

**“UNIVERSIDAD NACIONAL
SANTIAGO ANTÚNEZ DE MAYOLO”**

**FACULTAD DE INGENIERÍA DE MINAS GEOLOGÍA Y
METALURGIA**



ESCUELA PROFESIONAL : INGENIERÍA DE MINAS.

PRÁCTICA # : 03

TÍTULO : SISTEMA PERIÓDICO I

ESTUDIANTE : ANDAGUA TRINIDAD Max.

DOCENTE : BARBA REGALADO Alejandro.

FECHA DE EMISIÓN : 03 DE OCTUBRE.

HUARAZ-PERÚ

2013

CONTENIDO

○ Introducción.....	02
○ Fundamento teórico.....	03
○ Detalles experimentales.....	06
○ Cálculos y resultados.....	09
○ Discusiones de resultados.....	12
○ Conclusiones y recomendaciones.....	13
○ Bibliografía.....	14
○ Anexos	

INTRODUCCIÓN

Desde el descubrimiento de los elementos químicos, el hombre siempre buscó ordenarlos sistemáticamente de tal forma que sus propiedades y aplicaciones sean más simples, pero, a la vez eficaz. La tabla periódica desde sus inicios en el año 1800 ha jugado un rol preponderante dentro del avance de la ciencia y tecnología. Los químicos del siglo XIX descubrieron tendencias periódicas en las propiedades físicas y químicas de los elementos mucho antes de que la teoría cuántica apareciera en escena. A pesar de que estos químicos desconocían la existencia de los electrones y protones, sus esfuerzos para sistematizar la química de los elementos resultaron notablemente acertados. El presente informe de laboratorio tiene como finalidad dar a conocer las propiedades físicas y químicas de los elementos alcalinos, alcalinos térreos y halógenos mediante experimentos realizados con mucha precaución.

FUNDAMENTO TEÓRICO

Como resultado de los descubrimientos que establecieron en firme la teoría atómica de la materia en los primeros 25 años del siglo XIX, los científicos pudieron determinar las masas atómicas relativas de los elementos conocidos hasta entonces, se descubrieron unos 20 nuevos elementos. A medida que el número de elementos químicos conocidos aumentaba resultados evidentes las semejanzas físicas y químicas entre algunos de ellos. Entonces los químicos entendieron que el estudio de las propiedades de los elementos químicos era más fácil agrupándolos según sus propiedades semejantes en base a una ley natural. En busca de esta ley natural, muchos químicos lograron ordenar a los elementos; pero recién en 1913 Henry Moseley descubrió el principio o ley natural que guía la clasificación moderna: las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos. El descubrimiento de esta ley periódica, necesitó dos acontecimientos previos: (1) el establecimiento de una serie de pesos atómicos consistentes y dignos de confianza y (2) la concepción del átomo nuclear con un número definido de protones e igual al número de electrones que giran a su alrededor.

1.- Las triadas de Johan Dobereiner (1817)

El químico alemán J. Dobereiner (1780 – 1849) agrupa los elementos conocidos en serie de tres elementos llamando a estas **TRIADAS**. Los elementos que pertenecen a una triada poseen propiedades químicas semejantes. Además del elemento central tiene un peso atómico (P.A.) aproximado e igual a la semisuma de los pesos atómicos de los elementos extremos.

Mencionemos dos triadas para ver esta propiedad.

Primera triada	Li	Na	K
Peso atómico	7	23	39

$$P.A. (Na) = \frac{7 + 39}{2} = 23,00$$

Segunda triada	Ca	Sr	Ba
Peso atómico	40	87,6	137

$$P.A. (Sr) = \frac{40 + 137}{2} = 87,6$$

Hacia 1850, los químicos habían llegado a identificar unas veinte triadas. Se descartó esta forma e agrupar porque se descubrieron nuevos elementos cuyas propiedades no cumplían con las triadas.

2.- Ordenamiento helicoidal o tornillo telúrico de Chancourtois (1864)

Geólogo francés, propone una clasificación periódica en forma de hélice que llamo **CARACOL TELÚRICO**. En un cilindro trazo una hélice con un ángulo de 45° sobre la base y en ella se fue colocándolos elementos en función creciente a sus pesos atómicos, de tal manera que la línea vertical del cilindro intercepta a los elementos con propiedades semejantes.

3.- Ley de las octavas de John Newlands (1864)

El químico ingles J. Newlands (1838 – 1898) ordenó los elementos químico conocido hasta ese entonces en grupos de siete elementos cada uno, en función creciente a sus pesos atómicos, de tal modo que el octavo elemento tenía propiedades semejantes al primer elemento del grupo anterior. Esta forma de clasificar a los elementos se llamó **LEY DE LAS OCTAVAS**.

Primera serie	Elemento	Li	Be	B	C	N	O	F
	Peso atómico	7	12	11	12	14	16	19
Segunda serie	Elemento	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
	Peso atómico	23	24	27	28	31	32	35,5

4.- Tabla periódica de D. Mendeleiev y L. Meyer (1869)

Se denomina tabla periódica porque el ordenamiento está basado en la variación periódica de las propiedades de los elementos.

El químico ruso D. Mendeleiev (1836 – 1907) y el químico alemán J. Meyer (1830 – 1895), tomando como base trabajos de investigación que realizaron simultáneamente e independientemente, confeccionan una tabla periódica de los elementos, que eran semejantes en el ordenamiento y propiedades.

Meyer, se basó principalmente en las propiedades físicas (especialmente el volumen atómico). Mientras Mendeleiev, se basó principalmente en las propiedades químicas (tipo de óxido, tipo de hidruro, valencia, etc.)

Según Mendeleiev, las propiedades de los elementos constituye una **función periódica de su peso atómico**; en otros términos, las propiedades de los elementos varían en forma sistemática con el peso atómico.

VENTAJAS:

- Permitió ordenar nuevas propiedades de los elementos.
- Permitió tener una idea general de la clasificación de los elementos.
- Predijo la existencia de nuevos elementos.

DESVENTAJAS:

- El hidrogeno no tiene lugar adecuado en la tabla.
- Los elementos posee una valencia la cual es falsa.

DETALLES EXPERIMENTALES

Materiales:

- Vaso de 100 mL.
- Tubos de ensayo.
- Pinza metálica.
- Espátula.
- Luna de reloj.
- Goteros.
- Gradilla.
- Papel tornasol.
- Mechero.

Reactivos:

- Li(s), Na(s), K(s), Mg(s).
- Fenolftaleína.
- NaF(s), NaCl(s), NaBr(s), NaI(s).
- Na₂SO₄ solución saturada.
- NaF, NaBr, NaI, NaCl solución.
- Cl₂, Br₂, I₂ solución acuosa.
- CCl₄, AgNO₃ 0,1M
- MgCl₂, CaCl₂, SrCl₂ (0,1M)
- H₂SO₄ (2M)

Procedimiento:

❖ Experimento N° 01:

Propiedades de los metales alcalinos.

- En dos vasos de precipitados llenamos 80ml de agua encada una.
- Se agregó tres gotas de fenolftaleína en cada vaso.
- Tomamos un pequeño trozo de sodio (Na) y lo introducimos al primer vaso de precipitados, lo tapamos al instante con la luna de reloj.
- Sin perder tiempo, acercamos un fosforo encendido al pico del vaso para observar si en gas proveniente es inflamable o no.
- Posteriormente tomamos un pequeño trozo de potasio (K) para realizar el mismo experimento usando el segundo vaso de precipitados.
- Procedimos a hace lo mismo en el caso del potasio (K).

❖ **Experimento N° 02:**

Propiedades de los metales alcalinos térreos.

1. Compasión de solubilidad de los sulfatos de los metales alcalinos térreos.

- Tomamos cuatro tubos de ensayos y lo colocamos en la gradilla para ordenarlas.
- Añadimos en el primer tubo de ensayo 1ml de $MgCl_2$; al segundo $CaCl_2$; al tercero $SrCl_2$; y al cuarto $BaCl_2$.
- Posteriormente agregamos 1ml de solución saturada de Na_2SO_4 en cada uno de los tubos con las respectivas sustancias.

2. Reacción del Magnesio (Mg) con el agua.

- En un tubo de ensayo llenamos 2ml de agua destilada.
- Le agregamos dos gotas de fenolftaleína y observamos si hay reacción.
- Introducimos un pequeño trozo de magnesio y observamos.
- Haciendo uso del mechero calentamos el tubo de ensayo que contiene la solución.

❖ **Experimento N° 03:**

Propiedades de los halógenos.

1. Formación de halogenuros de plata.

- En cuatro tubos de ensayo introducimos 1ml de NaF ; en el segundo, $NaCl$; en el tercero, $NaBr$; y en el cuarto, NaI .
- Empezamos con el primer tubo que contiene NaF , y le agregamos 5 gotas de nitrato de plata ($AgNO_3$). Anotamos lo observado.
- Repetimos el mismo paso para los tres restantes y anotamos en cada caso la reacción que se forma.

2. Reacción de los halogenuros con ácido sulfúrico.

- en cuatro tubos de ensayo introducimos en cada una las sales sólidas de NaF, NaCl, NaBr, NaI.
- Añadimos en el primer tubo que contiene NaF 5 gotas de ácido sulfúrico (H₂SO₄)
- Acercamos a la boca del tubo un pequeño trozo de papel tornasol previamente humedecida en agua.
- Repetimos el mismo procedimiento con los tres tubos restantes que contienen las sales.
- Anotamos en cada caso los resultados, el cambio de color del papel tornasol.

3. Actividad química de los halogenuros.

- En tres tubos de ensayo agregamos 10 gotas de Cl₂, Br₂, y I₂. Y añadimos 1ml de CCl₄.
- En dos tubos de ensayo colocamos 2ml de KBr (0,1M) y 2ml de KI (0,1M) separadamente, adicionamos a ambos tubos 1ml de agua de cloro.
- En otro par de tubos añadimos 2ml de NaCl y KI respectivamente, luego le agregamos 1ml de agua de bromo.
- Por último en otro par de tubos colocamos 2ml de NaCl y 2ml de KBr respectivamente y luego añadimos 1ml de agua de yodo.
- Finalmente a los 6 tubos de ensayo le agregamos 5 gotas de CCl₄ y anotamos los resultados.

CÁLCULOS Y RESULTADOS

1. Cálculos:

❖ Experimento N° 01

- $2Na + H_2O \rightarrow Na_2O + H_2 \uparrow$
- $2K + H_2O \rightarrow K_2O + H_2 \uparrow$

❖ Experimento N° 02

- $MgCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + 2NaCl$
- $CaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + 2NaCl$
- $SrCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow SrSO_4 + 2NaCl$
- $BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + 2NaCl$
- $2Mg + H_2O \xrightarrow{\Delta} Mg_2O + H_2$

❖ Experimento N° 03

- $NaF + AgNO_3 \rightarrow NaNO_3 + AgF$
- $NaCl + AgNO_3 \rightarrow NaNO_3 + AgCl$
- $NaBr + AgNO_3 \rightarrow NaNO_3 + AgBr$
- $NaI + AgNO_3 \rightarrow NaNO_3 + AgI$

- $NaF + H_2SO_4 \rightarrow NaSO_4 + 2HF$
- $NaCl + H_2SO_4 \rightarrow NaSO_4 + 2HCl$
- $NaBr + H_2SO_4 \rightarrow NaSO_4 + 2HBr$
- $NaI + H_2SO_4 \rightarrow NaSO_4 + 2HI$

- $2KBr + Cl_2 \rightarrow Br_2 + 2KCl$
- $2KI + Cl_2 \rightarrow I_2 + 2KCl$

- $2NaCl + Br_2 \rightarrow Cl_2 + 2NaBr$
- $2KI + Br_2 \rightarrow I_2 + 2KBr$

- $2NaCl + I_2 \rightarrow Cl_2 + 2NaI$
- $2KBr + I_2 \rightarrow Br_2 + 2KI$

2. Resultados:

❖ Experimento N° 01:

Elemento	Al agregar 3 gotas de fenolftaleína	Inflamabilidad	Reactividad
Sodio (Na)	Color que toma la solución es rojo grosella.	Alta	Intermedia
Potasio (K)	Color que toma la solución es rojo grosella.	Alta	Mayor

❖ Experimento N° 02:

solución	Color de la sustancia	Observaciones	solubilidad
$MgCl_2 + Na_2SO_4$	Incoloro	Precipitación mínima	Soluble
$CaCl_2 + Na_2SO_4$	Incoloro	No hay precipitación	Soluble
$SrCl_2 + Na_2SO_4$	Blanca	Precipitado de color gris	Parcialmente soluble
$BaCl_2 + Na_2SO_4$	Blanca	Mayor precipitado color grisáceo oscuro	Parcialmente soluble

Elemento	Al agregar 2 gotas de fenolftaleína	Color al ser calentada la sustancia
Magnesio (Mg)	Color que toma la solución pequeños puntos rojo grosella	rojo grosella

❖ Experimento N° 03:

Haluros de plata	Color de la solución
$NaF + AgNO_3 \rightarrow NaNO_3 + AgF$	Incoloro
$NaCl + AgNO_3 \rightarrow NaNO_3 + AgCl$	Blanco lechoso
$NaBr + AgNO_3 \rightarrow NaNO_3 + AgBr$	Verde Limón claro
$NaI + AgNO_3 \rightarrow NaNO_3 + AgI$	Amarillo semiverdoso

Halógeno + CCl ₄	Observaciones
$Cl_2 + CCl_4$	Incoloro con suspensión de soluciones
$Br_2 + CCl_4$	Suspensión colores rojo, amarillo y rojo
$I_2 + CCl_4$	Incoloro con suspensión dos capas

Solución	Observaciones de la solución
$2KBr + Cl_2 \rightarrow Br_2 + 2KCl$	La solución es verde transparente
$2KI + Cl_2 \rightarrow I_2 + 2KCl$	La solución es amarilla y el precipitado violeta

Solución	Observaciones de la solución
$2NaCl + Br_2 \rightarrow Cl_2 + 2NaBr$	La solución es incolora
$2KI + Br_2 \rightarrow I_2 + 2KBr$	La solución es café y el precipitado violeta

Solución	Observaciones de la solución
$2NaCl + I_2 \rightarrow Cl_2 + 2NaI$	La solución es amarilla y el precipitado violera
$2KBr + I_2 \rightarrow Br_2 + 2KI$	La solución es amarillo claro y el precipitado rosado

DISCUSIÓN DE RESULTADOS

➤ Experimento N° 01:

- ✓ En la solución del Agua + fenolftaleína, al agregarle en sodio (Na) nos preguntamos por qué el gas que se libera es inflamable. Ayudándonos de un libro discutimos de esto y una de las posibles respuestas era porque los alcalinos son altamente reactivos.
- ✓ Al Observar la reactividad del potasio (K) con el agua deducimos que este es más reactivo que el sodio.

➤ Experimento N° 02:

- ✓ En el momento de agregarle a cada una de las sustancia el Na_2SO_4 nos preguntamos porque estas en solo dos casos cambian de color y el los otros dos la solución es incolora.
- ✓ Al realizar el experimento con los alcalinos térreos pudimos deducir, que estos, son menos reactivos que los alcalinos que son del grupo IA
- ✓ Cuando introducimos un pequeño trozo de magnesio (Mg) al agua no resulto mayor reacción y solo al ser calentada la coloración del agua se pudo observar uniforme en la solución.

➤ Experimento N° 03

- ✓ En la formación de halogenuros de plata la reacción de sustancias era muy evidente, en cada una de ellas se observó un determinado color en la solución.
- ✓ En los demás casos cuando se les añadió agua de Cloro, Bromo Y Yodo se pudo observar que estas forman precipitados y solubilidades, también se pudo ver las capas que forman estos precipitados, en ese momento no supimos dar a conocer el porqué de esta reacción pero con la ayuda de un libro investigamos sobre este hecho.

CONCLUSIONES Y RECOMENDACIONES

1. Conclusiones:

- ✓ Los elementos del grupo IA, denominados alcalinos, poseen alta reactividad química, así por ejemplo, reaccionan con agua, oxígeno o halógeno en forma rápida. En cualquier caso pierden un electrón por cada átomo metálico.
- ✓ Los metales alcalinos reaccionan fácilmente con halógenos para formar sales iónicas (haluros) y con azufre para formar sulfuros. Además reaccionan con el hidrógeno al calor, formando hidruros.
- ✓ Los elementos del grupo IA reaccionan con el agua para producir hidrógeno e hidróxidos. Estas reacciones varían desde efervescencia con Li hasta explosividad con los elementos inferiores en la tabla, donde el liberado se enciende.
- ✓ Los elementos del grupo VIIA debido a su gran reactividad nunca se encuentran en estado elemental en la naturaleza. Los halógenos tienen alta energía de ionización y gran afinidad electrónica.
- ✓ La reactividad de un elemento tiene mucho que ver con el tamaño del radio atómico (a mayor radio atómico mayor reactividad).
- ✓ Queda demostrado que los elementos químicos, según su grupo y periodo, tienen diferentes reacciones.

2. Recomendaciones:

- ✓ Se le recomienda tener mucho cuidado en el uso de los materiales y especialmente en los reactivos ya que estos pueden ocasionar daños como quemaduras o por ejemplo el bromo que esteriliza.
- ✓ Seguir paso a paso y en detalle cada parte explicada porque este experimento necesita de mucha precisión para obtener los resultados deseados.

BIBLIOGRAFÍA

- ❖ <http://es.scribd.com/doc/57601290/2-1-Introduccion-Experimental-al-Sistema-Periodico>
- ❖ <http://es.wikipedia.org/wiki/Alcalino>
- ❖ <http://www.profesorenlinea.cl/Quimica/MetalesAlcalinos.htm>
- ❖ http://www.profesorenlinea.cl/Quimica/Metales_alcalinoterreos.htm
- ❖ <http://www.textoscientificos.com/quimica/inorganica/halogenos>
- ❖ <http://www.textoscientificos.com/quimica/inorganica/halogenos/fluor>
- ❖ Brown: Lemay, Química la ciencia central, 6° edición, Prentice hall, Mexico, 1998
- ❖ Academia Cesar Vallejo: Química. edit. Lumbreras.

ANEXOS

➤ Experimento N° 01



Agregando 3 gotas de fenolftaleína al agua



Comprobando la inflamabilidad al ser introducido el sodio (Na)

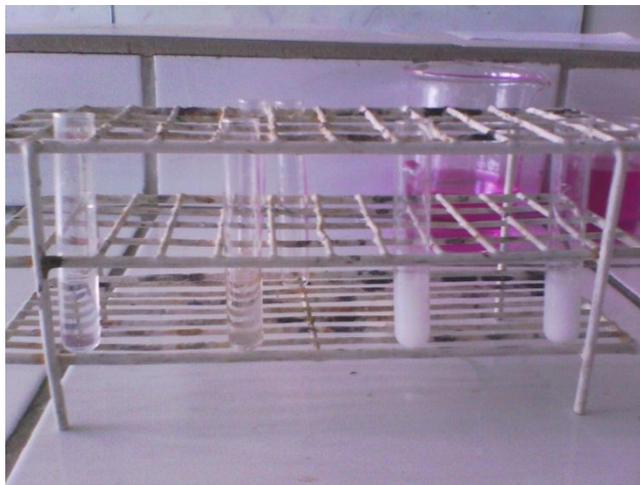


Se comprueba la inflamabilidad del potasio, hay reacción.

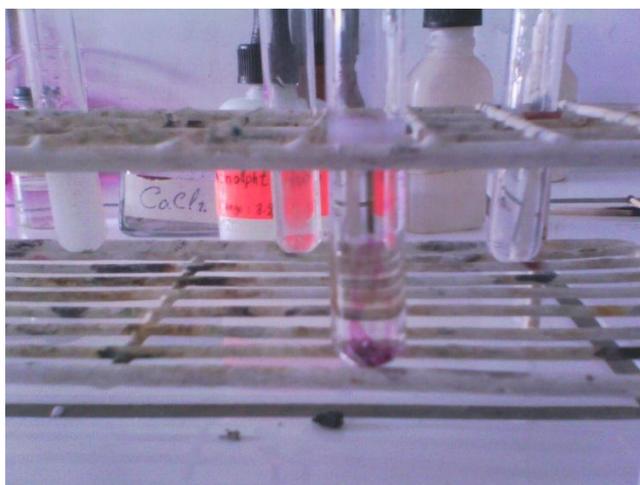


La solución es de color rojo grosella indicador que es una base

❖ Experimento N° 02



Comparación de solubilidad de los sulfatos de los metales alcalinos térreos, en el orden: primer tubo de ensayo $MgCl_2$; segundo $CaCl_2$; tercero $SrCl_2$ y cuarto $BaCl_2$.



El Magnesio con reacción en el agua (H_2O), que contiene fenolftaleína, antes de ser calentada con el mechero.

❖ Experimento N° 03



Solución de NaF con nitrato de plata



Solución de NaCl con nitrato de plata



Solución de NaBr con nitrato de plata



Solución de NaI con nitrato de plata