					
<p>Como se observa en la fotografía de al lado, el acetato de plomo es únicamente soluble en agua debido a que esta sustancia está conformada por un polianión y un catión que le confieren el carácter iónico, dándole la característica que pueda ser soluble en agua y en algunos solventes polares. Con este soluto comprobamos nuevamente el débil carácter polar del anhídrido acético ya que como podemos observar el acetato de plomo se ha disuelto en una pequeña cantidad en este solvente, y por supuesto se observa la insolubilidad en los solventes no polares utilizados. No todos los compuestos iónicos son solubles en agua. En general, a medida que la carga aumenta, la firmeza con que están juntos en el cristal también aumenta. Esto hace que sea más difícil para las moléculas de agua “extraer” los iones del cristal y por lo tanto se reduce la solubilidad de esta sustancia.</p> <p><b>Solventes propuestos:</b> Agua</p>					

\* Catálogo MERCK 2005/06

**CUADRO Nº 29 CONTINUACIÓN**

Nombre del soluto	Polaridad o Enlace químico del soluto	Nombre del solvente	Polaridad del solvente según análisis teórico	Resultado práctico	Observación de la prueba
Cloruro férrico	Enlace covalente polar	Agua	Covalente polar	Soluble	
		Anhídrido acético	Covalente poco polar	Poco soluble	
		Benceno	Covalente poco polar	Insoluble	
		Éter etílico	Covalente poco polar	Poco soluble	
		Éter de petróleo	Covalente no polar	Insoluble	
<b>Interpretación de resultados teórico-práctico:</b>					
<p>En la imagen que muestra la prueba de solubilidad del cloruro férrico se observa que este es completamente insoluble en benceno y en éter de petróleo (tubos 3 y 5 respectivamente), debido a que el cloruro férrico es de carácter polar. Este soluto a su vez es soluble en agua (tubo 1) y se observa poco disperso en anhídrido acético (tubo 2) y en éter etílico (tubo 4), estos dos últimos con un cierto grado de polaridad.</p> <p><b>Solventes propuestos:</b> Agua y Metanol</p>					

**CUADRO Nº 29 CONTINUACIÓN**

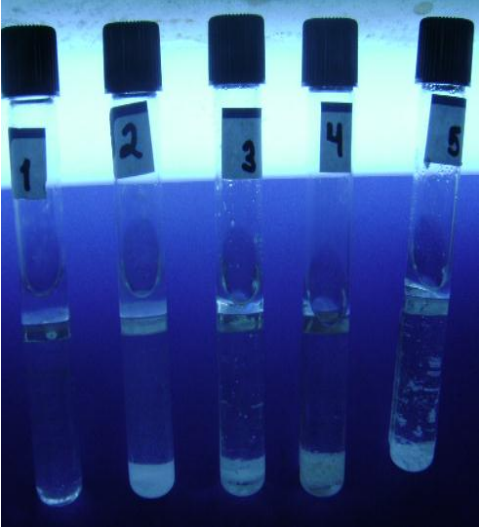
Nombre del soluto	Polaridad o Enlace químico del soluto	Nombre del solvente	Polaridad del solvente según análisis teórico	Resultado práctico	Observación de la prueba
Cromato de plomo	Enlace iónico	Agua	Covalente polar	Insoluble	
		Anhídrido acético	Covalente poco polar	Insoluble	
		Benceno	Covalente poco polar	Insoluble	
		Éter etílico	Covalente poco polar	Insoluble	
		Éter de petróleo	Covalente no polar	Insoluble	
	<b>Interpretación de resultados teórico-práctico:</b>				
<p>Se puede observar que el cromato de plomo es una sustancia insoluble en todos los solventes utilizados en la parte experimental del presente trabajo, ya que como se mencionaba en el análisis teórico la solubilidad de este compuesto depende del pH, para el caso del cromato de plomo, éste es soluble en algunos solventes de carácter básico.</p> <p><b>Solventes propuestos:</b> Algunos solventes de carácter básico.</p>					



**CUADRO Nº 29 CONTINUACIÓN**

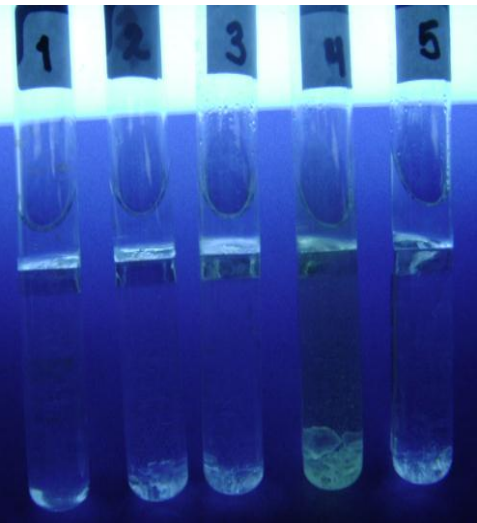
Nombre del soluto	Polaridad o Enlace químico del soluto	Nombre del solvente	Polaridad del solvente según análisis teórico	Resultado práctico	Observación de la prueba
Dicromato de potasio	Enlaces iónicos	Agua	Covalente polar	Soluble	
		Anhídrido acético	Covalente poco polar	Insoluble	
		Benceno	Covalente poco polar	Insoluble	
		Éter etílico	Covalente poco polar	Insoluble	
		Éter de petróleo	Covalente no polar	Insoluble	
	<b>Interpretación de resultados teórico-práctico:</b>				
<p>Este compuesto como se observa es soluble solamente en agua, debido a sus propiedades iónicas formado por el catión potasio y el anión dicromato, el cual le confiere propiedades de marcada solubilidad en solventes polares.</p> <p><b>Solventes propuestos:</b> Agua. El dicromato de potasio reacciona violentamente con ácido sulfúrico y acetona o hidracida. Las mezclas de este compuesto con hierro metálico, tungsteno metálico y boro son pirotécnicas. En general, es incompatible con agentes reductores, materiales orgánicos y con materiales combustibles que se encuentren como partículas pequeñas, pues puede haber ignición. Además algunos dicromatos son solubles en ciertos ácidos, por lo que podemos decir que la solubilidad de estos compuestos depende en gran medida del pH del solvente a utilizar.</p>					

**CUADRO Nº 29 CONTINUACIÓN**

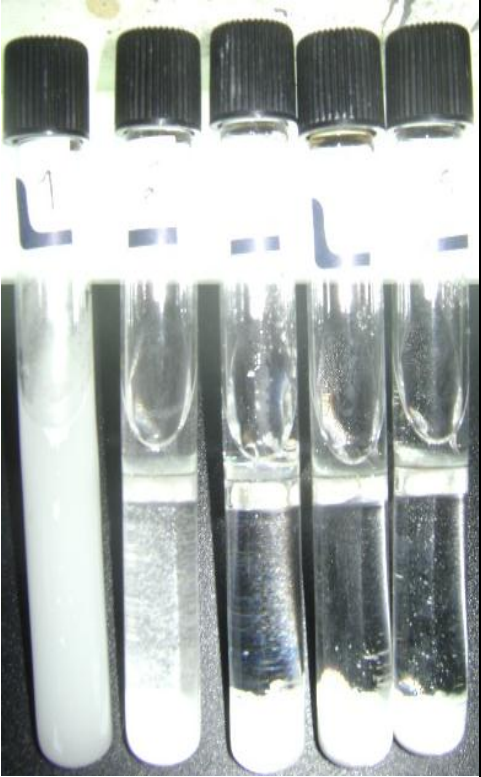
Nombre del soluto	Polaridad o Enlace químico del soluto	Nombre del solvente	Polaridad del solvente según análisis teórico	Resultado práctico	Observación de la prueba
Molibdato de amonio	Enlace iónico	Agua	Polar	Soluble	
		Agua	Covalente polar	Insoluble	
		Anhídrido acético	Covalente poco polar	Insoluble	
		Benceno	Covalente poco polar	Insoluble	
		Éter etílico	Covalente poco polar	Insoluble	
<b>Interpretación de resultados teórico-práctico:</b>					
<p>Esta sustancia es soluble en agua (tubo 1) y es insoluble en los demás solventes utilizados, por lo que se concluye que el compuesto en estudio es una más de las sustancias que se encuentran unidas por enlaces iónicos, pero en el caso de este compuesto se observa una particularidad y es que la sustancia está compuesta por un polianion molibdato de carga negativa y un policación amonio de carga positiva, por lo que no se puede delimitar que las sustancias con características iónicas se encuentren unidas exclusivamente por aniones y cationes monoatómicos, así como tampoco que se encuentren unidas por cationes monoatómicos y polianiones, que es como regularmente se presentan en los solutos; lo que si puede verse es una característica constante en los compuestos y es que al poseer cada ion su carga neta, estos iones estarán unidos por enlaces iónicos lo que les da la propiedad de ser solubles en agua y en otros solventes polares.</p>					
<p><b>Solventes propuestos:</b> Agua fría, en agua caliente se descompone.</p>					



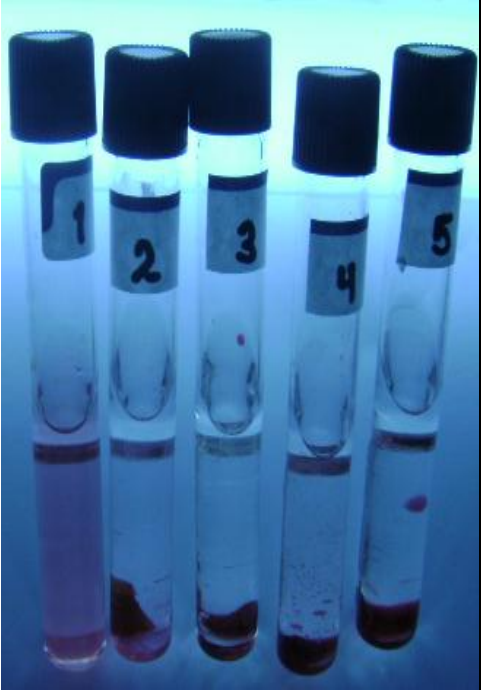
**CUADRO Nº 29 CONTINUACIÓN**

Nombre del soluto	Polaridad o Enlace químico del soluto	Nombre del solvente	Polaridad del solvente según análisis teórico	Resultado práctico	Observación de la prueba
Nitrato de amonio	Enlace iónico	Agua	Covalente polar	Soluble	
		Anhídrido acético	Covalente poco polar	Insoluble	
		Benceno	Covalente poco polar	Insoluble	
		Éter etílico	Covalente poco polar	Insoluble	
		Éter de petróleo	Covalente no polar	Insoluble	
<b>Interpretación de resultados teórico-práctico:</b>					
<p>Esta sustancia está compuesta por el polianion Nitrato (<math>\text{NO}_3^-</math>), y el policación Amonio (<math>\text{NH}_4^+</math>), y al poseer ambos iones cargas netas que les permitan combinarse, se establecen entre ellos enlaces iónicos, otorgando a las sustancias la propiedad de ser solubles en solventes como el agua que es lo que se puede observar en la imagen (Tubo 1), pero no en solventes de carácter menos polar como lo son los solventes en los tubos siguientes (Tubo 2 – 5).</p> <p><b>Solventes propuestos:</b> Agua y metanol. Reacciona con materiales combustibles y reductores. Se descompone en Dióxidos y Óxidos de nitrógeno, produciendo gases venenosos. Incompatible con Acido acético, Aluminio, Cloruro de amonio, Antimonio, Bismuto, Cadmio, Carbón, Cloruros, Cobre, Plomo Sulfato de cobre anhidro, Clorato de potasio, Metales en polvo, Níquel, Materia orgánica, Fósforo, Potasio, Sodio, Hipoclorito de sodio, Perclorato de sodio, Sodio-potasio con sulfato de amoniaco, Azufre y Zinc.</p>					

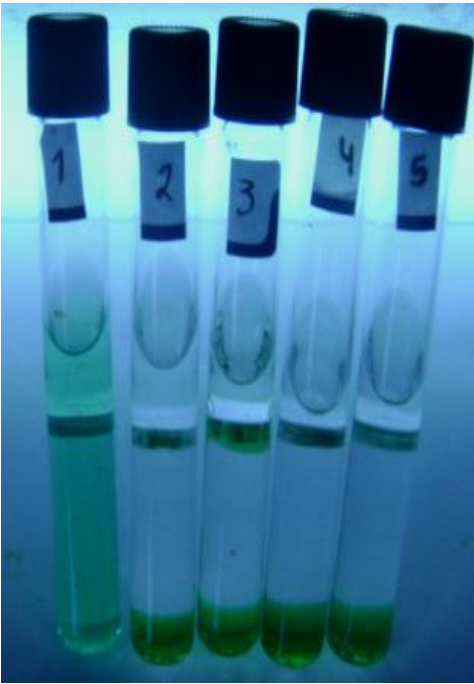
### CUADRO Nº 29 CONTINUACIÓN

Nombre del soluto	Polaridad o Enlace químico del soluto	Nombre del solvente	Polaridad del solvente según análisis teórico	Resultado práctico	Observación de la prueba
Nitrato de bismuto	Enlace iónico	Agua	Covalente polar	Soluble	
		Anhídrido acético	Covalente poco polar	Poco soluble	
		Benceno	Covalente poco polar	Insoluble	
		Éter etílico	Covalente poco polar	Insoluble	
		Éter de petróleo	Covalente no polar	Insoluble	
<b>Interpretación de resultados teórico-práctico:</b>					
<p>Como se observa en la imagen se puede decir que el nitrato de bismuto es soluble en agua pero en la investigación bibliográfica se encuentra que esta sustancia se descompone en agua. Este compuesto reacciona fácilmente con los halógenos pero no se altera en la presencia de ácidos no oxidantes, lo que pone de manifiesto las características del bismuto. Con los demás solventes como se observa el nitrato de bismuto es insoluble. La solubilidad de ésta sal viene dada por las propiedades químicas del bismuto el cual es insoluble en agua, ácido clorhídrico y sulfúrico diluido.</p> <p><b>Solventes propuestos:</b> Soluble en ácido nítrico y sulfúrico concentrado, alcohol y cetonas.</p>					

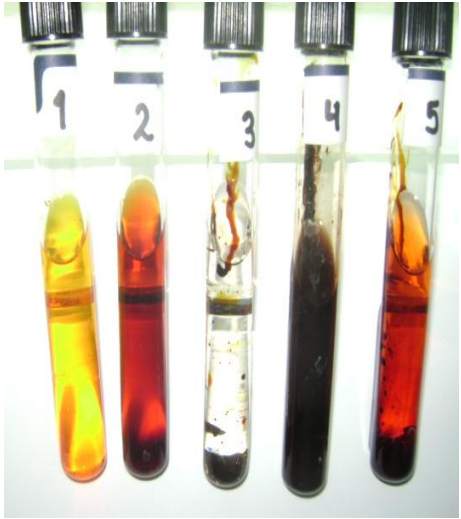
**CUADRO Nº 29 CONTINUACIÓN**

Nombre del soluto	Polaridad o Enlace químico del soluto	Nombre del solvente	Polaridad del solvente según análisis teórico	Resultado práctico	Observación de la prueba
Nitrato de cobalto hexahidratado	Enlace iónico	Agua	Covalente polar	Soluble	
		Anhídrido acético	Covalente poco polar	Insoluble	
		Benceno	Covalente poco polar	Insoluble	
		Éter etílico	Covalente poco polar	Insoluble	
		Éter de petróleo	Covalente no polar	Insoluble	
<b>Interpretación de resultados teórico-práctico:</b>					
<p>Como se observa el nitrato de cobalto es una sustancia insoluble en solventes no polares pero es muy soluble en agua (tubo 1), ya que posee seis moléculas de agua, las cuales le confieren la propiedad de solubilidad; si esta molécula no estuviera hidratada el nitrato de cobalto fuera insoluble ya que esa sal se regiría por la química de sus componentes en este caso del ion nitrato y el ion cobalto, el cual es un elemento de transición que por sí solo es insoluble en agua. Como se puede observar en el caso anterior del nitrato de bismuto que también se rige por la naturaleza de sus componentes ya que el bismuto es inestable y se descompone en agua.</p> <p><b>Solventes propuestos:</b> Agua</p>					

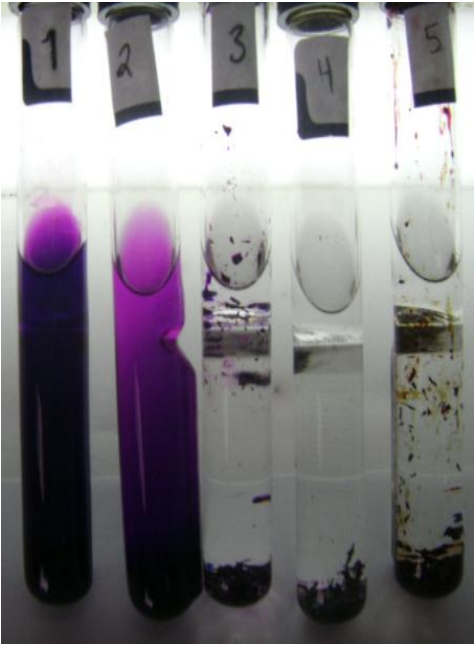
**CUADRO Nº 29 CONTINUACIÓN**

Nombre del soluto	Polaridad o Enlace químico del soluto	Nombre del solvente	Polaridad del solvente según análisis teórico	Resultado práctico	Observación de la prueba
Nitrato de níquel (II) hexahidratado	Enlace iónico	Agua	Covalente polar	Soluble	
		Anhídrido acético	Covalente poco polar	Insoluble	
		Benceno	Covalente poco polar	Insoluble	
		Éter etílico	Covalente poco polar	Insoluble	
		Éter de petróleo	Covalente no polar	Insoluble	
	<b>Interpretación de resultados teórico-práctico:</b>				
<p>Este compuesto es altamente soluble en agua ya que en el se presenta una coordinación con 6 moléculas de agua, al igual que el caso del nitrato de cobalto hexahidratado las moléculas de agua le dan la propiedad de ser soluble en agua, ya que por sí solo el níquel es insoluble en agua y poco reactivo aun frente a ácidos concentrados, pero en este caso además de las moléculas de agua el níquel se encuentra unido a el anión Nitrato (<math>\text{NO}_3^-</math>), lográndose establecer enlaces iónicos fácilmente solubles en agua y algunos solventes polares. Por otra parte este compuesto es insoluble en compuestos no polares.</p> <p><b>Solventes propuestos:</b> Agua, metanol, etanol</p>					

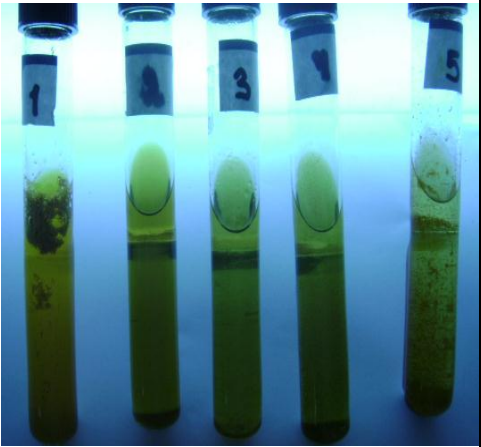
### CUADRO Nº 29 CONTINUACIÓN

Nombre del soluto	Polaridad o Enlace químico del soluto	Nombre del solvente	Polaridad del solvente según análisis teórico	Resultado práctico	Observación de la prueba
Oxido de cromo (III)	Enlaces iónicos	Agua	Covalente polar	Soluble	
		Anhídrido acético	Covalente poco polar	Soluble	
		Benceno	Covalente poco polar	Insoluble	
		Éter etílico	Covalente poco polar	Soluble	
		Éter de petróleo	Covalente no polar	Insoluble	
<b>Interpretación de resultados teórico-práctico:</b>					
<p>Este es soluble en agua (Tubo 1) debido a que es un óxido anfótero formado por el oxígeno y un metal de transición como lo es el cromo, en este caso el agua actúa como un ácido el cual es un donador de protones, pero esto solo se observa en la solubilidad de pequeñas cantidades de óxido de cromo (III) en agua. En la solubilidad del óxido de cromo en anhídrido acético (Tubo 2) y en éter etílico (Tubo 4), se observaron pequeñas detonaciones las cuales ocurren cuando una reacción es cinéticamente posible, en donde el contacto entre los reactivos involucrados provoca una reacción espontánea que libera grandes cantidades de energía, lo cual viene dado porque dentro de la reacción se ha experimentado un valor positivo de entropía lo que indica que la reacción busca distribuir la energía uniformemente. En el benceno (Tubo 3), se observa que el soluto es insoluble ya que este es un solvente no polar conformado por una molécula cíclica. En el éter de petróleo (Tubo 5), se observa solo una leve coloración del solvente y en el fondo del tubo el soluto sin disolver, esto podría deberse que el soluto presenta impurezas ya que como se sabe este solvente es el más no polar entonces la solubilidad del soluto en este es casi nula.</p>					
<b>Solventes propuestos:</b> HCl, NaOH y otros con otros ácidos y bases.					

**CUADRO Nº 29 CONTINUACIÓN**


Nombre del soluto	Polaridad o Enlace químico del soluto	Nombre del solvente	Polaridad del solvente según análisis teórico	Resultado práctico	Observación de la prueba
Permanganato de potasio	Enlace iónico	Agua	Covalente polar	Soluble	
		Anhídrido acético	Covalente poco polar	Soluble	
		Benceno	Covalente poco polar	Insoluble	
		Éter etílico	Covalente poco polar	Insoluble	
		Éter de petróleo	Covalente no polar	Insoluble	
<b>Interpretación de resultados teórico-práctico:</b>					
<p>En la imagen de al lado se observa que el permanganato de potasio es soluble en solventes polares como lo es agua (tubo 1, muy soluble) y en anhídrido acético, solvente menos polar (tubo 2, menos soluble) esto se debe a que este compuesto está constituido por enlaces iónicos los cuales mantienen unido al ion permanganato de carga negativa y al ion potasio de carga positiva, y en los tubos siguientes como podemos observar tubos 3, 4 y 5 el soluto no es soluble ya que esos solventes tienen un mayor grado de no polaridad.</p> <p><b>Solventes propuestos:</b> En algunos solventes próticos; Agua y ácido acético, ácido trifluoro acético, anhídrido acético, acetona, piridina. Hace explosión si entra en contacto con ácidos o con sustancias fácilmente oxidables, como suelen ser las orgánicas. El etanol lo descompone.</p>					

### CUADRO Nº 29 CONTINUACIÓN

Nombre del soluto	Polaridad o Enlace químico del soluto	Nombre del solvente	Polaridad del solvente según análisis teórico	Resultado práctico	Observación de la prueba
p- Nitroanilina	Enlace poco polar	Agua	Covalente polar	Insoluble	
		Anhídrido acético	Covalente poco polar	Poco soluble	
		Benceno	Covalente poco polar	Poco soluble	
		Éter etílico	Covalente poco polar	Soluble	
		Éter de petróleo	Covalente no polar	Insoluble	
<b>Interpretación de resultados teórico-práctico:</b>					
<p>En general las sustancias ligeramente polares, como el caso de esta molécula, se disuelven en éter etílico por ser éste levemente polar. El que un compuesto polar sea o no soluble en éter, depende de la influencia de los grupos polares (en este caso serían los grupos <math>-\text{NO}_2</math> y <math>-\text{NH}_2</math>) con respecto a la de los grupos no polares presentes (en este caso son los C – H y C – C). En general los compuestos que tengan de uno a dos grupos polares por molécula se disolverán, a menos que sean altamente polares.</p> <p><b>Solventes propuestos:</b> Etanol, éter etílico, acetona, ligeramente soluble en benceno</p>					

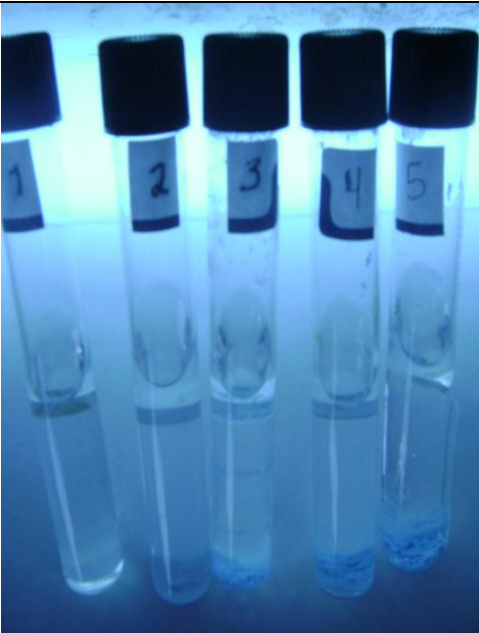


### CUADRO Nº 29 CONTINUACIÓN

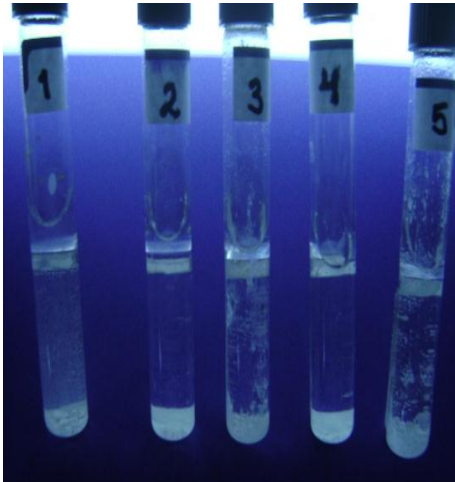
Nombre del soluto	Polaridad o Enlace químico del soluto	Nombre del solvente	Polaridad del solvente según análisis teórico	Resultado práctico	Observación de la prueba
Sulfato de hierro (II)	Enlace iónico	Agua	Covalente polar	Soluble	
		Anhídrido acético	Covalente poco polar	Insoluble	
		Benceno	Covalente poco polar	Insoluble	
		Éter etílico	Covalente poco polar	Insoluble	
		Éter de petróleo	Covalente no polar	Insoluble	
<b>Interpretación de resultados teórico-práctico:</b>					
<p>El sulfato de hierro por estar formado por iones permite que el compuesto se mantenga unido mediante las atracciones electrostáticas, es decir, enlaces iónicos por lo que este compuesto se considera una sal, lo que le confiere a la molécula la propiedad de solubilizarse en solventes polares como lo es el agua, lo cual se observa en el tubo 1. En los tubos del 2 al 5 el compuesto no presenta solubilidad por tratarse de solventes de carácter no polar.</p> <p>Los compuestos formados por el ión sulfato son fácilmente solubles debido a que éste no es un ión oxidante ni reductor, lo que permite la formación de sales con metales de altos y bajos estados de oxidación como lo es el hierro y no reduce ni oxida a dichos metales con los cuales se encuentra unido.</p>					
$\text{Fe}^{2+} + \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{S} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{O} \quad \text{O}^- \end{array}$					
<p><b>Solventes propuestos:</b> Agua.</p>					



**CUADRO Nº 29 CONTINUACIÓN**

Nombre del soluto	Polaridad o Enlace químico del soluto	Nombre del solvente	Polaridad del solvente según análisis teórico	Resultado práctico	Observación de la prueba
Sulfato de magnesio	Enlace iónico	Agua	Covalente polar	Soluble	
		Anhídrido acético	Covalente poco polar	Insoluble	
		Benceno	Covalente poco polar	Insoluble	
		Éter etílico	Covalente poco polar	Insoluble	
		Éter de petróleo	Covalente no polar	Insoluble	
<b>Interpretación de resultados teórico-práctico:</b>					
<p>La sal de sulfato de magnesio es otro ejemplo de sal iónica la cual está formada por el ion sulfato y un catión que es el magnesio, el comportamiento iónico de éste compuesto puede explicarse en base a la posición de los elementos dentro de la Tabla Periódica de Mendelejev, en donde el Magnesio por ser parte del grupo IIA, es muy electropositivo, mientras que el Azufre y Oxígeno se encuentran en el grupo VIA y que son muy electronegativos y en base a estas características el sulfato de magnesio será soluble además del agua en otros solventes polares, y en cambio como observamos es insoluble en solventes no polares como se observa en los tubos 2, 3, 4 y 5.</p>					
<p><b>Solventes propuestos:</b> Agua, algunos solventes polares apróticos y que por lo tanto este soluto no es soluble en etanol que contiene esos tipos de enlaces O-H, y si será soluble en acetona, tetrahidrofurano, diclorometano, acetonitrilo, dimetilformamida.</p>					

**CUADRO N° 29 CONTINUACIÓN**

Nombre del soluto	Polaridad o Enlace químico del soluto	Nombre del solvente	Polaridad del solvente según análisis teórico	Resultado práctico	Observación de la prueba
Sulfato de plata	Enlace iónico	Agua	Covalente polar	Poco soluble	
		Anhídrido acético	Covalente poco polar	Insoluble	
		Benceno	Covalente poco polar	Insoluble	
		Éter etílico	Covalente poco polar	Insoluble	
		Éter de petróleo	Covalente no polar	Insoluble	
<b>Interpretación de resultados teórico-práctico:</b>					
<p>El sulfato de plata como observa es poco soluble en agua, esto se debe a que las propiedades físicas de la plata influyen grandemente en la solubilidad general del compuesto por poseer un radio atómico de tamaño medio ya que este aumenta de derecha a izquierda en la tabla periódica y como sabemos la plata se encuentra al centro de la tabla periódica, además el ion sulfato es un poliión de carga negativa lo que facilita la solubilidad del compuesto, como ya se ha mencionado estas sales iónicas se ven favorecidas su solubilidad en agua pero también en algunos otros solventes polares y no en solventes no polares lo cual se comprobó al observar la no disolución en los siguientes solventes experimentados que poseen un mayor grado no polar en los tubos 2, 3, 4, y 5.</p> <p><b>Solventes propuestos:</b> Agua fría. Presenta incompatibilidades con Materiales orgánicos, Alcalis, Sales de antimonio, Arsenitos, Bromuros, Carbonatos, Cloruros, Aceites.</p>					

### **5.3 RESULTADOS E INTERPRETACIÓN DE RESULTADOS DE ANÁLISIS TEÓRICO DE 413 SOLUTOS**

En el cuadro N° 30 se muestra el análisis teórico de solutos diatómicos basados en la diferencia de electronegatividad. En el cuadro N° 31 muestra el análisis teórico de solutos poliatómicos los cuales se analizan haciendo uso de la escala de electronegatividad de Linus Pauling pero además se emplea la teoría del momento dipolar para los respectivos análisis.

En el cuadro N° 32 se analizan teóricamente algunos solutos que se encuentran formados por cationes y aniones poliatómicos. Además se analizan, aunque no en gran medida, compuestos de otra naturaleza como lo son los compuestos de coordinación, de los cuales se hizo una pequeña reseña teórica en el marco teórico para comprender su naturaleza.

**CUADRO Nº 30 ANÁLISIS TEORICO DE SOLUTOS DIATÓMICOS BASADOS EN DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDAD (1, 3, 5, 8 y 17)**

#	Nombre del compuesto*	Fórmula química*	EN del anión y catión <sup>(29)</sup>	$\Delta EN$	Análisis	Enlace químico
1	Fluoruro de potasio	KF	F <sup>-</sup> = 3.98 K <sup>+</sup> = 0.82	3.16	Diferencia de electronegatividad superior a 1.7 ( $\Delta EN > 1.7$ )	Enlace iónico
2	Fluoruro de sodio	NaF	F <sup>-</sup> = 3.98 Na <sup>+</sup> = 0.93	3.05	Diferencia de electronegatividad superior a 1.7 ( $\Delta EN > 1.7$ )	Enlace iónico
3	Fluoruro de litio	LiF	F <sup>-</sup> = 3.98 Li <sup>+</sup> = 0.98	3.00	Diferencia de electronegatividad superior a 1.7 ( $\Delta EN > 1.7$ )	Enlace iónico
4	Cloruro de potasio	KCl	Cl <sup>-</sup> = 3.16 K <sup>+</sup> = 0.82	2.34	Diferencia de electronegatividad superior a 1.7 ( $\Delta EN > 1.7$ )	Enlace iónico
5	Cloruro de sodio	NaCl	Cl <sup>-</sup> = 3.16 Na <sup>+</sup> = 0.93	2.23	Diferencia de electronegatividad superior a 1.7 ( $\Delta EN > 1.7$ )	Enlace iónico
6	Cloruro de litio	LiCl	Cl <sup>-</sup> = 3.16 Li <sup>+</sup> = 0.98	2.18	Diferencia de electronegatividad superior a 1.7 ( $\Delta EN > 1.7$ )	Enlace iónico
7	Bromuro de potasio	KBr	Br <sup>-</sup> = 2.96 K <sup>+</sup> = 0.82	2.14	Diferencia de electronegatividad superior a 1.7 ( $\Delta EN > 1.7$ )	Enlace iónico

\* MALLINCKRODT, 1985. Handbook laboratory. Pag. 54

**CUADRO Nº 30 CONTINUACION**

#	Nombre del compuesto	Fórmula química	EN del anión y catión	$\Delta EN$	Análisis	Enlace químico
8	Bromuro de sodio	NaBr	Br <sup>-</sup> = 2.96 Na <sup>+</sup> = 0.93	2.03	Diferencia de electronegatividad superior a 1.7 ( $\Delta EN > 1.7$ )	Enlace iónico
9	Bromuro de litio	LiBr	Br <sup>-</sup> = 2.96 Li <sup>+</sup> = 0.98	1.98	Diferencia de electronegatividad superior a 1.7 ( $\Delta EN > 1.7$ )	Enlace iónico
10	Yoduro de potasio	KI	I <sup>-</sup> = 2.66 K <sup>+</sup> = 0.82	1.84	Diferencia de electronegatividad superior a 1.7 ( $\Delta EN > 1.7$ )	Enlace iónico
11	Yoduro de sodio	NaI	I <sup>-</sup> = 2.66 Na <sup>+</sup> = 0.93	1.73	Diferencia de electronegatividad superior a 1.7 ( $\Delta EN > 1.7$ )	Enlace iónico
12	Ácido clorhídrico	HCl	Cl <sup>-</sup> = 3.16 H <sup>+</sup> = 2.20	0.96	Diferencia de electronegatividad mayor a 0.4 pero menor a 1.7	Enlace covalente polar
13	Cloruro de yodo	ICl	Cl <sup>-</sup> = 3.16 I <sup>+</sup> = 2.66	0.50	Diferencia de electronegatividad mayor a 0.4 pero menor a 1.7	Enlace covalente polar
14	Yoduro de litio	LiI	I <sup>-</sup> = 2.66 Li <sup>+</sup> = 0.98	1.68	Diferencia de electronegatividad es muy próxima a 1.7, por lo que se tomará como un enlace iónico.	Enlace iónico

**CUADRO N° 31 ANALISIS TEORICO DE SOLUTOS POLIATOMICOS BASADOS EN LA DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDAD Y MOMENTO DIPOLAR (5, 8, 12, 13 y 21)**

#	Nombre del compuesto*	Fórmula química*	EN del anión y catión (29)	$\Delta EN$	Análisis	Polaridad
15	Fluoruro de bario	BaF <sub>2</sub>	F <sup>-</sup> = 3.98 Ba <sup>2+</sup> = 0.89	3.09	<p><math>\Delta EN &gt; 1.7</math> en todos los casos y según la escala de Linus Pauling cada uno de los enlaces en cada compuesto corresponde a un enlace iónico.</p> <p>Para el caso de moléculas formadas por más de dos átomos se debe hacer un análisis de su geometría molecular (GM), dando como resultado para estas sustancias una geometría lineal (Ver Anexo N° 10), debido a que el Flúor se dispone a ambos lados del átomo central de cada compuesto y en base a ello se determina que los dipolos de cada enlace tienen igual magnitud ya que todos los momentos de enlace de las uniones F – “X” son iguales, así como también poseen sentido opuesto, por lo que se anulan entre ellos, teniéndose <math>\mu = 0</math> (momento dipolar neto = 0). Esto podría concluir que las moléculas son no polares y por tanto insolubles en solventes polares.</p> <p>A pesar del análisis anterior, estos compuestos poseen solubilidad en agua y se debe a que por poseen una diferencia de electronegatividad tan marcada, que no puede evitarse que las cargas de ambos iones deformen la densidad electrónica del otro, en donde los electrones del F<sup>-</sup> atraen los protones de los elementos metálicos y viceversa; y por lo tanto, los enlaces tienen a mostrar cierta polaridad.</p>	Enlace covalente polar
16	Fluoruro de estroncio	SrF <sub>2</sub>	F <sup>-</sup> = 3.98 Sr <sup>2+</sup> = 0.95	3.03		
17	Fluoruro de calcio	CaF <sub>2</sub>	F <sup>-</sup> = 3.98 Ca <sup>2+</sup> = 1.00	2.98		
18	Fluoruro de magnesio	F <sub>2</sub>	F <sup>-</sup> = 3.98 Mg <sup>2+</sup> = 1.31	2.67		

\* MALLINCKRODT, 1985. Handbook laboratory. Pag. 54

### CUADRO Nº 31 CONTINUACIÓN

#	Nombre del compuesto	Fórmula química	EN del anión y catión	$\Delta EN$	Análisis	Polaridad
19	Fluoruro de manganeso	MnF <sub>2</sub>	F <sup>-</sup> = 3.98 Mn <sup>2+</sup> = 1.55	2.43	<p>Según sus <math>\Delta EN &gt; 1.7</math> estos compuestos poseen enlaces iónicos según la escala de electronegatividad de Linus Pauling, pero éstos compuestos tienen más de dos átomos por lo que se debe analizar su estructura geométrica, en la cual se aprecia que las moléculas cuentan con dos átomos de Flúor distribuidos en ambos lados del átomo central por lo que poseen una estructura lineal (Ver Anexo Nº 10), en donde los momentos de enlace se anulan entre sí por poseer igual magnitud y sentido opuesto ya que cada uno de ellos se dirige al átomo de Flúor por ser más electronegativo dando como resultado un momento dipolar neto igual a cero, demostrando que son moléculas no polares.</p> <p>Cabe mencionar que el Mn, Cd, Zn y Fe forman parte de los elementos de transición (bloque d), y por lo tanto éstos elementos pueden formar compuestos con ciertas propiedades que para su completo análisis deben tomarse en cuenta otros aspectos.</p>	Enlace covalente no polar
20	Fluoruro de cadmio	CdF <sub>2</sub>	F <sup>-</sup> = 3.98 Cd <sup>2+</sup> = 1.69	2.29		
21	Fluoruro de zinc	ZnF <sub>2</sub>	F <sup>-</sup> = 3.98 Zn <sup>2+</sup> = 1.65	2.33		
22	Fluoruro de hierro (II)	FeF <sub>2</sub>	F <sup>-</sup> = 3.98 Fe <sup>2+</sup> = 1.83	2.15		

**CUADRO Nº 31 CONTINUACIÓN**

#	Nombre del compuesto	Fórmula química	EN del anión y catión	$\Delta EN$	Análisis	Polaridad
23	Fluoruro de cromo	$CrF_3$	$F^- = 3.98$ $Cr^{3+} = 1.66$	2.32	<p>La <math>\Delta EN &gt; 1.7</math> lo cual indica que esta molécula tiene enlaces químicos del tipo iónico, pero por estar formada por más de dos átomos, debe analizarse su geometría molecular, la cual corresponde a una estructura trigonal plana (Ver Anexo Nº 10) debido a que los iones <math>F^-</math> están dispuestos en los tres vértices de un triángulo equilátero y el ion <math>Cr^{3+}</math>, <math>Fe^{3+}</math> y <math>Al^{3+}</math> se encuentran en el centro de cada estructura, lo que permite concluir que los 3 momentos de enlace se anulan entre sí al poseer una disposición simétrica de los átomos, en donde cada momento de enlace tiene igual magnitud (por tratarse del mismo enlace químico dentro de cada molécula) y sentido opuesto ya que se dirigen hacia los vértices de la estructura geométrica, es decir, hacia el ion <math>F^-</math> (por su alta electronegatividad). Esto evita que se produzca un momento dipolar resultante, por lo que la molécula es no polar.</p> <p>Cabe mencionar que el hierro y cadmio forman parte de los elementos de transición (bloque d), y por lo tanto éstos elementos pueden formar compuestos con ciertas propiedades que para su análisis deben tomarse en cuenta otros aspectos. Esto mismo ocurre en el caso del aluminio por formar parte de los metaloides.</p>	Enlace covalente no polar
24	Fluoruro de aluminio	$AlF_3$	$F^- = 3.98$ $Al^{3+} = 1.61$	2.37		
25	Fluoruro de hierro (III)	$FeF_3$	$F^- = 3.98$ $Fe^{3+} = 1.83$	2.15		



**CUADRO Nº 31 CONTINUACIÓN**

#	Nombre del compuesto	Fórmula química	EN del anión y catión	$\Delta$ EN	Análisis	Polaridad
26	Amoníaco	NH <sub>3</sub>	N = 3.04 H = 2.20	0.84	La diferencia de electronegatividad indica que esta molécula contiene enlaces covalentes polares, pero también puede analizarse según su estructura geométrica en donde se observa que posee una estructura trigonal plana (Ver Anexo Nº 10), pero para este análisis se debe incluir el par de electrones no compartido de la capa de valencia del Nitrógeno, el cual contribuye considerablemente a los momentos dipolares del amoníaco. Con la presencia de éste par electrónico la geometría de la molécula se vuelve tetraédrica porque éste se dispone en uno de los vértices del tetraedro. Este par de electrones no está unido a ningún otro átomo que neutralice parcialmente su carga negativa y por lo tanto es un componente polarizable de la molécula, como resultado de ello, producen un momento dipolar resultante dirigido hacia éste par de electrones.	Enlace covalente polar
27	Dióxido de carbono	CO <sub>2</sub>	O <sup>2-</sup> = 3.44 C <sup>4+</sup> = 2.55	0.89	Este compuesto es una molécula triatómica en la cual cada enlace C – O es de carácter polar debido a la diferencia de electronegatividad entre el C y el O que es mayor a 0.4 y menor a 1.7.  Pero la molécula en su conjunto es apolar debido a que en los dos enlaces C-O se obtiene la misma diferencia de electronegatividad y por lo tanto los valores de los momentos de enlace son iguales, pero como los oxígenos están distribuidos a ambos lados del átomo central su sentido es opuesto, ya que se dirigen hacia los oxígenos por ser más electronegativo.	Enlace covalente no polar

**CUADRO N° 31 CONTINUACIÓN**

#	Nombre del compuesto	Fórmula química	EN del anión y catión	$\Delta EN$	Análisis	Polaridad
28	Clorometano	CH <sub>3</sub> Cl	Cl <sup>-</sup> = 3.16 C <sup>4+</sup> = 2.55 H <sup>+</sup> = 2.20	$\Delta EN_{C-H} = 0.35$ $\Delta EN_{C-Cl} = 0.61$	<p>El clorometano es una molécula que cuenta con tres átomos de diferente elemento, cada uno de ellos con un valor de electronegatividad diferente. A este tipo de moléculas sólo puede determinarse el tipo de enlace químico que posee cada unión de dos átomos, resultando que el enlace: C – H &lt; 0.4, es covalente no polar C – Cl &gt; 0.4, es covalente polar</p> <p>Más sin embargo si se desea determinar si la molécula global es de carácter polar o no polar se debe recurrir al análisis de la geometría molecular y el momento dipolar.</p> <p>El Carbono es el átomo central de la molécula y el Hidrógeno y Cloro se encuentran unidas a éste formando una estructura tetraédrica (Ver Anexo N° 10), en donde se observa que el C y el H tienen electronegatividades muy similares y la contribución de los tres enlaces C – H al momento dipolar resultante es casi despreciable, aunque no nulo. Sin embargo, la diferencia de electronegatividad entre el C y el Cl es mayor y este enlace es bastante polar si lo comparamos con los enlaces anteriores, y es el que contribuye en mayor grado al momento dipolar y esto se visualiza al conocer las direcciones de polaridad dentro de la molécula tetraédrica, donde en el enlace C – H se dirige al C (ya que este posee mayor electronegatividad ) y en el enlace C – Cl la polaridad se dirige hacia el cloro y es así como todos los momentos de enlace favorecen al momento dipolar resultante.</p>	Enlace covalente polar

**CUADRO Nº 31 CONTINUACIÓN**

#	Nombre del compuesto	Fórmula química	EN del anión y catión	$\Delta EN$	Análisis	Polaridad
29	Cloruro de bario	BaCl <sub>2</sub>	Cl <sup>-</sup> = 3.16 Ba <sup>2+</sup> = 0.89	2.27	En los primeros cuatro compuestos la $\Delta EN > 1.7$ y según la escala de electronegatividad de Linus Pauling los compuestos están unidos mediante enlaces iónicos.	Enlace covalente polar
30	Cloruro de estroncio	SrCl <sub>2</sub>	Cl <sup>-</sup> = 3.16 Sr <sup>2+</sup> = 0.95	2.21		
31	Cloruro de calcio	CaCl <sub>2</sub>	Cl <sup>-</sup> = 3.16 Ca <sup>2+</sup> = 1.00	2.16		
32	Cloruro de magnesio	MgCl <sub>2</sub>	Cl <sup>-</sup> = 3.16 Mg <sup>2+</sup> = 1.31	1.85	En los siguientes compuestos su $\Delta EN$ es mayor a 0.4 y menor a 1.7 y según la escala de electronegatividad de Linus Pauling los enlaces químicos son covalentes polares.	
33	Cloruro de manganeso	MnCl <sub>2</sub>	Cl <sup>-</sup> = 3.16 Mn <sup>2+</sup> = 1.55	1.61	Para estos casos debe tomarse en consideración las propiedades características de los cloruros y no únicamente la escala de electronegatividad de Linus Pauling y los momentos dipolares. Los cloruros presentan una marcada solubilidad en el agua, es decir en solventes polares y esto se explica en base a que los cloruros al encontrarse unidos a los metales, sus enlaces químicos tienden a presentar cierto carácter polar, por lo tanto éstos compuestos presentan polaridad. Esta característica tiene como excepciones a los cloruros de plata, mercurio y plomo.	
34	Cloruro de cinc	ZnCl <sub>2</sub>	Cl <sup>-</sup> = 3.16 Zn <sup>2+</sup> = 1.65	1.51		
35	Cloruro de cadmio	CdCl <sub>2</sub>	Cl <sup>-</sup> = 3.16 Cd <sup>2+</sup> = 1.69	1.47		
36	Cloruro de hierro (II)	FeCl <sub>2</sub>	Cl <sup>-</sup> = 3.16 Fe <sup>2+</sup> = 1.83	1.33		
37	Cloruro de cobalto	CoCl <sub>2</sub>	Cl <sup>-</sup> = 3.16 Co <sup>2+</sup> = 1.88	1.28		
38	Cloruro de níquel	NiCl <sub>2</sub>	Cl <sup>-</sup> = 3.16 Ni <sup>2+</sup> = 1.91	1.25		
39	Cloruro de estaño (II)	SnCl <sub>2</sub>	Cl <sup>-</sup> = 3.16 Sn <sup>2+</sup> = 1.96	1.20		
40	Cloruro de cobre	CuCl <sub>2</sub>	Cl <sup>-</sup> = 3.16 Cu <sup>2+</sup> = 1.90	1.26		
41	Cloruro de aluminio	AlCl <sub>3</sub>	Cl <sup>-</sup> = 3.16 Al <sup>3+</sup> = 1.61	1.55		
42	Cloruro de hierro (III)	FeCl <sub>3</sub>	Cl <sup>-</sup> = 3.16 Fe <sup>3+</sup> = 1.83	1.33		
43	Cloruro de cromo	CrCl <sub>3</sub>	Cl <sup>-</sup> = 3.16 Cr <sup>3+</sup> = 1.66	1.5	Análogamente, en el caso de un metal con estado de	

**CUADRO Nº 31 CONTINUACIÓN**

#	Nombre del compuesto	Fórmula química	EN del anión y catión	$\Delta$ EN	Análisis	Polaridad
44	Cloruro de estaño (IV)	SnCl <sub>4</sub>	Cl <sup>-</sup> = 3.16 Sn <sup>4+</sup> = 1.96	1.20	oxidación variable, los haluros de baja valencia tenderán a ser iónicos mientras los de estados de oxidación más elevados tenderán a ser covalentes.	Enlace covalente polar
45	Cloruro de mercurio (I)	HgCl	Cl <sup>-</sup> = 3.16 Hg <sup>+</sup> = 2.00	1.16		
46	Cloruro de mercurio(II)	HgCl <sub>2</sub>	Cl <sup>-</sup> = 3.16 Hg <sup>2+</sup> = 2.00	1.16		
47	Cloruro de plata	AgCl	Cl <sup>-</sup> = 3.16 Ag <sup>+</sup> = 1.93	1.23		
48	Cloruro de plomo	PbCl <sub>2</sub>	Cl <sup>-</sup> = 3.16 Pb <sup>2+</sup> = 2.33	0.83		
49	Tetracloruro de carbono	CCl <sub>4</sub>	Cl <sup>-</sup> = 3.16 C <sup>4+</sup> = 2.55	0.61	Como la electronegatividad del cloro es mayor que la del carbono, cada uno de los enlaces carbono-cloro es covalente polar, como se ve reflejado en la $\Delta$ EN = 0.61, en donde cada cloro tiene una carga parcial negativa (por ser más electronegativo) y el carbono tiene una carga parcial positiva (menos electronegativo) y al ver que la forma geométrica de ésta molécula es tetraédrica (Ver Anexos Nº 5), todos los momentos de enlaces se dirigen hacia los átomos más electronegativos (Cl) los cuales están dispuestos de manera tal que son anulados entre sí y la molécula no tiene momento dipolar neto.	Enlace covalente no polar

**CUADRO Nº 31 CONTINUACIÓN**

#	Nombre del compuesto	Fórmula química	EN del anión y catión	$\Delta EN$	Análisis	Polaridad
50	Bromuro de bario	BaBr <sub>2</sub>	Br <sup>-</sup> = 2.96 Ba <sup>2+</sup> = 0.89	2.07	<p>Los primeros tres compuestos tienen una <math>\Delta EN &gt; 1.7</math>, por lo que según la escala de Linus Pauling, los átomos en cada molécula se encuentran unidos mediante enlaces iónicos. El resto de compuestos poseen un <math>\Delta EN</math> mayor a 0.4 y menor a 1.7, por lo que sus enlaces son covalentes polares.</p> <p>Para este tipo de compuestos no es de gran utilidad efectuar el análisis de los momentos dipolares ya que en estos casos es más relevante tomar en cuenta las propiedades características de los bromuros, debido a que ellos presentan gran solubilidad en el agua y por lo tanto en solventes polares, esto se explica en base a que los bromuros al encontrarse unidos a los metales, al igual que los cloruros, las moléculas tienden a presentar cierto carácter polar a pesar que el momento dipolar neto sea bajo o nulo, por lo tanto éstos compuestos son polares.</p> <p>Otra característica es que la mayoría de los haluros de metales en estados de oxidación + 1, +2 y +3 son de carácter predominantemente iónico.</p> <p>Los haluros de los elementos alcalinos y alcalinotérreos (con la excepción del Be) y de la mayoría de los lantánidos y algunos haluros de los metales de los grupos <i>d</i> y actínidos, pueden considerarse como materiales fundamentalmente iónicos. No obstante, cuando la razón carga/radio de los iones metálicos aumenta, la covalencia es mayor. Análogamente, en el caso de un metal con estado de oxidación variable, los haluros de baja valencia tenderán a</p>	Enlace covalente polar
51	Bromuro de estroncio	SrBr <sub>2</sub>	Br <sup>-</sup> = 2.96 Sr <sup>2+</sup> = 0.95	2.01		
52	Bromuro de calcio	CaBr <sub>2</sub>	Br <sup>-</sup> = 2.96 Ca <sup>2+</sup> = 1.00	1.96		
53	Bromuro de magnesio	MgBr <sub>2</sub>	Br <sup>-</sup> = 2.96 Mg <sup>2+</sup> = 1.31	1.65		
54	Bromuro de cadmio	CdBr <sub>2</sub>	Br <sup>-</sup> = 2.96 Cd <sup>2+</sup> = 1.69	1.27		
55	Bromuro de hierro (II)	FeBr <sub>2</sub>	Br <sup>-</sup> = 2.96 Fe <sup>2+</sup> = 1.83	1.13		
56	Bromuro de cobalto	CoBr <sub>2</sub>	Br <sup>-</sup> = 2.96 Co <sup>2+</sup> = 1.88	1.08		
57	Bromuro de níquel	NiBr <sub>2</sub>	Br <sup>-</sup> = 2.96 Ni <sup>2+</sup> = 1.91	1.05		
58	Bromuro de estaño (II)	SnBr <sub>2</sub>	Br <sup>-</sup> = 2.96 Sn <sup>2+</sup> = 1.96	1.00		
59	Bromuro de plomo	PbBr <sub>2</sub>	Br <sup>-</sup> = 2.96 Pb <sup>2+</sup> = 2.33	0.63		
60	Bromuro de cobre	CuBr <sub>2</sub>	Br <sup>-</sup> = 2.96 Cu <sup>2+</sup> = 1.90	1.06		
61	Bromuro de aluminio	AlBr <sub>3</sub>	Br <sup>-</sup> = 2.96 Al <sup>3+</sup> = 1.61	1.35		
62	Bromuro de cromo	CrBr <sub>3</sub>	Br <sup>-</sup> = 2.96 Cr <sup>3+</sup> = 1.66	1.30		
63	Bromuro de hierro (III)	FeBr <sub>3</sub>	Br <sup>-</sup> = 2.96 Fe <sup>3+</sup> = 1.83	1.13		
64	Bromuro de estaño (IV)	SnBr <sub>4</sub>	Br <sup>-</sup> = 2.96 Sn <sup>4+</sup> = 1.96	1.00		

**CUADRO Nº 31 CONTINUACIÓN**

#	Nombre del compuesto	Fórmula química	EN del anión y catión	$\Delta$ EN	Análisis	Polaridad
65	Bromuro de mercurio (I)	HgBr	Br <sup>-</sup> = 2.96 Hg <sup>+</sup> = 2.00	0.96	Los bromuros de Ag <sup>I</sup> , Cu <sup>I</sup> , Hg <sup>I</sup> , y Pb <sup>II</sup> son insolubles, en donde sales como el HgBr y AgBr son algunas excepciones de la solubilidad que presentan los bromuros.	Enlace covalente polar
66	Bromuro de plata	AgBr	Br <sup>-</sup> = 2.96 Ag <sup>+</sup> = 1.93	1.03		
67	Bromuro de mercurio (II)	HgBr <sub>2</sub>	Br <sup>-</sup> = 2.96 Hg <sup>2+</sup> = 2.00	0.96		
68	Yoduro de bario	BaI <sub>2</sub>	I <sup>-</sup> = 2.66 Ba <sup>2+</sup> = 0.89	1.77	La $\Delta$ EN para todos los compuestos es menor que 1.7 y mayor que 0.4, a excepción del BaI <sub>2</sub> que es mayor a 1.7, y esto indica según la escala de electronegatividad de Linus Pauling que los átomos de cada compuesto están unidos mediante enlaces covalentes polares a excepción del BaI <sub>2</sub> que son iónicos.  Para estos de compuestos al igual que los cloruros y bromuros no es muy útil efectuar el análisis de los momentos dipolares ya que en estos casos es más relevante tomar en cuenta las propiedades características de los yoduros, debido a que ellos presentan gran solubilidad en el agua y por lo tanto en solventes polares, esto se explica en base a que los bromuros al encontrarse unidos a los metales, al igual que los cloruros, las moléculas tienden a presentar cierto carácter polar a pesar que el momento dipolar neto sea bajo o nulo, por lo tanto éstos compuestos son polares.	Enlace covalente polar
69	Yoduro de estroncio	SrI <sub>2</sub>	I <sup>-</sup> = 2.66 Sr <sup>2+</sup> = 0.95	1.71		
70	Yoduro de calcio	CaI <sub>2</sub>	I <sup>-</sup> = 2.66 Ca <sup>2+</sup> = 1.00	1.66		
71	Yoduro de magnesio	MgI <sub>2</sub>	I <sup>-</sup> = 2.66 Mg <sup>2+</sup> = 1.31	1.35		
72	Yoduro de manganeso	MnI <sub>2</sub>	I <sup>-</sup> = 2.66 Mn <sup>2+</sup> = 1.55	1.11		
73	Yoduro de zinc	ZnI <sub>2</sub>	I <sup>-</sup> = 2.66 Zn <sup>2+</sup> = 1.65	1.01		
74	Yoduro de cadmio	CdI <sub>2</sub>	I <sup>-</sup> = 2.66 Cd <sup>2+</sup> = 1.69	0.97		
75	Yoduro de hierro (II)	FeI <sub>2</sub>	I <sup>-</sup> = 2.66 Fe <sup>2+</sup> = 1.83	0.83		

**CUADRO Nº 31 CONTINUACIÓN**

#	Nombre del compuesto	Fórmula química	EN del anión y catión	ΔEN	Análisis	Polaridad
76	Yoduro de cobalto	CoI <sub>2</sub>	I <sup>-</sup> = 2.66 Co <sup>2+</sup> = 1.88	0.78	<p>(continuación):</p> <p>Otra característica es que la mayoría de los haluros de metales con estados de oxidación + 1, +2 y +3 son de carácter predominantemente iónico.</p> <p>Los haluros de los elementos alcalinos y alcalinotérreos (con la excepción del Be) y de la mayoría de los lantánidos y algunos haluros de los metales de los grupos <i>d</i> y actínidos, pueden considerarse como materiales fundamentalmente iónicos. No obstante, cuando la razón carga/radio de los iones metálicos aumenta, la covalencia es mayor. Análogamente, en el caso de un metal con estado de oxidación variable, los haluros de baja valencia tenderán a ser iónicos mientras los de estados de oxidación más elevados tenderán a ser covalentes.</p> <p>Los yoduros de Ag<sup>I</sup>, Cu<sup>I</sup>, Hg<sup>I</sup>, y son insolubles, en donde sales como el Hgl y Agl son algunas excepciones de la solubilidad que presentan los bromuros.</p>	Enlace covalente polar
77	Yoduro de níquel	NiI <sub>2</sub>	I <sup>-</sup> = 2.66 Ni <sup>2+</sup> = 1.91	0.75		
78	Yoduro de estaño (II)	SnI <sub>2</sub>	I <sup>-</sup> = 2.66 Sn <sup>2+</sup> = 1.96	0.70		
79	Yoduro de plomo	PbI <sub>2</sub>	I <sup>-</sup> = 2.66 Pb <sup>2+</sup> = 2.33	0.33		
80	Yoduro de mercurio (II)	HgI <sub>2</sub>	I <sup>-</sup> = 2.66 Hg <sup>2+</sup> = 2.00	0.66		
81	Yoduro de cobre	CuI	I <sup>-</sup> = 2.66 Cu <sup>2+</sup> = 1.90	0.76		
82	Yoduro de aluminio	AlI <sub>3</sub>	I <sup>-</sup> = 2.66 Al <sup>3+</sup> = 1.61	1.05		
83	Yoduro de cromo	CrI <sub>3</sub>	I <sup>-</sup> = 2.66 Cr <sup>3+</sup> = 1.66	1.00		
84	Yoduro de hierro (III)	FeI <sub>3</sub>	I <sup>-</sup> = 2.66 Fe <sup>3+</sup> = 1.83	0.83		
85	Yoduro de estaño (IV)	SnI <sub>4</sub>	I <sup>-</sup> = 2.66 Sn <sup>4+</sup> = 1.96	0.70		
86	Yoduro de mercurio (I)	HgI	I <sup>-</sup> = 2.66 Hg <sup>+</sup> = 2.00	0.66		
87	Yoduro de plata	AgI	I <sup>-</sup> = 2.66 Ag <sup>+</sup> = 1.93	0.73		

**CUADRO Nº 31 CONTINUACIÓN**

#	Nombre del compuesto	Fórmula química	EN del anión y catión	$\Delta$ EN	Análisis	Polaridad
88	Cloruro de antimonio (III)	SbCl <sub>3</sub>	Cl <sup>-</sup> = 3.16 Sb <sup>3+</sup> = 2.05	1.11	<p><math>\Delta</math>EN es mayor a 0.4 y menor a 1.7, y según la escala de Linus Pauling cada uno de los enlaces químico corresponde a un enlace covalente polar.</p> <p>Pero éstas moléculas tienen dispuestos sus átomos en una forma geométrica trigonal plana (Ver Anexo Nº 10) por lo que al ver las direcciones de cada momento de enlace se observa que se anulan entre sí, dando como resultado un momento dipolar neto igual a cero, por lo que se afirma que la molécula es no polar.</p> <p>Pero el Antimonio es un elemento que forma parte de la línea divisoria de los metales y no metales, es decir que es un semimetal, atribuyéndole a éste compuesto características propias y lo cual imposibilita conocer en base a éste análisis de electronegatividad y momentos dipolares, en que tipo de solventes es afín el SbCl<sub>3</sub>.</p> <p>Lo mismo ocurre con el Bismuto, aunque éste elemento no forma parte de los semimetales, éste se encuentra en el mismo grupo dentro de la Tabla Periódica que el Antimonio y por lo tanto posee las mismas propiedades químicas de éste.</p>	Enlace covalente no polar
89	Cloruro de bismuto (III)	BiCl <sub>3</sub>	Cl <sup>-</sup> = 3.16 Bi <sup>3+</sup> = 2.02	1.14		
90	Bromuro de antimonio	SbBr <sub>3</sub>	Br <sup>-</sup> = 2.96 Sb <sup>3+</sup> = 2.05	0.91		
91	Yoduro de antimonio	SbI <sub>3</sub>	I <sup>-</sup> = 2.66 Sb <sup>3+</sup> = 2.05	0.61		
92	Yoduro de bismuto	BiI <sub>3</sub>	I <sup>-</sup> = 2.66 Bi <sup>3+</sup> = 2.02	0.64		
93	Bromuro de bismuto	BiBr <sub>3</sub>	Br <sup>-</sup> = 2.96 Bi <sup>3+</sup> = 2.02	0.94		



**CUADRO N° 32 ANÁLISIS TEÓRICO DE SOLUTOS FORMADOS POR ANIONES POLIATOMICOS Y DIFERENTES CATIONES Y OTROS COMPUESTOS** (1, 3, 4, 5, 8, 13 y 15)

#	Catión *	Polianión *	Análisis
94	Pt <sup>+4</sup>	CN <sup>-</sup> Solubles en agua	<p>El cianuro de hidrogeno (HCN), es una sustancia molecular covalente pero capaz de disociarse en solución acuosa. Es un gas incoloro muy venenos que se desprende cuando los cianuros se tratan con Ácidos. El HCN liquido (pe 25.6 °C) posee una constante dieléctrica muy grande (107 a 25 °C) que se debe (como en el agua) a la asociación de moléculas polares mediante enlace de hidrogeno.</p> <p>El término cianuro hace referencia al anión CN<sup>-</sup>, o a su forma ácida, el ácido cianhídrico o hidrocianico (HCN). Los cianuros simples (LiCN, NaCN) son compuestos que se disocian en un anión cianuro (CN<sup>-</sup>) y un catión (Li<sup>+</sup>, Na<sup>+</sup>, etc.). Se llama nitrilo a un compuesto orgánico que contiene cianuro, y cianógeno a un compuesto (generalmente un nitrilo) que libera el anión cianuro durante su metabolismo.</p> <p>La formación de cianuro complejos se restringe en su mayoría a los metales de transición del bloque d. Esto sugiere la importancia del enlace receptor en la unión del CN<sup>-</sup> al metal, que ocurre casi invariablemente a través del carbono. El carácter receptor del CN<sup>-</sup> no es tan alto como otros ligandos, esto es claramente razonable dada su carga negativa. De hecho, el CN<sup>-</sup> es un nucleófilo fuerte, es decir que reacciona cediendo un par de electrones libres a otra especie, de manera que se explica la estabilidad de sus complejos, con metales en estados de oxidación +2 y +3. Sin embargo, el CN<sup>-</sup> posee la capacidad de estabilizar iones metálicos en estados de oxidación bajos.</p> <p>La mayoría de los complejos cianurados son aniónicos, siendo típicos los [Fe (II) (CN)<sub>6</sub>]<sup>4-</sup>, [Ni (CN)<sub>4</sub>]<sup>2-</sup> y [Mo (CN)<sub>8</sub>]<sup>3-</sup>, los cuales son compuestos de coordinación. Estos compuestos con en anión cianuro (CN<sup>-</sup>), son solubles tanto en agua como en ácidos y la razón para que esto ocurra consiste en que protón puede estar localizado en los enlaces de hidrogeno entre los cianoaniones, esto es, M-CN - - - H- - - NC-M.</p>
95	Au <sup>+3</sup>		
96	Sr <sup>+2</sup>		
97	Ca <sup>+2</sup>		
98	Mg <sup>+2</sup>		
99	Fe <sup>+2</sup>		
100	Co <sup>+2</sup>		
101	Ni <sup>+2</sup>		
102	Hg <sup>+2</sup>		
103	K <sup>+</sup>		
104	Na <sup>+</sup>		
105	Li <sup>+</sup>		
106	Ba <sup>+2</sup>		
107	Pb <sup>+2</sup>		
108	Mn <sup>+2</sup>		
109	Zn <sup>+2</sup>		
110	Cr <sup>+3</sup>		
111	Cd <sup>+2</sup>		
112	Fe <sup>+2</sup>		
113	Co <sup>+2</sup>		
114	Ni <sup>+2</sup>		
115	Ba <sup>+2</sup>		

\* MALLINCKRODT, 1985. Handbook laboratory. Pag. 54

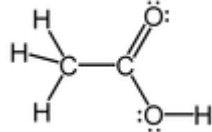
**CUADRO N° 32 CONTINUACION**

#	Catión	Polianión	Análisis
116	Hg <sup>+</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> Solubles en agua	<p>Los nitratos son las sales del ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>). En los nitratos está presente el anión NO<sub>3</sub><sup>-</sup>. El nitrógeno en estado de oxidación +5 se encuentra en el centro de un triángulo formado por los tres oxígenos. La estructura es estabilizada por efectos mesoméricos.</p> <p>Para entender sobre la solubilidad de los compuestos que forma este anión, podemos decir que hay sustancias que ordinariamente clasificamos como ácidos las cuales pueden presentar propiedades básicas. Por ejemplo el caso que nos ocupa como lo es el Acido nítrico (HNO<sub>3</sub>), que es un ácido, este posee un par de electrones sin compartir sobre el oxígeno y por tanto tiene la característica esencial de una base. Frente a un ácido suficientemente fuerte por ejemplo el H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, el ácido nítrico se comporta como una base, aceptando un protón sobre el oxígeno. Quedando como que el HNO<sub>3</sub> es la base conjugada del H<sub>2</sub>NO<sub>3</sub><sup>+</sup>. Así: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + HNO<sub>3</sub> ⇌ HSO<sub>4</sub><sup>-</sup> + H<sub>2</sub>NO<sub>3</sub><sup>+</sup>.</p> <p>Como era de esperar el HNO<sub>3</sub>, es una base extraordinariamente débil, y necesita un ácido fuerte para manifestar su carácter básico. Esto se comprende fácilmente si entendemos el hecho de que el ion nitrato (NO<sub>3</sub><sup>-</sup>), es la base conjugada del ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>) y este se forma fácilmente en presencia de un ácido débil como lo es el agua, señal de que la tendencia del ion nitrato (NO<sub>3</sub><sup>-</sup>), para atraer dos protones será, efectivamente, muy pequeña. Es por esta razón que los nitratos son solubles en agua. Los nitratos son notablemente más estables que el ácido libre. Se conocen nitratos de, prácticamente, todos los elementos y son sales fácilmente solubles en agua, y por lo tanto difícilmente precipitables. Todos los nitratos se descomponen al calentar, desprendiendo oxígeno. Los nitratos alcalinos por calentamiento moderado dan nitritos. Los nitratos de metales pesados cuyos óxidos son muy estables pueden descomponerse. Los nitratos de metales nobles pueden dejar el metal libre por calentamiento.</p> <p>Los nitratos a altas temperaturas son agentes oxidantes fuertes, mientras que en solución acuosa sólo actúan como oxidantes frente a reductores fuertes. Los nitratos se preparan por reacción de los metales, hidróxidos o carbonatos con ácido nítrico. Si los gases nitrosos procedentes de la oxidación catalítica del amoníaco se llevan sobre bases se forman nitratos y nitritos. Como podemos observar solo el nitrato de bismuto es soluble en ácidos como por ejemplo en; en ácido nítrico diluido, alcohol y cetonas, ya que se mencionaba en el análisis experimental que este compuesto se descompone en agua.</p>
117	Hg <sup>+2</sup>		
118	Ag <sup>+</sup>		
119	Pt <sup>+4</sup>		
120	Pb <sup>+2</sup>		
121	Cu <sup>+2</sup>		
122	K <sup>+</sup>		
123	Na <sup>+</sup>		
124	Li <sup>+</sup>		
125	Ba <sup>+2</sup>		
126	Sr <sup>+2</sup>		
127	Ca <sup>+2</sup>		
128	Mg <sup>+2</sup>		
129	Al <sup>+3</sup>		
130	Mn <sup>+2</sup>		
131	Zn <sup>+2</sup>		
132	Cr <sup>+3</sup>		
133	Cd <sup>+2</sup>		
134	Fe <sup>+2</sup>		
135	Fe <sup>+3</sup>		
136	Co <sup>+2</sup>		
137	Ni <sup>+2</sup>		
138	Sn <sup>+2</sup>		
139	Bi <sup>+3</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> Soluble en Ácidos	

**CUADRO N° 32 CONTINUACION**

#	Catión	Polianión	Análisis
140	$\text{Bi}^{+3}$	$\text{ClO}_3^-$ Todos solubles en agua	<p>Los cloratos son sales del ácido clórico <math>\text{HClO}_3</math>. Contienen el cloro en estado de oxidación +5. Se trata de oxidantes fuertes aunque a su vez pueden ser oxidados a percloratos <math>\text{ClO}_4^-</math>. Debido a su elevado carácter oxidante y su alta inestabilidad asociada no se encuentran en la naturaleza. El ion clorato (<math>\text{ClO}_3^-</math>), es un anión inorgánico muy reactivo.</p> <p>La alta solubilidad de los cloratos se debe a que este está compuesto por el cloro que es como muy reactivo y reacciona con la mayoría de elementos a excepción de C, N y O. El clorato de sodio (<math>\text{NaClO}_3</math>) por ejemplo, es el resultado de una reacción no deseada que puede ocurrir durante la producción del hipoclorito de sodio.</p> <p>Los cloratos no son solubles en ácidos debido a que con estos son incompatibles, además presentan incompatibilidades con sales de amonio, polvo metálico, azufre, sustancias inflamables u orgánicas finamente dispersas.</p> <p>La manufactura de los compuestos del cloro es muy extensa y el grupo químico conteniendo cloro es importante. Entre la serie, los cloratos más importantes son los de sodio, potasio y bario.</p> <p>La propiedad más destacable de los cloratos de elevado poder de oxidación, es la facilidad de desprender cloruro y oxígeno libre. Por ello las mezclas de cloratos con materias orgánicas -azufre, fósforo, carbón, etc., dan explosivos o detonantes de varios tipos. Como agentes oxidantes, los cloratos son más enérgicos que los bromatos y yodatos.</p>
141	$\text{Hg}^+$		
142	$\text{Hg}^{+2}$		
143	$\text{Ag}^+$		
144	$\text{Pb}^{+2}$		
145	$\text{Cu}^{+2}$		
146	$\text{K}^+$		
147	$\text{Na}^+$		
148	$\text{Li}^+$		
149	$\text{Ba}^{+2}$		
150	$\text{Sr}^{+2}$		
151	$\text{Ca}^{+2}$		
152	$\text{Mg}^{+2}$		
153	$\text{Al}^{+3}$		
154	$\text{Mn}^{+2}$		
155	$\text{Zn}^{+2}$		
156	$\text{Cr}^{+3}$		
157	$\text{Cd}^{+2}$		
158	$\text{Fe}^{+2}$		
159	$\text{Fe}^{+3}$		
160	$\text{Co}^{+2}$		
161	$\text{Ni}^{+2}$		
162	$\text{Sn}^{+2}$		

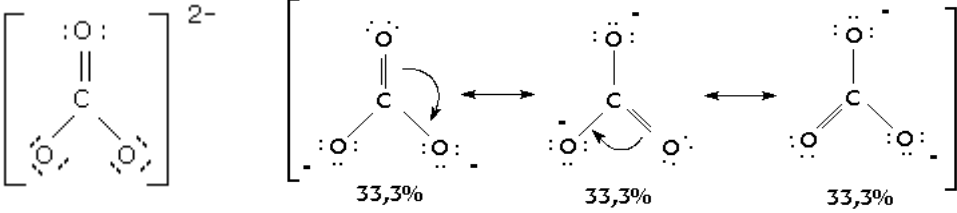
**CUADRO N° 32 CONTINUACION**

#	Catión	Polianión	Análisis
163	Pb <sup>+2</sup>	C <sub>2</sub> H <sub>3</sub> O <sub>2</sub> <sup>-</sup> Solubles en agua	<p>El anión acetato, [C<sub>2</sub>H<sub>3</sub>O<sub>2</sub>]<sup>-</sup>, es la base fuerte conjugada del ácido acético (CH<sub>3</sub>COOH), un ácido débil. El ión acetato se le denomina también carboxilato ya que posee el grupo (COO<sup>-</sup>), el ion acetato está formado por la desprotonación del ácido acético. Además, en este anión, la carga negativa se distribuye (se deslocaliza) simétricamente entre los dos átomos de oxígeno, de forma que los enlaces carbono-oxígeno adquieren un carácter de enlace parcialmente doble; de esta manera es que este ion obtiene su estabilidad, por resonancia. Este ion tiene características de alta solubilidad en agua, como la mayoría de aniones poliatómico, y la solubilidad en ácidos de estos dependen de las propiedades individuales de cada catión.</p> <div style="text-align: center;">  </div> <p>Para entender esto se tomara como ejemplo la disolución del Acetato de sodio (CH<sub>3</sub>COONa) en agua, el agua como el ácido conjugado de la base OH<sup>-</sup>, aportara un protón a la base conjugada es decir al ion acetato. La hidrólisis del ion acetato, o sea la protonación del ion acetato por el agua, es incompleta, pues en este caso el protón debe ser compartido entre la base o sea el ion acetato y la base muy fuerte, ion hidróxido. Ahora bien, si el ion acetato compite por el protón, con una base muy débil, la reacción será completa. De la comparación de estos dos casos surge la conclusión: de que el grado de protonación del ion acetato depende de la fuerza del átomo con el que reacciona. Esta conclusión se puede decir de otra manera: 1. El grado de ionización del ácido está relacionado con la fuerza de la base con la que reacciona, un ácido débil, frente a una base suficientemente fuerte, puede estar completamente dissociado, y 2. El grado de protonación de una base (que se convierte en un ácido conjugado) depende de la fuerza del ácido del que procede el protón. Entonces podemos decir que la hidrólisis del ion acetato, es decir la protonación del ion acetato, por el agua es incompleta.</p> <p>Es por esta razón que los todos los compuestos con acetato son solubles en agua y solo otros también en ácidos, pero esto depende de cada catión, en los cationes muy activos como por ejemplo el magnesio podemos observar que el acetato de magnesio es soluble tanto en agua como en casi todos los ácidos.</p>
164	Cu <sup>+2</sup>		
165	Co <sup>+2</sup>		
166	Ni <sup>+2</sup>		
167	K <sup>+</sup>		
168	Na <sup>+</sup>		
169	Li <sup>+</sup>		
170	Ba <sup>+2</sup>		
171	Sr <sup>+2</sup>		
172	Ca <sup>+2</sup>		
173	Mg <sup>+2</sup>		
174	Al <sup>+3</sup>		
175	Mn <sup>+2</sup>		
176	Zn <sup>+2</sup>		
177	Cr <sup>+3</sup>		
178	Cd <sup>+2</sup>		
179	Fe <sup>+2</sup>		
180	Bi <sup>+3</sup>		
181	Hg <sup>+</sup>	C <sub>2</sub> H <sub>3</sub> O <sub>2</sub> <sup>-</sup> Solubles en Ácidos	
182	Hg <sup>+2</sup>		
183	Ag <sup>+</sup>		
184	Mn <sup>+2</sup>		
185	Cr <sup>+3</sup>		
186	Fe <sup>+3</sup>		
187	Sn <sup>+2</sup>		
188	Sb <sup>+2</sup>		
189	Mg <sup>+2</sup>		

**CUADRO N° 32 CONTINUACION**

#	Catión	Polianión	Análisis
190	K <sup>+</sup>	S <sup>-2</sup> Solubles en agua	En química, un sulfuro es la combinación del azufre (número de oxidación -2) con un elemento químico o con un radical. Hay unos pocos compuestos covalentes del azufre, como el disulfuro de carbono (CS <sub>2</sub> ) y el sulfuro de hidrógeno (H <sub>2</sub> S) que son también considerados como sulfuros. El sulfuro (S <sup>2-</sup> ) suele ir combinado con otro elemento químico, así entonces, se llamará sulfuro de hidrógeno (H <sub>2</sub> S). No hay que confundirlo con el disulfuro (S <sub>2</sub> <sup>2-</sup> ) ni con el hidrogenosulfuro o bisulfuro que es lo mismo (HS <sup>-</sup> ) dado que este último es un anión ácido.
191	Na <sup>+</sup>		
192	Li <sup>+</sup>		
193	Ba <sup>+2</sup>		
194	Sr <sup>+2</sup>		
195	Ca <sup>+2</sup>		
196	Mg <sup>+2</sup>		
197	Hg <sup>+2</sup>		
198	Ag <sup>+</sup>		
199	Pt <sup>+4</sup>		
200	Au <sup>+3</sup>		
201	Cd <sup>+2</sup>		
202	Fe <sup>+2</sup>		
203	Co <sup>+2</sup>		
204	Ni <sup>+2</sup>		
205	Sn <sup>+2</sup>		
206	Sn <sup>+4</sup>		
207	Pb <sup>+2</sup>		
208	Cu <sup>+2</sup>		
209	Sb <sup>+2+</sup>		
210	Bi <sup>+3</sup>		
211	Mn <sup>+2</sup>		
212	Zn <sup>+2</sup>		

**CUADRO N° 32 CONTINUACION**

#	Catión	Polianión	Análisis
213	K <sup>+</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>-2</sup> Soluble en agua	<p>Los carbonatos son las sales del ácido carbónico (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) con el grupo R-O-C(=O)-O-R'. Las sales tienen en común el anión carbonato (CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>) y se derivan del hipotético ácido carbónico (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>). La mayoría de los carbonatos, aparte de los carbonatos de los metales alcalinos, son poco solubles en agua. Debido a esta característica son importantes en geoquímica y forman parte de muchos minerales y rocas.</p> <div style="text-align: center;">  <p><b>Ion Carbonato</b>                      <b>Diferentes formas de resonancia del ion carbonato</b></p> </div>
214	Na <sup>+</sup>		
215	Li <sup>+</sup>		
216	Bi <sup>+3</sup>		
217	Hg <sup>+</sup>		
218	Hg <sup>+2</sup>		
219	Ag <sup>+</sup>		
220	Mn <sup>+2</sup>		
221	Zn <sup>+2</sup>		
222	Cd <sup>+2</sup>		
223	Fe <sup>+2</sup>		
224	Co <sup>+2</sup>		
225	Ni <sup>+2</sup>		
226	Pb <sup>+2</sup>		
227	Cu <sup>+2</sup>		
228	Ba <sup>+2</sup>		
229	Sr <sup>+2</sup>		
230	Ca <sup>+2</sup>		
231	Mg <sup>+2</sup>		

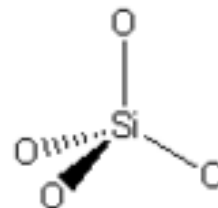
Los minerales más importantes del grupo de los carbonatos son el de calcio en sus diferentes formas de cristalización, el de zinc, el de manganeso y el de magnesio.

Los carbonatos pueden dividirse en dos grupos: Anhidros e hidratados. Carbonatos anhidros; Los carbonatos anhidros se dividen en dos grandes grupos isomorfos, el grupo de la calcita y el grupo del aragonito, los elementos metálicos presentes en el primer grupo son, calcio magnesio, hierro, manganeso, zinc, cobalto; en el último son, calcio, bario, estroncio y plomo.

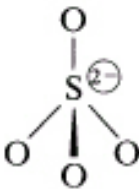
Carbonatos hidratados, a este grupo de compuestos que lo forman el anión carbonato así como también elementos como: sodio, magnesio, litio, potasio, entre otros, la solubilidad de estos depende de cada compuesto ya que por ejemplo el carbonato de litio su solubilidad varía si el agua es fría o caliente, además el carbonato de magnesio además de ser soluble en agua es soluble en ácidos, como podemos observar en la lista contigua. Y los carbonatos no solubles en agua son solubles en ácidos, u otros solventes pero esto depende de muchos factores como forma de cristalización y si este se encuentra hidratado o no, en fin de las propiedades de los cationes en general.

**CUADRO N° 32 CONTINUACION**

#	Catión	Polianión	Análisis
232	K <sup>+</sup>	SiO <sub>3</sub> <sup>-2</sup> Soluble en agua	Los silicatos son sales de los ácidos silícicos, el ácido silícico en general posee la estructura (H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> ) el cual es un ácido débil. Pero además dentro de los ácidos silícicos se encuentran el metasilícico (H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> ) <sub>n</sub> , con n = 3, 4, 6; ortosilícico (H <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub> ), ortodisilícico (H <sub>6</sub> Si <sub>2</sub> O <sub>7</sub> ), es por esta razón que el grupo de los silicatos es el grupo de minerales de mayor abundancia, pues constituyen el 75% de la corteza terrestre. Todos los silicatos están compuestos por silicio y oxígeno.
233	Na <sup>+</sup>		
234	Li <sup>+</sup>		
235	Al <sup>+3</sup>		
236	Ag <sup>+</sup>		
237	Mn <sup>+2</sup>	SiO <sub>3</sub> <sup>-2</sup> Soluble en ácidos	Los silicatos se construyen sobre la base de la compartición de átomos de oxígeno por unidades SiO <sub>4</sub> tetraédricas, aunque en general, los silicatos tiene como fórmula [(SiO <sub>3</sub> ) <sup>2-</sup> ] <sub>n</sub> . Los silicatos alcalinos son los únicos solubles en agua y existen muchos de estructura compleja. Tomando en cuenta la escala de electronegatividad de Linus Pauling, el enlace Si – O tienen elevado porcentaje de carácter iónico, por ello, la unión de estos tetraedros no se realiza a través de las caras ni a través de las aristas debido a la repulsión de los Si <sup>++</sup> centrales; en cambio si se produce esta unión a través de los vértices.
238	Zn <sup>+2</sup>		
239	Cr <sup>+3</sup>		
240	Cd <sup>+2</sup>		
241	Fe <sup>+2</sup>		
242	Fe <sup>+3</sup>		
243	Co <sup>+2</sup>		
244	Ni <sup>+2</sup>		
245	Pb <sup>+2</sup>		
246	Bi <sup>+3</sup>		
247	Ba <sup>+2</sup>		
248	Sr <sup>+2</sup>		
249	Ca <sup>+2</sup>		
250	Mg <sup>+2</sup>		
251	Al <sup>+3</sup>		



**CUADRO N° 32 CONTINUACION**

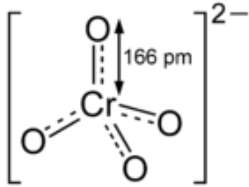
#	Catión	Polianión	Análisis
			La extensión final del proceso de polimerización o se da hasta completar la compartición de todos los oxígenos de cada tetraedro, conduce entonces a la estructurara de la sílice, SiO <sub>2</sub> . Como se ha plasmado en el presente análisis los silicatos son estructuras muy complejas que incluso su clasificación y conocimiento es un proceso complejo y de mucho conocimiento en las ciencias geológicas y ciencias asociadas, es por esa razón que solo se mencionan puntos clave para entender la naturaleza de estos compuestos, y como se mencionaba de entre el texto, el catión presente entre los diferentes tipos en los que se clasifican los silicatos, no es de relevancia y sus propiedades entre estas la que es de gran interés para nosotros como lo es la solubilidad dependen del compuesto en sí y solo han sido comprobadas estrictamente en la práctica; Por lo que se muestra el tipo de ion silicato con su respectivo catión y si este es soluble tanto en agua o en ácidos.
252	Hg <sup>+</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>-2</sup> Solubles en agua	<p>Los sulfatos inorgánicos (SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>), son las sales que se derivan de la desprotonación del ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>), estos tienen entre algunas características químicas la de ser sales moderadamente solubles a muy solubles, excepto las de Sr y de Ba. Por otra parte los sulfatos orgánicos son ésteres del ácido sulfúrico con la fórmula genérica R-O-SO<sub>2</sub>-O-R'.</p> <p>Los sulfatos contienen el anión tetraédrico SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>. Las distancias de los enlaces S-O, son de 1,51 A., más cortas que las del enlace covalente simple azufre-oxígeno (1,71 A.), sugieren para el ion una estructura de resonancia entre cuatro tipos diferentes (A, B, C, D), que implican un cierto carácter de enlace doble para las uniones azufre-oxígeno.</p> <div style="text-align: center;">  </div> <p>Los sulfatos son sales, junto con los nitratos de metales, las más utilizadas. En el caso de los sulfatos por varias razones:</p>
253	Hg <sup>+2</sup>		
254	Ag <sup>+</sup>		
255	Pt <sup>+4</sup>		
256	Ca <sup>+2</sup>		
257	Mg <sup>+2</sup>		
258	Al <sup>+3</sup>		
259	Mn <sup>+2</sup>		
260	Zn <sup>+2</sup>		
261	Cr <sup>+3</sup>		
262	Cd <sup>+2</sup>		
263	Fe <sup>+2</sup>		
264	Fe <sup>+3</sup>		
265	Co <sup>+2</sup>		
266	Ni <sup>+2</sup>		
267	Sn <sup>+2</sup>		
268	Cu <sup>+2</sup>		



**CUADRO N° 32 CONTINUACION**

#	Catión	Polianión	Análisis
269	K <sup>+</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>-2</sup> Solubles en ácidos	<p>(a) Su solubilidad en agua, por lo que son fuentes de cationes metálicos (salvo dos excepciones: el PbSO<sub>4</sub> y el BaSO<sub>4</sub>)</p> <p>(b) El ión sulfato no es ni oxidante ni reductor, lo que facilita que forme sales con metales en altos y bajos estados de oxidación. Además en disolución no inicia reacciones redox con ningún ion presente;</p> <p>(c) Es la base conjugada de un ácido moderadamente fuerte (HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>) por lo que la disolución de la sal no altera significativamente el pH;</p> <p>(d) Son térmicamente estables, mucho más que sus correspondientes nitratos. En general los sulfatos se obtienen haciendo reaccionar ácido sulfúrico con un metal, óxido, hidróxido o carbonato.</p> <p>La solubilidad de los sulfatos aumenta con la temperatura. Los sulfatos de calcio, estroncio, bario y radio son poco solubles o insolubles; la solubilidad disminuye al aumentar el tamaño del catión. El sulfato de plata es poco soluble. La solubilidad de algunos sulfatos como el Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> anhidro, sulfatos de lantánidos y otros, disminuye al aumentar la temperatura. Algunos sulfatos como el de talio, Tl<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, los alcalinos excepto los de Na y Li, así como los de Bi, Sb, Hg, Ba, Sr, Pb y Ag, cristalizan anhidros. La mayoría de los restantes forman uno o varios hidratos, de modo que el grado de hidratación depende de la naturaleza del catión.</p> <p>Los sulfatos alcalinos y alcalino-térreos son muy estables. Los sulfatos alcalinos son sustancias iónicas con altos puntos de fusión y bastante solubles en agua y otros tantos son solubles en ácidos gracias a las propiedades de los cationes.</p>
270	Na <sup>+</sup>		
271	Li <sup>+</sup>		
272	Ag <sup>+</sup>		
273	Sb <sup>+2</sup>		
274	Bi <sup>+3</sup>		
275	Hg <sup>+</sup>		
	Ca <sup>+2</sup>		

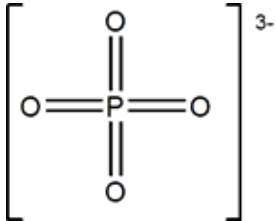
**CUADRO N° 32 CONTINUACION**

#	Catión	Polianión	Análisis
276	Hg <sup>+2</sup>	CrO <sub>4</sub> <sup>-2</sup> Soluble en agua	<p>El ácido crómico (H<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>) es un ácido inorgánico soluble en agua. Los cromatos son sales del ácido crómico. Estos contienen el ión cromato (CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup>), que les da un fuerte color amarillo. El átomo de cromo se encuentra en estado de oxidación +6, lo que hace que estos compuestos sean por lo general fuertes oxidantes. El ión cromato es un anión tetraédrico con el cromo en el centro. El ión cromato posee la estructura siguiente:</p> <div style="text-align: center;">  <p>166pm equivalen a 1.66 Amstrong</p> </div>
277	Sr <sup>+2</sup>		
278	Ca <sup>+2</sup>		
279	Mg <sup>+2</sup>		
280	Mn <sup>+2</sup>		
281	Zn <sup>+2</sup>		
282	Cd <sup>+2</sup>		
283	Fe <sup>+3</sup>		
284	Cu <sup>+2</sup>		
285	K <sup>+</sup>		
286	Na <sup>+</sup>		
287	Li <sup>+</sup>		
288	Hg <sup>+2</sup>		
289	Ag <sup>+</sup>		
290	Sr <sup>+2</sup>		
291	Ca <sup>+2</sup>		
292	Cr <sup>+3</sup>		
293	Co <sup>+2</sup>		
294	Ni <sup>+2</sup>		
295	Sn <sup>+2</sup>		
296	Sb <sup>+2</sup>		
297	Bi <sup>+3</sup>		
298	Hg <sup>+</sup>		
299	Ba <sup>+2</sup>		

**CUADRO N° 32 CONTINUACION**

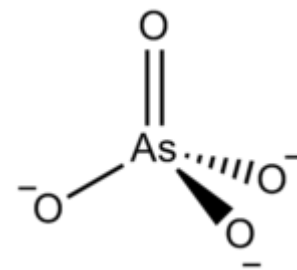
#	Catión	Polianión	Análisis
300	Cd <sup>+2</sup>	BO <sub>3</sub> <sup>-3</sup> Solubles en agua	El ácido bórico (H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub> ), es un ácido débil, este ácido posee una estructura trigonal plana la cual será muy estable en medios más ácidos. En las estructuras de tipo borato, tienen poca importancia relativa la naturaleza específica de los cationes o incluso sus cargas, siempre que la carga positiva total sea equivalente a la carga negativa total.
301	Mg <sup>+2</sup>		
302	K <sup>+</sup>		
303	Na <sup>+</sup>		
304	Li <sup>+</sup>		
305	Ag <sup>+</sup>	BO <sub>3</sub> <sup>-3</sup> Solubles en ácidos	El boro es un elemento con vacantes electrónicas en el orbital; por ello presenta una acusada apetencia de electrones, de modo que sus compuestos se comportan a menudo como ácidos de Lewis, es decir aceptando un par de electrones, por lo tanto reaccionando con rapidez con sustancias ricas en electrones.  Estos compuestos forman cadenas complicadas, anillos u otras estructuras mediante compartición de átomos de oxígeno.  Podemos observar que muchos compuestos formados con el ión borato no son solubles en agua, los boratos se rigen por la química del boro el cual no reacciona con agua, pero por proceder estos compuestos de un ácido débil son solubles en ácidos según reglas de solubilidad, y estos compuestos aun serán solubles en ácido acético un ácido débil. Es decir que al pH moderadamente ácido, aproximadamente la mitad de sus moléculas se habrán desprendido del protón con el que este formando el compuesto.
306	Pb <sup>+2</sup>		
307	Cu <sup>+2</sup>		
308	Bi <sup>+3</sup>		
309	Ba <sup>+2</sup>		
310	Sr <sup>+2</sup>		
311	Ca <sup>+2</sup>		
312	Mg <sup>+2</sup>		
313	Al <sup>+3</sup>		
314	Mn <sup>+2</sup>		
315	Zn <sup>+2</sup>		
316	Cr <sup>+3</sup>		
317	Cd <sup>+2</sup>		
318	Fe <sup>+2</sup>		
319	Fe <sup>+3</sup>		
320	Co <sup>+2</sup>		
321	Ni <sup>+2</sup>		
322	Sn <sup>+2</sup>		

**CUADRO N° 32 CONTINUACION**

#	Catión	Polianión	Análisis
323	K <sup>+</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>-3</sup> Solubles en agua	<p>El ión fosfato proviene del ácido fosfórico llamado también ácido ortofosfórico (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>), este ión está compuesto por un átomo central de fósforo rodeado por cuatro átomos idénticos de oxígeno en disposición tetraédrica. Todos los fosfatos naturales son ortofosfatos.</p> <div style="text-align: center;">  <p style="text-align: center;">Estructura química del anión fosfato.</p> </div> <p>En disolución acuosa, el fosfato existe en cuatro formas. En condiciones de pH fuertemente ácido se presenta el ácido fosfórico (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>) el cual tiene como base conjugada al ión dihidrógeno fosfato presente en menor acidez; en condiciones de basicidad intermedia se encuentra la base conjugada de este el cual es el ión hidrogenofosfato, y a pH muy básicos se encuentra la base conjugada de este último que es el ión fosfato, el cual este posee una triple carga formal negativa. Las reacciones del H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> en disolución acuosa, se comporta como un ácido moderadamente fuerte en la disociación del primer protón, como se observa:</p> $\begin{aligned} \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} &\rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^- \\ \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} &\rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HPO}_4^{2-} \\ \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} &\rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{PO}_4^{3-} \end{aligned}$ <p>Una sal de fosfato se forma cuando un ión cargado positivamente se une a los átomos con carga negativa del anión, formando un enlace iónico. Muchos fosfatos son insolubles en agua en condiciones normales de presión y temperatura, excepto las sales de metales alcalinos, esto se debe a que la mayoría de fosfatos aumentan su solubilidad a medida que disminuye el pH (pH más ácido). Los fosfatos de hierro, manganeso y aluminio, entre otros; son poco solubles en agua (con pH neutro). Así, ellos son solubles en medios ácidos. Por el contrario, a un nivel de pH superior a 7.0, se producen compuestos completamente insolubles de fósforo con calcio (Ca), magnesio (Mg) y plomo (Pb). Entonces, las formas más solubles y disponibles de fósforo, en general, se presentan dentro de rangos de pH entre 5.5 y 7.0.</p>
234	Na <sup>+</sup>		
325	Li <sup>+</sup>		
326	Ba <sup>+2</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>-3</sup> Soluble en Ácidos	
327	Sr <sup>+2</sup>		
328	Ca <sup>+2</sup>		
329	Mg <sup>+2</sup>		
330	Al <sup>+3</sup>		
331	Mn <sup>+2</sup>		
332	Zn <sup>+2</sup>		
333	Cr <sup>+3</sup>		
334	Cd <sup>+2</sup>		
335	Fe <sup>+2</sup>		
336	Fe <sup>+3</sup>		
337	Co <sup>+2</sup>		
338	Ni <sup>+2</sup>		
339	Sn <sup>+2</sup>		
340	Sn <sup>+4</sup>		
341	Pb <sup>+2</sup>		
342	Cu <sup>+2</sup>		
343	Sb <sup>+2</sup>		
344	Bi <sup>+3</sup>		
345	Hg <sup>+</sup>		
346	Hg <sup>+2</sup>		
347	Ag <sup>+</sup>		

**CUADRO N° 32 CONTINUACION**

#	Catión	Polianión	Análisis
348	K <sup>+</sup>	AsO <sub>4</sub> <sup>-3</sup>	El ácido arsénico (H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub> ) es la forma ácida del ion arseniato (AsO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> ), un anión con estado de oxidación -3. Pero la especie Arsénico se encuentra con estado de oxidación +5, por lo tanto a estos compuestos se les denomina Arseniatos o Arsénico pentavalente.
349	Na <sup>+</sup>	Solubles en agua	
350	Li <sup>+</sup>	AsO <sub>4</sub> <sup>-3</sup> Solubles en ácidos	Un compuesto denominado arseniato, es cualquier compuesto que contiene el ion arseniato (AsO <sub>4</sub> ) <sup>3-</sup> . También es cualquiera de las sales del ácido arsénico. Los arseniatos son muy similares en su comportamiento químico a los fosfatos, ya que estos así como también los arseniatos se pueden encontrar formando polímeros. En el agua se disuelven solamente los arseniatos de los metales alcalinos y del amonio; son sustancias cristalinas incoloras. Los demás arseniatos con el Arsénico con número de oxidación +5 son solubles en ácidos. Esto se debe a que el ion arseniato (AsO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> ) es la base fuerte conjugada del ácido débil arsénico (H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub> ), esto nos indica que a mayor fuerza de la base conjugada, mayor capacidad de aceptación de H <sup>+</sup> por parte del Anión, se formara entonces un ácido débil que aumenta la solubilidad del precipitado. Un aumento en la concentración de iones hidrogeno [H <sup>+</sup> ], o sea mayor cantidad de ácido disminuirá la concentración de la base fuerte por lo tanto se obliga a disociar mayor cantidad de compuesto, para restablecer el equilibrio favoreciendo la reacción directa de disociación y la posibilidad de su disolución.
351	Ba <sup>+2</sup>		
352	Sr <sup>+2</sup>		
353	Ca <sup>+2</sup>		
354	Mg <sup>+2</sup>		
355	Al <sup>+3</sup>		
356	Mn <sup>+2</sup>		
357	Zn <sup>+2</sup>		
358	Cr <sup>+3</sup>		
359	Fe <sup>+2</sup>		
360	Fe <sup>+3</sup>		
361	Co <sup>+2</sup>		
362	Ni <sup>+2</sup>		
363	Sn <sup>+4</sup>		
364	Pb <sup>+2</sup>		
365	Cu <sup>+2</sup>		
366	Sb <sup>+2</sup>		
367	Bi <sup>+3</sup>		
368	Hg <sup>+</sup>		
369	Hg <sup>+2</sup>		
370	Ag <sup>+</sup>		



**CUADRO N° 32 CONTINUACION**

#	Catión	Polianión	Análisis
371	K <sup>+</sup>	AsO <sub>3</sub> <sup>-3</sup> Solubles en agua	El ión arsenito (AsO <sub>3</sub> <sup>3-</sup> ) proviene del ácido arsenioso (H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub> ), llamado también anhídrido arsenioso, el cual es un ácido débil. El cual a su vez es la forma reducida del ácido arsénico ya que este último como se mencionaba anteriormente se encuentra con número de oxidación +5 y en el arsenioso la especie Arsénico se encuentra con número de oxidación +3, por lo que se le nombra con el sufijo -oso.
372	Na <sup>+</sup>		
373	Li <sup>+</sup>		
374	Hg <sup>+</sup>	AsO <sub>3</sub> <sup>-3</sup> Solubles en ácidos	Los compuestos formados con estos polianiones poseen iguales características de solubilidad que los de el ión arseniato, a excepción de algunos arsenitos que son completamente insolubles o su solubilidad se desconoce, ya que como se mencionaba en el análisis del ión arseniato estos tienen un comportamiento químico similar al de los fosfatos, y además provienen de un ácido débil, lo que les confiere sus propiedades de solubilidad. Y si observamos estos al igual que los compuestos formados con el As <sup>+5</sup> , solo son solubles en agua los mismos tres cationes del grupo de los alcalinos. Además hay que tomar en cuenta el pH de estos compuestos tanto arsenitos y arseniatos, ya que en este caso no siguen el mismo comportamiento; por lo tanto podemos decir que ciertos cationes les confieren diferentes características o valores de pH lo cual determinara con que especie predominara mas cada uno de estos aniones; por otra parte los arseniatos tienen mayor capacidad de ionización debido a la presencia del doble enlace entre el arsénico y el oxígeno, ya que este puede aceptar hidrógenos formando puentes de hidrogeno con moléculas de agua, la molécula que al perder el ión hidrógeno por la disociación, queda con carga negativa formando varios aniones.
375	Hg <sup>+2</sup>		
376	Ag <sup>+</sup>		
377	Pt <sup>+4</sup>		
378	Mn <sup>+2</sup>		
379	Fe <sup>+2</sup>		
380	Fe <sup>+3</sup>		
381	Co <sup>+2</sup>		
382	Ni <sup>+2</sup>		
383	Sn <sup>+4</sup>		
384	Cu <sup>+2</sup>		
385	Ba <sup>+2</sup>		
386	Sr <sup>+2</sup>		
387	Ca <sup>+2</sup>		
388	Mg <sup>+2</sup>		
389	K <sup>+</sup>	C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>-2</sup> Solubles en Agua	Los oxalatos son sales o ésteres del ácido oxálico. Las sales tienen en común el anión (C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup> ) o de forma desarrollada, <sup>-</sup> O <sub>2</sub> CCO <sub>2</sub> <sup>-</sup> .  El ácido oxálico o ácido etanodioico, es uno de los ácidos dicarboxílicos más fuertes que existe en la naturaleza,  Los compuestos que poseen el ión oxalato solo se disocian por completo a pH neutro y a pH's ácidos estos no son solubles, es por eso que podemos observar que solo los oxalatos de cationes monovalentes como potasio, sodio y litio, son solubles en agua, ya que cuando el anión oxalato se combina con cationes polivalentes suele actuar como ligando quelante.
390	Na <sup>+</sup>		
391	Li <sup>+</sup>		

**CUADRO N° 32 CONTINUACION**

#	Catión	Polianión	Análisis
392	Pb <sup>+2</sup>	Fe(CN) <sub>6</sub> <sup>-3</sup> Solubles en agua	Podemos observar que el Ión Ferricianuro (Fe(CN) <sub>6</sub> <sup>-3</sup> ), proviene del catión hierro (Fe) el cual en este caso éste está con estado de oxidación +3, y que cada uno de los seis grupos CN tiene carga -1 ya que proviene del ácido cianhídrico (HCN), recordemos que en los ácidos el H se desprende con carga +1, por eso el CN queda con carga -1, en total son seis cargas negativas; de las cuales solo son neutralizadas tres cargas negativas (3-), con las tres cargas positivas (3+), del Fe, quedando con una carga neta el compuesto de coordinación con 3-.
393	Ca <sup>+2</sup>		
394	Mg <sup>+2</sup>		
395	Fe <sup>+3</sup>		
396	K <sup>+</sup>		
397	Na <sup>+</sup>		
398	Li <sup>+</sup>		
399	Ag <sup>+</sup>	Fe(CN) <sub>6</sub> <sup>-3</sup> Solubles en ácidos	El ión Ferrocianuro (Fe(CN) <sub>6</sub> <sup>-4</sup> ), proviene del catión hierro (Fe) el cual está con estado de oxidación +2, y del grupo CN <sup>-</sup> , por lo tanto el hierro solo neutraliza dos cargas negativas del grupo CN <sup>-</sup> , de las seis que este posee (CN) <sub>6</sub> , por lo que la carga neta del polión es -4.
400	Pb <sup>+2</sup>		
401	Zn <sup>+2</sup>		
402	Zn <sup>+2</sup>	Fe(CN) <sub>6</sub> <sup>-4</sup> Solubles en agua	Ambos tipos de compuestos poseen la propiedad de ser solubles en agua, ya que como se menciona en el marco teórico existen diferentes tipos de ligandos, y para el caso del cianuro estos son iónicos, lo cual les hace protonarse tanto algunos en agua como otros en ácidos, dependiendo también de la naturaleza y propiedades de los cationes a los que estos compuestos de coordinación estén unidos.
403	K <sup>+</sup>		
404	Na <sup>+</sup>		
405	Li <sup>+</sup>		
406	Ba <sup>+2</sup>		
407	Sr <sup>+2</sup>		
408	Ca <sup>+2</sup>		
409	Mg <sup>+2</sup>		
410	Pb <sup>+2</sup>	Fe(CN) <sub>6</sub> <sup>-4</sup> Solubles en ácidos	
411	Mn <sup>+2</sup>		
412	Zn <sup>+2</sup>		
413	Ba <sup>+2</sup>		

**CAPITULO VI**  
**CONCLUSIONES**



## 6.0 CONCLUSIONES

1. Por medio de los resultados obtenidos en la encuesta realizada a los estudiantes de la Universidad de El Salvador de las Facultades de Química y Farmacia, Ciencias Naturales y Matemáticas, Ciencias Agronómicas y Medicina, se demuestra que un alto porcentaje de estudiantes, no emplean los conceptos básicos de las propiedades periódicas para determinar la polaridad o tipo de enlace de las moléculas.
2. Para determinar la polaridad de solutos y solventes por medio de análisis teóricos, éstos no deben efectuarse únicamente en base a las diferencias de electronegatividad de Linus Pauling, ya que se necesita echar mano de otros parámetros tales como el momento dipolar, y en casos muy particulares, de las propiedades características de cada compuesto como lo es la naturaleza iónica y la característica de formar compuestos de coordinación.
3. La polaridad global de una molécula se ve afectada por la polaridad de cada enlace químico, así como también la geometría molecular y la presencia de pares de electrones solitarios, no compartidos.

4. Las sustancias químicas serán de carácter polar cuando éstas presenten un momento dipolar resultante mayor de cero, el cual se obtiene cuando la molécula del compuesto presenta una geometría molecular no simétrica en donde los momentos de enlace no se anulan entre sí, y por el contrario las sustancias químicas que poseen una geometría molecular simétrica, los momentos de enlace se anularán entre sí, obteniéndose un momento dipolar resultante igual o levemente mayor a cero y la molécula será no polar.
  
5. La teoría del momento dipolar determina la polaridad de moléculas formadas por más de dos átomos, es decir, de las moléculas poliatómicas, pero según la prueba de solubilidad, se demuestra que esta teoría no es utilizable en todas las moléculas ya que estas cuentan con características químicas propias que impiden que éste se solubilice en ciertos solventes, por ejemplo en los de carácter ácido o básico, lo cual se encuentra relacionado con el pH o número de oxidación de las sustancias.
  
6. La forma más segura para determinar la solubilidad de un soluto es mediante la comprobación experimental, debido a que el comportamiento de un soluto puede variar de un solvente a otro, aún si éstos son de similar naturaleza, principalmente este comportamiento se observa si el

compuesto involucra elementos de transición, ya que estos tienden a presentar anomalías dentro de sus propiedades.

**CAPITULO VII**  
**RECOMENDACIONES**

## 7.0 RECOMENDACIONES

1. Incentivar al estudiante de los primeros años en carreras afines o que cursan las asignaturas en las cuales está comprendida la Química, a que se interesen en el análisis de las moléculas para la preparación de soluciones, reacciones o lo que se relaciona a las prácticas de laboratorio.
2. Llevar a cabo un mayor número de investigaciones a nivel de trabajos de graduación que comprendan temáticas más profundas sobre la Tabla Periódica y su relación con el análisis de moléculas, los cuales sirvan de apoyo didáctico a los estudiantes que están adquiriendo conocimientos relacionados a este tema dentro de su formación académica, debido a su importancia en el área de Química y Farmacia.
3. Contar en el área de trabajo con un sistema que regule la temperatura del ambiente entre 20°C – 25°C, área en la cual se efectúa la prueba de solubilidad, debido a que el proceso de disolución de las sustancias se ve afectado por las variaciones de temperatura.
4. Profundizar en las asignaturas correspondientes, a cerca de la teoría del momento dipolar, con respecto a cómo ésta puede proporcionar

información al estudiante para la elección de un solvente en la preparación de una solución.

5. Efectuar la prueba de solubilidad a los 413 solutos analizados de forma teórica en este trabajo para comprobar su disolución, y que según análisis teóricos planteados algunos de éstos son solubles en solventes de naturaleza ácida y/o básica.

## **GLOSARIO**

## GLOSARIO (1, 2, 4)

**Ácido:** Sustancia que libera iones hidrógeno ( $H^+$ ) cuando se disuelve en agua.

**Ácidos débiles:** Ácidos con una baja ionización en agua.

**Ácidos fuertes:** Electrolitos fuertes que, se supone, se ionizan completamente en agua.

**Afinidad electrónica:** Cambio de energía que se produce cuando un átomo en estado gaseoso acepta un electrón para formar un anión.

**Análisis cualitativo:** Determinación de los tipos de iones presentes en una disolución.

**Anfoterismo:** Capacidad para reaccionar tanto con ácidos como con bases.

**Anión:** Ión con carga global negativa, esto es un ión en el que el átomo o grupo de átomos tiene más electrones que protones.

**Átomo:** Unidad fundamental de un elemento que puede intervenir en una combinación química.

**Base:** Sustancia que libera iones hidróxido ( $OH^-$ ) cuando se disuelve en agua.

**Bases débiles:** Bases con una baja ionización en agua.

**Bases fuertes:** Electrolitos fuertes que, se supone, se ionizan completamente en agua.

**Capa de valencia:** Capa electrónica externa de un átomo que contiene los electrones que participan en el enlace.

**Catión:** Ión con una carga global positiva.



**Compuesto de coordinación:** Compuesto en el que un átomo o ion metálico está rodeado por un conjunto de otros átomos, moléculas o iones denominados ligandos.

**Configuración electrónica:** Distribución de los electrones entre los diversos orbitales de un átomo o una molécula.

**Constante de equilibrio:** Número igual a la relación de las concentraciones de equilibrio de los productos entre las concentraciones de equilibrio de los reactivos, cada una elevada a una potencia igual a su coeficiente estequiométrico.

**Disolución acuosa:** Disolución en la que el disolvente es agua.

**Disolución no saturada:** Disolución que contiene menos soluto del que puede disolver.

**Disolución saturada:** Disolución que resulta cuando, a una temperatura determinada, se disuelve la máxima cantidad de una sustancia en un disolvente.

**Disolución sobresaturada:** Disolución que contiene más soluto del que está presente en una disolución saturada.

**Disolvente:** Sustancia presente en mayor cantidad en una disolución.

**Efecto de apantallamiento:** Los electrones en conjuntos ocupados de orbitales s y p entre el núcleo y otras capas de electrones apantallan algo a las capas electrónicas externas del efecto de los protones del núcleo.

**Efecto salino:** Efecto producido por la presencia de otros iones presentes en el medio, ajenos a los constitutivos del precipitado, que contribuye a disminuir las concentraciones efectivas de los iones en disolución constitutivos del precipitado, favoreciendo su disolución.

**Electrón diferencial:** Electrón que entra en último lugar al construir su configuración electrónica, diferenciando un elemento de otro.

**Electrón:** Partícula subatómica que tiene una masa muy pequeña y una carga eléctrica unitaria negativa.

**Electrones de valencia:** Electrones externos de un átomo que se utilizan en los enlaces químicos.

**Energía de ionización:** Energía necesaria para separar un electrón de un elemento aislado en estado gaseoso.

**Energía reticular:** Energía necesaria para separar completamente un mol de un compuesto sólido iónico en sus iones gaseosos.

**Enlace covalente:** Enlace en el que dos átomos comparten dos electrones.

**Enlace covalente coordinado:** Enlace en que uno de los dos átomos enlazados proporciona el par de electrones; también se conoce como enlace dativo.

**Enlace covalente no polar:** Un enlace covalente en el que la densidad electrónica está distribuida simétricamente.

**Enlace covalente polar:** un enlace covalente en el que hay una distribución asimétrica de la densidad electrónica.

**Enlace iónico:** Fuerzas electrostáticas que mantiene unidos a los iones en un compuesto iónico.

**Enlace o puente de hidrógeno:** Tipo especial de interacción dipolo-dipolo entre un átomo de hidrógeno que se encuentra entre dos átomos más electronegativos (F, N, O), estableciendo un vínculo entre ellos.

**Enlace químico:** Fuerzas atractivas que mantienen juntos los átomos en elementos y compuestos.

**Entalpía de disolución:** Calor generado o absorbido cuando cierta cantidad de soluto se disuelve en cierta cantidad de disolvente.

**Masa atómica:** Véase Peso Atómico.

**Molaridad:** Número de moles de soluto en un litro de disolución.

**Molécula no polar:** Molécula que no posee un momento dipolo.

**Molécula polar:** Molécula que posee un momento dipolo.

**Momento dipolo:** Producto de la carga por la distancia entre las cargas en una molécula; una medida de la polaridad de un enlace o una molécula. Un momento dipolar medido se refiere al momento dipolar de una molécula entera.

**No metales:** Elementos que por lo general son malos conductores del calor y electricidad.

**Número atómico (Z):** Número de protones en el núcleo de un átomo.

**Óxido anfótero:** Un óxido que muestra propiedades algo ácidas y algo básicas.

**Peso atómico:** Es la masa de un átomo, en unidades de masa atómica (uma).

**Potencial de ionización:** Véase energía de ionización

**Precipitado:** Sólido insoluble que se separa de la disolución

**Proceso endotérmico:** Procesos que absorben calor de los alrededores.

**Proceso exotérmico:** Proceso que libera calor hacia los alrededores.

**Producto de solubilidad:** Producto de las concentraciones molares de los iones constituyentes, cada una elevada a la potencia de su coeficiente estequiométrico en la ecuación de equilibrio.

**Radio atómico:** Mitad de la distancia entre los núcleos de dos átomos adyacentes del mismo elemento de un metal. Para elementos que existen como unidades diatómicas, el radio atómico es la mitad de la distancia entre los núcleos de los dos átomos en una molécula específica.

**Radio covalente:** Véase radio atómico.

**Radio iónico:** Radio de un catión o un anión medido en un compuesto iónico.

**Radio metálico:** Véase radio atómico.

**Solubilidad:** Máxima cantidad de soluto que puede disolver en una determinada cantidad de disolvente a una temperatura específica.

**Unidad de masa atómica:** Masa exactamente igual a un doceavo de la masa de un átomo de carbono -12.

**Valencia:** Véase electrones de valencia.

## BIBLIOGRAFIA

1. American Chemical Society, y otros. 2005. Química: Un proyecto de la American Chemical Society. Barcelona, España. Trad. R. Martínez Álvarez. 120 p.
2. Anderson D. y otros, 2004. Estadística para administración y economía. Octava edición, Thomson Learning, Inc., 883 p.
3. Becker, R. y otros. 1977. Química General. Barcelona, España. 868 p.
4. Brown, T. y otros, 2004. Química. La ciencia central. Novena edición, Editorial Pearson education de México, S.A de C.V.
5. Chang, R., 1999. Química. McGraw-Hill,. 6ed. México, D.F. Trad. M. Ramírez. 995 p.
6. García, J. y otros, 1984. Periodicidad química. Editorial Trillas. 3ra Edición. México. V.8, 88 p.
7. Mallinckrodt, 1985. Handbook Laboratory.
8. Petrucci, R. H. y otros, 2003. Química General. Editorial Prentice Hall. 8va Edición.
9. Sampiedri R. y otros, 1998. Metodología de la investigación, Segunda edición, McGraw-Hill, México, D.F. 203-208 p.

10. Sanderson, R., 1960. Chemical periodicity. Reinhold Publishing Corporation, New York. United States of America. 330 p.
11. Sansón O, C. y otros. 2002. Microescala. Química General. Manual de Laboratorio. Cuarta Edición, Prentice Hall, México. 208 p.
12. Solomons, T., 1996. Química Orgánica. Editorial Limusa. México.
13. Witten K. y otros, 1998. Química General. 5ª Edición. Editorial McGraw Hill. España. 1121 p.
14. Facultad de Ciencias Químicas. Copyright © 2004 Portal Químico. (en línea). Consultado 19 de junio. Disponible en:  
[http://medicina.usac.edu.gt/quimica/enlace/Enlace\\_Covalente\\_Polar.htm](http://medicina.usac.edu.gt/quimica/enlace/Enlace_Covalente_Polar.htm)
15. Isaac A. Introducción a la ciencia. Los elementos (en línea). Consultado 15 marzo. Disponible en:  
<http://www.librosmaravillosos.com/introduccionciencia/index.html>
16. Laya C. Química. (en línea). Consultado 19 junio. Disponible en:  
<http://www.monografias.com/trabajos12/quimi/quimi.shtml>
17. Moses J. y otros. 2006. Física Moderna. Tercera edición. Editorial Cengage Learning. (en línea). Consultado 19 junio. Disponible en:  
[http://books.google.com.sv/books?id=1\\_AuxY6QjbsC&printsec=frontcover&dq=enlace+ionico&source=gbs\\_summary\\_r&cad=0#PPP1,M1](http://books.google.com.sv/books?id=1_AuxY6QjbsC&printsec=frontcover&dq=enlace+ionico&source=gbs_summary_r&cad=0#PPP1,M1)

18. Universidad Michoacana de San Nicolás de Hidalgo. Coordinación de innovación educativa. (en línea). Consultado 19 junio. Disponible en:  
[http://dieumsnh.qfb.umich.mx/fisquimica/enlace\\_ionico.htm](http://dieumsnh.qfb.umich.mx/fisquimica/enlace_ionico.htm)
  
19. Universidad Nacional de Colombia. Copyright 2005 ©. Anexo 2 Electronegatividad (en línea). Colombia. Consultado 17 junio. Disponible en:  
[http://www.virtual.unal.edu.co/cursos/ciencias/2000051/lecciones/cap01/anexo\\_02.htm](http://www.virtual.unal.edu.co/cursos/ciencias/2000051/lecciones/cap01/anexo_02.htm)
  
20. Wikipedia Foundation, Inc. Disolución. (en línea). Consultada 19 junio. Disponible en:  
<http://es.wikipedia.org/wiki/Disoluci%C3%B3n>
  
21. Wikipedia Foundation, Inc. Electronegatividad (en línea). Consultado 29 enero 2008. Disponible en:  
<http://es.wikipedia.org/wiki/Electronegatividad>
  
22. <http://depa.pquim.unam.mx/QI/contenido/per10.htm>
  
23. <http://es.geocities.com/diecam21/pagina2.html>
  
24. <http://es.wikipedia.org/wiki/Solubilidad>
  
25. [http://html.rincondelvago.com/solubilidad\\_2.html](http://html.rincondelvago.com/solubilidad_2.html)
  
26. [http://profmokeur.ca/quimica/tabla\\_periodica\\_imprimible.htm](http://profmokeur.ca/quimica/tabla_periodica_imprimible.htm)

27. <http://sachijuneutron.blogspot.com/2007/10/la-molcula-del-agua.html>
  
28. [http://www.quiminet.com.mx/ar4/ar\\_%25A7%25A3%25FB%2511%2594%25A4e%25F2.htm#46](http://www.quiminet.com.mx/ar4/ar_%25A7%25A3%25FB%2511%2594%25A4e%25F2.htm#46)
  
29. [http://www.teachersparadise.com/ency/es/wikipedia/c/co/configuracion\\_electronica.html](http://www.teachersparadise.com/ency/es/wikipedia/c/co/configuracion_electronica.html)
  
30. <http://www.textoscientificos.com/quimica/inorganica/electronegatividad>
  
31. <http://www.textoscientificos.com/quimica/inorganica/energia-ionizacion>
  
32. <http://www.textoscientificos.com/quimica/inorganica/radio-atomicoionico>



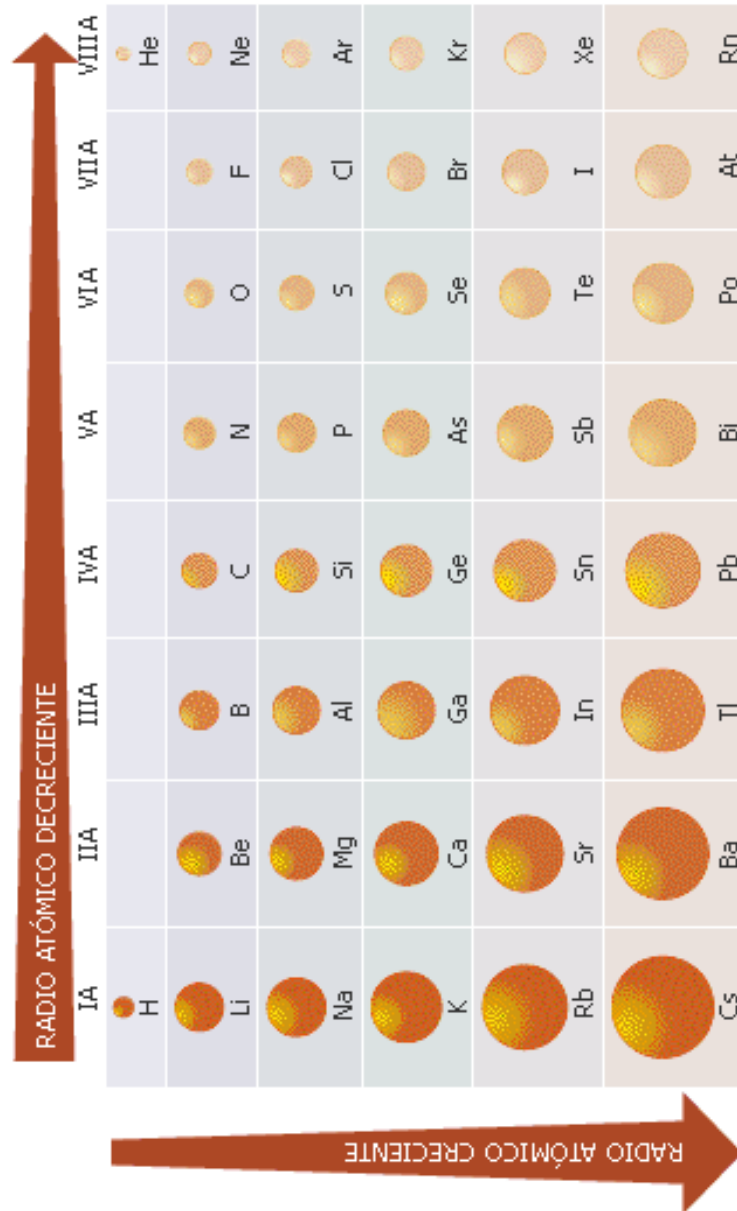
## **ANEXOS**

# ANEXO N° 1 TABLA PERIODICA (25)

1 IA		2 IIA		3 IIIA										4 IVA										5 VA										6 VIA										7 VIIA										8 VIIIA																																																																																																																			
1		2		3		4		5		6		7		8		9		10		11		12		13		14		15		16		17		18																																																																																																																																							
H1		He2		Li3		Be4		B5		C6		N7		O8		F9		Ne10		Na11		Mg12		Al13		Si14		P15		S16		Cl17		Ar18																																																																																																																																							
1.00794		4.002602		6.941		9.012182		10.811		12.017		14.0067		15.9994		18.998403		20.1797		22.989769		24.3050		26.981538		28.0855		30.973762		32.065		35.453		39.948																																																																																																																																							
Hidrógeno		Helio		Litio		Berilio		Boro		Carbono		Nitrógeno		Oxígeno		Flúor		Neón		Sodio		Magnesio		Aluminio		Silicio		Fósforo		Azufre		Cloro		Argón																																																																																																																																							
2.1		2.1		1.0		1.5		2.0		3.0		4.0		3.0		3.5		4.0		1.0		2.0		3.0		4.0		3.0		4.0		1.0																																																																																																																																									
1+		1+		1+		2+		3+		4+		3+		3+		4+		4+		1+		2+		3+		4+		3+		4+		1+																																																																																																																																									
Hidrógeno		Hidrógeno		Litio		Berilio		Boro		Carbono		Nitrógeno		Oxígeno		Flúor		Neón		Sodio		Magnesio		Aluminio		Silicio		Fósforo		Azufre		Cloro		Argón																																																																																																																																							
1.00794		1.00794		6.941		9.012182		10.811		12.017		14.0067		15.9994		18.998403		20.1797		22.989769		24.3050		26.981538		28.0855		30.973762		32.065		35.453		39.948																																																																																																																																							
Hidrógeno		Helio		Litio		Berilio		Boro		Carbono		Nitrógeno		Oxígeno		Flúor		Neón		Sodio		Magnesio		Aluminio		Silicio		Fósforo		Azufre		Cloro		Argón																																																																																																																																							
2.1		2.1		1.0		1.5		2.0		3.0		4.0		3.0		3.5		4.0		1.0		2.0		3.0		4.0		3.0		4.0		1.0																																																																																																																																									
1+		1+		1+		2+		3+		4+		3+		3+		4+		4+		1+		2+		3+		4+		3+		4+		1+																																																																																																																																									
Hidrógeno		Helio		Litio		Berilio		Boro		Carbono		Nitrógeno		Oxígeno		Flúor		Neón		Sodio		Magnesio		Aluminio		Silicio		Fósforo		Azufre		Cloro		Argón																																																																																																																																							
1	H1	1.00794	2.1	1+	Hidrógeno	1.00794	2.1	1+	Hidrógeno	4.002602	2.1	1+	Helio	6.941	9.012182	1.0	1+	Litio	9.012182	1.5	2+	Berilio	12.017	14.0067	15.9994	18.998403	20.1797	22.989769	24.3050	26.981538	28.0855	30.973762	32.065	35.453	39.948																																																																																																																																						
2	Li3	6.941	9.012182	1.0	1+	Litio	9.012182	1.5	2+	Berilio	12.017	14.0067	15.9994	18.998403	20.1797	22.989769	24.3050	26.981538	28.0855	30.973762	32.065	35.453	39.948	43.000	44.95592	47.867	50.9415	51.9961	54.938045	55.945	58.933195	58.933195	63.546	65.409	68.92594	72.64	74.92160	78.904	83.798	85.4678	87.62	88.90585	91.224	92.90638	95.94	98.9062	101.07	102.90550	106.42	107.8682	112.411	114.818	118.710	121.760	127.60	128.90447	131.293	132.905445	137.327	138.90547	148.921	150.9208	151.964	153.9208	157.25	158.92535	162.500	164.93032	167.259	168.93421	173.04	174.967	178.49	180.94788	183.84	186.207	188.90547	191.224	192.217	195.084	196.96657	200.59	204.3833	207.2	208.98040	208.98040	208.98040	209.9671	210.9868	212.011	214.0086	216.00253	218.00883	220.0065	222.0151	223.0187	226.0254	227.0278	228.0311	231.0389	232.03806	233.03806	234.03806	235.03806	236.03806	237.03806	238.03806	239.03806	240.03806	241.03806	242.03806	243.03806	244.03806	245.03806	246.03806	247.03806	248.03806	249.03806	250.03806	251.03806	252.03806	253.03806	254.03806	255.03806	256.03806	257.03806	258.03806	259.03806	260.03806	261.03806	262.03806	263.03806	264.03806	265.03806	266.03806	267.03806	268.03806	269.03806	270.03806	271.03806	272.03806	273.03806	274.03806	275.03806	276.03806	277.03806	278.03806	279.03806	280.03806	281.03806	282.03806	283.03806	284.03806	285.03806	286.03806	287.03806	288.03806	289.03806	290.03806	291.03806	292.03806	293.03806	294.03806	295.03806	296.03806	297.03806	298.03806	299.03806	300.03806
3	Na11	22.989769	24.3050	1.2	2+	Magnesio	24.3050	1.2	2+	Magnesio	26.981538	28.0855	30.973762	32.065	35.453	39.948	43.000	44.95592	47.867	50.9415	51.9961	54.938045	55.945	58.933195	58.933195	63.546	65.409	68.92594	72.64	74.92160	78.904	83.798	85.4678	87.62	88.90585	91.224	92.90638	95.94	98.9062	101.07	102.90550	106.42	107.8682	112.411	114.818	118.710	121.760	127.60	128.90447	131.293	132.905445	137.327	138.90547	148.921	150.9208	151.964	153.9208	157.25	158.92535	162.500	164.93032	167.259	168.93421	173.04	174.967	178.49	180.94788	183.84	186.207	188.90547	191.224	192.217	195.084	196.96657	200.59	204.3833	207.2	208.98040	208.98040	208.98040	209.9671	210.9868	212.011	214.0086	216.00253	218.00883	220.0065	222.0151	223.0187	226.0254	227.0278	228.0311	231.0389	232.03806	233.03806	234.03806	235.03806	236.03806	237.03806	238.03806	239.03806	240.03806	241.03806	242.03806	243.03806	244.03806	245.03806	246.03806	247.03806	248.03806	249.03806	250.03806	251.03806	252.03806	253.03806	254.03806	255.03806	256.03806	257.03806	258.03806	259.03806	260.03806	261.03806	262.03806	263.03806	264.03806	265.03806	266.03806	267.03806	268.03806	269.03806	270.03806	271.03806	272.03806	273.03806	274.03806	275.03806	276.03806	277.03806	278.03806	279.03806	280.03806	281.03806	282.03806	283.03806	284.03806	285.03806	286.03806	287.03806	288.03806	289.03806	290.03806	291.03806	292.03806	293.03806	294.03806	295.03806	296.03806	297.03806	298.03806	299.03806	300.03806							
4	K19	39.0983	40.078	0.8	1+	Rubidio	39.0983	0.8	1+	Rubidio	43.000	44.95592	47.867	50.9415	51.9961	54.938045	55.945	58.933195	58.933195	63.546	65.409	68.92594	72.64	74.92160	78.904	83.798	85.4678	87.62	88.90585	91.224	92.90638	95.94	98.9062	101.07	102.90550	106.42	107.8682	112.411	114.818	118.710	121.760	127.60	128.90447	131.293	132.905445	137.327	138.90547	148.921	150.9208	151.964	153.9208	157.25	158.92535	162.500	164.93032	167.259	168.93421	173.04	174.967	178.49	180.94788	183.84	186.207	188.90547	191.224	192.217	195.084	196.96657	200.59	204.3833	207.2	208.98040	208.98040	208.98040	209.9671	210.9868	212.011	214.0086	216.00253	218.00883	220.0065	222.0151	223.0187	226.0254	227.0278	228.0311	231.0389	232.03806	233.03806	234.03806	235.03806	236.03806	237.03806	238.03806	239.03806	240.03806	241.03806	242.03806	243.03806	244.03806	245.03806	246.03806	247.03806	248.03806	249.03806	250.03806	251.03806	252.03806	253.03806	254.03806	255.03806	256.03806	257.03806	258.03806	259.03806	260.03806	261.03806	262.03806	263.03806	264.03806	265.03806	266.03806	267.03806	268.03806	269.03806	270.03806	271.03806	272.03806	273.03806	274.03806	275.03806	276.03806	277.03806	278.03806	279.03806	280.03806	281.03806	282.03806	283.03806	284.03806	285.03806	286.03806	287.03806	288.03806	289.03806	290.03806	291.03806	292.03806	293.03806	294.03806	295.03806	296.03806	297.03806	298.03806	299.03806	300.03806													
5	Rb37	85.4678	87.62	1.0	2+	Estroncio	85.4678	1.0	2+	Estroncio	88.90585	91.224	92.90638	95.94	98.9062	101.07	102.90550	106.42	107.8682	112.411	114.818	118.710	121.760	127.60	128.90447	131.293	132.905445	137.327	138.90547	148.921	150.9208	151.964	153.9208	157.25	158.92535	162.500	164.93032	167.259	168.93421	173.04	174.967	178.49	180.94788	183.84	186.207	188.90547	191.224	192.217	195.084	196.96657	200.59	204.3833	207.2	208.98040	208.98040	208.98040	209.9671	210.9868	212.011	214.0086	216.00253																																																																																																												

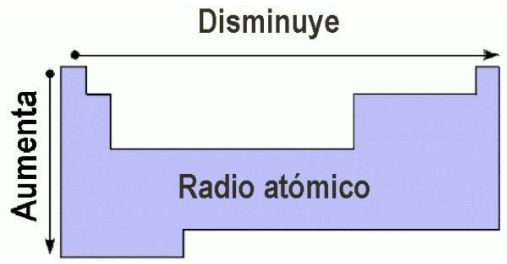
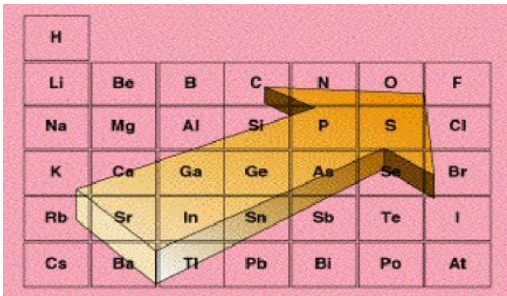
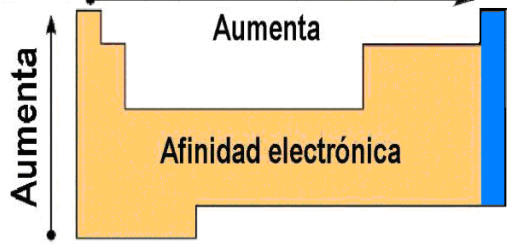
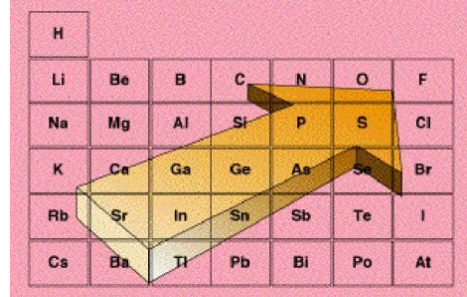


**ANEXO N° 3**  
**PERIODICIDAD DE RADIO ATÓMICO** (31)



**FIGURA N° 4 PERIODICIDAD DE RADIO ATÓMICO**

**ANEXO N° 4**  
**PROPIEDADES PERIODICAS** <sup>(21)</sup>

PROPIEDAD PERIODICA	TENDENCIA
Radio atómico	
Potencial de ionización	
Afinidad electrónica	
Electronegatividad	

**FIGURA N° 6 COMPORTAMIENTO DE PROPIEDADES PERIODICAS**

## ANEXO N° 5

### VALORES DE ELECTRONEGATIVIDAD SEGÚN LINUS PAULING DE ELEMENTOS REPRESENTATIVOS <sup>(20)</sup>

<b>H</b> 2.1						
<b>Li</b> 0.97	<b>Be</b> 1.5	<b>B</b> 2.0	<b>C</b> 2.5	<b>N</b> 3.1	<b>O</b> 3.5	<b>F</b> 4.0
<b>Na</b> 1.0	<b>Mg</b> 1.2	<b>Al</b> 1.5	<b>Si</b> 1.7	<b>P</b> 2.1	<b>S</b> 2.4	<b>Cl</b> 2.8
<b>K</b> 0.9	<b>Ca</b> 1.0	<b>Ga</b> 1.8	<b>Ge</b> 2.0	<b>As</b> 2.2	<b>Se</b> 2.5	<b>Br</b> 2.7
<b>Rb</b> 0.89	<b>Sr</b> 1.0	<b>In</b> 1.5	<b>Sn</b> 1.72	<b>Sb</b> 1.82	<b>Te</b> 2.0	<b>I</b> 2.2
<b>Cs</b> 0.86	<b>Ba</b> 0.97	<b>Tl</b> 1.4	<b>Pb</b> 1.5	<b>Bi</b> 1.7	<b>Po</b> 1.8	<b>At</b> 1.9

FIGURA N° 8 ELECTRONEGATIVIDADES DE ALGUNOS ELEMENTOS REPRESENTATIVOS.

**ANEXO N° 6**

## MUESTREO ALEATORIO ESTRATIFICADO<sup>1</sup>

**Definición:** Una muestra aleatoria estratificada es la obtenida mediante la separación de los elementos de la población en grupos que no presenten traslapes (respecto a la característica a estudiar), llamados estratos y la selección posterior de una muestra aleatoria simple de cada estrato.

El muestreo aleatorio simple para la selección de una muestra de cada estrato es aquella que garantiza a cada uno de los elementos de la población la misma oportunidad de ser incluidos en dicha muestra, denominándose este proceso de selección como: Muestreo Aleatorio.

Existen dos formas de extraer una muestra de una población: con reemplazo o sin reemplazo.

- Muestreo con reemplazo: Es aquel en que un elemento puede ser seleccionado más de una vez en la muestra para ello se extrae un elemento de la población, se observa y se devuelve a la población.
- Muestreo sin reemplazo: No se devuelve los elementos extraídos a la población hasta que no se hayan extraído todos los elementos de la población que conforman una muestra.

El objetivo al diseñar una encuesta en el muestreo aleatorio estratificado es maximizar la información obtenida y minimizar el error de estimación. Este error



de estimación nos da una medida de variabilidad de hasta dónde y con qué probabilidad una estimación basada en una muestra se aleja del valor que se hubiera obtenido por medio de un censo completo.

La **varianza poblacional** ( $\sigma_i^2$ ), cuando una población es más homogénea la varianza es menor y el número de entrevistas necesarias para construir un modelo reducido del universo, o de la población, será más pequeño. Generalmente hay que estimarlo a partir de datos de estudios previos.

La **desviación estándar** ( $\sigma_i$ ) es una medida de dispersión usada en estadística que nos dice cuánto tienden a alejarse los valores puntuales del promedio en una distribución. De hecho específicamente la desviación estándar es "el promedio de lejanía de los puntajes respecto del promedio".

La desviación estándar de un conjunto de datos es una medida de cuánto se desvían los datos de su media. Esta medida es más estable que el recorrido y toma en consideración el valor de cada dato.

La **confianza o el porcentaje de confianza** es el porcentaje de seguridad que existe para generalizar los resultados obtenidos. Esto quiere decir que un porcentaje del 100% equivale a decir que no existe ninguna duda para generalizar tales resultados.

El **error muestral máximo permisible** indica el porcentaje de incertidumbre máximo, es decir, el riesgo que se corre que la muestra elegida no sea representativa, tomando en cuenta de que no son complementarios la confianza y el error.



**ANEXO N° 8**

**UNIVERSIDAD DE EL SALVADOR  
FACULTAD DE QUIMICA Y FARMACIA**

**Modelo de encuesta:**

**Objetivo:**

Conocer el grado de conocimiento de los estudiantes de la Universidad de El Salvador sobre a la aplicación de las propiedades periódicas de los elementos en la preparación de soluciones.

**Indicación:**

Lee cada pregunta detenidamente antes de contestar, coloca una "X" para señalar tu respuesta o escribe cuando sea necesario.

Edad: \_\_\_\_\_ Sexo: \_\_\_\_\_ Año de ingreso a la Universidad: \_\_\_\_\_

Nivel Académico: \_\_\_\_\_ Facultad: \_\_\_\_\_

Carrera que cursa: \_\_\_\_\_

1. ¿Conoce las propiedades periódicas de los elementos que se encuentran dentro de la tabla periódica?

Sí

No

Algunas

¿Cuáles? \_\_\_\_\_

2. ¿Conoce los conceptos de electronegatividad, afinidad electrónica, enlace iónico, enlace covalente polar y enlace covalente no polar?

Sí

No

Algunos

3. ¿Sabe la diferencia entre afinidad electrónica y electronegatividad?

Sí

No

Si tu respuesta fue "Sí". ¿Cuál es?

\_\_\_\_\_

4. ¿Antes de preparar una solución analiza las propiedades periódicas de los componentes en la solución? Si  No

5. ¿Cree que existe alguna relación entre la electronegatividad de los elementos y la preparación de una solución?

Sí  No

Si su respuesta fue "Sí". ¿Cuál es?

---

6. ¿Conoce libros de referencia donde puede encontrar datos de solubilidad?

Sí  No

Si su respuesta fue "Sí". ¿Cuáles?

---

7. ¿Cómo determinaría que tipo de solvente es el adecuado emplear para la preparación de una solución, sino cuenta con un libro de referencia?

No sé

---

8. ¿Cree que se podría establecer el uso de un determinado solvente para preparar una solución basándonos únicamente en las propiedades periódicas de los elementos?

Sí  No

Si su respuesta fue "Sí". ¿Cómo lo harías?

---

9. ¿Qué recomendaría como estudiante para conocer mejor sobre este tema?

---

## ANEXO N° 9

### Materiales, reactivos y equipos empleados en la parte experimental

#### Reactivos y calidad de reactivos:

##### Reactivos:

Acetato de plomo (AR)

Nitrato de cobalto (AR)

Azufre (AR)

Nitrato de níquel (AR)

Cloruro de sodio (AR)

Óxido de bario (AR)

Cloruro de potasio (AR)

Óxido de cromo (III) (AR)

Cloruro férrico (AR)

Permanganato de potasio (AR)

Cromato de plomo (AR)

p – nitro anilina (AR)

Dicromato de potasio (AR)

Sulfato de hierro (II) (AR)

Molibdato de amonio (AR)

Sulfato de magnesio (AR)

Nitrato de amonio (AR)

Sulfato de plata (AR)

Nitrato de bismuto (AR)

Yodo (AR)

##### Solventes:

Agua destilada

Anhídrido acético (AR)

Benceno (AR)

Éter etílico (AR)

Éter de petróleo (AR)

**Materiales:**

- Agitador de vidrio
- Brocha (limpiar balanza analítica)
- Gradilla para tubos de ensayo
- Papel glassine
- Probeta de 25 mL
- Tubos de ensayo (capacidad de 15 mL)

**Equipos:**

- Balanza analítica.
- Cámara digital.
- Lámpara de luz blanca.



## ANEXO Nº 10

### GEOMETRIAS MOLECULARES BÁSICAS (29)

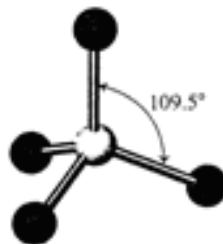
$AX_2$   
Lineal



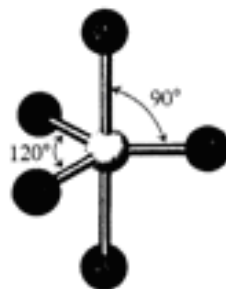
$AX_3$   
Trigonal plana



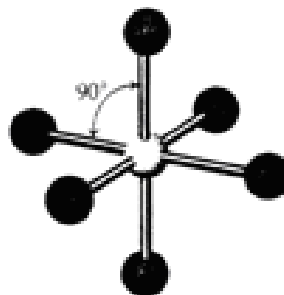
$AX_4$   
Tetraédrica



$AX_5$   
Bipiramidal triangular



$AX_6$   
Octaédrica



**ANEXO Nº 11**

**TABLA N° 2 SOLUBILIDAD EN AGUA Y ACIDOS DE SOLUTOS (7)**

Catión Anión	F	Cl <sup>-</sup>	Br <sup>-</sup>	I <sup>-</sup>	CN <sup>-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	C <sub>2</sub> H <sub>3</sub> O <sub>2</sub> <sup>-</sup>	S <sup>-2</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>-2</sup>	SiO <sub>3</sub> <sup>-2</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>-2</sup>	CrO <sub>4</sub> <sup>-2</sup>	BO <sub>3</sub> <sup>-3</sup> ,BO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>-3</sup>	AsO <sub>4</sub> <sup>-3</sup>	AsO <sub>3</sub> <sup>-3</sup>	Fe(CN) <sub>6</sub> <sup>-3</sup>	Fe(CN) <sub>6</sub> <sup>-4</sup>	C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>-2</sup>	
K <sup>+</sup>	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W
Na <sup>+</sup>	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W
Li <sup>+</sup>	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W	W
Ba <sup>+2</sup>	wa	W	W	W	w A	W	W	W	W	A	A	I	A	A	A	A	A	-	wa	-	-
Sr <sup>+2</sup>	wa	W	W	W	W	W	W	W	W	A	A	I	wa	A	A	A	A	-	W	-	-
Ca <sup>+2</sup>	wa	W	W	W	W	W	W	W	W	A	A	wa	wa	A	A	A	A	W	W	-	-
Mg <sup>+2</sup>	wa	W	W	W	W	W	W	wa	W	A	A	W	W	wa	A	A	A	W	W	-	-
Al <sup>+3</sup>	W	W	W	W	-	W	W	W	-	-	wa	W	-	A	A	A	-	-	-	-	-
Mn <sup>+2</sup>	A	W	W	W	A	W	W	wa	A	A	A	W	W	A	A	A	A	I	A	-	-
Zn <sup>+2</sup>	wa	W	W	W	A	W	W	W	A	A	A	W	W	A	A	A	-	A	wa	-	-
Cr <sup>+3</sup>	W	W	W	W	A	W	W	wa	-	-	A	W	A	A	A	A	-	-	-	-	-
Cd <sup>+2</sup>	wa	W	W	W	A	W	W	W	A	A	A	W	W	wa	A	-	-	-	-	-	-
Fe <sup>+2</sup>	wa	W	W	W	wa	W	W	W	A	A	A	W	-	A	A	A	A	I	I	-	-
Fe <sup>+3</sup>	W	W	W	-	-	W	W	A	-	-	A	W	W	A	A	A	A	W	I	-	-
Co <sup>+2</sup>	wa	W	W	W	wa	W	W	W	A	A	A	W	A	A	A	A	A	I	I	-	-
Ni <sup>+2</sup>	wa	W	W	W	wa	W	W	W	A	A	A	W	A	A	A	A	A	I	I	-	-
Sn <sup>+2</sup>	W	W	-	W	-	W	W	A	A	-	-	W	A	A	A	-	-	I	I	-	-
Sn <sup>+4</sup>	W	W	-	W	-	-	-	-	A	-	-	-	-	-	A	A	A	-	I	-	-
Pb <sup>+2</sup>	A	W	W	W	A	W	W	W	A	A	A	I	I	A	A	A	-	wa	A	-	-
Cu <sup>+2</sup>	A	W	W	I	I	W	W	W	A	A	-	W	W	A	A	A	A	-	I	-	-
Sb <sup>+2</sup>	W	A	A	w A	-	-	-	A	A	-	-	A	A	-	A	A	-	-	-	-	-
Bi <sup>+3</sup>	W	A	A	A	-	A	W	A	A	A	A	A	A	A	A	A	-	-	-	-	-
Hg <sup>+</sup>	-	I	I	I	-	W	W	A	-	A	-	wa	A	-	A	A	A	-	-	-	-
Hg <sup>+2</sup>	wa	W	W	A	W	W	W	A	A	A	-	W	wa	-	A	A	A	-	-	-	-
Ag <sup>+</sup>	W	I	I	I	I	W	W	A	A	A	A	wa	A	A	A	A	A	A	I	-	-
Pt <sup>+4</sup>	-	W	W	I	W	W	-	-	A	-	-	W	-	-	-	-	A	-	-	-	-
Au <sup>+3</sup>	-	W	W	A	W	-	-	-	A	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-

**Abreviaciones:** W= Soluble en agua; A= Soluble en ácidos; wa= Ligeramente soluble en agua, fácilmente soluble en ácidos; wa = Difícilmente soluble en agua y ácidos; I = insolubles en agua y ácidos; -- = Indeterminado.

