

Por el Profesor de Química Analítica de la  
Universidad Central, \_\_\_\_\_

X Sr. Dr. Dn. Ernesto Albán Mestanza. =

X Química Analítica =



AREA HISTORICA  
DEL CENTRO DE INFORMACIÓN INTEGRAL

(Continuación)



# REACCIONES DE LOS METALES

## CATIONES

### POTASIO — K

Se encuentra muy difundido en la naturaleza formando el feldespato potásico (ortosa)  $K_2Al_2Si_6O_{16}$  y la mica (muscovita)  $K_2H_4Al_6Si_6O_{24}$ ; además, al estado de nitrato  $KNO_3$  se presenta en ciertas eflorescencias del suelo.

Los más grandes yacimientos de sales de potasio se encuentran en Stassfurt (Alemania), y consisten en cloruro de potasio, combinado con cloruro y sulfato de magnesio, formando sales dobles, tales como la carnalita  $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ , la kainita  $KCl \cdot MgSO_4 \cdot 3H_2O$ , etc.

También existe el potasio en las plantas terrestres, razón por la que se le encuentra bajo la forma de carbonato en las cenizas de estos vegetales.

Las sales de potasio son casi todas solubles en el agua y sólo el cloro platinato de potasio, el tartrato ácido de potasio y el picrato de potasio son poco solubles; por este motivo tales compuestos son empleados para reconocer las sales de potasio.

El fluosilicato de potasio  $K_2SiF_6$  y el perclorato de potasio  $KClO_4$ , son también sales poco solubles y sirven en gravimetría para separar el potasio de otra sal.

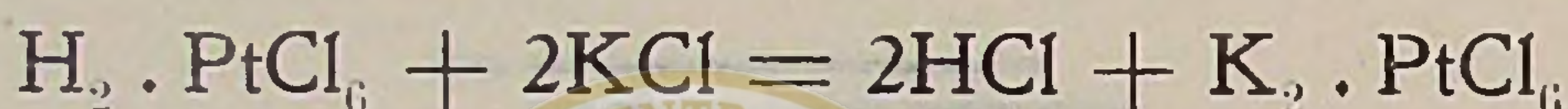


## REACCIONES

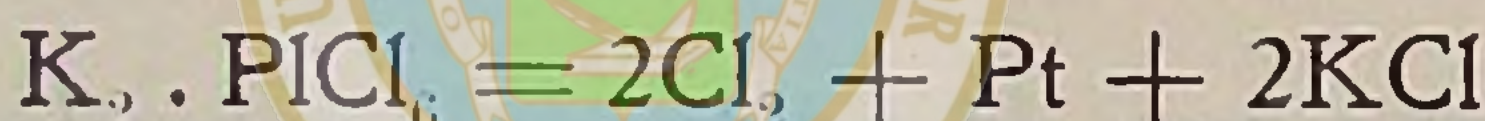
*Por vía húmeda:*

1ª. El ácido cloro platínico  $H_2 \cdot PtCl_6$  da con las sales de potasio un precipitado amarillo cristalino de cloro platinato de potasio formado por pequeños cristales octaédricos regulares, poco solubles en el agua y menos todavía en el alcohol.

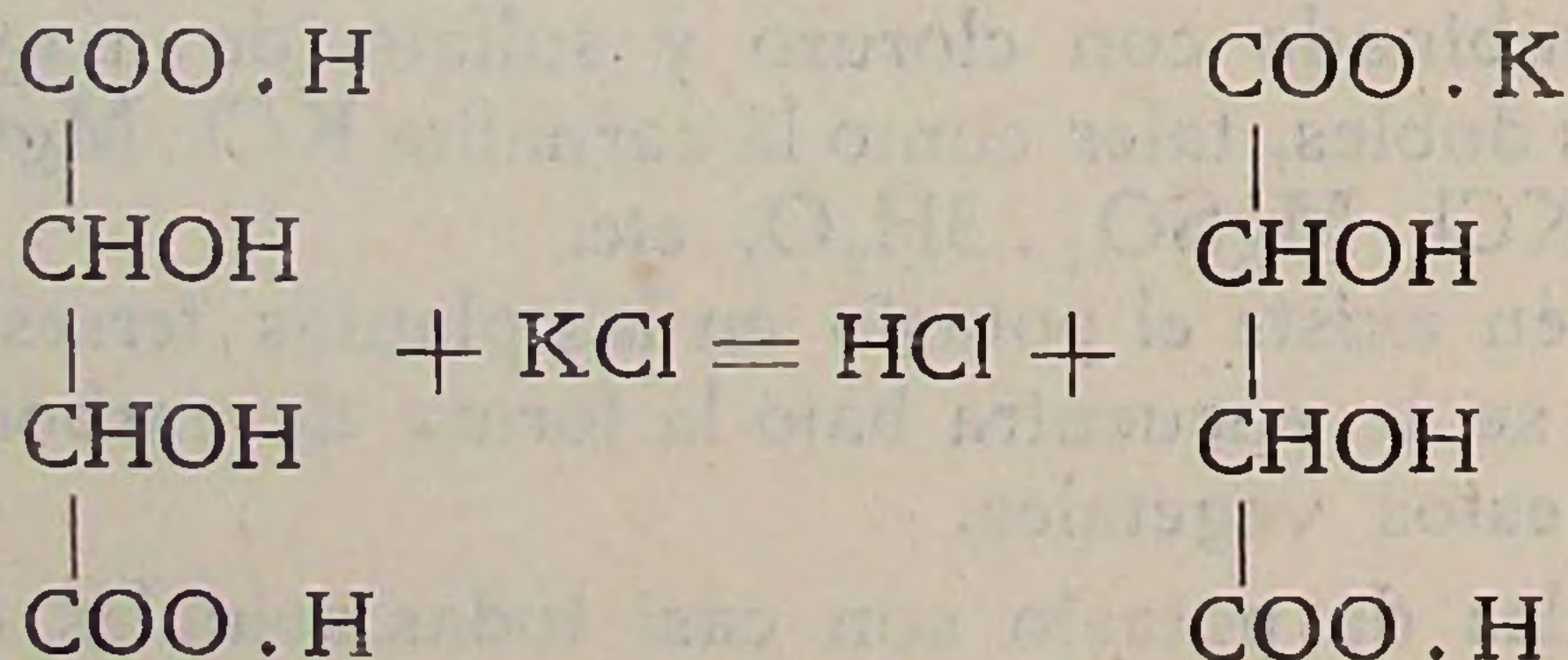
Si la solución de potasio está muy diluida, no se produce enseguida ningún precipitado y para acelerar su formación es necesario frotar las paredes del recipiente con una varilla de vidrio:



El cloro platinato de potasio se descompone por calcinación en cloro, platino metálico y cloruro de potasio:

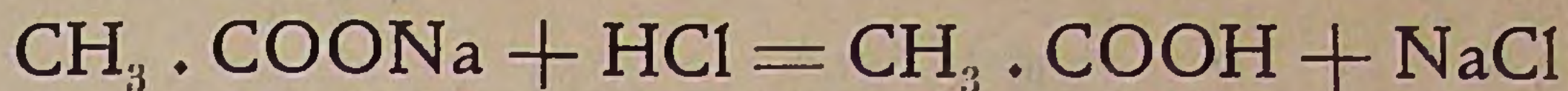


2ª. El ácido tartárico da, con las soluciones neutras y algo concentradas de potasio, un precipitado blanco, cristalino, de tartrato ácido de potasio, cuya formación se favorece agitando el líquido:

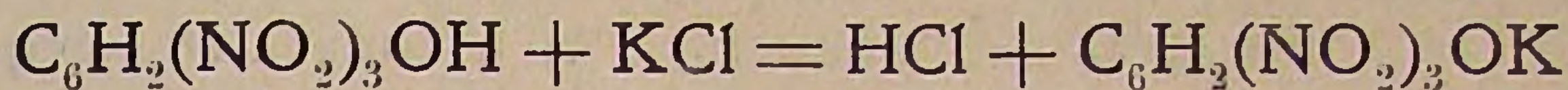


El precipitado es difícilmente soluble en el ácido acético y en el agua fría; muy soluble en la caliente, así como en los ácidos minerales, por lo cual el ácido libre formado en esta reacción es necesario neutralizarlo con acetato de sodio  $CH_3COONa$ , mas no con sosa o potasa cáustica, pues, en este último caso, se formaría tartrato neutro de sodio y potasio, soluble, conocido con el nombre de sal de Seignette o de la Rochela:

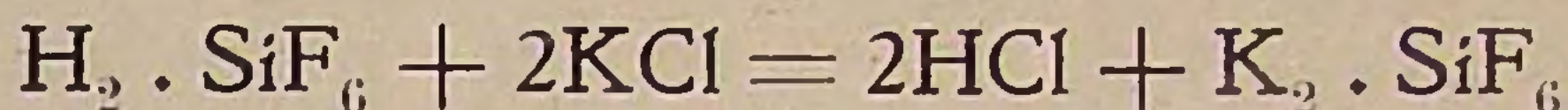




3ª. El ácido pícrico  $\text{C}_6\text{H}_2(\text{NO}_2)_3\text{OH}$  da, con las disoluciones neutras de potasio y en presencia de acetato de sodio, un precipitado amarillo cristalino, de picrato de potasio:

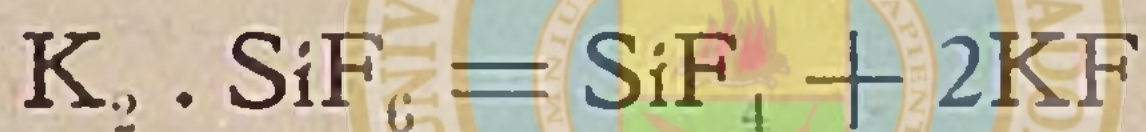


4ª. El ácido hidrofúosilícico  $\text{H}_2\text{SiF}_6$ , precipita fuosilicato de potasio, transparente, gelatinoso:

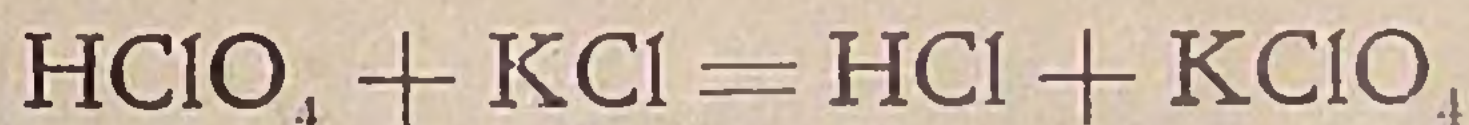


Este precipitado es poco soluble en el agua fría y en los ácidos diluidos, e insoluble en alcohol.

Por calcinación el fuosilicato de potasio se descompone en un compuesto volátil, que es el tetrafluoruro de silicio  $\text{SiF}_4$ , y en otro fijo, que es el fluoruro de potasio  $\text{KF}$ :



5ª. El ácido perclórico  $\text{HClO}_4$  da un precipitado blanco, cristalino, de perclorato de potasio, poco soluble en el agua fría e insoluble en alcohol:



*Por vía seca:*

Las sales de potasio colorean en violeta pálido la llama de alcohol o de Bunsen. Mirada la llama de potasio a través de un vidrio de cobalto o de un prisma lleno de una solución diluida de añil, aparece de color rojo carmín.

En presencia de compuestos de sodio, la llama amarilla de este cuerpo enmascara el color violeta del potasio y para distinguirlo basta observar la llama mediante el vidrio de cobalto o el prisma lleno de solución de añil, que absorbe completamente los rayos amarillos del sodio.

En el espectro se observa una doble línea roja que coincide con la raya A del espectro solar, y otra de color violeta.



AMONIO —  $\text{NH}_4$ 

Este cuerpo está formado por un complejo de átomos, de carácter metálico y función monovalente, que se comporta de manera muy semejante al ión potasio.

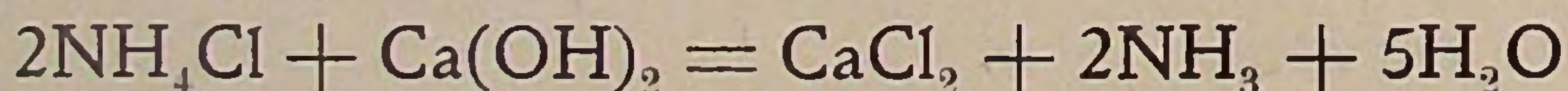
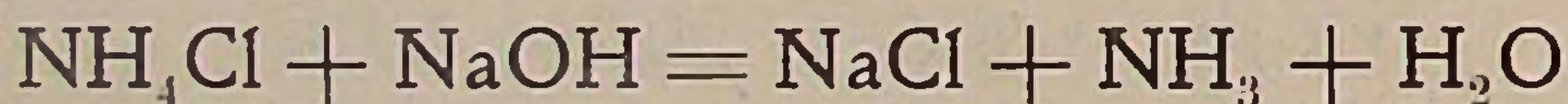
En la naturaleza se encuentra el amonio en pequeña cantidad en el aire atmosférico, bajo la forma de carbonato, nitrato y nitrito, y en las grietas de los volcanes activos, en forma de cloruro de amonio.

La tierra de labor, así como también algunas secreciones animales —saliva, orina, etc.—, contiene pequeñas cantidades de compuestos amónicos.

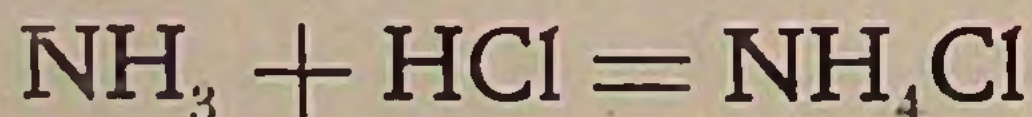
## REACCIONES

*Por vía húmeda:*

1ª. Las bases fuertes:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ . Con cualquiera de estos compuestos las sales de amonio, al ser calentadas en un tubo de ensayo, desprenden vapores amoniacales, de olor característico, que azulean el papel de tornasol rojo y ennegrecen el papel filtro humedecido con nitrato mercurioso (véase compuestos mercuriosos), si se los coloca en la boca del tubo de ensayo:



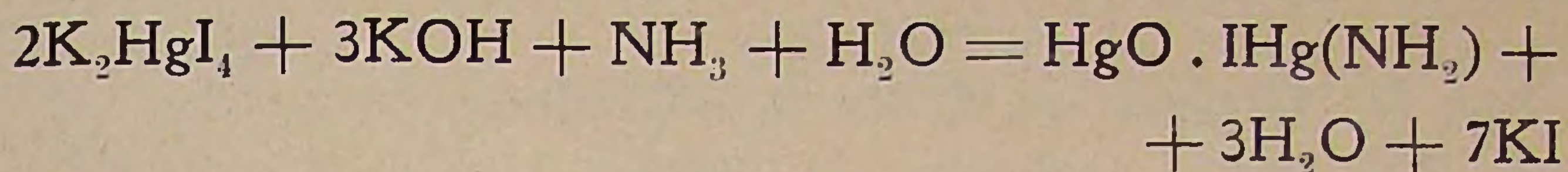
Se reconoce también el amoniaco aproximando a la boca del tubo una varilla de vidrio humedecida en ácido clorhídrico o nítrico concentrados, con los que forma una nube blanca, compacta, de la sal amónica respectiva:



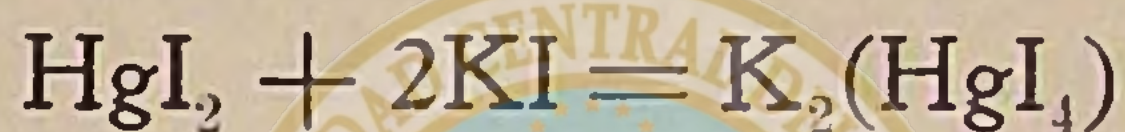
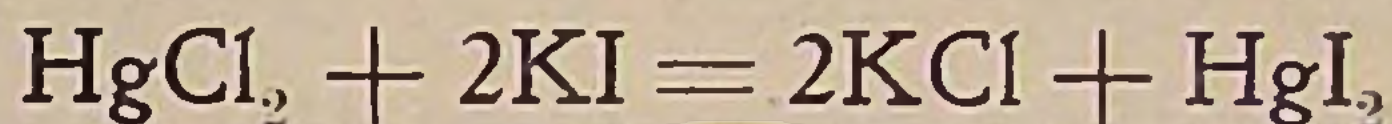
2ª. El reactivo de Nessler: Mínimas cantidades de amoniaco o de sales amónicas pueden ser comprobadas mediante el reactivo de Nessler, el cual produce con las soluciones diluidas una coloración amarillenta o anaranjada y, con las de mayor concentración, un precipitado pardo rojizo, for-



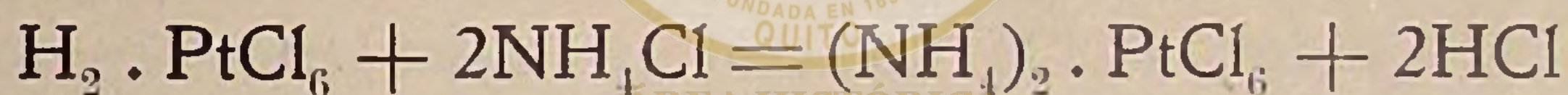
mado por el compuesto básico yoduro amido mercuríco  $\text{HgO} \cdot \text{IHg}(\text{NH}_2)$ :



El reactivo de Nessler, que no es otra cosa que la disolución alcalina del yoduro mercurí-potásico  $\text{K}_2(\text{HgI}_4)$ , se prepara añadiendo una solución de yoduro de potasio a otra de bicloruro de mercurio, hasta que se redisuelva, en el exceso de precipitante, el precipitado rojizo de yoduro de mercurio que se forma; entonces se agrega, por último, un volumen igual de sosa o potasa cáustica:

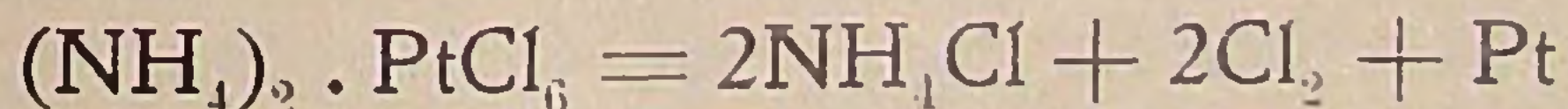


4ª. El ácido cloroplatínico da un precipitado amarillo cristalino de cloroplatinato de amonio, análogo al del cloroplatinato de potasio:



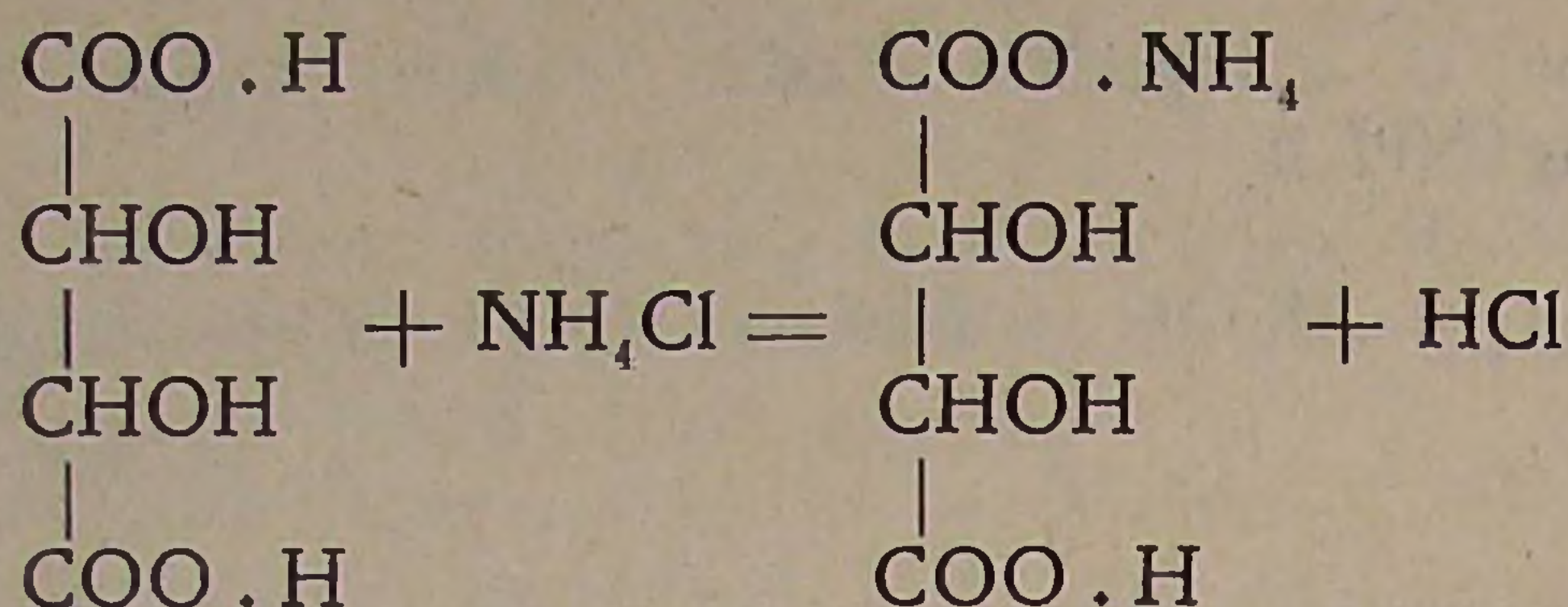
Sí las soluciones de amonio estuvieren diluidas, entonces, o no se formará ningún precipitado, o bien la precipitación tendrá lugar después que hubiere transcurrido un tiempo más o menos largo. La adición de alcohol favorece la precipitación.

Por calcinación el cloroplatinato de amonio se descompone, dejando solamente un residuo de platino metálico, a diferencia del potasio:

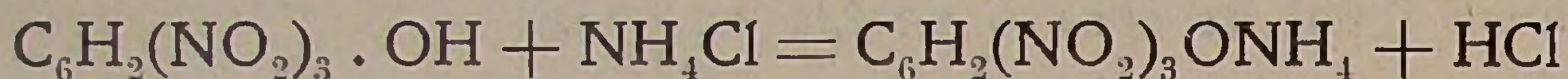


5ª. El ácido tartárico forma un precipitado blanco, cristalino, de tartrato ácido de amonio, análogo al de potasio, soluble en los ácidos minerales, pero insoluble en el acético:





6<sup>a</sup>. Con el ácido picrico se obtiene un precipitado amarillo, cristalino, de picrato de amonio, siempre que las disoluciones de los compuestos de amonio sean neutras y estén algo concentradas:



El ácido clorhídrico, producto de esta reacción, impide la completa precipitación del amonio por el ácido picrico y para destruir su acción es necesario añadir acetato de sodio.

*Por vía seca:*

Los compuestos halogenados de amonio se caracterizan por su volatilidad, por lo cual, al ser calentados en un tubo de ensayo, dan un sublimado blanco, que se condensa en la parte fría del tubo.

## SODIO — Na

Este cuerpo abunda en la naturaleza en forma de cloruro de sodio, en las salinas y en el agua del mar; además existe el sodio en algunos silicatos, tales como la albita  $\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$ . Se encuentra también en forma de carbonato  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , nitrato  $\text{NaNO}_3$  (nitro de Chile), etc.

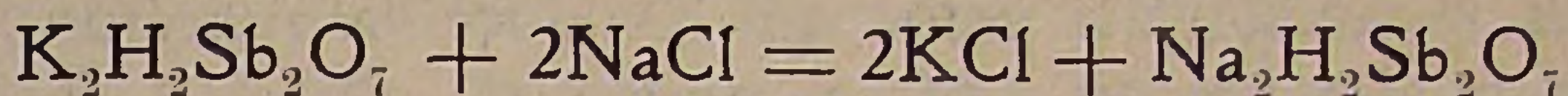
Las sales de sodio son casi todas solubles en el agua, a excepción del piroantimoniato ácido de sodio  $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Sb}_2\text{O}_7$ , que se disuelve difícilmente.



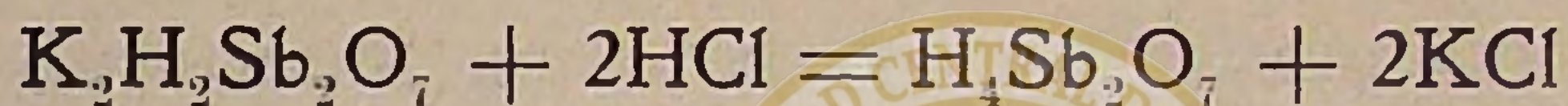
## REACCIONES

*Por vía húmeda:*

1ª. El piroantimoniato ácido de potasio  $K_2H_2Sb_2O_7$  da, con las soluciones neutras o ligeramente alcalinas de las sales de sodio, un precipitado blanco, cristalino, de piroantimoniato ácido de sodio:



En esta reacción no deben emplearse disoluciones ácidas de sodio, porque entonces el piroantimoniato ácido de potasio reaccionaría con el ácido libre y formaría un precipitado blanco, gelatinoso, de ácido piroantimónico:



Hay que observar que, además del sodio, la disolución no debe contener ningún otro metal alcalino, porque entonces ese metal reaccionaría también con el piroantimoniato ácido de potasio.

2ª. El ácido cloro platinico, el tartárico y el perclórico, no dan ningún precipitado, por ser muy solubles las sales de sodio de dichos ácidos, a diferencia del potasio.

El cloro platinato de sodio se disuelve fácilmente en alcohol de 80°, en tanto que el de potasio no se disuelve.

*Por vía seca:*

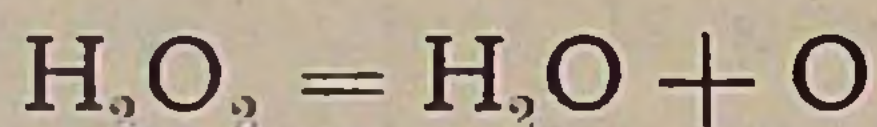
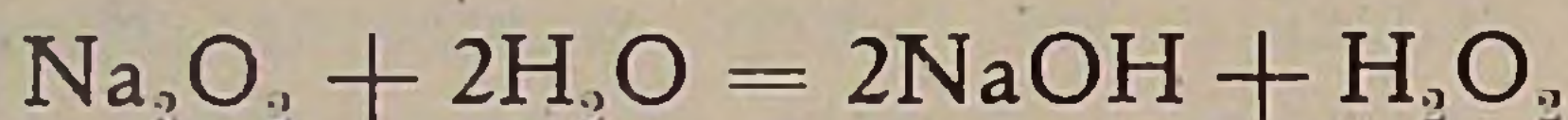
Todas las sales de sodio, aun en mínimas cantidades, tiñen la llama de alcohol o de Bunsen, de color amarillo intenso, el cual desaparece cuando se la examina a través de un vidrio de cobalto, o de un prisma de vidrio lleno de solución de añil.

En el espectro se observa una raya amarilla brillante, compuesta de dos muy próximas, que coinciden con la raya D del espectro solar.



## PEROXIDO DE SODIO — $\text{Na}_2\text{O}_2$

Es un cuerpo de color blanco amarillento, de propiedades oxidantes muy enérgicas, que se forma por la combustión de sodio metálico en una corriente de aire seco, libre de anhídrido carbónico. En presencia de agua se descompone en hidrato de sodio y peróxido de hidrógeno, el cual, a su vez, por la acción del calor que produce la reacción, se desdobra parcialmente en agua y oxígeno:



### REACCIONES DEL PERÓXIDO DE HIDRÓGENO

(*Agua oxigenada*)

El peróxido de hidrógeno puro, es decir, exento de agua, es un líquido incoloro, denso, de ligero sabor metálico, soluble en el agua; se descompone con facilidad en agua y oxígeno, con desprendimiento de calor. En soluciones diluídas y frías, el desdoblamiento se verifica espontánea y lentamente, mas, la presencia de cuerpos alcalinos aceleran la descomposición; de este modo, aún a la temperatura ordinaria una solución alcalina de peróxido de hidrógeno se descompone en agua y oxígeno, y a la de ebullición, el desdoblamiento se produce en pocos minutos. Diversos cuerpos finamente divididos, que por su naturaleza ofrecen una gran superficie de contacto —oro, plata, platino, carbón de madera, etc.—, determinan también la descomposición del agua oxigenada. Por el contrario, la adición de ácidos retarda su descomposición y por este motivo, a las soluciones comerciales de agua oxigenada se les adiciona siempre pequeñas cantidades de ácido sulfúrico, bórico, barbitúrico, etc., para prolongar su estabilidad.

Un tipo comercial corriente de agua oxigenada corresponde a una concentración de 3 % en  $\text{H}_2\text{O}_2$ , la cual produce al descomponerse 10 volúmenes de oxígeno.



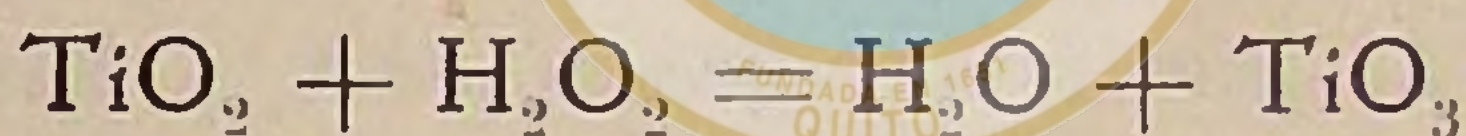
En sus reacciones el peróxido de hidrógeno se comporta unas veces como oxidante energético y otras como fuerte reductor.

### REACCIONES

1ª. El ácido crómico: Si a una solución diluida de agua oxigenada se añade primero unas gotas de ácido sulfúrico, después un poco de éter libre de alcohol y por último unas gotas de solución diluida de bicromato de potasio y se agita la mezcla; una vez en reposo, el éter sobrenada en la parte superior del líquido y toma una coloración azul, a consecuencia de la formación de ácido percrómico soluble en dicho disolvente.

Mediante esta reacción se puede comprobar hasta 1/10 de mgr. de agua oxigenada.

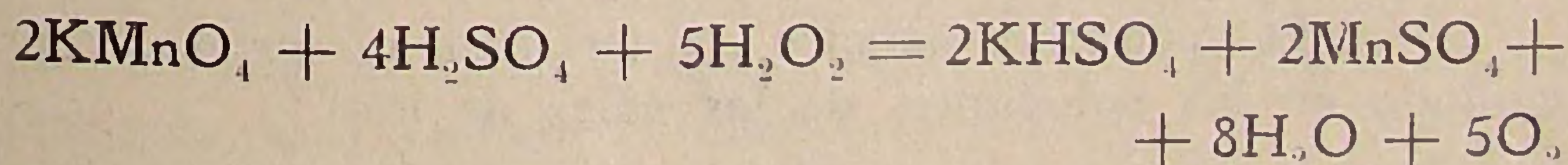
2ª. El sulfato de titano, en las disoluciones ácidas, produce una coloración amarilla o anaranjada, a causa de la formación de anhídrido pertitánico  $\text{TiO}_3$ , de color anaranjado:



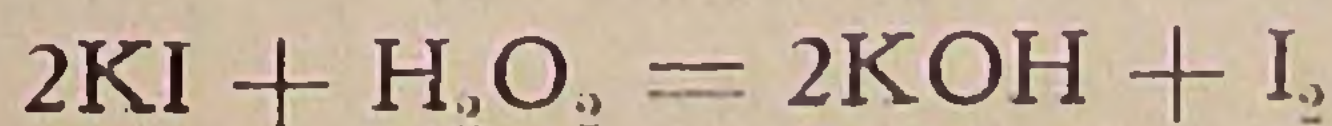
Esta reacción es la más sensible.

El reactivo se prepara fundiendo una parte de ácido titánico con quince a veinte partes de piro-sulfato de potasio y disolviendo el producto de la fusión, una vez frío, en ácido sulfúrico diluido.

3ª. El permanganato de potasio, en solución ácida, es decolorado, a la vez que se desprende oxígeno:



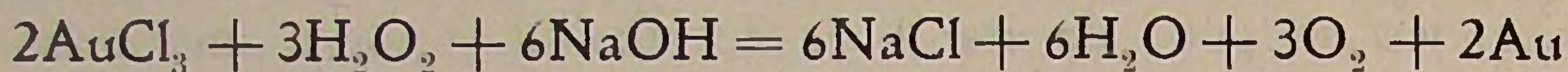
4ª. El yoduro de potasio y almidón: Si a una disolución ácida de yoduro de potasio y almidón se añade agua oxigenada, la mezcla toma enseguida una coloración azul:





Esta reacción es muy sensible y permite apreciar hasta 5/100 de mgr. de agua oxigenada por litro.

5ª. El cloruro de oro  $\text{AuCl}_3$ , en solución alcalina, es reducido, a la temperatura ordinaria, a oro metálico muy dividido, de color pardo oscuro a la luz reflejada y pardo verdoso por transparencia:



Cuando las disoluciones de oro son muy diluidas, se deposita en las paredes del recipiente una película amarilla de oro metálico.

## LITIO — Li

Es un metal que, en pequeñas cantidades, se encuentra muy repartido en la naturaleza; forma parte de algunas rocas, como el trifelín  $\text{FeLiPO}_4$ , y también de ciertos manantiales de aguas minerales.

Las sales de litio son higroscópicas y bastante solubles en agua, con excepción del fosfato, que es insoluble, y del carbonato, poco soluble en ese líquido.

El cloruro de litio se disuelve en una mezcla de alcohol y éter, diferenciándose así de los demás cloruros alcalinos que no se disuelven.

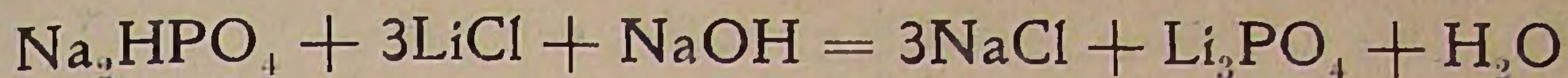
## REACCIONES

*Por vía húmeda:*

1ª. El ácido cloro platinico y el tartárico, no producen precipitado en las soluciones de las sales de litio.

2ª. El fosfato ácido de sodio  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ , da, con las disoluciones algo concentradas de las sales de litio, al hervirlas, un precipitado blanco de fosfato de litio  $\text{Li}_3\text{PO}_4$ . La precipitación es completa, si se alcaliniza la mezcla con sosa cáustica, se la evapora a sequedad en el baño de maría y al residuo se añade agua amoniacal:





El fosfato de litio es fusible al soplete, diferenciándose así del fosfato de magnesio y de los terro-alcalinos, que no se funden.

3ª. El carbonato de amonio determina en las disoluciones concentradas de litio, al hervirlas, un precipitado blanco, pulverulento, de carbonato de litio que se disuelve con dificultad en el agua; esta propiedad lo diferencia de los otros metales alcalinos.

100 partes de agua disuelven a 15° C., 1,31 partes de carbonato de litio.

En presencia de exceso de cloruros alcalinos o de amonio, el litio no precipita.

*Por vía seca:*

Las sales de litio comunican a la llama una coloración rojo carmín, que es absorbida por una capa gruesa de solución de índigo, a diferencia del potasio.

En el espectro de la llama de litio se observa una raya de color rojo - carmín y otra de rojo - anaranjado.

ÁREA HISTÓRICA  
DEL CENTRO DE INFORMACIÓN INTEGRAL

## MAGNESIO — Mg

El magnesio se encuentra en la naturaleza formando parte de varias especies minerales, como algunos silicatos entre los cuales se puede citar el amianto  $\text{CaMg}_3\text{Si}_4\text{O}_{12}$ ; se le encuentra, además, en forma de magnesita  $\text{MgCO}_3$ , dolomita  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ , carnalita  $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , etc.

El metal es blanco argentino; el agua hirviente lo descompone, desprendiendo hidrógeno y formando hidrato de magnesio  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ , poco soluble, el cual comunica al agua reacción debilmente alcalina.

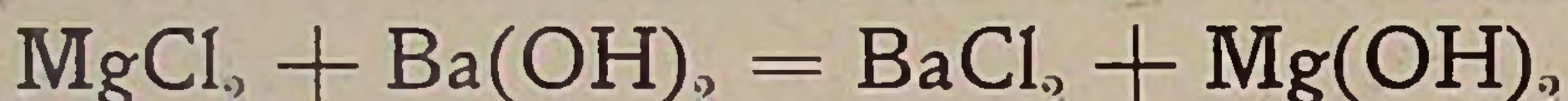
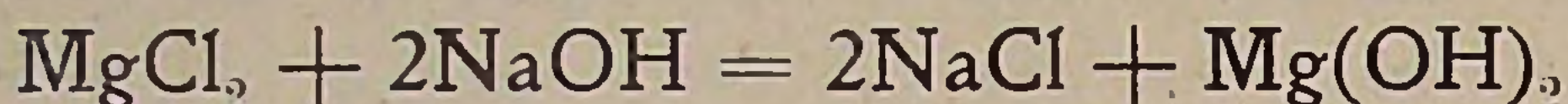
Es inalterable al aire seco, pero en el húmedo, se recubre de una delgada capa de carbonato básico de magnesio. El magnesio metálico arde con facilidad en el aire, desprendiendo una luz blanca muy viva y formando óxido de magnesio  $\text{MgO}$ .



## REACCIONES

*Por vía húmeda:*

1ª. La sosa o potasa cáustica, así como el agua de bari-  
ta  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , y el agua de cal  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , determinan la for-  
mación de un precipitado blanco, gelatinoso, de hidrato de  
magnesio, insoluble en exceso de reactivo y cuya formación  
se favorece mediante la ebullición:



La presencia de sales de amonio, como p. ej., el cloru-  
ro de amonio o cualquier sal amónica, impiden la precipita-  
ción del magnesio en forma de hidrato.

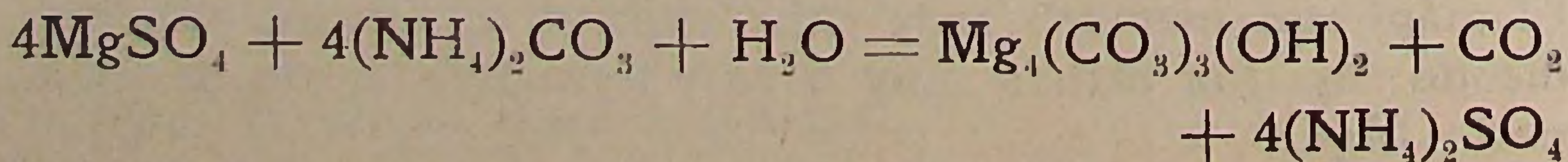
2ª. El amoniaco precipita también al magnesio bajo la  
forma de hidrato, pero esta precipitación no es completa por-  
que la sal de amonio que se forma como producto de la reac-  
ción, disuelve una parte del hidrato de magnesio formado:



En presencia de un exceso de sales amónicas, el amo-  
niaco no forma precipitado con los compuestos de magne-  
sio.

3ª. El carbonato de amonio, en las soluciones concen-  
tradas de las sales de magnesio, exentas de sales amónicas,  
(especialmente de cloruro de amonio) precipita carbonato bá-  
sico de magnesio. Por lo general, esta precipitación se ve-  
rifica después de calentar la mezcla, o de dejarla en reposo  
durante un tiempo más o menos largo.

La composición del precipitado varía según la tempera-  
tura y concentración de las disoluciones empleadas; pero con  
frecuencia tiene la composición siguiente:





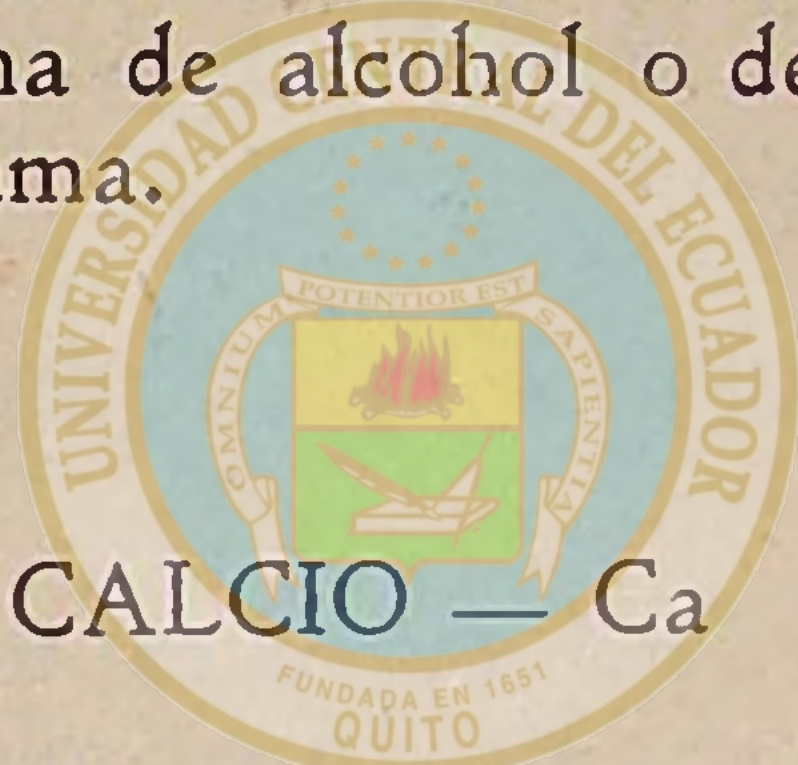
4ª. El fosfato de sodio  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ , añadido a una solución de magnesio que contenga cloruro de amonio y amoníaco, da un precipitado blanco, cristalino, de fosfato amónico magnésico:

En soluciones diluídas, el precipitado se forma lentamente y para acelerar la precipitación se frota las paredes del recipiente con una varilla de vidrio.

*Por vía húmeda:*

Los compuestos de magnesio, mezclados con carbonato de sodio y calcinados al soplete sobre el carbón, forman una masa blanca brillante, de óxido de magnesio; la que humedecida con unas gotas de nitrato de cobalto y vuelta a calcinar, toma una coloración rosa débil.

Las sales de magnesio no son volátiles y, por lo mismo, no colorean la llama de alcohol o de Bunsen, ni forman tampoco espectro de llama.



### CALCIO — Ca

Las combinaciones de calcio son muy abundantes en la naturaleza, presentándose en forma del carbonato  $\text{CaCO}_3$ , que constituye el mármol, la creta, etc. También se encuentra en estado de sulfato de calcio anhidro  $\text{CaSO}_4$ , e hidratado con dos moléculas de agua  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  formando la anhidrita y el yeso, respectivamente.

Las sales de calcio son insolubles en el agua, con excepción del cloruro  $\text{CaCl}_2$  y del nitrato  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ , que son muy solubles; también es soluble el bicarbonato de calcio  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  y, en pequeña cantidad, el sulfato de calcio; los demás compuestos son insolubles.

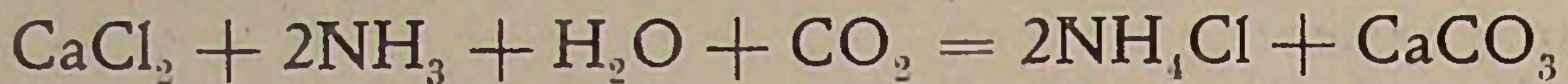
### REACCIONES

*Por vía húmeda:*

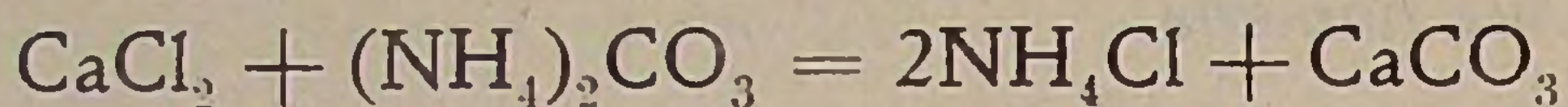
1ª. El amoníaco, exento de anhídrido carbónico, no produce ningún precipitado; pero, si la solución amoniaca de calcio permanece algún tiempo en contacto con el aire, ab-



sorbe este anhídrido carbónico y la disolución se enturbia por la formación de carbonato de calcio:



2ª. El carbonato de amonio da un precipitado blanco de carbonato de calcio:



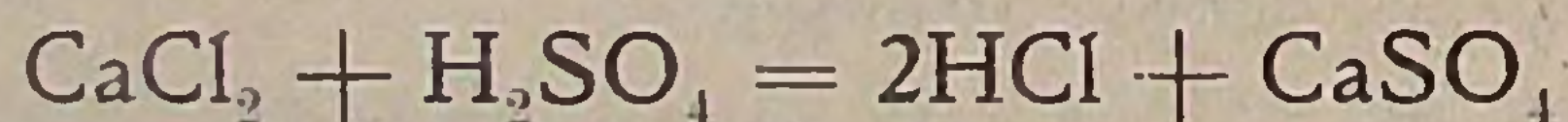
Este, que al principio es amorfo, se transforma por ebullición en un precipitado cristalino, de fácil filtración.

3ª. El oxalato de amonio  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ , o el ácido oxálico, determina la formación de un precipitado blanco, cristalino, de oxalato de calcio, soluble en ácido clorhídrico o nítrico e insoluble en el acético:



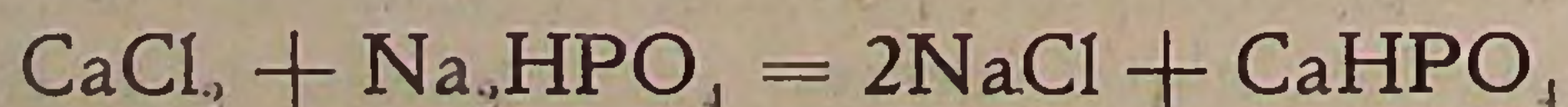
La precipitación del calcio es completa, cuando se efectúa con oxalato de amonio, en solución alcalinizada por amoníaco.

4ª. El ácido sulfúrico precipita el calcio en forma de sulfato, pero sólo en disoluciones concentradas:

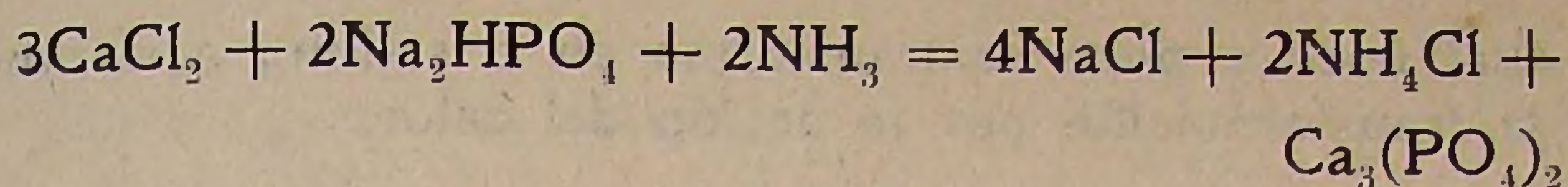


Si a una disolución acuosa de sulfato de calcio se adiciona alcohol, entonces precipita todo el calcio bajo la forma de sulfato con dos moléculas de agua  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , y que no es otra cosa que el yeso.

5ª. El fosfato de sodio  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ , en soluciones neutras, determina la formación de un precipitado blanco, coposo, de fosfato ácido de calcio; en soluciones amoniacaes precipita fosfato tricálcico:







Los dos compuestos se disuelven en los ácidos minerales y en el acético.

6ª. El dicromato de potasio  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  no forma precipitado, a diferencia del bario.

*Por vía seca:*

Si se calcinan los compuestos de calcio sobre carbón, con carbonato de sodio, forman un óxido infusible que emite una luz más o menos viva.

Las combinaciones volátiles de calcio, como por ejemplo el cloruro  $\text{CaCl}_2$ , comunican a la llama de alcohol o de Bunsen un color rojo amarillento.

En el espectroscopio dejan observar una doble banda amarillo-anaranjada y una banda amarillo-verdosa, situadas entre otras menos importantes.

## ESTRONCIO $\text{Sr}$

Este cuerpo se encuentra en la naturaleza en estado de combinación formando sulfato de estroncio  $\text{SrSO}_4$ , combinación a la que se le da el nombre de celestina, y como carbonato  $\text{SrCO}_3$ , llamado estroncianita.

El estroncio se encuentra frecuentemente acompañando al calcio, en pequeñas cantidades.

## REACCIONES

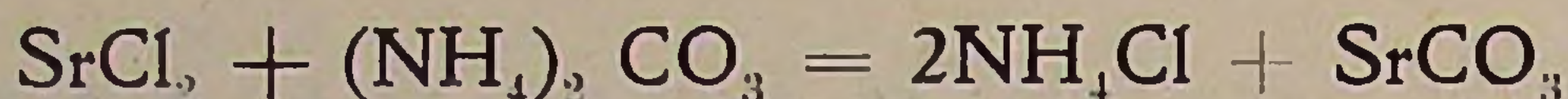
*Por vía húmeda:*

1ª. El amoníaco se comporta con el estroncio de manera análoga que con el calcio.

2ª. El carbonato de amonio da un precipitado blanco, amorfo, de aspecto voluminoso, de carbonato de estroncio,

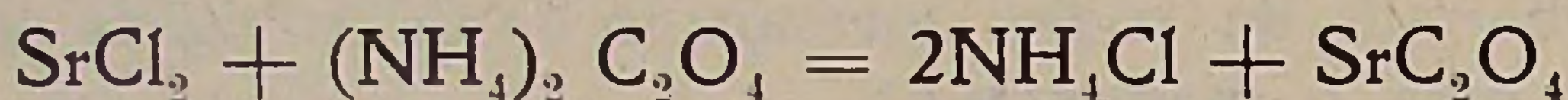


el cual poco a poco se transforma en cristalino, acelerándose la transformación por la acción del calor:



Esta reacción es reversible; por consiguiente, para que la precipitación del estroncio sea completa, habrá que emplear un exceso de carbonato de amonio y se calentará el líquido tan solo hasta que el precipitado se vuelva cristalino.

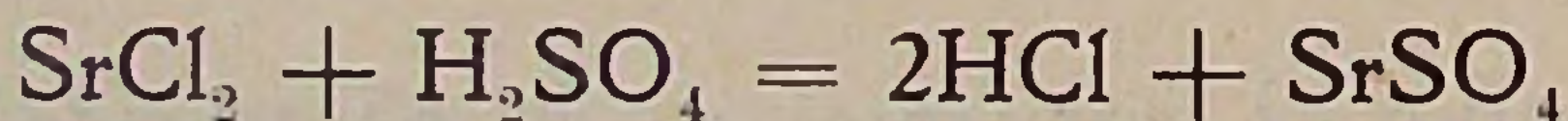
3ª. El oxalato de amonio, en soluciones neutras o alcalinas, precipita oxalato de estroncio:



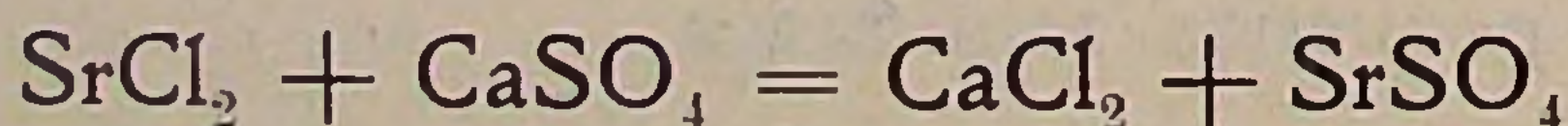
En frío, el precipitado obtenido está formado por cristales muy finos, difíciles de filtrar; en caliente, los cristales son mayores y por consiguiente de fácil filtración.

El oxalato de estroncio es bastante soluble en ácido acético y muy soluble en los ácidos minerales.

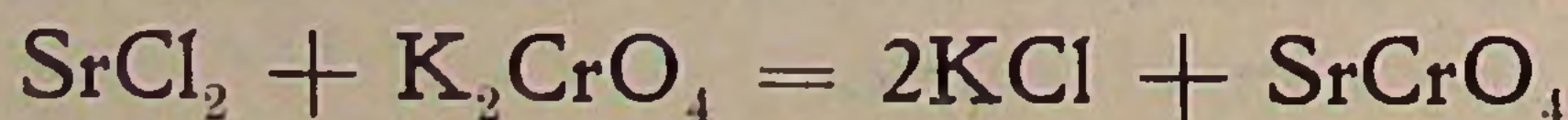
4ª. El ácido sulfúrico diluido precipita sulfato de estroncio, blanco, pulverulento, casi insoluble en agua (1 parte de  $\text{SrSO}_4$  en 6.900 partes de agua):



5ª. El agua de yeso  $\text{CaSO}_4$ , en disoluciones neutras o débilmente ácidas, precipita sulfato de estroncio, cuya formación en muchos casos es bastante lenta:



6ª. Los cromatos alcalinos  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ , con soluciones diluidas de estroncio, no forman precipitado; con las concentradas, se obtiene un precipitado amarillo claro de cromato de estroncio:



7ª. El dicromato de potasio  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  no precipita al estroncio de sus disoluciones.



*Por vía seca:*

Las sales de estroncio colorean la llama en rojo carmín; su espectro presenta varias líneas rojas brillantes, y, además, una amarilla anaranjada con otra azul muy característica.

Calcinados los compuestos de estroncio sobre el carbón, con carbonato de sodio, producen una masa brillante, blanca e infusible.

### BARIO — Ba

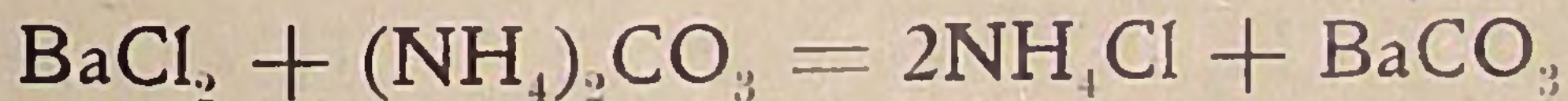
Se presenta en la naturaleza bajo la forma de espato pesado o baritina  $\text{BaSO}_4$  y de Witherita  $\text{BaCO}_3$ .

#### REACCIONES

*Por vía húmeda:*

1ª. El amoniaco: Las disoluciones de los compuestos de bario se comportan, respecto del amoniaco, como las de estroncio y calcio.

2ª. El carbonato de amonio precipita carbonato de bario, de color blanco y aspecto coposo, amorfo:



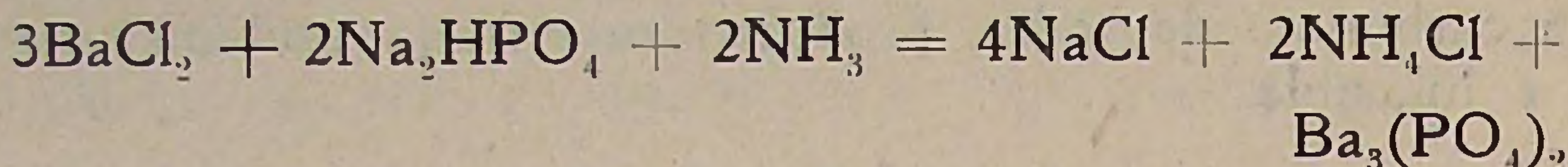
Para que el precipitado se transforme de amorfo en cristalino, es preciso efectuar dicha precipitación en caliente.

3ª. El oxalato de amonio da, como con el estroncio y el calcio, un precipitado blanco de oxalato de bario, con la diferencia de que este último compuesto se disuelve en el agua con mayor facilidad que los oxalatos de estroncio y calcio (1 parte de oxalato de bario se disuelve en 2.590 partes de agua fría):





4<sup>a</sup>. Los fosfatos alcalinos en solución neutra determinan la formación de un precipitado blanco, coposo, de fosfato ácido de bario; mas, si la disolución de bario contiene amoníaco, precipita entonces fosfato tribárico:

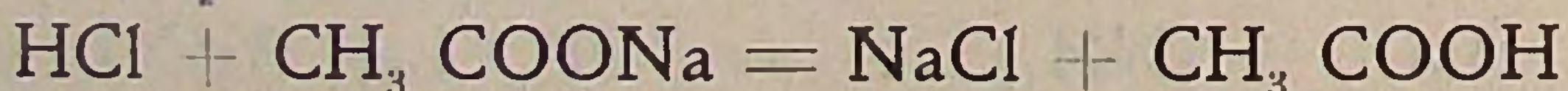
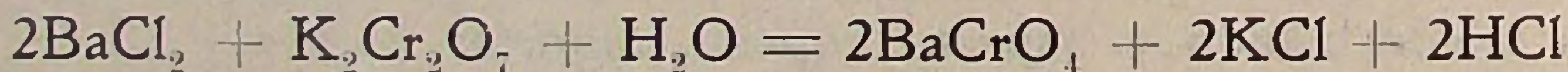


Los dos compuestos anteriores se disuelven en ácido clorhídrico y en ácido nítrico.

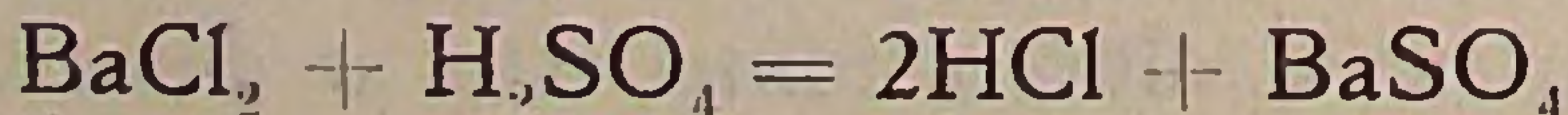
5<sup>a</sup>. Los cromatos alcalinos precipitan, de disoluciones neutras o aciduladas con ácido acético, cromato de bario, amarillo, soluble en los ácidos minerales:



Por este motivo, la precipitación del bario mediante dicromato de potasio  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , no es completa; porque el ácido mineral que se forma como producto de la reacción, disuelve una parte del precipitado obtenido; mas, la adición de acetato de sodio neutraliza la acción de dicho ácido, y la precipitación del bario, mediante dicromato, es completa:



6<sup>a</sup>. El ácido sulfúrico y los sulfatos solubles, precipitan sulfato de bario, blanco pulverulento, insoluble en agua y en ácidos (1 gramo de  $\text{BaSO}_4$  se disuelve en 436700 litros de agua):



Al hervir el sulfato de bario con una disolución de carbonato de sodio, se descompone parcialmente, transformándose en carbonato; mas, como esta reacción es reversible y para que la descomposición del sulfato de bario en carbonato



sea completa, es preciso hervir repetidas veces el sulfato de bario con una solución concentrada de carbonato de sodio:



*Por vía seca:*

Las sales volátiles de bario colorean la llama de alcohol o de Bunsen de verde amarillento; el espectro se caracteriza por varias bandas verdes intensas, una anaranjada y otra azul.

En el análisis químico tiene gran importancia el conocimiento de la solubilidad comparada de los cloruros y nitratos anhidros de los metales alcalino-térreos en alcohol absoluto  $\text{C}_2\text{H}_5 \cdot \text{OH}$ . Dicha solubilidad es la siguiente:

	Cloruros	Nitratos
Ca <sup>++</sup> .....	soluble	soluble
Sr <sup>++</sup> .....	soluble	insoluble
Ba <sup>++</sup> .....	insoluble	insoluble

## ZINC — Zn

Se encuentra en la naturaleza formando parte de varios minerales, tales como el espato de zinc  $\text{ZnCO}_3$  y la blenda  $\text{ZnS}$ .

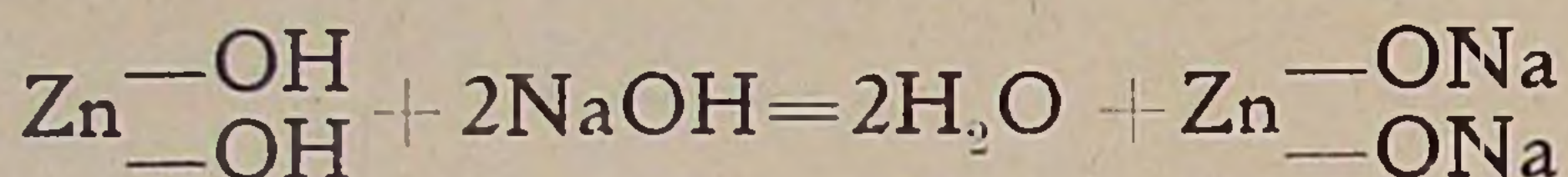
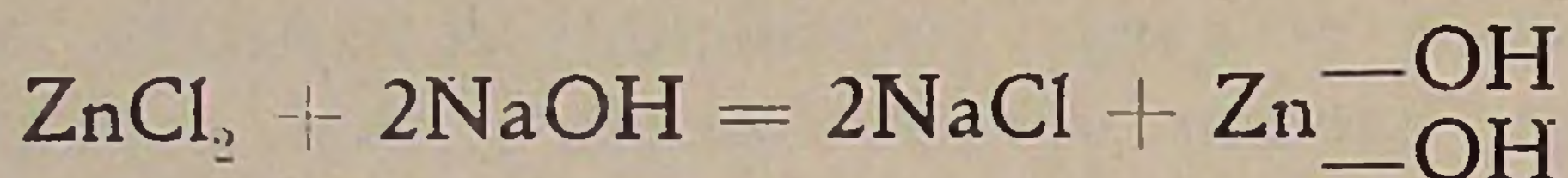
El zinc metálico tiene un color blanco azulado y estructura cristalina; los ácidos  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  y  $\text{HNO}_3$  diluidos lo disuelven fácilmente con desprendimiento de hidrógeno.



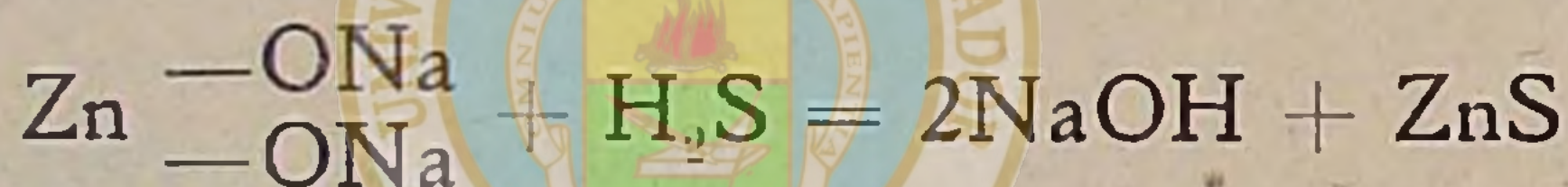
## REACCIONES

*Por vía húmeda:*

1ª. La sosa o potasa cáustica determina la formación de un precipitado blanco, gelatinoso, de hidrato de zinc, soluble en exceso de reactivo, con la formación de un zincato alcalino:



Si en la solución del zincato alcalino se deja pasar una corriente de ácido sulfhídrico, se descompone, formándose sulfuro de zinc:



2ª. El amoníaco precipita de las disoluciones neutras exentas de sales amónicas, hidrato de zinc, soluble en exceso de amoníaco, con la formación de sales complejas  $\text{Zn}(\text{NH}_3)_n^{++}$ , de composición variable, según la concentración del amoníaco.

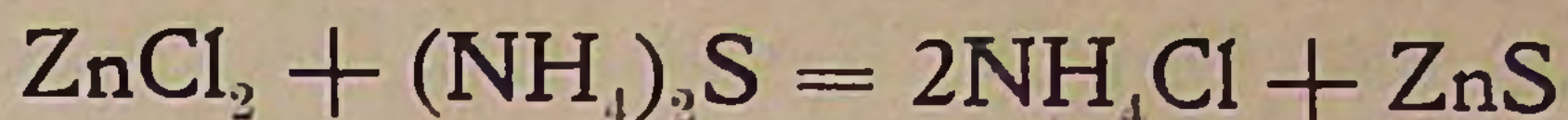
3ª. El ácido sulfhídrico precipita de las disoluciones neutras, sulfuro de zinc, blanco, coposo:



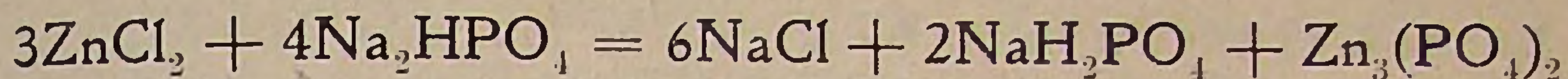
El sulfuro de zinc se disuelve fácilmente en los ácidos minerales y por esta razón, la precipitación obtenida según la reacción anteriormente indicada, no es completa, por impedírselo el ácido mineral libre que se forma, el cual se destruye adicionando una cantidad suficiente de acetato de sodio, ya que el sulfuro de zinc es insoluble en ácido acético.

4ª. El sulfuro de amonio precipita, de disoluciones neutras o alcalinas, sulfuro de zinc, de color blanco:





5<sup>a</sup>. El fosfato de sodio, da un precipitado gelatinoso de fosfato neutro de zinc, que después de algún tiempo se vuelve cristalino:



Este precipitado se disuelve en los ácidos y en el amoníaco.

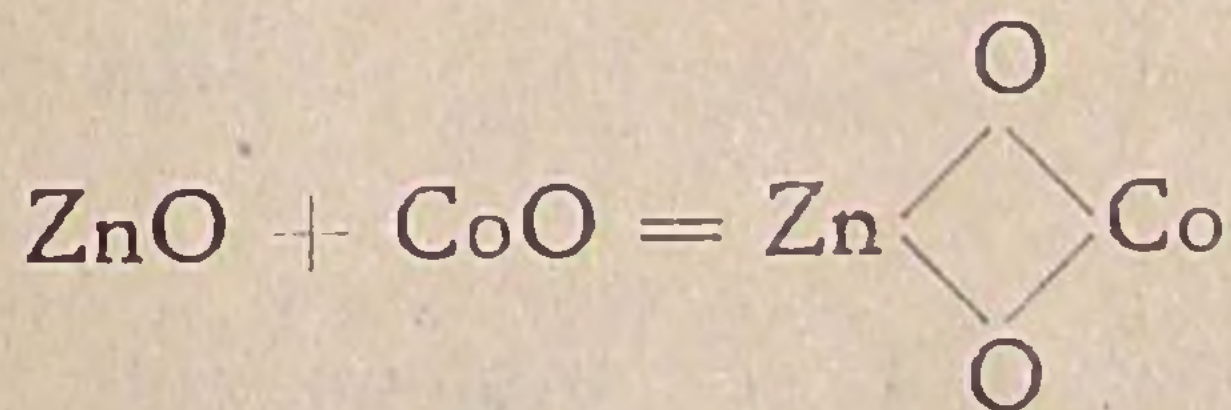
6<sup>a</sup>. Los carbonatos alcalinos precipitan carbonato básico de zinc, de composición variable y que no se disuelve en exceso de reactivo. La presencia de sales amónicas impide la precipitación.

7<sup>a</sup>. El carbonato de amonio precipita también carbonato básico de zinc, de color blanco, soluble en exceso de reactivo, formándose compuestos complejos.

*Por vía seca:*

Calcinados los compuestos de zinc con carbonato de sodio sobre el carbón, dan una aureola blanca de óxido de zinc, aureola que en caliente es amarilla, volviéndose blanca al enfriarse.

Todos los compuestos de zinc que por calcinación se transforman en óxidos, al ser humedecidos con una gota de nitrato de cobalto y vueltos a calcinar, dan una masa verde, infusible, que lleva el nombre de verde de Rinnmann, considerada como un zincato de cobalto:



## MANGANESO — Mn

El manganeso se encuentra muy diseminado en la naturaleza y generalmente unido al oxígeno, formando la piro-



lusita  $\text{MnO}_2$ , braunita  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ , hausmanita  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  y el espato de manganeso  $\text{MnCO}_3$ .

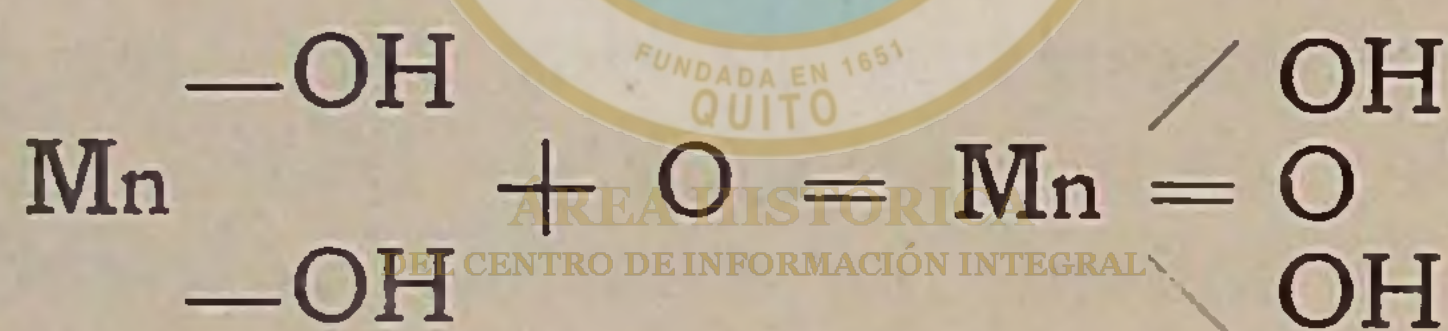
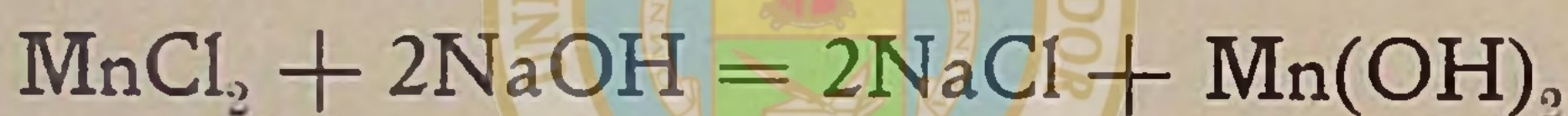
El manganeso, en estado de pureza, es un metal de coloración gris, que se disuelve fácilmente en los ácidos minerales, formando las sales manganosas, que son las más estables.

En sus combinaciones dicho metal funciona como <sup>II</sup>di, <sup>III</sup>tri, <sup>IV</sup>tetra, <sup>VI</sup>hexa y <sup>VII</sup>heptavalente. El ion manganoso, divalente, es de color rosáceo, y semejante en sus propiedades al ion magnesio.

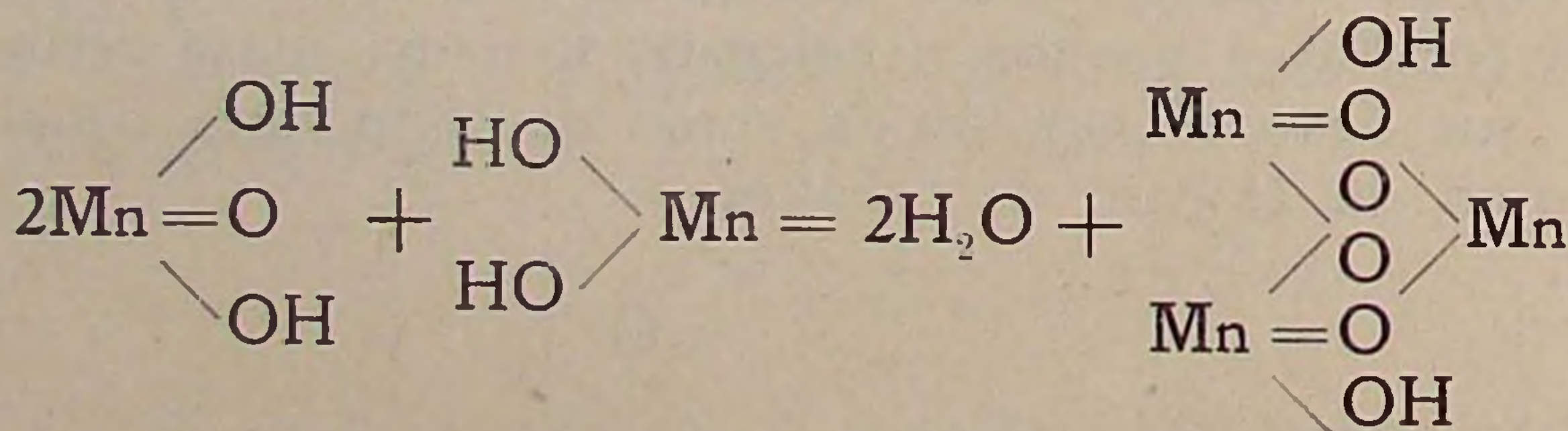
### REACCIONES

*Por vía húmeda:*

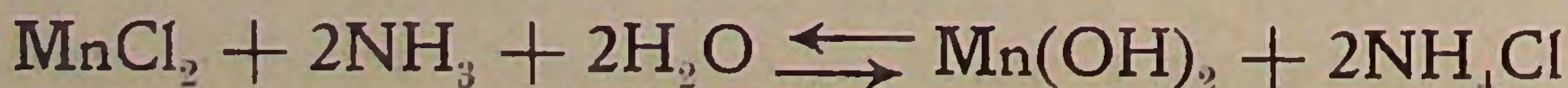
1ª. La sosa o potasa cáustica precipita hidrato manganoso, de color blanco, ligeramente rosáceo, que en contacto del aire, se oxida y toma una coloración parduzca, transformándose en un compuesto mangánico:



*aire      ácido manganoso*



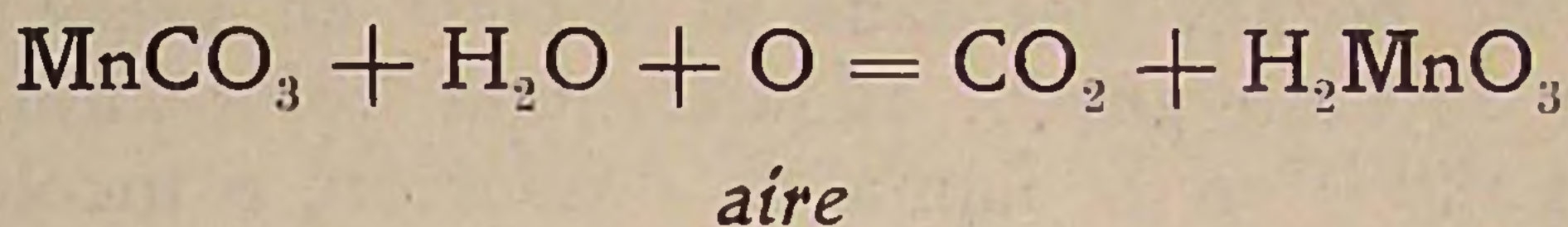
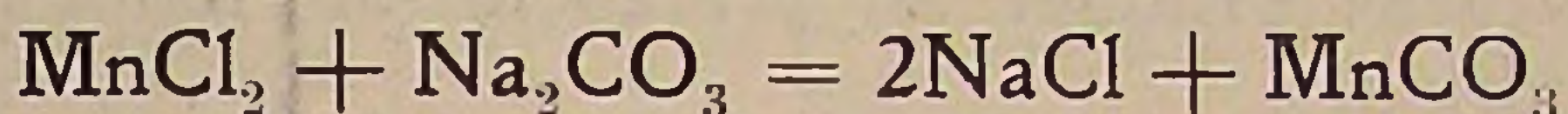
2ª. El amoníaco precipita incompletamente el ion manganoso; es decir, el manganeso se comporta, en este caso, como los compuestos de magnesio y las sales ferrosas. Si la reacción se verifica en presencia de suficiente cantidad de cloruro de amonio, no se forma ningún precipitado:



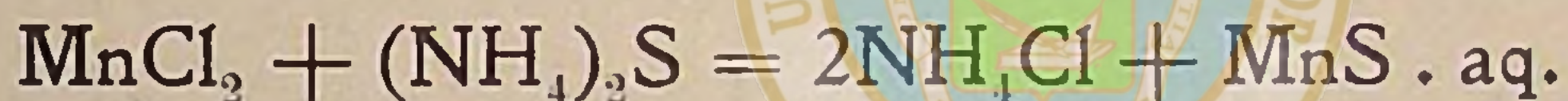


Cuando las soluciones amoniacales de los compuestos manganosos se las expone al aire, depositan entonces, lentamente, todo el manganeso en forma de hidrato mangánico, insoluble.

3<sup>a</sup>. Los carbonatos alcalinos precipitan carbonato manganesoso, blanco, ligeramente rosáceo, que hervido durante algún tiempo en contacto del aire, se transforma en ácido manganesoso:

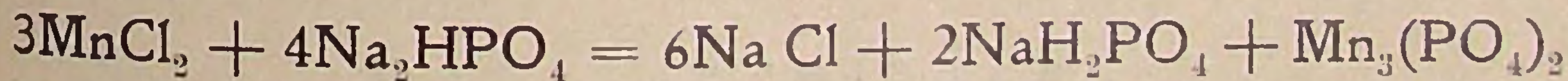


4<sup>a</sup>. El sulfuro de amonio da un precipitado de sulfuro manganesoso hidratado, de color carne, fácilmente soluble en los ácidos minerales diluidos y en el acético:

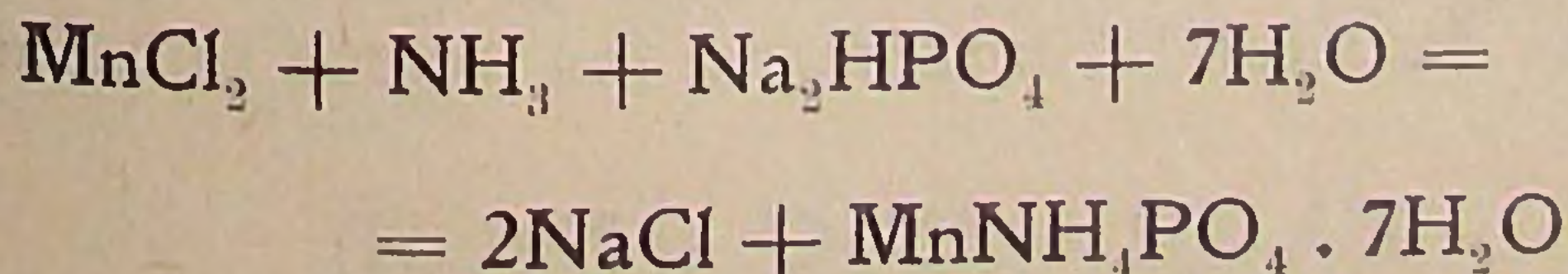


Al hervir el sulfuro manganesoso en presencia de exceso de sulfuro de amonio y amoniaco y en ausencia de sales amónicas, se transforma en un sulfuro verde de hidratación menor.

5<sup>a</sup>. El fosfato de sodio precipita fosfato manganesoso  $\text{Mn}_3(\text{PO}_4)_2$ , de color blanco, soluble en los ácidos minerales y en el acético:



Si a la disolución ácida y caliente del fosfato de manganeso se añade exceso de cloruro de amonio y amoniaco, se obtiene un precipitado en forma de escamas blancas, de fosfato amónico manganesoso:





*Por vía seca:*

Fundiendo una combinación de manganeso sobre una lámina de platino con carbonato de sodio y nitrato de potasio, se obtiene una masa verde de manganato potásico  $K_2MnO_4$ , que se disuelve en agua con coloración verdosa.

Cuando se acidula la disolución verdosa del manganato con unas gotas de ácido nítrico, el manganato se transforma en permanganato de color rosáceo. Esta reacción es muy sensible, pero no se produce en presencia de halógenos, ni de ácido clorhídrico.

La perla de bórax, calentada al soplete en presencia de un compuesto de manganeso, adquiere una coloración amatista (violeta pálido) en la llama de oxidación, e incolora en la de reducción.



Preséntase en la naturaleza bajo la forma de níquelina  $Ni_3As_2$ , millerita  $Ni_3S_2$ , gersdorffita  $NiAsS$ , garnierita  $(SiO_4(NiMg)H + aq.)$ , etc.

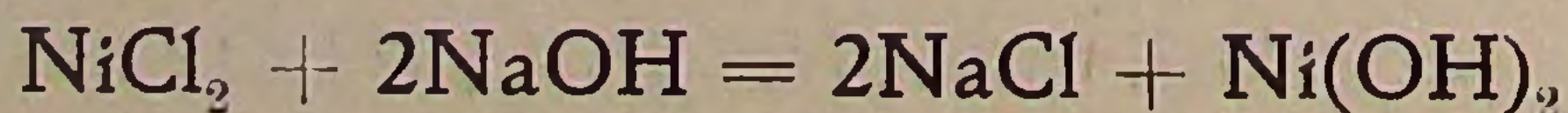
El níquel es un metal blanco agrisado, dúctil, que se disuelve difícilmente en los ácidos clorhídrico y sulfúrico; el nítrico le ataca con facilidad, desprendiendo vapores nitrosos.

En todas sus sales, que son de color verde, funciona el níquel como divalente, siendo el óxido níquelico  $Ni_2O_3$  la única combinación estable del níquel trivalente.

## R E A C C I O N E S

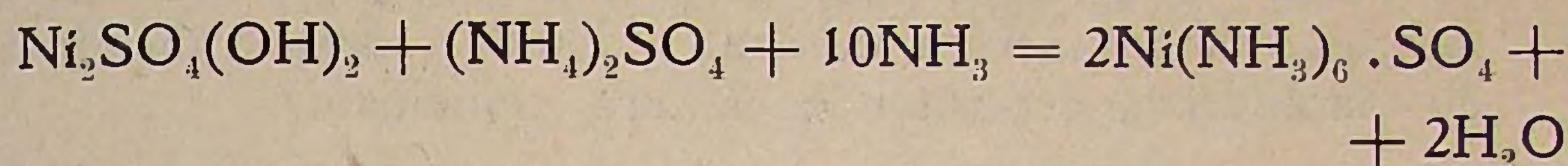
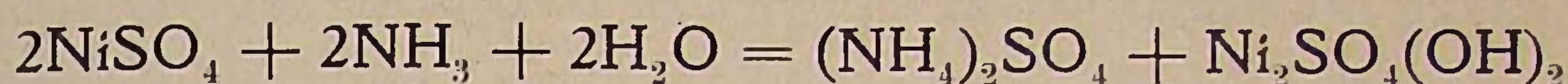
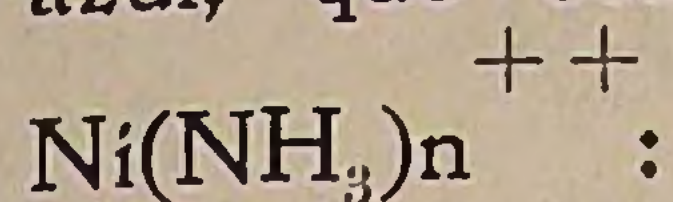
*Por vía húmeda:*

1ª. La sosa o potasa cáustica precipita hidrato de níquel, de color verde manzana, amorfo, insoluble en exceso de reactivo, pero que se disuelve fácilmente en los ácidos minerales:





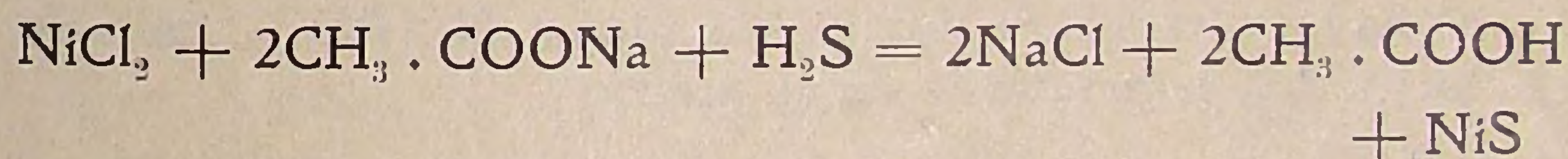
2ª. El amoníaco, si es añadido en pequeña cantidad a disoluciones neutras exentas de sales amónicas, precipita sal básica, de color verde; mas, si se agrega un exceso de reactivo, el precipitado se disuelve, dando un líquido de color azul, que contiene compuestos complejos de níquelamina



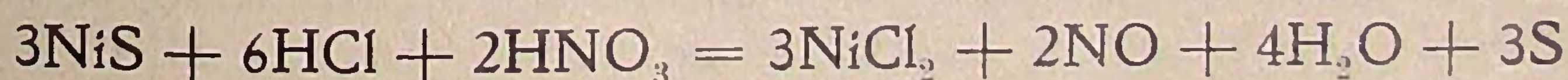
3ª. Los carbonatos alcalinos precipitan, de las disoluciones neutras, carbonato níqueloso, de color verde manzana, insoluble en exceso de reactivo:



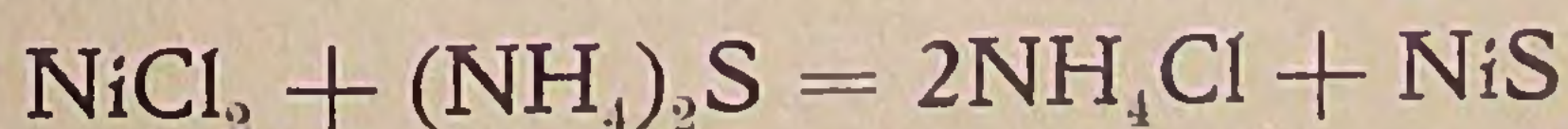
4ª. El ácido sulfhídrico no precipita el níquel de sus disoluciones cuando éstas contienen ácidos minerales o un exceso de acético; mas, si esas disoluciones están débilmente aciduladas con ácido acético y en presencia de un acetato alcalino, el ácido sulfhídrico precipita todo el níquel al estado de sulfuro, de color negro:



El sulfuro de níquel se disuelve en el agua regia; depositando azufre:

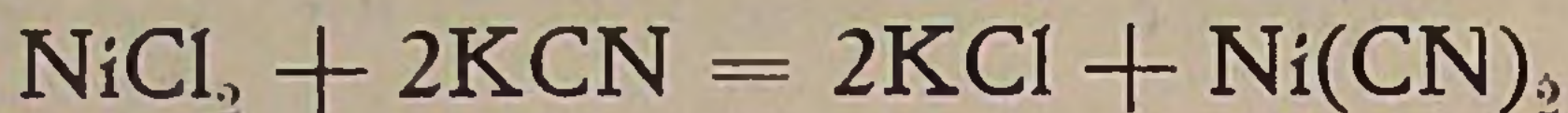


5ª. El sulfuro de amonio da un precipitado negro de sulfuro de níquel, algo soluble en sulfuro de amonio y, por esta razón, el líquido filtrado toma color oscuro; pero al acidularle con ácido acético, precipita nuevamente el sulfuro de níquel disuelto:

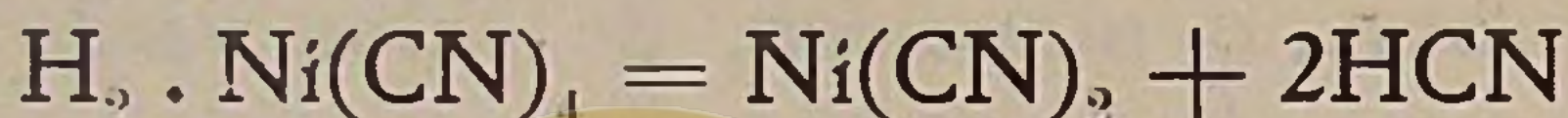
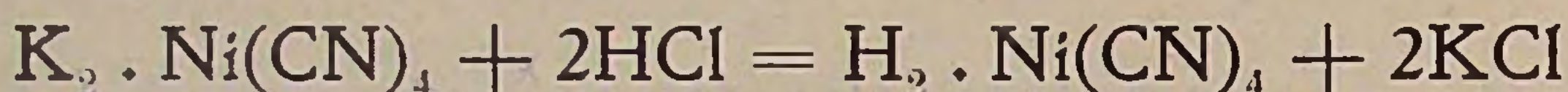




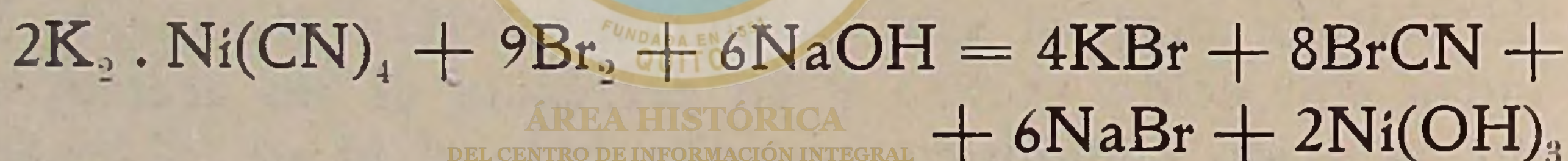
4<sup>a</sup>. El cianuro de potasio da un precipitado verde amarillento de cianuro níqueloso, soluble en exceso de reactivo, con color amarillo, resultando un níquelocianuro potásico  $K_2 \cdot Ni(CN)_4$ :



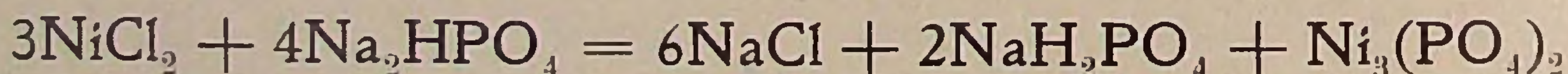
Este compuesto complejo se descompone fácilmente por la acción de los ácidos minerales diluïdos, desprendiendo ácido cianhídrico, depositando cianuro níqueloso:



Sí a la disolución amarillenta del compuesto níquelocianuro potásico se agrega una pequeña cantidad de sosa cáustica y agua de bromo, se obtiene un precipitado negro de hidrato níquelico:

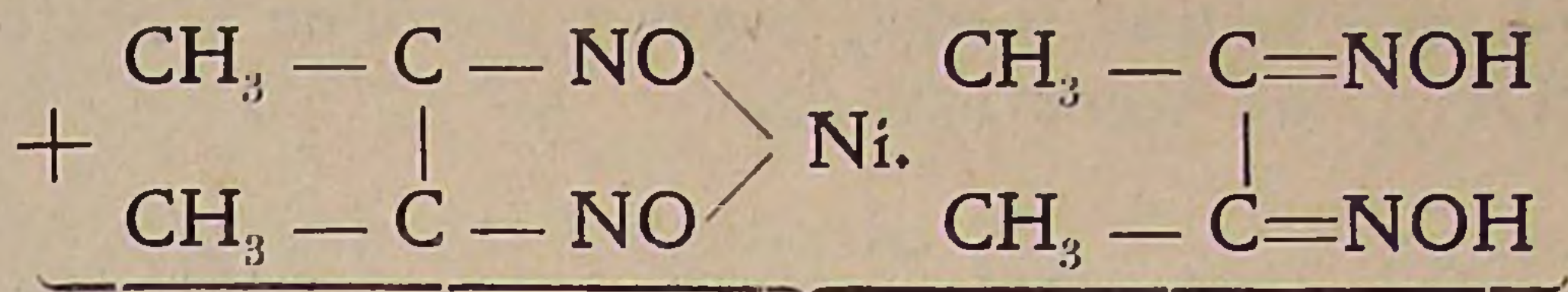
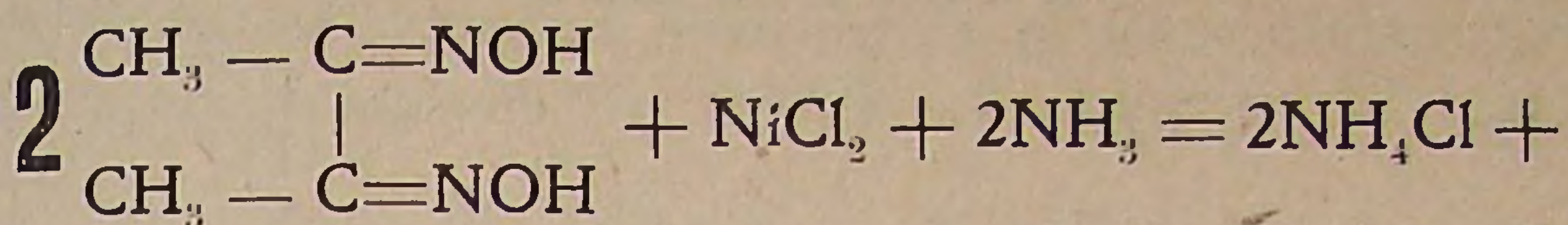


5<sup>a</sup>. El fosfato de sodio determina la formación de un precipitado verdoso de fosfato de níquel  $Ni_3(PO_4)_2$ , soluble en los ácidos minerales y en el acético:



6<sup>a</sup>. La dimetilglyoxima: Sí se alcaliniza ligeramente con amoníaco la disolución de una sal de níquel, se agrega después una solución alcohólica de dimetilglyoxima al 1<sup>o</sup>/0 y se hierve, se forma un precipitado de níquel dimetilglyoxima, de color rojo - rosado:





*Níquel dimetilglyoxima*

Esta reacción indicada por Tschugæff, es muy importante y se la emplea para separar el níquel del cobalto.

*Por vía seca:*

La perla de bórax adquiere, con las combinaciones de níquel, color rojo en caliente y amarillo en frío a la llama de oxidación, y gris a la de reducción.

COBALTO — Co

Es poco abundante en la naturaleza, donde se lo encuentra combinado con el azufre y con el arsénico formando la esmaltina o cobalto arsenical  $(\text{CoNiFe})\text{As}_3$ , la cobaltina o cobalto gris  $(\text{CoFe})(\text{AsS})$ , etc.

El cobalto es un cuerpo de color gris de acero que se disuelve con mayor facilidad en los ácidos minerales diluïdos que el níquel.

Las propiedades del cobalto son muy semejantes a las del níquel, pues el cobalto funciona también como divalente, formando las sales cobaltosas, o como trivalente, produciendo sales cobálticas.

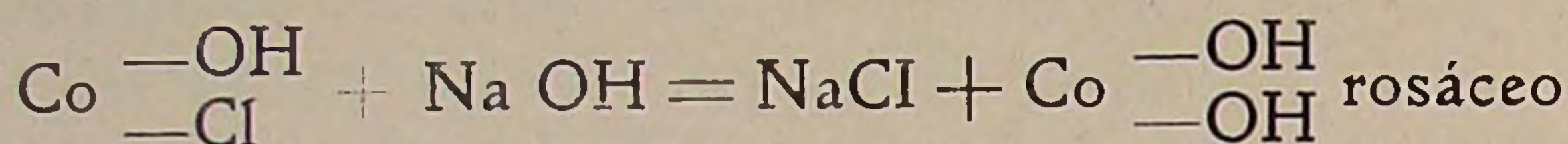
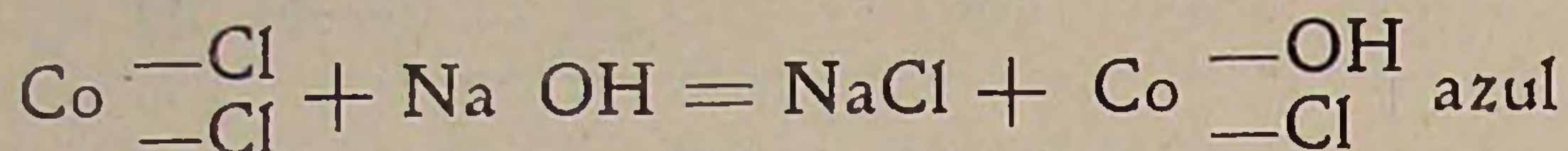
Las combinaciones del cobalto tienen coloración rosada o rojiza, cuando están hidratadas, y azules, cuando son anhidras.



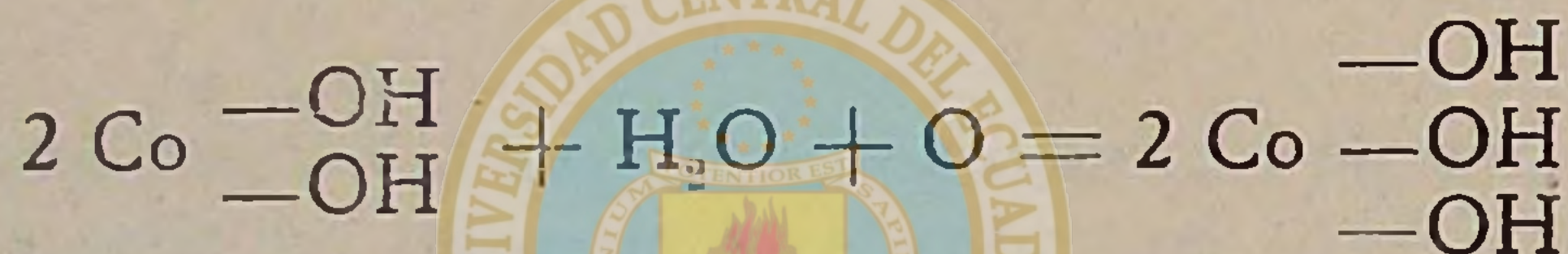
## REACCIONES

*Por vía húmeda:*

1ª. La sosa o potasa cáustica precipita cobalto básico de color azul, que se transforma, poco a poco, en hidrato cobaltoso  $\text{Co}(\text{OH})_2$ , de color rosado:



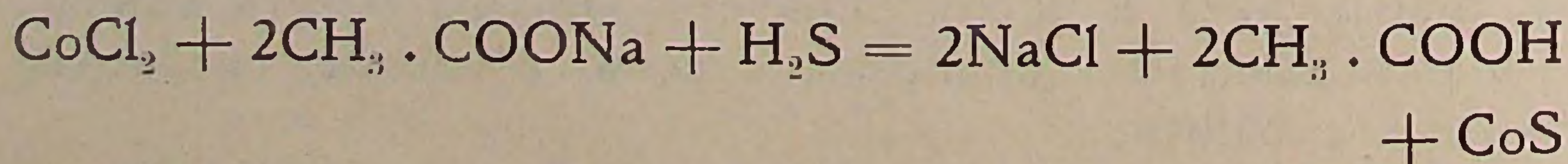
Este compuesto, en contacto del aire, se oxida parcialmente, transformándose en hidrato cobáltico de color pardo:



2º. El amoníaco, en soluciones neutras, exentas de sales amónicas, precipita también cobalto básico de color azul, el cual rápidamente toma coloración verdosa y se disuelve en amoníaco adquiriendo una coloración amarillento-parduzca. Por la acción del aire esta coloración se convierte en rojiza, a causa de la formación de complejos cobaltí-amónicos.

3ª. Los carbonatos alcalinos precipitan sal básica de cobalto, de coloración rojiza y composición variable.

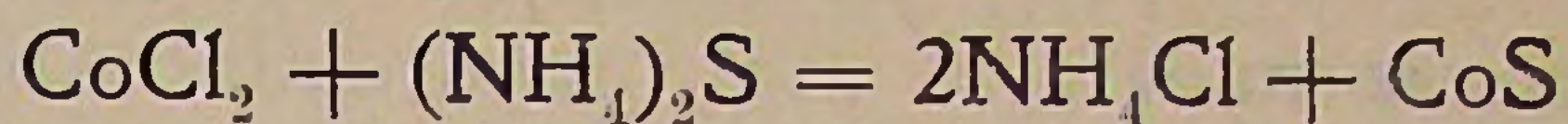
4ª. El ácido sulfhídrico no produce ningún precipitado si la disolución de cobalto contiene ácidos minerales; en disoluciones neutras que contengan acetato de sodio, precipita todo el cobalto, en forma de sulfuro de color negro.



4ª. El sulfuro de amonio da un precipitado negro de sulfuro de cobalto, insoluble en el ácido acético y clorhídri-

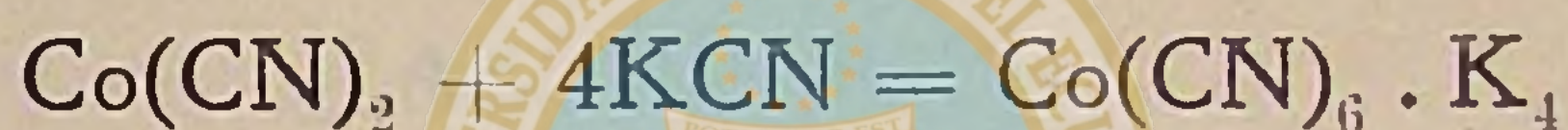


co diluídos, pero que se disuelve en el ácido nítrico concentrado y en el agua regia, depositando azufre:

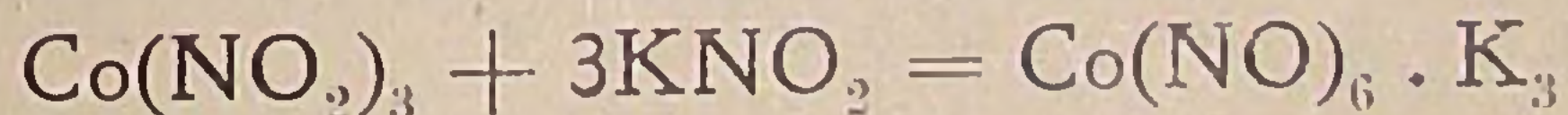
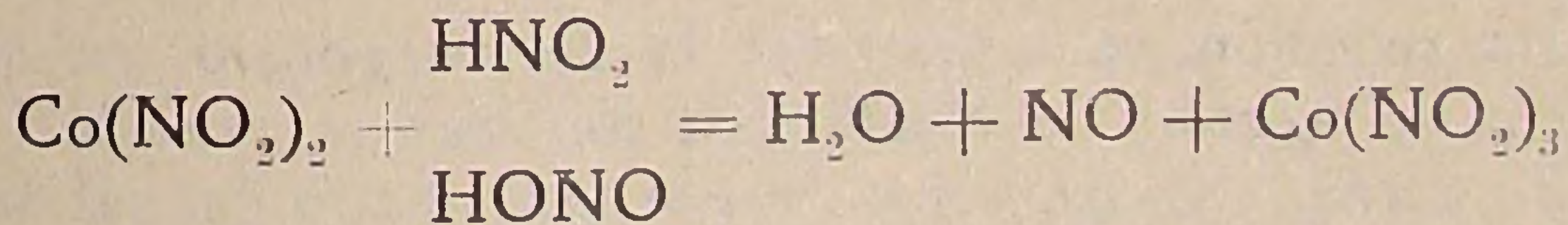
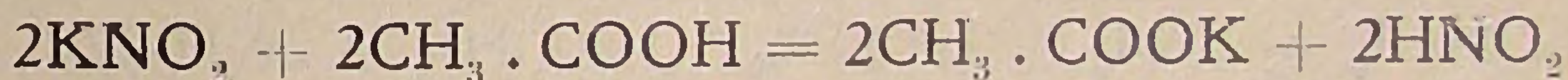
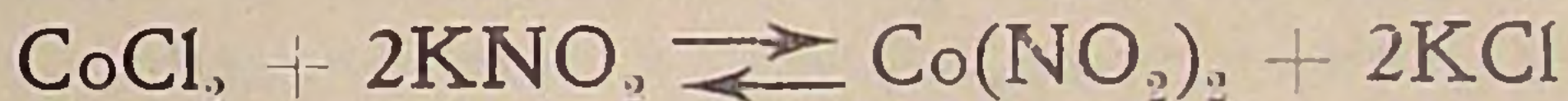


Por la acción prolongada del ácido nítrico concentrado, se disuelve, poco a poco, el azufre, transformándose en sulfato.

5ª. El cianuro de potasio KCN da un precipitado rojo pardo de cianuro cobaltoso, soluble en exceso de reactivo con color pardo y formación de un cianuro cobaltípotásico:



6ª. Las disoluciones de cobalto, neutralizadas con acetato de sodio y aciduladas con ácido acético, dan, con las soluciones concentradas de nítrito de potasio, un precipitado amarillo cristalino de nítrito cobalti - potásico:



*Por vía seca:*

Las perlas de bórax o de sal de fósforo, se tiñen de azul con mínimas cantidades de sales de cobalto.



## HIERRO — Fe

Las especies minerales más importantes son: el hierro magnético  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  (óxido ferroso férrico); el hierro espático  $\text{FeCO}_3$ ; la hematita roja  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ; la hematita parda  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ , y la pirita  $\text{FeS}_2$ . El hierro en estado de pureza tiene color blanco grisáceo; es duro, dúctil, magnético. Los ácidos clorhídrico y sulfúrico diluidos lo disuelven formando los compuestos ferrosos correspondientes, con desprendimiento de hidrógeno; el ácido nítrico lo ataca formando la sal férrica respectiva.

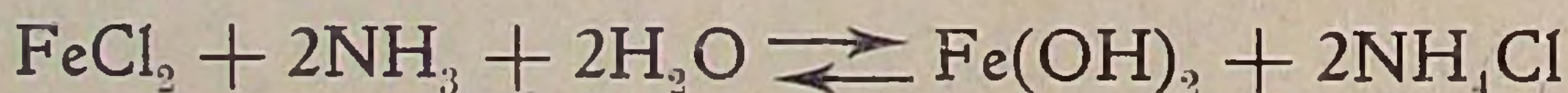
El hierro forma dos clases de combinaciones: las ferrosas y las férricas que se las reconoce por las reacciones siguientes:

### SALES FERROSAS

#### REACCIONES

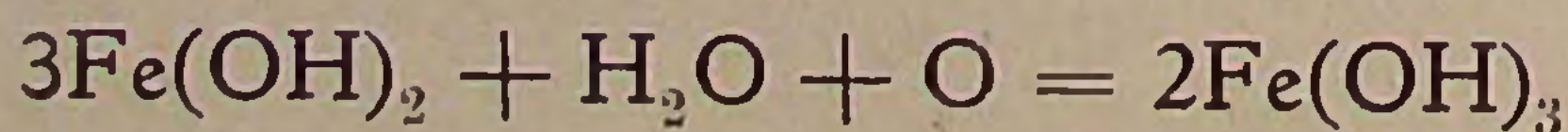
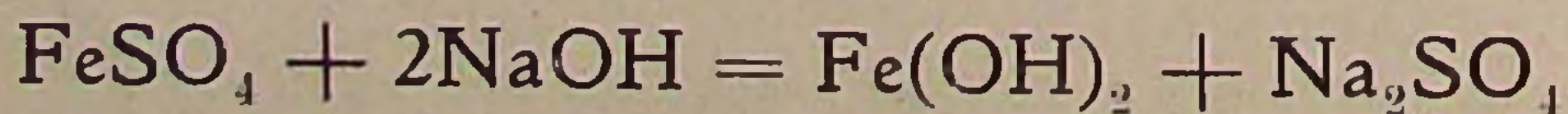
*Por vía húmeda:*

1ª. El amoníaco precipita parcialmente al hierro bajo la forma de hidrato ferroso, de color blanco verdoso:



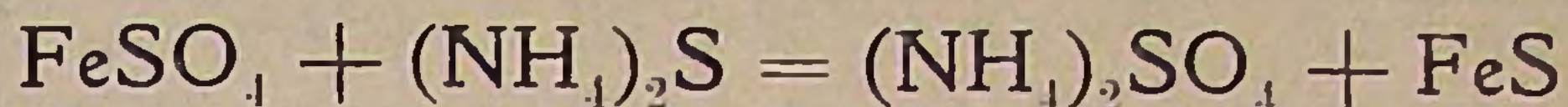
Esta reacción, es análoga a la del magnesio, ya que en presencia de exceso de cloruro de amonio la reacción tiene lugar de derecha a izquierda y por esta razón la sal ferrosa no precipita por el amoníaco cuando contiene suficiente cantidad de sales amónicas.

2ª. La sosa o potasa cáustica da un precipitado blanco de hidrato ferroso, el cual, en contacto del aire, se oxida rápidamente, produciendo combinaciones férricas de color verde sucio primero, luego pardo verdoso y por último pardo:

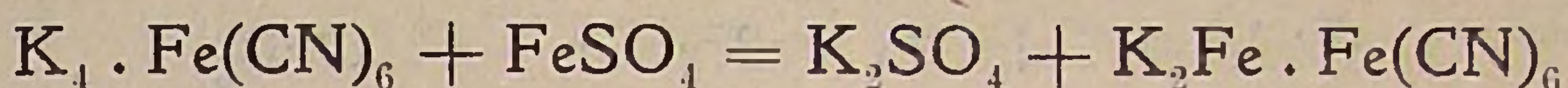




3ª. El sulfuro de amonio da un precipitado negro de sulfuro de hierro  $\text{FeS}$ , insoluble en exceso de reactivo, pero soluble en los ácidos minerales:



4ª. El ferrocianuro de potasio  $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ , precipita ferrocianuro ferroso potásico de color blanco, que, paulatinamente, y en contacto del aire, se vuelve azul; este cambio de coloración se produce rápidamente adicionando ácido nítrico o cualquier otro oxidante:



5ª. El sulfocianuro de potasio  $\text{KSCN}$ , no da con las sales ferrosas ni precipitado ni coloración alguna.

6ª. El ferricianuro de potasio  $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$  da con las disoluciones neutras o ácidas de las sales ferrosas, un precipitado azul llamado azul de Turnbull y que no es otra cosa que un ferricianuro ferroso:



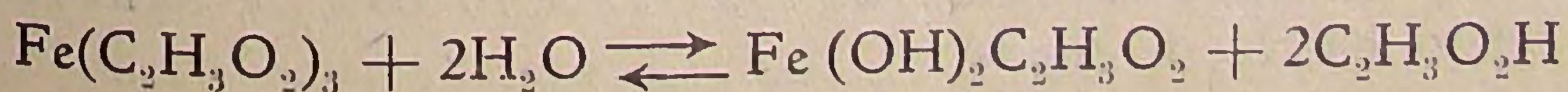
6ª. Las soluciones de permanganato son decoloradas por las sales ferrosas aciduladas con ácido sulfúrico.

## SALES FERRICAS

### REACCIONES

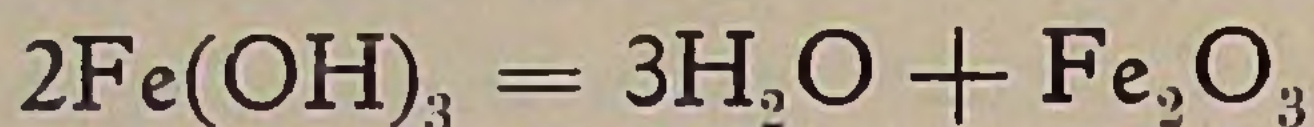
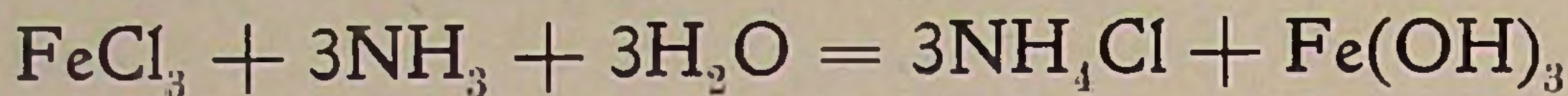
*Por vía húmeda:*

1ª. Las sales férricas de ácidos débiles se hidrolizan casi siempre al hervirlas con agua, precipitando sales básicas; así, por ejemplo, el acetato férrico da:

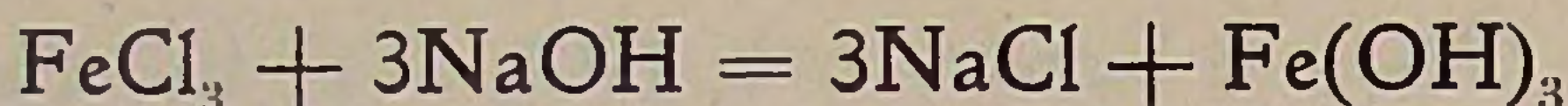




2<sup>a</sup>. El amoníaco precipita el hierro bajo la forma de hidrato férrico, de color café rojizo, que se disuelve fácilmente en ácidos minerales. Al calcinar el hidrato férrico pierde agua y se transforma en óxido férrico  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ :



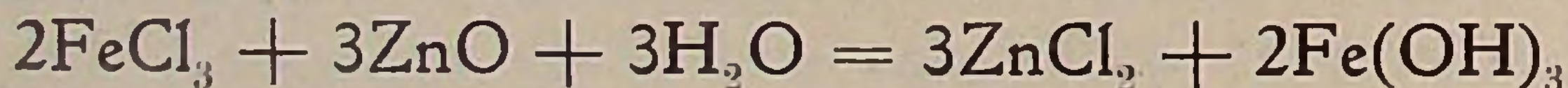
3<sup>a</sup>. La sosa o potasa cáustica precipita igualmente hidrato férrico, insoluble en exceso de reactivo:



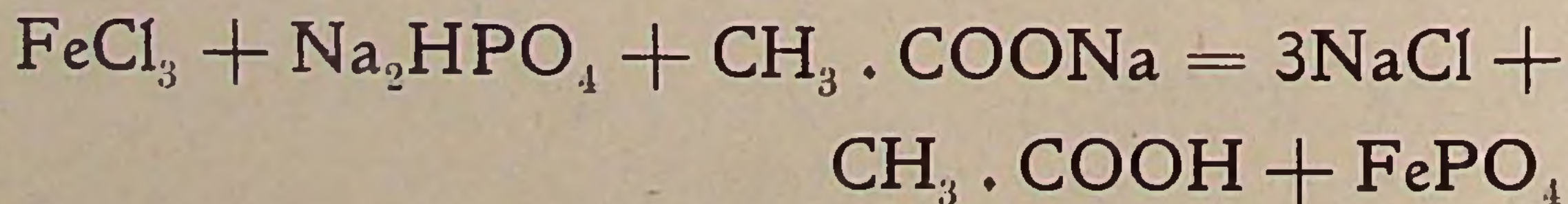
4<sup>a</sup>. El carbonato de sodio precipita carbonato básico de hierro, que se hidroliza al hervirle, descomponiéndose en hidrato férrico y anhídrido carbónico:



5<sup>a</sup>. El óxido de zinc o el de mercurio precipitan también el hierro en forma de hidrato férrico. Esta reacción es muy empleada en Química gravimétrica para la dosificación del hierro:

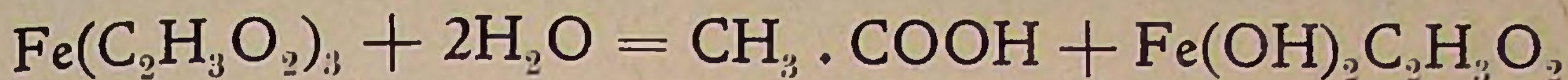
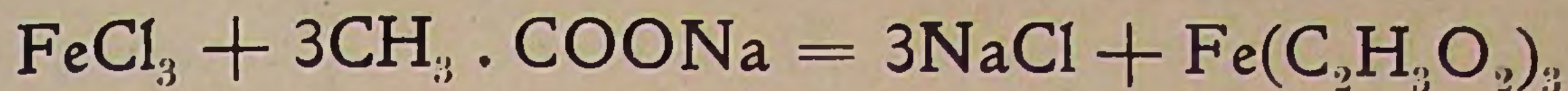


6<sup>a</sup>. El fosfato de sodio determina la formación de un precipitado blanco amarillento de fosfato de hierro, insoluble en ácido acético y soluble en los ácidos minerales; en este caso, la precipitación del hierro sólo es completa en presencia de un exceso de precipitante o de un acetato alcalino:

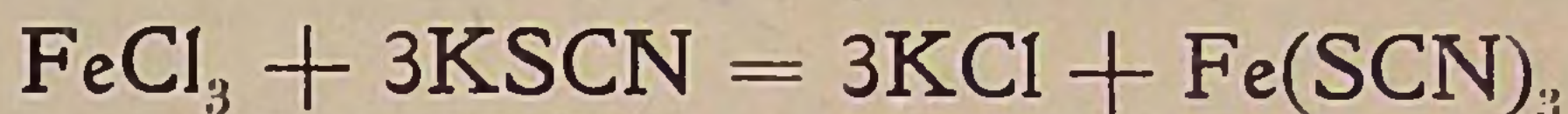


7<sup>a</sup>. Los acetatos alcalinos, en disoluciones neutras, dan con las sales férricas una coloración café oscura; al hervir el líquido precipita cuantitativamente el hierro bajo la forma de acetato básico de hierro:





8ª. El sulfocianuro de potasio da, con las sales férricas, una coloración rojo sangre de sulfocianuro férrico. Esta reacción es reversible y, por consiguiente, la coloración será más intensa si se añade un exceso de precipitante o de sal férrica:



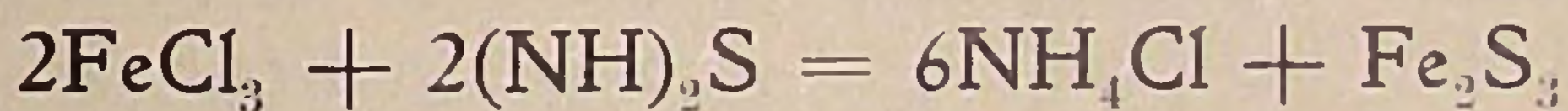
Al agitar con éter, pasa al  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$  a este líquido.

9ª. El ferrocianuro de potasio, en soluciones neutras o ácidas de las sales férricas, da un precipitado azul intenso de ferrocianuro férrico, llamado azul de Prusia y que no es otra cosa que la sal férrica del ácido ferrocianhídrico:

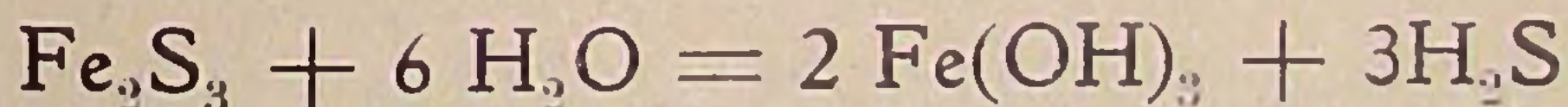


El azul de Prusia es insoluble en el agua, pero se disuelve en el ácido oxálico con coloración azul (tinta azul).

10. El sulfuro de amonio precipita sulfuro férrico, de color negro, soluble en los ácidos minerales y también en el acético:

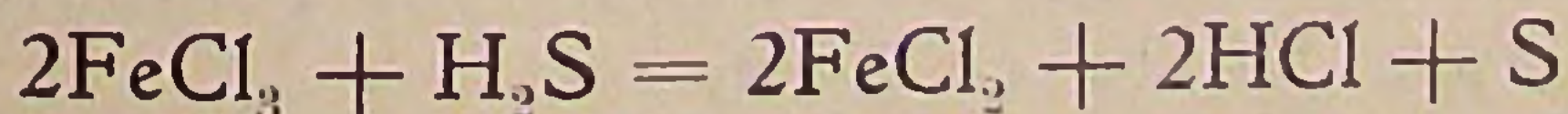


Por la acción del agua, el sulfuro férrico se hidroliza lentamente en frío y rápidamente a 100°:



Por este motivo se colorean de café los precipitados húmedos que permanecen durante algunas horas sobre el filtro.

11. El ácido sulfhídrico, en soluciones ácidas, reduce las sales férricas a ferrosas, depositando azufre, lo cual hace que el líquido presente aspecto lechoso:





12. El tanino: con las disoluciones de este compuesto, se obtiene un precipitado negro azulado de tanato férrico (tinta).

13. El ácido salicílico y los salicilatos solubles producen una coloración azul violeta.

## ALUMINIO — Al

El aluminio es el metal que con más abundancia se encuentra en la naturaleza, hallándose siempre bajo la forma de combinaciones muy variadas, pero sin existir en estado libre.

La especie más abundante es la arcilla o silicato de aluminio hidratado  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ . El rubí, zafiro y corindón están formados por óxidos de aluminio coloreados por pequeñas cantidades de óxidos metálicos.

El aluminio forma un solo óxido, el  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , y, por consiguiente, una sola serie de sales.

El ácido clorhídrico lo disuelve transformándole en cloruro y desprendiendo hidrógeno; el ácido sulfúrico lo ataca débilmente en caliente y el nítrico concentrado o hirviente no lo hace experimentar alteración alguna.

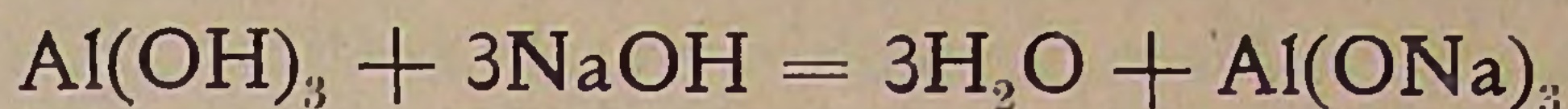
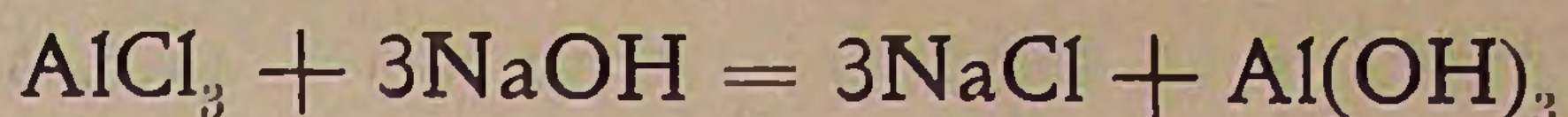
Las sales de aluminio son incoloras, y las solubles en agua presentan reacción ácida cuando se encuentran disueltas en ese líquido, porque se disocian hidrolíticamente. Este hecho explica la causa por la que al evaporar una solución acuosa de cloruro de aluminio se obtenga como residuo el hidrato correspondiente, que es insoluble en agua:



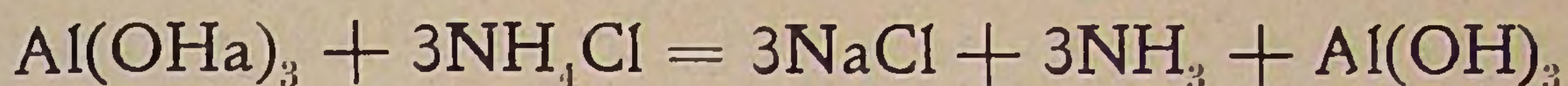
## REACCIONES

1ª. La sosa o potasa cáustica determina la formación de un precipitado blanco, gelatinoso, de hidrato de aluminio, soluble en exceso de reactivo con la formación de un aluminato; es decir, el hidrato de aluminio se comporta como un ácido respecto a las bases fuerte:

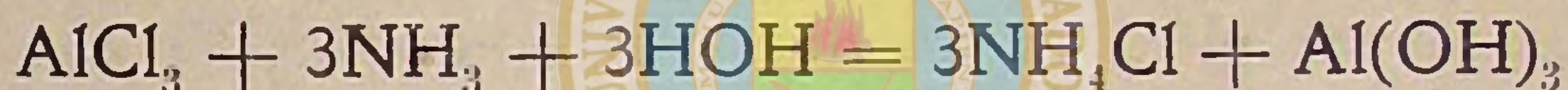




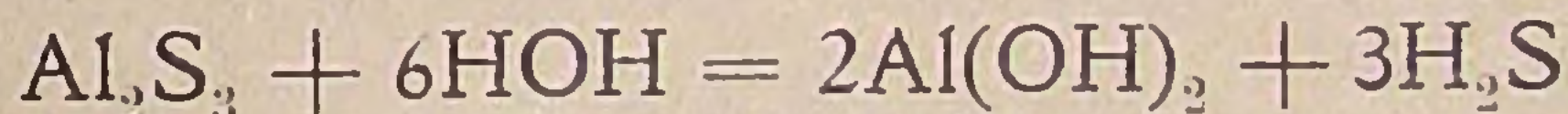
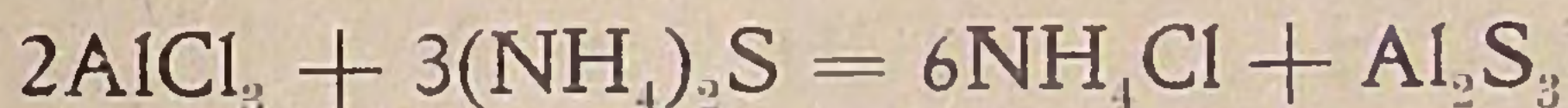
Sí a la solución del aluminato se agrega un exceso de cloruro de amonio y se calienta, vuelve a precipitar el aluminio en forma de hidrato:



2ª. El amoníaco precipita también hidrato de aluminio, blanco, gelatinoso, algo soluble en agua y en exceso de amoníaco concentrado, pero insoluble en sales amónicas, cuya presencia favorece —al hervir el líquido—, la reunión de las partículas coloidales del hidrato de aluminio y la formación de un precipitado granuloso de fácil filtración. Mediante este procedimiento de ebullición con las sales amónicas, el precipitado que se encuentra en el estado de sol, pasa al de gel:

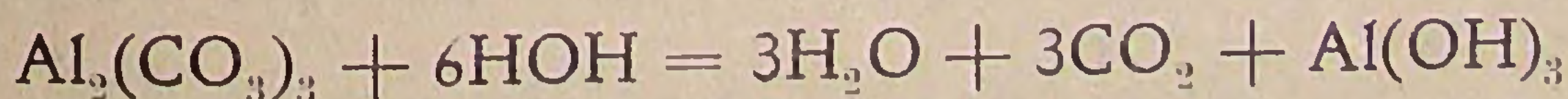
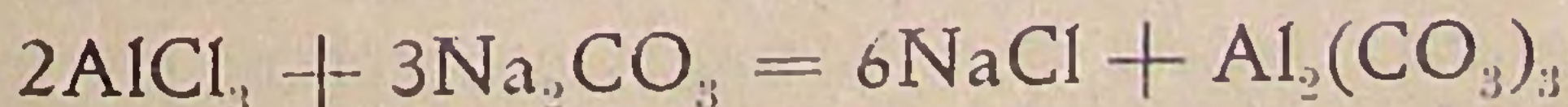


3ª. El sulfuro de amonio precipita hidrato de aluminio, blanco, gelatinoso, a causa de la rápida hidrólisis que experimenta el sulfuro de aluminio previamente formado:



Cuando se ensaye esta reacción conviene añadir sólo una gota de sulfuro de amonio, pues el color amarillento de este reactivo mancharía la coloración blanca del precipitado. Si no obstante este cuidado se obtuviera un precipitado amarillento, se añadirá una porción del compuesto de aluminio.

4ª. Los carbonatos alcalinos precipitan hidrato de aluminio (hidrólisis):

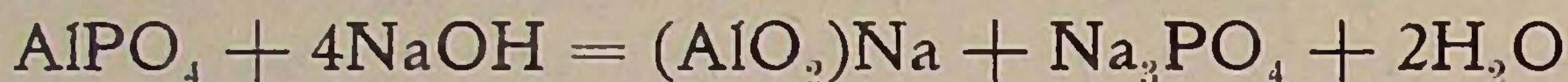




5ª. El fosfato de sodio determina la formación de un precipitado blanco, voluminoso, de fosfato de aluminio, soluble en ácidos minerales e insoluble en el acético (diferencia del Ca, Sr, Ba, Mg.):

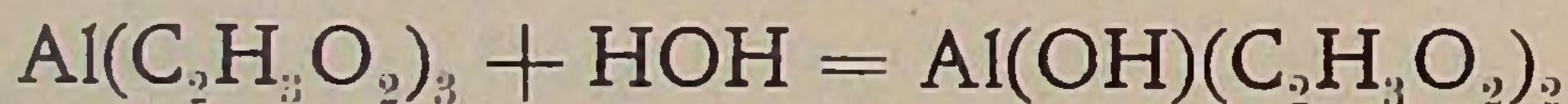


El fosfato de aluminio se disuelve con facilidad en sosa o potasa cáustica, con formación de aluminato y fosfato alcalinos:



6ª. El acetato de sodio, en disoluciones neutras y frías, no forma ningún precipitado, porque se produce acetato de aluminio normal, que se mantiene disuelto: mas, al hervir la solución, precipita el aluminio bajo la forma de acetato básico de aluminio. Esta reacción no es cuantitativa.

Al enfriarse la solución se redisuelve parcialmente el precipitado, por lo tanto, debe filtrarse en caliente cuando se trate de la completa separación del aluminio, la que se favorece, diluyendo la solución o elevando la temperatura, ya que se trata de una reacción reversible:



*Por vía seca:*

Los compuestos de aluminio, calcinados al soplete y humedecidos con una gota de nitrato de cobalto, al volver a calcinarlos dan una masa de color azul, llamada azul de Thenard.

## CROMO — Cr

Este cuerpo presenta pocas variedades en sus especies mineralógicas, siendo la más importante el hierro cromado o cromita  $\text{Cr}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO}$ ; el plomo rojo o crocosita  $\text{PbCrO}_4$ , y el ocre de cromo  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ .



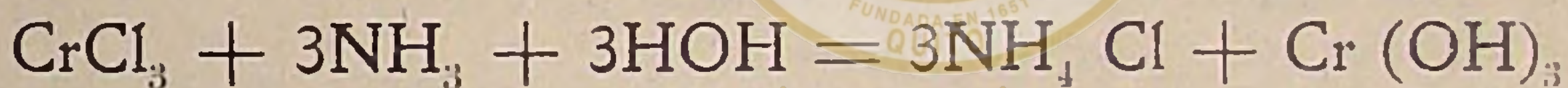
El cromo es un metal de color agrisado, semejante al hierro; los ácidos clorhídrico y sulfúrico lo disuelven transformándolo en cloruro y sulfato; el ácido nítrico no le modifica sensiblemente.

El cromo da dos series de compuestos semejantes al hierro, porque forman dos iones positivos: el cromo ion  $\text{Cr}^{++}$  y el cromí ion  $\text{Cr}^{+++}$ , que originan los compuestos cromo-  
sos y crómicos, respectivamente; los primeros son poco estables y se transforman fácilmente en los compuestos crómicos.

### REACCIONES

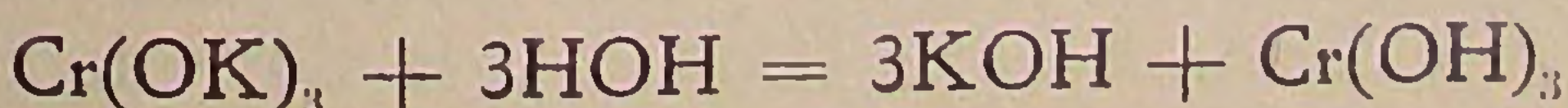
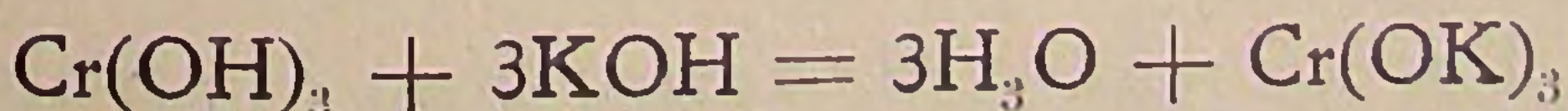
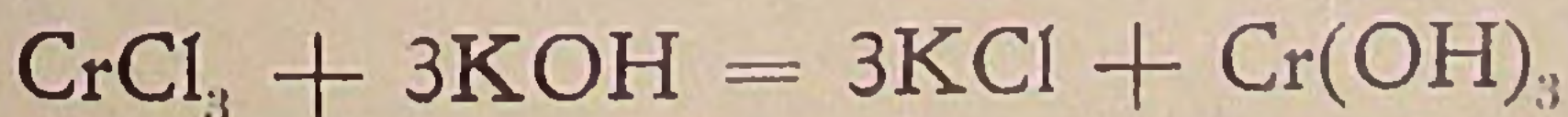
*Por vía húmeda:*

1ª. El amoníaco da un precipitado verde gris, o azul gris, de hidrato de cromo, que se disuelve fácilmente en los ácidos minerales con coloración verde violeta:



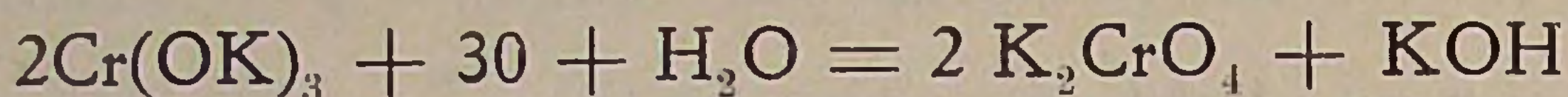
El hidrato de cromo es algo soluble en exceso de reactivo, dando un líquido de color rojo violeta, a causa de la formación de un compuesto complejo de la fórmula  $\text{Cr}(\text{NH}_3)_6 \cdot \text{Cl}_6$ . Si se hierve el líquido hasta que se desprenda completamente el amoníaco, precipita nuevamente el Cr, bajo la forma de hidrato.

2ª. La sosa o potasa cáustica precipita hidrato de cromo de color verde soluble en exceso de reactivo con la formación de un cromito. Si se diluye con agua este compuesto y se lo somete a la ebullición, se hidroliza completamente, volviendo a precipitar hidrato de cromo, a diferencia de aluminio:

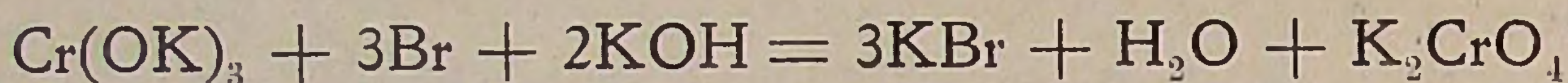




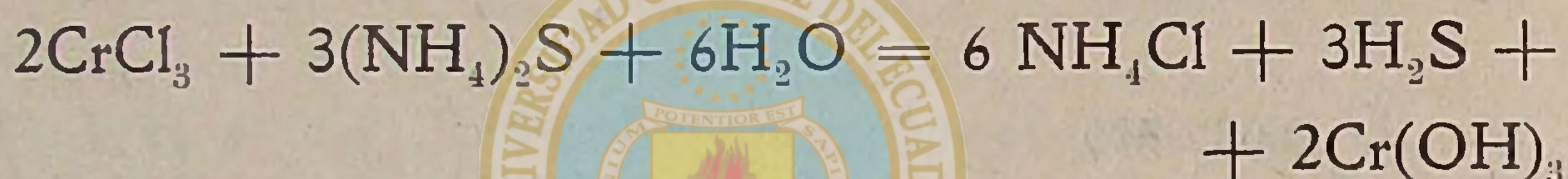
Sí se añade al cromito alcalino, de color verdoso, una cantidad de agua oxigenada, se transforma en cromato de color amarillento; esta reacción se acelera calentando el líquido:



También se transforma el cromito alcalino en cromato si se lo trata con sosa o potasa cáustica y agua de bromo, y se le hierve un tiempo más o menos largo:



3ª. El sulfuro de amonio precipita hidrato de cromo de color verdoso, con desprendimiento de ácido sulfhídrico:

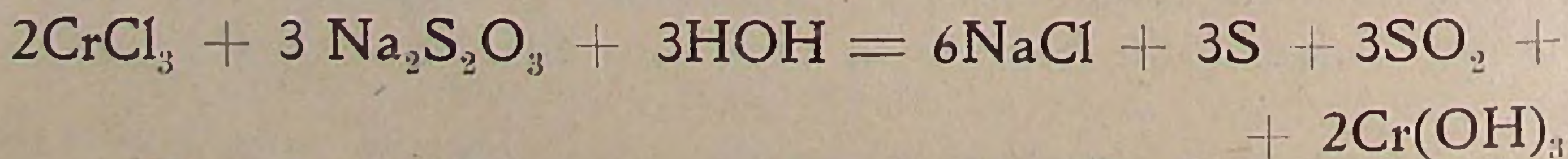


4ª. Los fosfatos alcalinos precipitan fosfato de cromo, que es un polvo amorfo de color verdoso:



El fosfato de cromo se disuelve fácilmente en los ácidos minerales y en el acético en frío. Al hervir la disolución acética precipita nuevamente el fosfato de cromo, probablemente bajo la forma de un compuesto básico.

5ª. El hiposulfito de sodio  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , en exceso, precipita el cromo en forma de hidrato, siempre que hierva el líquido el tiempo necesario para desalojar completamente el anhídrido sulfuroso que se forma:

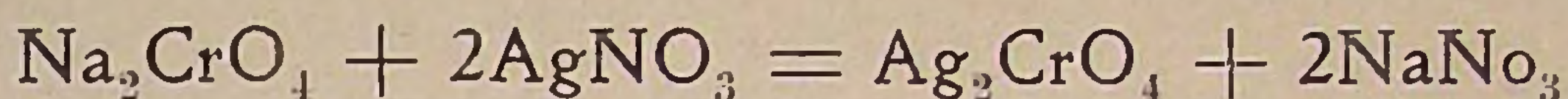
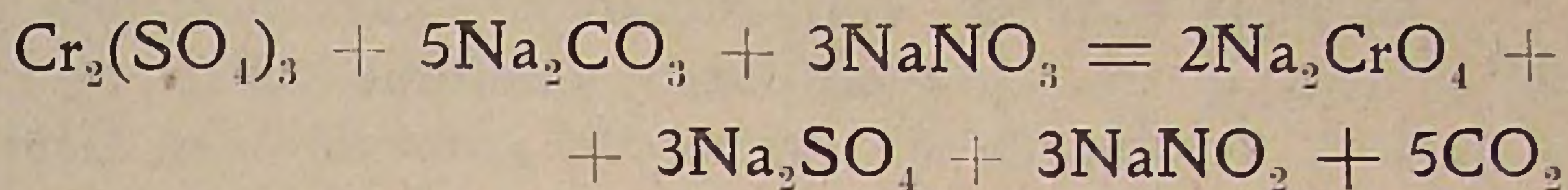


*Por vía seca:*

Todos los compuestos de cromo tiñen la perla de bórax o la de sal de fósforo, de color verde esmeralda, sea que se la someta a la llama de oxidación o a la de reducción.



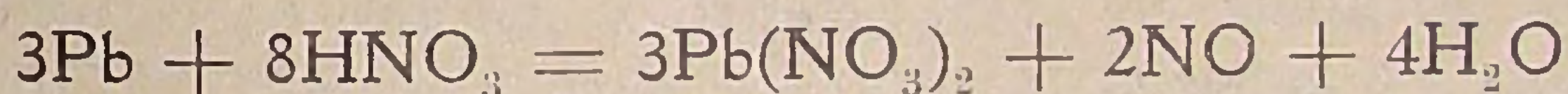
Al fundir un compuesto de cromo sobre una lámina de platino, con carbonato de sodio y nitrato de sodio o potasio, se obtiene una masa amarilla de cromato alcalino, la que disuelta en agua, acidulada con ácido acético y hervida para desalojar el anhídrido carbónico, da, al añadirle nitrato de plata, un precipitado café rojizo de cromato de plata:



### PLOMO — Pb

La combinación más abundante del plomo que se encuentra en la naturaleza es la galena  $\text{PbS}$ ; además existe la cerusita  $\text{PbCO}_3$ , la anglesita  $\text{PbSO}_4$ , y la crocoíta  $\text{PbCrO}_4$ .

Los ácidos clorhídrico y sulfúrico no le atacan sensiblemente más que a la temperatura de ebullición, formando los cloruros y sulfatos respectivos. El ácido nítrico le disuelve con facilidad, formando nitrato de plomo y desprendiendo vapores nitrosos:



El plomo se disuelve también en ácidos orgánicos, como el acético, en presencia del oxígeno del aire:



Es un metal de color blanco agrisado, maleable, que funciona como divalente y tetravalente, siendo las combinaciones divalentes las más estables.

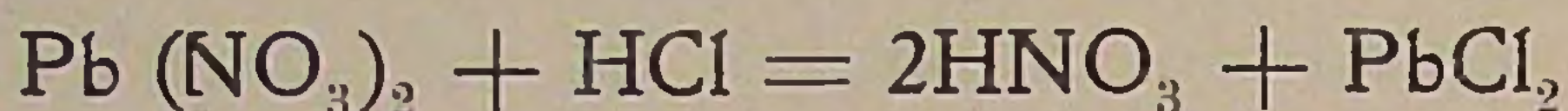
### REACCIONES

*Por vía húmeda:*

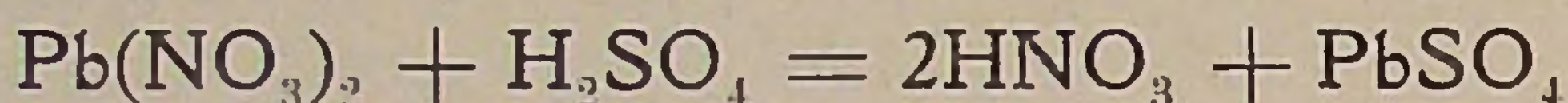
1ª. El ácido clorhídrico y los cloruros solubles, en disoluciones de alguna concentración, dan un precipitado blanco,



coposo, poco soluble en agua fría, mas en la caliente, de la que precipita nuevamente  $\text{PbCl}_2$  en forma de agujas cristalinas, al enfriarse el líquido:



2<sup>a</sup>. El ácido sulfúrico, o un sulfato soluble, precipita sulfato de plomo, blanco, pulverulento, insoluble en el agua y en los ácidos, soluble en el tartrato de amonio o en acetato de amonio amoniaca:

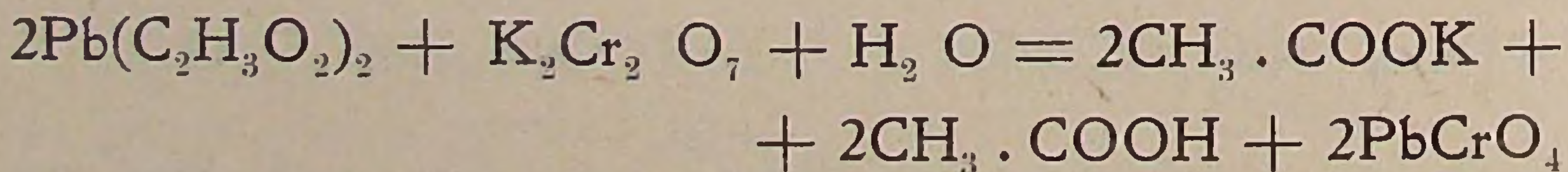
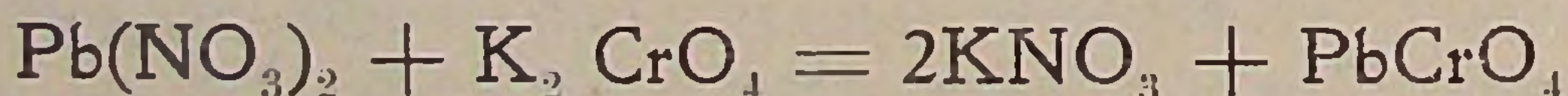


3<sup>a</sup>. El yoduro de potasio da un precipitado amarillento de yoduro de plomo, que se disuelve en agua caliente; al enfriarse el líquido precipita nuevamente el yoduro de plomo en forma de escamas doradas brillantes:

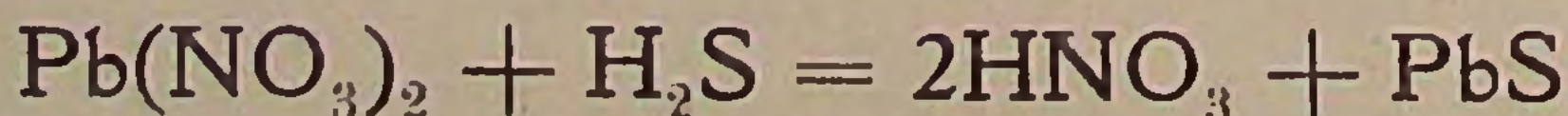


194 partes de agua caliente disuelven una parte de  $\text{PbI}_2$ .

4<sup>a</sup>. Los cromatos alcalinos precipitan cromato de plomo, amarillo, insoluble en ácido acético y soluble en el nítrico y los álcalis cáusticos:

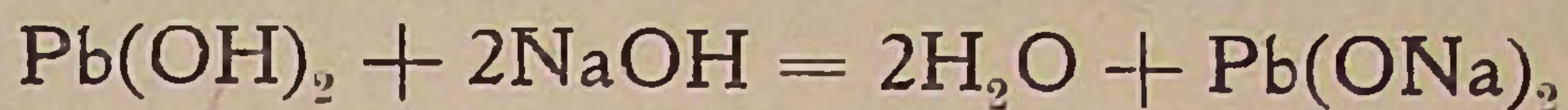


5<sup>a</sup>. El ácido sulfhídrico da, con disoluciones diluídas y debilmente ácidas o alcalinas, un precipitado negro de sulfuro de plomo, soluble en el ácido nítrico diluído con la formación de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  y depósito de azufre:

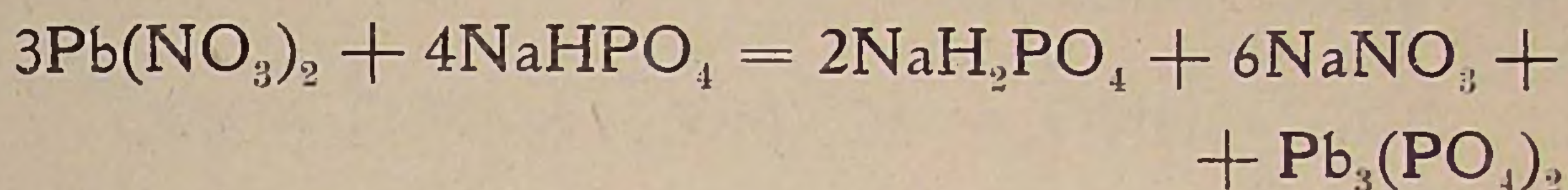




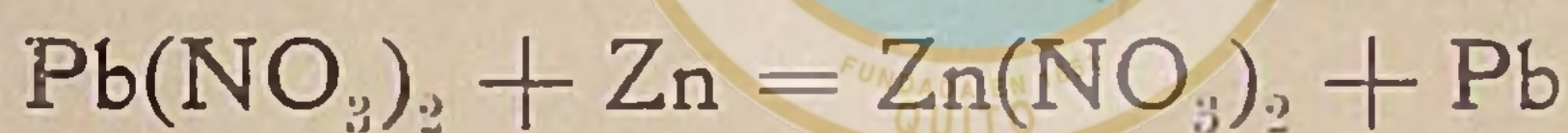
6ª. La sosa o potasa cáustica precipita hidrato de plomo, blanco, coposo, que se disuelve en exceso de reactivo con la formación de un plumbito:



7ª. El fosfato de sodio  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  da un precipitado blanco de fosfato de plomo, insoluble en ácido acético y soluble en ácido nítrico, sosa o potasa cáustica:



8ª. El zinc metálico pone en libertad al plomo de las disoluciones de sus sales; así por ejemplo, si en una disolución de acetato de plomo se introduce granalla de zinc, este cuerpo pasa al estado de ion, en tanto que el Pb es puesto en libertad; es decir, el plomo se deposita formando una masa cristalina arborescente que se denomina árbol de Saturno:



ÁREA HISTÓRICA  
DEL CENTRO DE INFORMACIÓN INTEGRAL

*Por vía seca:*

Los compuestos de plomo, calentados sobre el carbón, al soplete, con carbonato de sodio, dan un glóbulo de plomo, maleable, y una aureola amarilla.

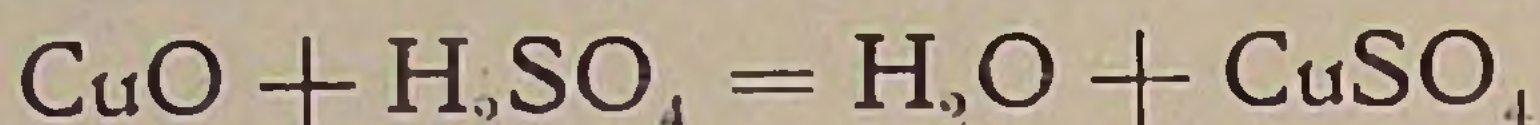
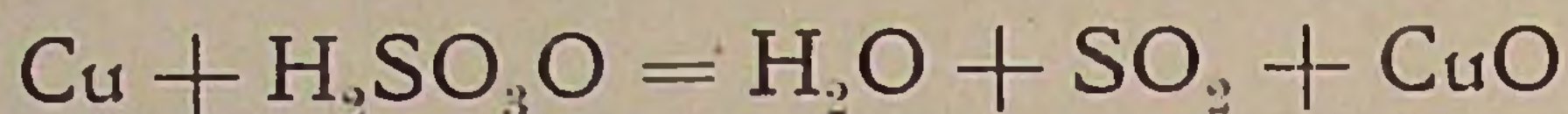
## COBRE — Cu

Se encuentra en la naturaleza en cantidad abundante, ya como cobre metálico, ya en combinaciones tales como la cuprita  $\text{Cu}_2\text{O}$ , calcopirita  $\text{CuFeS}_2$ , malaquita  $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$ , azurita  $\text{Cu}_3(\text{CO}_3)_2(\text{OH})_2$ , etc.

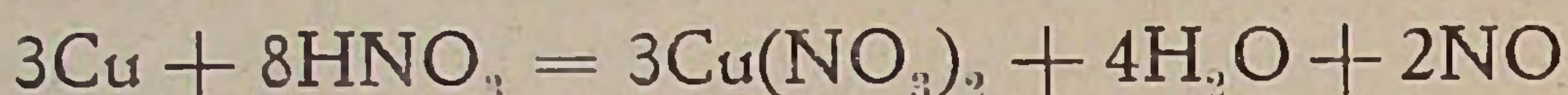
El cobre es un metal dúctil, de color rojo claro; los ácidos clorhídrico y sulfúrico diluidos no le atacan sensiblemente; mas, en presencia del aire, o si el cobre se encuentra en



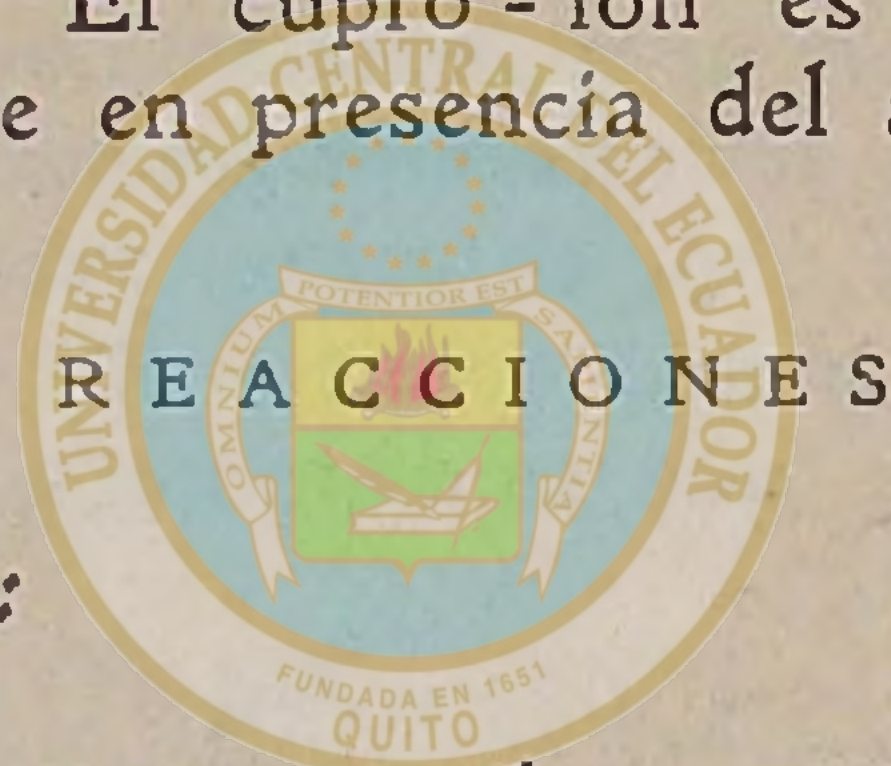
estado de óxido, se disuelve con facilidad en esos dos ácidos. El ácido sulfúrico concentrado y caliente disuelve el cobre con desprendimiento de anhídrido sulfuroso y formación de sulfato cúprico:



El ácido nítrico diluído, aun en frío, disuelve el cobre en forma de nitrato de cobre  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ , con desprendimiento de vapores nítricos:

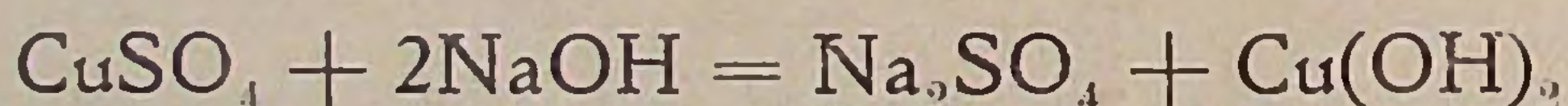


El cobre forma dos clases de combinaciones: las cuprosas y las cúpricas. El cupro-ion es muy inestable y se transforma facilmente en presencia del aire, en cuprí-ion.

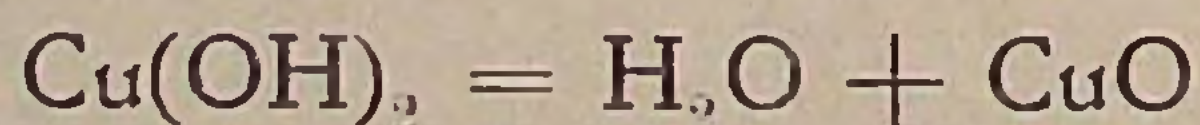


*Por vía húmeda:*

1ª. La sosa o potasa cáustica precipita hidrato de cobre de color azul:



Por ebullición el hidrato de cobre pierde una molécula de agua y se transforma en óxido de cobre  $\text{CuO}$ , de color negro:



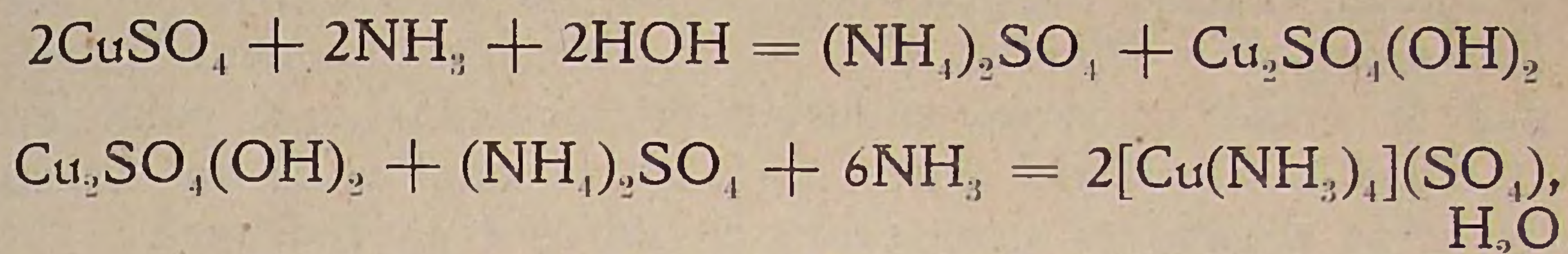
Si las disoluciones de sosa o potasa son muy concentradas, o si la precipitación se efectúa empleando un exceso de precipitante y en caliente, el cobre se disuelve con coloración azul.

En presencia de ácido tartárico, cítrico y otros ácidos orgánicos, el cobre no es precipitado por la sosa o potasa cáustica, mas la solución toma un color azul intenso; si a ésta se la calienta con glucosa, aldehídos, etc., se obtiene un

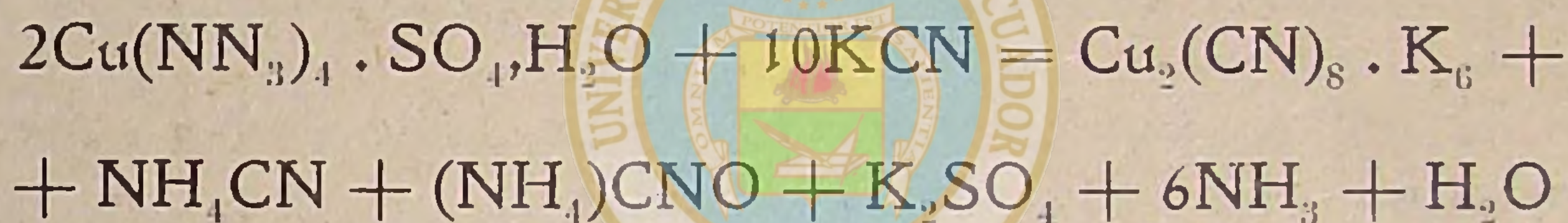


precipitado de color rojo ladrillo formado por óxido cuproso  $\text{Cu}_2\text{O}$ .

2ª. El amoníaco precipita hidrato básico de cobre, muy soluble en exceso de reactivo, dando un líquido de color azul intenso, que contiene el ion complejo divalente cupriamónico  $\text{Cu}(\text{NH}_3)_n^{++}$ , el cual se disocia parcialmente en cupriones de color azul:

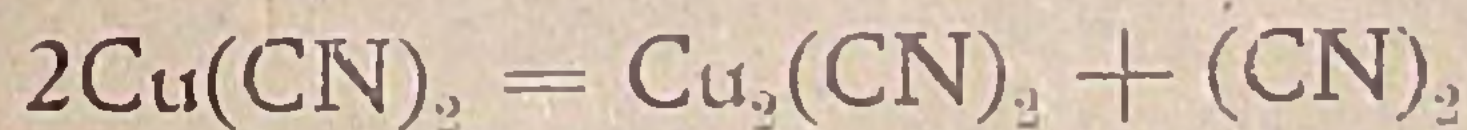
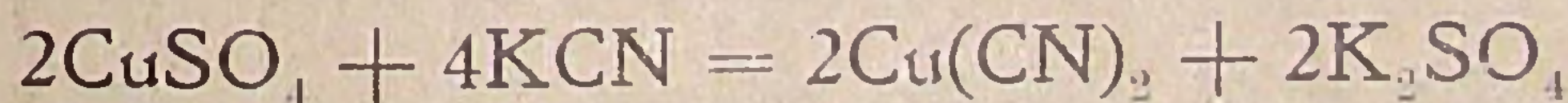


Adicionando cianuro de potasio a la solución azul intensa del sulfato cupriamónico, se forma cianuro cupropotásico  $\text{Cu}_2(\text{CN})_8 \cdot \text{K}_6$  y el líquido se decolora:



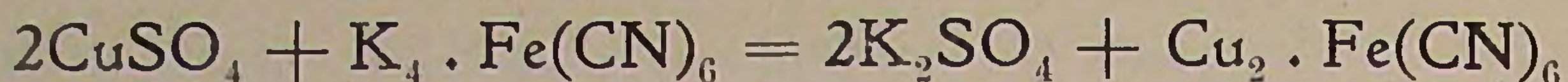
La estabilidad del ion complejo  $\text{Cu}(\text{CN})_4^{--}$  impide que sea precipitado el cobre de esta última disolución por el gas sulfhídrico, a diferencia del Cadmio.

3ª. El cianuro de potasio precipita primero cianuro cúprico de color amarillento y que después, desprendiendo cianógeno, se transforma en cianuro cuproso, blanco. Este compuesto se disuelve en exceso de cianuro potásico en forma de cuprocianuro potásico, incoloro  $\text{Cu}_2(\text{CN})_8 \cdot \text{K}_6$ :



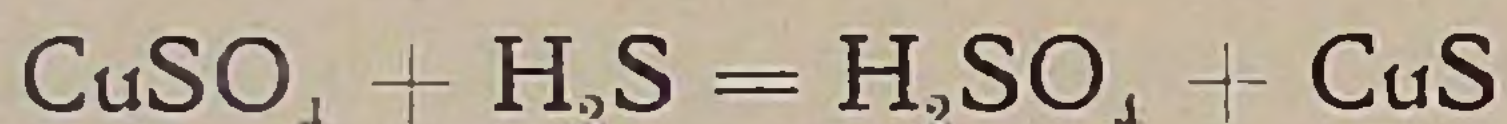
4ª. El ferrocianuro de potasio precipita, de disoluciones neutras o ácidas, ferrocianuro cúprico, amorfo, de color pardo rojizo. Si las disoluciones del cobre son muy diluídas, se obtiene solamente coloración:





El ferrocianuro cúprico se disuelve en el amoníaco produciendo una coloración azul; asimismo la potasa cáustica, en frío, lo disuelve dando un líquido azul claro de hidrato cúprico, que por ebullición prolongada se transforma en óxido de cobre, negro.

5ª. El ácido sulfhídrico precipita, de disoluciones neutras o ácidas, sulfuro cúprico, negro. Si las disoluciones de cobre están muy diluidas, o si no contuvieren suficiente cantidad de ácido, se forma sulfuro cúprico coloidal, que pasa con facilidad a través del filtro; mas, con la adición de un exceso de ácido diluido se transforma el hidrosol en hidrogel:



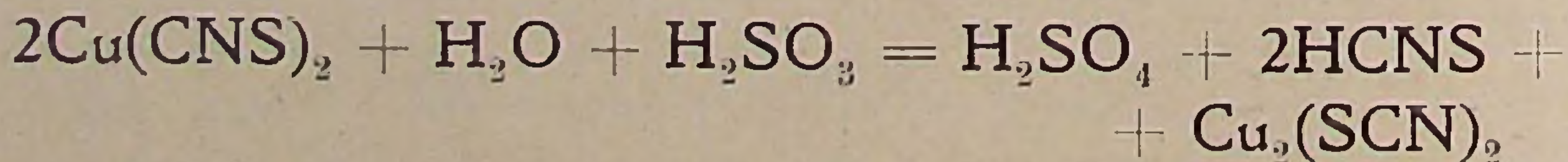
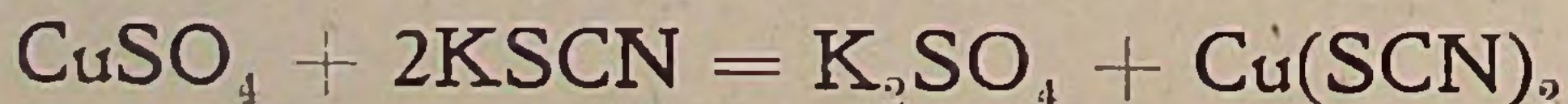
El sulfuro cúprico se disuelve con facilidad en el ácido nítrico diluido y caliente, es además algo soluble en el sulfuro de amonio.

El sulfuro cúprico húmedo, en contacto con el aire, se transforma en sulfato cúprico, soluble.

6ª. Un alambre de hierro bien limpio, introducido en una disolución cúprica, se recubre de una película roja de cobre metálico; es decir, el hierro pasa al estado de ion y el cobre se precipita:



5ª. El sulfocianuro de potasio KSCN, precipita sulfocianuro cúprico, de color negro, el cual, lentamente, se transforma en sulfocianuro cuproso de color blanco. Dicha transformación se acelera por la adición de ácido sulfuroso:



Esta reacción es muy importante en la determinación cuantitativa del cobre. El sulfocianuro cuproso es insoluble en agua y en los ácidos clorhídrico y sulfúrico diluido.



*Por vía seca:*

Las sales de cobre comunican a la llama una coloración azul o verde. Fundidos los compuestos de cobre con carbonato de sodio sobre el carbón, dan una masa que, separada del carbón y pulverizada en el mortero, deja por lixiviación escamas rojas de cobre metálico, muy características.

Las perlas de bórax, a la llama de oxidación, se tiñen, con las sales de cobre, de color verde azulado y a la de reducción, de color rojo opaco.

## BISMUTO — Bi

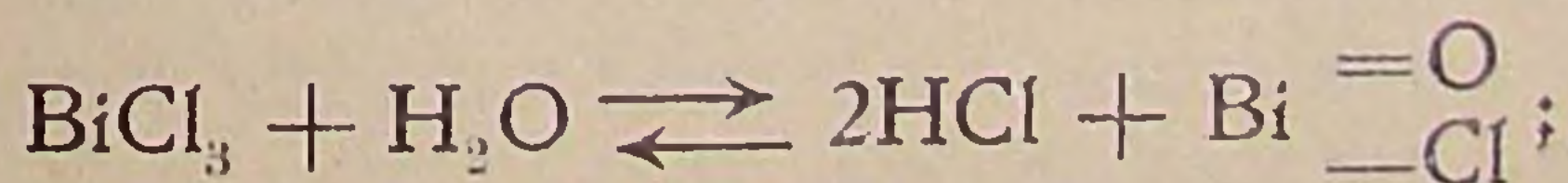
El bismuto se encuentra en la naturaleza en estado nativo, además, como sulfuro, en la bismutina  $\text{Bi}_2\text{S}_3$ ; como óxido, en el ocre de bismuto  $\text{Bi}_2\text{O}_3$  y como hidrocarbonato, en la bismutita  $\text{Bi}(\text{OH}) \cdot 5\text{Bi}(\text{OH})_2 \cdot 3\text{CO}_2$ .

El bismuto es un metal blanco, con reflejos rosados; es quebradizo y fácilmente soluble en el ácido nítrico formando nitrato de bismuto  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ :



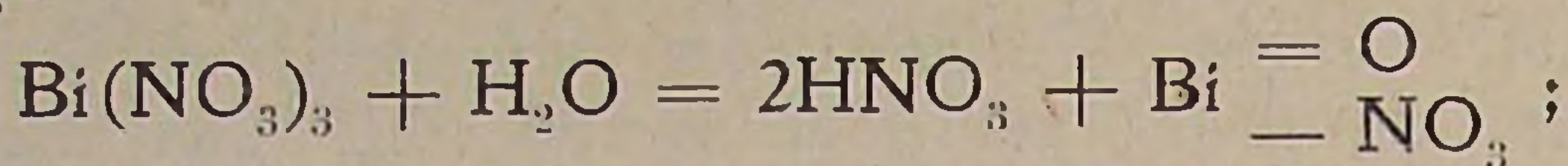
No le disuelve el ácido clorhídrico ni el sulfúrico frío; mas, en caliente, este ácido ataca el bismuto con desprendimiento de anhídrido sulfuroso y formación de sulfato de bismuto  $\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3$ .

Forma dos clases de compuestos oxigenados: el  $\text{Bi}_2\text{O}_3$ , amarillo y el  $\text{Bi}_2\text{O}_5$ , de color café; es decir el bismuto funciona como trí y pentavalente; sus sales son por lo general incoloras e insolubles en mucha cantidad de agua, porque esta las desdobla hidrolíticamente formando sales básicas insolubles; así p. ej. el  $\text{BiCl}_3$ , por la acción del agua, se transforma en oxiclورو de bismuto  $\text{BiOCl}$ , de color blanco, aspecto lechoso e insoluble en ácido tartárico a diferencia del antimonio:

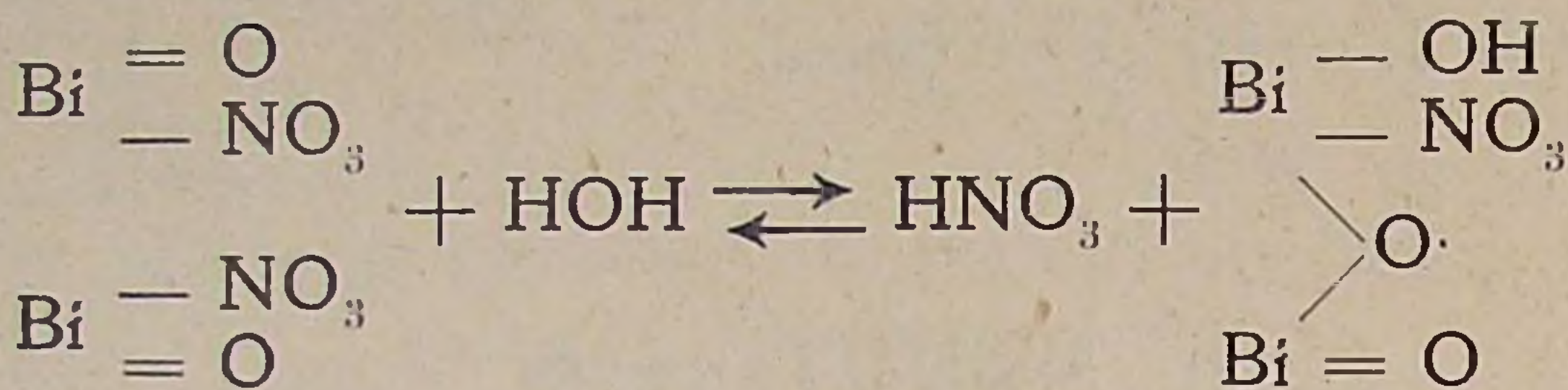




el nitrato de bismuto, en presencia de poca cantidad de agua, forma un precipitado amorfo, básico, de nitrato de bismutilo  $\text{BiONO}_3$ :



el cual, al ser tratado con mayor cantidad de agua, aumenta su basicidad y se transforma en un compuesto cristalino de subnitrato de bismuto:



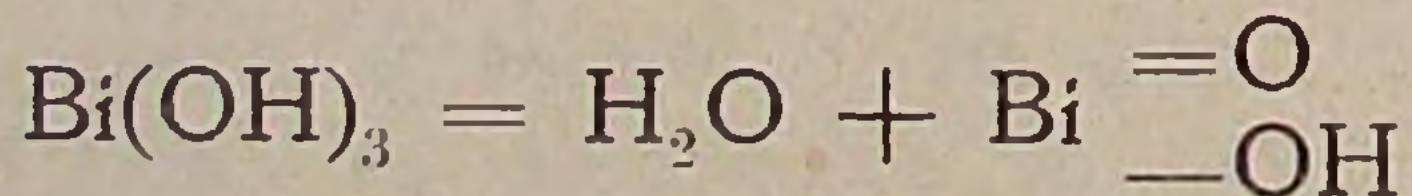
#### REACCIONES

*Por vía húmeda:*

1ª. La sosa o potasa cáustica da un precipitado blanco de hidrato de bismuto, insoluble en exceso de reactivo, pero que se disuelve fácilmente en los ácidos minerales:



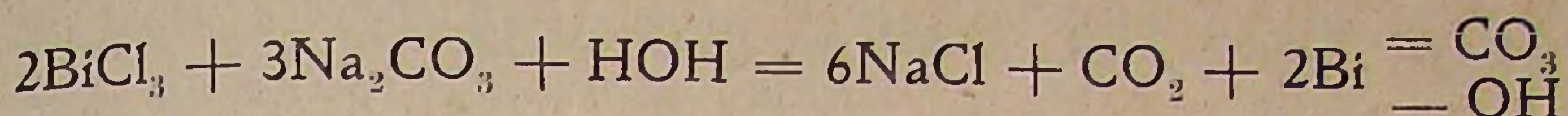
Por ebullición el precipitado de hidrato de bismuto pierde una molécula de agua y se transforma en metahidrato o hidrato de bismutilo  $\text{HO} \cdot \text{Bi} = \text{O}$ , de color amarillento pálido:



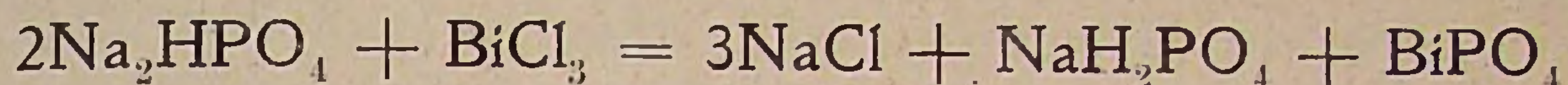
2ª. El amoníaco precipita el bismuto bajo la forma de una sal básica, insoluble en exceso de reactivo, y cuya constitución varía según la concentración y temperatura de la solución del compuesto de bismuto empleado.

3ª. Los carbonatos alcalinos precipitan carbonatos básicos de composiciones diferentes, según la cantidad de precipitante y la temperatura y concentración de los respectivos compuestos de bismuto; p. ej.:

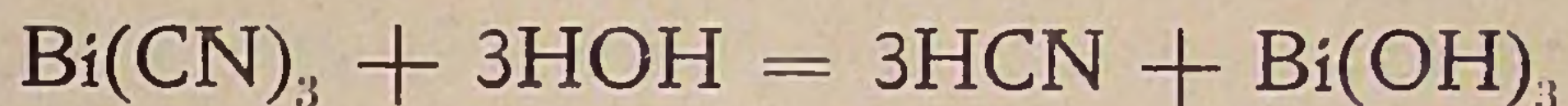
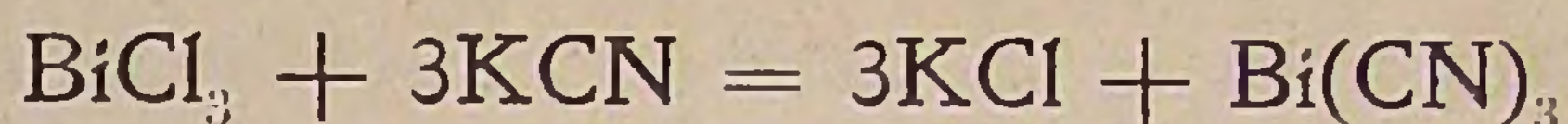




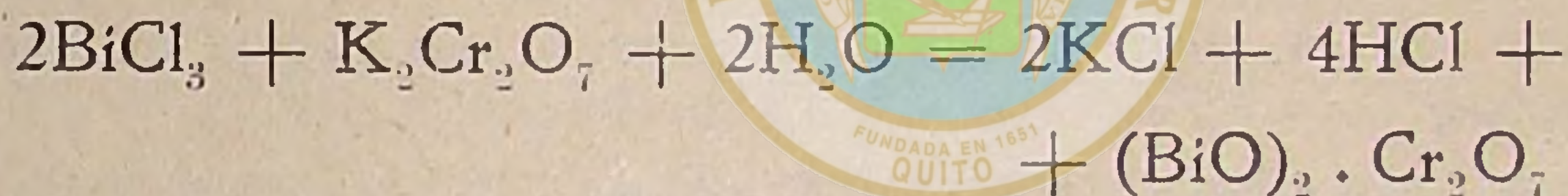
4<sup>a</sup>. El fosfato de sodio precipita fosfato de bismuto  $\text{BiPO}_4$ , blanco, pulverulento, insoluble en ácido nítrico diluido y que se disuelve con dificultad en el clorhídrico:



5<sup>a</sup>. El cianuro de potasio precipita, primero, cianuro de bismuto, el cual, en presencia de agua se disocia hidrolíticamente transformándose en hidrato de bismuto de color blanco:

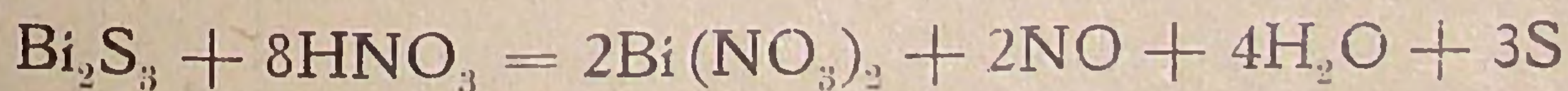
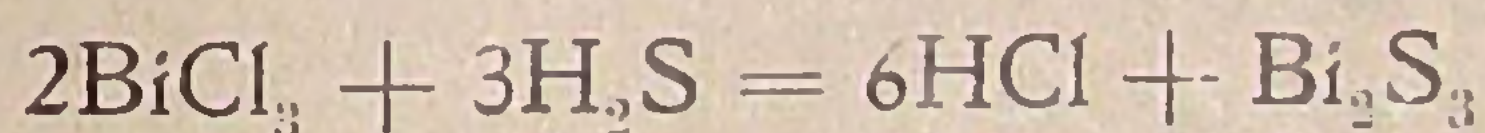


6<sup>a</sup>. El bicromato de potasio determina la formación de un precipitado amarillo de bicromato de bismutílo, cuyo radical es el ión monovalente —  $\text{Bi} = \text{O}$ :



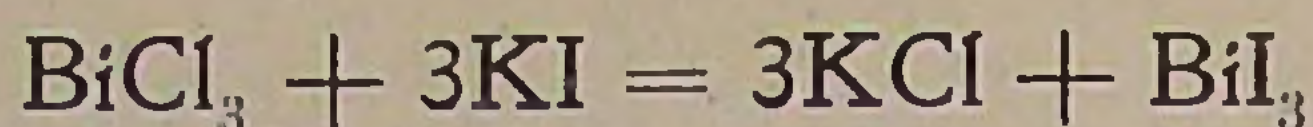
Este precipitado es soluble en ácidos minerales e insoluble en sosa o potasa cáustica, a diferencia del cromato de plomo.

7<sup>a</sup>. El ácido sulfhídrico precipita sulfuro de bismuto  $\text{Bi}_2\text{S}_3$ , de color café, insoluble en frío en los ácidos minerales diluidos, soluble en ácido nítrico diluido caliente y en el clorhídrico concentrado también caliente:

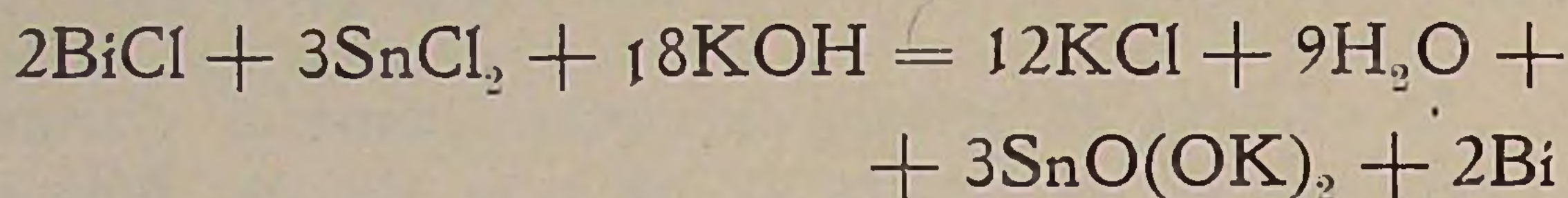


8<sup>a</sup>. El yoduro de potasio precipita yoduro de bismuto  $\text{BiI}_3$ , negro, soluble en exceso de reactivo con formación de bismuti-yoduro potásico, líquido de color amarillento o anaranjado:





10. Los estannitos alcalinos, o sean las disoluciones alcalinas del cloruro estannoso, precipitan bismuto metálico, negro:

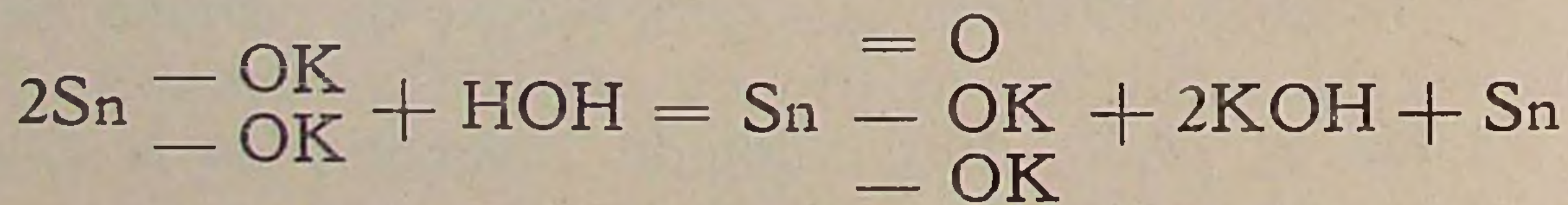


Estannato de potasio

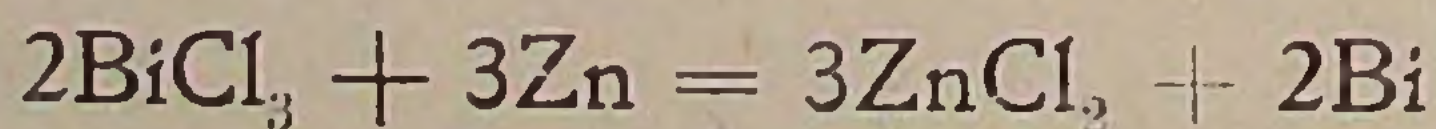
Esta reacción es muy sensible y se la practica de la siguiente manera:

A unas pocas gotas de solución de cloruro estannoso recién preparado, se agrega un exceso de solución diluida de hidrato de potasio hasta que se redisuelva el precipitado blanco obtenido y se forme un líquido incoloro de estannito de potasio  $\text{K}_2\text{SnO}_2$ ; entonces, a este último líquido, se le agrega en frío la solución de bismuto neutralizada lo mejor posible; al agitar la solución, aparece un precipitado negro de bismuto metálico.

Hay que observar que los estannitos alcalinos son inestables en presencia de soluciones concentradas de hidratos alcalinos y que se descomponen fácilmente en estannatos y estaño metálico, lo cual puede dar lugar a confusiones con el precipitado del bismuto metálico:



11. El zinc metálico precipita el bismuto de sus disoluciones en forma de metal:



*Por vía seca:*

Calcínados sobre el carbón los compuestos de bismuto con carbonato de sodio, a la llama de reducción, se obtienen



globulitos de bismuto metálico y una aureola amarillenta, pálida, de óxido de bismuto  $\text{Bi}_2\text{O}_3$ .

## CADMIO — Cd

El cadmio es un metal que acompaña con frecuencia al zinc en sus minerales y se encuentra por esto en muchas blendas.

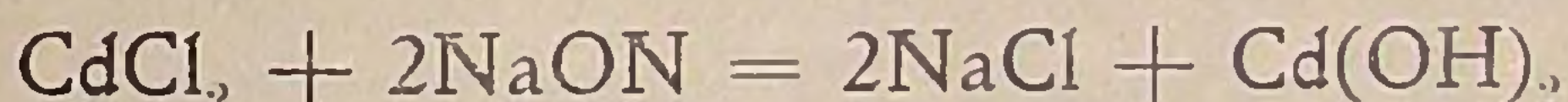
El mineral más importante del cadmio es el sulfuro  $\text{CdS}$  o greenoquita. Se encuentra también en la naturaleza el óxido de cadmio  $\text{CdO}$ , de un color que varía de café a negro.

El cadmio metálico es de color blanco grisáceo, dúctil; se disuelve lentamente en los ácidos clorhídrico y sulfúrico; el nítrico le ataca con facilidad, formando nitrato de cadmio y desprendiendo vapores nitrosos.

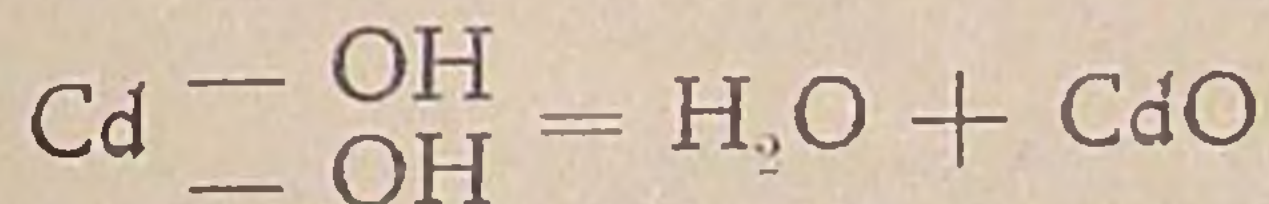
### REACCIONES

*Por vía húmeda:*

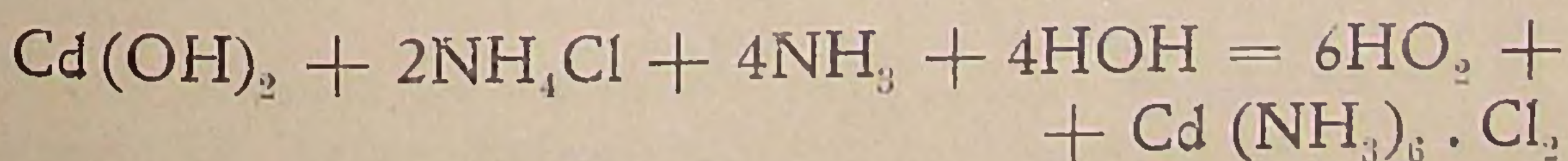
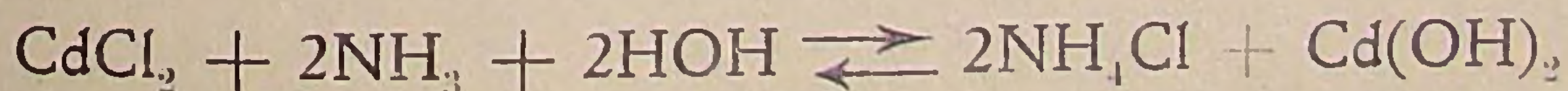
1ª. La sosa o potasa cáustica precipita hidrato de cadmio, blanco, amorfo, insoluble en exceso de reactivo, a diferencia del Pb y Zn:



Por calcinación del hidrato de cadmio se obtiene óxido de cadmio  $\text{CdO}$ , de color café oscuro:



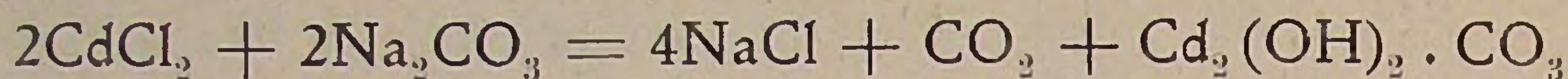
2ª. El amoníaco da un precipitado de hidrato de cadmio, soluble en exceso de reactivo, a diferencia del plomo, con formación de una sal compleja amónica de cadmio:



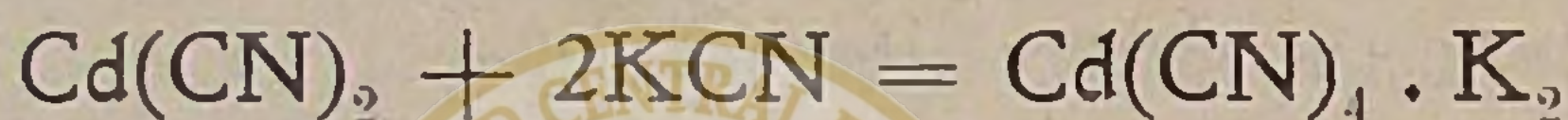


Esta reacción es reversible y por este motivo, al hervir la disolución amoniacal de cadmio con exceso de agua, precipita nuevamente hidrato de cadmio.

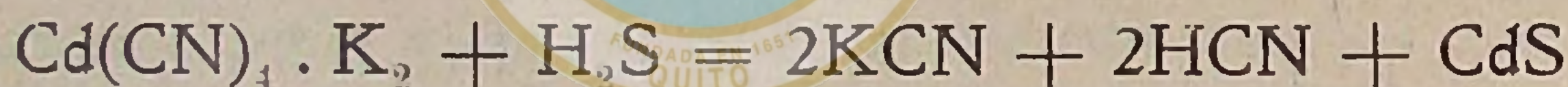
3ª. El carbonato de sodio precipita carbonato básico de cadmio, blanco, insoluble en exceso de reactivo:



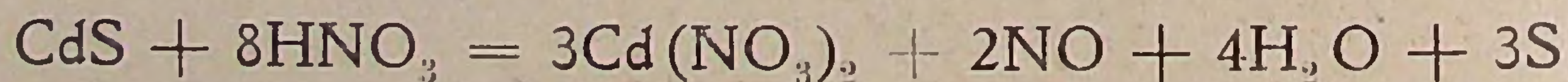
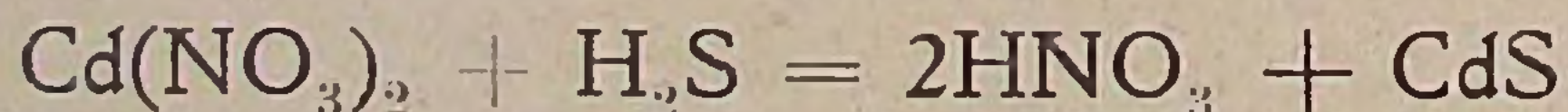
4ª. El cianuro de potasio determina la formación de un precipitado blanco, amorfo, de cianuro de cadmio  $\text{Cd}(\text{CN})_2$ , soluble en exceso de reactivo con formación de un cianuro doble de cadmio y potasio  $\text{Cd}(\text{CN})_4 \cdot \text{K}_2$ :



El ácido sulfhídrico descompone este cianuro doble depositando sulfuro de cadmio de color amarillo canario, a diferencia del cobre:



5ª. El ácido sulfhídrico precipita, de las disoluciones débilmente ácidas de los compuestos de cadmio, sulfuro de cadmio, de color amarillo, insoluble en sulfuro de amonio y soluble en exceso de ácido clorhídrico y nítrico caliente, con depósito de azufre y desprendimiento de vapores nitrosos:



*Por vía seca:*

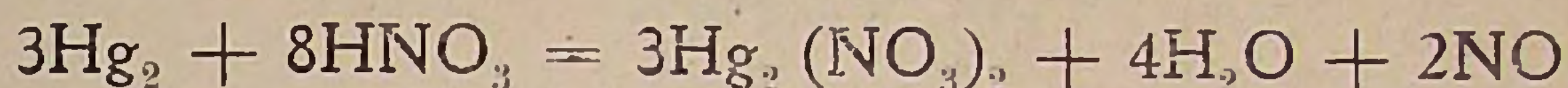
Mezclando una sal de cadmio con carbonato de sodio y fundiéndola sobre el carbón a la llama de reducción, se forma una aureola de óxido de cadmio, de color pardo amarillento, sin dejar como residuo botón metálico.



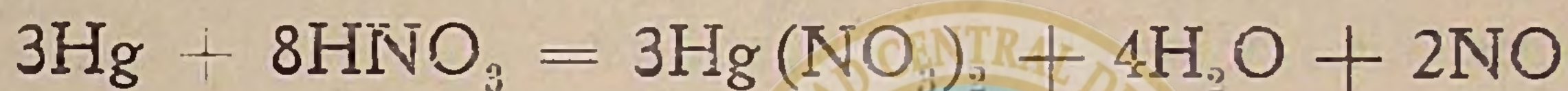
## MERCURIO — Hg

Se encuentra en la naturaleza principalmente bajo la forma de sulfuro o cinabrio  $\text{HgS}$ , y acompañando a éste en forma de gotitas, mercurio metálico.

El mercurio es el único metal líquido a la temperatura ordinaria y es el más volátil. El ácido clorhídrico y sulfúrico en frío, no actúan sobre él; el nítrico lo disuelve formando nitrato mercurioso  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ , si el metal se encuentra en exceso:



y nitrato mercúrico  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ , en caso contrario:



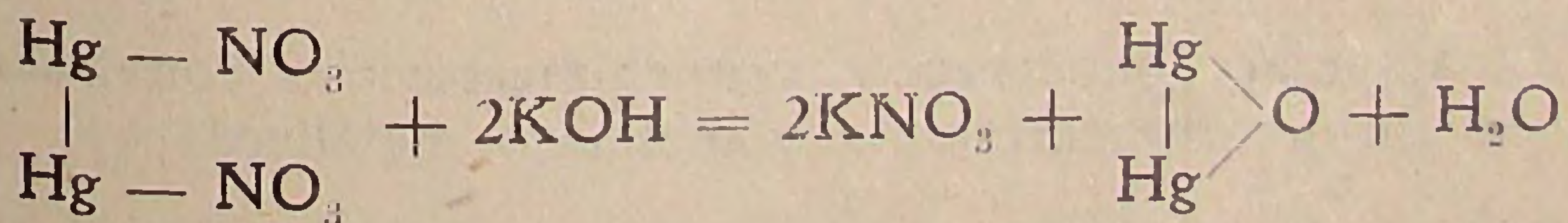
El mercurio forma dos clases de compuestos oxigenados: el óxido mercurioso  $\text{Hg}_2\text{O}$ , negro y el óxido mercúrico  $\text{HgO}$ , amarillo o rojo, los cuales forman los respectivos compuestos mercuriosos y mercúricos; los primeros se derivan del

ion complejo divalente  $\text{Hg}_2^{++}$  y son muy inestables, por cuanto se descomponen con facilidad en el compuesto mercúrico correspondiente y en mercurio metálico.

## REACCIONES DEL ION MERCURIOSO

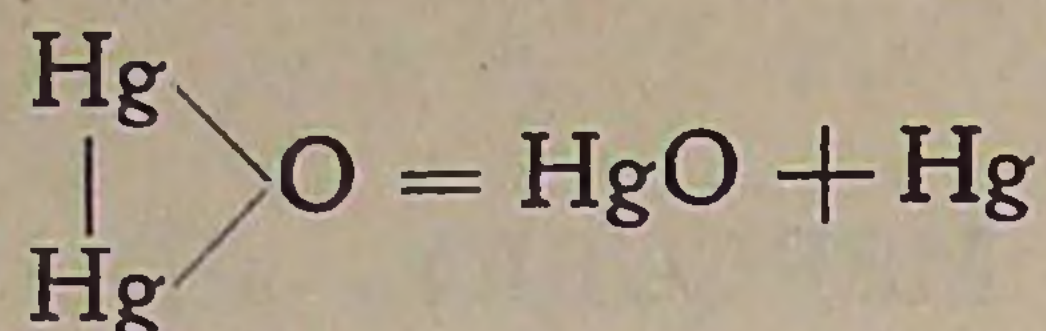
*Por vía húmeda:*

1ª. La sosa o potasa cáustica da un precipitado negro de óxido mercurioso:

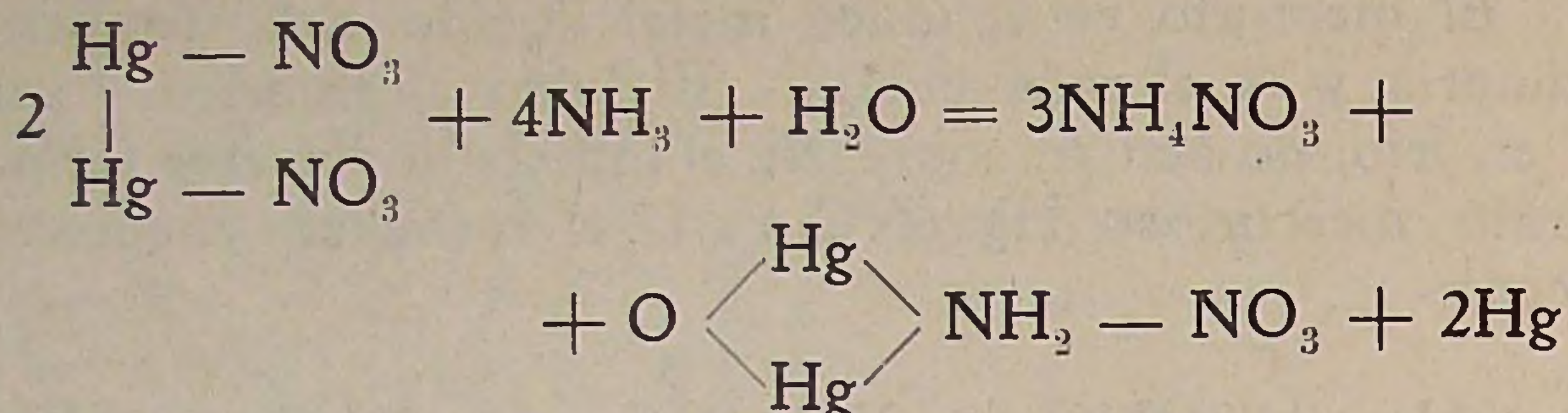


Este compuesto es muy inestable y se descompone parcialmente en óxido mercúrico amarillo y mercurio metálico:

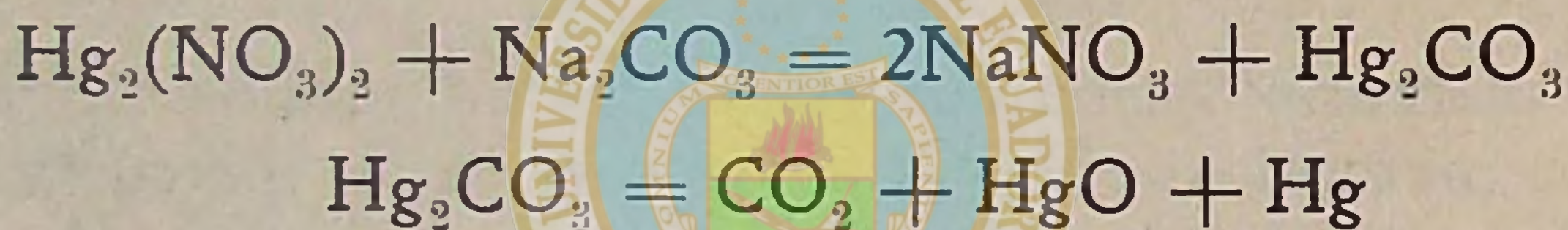




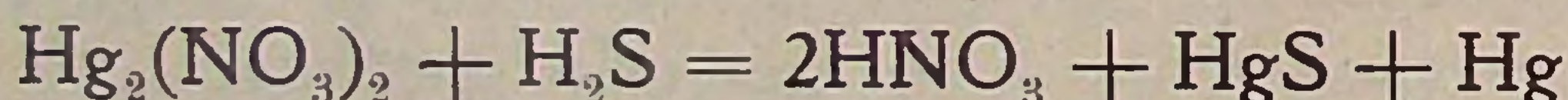
2ª. El amoniaco determina la formación de un precipitado negro de nitrato oxi-mercuri-amina y mercurio metálico, negro:



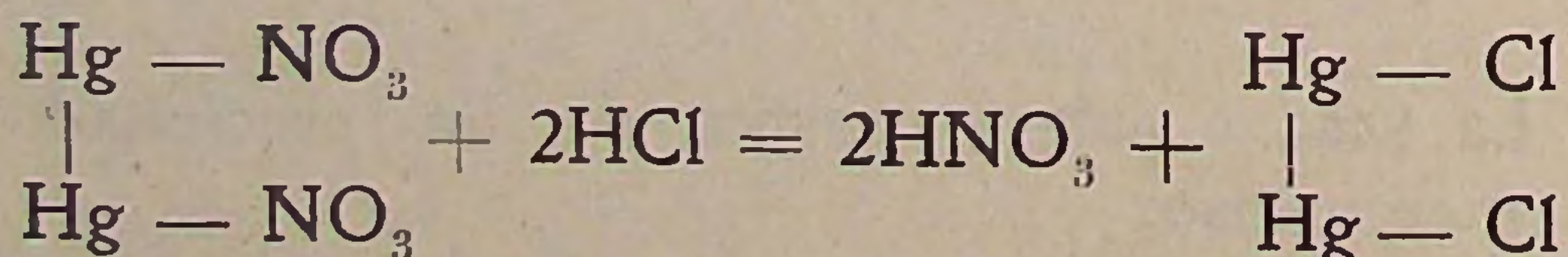
3ª. Los carbonatos alcalinos dan un precipitado amarillo de carbonato mercurioso  $\text{Hg}_2\text{CO}_3$ , que se descompone rápidamente, tomando coloración gris, en óxido mercúrico, mercurio metálico y anhídrido carbónico:



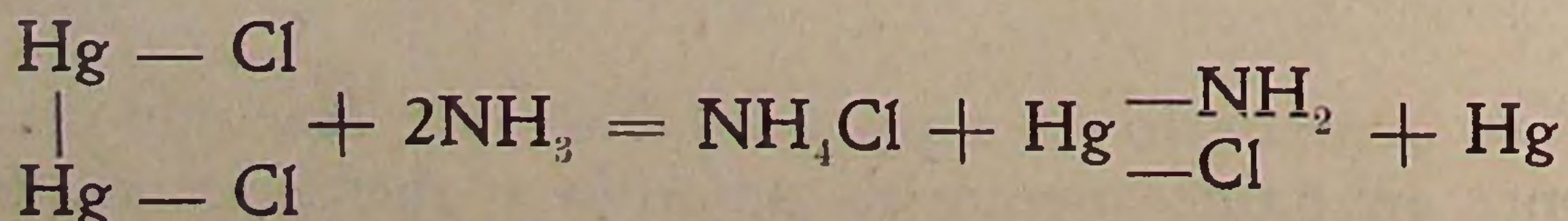
4ª. El ácido sulfhídrico da un precipitado negro grisáceo, formado por una mezcla de sulfuro mercúrico y mercurio metálico finamente dividido:



5ª. El ácido clorhídrico y los cloruros solubles precipitan cloruro mercurioso  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ , blanco, insoluble en agua y en ácidos diluïdos, soluble en nítrico concentrado y agua regia, transformándose en compuestos mercúricos:

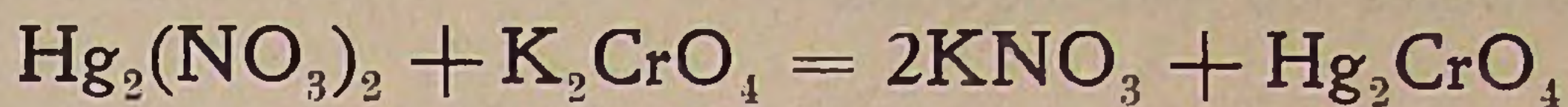


El amoníaco ennegrece el cloruro mercurioso, convirtiéndolo en cloruro mercuriamina y mercurio metálico:

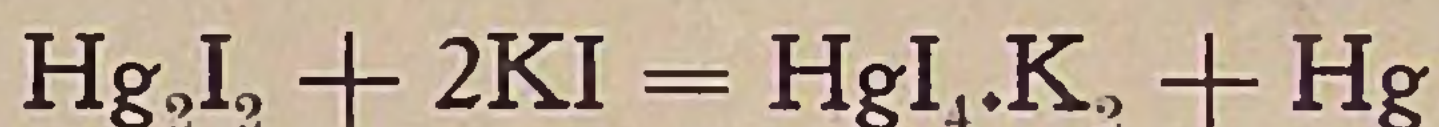
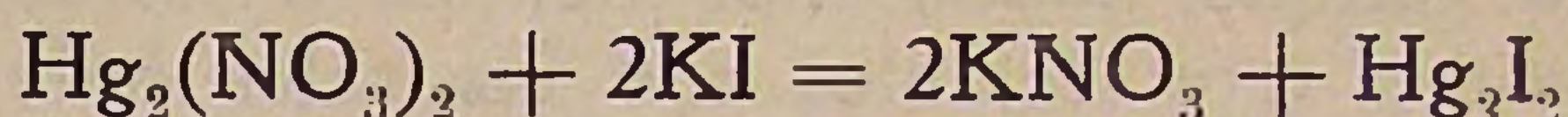




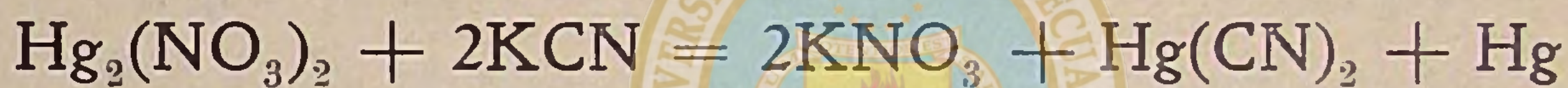
6<sup>a</sup>. El cromato de potasio precipita cromato mercurioso de color rojo amarillento, insoluble en ácido nítrico diluido:



7<sup>a</sup>. El yoduro de potasio da un precipitado verde amarillento de yoduro mercurioso  $\text{Hg}_2\text{I}_2$ , soluble en exceso de reactivo con formación de yoduro mercuri potásico y separación de mercurio metálico:



8<sup>a</sup>. El cianuro de potasio determina la precipitación de mercurio metálico, gris, y formación de cianuro mercúrico, soluble:



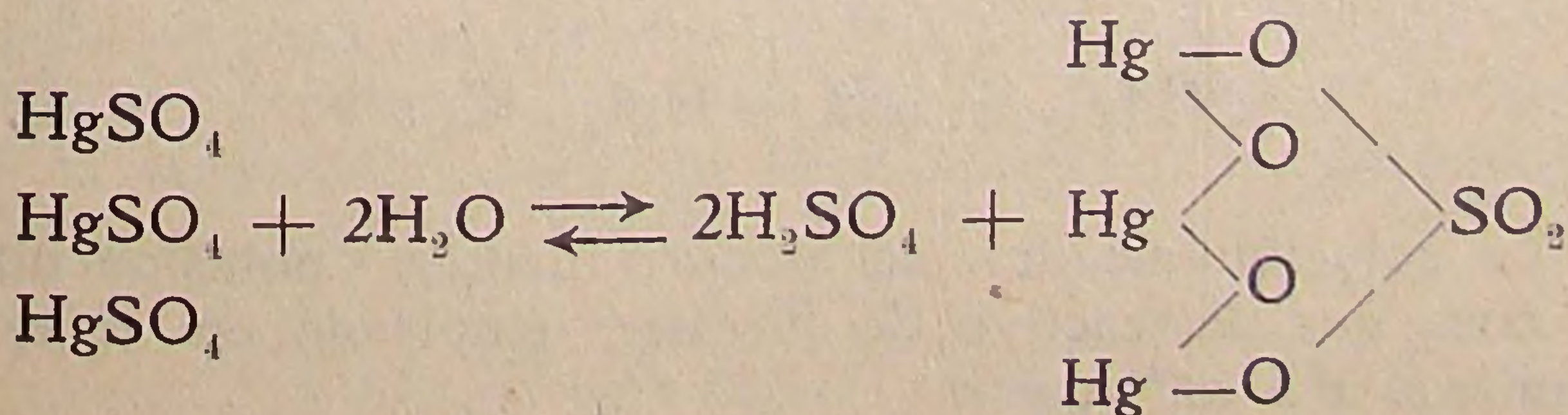
9<sup>a</sup>. El cloruro estannoso da un precipitado gris de mercurio metálico:



#### REACCIONES DEL ION MERCÚRICO

*Por vía húmeda:*

Los compuestos mercúricos derivados de los oxácidos se caracterizan por la facilidad con la que se hidrolizan en sus disoluciones acuosas, originando sales básicas insolubles en agua y solubles en los ácidos; así p. ej., el sulfato mercúrico, en presencia de un exceso de agua y más fácilmente en el calor, se disocia en sal básica, amarilla, insoluble:



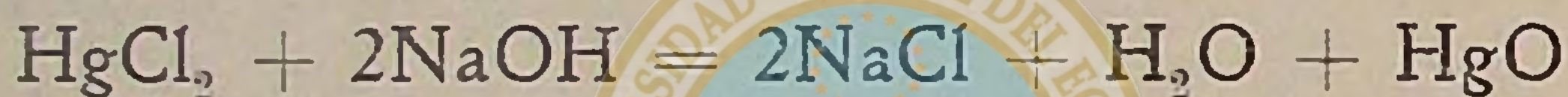


También el nitrato mercúrico es disociado hidrolíticamente por el agua, formando compuestos básicos más o menos insolubles en ese líquido:



Los compuestos halogenados del mercurio, como p. ej. el cloruro mercúrico  $\text{HgCl}_2$ , muestran escasa tendencia a la hidrólisis; en cambio, todos ellos tienden a formar combinaciones complejas muy estables con las sales halogenadas de los metales alcalinos.

1ª. La sosa o potasa cáustica en exceso precipita óxido mercúrico amarillo, que se disuelve con facilidad en los ácidos minerales:

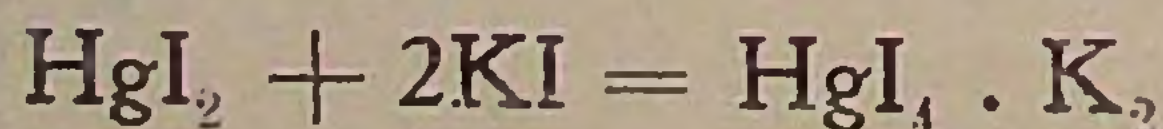
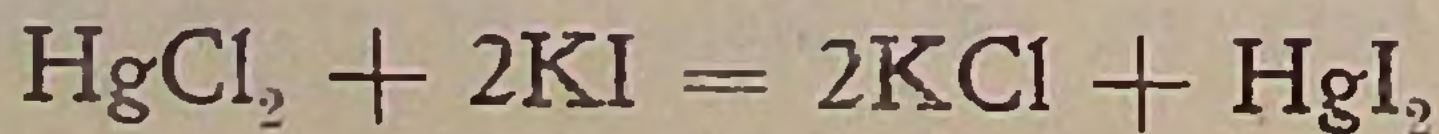


2ª. El amoníaco da, con las soluciones cloruro mercúricas, un precipitado blanco de cloro amiduro mercúrico, soluble en los ácidos:



Este compuesto recibe el nombre de precipitado blanco infusible, porque se volatiliza al calentarlo, sin fundir.

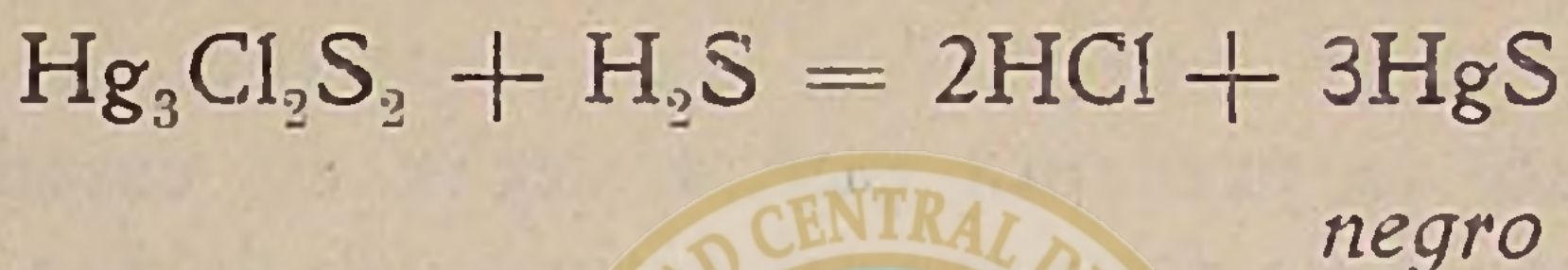
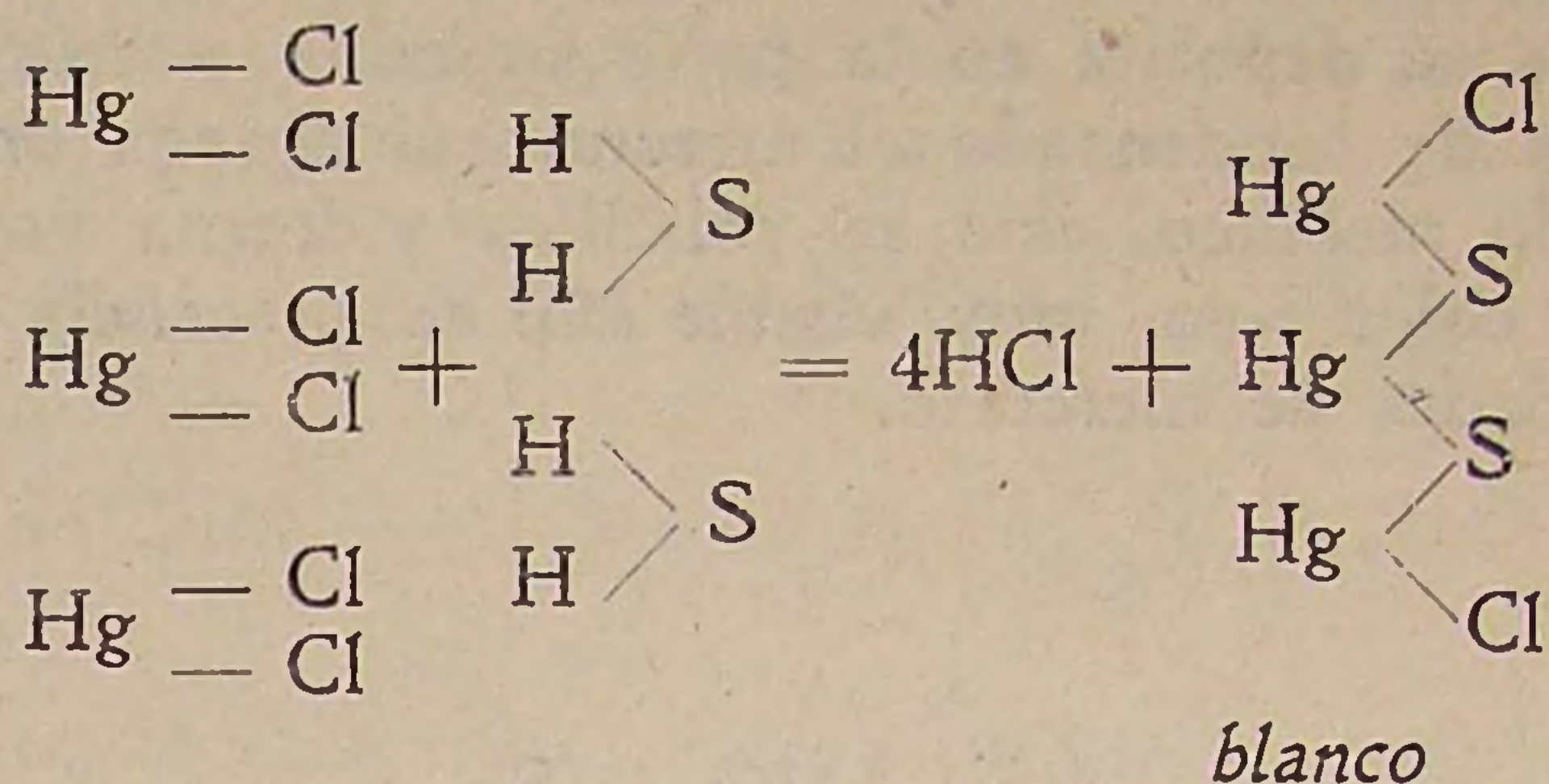
3ª. El yoduro de potasio produce un precipitado de color rojo vivo de yoduro mercúrico, soluble en exceso de reactivo con formación de una sal compleja, que es el yoduro mercuri - potásico:



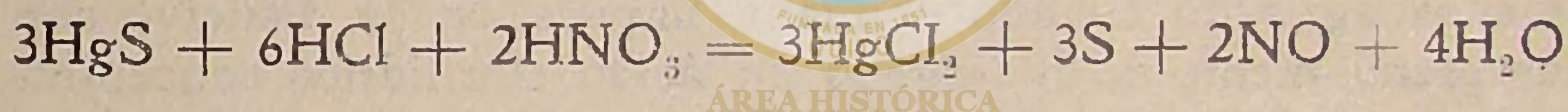
La solución alcalina del yoduro mercuri - potásico no es otra cosa que el reactivo de Nessler, empleado en el reconocimiento del amoníaco.



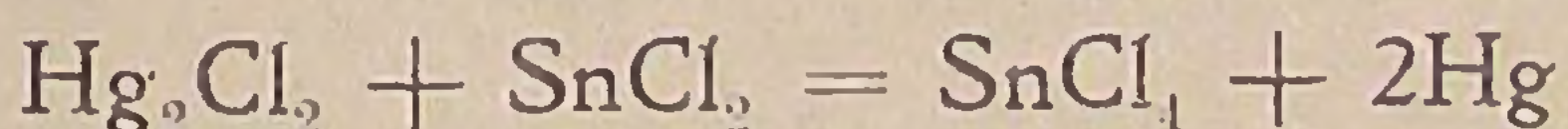
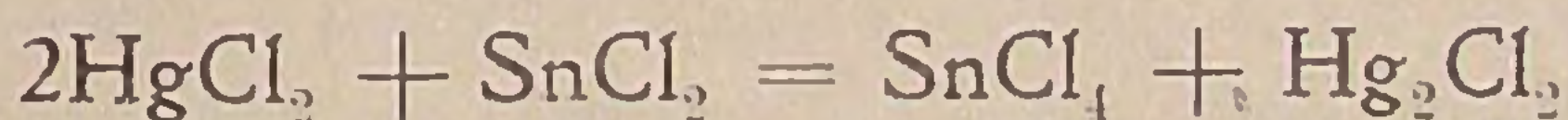
4<sup>a</sup>. El ácido sulfhídrico da un precipitado que primeramente es blanco, después se vuelve amarillento, entonces pasa a rojizo, luego a pardo y por último se vuelve negro, formando sulfuro mercúrico:



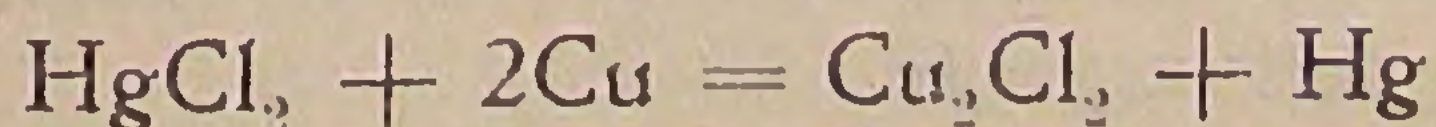
El sulfuro mercúrico se disuelve con facilidad en el agua regia, con formación de cloruro mercúrico  $\text{HgCl}_2$  y depósito de azufre:



5<sup>a</sup>. El cloruro estannoso  $\text{SnCl}_2$  reduce las combinaciones mercúricas, según la cantidad en que actúe, ya sea transformándolos en compuestos mercuriosos, de color blanco, insolubles, o ya en mercurio metálico; que se separa en forma de polvo gris:



6<sup>a</sup>. Una lámina de cobre o de oro, sumergida en la disolución de una sal mercuriosa o mercúrica, da lugar a la reducción a mercurio metálico, que se deposita en la superficie de la lámina, la cual una vez seca y por frotamiento, adquiere un brillo de plata:





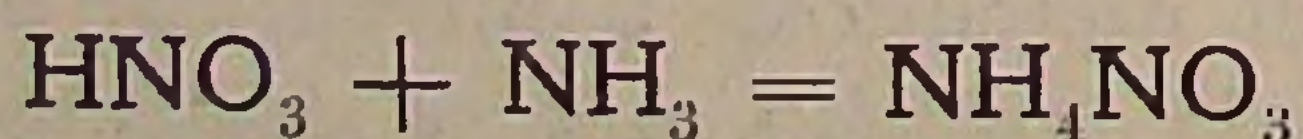
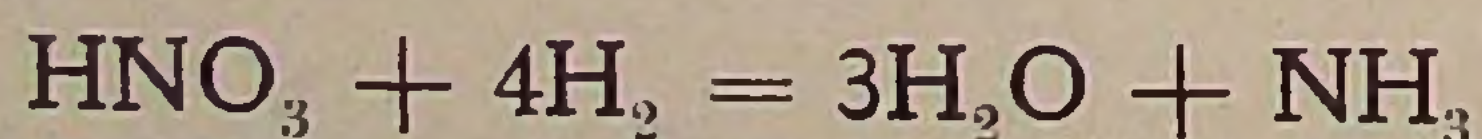
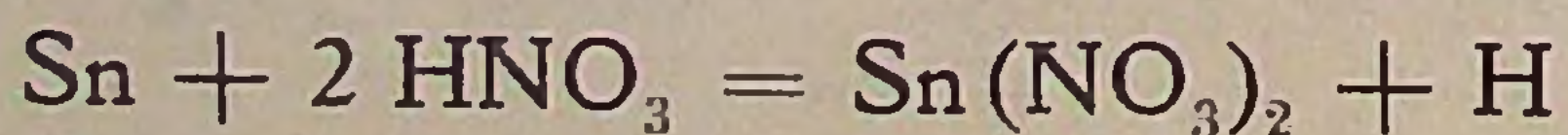
*Por vía seca:*

Tanto los compuestos mercuriosos como los mercúricos pueden reconocerse en que, calentados con carbonato de sodio en un tubito de ensayo, dejan en libertad mercurio metálico, que se deposita en la parte superior y fría del tubo; si después de condensado el mercurio se agrega una laminita de yodo metálico, éste se volatiliza y forma yoduro mercúrico de color rojo, muy visible aún en presencia de pequeñas cantidades de mercurio.

### ESTAÑO — Sn

El estaño se presenta pocas veces en estado nativo en la naturaleza; el único mineral bajo cuya forma se halla este cuerpo, es la casiterita  $\text{SnO}_2$ , óxido estánnico, que generalmente se presenta cristalizado y cuya ganga por lo común es el cuarzo.

El estaño es un metal de color blanco argentino, mas o menos agrisado cuando contiene impurezas; se disuelve con desprendimiento de hidrógeno en ácido clorhídrico concentrado formando cloruro estannoso, que posee, como todos los compuestos estannosos, un gran poder reductor. Con el ácido nítrico concentrado reacciona el estaño produciendo directamente ácido metaestánnico polimerizado  $(\text{H}_2\text{SnO}_3)_5$ , de color blanco, insoluble en los ácidos; en el nítrico diluido y frío se disuelve formando nitrato estannoso y nitrato amónico:



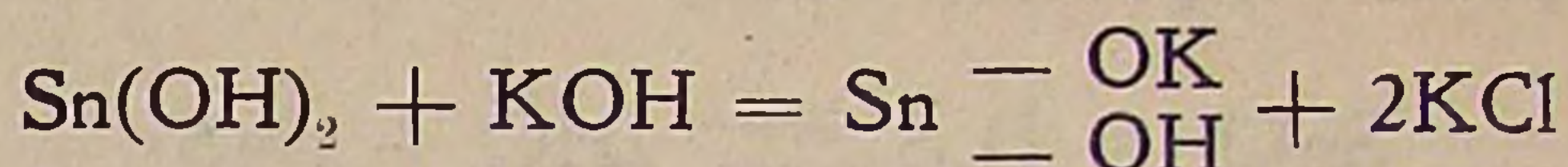
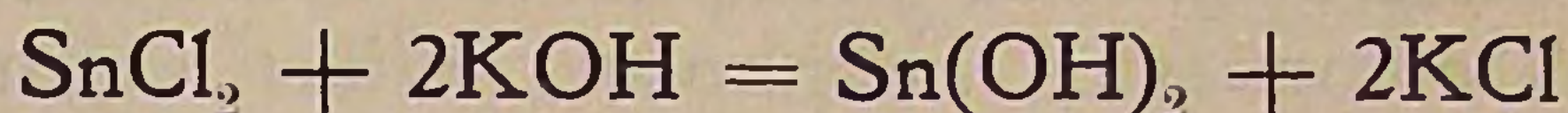
El estaño funciona como metal divalente y trivalente, dando lugar a la formación de los compuestos estannosos y estánnicos, respectivamente.



## REACCIONES

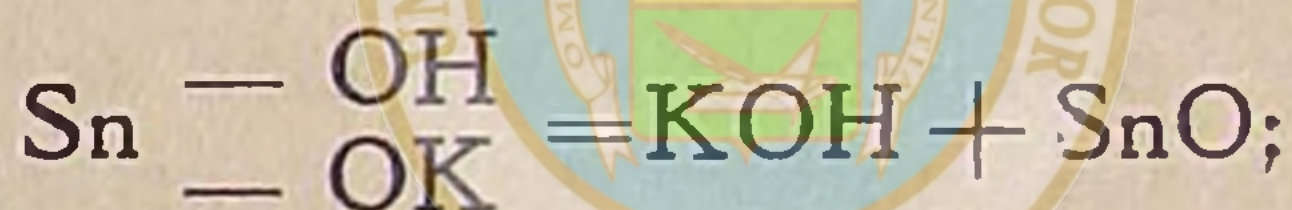
*Por vía húmeda:*

1ª. La sosa o potasa cáustica precipita hidrato estannoso, de color blanco y aspecto gelatinoso, soluble en exceso de reactivo con formación de un estannito:

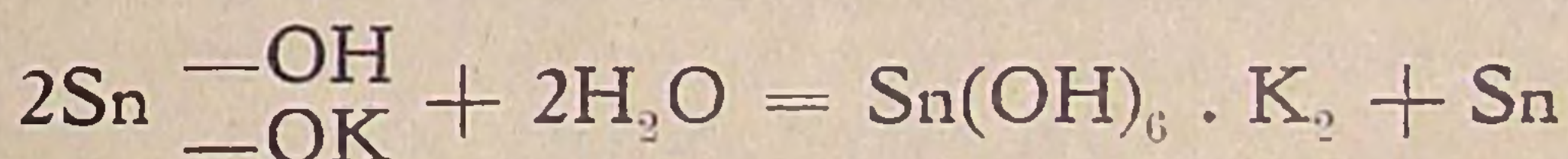


El hidrato estannoso se disuelve también con facilidad en ácido clorhídrico diluido; por lo tanto tiene carácter anfótero, es decir. se comporta ya como una base, ya como un ácido, de manera análoga al hidrato de Zn, Al, Cr y Pb.

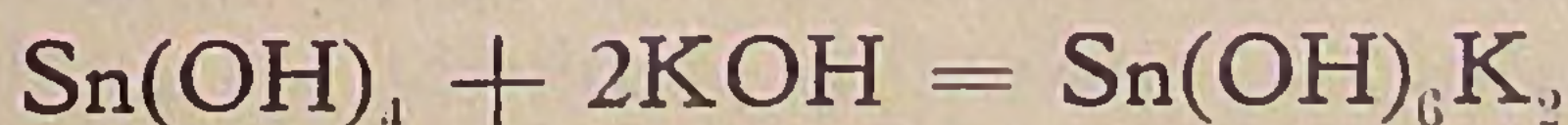
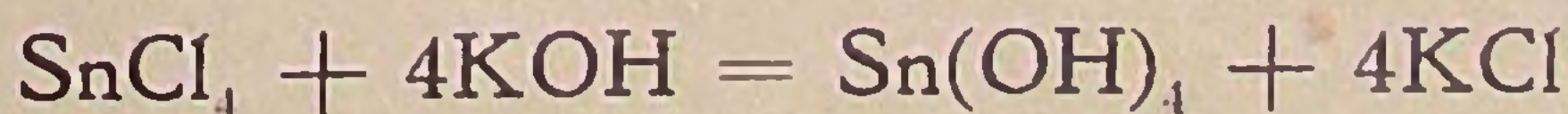
De sus soluciones en potasa cáustica diluida, precipitan los estannitos óxido estannoso, de color negro. Esta reacción se verifica con mayor rapidez en el calor.



y de sus soluciones en potasa cáustica concentrada, depositan casi exclusivamente estaño metálico de color negro:



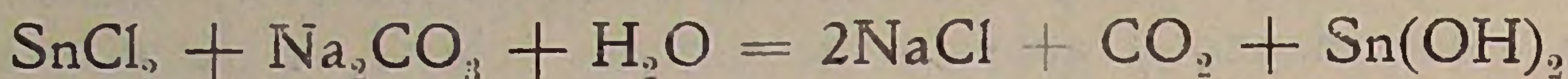
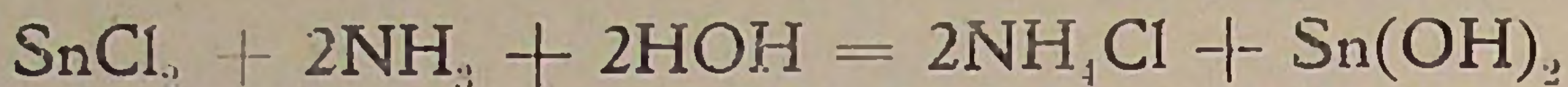
2ª. La sosa o potasa cáustica da, con los compuestos estánnicos, un precipitado blanco, gelatinoso, de  $\text{Sn(OH)}_4$ , soluble en exceso de reactivo con formación de un estannato alcalino, derivado del ácido hipotético, complejo, hexaoxiestánnico  $\text{Sn(OH)}_6\text{H}_2$ :



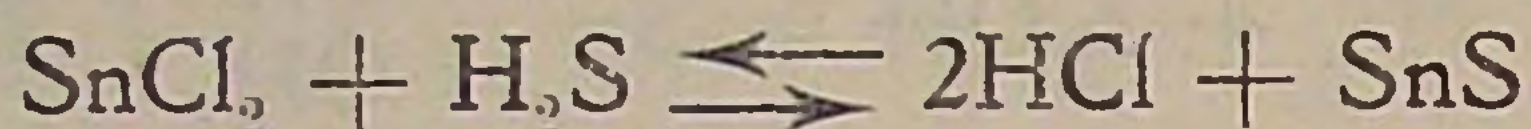
3ª. El amoníaco y los carbonatos alcalinos da con los compuestos estánnicos un precipitado blanco, gelatinoso, de hi-



drato estannoso, que se disuelve parcialmente en exceso de precipitante:

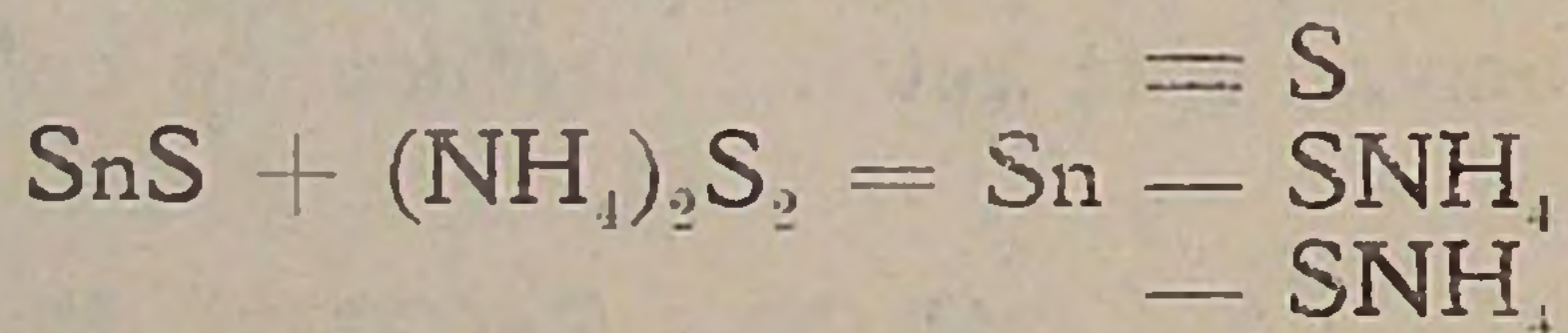


4ª. El ácido sulfhídrico precipita, en soluciones no muy ácidas de los compuestos estannosos, sulfuro estannoso  $\text{SnS}$ , de color pardo - negruzco, soluble en ácido clorhídrico concentrado:

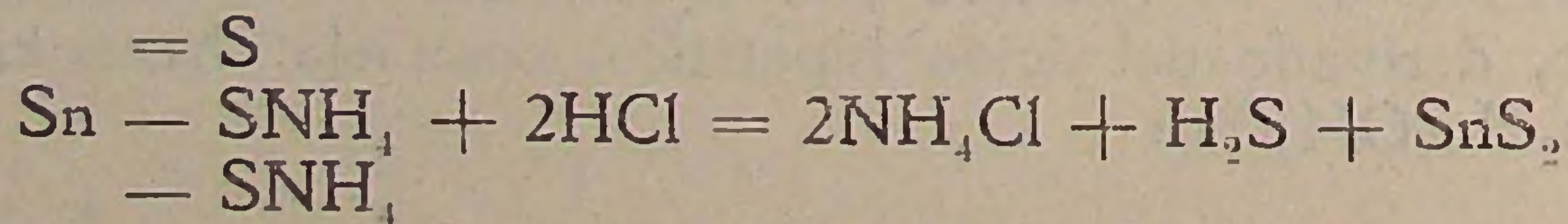


Esta reacción es reversible y, por lo tanto, no precipitará el sulfuro estannoso en presencia de exceso de ácido clorhídrico; en este caso, para conseguir la completa precipitación de ese compuesto, o sea, para que la reacción se verifique de izquierda a derecha, habrá que diluir la solución con agua y volverla a saturar con ácido sulfhídrico.

El sulfuro estannoso se disuelve también en sulfuro de amonio amarillo (polisulfuro amónico), con formación de un sulfo - estannato amónico; esta reacción se verifica merced al exceso de azufre que contiene dicho polisulfuro, el cual transforma el sulfuro estannoso en sulfuro estánnico:



Si se acidula esta última disolución, p. ej. con ácido clorhídrico o acético diluidos, precipita nuevamente el estaño en forma de sulfuro estánnico  $\text{SnS}_2$ , de color amarillo:

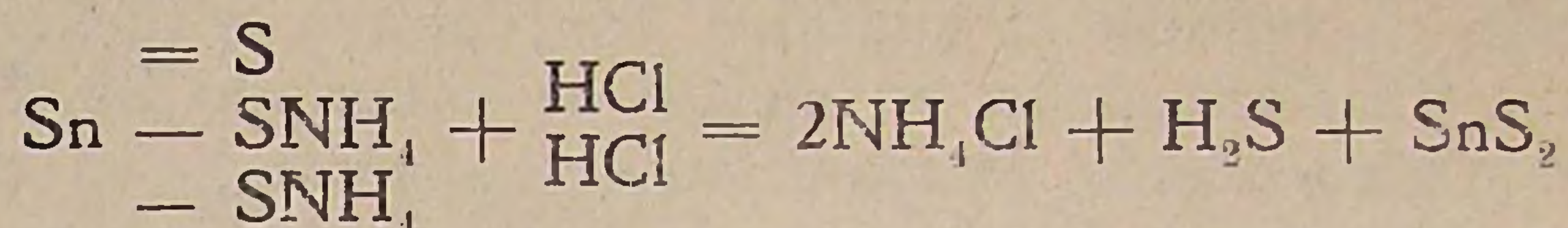
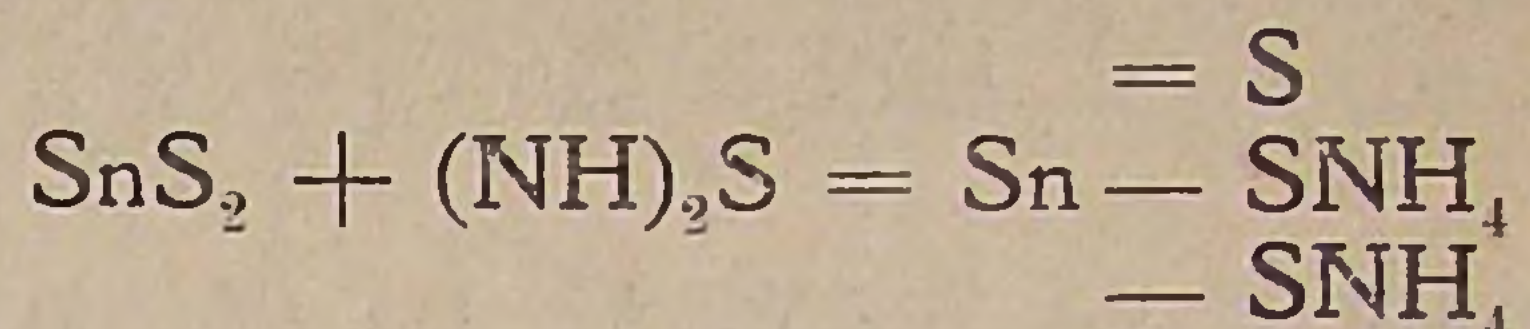


En las soluciones estánnicas, el ácido sulfhídrico, precipita sulfuro estánnico, amarillo, insoluble en ácidos diluidos, soluble en ácido clorhídrico concentrado:

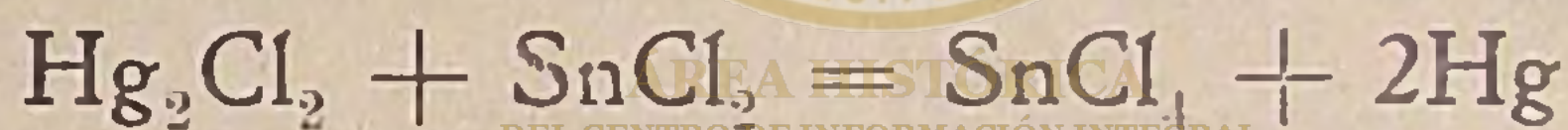
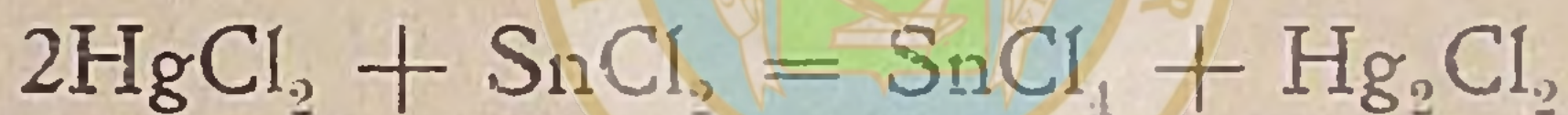




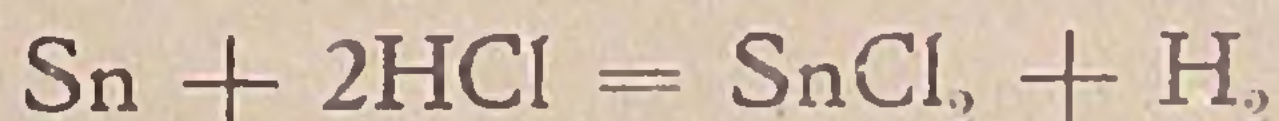
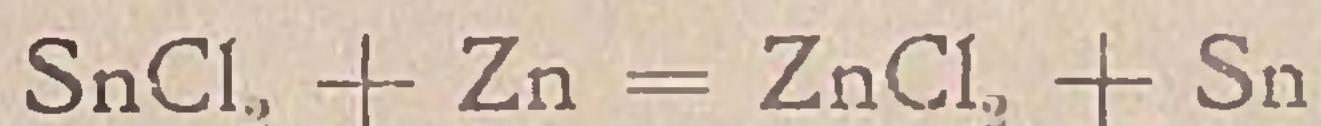
El sulfuro estánnico se disuelve en sulfuro de amonio amarillo, dando lugar a la formación de sulfosales, descomponibles nuevamente en sulfuro estánnico  $\text{SnS}_2$ , por la acción de ácidos diluïdos, como p. ej., el clorhídrico o acético:



5ª. Los compuestos estannosos reducen las disoluciones de bicloruro de mercurio a cloruro mercurioso, de color blanco, y aún muchas veces dejan mercurio en libertad; en tal caso, el precipitado es de color grisáceo:



6ª. El zinc metálico precipita el estaño de sus disoluciones en forma esponjosa; el estaño metálico que se deposita se disuelve en ácido clorhídrico concentrado, formando cloruro estannoso, a diferencia del antimonio:



*Por via seca:*

Calcinado un compuesto de estaño con carbonato de sodio sobre el carbón, se obtiene un botón blanco, dúctil, de estaño metálico, que se recubre de una película blanca de óxido estánnico  $\text{SnO}_2$ .



## ANTIMONIO — Sb

El antimonio se encuentra en la naturaleza principalmente en estado de sulfuro  $\text{Sb}_2\text{S}_3$  (estibina), otras veces se presenta formando la valentinita  $\text{Sb}_2\text{O}_3$  y, por último, en estado nativo.

El antimonio es un cuerpo sólido, de color blanco grisáceo, de aspecto metálico con visos azulados. Es insoluble en ácido clorhídrico; el sulfúrico concentrado y caliente, le disuelve transformándole en sulfato de antimonio  $\text{Sb}_2(\text{SO}_4)_3$ ; con el nítrico diluido, forma ácido antimonioso y con el concentrado, penta - óxido de antimonio  $\text{Sb}_2\text{O}_5$ , que se presenta bajo la forma de polvo blanco amorfo; el agua regia lo disuelve con formación de una mezcla de tricloruro  $\text{SbCl}_3$  y pentacloruro  $\text{SbCl}_5$  de antimonio.

El antimonio forma dos clases de compuestos oxigenados: el  $\text{Sb}_2\text{O}_3$  y el  $\text{Sb}_2\text{O}_5$ ; es decir, funciona como trí y pentavalente.

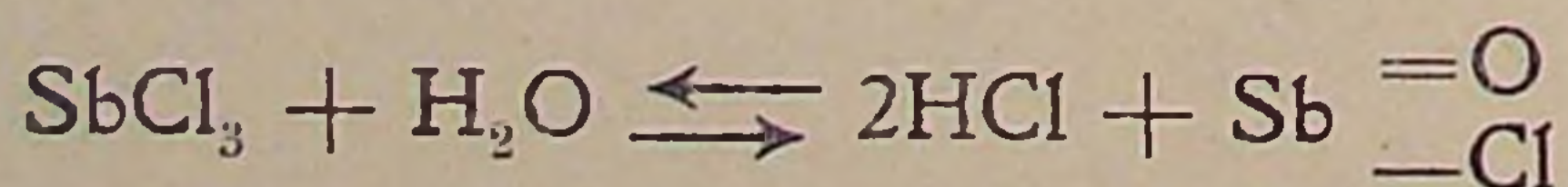
Las reacciones analíticas de este cuerpo se practicarán empleando tricloruro de antimonio, que se lo obtiene disolviendo trióxido de antimonio  $\text{Sb}_2\text{O}_3$  en ácido clorhídrico.

ÁREA HISTÓRICA  
DEL CENTRO DE INFORMACIÓN INTEGRAL

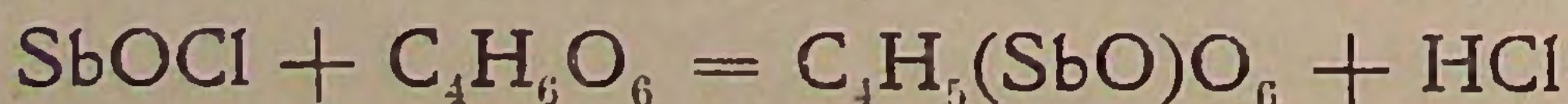
### REACCIONES

*Por vía húmeda:*

1ª. El agua: Si a una solución de tricloruro de antimonio que no está muy ácida, se agrega agua en poca cantidad, se hidroliza este compuesto precipitando oxiclورو de antimonio  $\text{SbOCl}$ , o cloruro de antimonilo, de color blanco y aspecto lechoso:



El precipitado se disuelve en ácido tartárico, a diferencia del bismuto, con formación de tartrato ácido de bismuto:



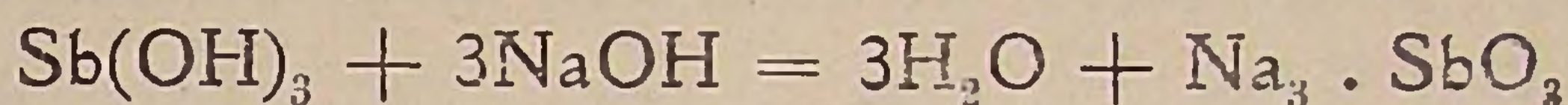
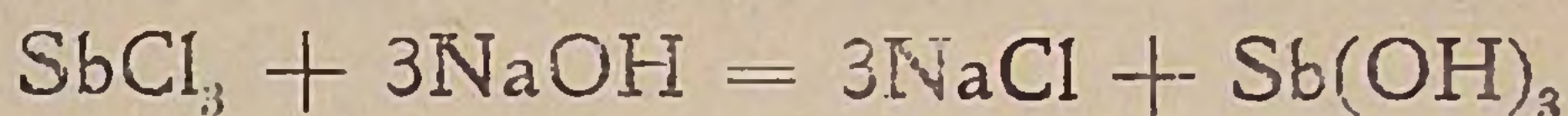


En presencia de un exceso de agua se forma, además del oxiclورو de antimonio, óxido de antimonio  $\text{Sb}_2\text{O}_3$ :

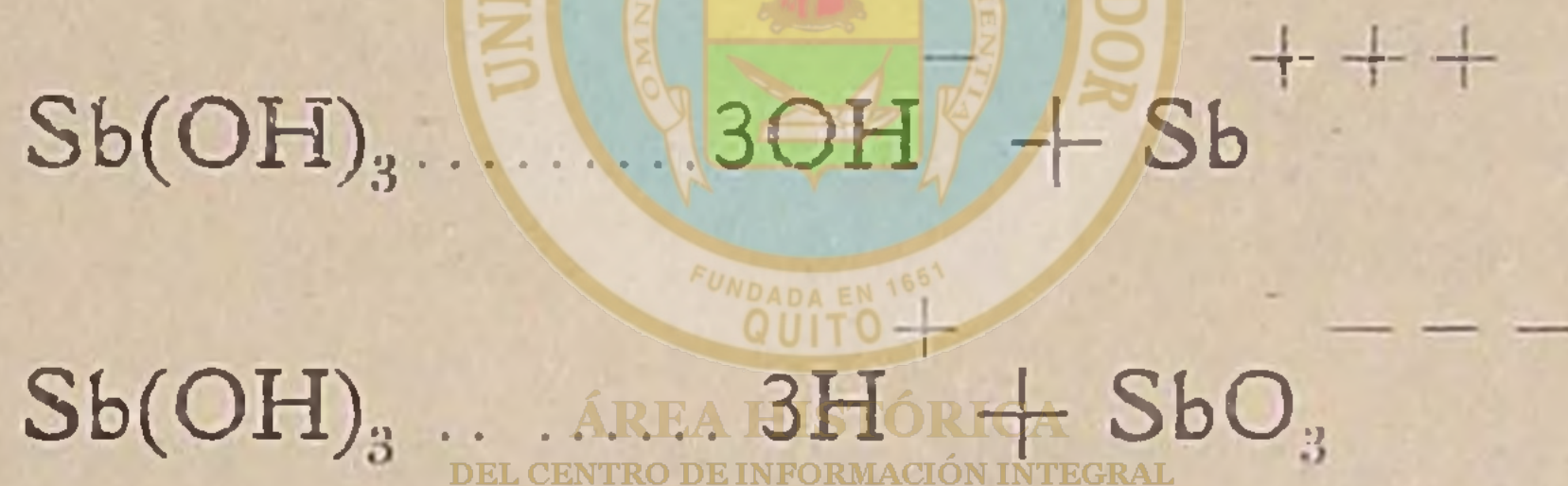


La mezcla de esos dos componentes constituye un polvo blanco llamado Algarot ( $\text{Sb}_2\text{O}_3 \cdot \text{SbOCl}$ ).

2ª. La sosa o potasa cáustica precipita hidrato de antimonio, soluble en exceso de reactivo con la formación de un antimonito:

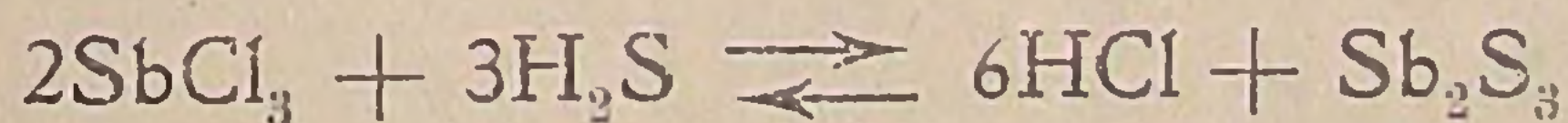


El hidrato de antimonio tiene carácter anfótero y por esto se disuelve en lejías alcalinas y en ácidos; por tanto, el  $\text{Sb(OH)}_3$ , es susceptible de formar tanto oxidriliones como hidrogeniones:



3ª. El amoníaco precipita también el antimonio de sus disoluciones bajo la forma de hidrato de antimonio  $\text{Sb(OH)}_3$ , insoluble en exceso de reactivo.

4ª. El ácido sulfhídrico, en soluciones ligeramente ácidas, determina la formación de un precipitado coposo, de color rojo anaranjado, de trisulfuro de antimonio  $\text{Sb}_2\text{S}_3$ :

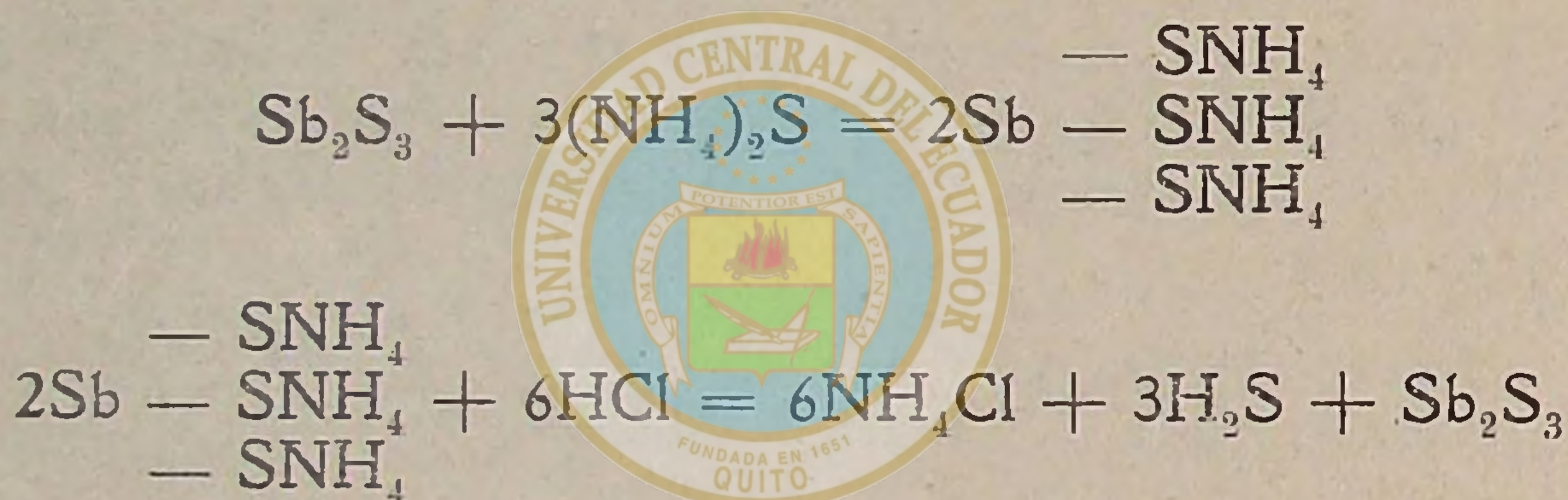


De la reacción reversible anterior se desprende que el sulfuro de antimonio es soluble en ácido clorhídrico; en el concentrado (1 : 1) se disuelve con mucha facilidad, a diferencia del arsénico; y por lo tanto, la precipitación del antimonio mediante ácido sulfhídrico será completa únicamente cuando se empleen soluciones muy diluidas de dicho cuerpo.



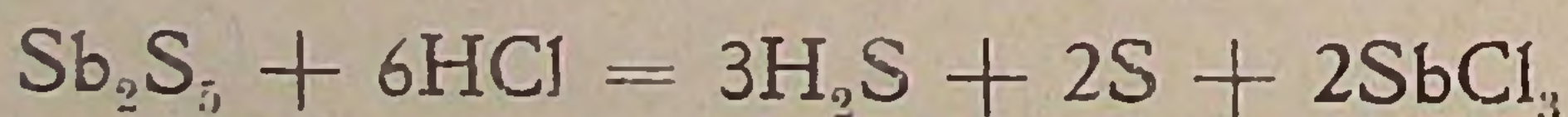
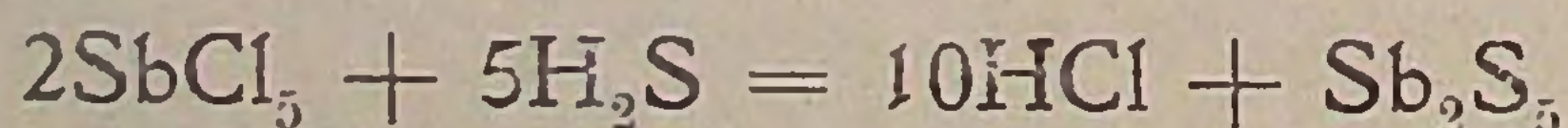
Por esta razón, cuando se trate de soluciones de cloruro de antimonio en ácido clorhídrico, deberá hacerse pasar previamente en la solución una corriente de gas sulfhídrico, y sólo entonces se la diluirá suficientemente con agua, volviendo a hacer atravesar por ella, gas sulfhídrico en exceso. En caso contrario, es decir, si se diluyera primeramente con agua la solución de cloruro de antimonio, antes de haber actuado la corriente de gas sulfhídrico en la solución, el cloruro de antimonio, por la acción del agua, se hidrolizaría, formando compuestos básicos insolubles.

El trisulfuro de antimonio  $\text{Sb}_2\text{S}_3$  se disuelve en sulfuro de amonio amarillo, con formación de sales sulfoamónicas, que son descompuestas por el ácido clorhídrico diluido, con separación de trisulfuro de antimonio y desprendimiento de ácido sulfhídrico:



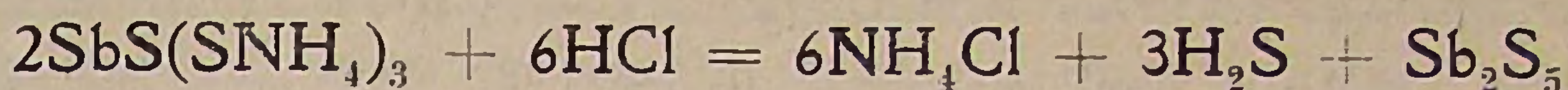
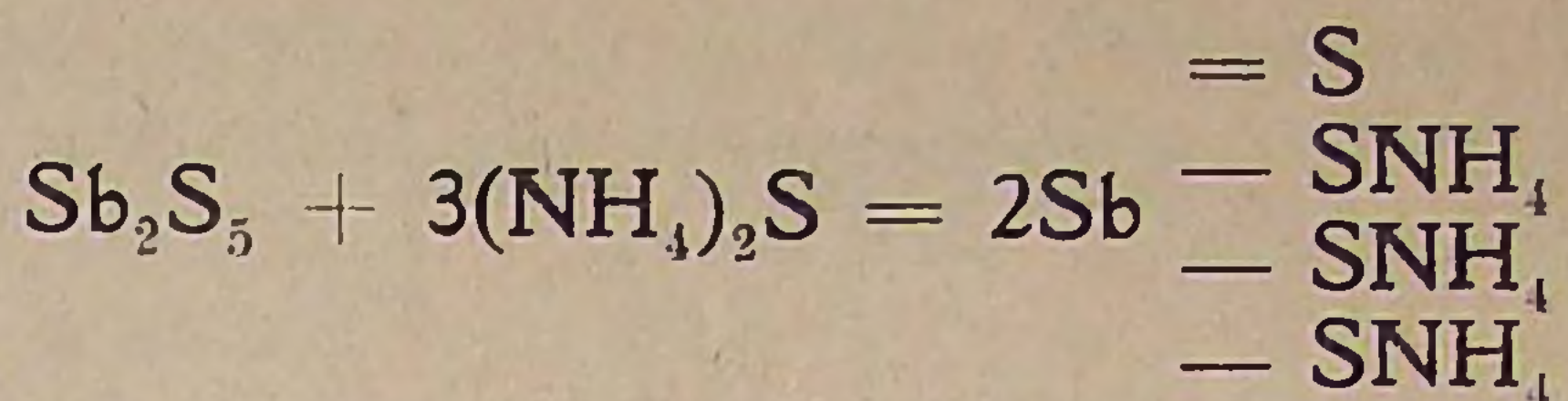
ÁREA HISTÓRICA  
DEL CENTRO DE INFORMACIÓN INTEGRAL

Con el pentacloruro de antimonio reacciona el ácido sulfhídrico, en soluciones no muy ácidas, precipitando pentasulfuro de antimonio  $\text{Sb}_2\text{S}_5$  de color rojo anaranjado, soluble en ácido clorhídrico concentrado, con formación de tricloruro de antimonio, desprendimiento de hidrógeno sulfurado y depósito de azufre:

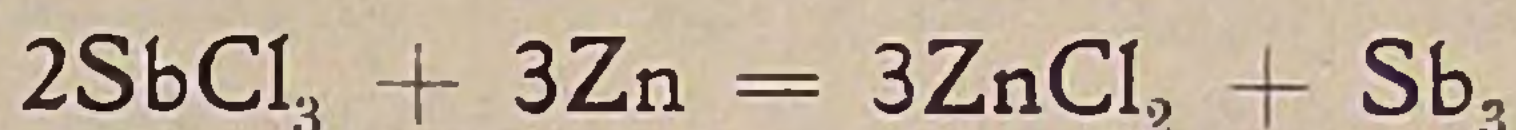


El pentasulfuro de antimonio se disuelve también en sulfuro de amonio, con formación de sulfosales que son descompuestas por el ácido clorhídrico, depositando pentasulfuro de antimonio y desprendiendo gas sulfhídrico:



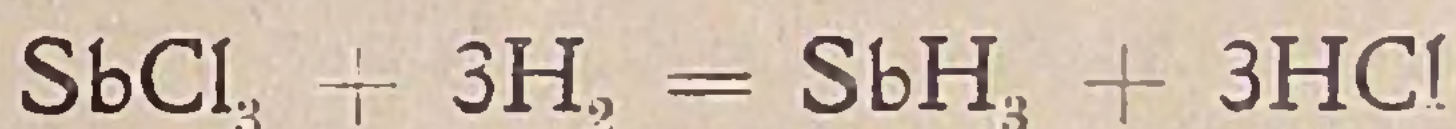


5<sup>a</sup>. El zinc metálico precipita el antimonio de sus disoluciones, bajo la forma de polvo negro. Si dicha precipitación se verifica sobre una lámina de platino, se forma sobre ella una mancha negra de antimonio metálico, que no desaparece al separar el zinc:



6<sup>a</sup>. El hidrógeno naciente: Los compuestos de antimonio en el aparato de Marsh (véase arsénico) desprenden estibamina o hidrógeno antimoniado  $\text{SbH}_3$ , que arde con llama de color verdoso muy pálido; fórmase agua y unas pequeñas nubes blancas de trióxido de antimonio  $\text{Sb}_2\text{O}_3$ .

Si se coloca en contacto de dicha llama una placa de porcelana, se deposita sobre ella una mancha negra, de aspecto aterciopelado, insoluble en hipoclorito de sodio  $\text{NaOCl}$ , diferenciándose así del arsénico:



*Por vía seca:*

Calentado sobre el carbón un compuesto de antimonio, mezclado con carbonato de sodio, se obtiene un botón metálico, frágil, rodeado de una aureola blanca de óxido. Calentado el botón metálico a la llama de oxidación, desaparece lentamente, con formación de humos blancos y una aureola, también blanca, de  $\text{Sb}_2\text{O}_3$ .

Los compuestos de antimonio comunican a la llama incolora de gas o alcohol una coloración verde pálida.



## ARSENICO — As

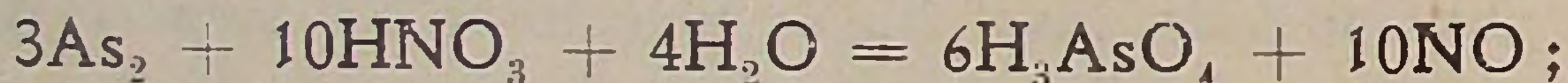
El arsénico se encuentra en la naturaleza en estado nativo, formando masas arríñonadas; también se lo halla combinado, constituyendo diversos minerales, entre los que pueden citarse como más importantes los siguientes: la pírta arsenical o mispickel  $\text{FeAsS}$ ; la esmaltina  $\text{CoAs}_2$ ; el rejalgar  $\text{As}_2\text{S}_3$  y las flores de arsénico o arsénico blanco  $\text{As}_2\text{O}_3$ .

Además el arsénico se encuentra en pequeñas cantidades en muchas aguas minerales, así como también en casi todos los sulfuros metálicos naturales, razón por la que se presenta en las blendas y píritas y por la que el zinc y ácido sulfúrico comerciales contienen entre sus impurezas este cuerpo.

El arsénico es de color gris acerado; frágil y de aspecto metálico; se volatiliza antes de fundirse y se disuelve en ácido nítrico diluido con formación de ácido arsenioso:



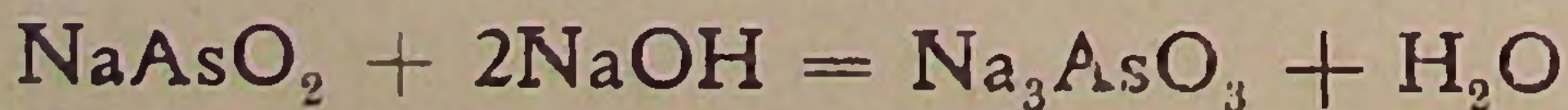
en el nítrico concentrado y el agua regia se disuelve transformándose en ácido arsenico:



en el clorhídrico el arsénico es insoluble.

El arsénico forma dos clases de compuestos oxigenados: el trióxido o anhídrido arsenioso  $\text{As}_2\text{O}_3$  y el penta óxido o anhídrido arsenico  $\text{As}_2\text{O}_5$ , de los que se forman los correspondientes ácidos orthoarsenioso  $\text{H}_3\text{AsO}_3$ , metaarsenioso  $\text{HAsO}_2$  y arsenico  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ .

Del ácido meta arsenioso, se derivan solamente los arsenitos alcalinos  $\text{NaAsO}_2$ ,  $\text{KAsO}_2$ , los cuales en solución acuosa, se comportan como sales monometálicas  $\text{NaH}_2\text{AsO}_3$ , y en solución alcalina, como sales trimetálicas  $\text{Na}_3\text{AsO}_3$ , derivadas, unas y otras, del ácido ortho arsenioso  $\text{H}_3\text{AsO}_3$ :





Del ácido ortho arsenioso se derivan las sales de los metales pesados que, por lo general, son inestables y poco conocidas, a excepción del arsenito de plata  $\text{Ag}_3\text{AsO}_3$  y del arsenito de plomo  $\text{Pb}_3(\text{AsO}_3)_2$ .

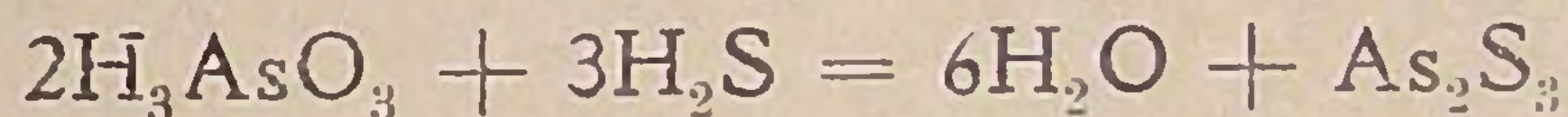
De las sales derivadas del ácido arsenioso, o sean los arsenitos, tan sólo los alcalinos son solubles en agua; los restantes se disuelven en los ácidos.

#### REACCIONES DE LOS COMPUESTOS ARSENIOSOS

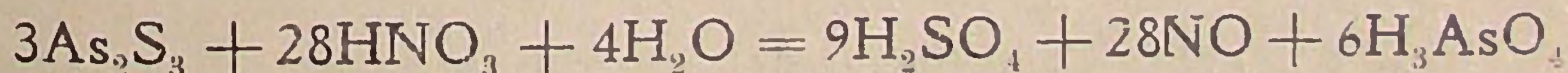
##### *Por vía húmeda:*

Para practicar estas reacciones, se toma una porción de anhídrido arsenioso, se lo disuelve en sosa cáustica diluída y se neutraliza después el exceso de sosa con ácido clorhídrico diluído.

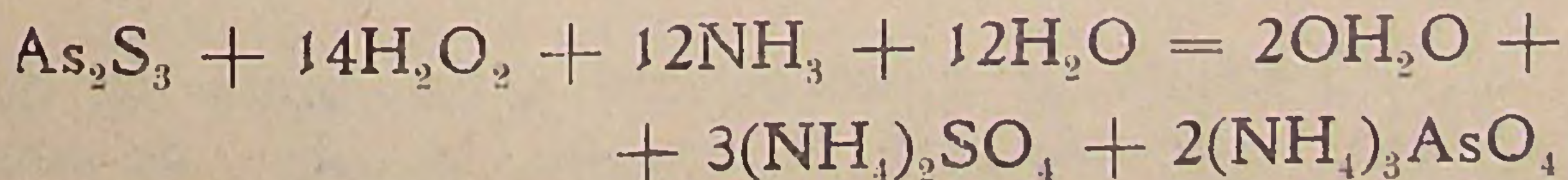
1ª. El ácido sulfhídrico no da ningún precipitado cuando la disolución del arsenioso es neutra; pues, en este caso, se obtiene tan sólo una solución coloidal, más o menos transparente y de color amarillo intenso. Mas, cuando la disolución del arsenito se encuentra acidulada con ácido clorhídrico, y después de haber atravesado algún tiempo por ella la corriente de gas sulfhídrico, se forma un precipitado coposo, amarillento, de trisulfuro de arsénico, insoluble en ácido clorhídrico concentrado, a diferencia del estaño y antimonio:



El trisulfuro de arsénico se disuelve en ácido nítrico concentrado, con formación de ácido arsénico y sulfúrico:

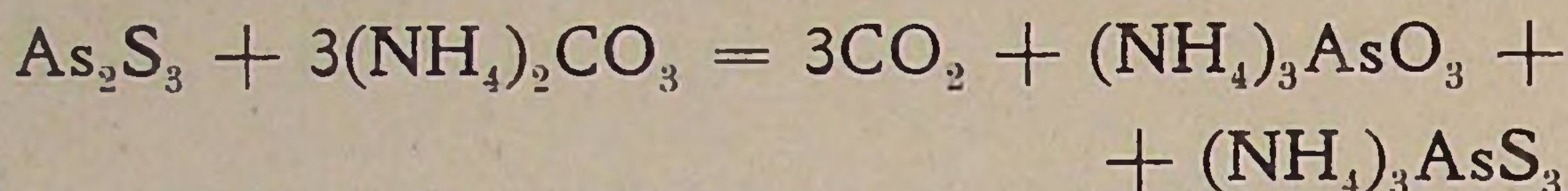


más fácilmente se disuelve en una solución de agua oxigenada amoniacal, transformándose en arseniato y sulfato amónicos:

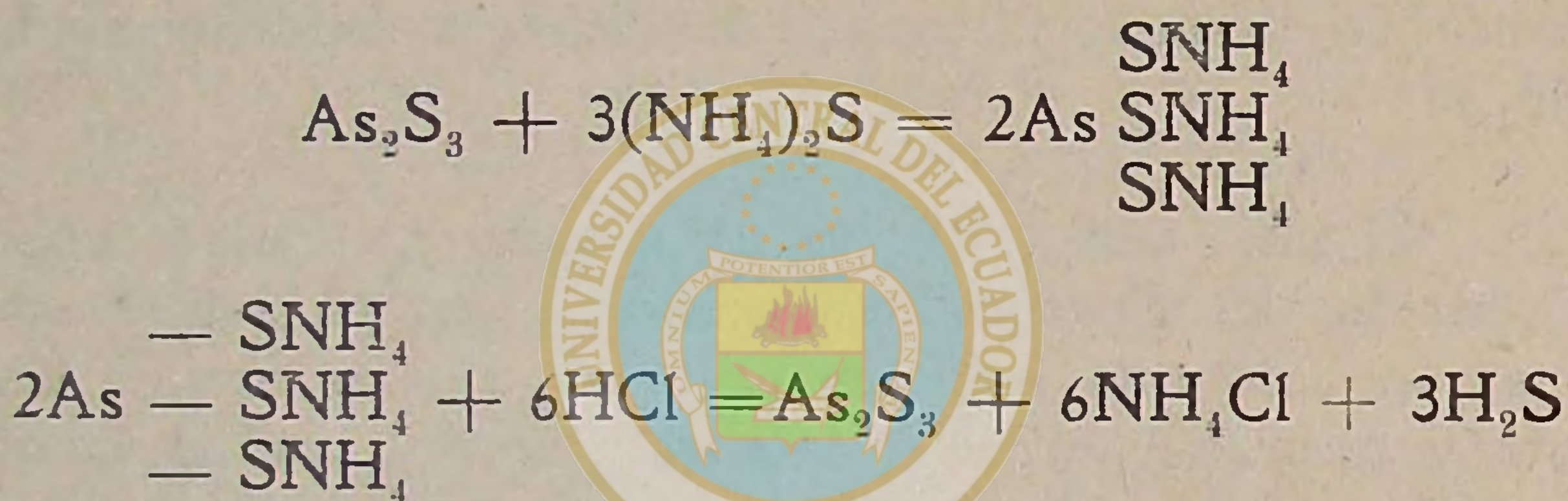




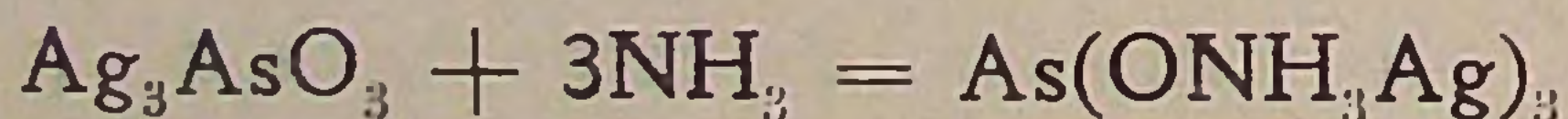
además, dicho compuesto, se disuelve en los hidratos alcalinos y en carbonato de amonio, (diferencia del estaño y antimonio), formando una mezcla de sulfoarsénito y arsenito alcalinos:



También se disuelve el trisulfuro de arsénico en el sulfuro de amonio, originando sales sulfo amónicas, descomponibles por la adición de un ácido diluido, p. ej. el clorhídrico, que precipita nuevamente trisulfuro de arsénico:



2ª. El nitrato de plata da, en las disoluciones neutras, un precipitado amarillo limón de arsenito de plata, soluble en el ácido nítrico y amoníaco:

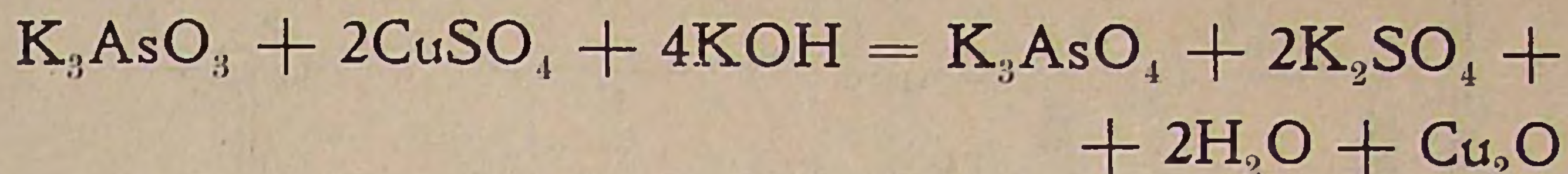


La disolución amoniacal del arsenito de plata adicionada de un poco de sosa o potasa cáustica, y calentada hasta la ebullición, produce plata reducida que se adhiere a las paredes del recipiente formando un espejo de plata, a diferencia de los arseniátos.

3ª. El sulfato de cobre determina la formación de un precipitado verde manzana de arsenito de cobre, de compo-



sición variable, llamado verde de Scheele. Este precipitado se disuelve en los álcalis cáusticos y en el amoníaco, de cuya disolución precipita, al hervirla, óxido cuproso de color rojo ladrillo:



4ª. La disolución de yodo es decolorada por la de los arsenitos alcalinizados con bicarbonato de sodio:

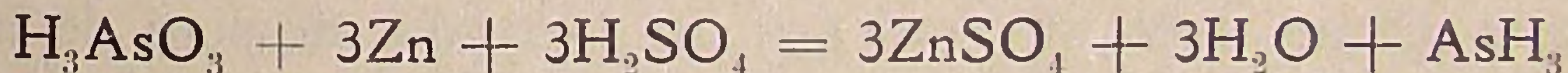


Esta reacción es necesario verificarla en presencia de bicarbonato de sodio y no de sosa o potasa cáustica, porque estas últimas sustancias tienen la propiedad de decolorar por sí mismas la tintura de yodo formándose yodatos:



5ª. El hidrógeno naciente — Ensayo de Marsh:

Se funda esta reacción en la propiedad que tienen los compuestos arsenicales, de ser reducidos por el hidrógeno naciente en solución ácida, a hidrógeno arseniado o arsenamina  $\text{AsH}_3$ , compuesto volátil, venenoso:



El ensayo se practica de la manera que sigue:

El compuesto de arsénico se introduce en el recipiente «a» Fig. 4 que contiene zinc y ácido sulfúrico diluido, químicamente puros y exentos de arsénico. El hidrógeno naciente desprendido reduce los compuestos de arsénico a hidrógeno arseniado, el cual se deseca en el tubo en forma de U que contiene cloruro de calcio cristalizado. Si se calienta el tubo «e» en la parte «c», la arsenamina se descompone cuantitativamente en hidrógeno y arsénico, que se deposita en las paredes frías de la región estirada del tubo, en forma de una capa negra brillante, llamada espejo de arsénico.



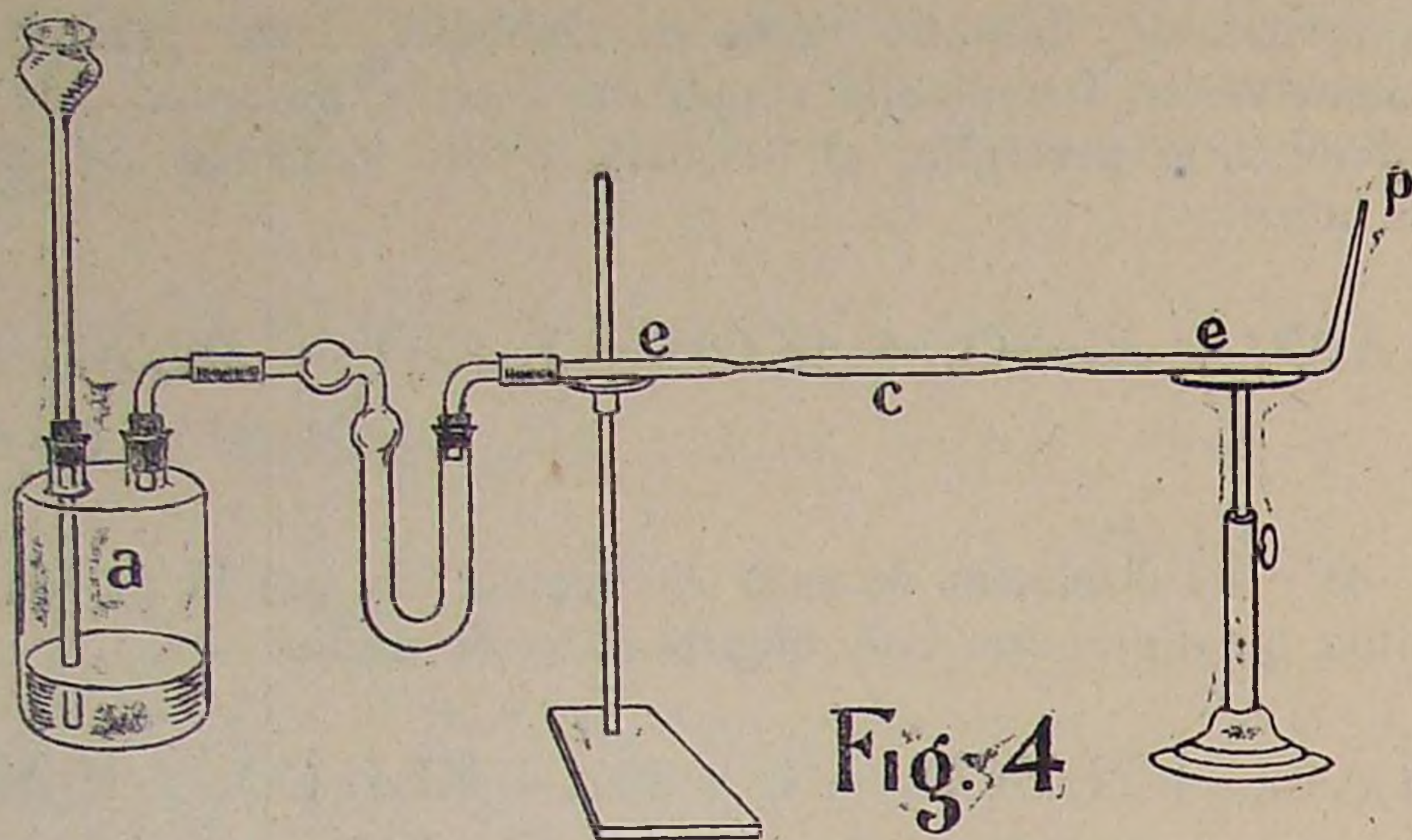


Fig. 4

Si se enciende la llama en la abertura «p», y se introduce en ella un cuerpo frío, p. ej. una cápsula de porcelana, se deposita entonces, sobre dicha cápsula, arsénico metálico, en forma de manchas negro - grisáceas, brillantes. El espejo de arsénico formado se distingue de las manchas semejantes producidos por el antimonio, en que las de arsénico se disuelven en hipoclorito de sodio NaOCl y ácido nítrico concentrado, no así las de antimonio:



Antes de encender la llama en el punto «p», o de calentar el tubo «b» en la sección «c», es indispensable desalojar primeramente todo el aire del aparato, después de lo cual se puede encender el hidrógeno en el extremo del tubo «p».

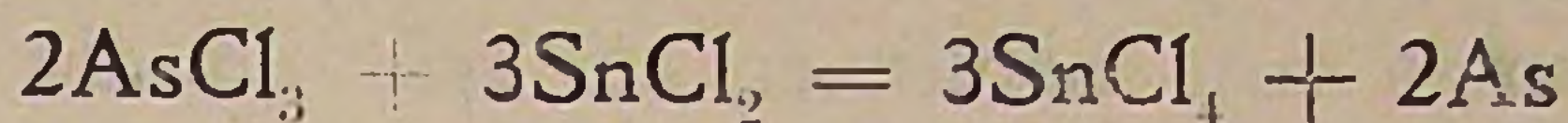
6<sup>a</sup>. El cloruro de magnesio, en presencia de cloruro de amonio y amoniaco, no forma con los arsenitos ningún precipitado, a diferencia de los arseniados.

7<sup>a</sup>. El cloruro estannoso (Prueba de Bettendorffs).

Si a un pequeño volumen de ácido clorhídrico concentrado se añaden unas gotas de solución algo concentrada de ácido arsenioso y después  $\frac{1}{2}$  cc. de ácido clorhídrico asimismo concentrado y saturado de cloruro estannoso, el líquido adquiere primeramente un color pardo y después de

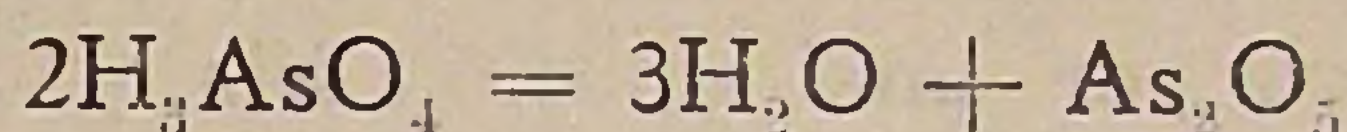


poco tiempo se deposita arsénico metálico. La reacción se verifica con mayor rapidez al calor:

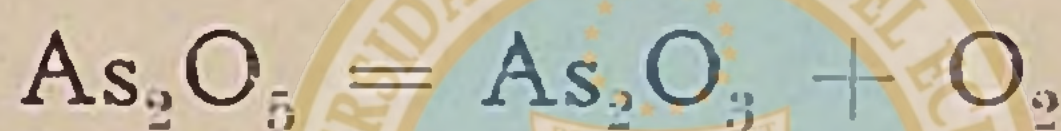


## COMPUESTOS ARSENICOS

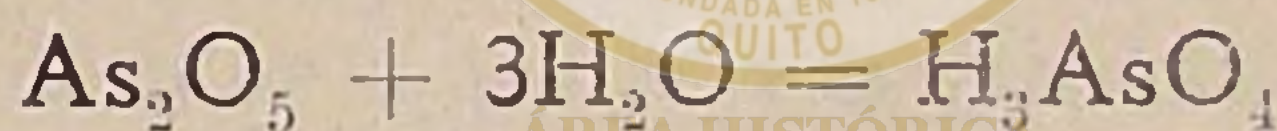
El pentaóxido de arsénico se produce por calentamiento del ácido arsénico, hasta su completa deshidratación:



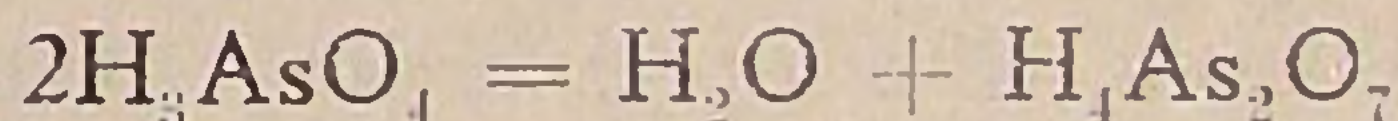
Este compuesto forma una masa blanca, de aspecto vítreo, que por calcinación se descompone en trióxido de arsénico y oxígeno:



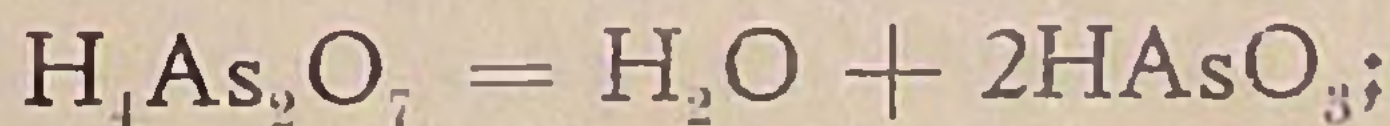
El pentaóxido de arsénico se disuelve en agua, transformándose en ácido orthoarsénico:



el cual, por la acción del calor, pierde una molécula de agua, convirtiéndose en ácido piroarsénico:



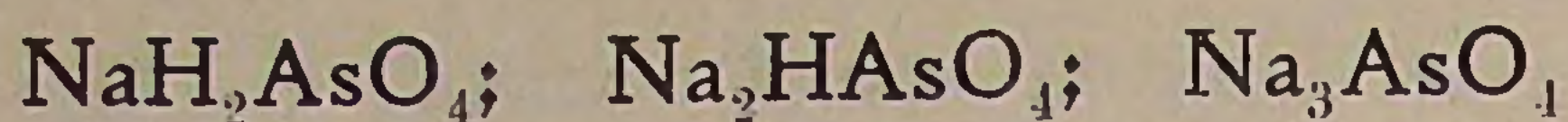
y éste, a su vez, por calentamiento prolongado, pierde una nueva molécula de agua, transformándose en ácido metaarsénico:



esto es, el ácido orthoarsénico se comporta de manera análoga al fosfórico.

Los ácidos piro y metaarsénico, si se tratan con agua, se transforman nuevamente en ácido orthoarsénico, que es tri-básico y como su análogo el fosfórico, forma sales mono, di y trimetálicas, llamadas arseniátos:



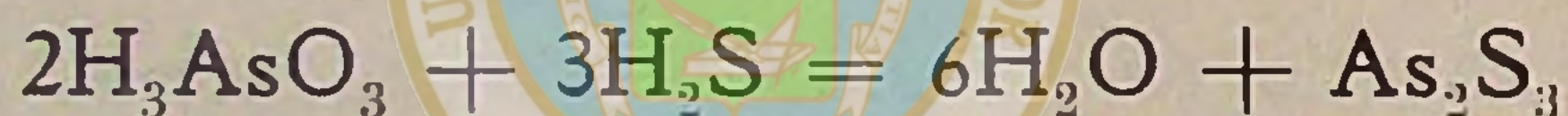


Los arseniados de los metales alcalinos son solubles en agua; los demás son insolubles en este líquido, pero se disuelven fácilmente en los ácidos.

### REACCIONES

*Por vía húmeda:*

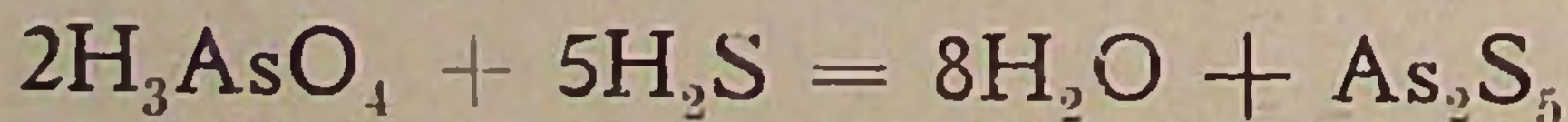
1ª. El ácido sulfhídrico. Si se hace pasar una corriente de gas sulfhídrico por una solución fría y debilmente ácida de un arseniato, no se forma al principio ningún precipitado; pero después de cierto tiempo de haber atravesado dicho gas, el líquido comienza a enturbiarse por la precipitación de trisulfuro de arsénico y azufre:



es decir, los arseniados se reducen primero a arsenitos y de éstos precipita, después, por el ácido sulfhídrico, trisulfuro de arsénico.

La precipitación anterior se verifica con mayor rapidez en caliente, o por reducción previa del ácido arsénico a arsenioso, hirviendo la solución del arseniato con ácido sulfuroso, desalojando por el calor el exceso de este ácido y haciendo pasar entonces la corriente de gas sulfhídrico.

Si en presencia de exceso de ácido clorhídrico concentrado se hace pasar una corriente rápida de gas sulfhídrico por la solución fría del arseniato, precipita inmediatamente todo el arsénico en forma de pentasulfuro  $\text{As}_2\text{S}_5$ , de color amarillo:

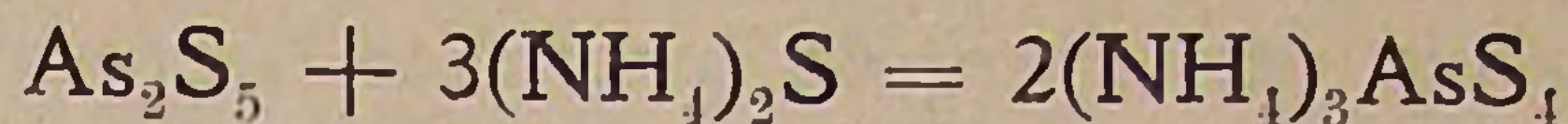


Cuando la operación anterior se verifica en caliente, precipita una mezcla de trisulfuro y pentasulfuro de arsénico.

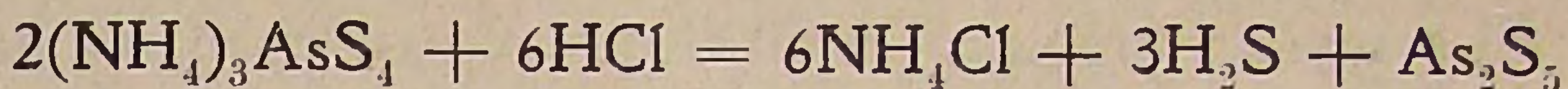
El pentasulfuro de arsénico se comporta como el trisulfuro, esto es, no se disuelve en el ácido clorhídrico concen-



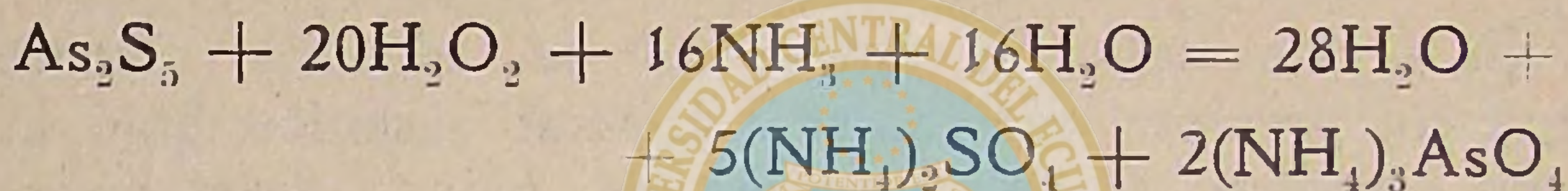
trado, pero sí en los álcalis, en el carbonato y sulfuro de amonio:



Acidulando las soluciones de sulfoarseniato con ácido clorhídrico diluido, vuelve a precipitar pentasulfuro de arsénico:



El pentasulfuro de arsénico es oxidado por el ácido nítrico fumante y por el agua oxigenada amoniacal, transformándose en arseniato y sulfato amónicos:



2ª. El nitrato de plata precipita, de las soluciones neutras, arseniato de plata de color rojo ladrillo, soluble en los ácidos y en el amoníaco:



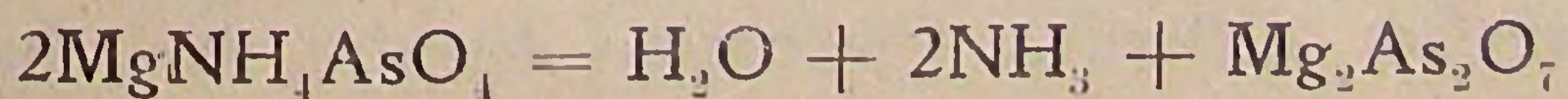
3ª. El cloruro de magnesio, en presencia de cloruro de amonio y amoníaco, da un precipitado blanco, cristalino, de arseniato amónico magnésico:



El precipitado se forma inmediatamente, si la disolución del arseniato es concentrada, y lentamente, en caso contrario.

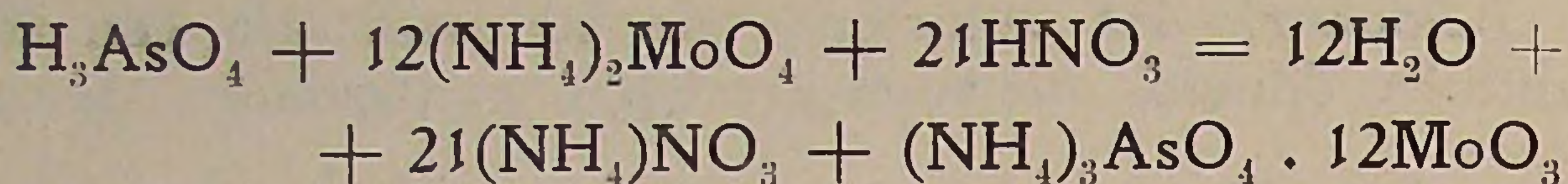
El arseniato amónico magnésico es casi insoluble en agua amoniacal, razón por la que se lo utiliza para la determinación cuantitativa del arsénico.

Por calcinación el arseniato amónico magnésico se transforma en piroarseniato:

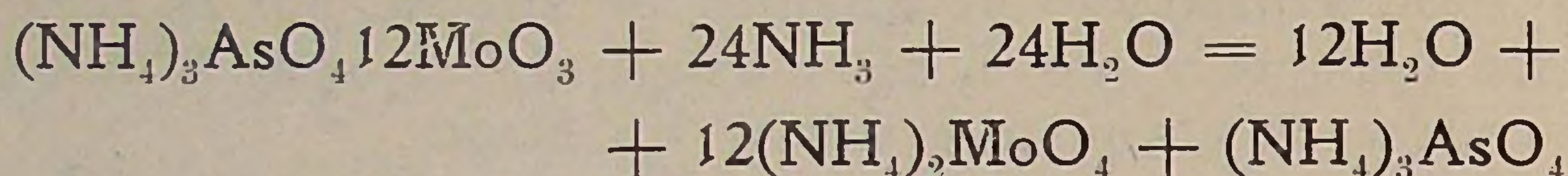




4ª. El molibdato amónico  $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ , en exceso, determina en las soluciones de los arseniats, aciduladas con ácido nítrico concentrado, en caliente, la formación de un precipitado amarillo cristalino de arseniato amónico molíbdico. La presencia de nítrato amónico sensibiliza la reacción.



El arseniato amónico molíbdico se disuelve en los hidratos alcalinos y en el amoniaco:



Si a esta solución amoniaca se adiciona cloruro de magnesio, precipita nuevamente el ácido arsénico bajo la forma de arseniato amónico magnésico, blanco, cristalino.

*Por vía seca:*

Calentado el arsénico en un tubito de vidrio, se volatiliza dando por sublimación un depósito brillante, de forma anular, denominado espejo de arsénico.

Todos los compuestos de arsénico, al ser calentados con el soplete sobre el carbón, con carbonato de sodio, desprenden vapores blancos de olor aliáceo (olor a ajos), y forman al rededor de la cavidad del carbón una aureola blanca, volátil.

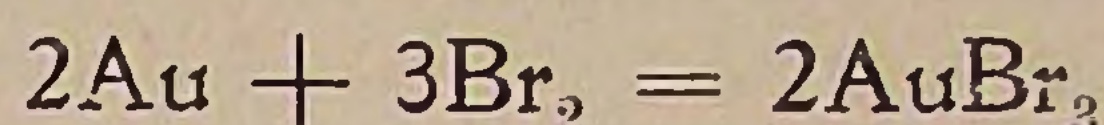
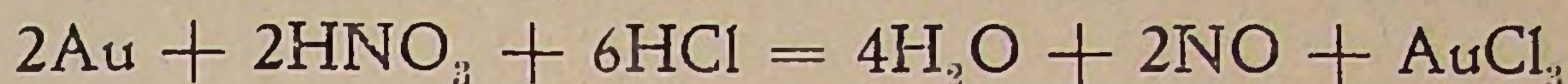
## ORO — Au

El oro se encuentra en la naturaleza en estado libre en las rocas cuarzosas, en las arenas transportadas por algunos ríos y en los terrenos de aluvión. También se halla el oro acompañando a la plata en forma de teluro auro-argentífero  $\text{Au}_2\text{Ag}_2\text{Te}_3$ , y en cantidades muy pequeñas, en las piritas de hierro y los minerales de cobre y plomo.

Es un metal muy dúctil y maleable, de color amarillo característico, inalterable a la acción del aire, de la humedad



y de los ácidos; únicamente lo disuelven, el agua regia, así como también el cloro y bromo libres y las disoluciones acuosas de los cianuros alcalinos, en presencia de aire:



El tricloruro de oro se combina con el ácido clorhídrico, formando el ácido cloro - áurico  $(\text{AuCl}_4)\text{H}$ , el cual se lo obtiene en forma cristalizada, si se evapora su solución.

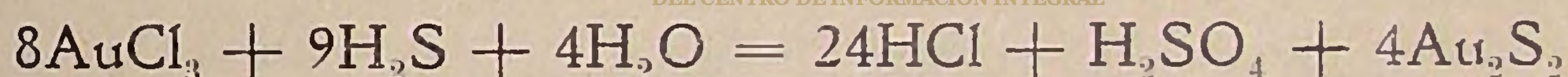
El cloruro de oro y el ácido cloro - áurico se disuelven en éter, y por esto se los puede separar de sus disoluciones acuosas, agitándoles con dicho disolvente.

El oro funciona como monovalente y trivalente y forma los compuestos aurosos y áuricos, respectivamente.

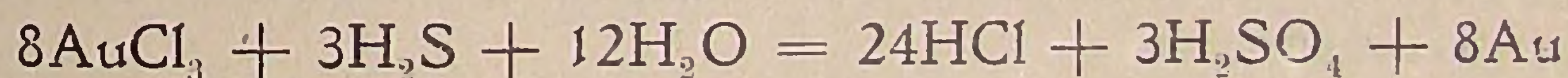
### REACCIONES

*Por vía húmeda:*

1ª. El ácido sulfhídrico precipita, en las disoluciones frías de tricloruro de oro, sulfuro auroso, de color negro, soluble en el agua regia con formación de tricloruro de oro:



En soluciones calientes el ácido sulfhídrico precipita oro metálico reducido, de color café:

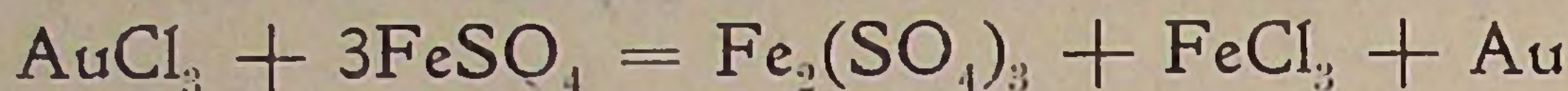


2ª. El amoníaco da un precipitado amarillo formado por la mezcla de un amido imido de oro  $\text{Au}(\text{NH}_2)_2\text{NH}$ , y de un cloruro imido de oro,  $\text{Au}(\text{NH})_2\text{Cl}$  que no es otra cosa que el fulminante de oro, el cual en estado seco, explota por percusión o por el calor.

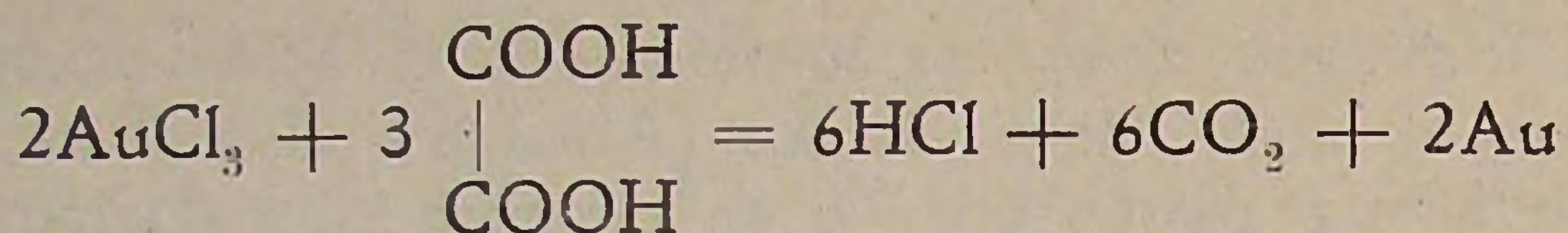
3ª. Las sales ferrosas, añadidas, a la temperatura ordinaria, a las disoluciones neutras o debilmente aciduladas de un compuesto áurico, precipitan oro metálico en forma de polvo de color pardo. Si la disolución áurica estuviere muy



diluida, la coloración del precipitado será entonces algo violácea:



4ª. El ácido oxálico precipita oro metálico en forma de polvo pardo:

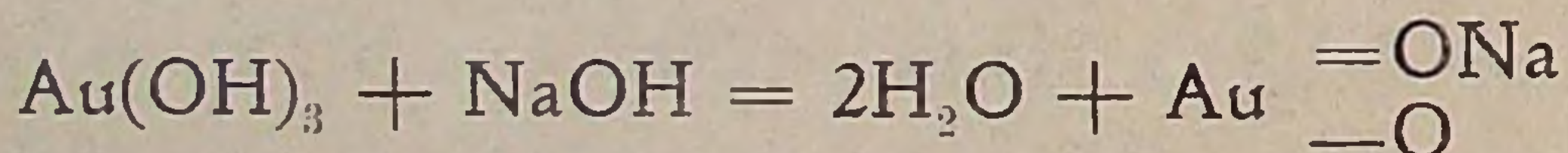


En frío la precipitación es lenta; en cambio, en caliente es rápida. La presencia de un exceso de ácido clorhídrico libre impide la reacción.

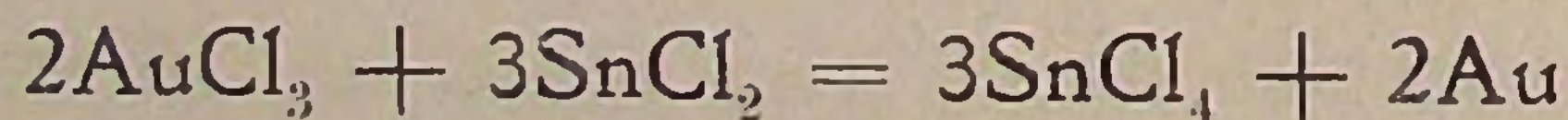
5ª. La sosa o potasa cáustica precipita, en disoluciones concentradas de tricloruro de oro, hidrato áurico, de color café rojizo y aspecto voluminoso:



El hidrato áurico se disuelve en exceso de reactivo con formación de un aurato:



5ª. El cloruro estannoso, añadido a una disolución concentrada de tricloruro de oro, precipita oro metálico, de color café negruzco:



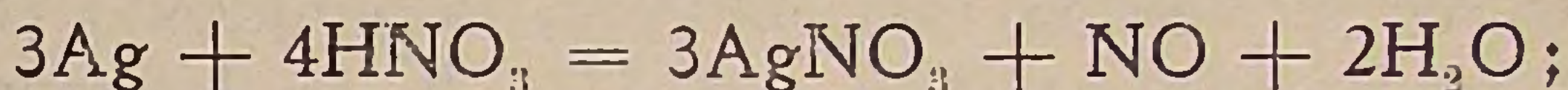
Si esta reacción tiene lugar en soluciones diluidas de oro, ligeramente aciduladas, se obtiene un precipitado de color rosado o púrpura, que está constituido por oro coloidal rojo mezclado con hidrato estannoso, y que se llama púrpura de Cassius. Este precipitado se disuelve en amoníaco y sosa cáustica con coloración rojiza.



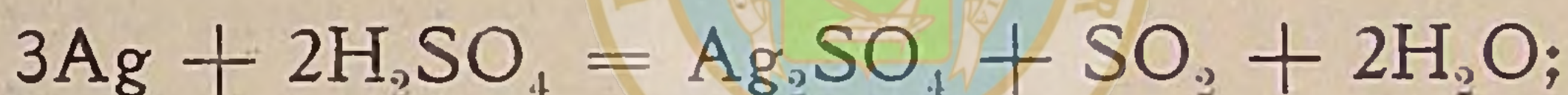
## PLATA — Ag

Se encuentra en la naturaleza en estado nativo; combinada con el azufre y otros metales; constituye la argentita  $\text{Ag}_2\text{S}$ , la pirargirita  $3\text{Ag}_2\text{Sb}_2\text{S}_3$ , la proustita  $\text{Ag}_3\text{SbS}_3$ , la estromeyerita  $\text{Cu}_2\text{S} \cdot \text{Ag}_2\text{S}$ , etc. También se halla acompañando al plomo en la galena, cuya riqueza en plata oscila de ordinario entre 0,01 y 0,33 %

Es un metal monovalente, de color blanco brillante, inalterable al aire; a la temperatura ordinaria se disuelve con facilidad en ácido nítrico, formando nitrato de plata y desprendiendo vapores nitrosos:



el ácido sulfúrico concentrado le ataca tan sólo en caliente, desprendiendo vapores sulfurosos, con formación de sulfato de plata:



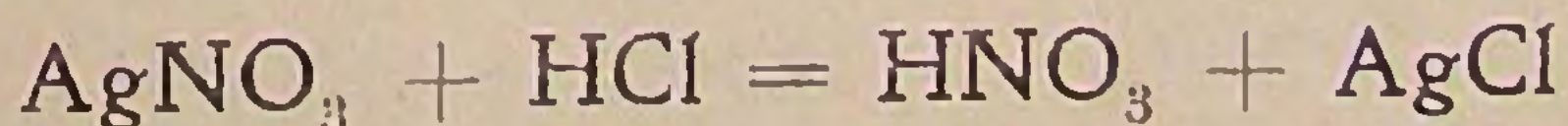
el ácido clorhídrico le disuelve en muy pequeña cantidad.

La mayor parte de los compuestos de plata son reducidos por la acción de la luz o en contacto de sustancias orgánicas, tomando una coloración más o menos oscura a causa de la separación de plata metálica finamente dividida.

## REACCIONES

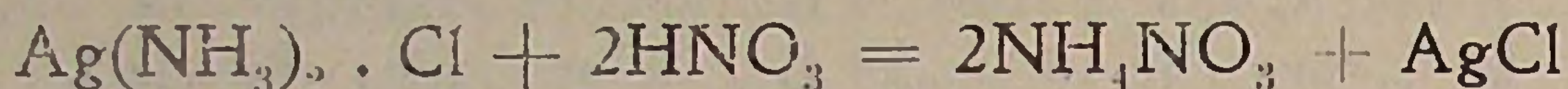
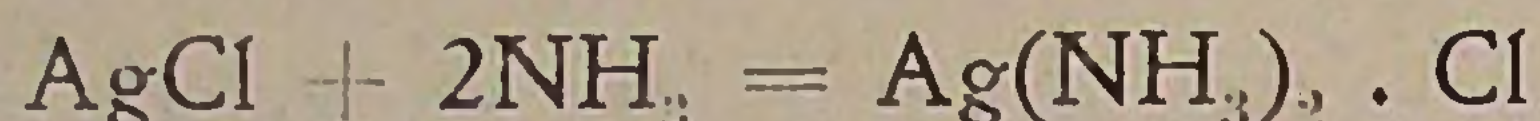
*Por vía húmeda:*

1ª. El ácido clorhídrico y los cloruros solubles dan un precipitado blanco, caseoso, de cloruro de plata, que se reduce por la acción de la luz, tomando una coloración violácea y después negra. Si la solución de plata está muy diluída, el líquido se vuelve opalino, sin formarse precipitado:

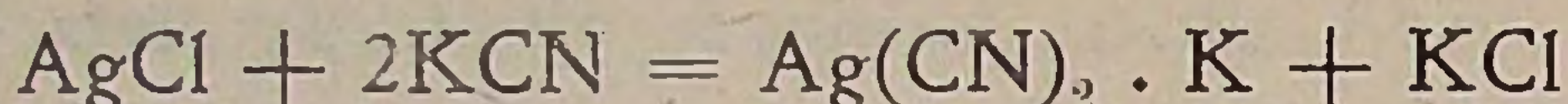




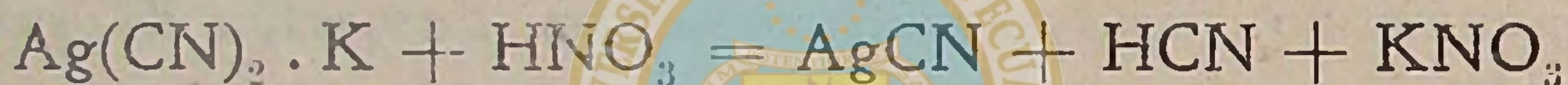
El cloruro de plata se disuelve fácilmente en el amoníaco, con formación de un cloruro - amino de plata, el cual, al acidularle con ácido nítrico, da otra vez cloruro de plata:



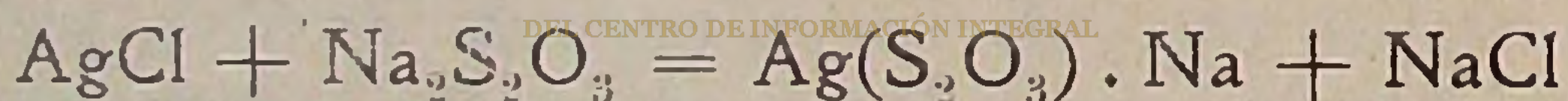
El cianuro de potasio disuelve también con facilidad el cloruro de plata, formando los iones complejos, negativos, argenticianurados  $\text{Ag}(\text{CN})_2^-$  ;



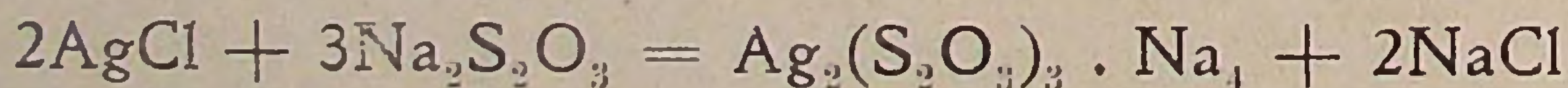
Cuando se acidula esta solución, el compuesto complejo de cianuro argenti - potásico  $\text{Ag}(\text{CN})_2 \cdot \text{K}$  se descompone en cianuro de potasio y ácido cianhídrico, que se desprende:



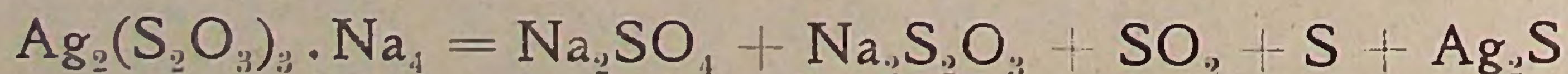
En ausencia de ácido, el cloruro de plata se disuelve con facilidad en el hiposulfito de sodio  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  produciendo la sal compleja de hiposulfito argéntico - sódico:



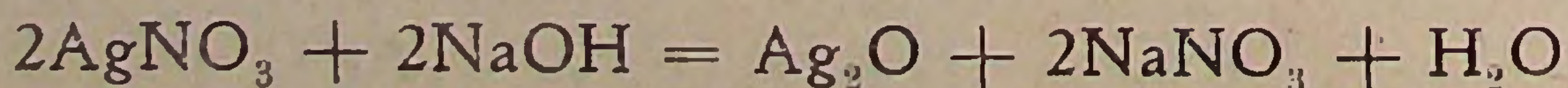
En exceso de hiposulfito el cloruro de plata forma el complejo  $\text{Ag}_2(\text{S}_2\text{O}_3)_3\text{Na}_4$ :



el cual se descompone por ebullición depositando sulfuro de plata color negro:



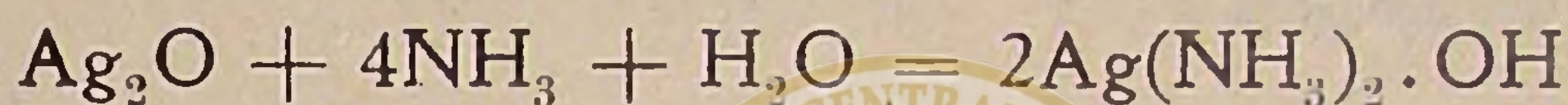
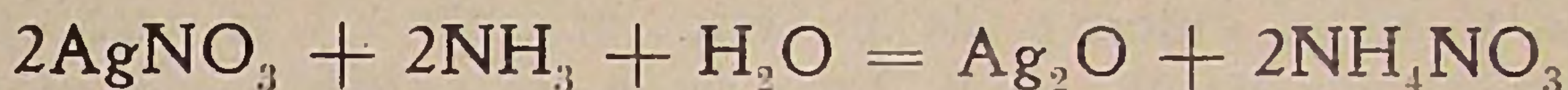
2ª. La sosa o potasa cáustica precipita óxido de plata de color pardo:



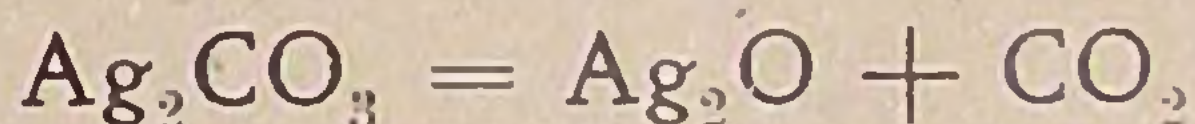


El precipitado es insoluble en exceso de reactivo, soluble en ácido nítrico y amoníaco. Cuando la disolución amoniacal de plata permanece en reposo durante algún tiempo, se forman cristales negros de fulminato de plata ( $\text{NAg}_3$  o  $\text{NHAg}_2$ ), que poseen propiedades explosivas muy enérgicas.

3ª. El amoníaco añadido lentamente a una solución neutra de plata, forma primero un precipitado blanco que se transforma rápidamente en óxido de plata de color pardo, soluble en exceso de reactivo con formación del cation complejo argéntico - amoniacal  $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ :



3ª. El carbonato de sodio precipita carbonato de plata, de color blanco - amarillento, el cual al hervirle con exceso de agua, se desdobra en óxido de plata, de color pardo, y anhídrido carbónico, que se desprende:

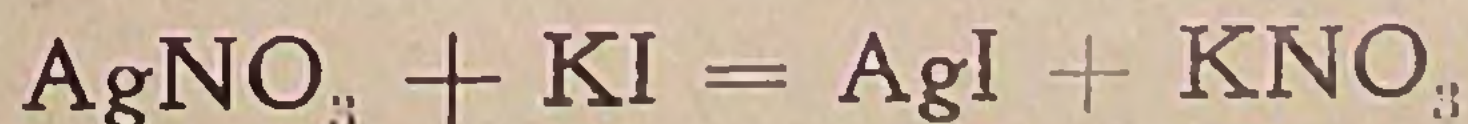


4ª. El carbonato de amonio da un precipitado análogo al anterior, pero soluble en exceso de precipitado.

5ª. El cromato de potasio precipita cromato de plata, de color rojo ladrillo, soluble en ácido nítrico y amoníaco, difícilmente soluble en ácido acético:

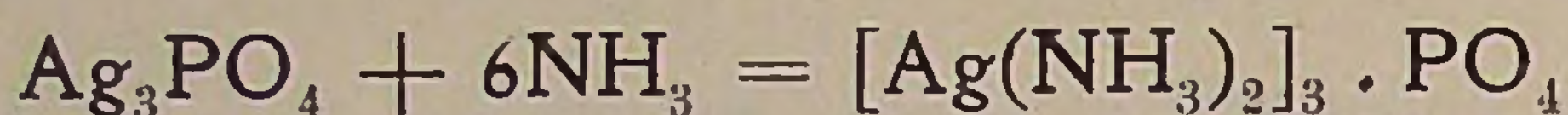
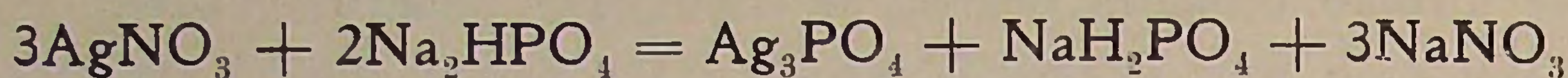


6ª. El yoduro de potasio da un precipitado amarillento, caseoso, de yoduro de plata, insoluble en ácido nítrico y amoníaco, soluble en hiposulfito de sodio y cianuro de potasio:





7<sup>a</sup>. El fosfato de sodio  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  produce, en las disoluciones neutras, un precipitado de fosfato de plata, de color amarillo, soluble en ácido nítrico y amoníaco:



Si se neutraliza la disolución amoniacal con ácido nítrico, precipita nuevamente fosfato de plata.

6<sup>a</sup>. El ácido sulfhídrico precipita sulfuro de plata  $\text{Ag}_2\text{S}$ , de color negro, insoluble en el amoníaco, en los sulfuros alcalinos y en el cianuro de potasio, soluble en el ácido nítrico diluido y caliente, con formación de nitrato de plata y depósito de azufre:



9<sup>a</sup>. El zinc o el cobre metálicos, introducidos en la disolución de un compuesto de plata, precipita plata metálica de color gris:



*Por vía seca:*

Calcinado un compuesto de plata sobre el carbón con carbonato de sodio, se obtiene un botón metálico, blanco, maleable, soluble en ácido nítrico.

(Continuará)