

## **GRUPO IA - II A**

### **I. OBJETIVOS:**

- Observar las propiedades del Mg, Ca, Ba.
- Observar la solubilidad de los metales alcalinos

### **II. INTRODUCCIÓN:**

Los alcalinos parte de la tabla periodica en el grupo IA Reaccionan con facilidad con halógenos para formar sales iónicas, y con agua para formar hidróxidos fuertemente básicos. Todos tienen un solo electrón en su nivel energético más externo, con tendencia a perderlo, con lo que forman un ión monopositivo,  $M^+$ .

Los elementos presentes en este grupo son: Litio, Sodio, Rubidio Cesio y Francio.

En este informe sólo se hablará del Sodio debido al no uso del Francio por su gran radioactividad.

### **III. FUNDAMENTO TEÓRICO:**

#### **GRUPO IA**

##### **Alcalino**

Los metales alcalinos son un grupo de elementos que forman una serie química. Estos elementos se encuentran situados en el grupo 1 de la tabla periódica y son los siguientes: litio, sodio, potasio, rubidio, cesio y francio. También se conocen como el grupo de los alcalino-terreos, haciendo alusión al hecho de que estos elementos son constituyentes comunes de las cenizas vegetales. El término alcalino también hace referencia al carácter básico de sus óxidos.

Son metales de baja densidad, coloreados y blandos. Reaccionan con facilidad con halógenos para formar sales iónicas, y con agua para formar hidróxidos fuertemente básicos. Todos tienen un sólo electrón en su nivel energético más externo. Estos electrones poseen un bajo potencial de oxidación, por lo que los

átomos tienen tendencia a perderlo, con lo que forman un ión monopositivo,  $M^+$ , con la estructura del gas noble que le antecede en la tabla. Son pocos polarizables y muy estables por lo que no ocurre otro estado de oxidación.

El hidrógeno, con un único electrón, se sitúa normalmente dentro de la tabla periódica en el mismo grupo de los metales alcalinos (aunque otras veces aparece separado de éstos o en otra posición); sin embargo, para arrancar este electrón es necesaria mucha más energía que en el caso de los alcalinos. Como en los halógenos, el hidrógeno sólo necesita un electrón para completar su nivel de energía más externo, por lo que en algunos aspectos el hidrógeno es similar a los halógenos, formando, al igual que éstos, hidruros (MH) con los metales alcalinos.

### **1.1 HIDROGENO:**

- Numero Atómico: 1
- Masa Atómica: 1,00794

Es un elemento gaseoso reactivo, insípido, incoloro e inodoro. Su número atómico es 1 y pertenece al grupo 1 (o IA) del sistema periódico.

En un principio no se le distinguía de otros gases hasta que el químico británico Henry Cavendish demostró en 1766 que se formaba en la reacción del ácido sulfúrico con los metales y, más tarde, descubrió que el hidrógeno era un elemento independiente que se combinaba con el oxígeno para formar agua. El químico británico Joseph Priestley lo llamó 'aire inflamable' en 1781, y el químico francés Antoine Laurent de Lavoisier le dio finalmente el nombre de hidrógeno.

### **Propiedades y estado natural**

Como la mayoría de los elementos gaseosos, el hidrógeno es diatómico (sus moléculas contienen dos átomos), pero a altas temperaturas se disocia en átomos libres. Sus puntos de ebullición y fusión son los más bajos de todas las sustancias, a excepción del helio. Su punto de fusión es de  $-259,2\text{ }^{\circ}\text{C}$  y su punto de ebullición de  $-252,77\text{ }^{\circ}\text{C}$ . A  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$  y bajo 1 atmósfera de presión tiene una densidad de 0,089 g/l. Su masa atómica es 1,007. El hidrógeno líquido,

obtenido por primera vez por el químico británico James Dewar en 1898 (véase Criogenia), es incoloro (excepto en capas gruesas, que tienen un aspecto azul pálido) y tiene una densidad relativa de 0,070. Si se deja evaporar rápidamente bajo poca presión se congela transformándose en un sólido incoloro.

El hidrógeno es una mezcla de dos formas diferentes, ortohidrógeno (los núcleos giran en paralelo) y parahidrógeno (los núcleos no giran en paralelo). El hidrógeno ordinario está compuesto de unas tres cuartas partes de ortohidrógeno y una cuarta parte de parahidrógeno. Los puntos de ebullición y fusión de ambas formas difieren ligeramente de los del hidrógeno ordinario. El hidrógeno puro puede obtenerse por adsorción del hidrógeno ordinario en carbón a una temperatura de  $-225\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

Se sabe que el hidrógeno tiene tres isótopos. El núcleo de cada átomo de hidrógeno ordinario está compuesto de un protón. El deuterio, que está presente en la naturaleza en una proporción de 0,02%, contiene un protón y un neutrón en el núcleo de cada átomo y tiene una masa atómica de dos. El tritio, un isótopo radiactivo e inestable, contiene un protón y dos neutrones en el núcleo de cada átomo y tiene una masa atómica de tres.

El hidrógeno en estado libre sólo se encuentra en muy pequeñas cantidades en la atmósfera, aunque en el espacio interestelar abunda en el Sol y otras estrellas, siendo de hecho el elemento más común en el Universo. En combinación con otros elementos se encuentra ampliamente distribuido en la Tierra, en donde el compuesto más abundante e importante del hidrógeno es el agua,  $\text{H}_2\text{O}$ . El hidrógeno se halla en todos los componentes de la materia viva y de muchos minerales. También es parte esencial de todos los hidrocarburos y de una gran variedad de otras sustancias orgánicas. Todos los ácidos contienen hidrógeno; una de las características que define a los ácidos es su disociación en una disolución, produciendo iones hidrógeno (véase Ácidos y bases).

## Aplicaciones

El hidrógeno reacciona con una gran variedad de elementos no metálicos. Se combina con nitrógeno en presencia de un catalizador formando amoníaco (véase Fijación de nitrógeno); con azufre formando sulfuro de hidrógeno; con cloro formando cloruro de hidrógeno y con oxígeno para formar agua. Para que se produzca la reacción entre oxígeno e hidrógeno a temperatura ambiente se necesita la presencia de un catalizador como el platino finamente dividido. Si se mezcla con aire u oxígeno y se prende, explota. También se combina con ciertos metales como sodio y litio, formando hidruros. Actúa como agente reductor de óxidos metálicos como el óxido de cobre, extrayendo el oxígeno y dejando el metal en estado puro. El hidrógeno reacciona con compuestos orgánicos insaturados formando los compuestos saturados correspondientes.

Se obtiene en el laboratorio por la acción de ácidos diluidos sobre los metales, como el cinc, y por electrólisis del agua. Industrialmente se producen grandes cantidades de hidrógeno a partir de los combustibles gaseosos. El hidrógeno se separa del vapor de agua, del gas natural y del gas de hulla, bien por licuación de los demás componentes del gas, bien por conversión catalítica del monóxido de carbono en dióxido de carbono, que resulta fácilmente extraíble.

El hidrógeno es un producto derivado importante en muchas reacciones de electrólisis (véase Electroquímica). Se emplean grandes cantidades de hidrógeno en la elaboración del amoníaco y en la síntesis de alcohol metílico. La hidrogenación de aceites para producir grasas comestibles, la de la hulla para producir petróleo sintético, y la que tiene lugar en el refinado del petróleo, requieren grandes cantidades de hidrógeno.

Es el gas menos pesado que existe y se ha utilizado para inflar globos y dirigibles. Sin embargo, arde fácilmente y varios dirigibles, como el *Hindenburg*, acabaron destruidos por incendios. El helio, que tiene un 92% de la capacidad de elevación del hidrógeno, y además no es inflamable, se emplea en su lugar siempre que es posible. Normalmente se almacena el hidrógeno en cilindros de acero bajo presiones de 120 a 150 atmósferas. También se usa el hidrógeno en sopletes para corte, fusión y soldadura de metales.

## **1.2 LITIO**

Es un elemento metálico, blanco plateado, químicamente reactivo, y el más ligero en peso de todos los metales. Pertenece al grupo 1 (o IA) del sistema periódico, y es uno de los metales alcalinos. Su número atómico es 3.

El descubrimiento del elemento se le adjudica por lo general a Johann A. Arfvedson en 1817. Químicamente, el litio se asemeja al sodio en su comportamiento. Se obtiene por la electrólisis de una mezcla de cloruro de litio y potasio fundidos. Se oxida al instante y se corroe rápidamente al contacto con el aire; para almacenarlo, debe sumergirse en un líquido tal como la nafta. El litio ocupa el lugar 35 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. No existe en la naturaleza en estado libre, sino sólo en compuestos, que están ampliamente distribuidos. El metal se usa como desoxidante y para extraer los gases no deseados durante la fabricación de fundiciones no ferrosas. El vapor del litio se usa para evitar que el dióxido de carbono y el oxígeno formen una capa de óxido en los hornos durante el tratamiento térmico del acero. Entre los compuestos importantes del litio están el hidróxido, utilizado para eliminar el dióxido de carbono en los sistemas de ventilación de naves espaciales y submarinos, y el hidruro, utilizado para inflar salvavidas; su equivalente de hidrógeno pesado (deuterio), se utiliza para fabricar la bomba de hidrógeno.

## **1.3 SODIO**

Es un elemento metálico blanco plateado, extremadamente blando y muy reactivo. En el grupo 1 (o IA) del sistema periódico, el sodio es uno de los metales alcalinos. Su número atómico es 11. Fue descubierto en 1807 por el químico británico Humphry Davy.

## **1.4.- POTASIO:**

Es un elemento metálico, extremadamente blando y químicamente reactivo. Pertenece al grupo 1 (o IA) del sistema periódico y es uno de los metales alcalinos. El número atómico del potasio es 19.

### **1.5 RUBIDIO**

Es un elemento metálico químicamente reactivo de número atómico 37. Pertenece al grupo 1 (o IA) del sistema periódico, y es uno de los metales alcalinos.

Fue descubierto mediante espectroscopia en 1860 por el químico alemán Robert Wilhelm Bunsen y el físico alemán Gustav Robert Kirchhoff, quienes nombraron el elemento por las destacadas líneas rojas de su espectro. El rubidio metálico es blanco-plateado y muy blando. Es el tercero en actividad de los metales alcalinos. Se oxida inmediatamente cuando se le expone al aire y arde espontáneamente para formar óxido de rubidio. Reacciona violentamente con el agua. En su comportamiento químico, el rubidio se parece al sodio y al potasio. Tiene un punto de fusión de 39 °C, un punto de ebullición de 686 °C, y una densidad de 1,53 g/cm<sup>3</sup>; su masa atómica es 85,468.

### **1.6.- CESIO**

Es un elemento metálico químicamente reactivo, blanco y blando. Pertenece al grupo 1 (o IA) del sistema periódico, y es uno de los metales alcalinos. Su número atómico es 55.

El cesio fue descubierto en 1860 por el químico alemán Robert Wilhelm Bunsen y el físico alemán Gustav Robert Kirchhoff mediante el uso del espectroscopio.

El cesio ocupa el lugar 64 en abundancia natural entre los elementos de la corteza terrestre. Tiene un punto de fusión de 28 °C, un punto de ebullición de 669 °C, y una densidad relativa de 1,88; su masa atómica es 132,91. La fuente natural que produce la mayor cantidad de cesio es un mineral poco frecuente llamado pólux (o polucita). Las menas de este mineral encontradas en la isla italiana de Elba contienen un 34% de óxido de cesio; las menas de pólux encontradas en los estados de Maine y Dakota del Sur (EEUU), contienen un 13% de óxido. El cesio también existe en la lepidolita, en la carnalita y en ciertos feldespatos. Se extrae separando el compuesto de cesio del mineral, transformando el compuesto así obtenido en cianuro, y realizando la electrólisis del cianuro fundido. Se obtiene también calentando sus hidróxidos o

carbonatos con magnesio o aluminio, y calentando sus cloruros con calcio. El cesio comercial contiene normalmente rubidio, con el que coexiste habitualmente en los minerales y al que se asemeja tanto que no se realiza ningún esfuerzo para separarlos.

### **1.7.-FRANCIO:**

Es un elemento metálico radiactivo que se asemeja mucho al cesio en sus propiedades químicas. Pertenece al grupo 1 (o IA) del sistema periódico, y es uno de los metales alcalinos. Su número atómico es 87. Marguerite Perey del Laboratorio Curie del Instituto del Radio de París descubrió el elemento en 1939.

Se produce cuando se desintegra el elemento radiactivo actinio. El francio natural es radiactivo; su isótopo con vida más larga, el francio 223, o actinio-K, tiene una vida media de 22 minutos. Emite una partícula beta con una energía de 1.100.000 electronvoltios (eV). Se conocen isótopos con números másicos de 204 a 224.

El francio es el más pesado de los metales alcalinos, y es el elemento más electropositivo. Todos sus isótopos son radiactivos y tienen una vida corta

## **GRUPO IIA**

### **Metal alcalinotérreo**

Los alcalinotérreos o metales alcalinotérreos son un grupo de elementos que forman una *familia*. Estos elementos se encuentran situados en el grupo 2 de la tabla periódica y son los siguientes: berilio, magnesio, calcio, estroncio, bario y radio. Este último no siempre se considera, pues tiene un tiempo de vida media corto.

El nombre de *alcalinotérreos* proviene del nombre que recibían sus óxidos, *tierras*, que tienen propiedades básicas (alcalinas). Poseen una electronegatividad  $\leq 1,3$  según la escala de Pauling.

Son metales de baja densidad, coloreados y blandos. Reaccionan con facilidad con halógenos para formar sales iónicas, y con agua (aunque no tan

rápida mente como los alcalinos) para formar hidróxidos fuertemente básicos. Todos tienen sólo dos electrones en su nivel energético más externo, con tendencia a perderlos, con lo que forman un ión dipositivo,  $M^{2+}$ .

### **2.1.-BERILIO**

Es un elemento metálico, gris, frágil, con número atómico 4. Se le llama berilio por su mineral principal, el berilo, un silicato de berilio y aluminio. Fue descubierto como óxido en 1797 por el químico francés Louis Nicolas Vauquelin; el elemento libre fue aislado por primera vez en 1828 por Friedrich Wöhler y Antonine Alexandre Brutus Bussy, independientemente. Puesto que sus compuestos solubles tienen sabor dulce, al principio se le llamó glucinio, como referencia al azúcar glucosa.

### **2.2.MAGNESIO:**

Es un elemento metálico blanco plateado, relativamente no reactivo. El magnesio es uno de los metales alcalinotérreos, y pertenece al grupo 2 (o IIA) del sistema periódico. El número atómico del magnesio es 12.

### **2.3.-CALCIO:**

Es un elemento metálico, reactivo y blanco plateado. Pertenece al grupo 2 (o IIA) del sistema periódico, y es uno de los metales alcalinotérreos. Su número atómico es 20.

El químico británico sir Humphry Davy aisló el calcio en 1808 mediante electrólisis.

### **2.4.-ESTRONCIO:**

Es un elemento metálico, dúctil, maleable y químicamente reactivo. Pertenece al grupo 2 (o IIA) del sistema periódico, y es uno de los metales alcalinotérreos. Su número atómico es 38.

El estroncio metálico fue aislado por vez primera por el químico británico sir Humphry Davy en 1808; el óxido se conocía desde 1790. El estroncio tiene color plateado cuando está recién cortado. Se oxida fácilmente al aire y

reacciona con el agua para producir hidróxido de estroncio e hidrógeno gas. Como los demás metales alcalino-térreos, se prepara transformando el carbonato o el sulfato en cloruro, el cual, por hidrólisis, produce el metal. Tiene un punto de fusión de 769 °C, un punto de ebullición de 1.384 °C y una densidad de 2,6 g/cm<sup>3</sup>. Su masa atómica es 87,62.

El estroncio nunca se encuentra en estado elemental, y existe principalmente como estroncianita, SrCO<sub>3</sub>, y celestina, SrSO<sub>4</sub>. Ocupa el lugar 15 en abundancia natural entre los elementos de la corteza terrestre y está ampliamente distribuido en pequeñas cantidades. Las cantidades mayores se extraen en México, Inglaterra y Escocia. Debido a que emite un color rojo brillante cuando arde en el aire, se utiliza en la fabricación de fuegos artificiales y en señales de ferrocarril. La estronciana (óxido de estroncio), SrO, se usa para recubrir las melazas de azúcar de remolacha. Un isótopo radiactivo del elemento, el estroncio 85, se usa para la detección del cáncer de huesos. El estroncio 90 es un isótopo radiactivo peligroso que se ha encontrado en la lluvia radiactiva subsiguiente a la detonación de algunas armas nucleares.

### **2.5.-BARIO:**

Es un elemento blando, plateado y altamente reactivo. Su número atómico es 56. El bario fue aislado por primera vez en 1808 por el científico británico sir Humphry Davy. El elemento reacciona intensamente con el agua, y se corroe rápidamente en aire húmedo. De hecho, el elemento es tan reactivo que sólo existe en la naturaleza como compuesto. Sus compuestos más importantes son minerales: el sulfato de bario y el carbonato de bario (witherita), BaCO<sub>3</sub>.

Metal alcalinotérreo, el bario es el 14º elemento más común, ocupando una parte de 2.000 de la corteza terrestre. Su masa atómica es 137,34. Su punto de fusión está a 725 °C, su punto de ebullición a 1.640 °C, y su densidad relativa es 3,5.

El bario metálico tiene pocas aplicaciones prácticas, aunque a veces se usa para recubrir conductores eléctricos en aparatos electrónicos y en sistemas de encendido de automóviles. El sulfato de bario (BaSO<sub>4</sub>) se utiliza también como material de relleno para los productos de caucho, en pintura y en el linóleo. El

nitrate de bario se utiliza en fuegos artificiales, y el carbonato de bario en venenos para ratas. Una forma de sulfato de bario, opaca a los rayos X, se usa para examinar por rayos X el sistema gastrointestinal.

## 2.6.-RADIO

(Del latín, radius, 'rayo'), es un elemento metálico radiactivo, blanco-plateado y químicamente reactivo. Pertenece al grupo 2 (o IIA) del sistema periódico, y es uno de los metales alcalinotérreos. Su número atómico es 88.

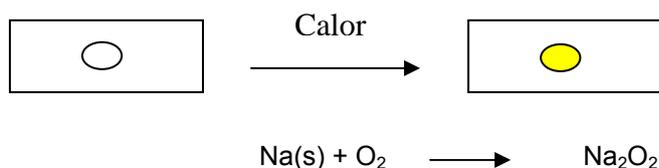
El radio fue descubierto en el mineral pechblenda por los químicos franceses Marie y Pierre Curie en 1898. Estos descubrieron que el mineral era más radiactivo que su componente principal, el uranio, y separaron el mineral en varias fracciones con el fin de aislar las fuentes desconocidas de radiactividad. Una fracción, aislada utilizando sulfuro de bismuto, contenía una sustancia fuertemente radiactiva, el polonio, que los Curie conceptuaron como nuevo elemento. Más tarde se trató otra fracción altamente radiactiva de cloruro de bario para obtener la sustancia radiactiva, que resultó ser un nuevo elemento, el radio

## IV. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL:

### 1) Preparación del Peróxido de Sodio y Peróxido de Potasio:

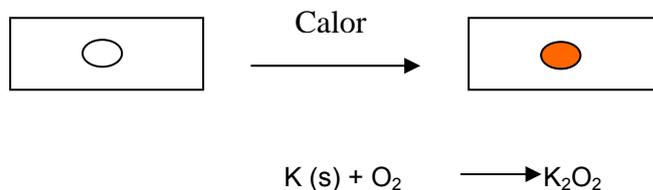
#### Peróxido de Sodio:

En una espátula de metal colocar un trocito de Sodio ( $\text{Na}_{(s)}$ ), y se procedió a fundir, cuando esté totalmente fusionado, esparcirlo por la espátula y dejarlo por unos momentos a temperatura ambiente y vamos a notar el color característico del  $\text{Na}_2\text{O}_2$ , el cual es un color amarillento.



**Peróxido de Potasio:**

En una espátula de metal colocar un trocito de Potasio K(s) , y se procedió a fundir, cuando esté totalmente fusionado, esparcirlo por la espátula y dejarlo por unos momentos a temperatura ambiente y vamos a notar el color característico del K<sub>2</sub>O<sub>2</sub> , el cual es un color anaranjado.



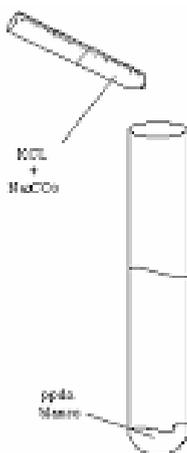
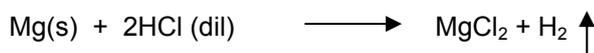
**2) Reacción del ión Potasio con algunas sales de Sodio:**

No se realizó en clase



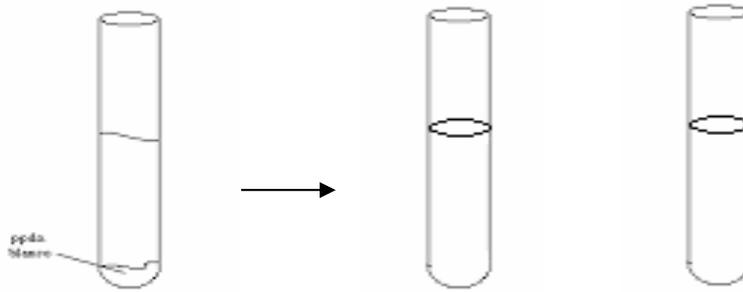
**3) Reacciones de Magnesio Metálico:**

a. En un tubo de ensayo limpio y seco, colocar una biruta de magnesio Mg(s) y le adicionamos HCl (dil), notamos que efervesce y la biruta de magnesio se aclara ligeramente.

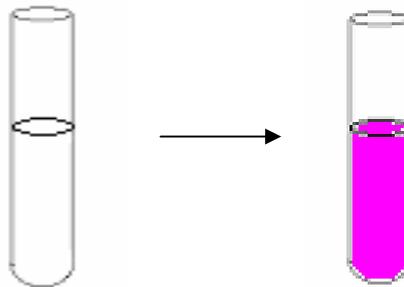
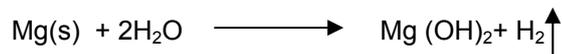


b. En tubo de ensayo limpio y seco, colocar una biruta de Mg(s) y adicionarle H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (dil), notamos que efervesce más violentamente que en el 3.1) y la biruta de magnesio se aclaró mucho más que en el 3.1) .



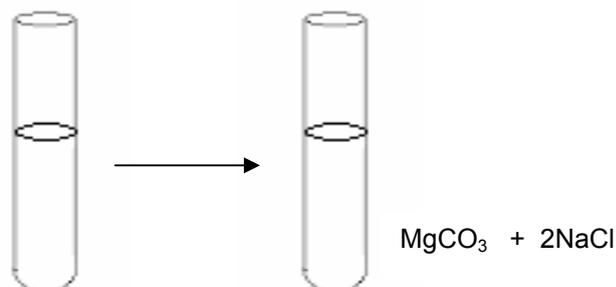
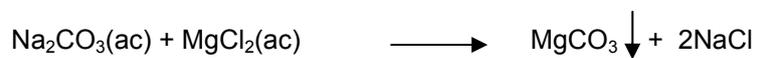


- c. En tubo de ensayo limpio y seco, colocar una biruta de Mg(s) y adicionarle 5 ml de agua destilada y colocarlo en el mechero hasta su punto de ebullición, notamos que efervesce liberándose H<sub>2</sub>, luego que se deja en reposo y llega a temperatura ambiente, le adicionamos fenolftaleína y vemos que se torna un color grosella, señalándonos que obtuvimos una base, que en este caso es el Mg(OH)<sub>2</sub>.



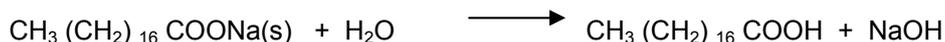
**4) Algunas propiedades de las sales de Magnesio:**

En un tubo de ensayo limpio y seco colocar MgSO<sub>4</sub> (ac) y adicionarle Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>(ac), notaremos que se forma un precipitado color blanco que vendría a ser el MgCO<sub>3</sub>.

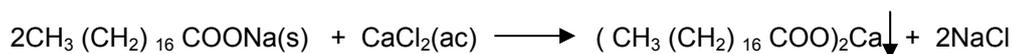


**5) Reacciones del Cloruro de Calcio en agua de Jabón:**

a. En un vaso de precipitado colocar agua destilada y adicionarle trocitos de jabón (Estearato de Sodio), y agitar con una bagueta, notaremos la aparición de espuma, sólo se formó una grasa, en este caso, es el  $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}\text{COOH}$ .

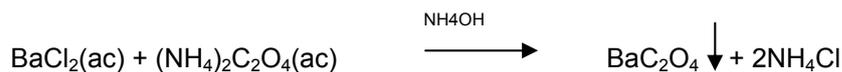
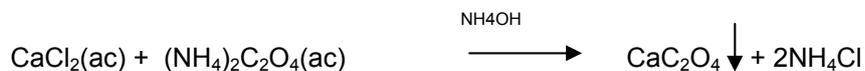


b. En un vaso de precipitado colocar agua destilada, adicionarle unas gotas de  $\text{CaCl}_2$ , y luego le adicionamos trocitos de jabón (Estearato de Sodio), agitamos con una bagueta, notaremos la aparición de grumos, es decir se forma un Estearato de Calcio.

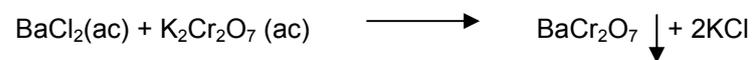
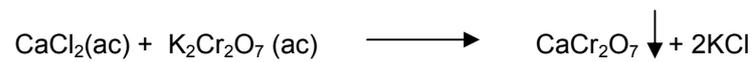


**6) Algunas características de las soluciones de las sales de  $\text{Ca}^{+2}$ ,  $\text{Sr}^{+2}$ ,  $\text{Ba}^{+2}$ :**

a. En tres tubos de ensayo, colocar las sales de los iones de  $\text{Ca}^{+2}$ ,  $\text{Sr}^{+2}$ ,  $\text{Ba}^{+2}$ , en este caso hemos usado  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{SrCl}_2$  y  $\text{BaCl}_2$ , después a los 3 tubos de ensayo Amoníaco  $\text{NH}_3(\text{ac})$ , el cual es el medio y luego le adicionamos  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$  a los tres tubos, observaremos que se forma un precipitado blanco el cual es  $\text{CaC}_2\text{O}_4$ ,  $\text{SrC}_2\text{O}_4$  y  $\text{BaC}_2\text{O}_4$ . Luego decantamos y observaremos el grado de solubilidad agregándole  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , y notamos que la solución de  $\text{BaC}_2\text{O}_4$ , es más soluble que las otras dos soluciones. El grado de solubilidad va en el siguiente orden:



b. En tres tubos de ensayo, colocar las sales de los iones de  $\text{Ca}^{+2}$ ,  $\text{Sr}^{+2}$ ,  $\text{Ba}^{+2}$ , usando  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{SrCl}_2$  y  $\text{BaCl}_2$ , luego le adicionamos  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{ac})$ , notaremos que con el ión del  $\text{Ca}^{+2}$  se formará una solución amarillenta clara, luego con el ión  $\text{Sr}^{+2}$  se forma una solución amarillenta y con el ión de  $\text{Ba}^{+2}$  se forma una solución amarillenta anaranjada.



## **CONCLUSIONES**

- ✓ Cuando los metales alcalinos reaccionan con el  $\text{H}_2\text{SO}_4$  el que mas precipita es el  $\text{BaCl}_2$ .
- ✓ Cuando reaccionan con el  $\text{NaOH}$  el que mas precipita es el  $\text{CaCl}_2$
- ✓ El  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  tiene un uso importante en el hogar porque forma con el agua la leche de magnesia.

## **RECOMENDACIONES**

- ✓ Tener cuidado al trabajar con una solución concentrada como el  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- ✓ Cada reactivo con el que se trabaja tiene que tener su determinada pipeta.
- ✓ Esperar un tiempo prudente para así poder observar la cantidad de precipitado que se forma en cada tubo.

## **BIBLIOGRAFÍA**

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