

---

---

## MEMORIAS CIENTÍFICAS I LITERARIAS.

---

*QUÍMICA.—Curso práctico de análisis químico calitativo, por el Dr. don Luis Darapsky.*

---

### ADVERTENCIA.

Este tratado analítico se ofrece de guía a los que tienen que practicar ensayos químicos que revelen la naturaleza de los componentes elementales. Habiéndose ensanchado mucho el campo de estas investigaciones, la química jeneral, que poco tiempo atrás se consideraba del dominio casi esclusivo del minero, ha llegado a imponerse a cuantos ramos del saber e industria humana se relacionan con la ciencia exacta. Conforme a este adelanto intelectual i material se ha procurado consultar igualmente las necesidades del injeniero, médico, farmacéutico, agrónomo, ensayador e industrial cualquiera, a fin de que unas operaciones sencillas i metódicas les habiliten a conocer la composición de los cuerpos que mas a menudo se les presentan. Son, pues, las sustancias mas vulgares que forman el objeto del procedimiento indicado; sin embargo, no podian omitirse del todo elementos i combinaciones de ocurrencia mas particular, ya porque su presencia puede causar complicaciones i desórdenes en las reacciones de los otros, ya porque en un país tan privilegiado como Chile son algo frecuentes muchos de los elementos llamados raros. Así se les ha señalado el puesto que les asignan los reactivos en los cuadros sinópticos exhibidos sin entrar en su característica ni volver a tratarlos en las secciones respectivas. Por semejante razon se ha admitido el ácido oxálico al lado del ácido fosfórico, aunque rarisimas veces ocurrirá en este grupo, i se ha escojido arbitrariamente, entre los ácidos orgánicos unos

mas cuya preferencia quizas puede escusarse con ser los que suelen aprovecharse en el análisis mineral cuantitativo.

No espere el ensayador encontrar ahí una descripción de las manipulaciones técnicas tan indispensables para su delicada tarea, ni crea el estudiante haber agotado los recursos del análisis con los experimentos indicados. Para quien quiere familiarizarse con el alcance de las reacciones químicas o resolver las dudas que le surjieren en casos especiales, indispensable le será abrir uno de los tratados clásicos que existen sobre el particular. Por ser imposible reunir los caracteres de los elementos en unos pocos párrafos, se ha renunciado a recapitular cada cual aparte, como debe exigirse de un libro de consulta. En lugar de tal resúmen, mas bien con el mayor cuidado se ha señalado en las diversas secciones lo necesario para distinguir las bases. No pretende este sistema de apuntes ser colocado en la biblioteca donde mas que su volúmen su ningún mérito lo harían desaparecer entre las obras monumentales de los sabiosmas distinguidos, reclama solamente ser hojeado por la mano del laborante.

A pesar de este destino meramente práctico, la seccion clasificadora va precedida de una suscinta esposicion de los fenómenos mas fundamentales no dudamos que a muchos parecerá tan pesada como inútil. Pero en vista de que reconocimientos de esta clase no pueden efectuarse segun ciertas recetas sino que la observacion necesita ser apoyada en la reflexion, que no es otra cosa sino la nocion mas exacta de los cambios iniciados, a veces complicados i variados que cuesta acertar en las obras mas estensas del ramo, tal recopilacion la sabrán apreciar quienes quisieren hacerse dueños de los preceptos siempre defectuosos, evitando así los engaños de los observadores estrictos de la letra muerta. Para no entorpecer la marcha experimental se ha separado por completo este capítulo, haciendo referencia en él a los párrafos de las esplicaciones correspondientes.

El haber adoptado i dilucidado en la introduccion las ideas modernas no será reprobado por los aficionados al progreso, tanto ménos, como léjos de dificultar la formulacion i representacion de las reacciones, como algunos pretenden, las simplifica i unifica admirablemente. Basta hacer referencia a la distribucion de lo que son sales, ácidos, bases, o sea la tríade que abarca casi todo el análisis, para convencerse de que la teoría llamada atómica abre el camino natural igualmente preferible al principio heurístico del dualismo, como en el reino orgánico la mira evolucionista aventaja

a cualquier clasificacion artificial. Si con singular empeño se ha tratado de esclarecer esta doctrina, no se oculta que falta mucho para que el órden iniciado sea completo o inviolables las definiciones dadas.

Un inconveniente nace de la nomenclatura desigual segun el punto de partida; empero, con tal que las *nómina* no se transformen en *númina* poco influye la denominacion en la cosa. Por eso no solo úsanse indistintamente nombres triviales i científicos, sino hasta se han conservado los antiguos i arraigados siempre cuando no contraríen la buena intelijencia. Por la misma razon el simbolismo se ha restringido lo mas posible en la parte práctica. El cuadro sinóptico ademas sirve para comparar los variantes i evitar equivocaciones.

Para facilitar el uso del presente librito se lo habia provisto de notas, que puestas en la márjen indicaban el contenido de las saugrías i párrafos respectivos; pero se las ha suprimido en razon de dificultades que ha hecho valer la imprenta.

Santiago, mayo de 1885.

---

---

---

## PARTE ESPLICATIVA.

---

### 1. INTRODUCCION.

§ 1. Cada combinacion química reúne los elementos que la componen en proporciones constantes: es esa invariabilidad que la distingue de una simple mezcla.

Las mismas proporciones en que un elemento se combina con otro, determinan tambien las en que éstos se combinan entre sí: de modo que a cada elemento es propio cierto peso de combinacion, llamado su equivalente.

Hé aquí dos leyes que no representan sino la formulacion de dos hechos irrefragables. Significando el símbolo a la vez el equivalente de un elemento, entra en la notacion de los cuerpos nada teórico. Pero hai una complicacion: a saber, que los elementos forman combinaciones a razon no solo de sus equivalentes sino tambien de los múltiples de ellos. Es esta lei, denominada de Dalton o de las proporciones múltiples, cuya jeneralizacion trae cierta vaguedad a la cuestion; pues si un equivalente de un elemento puede combinarse con ilimitado número de equivalentes de otro, ¿en qué consiste entónces la proporcion fija? ¿I cómo determinar la unidad del equivalente de cada cual elemento? La primera duda se ha eliminado suponiendo que los múltiples sean solo números enteros o fracciones con cifras poco crecidas; un espediente que si bien vale para las combinaciones de los metales, mal se aviene con las que se encuentran en el organismo, v. gr. los alcaloides. La segunda dificultad se ha salvado asignando al agua, siendo el cuerpo mas frecuente en estado libre i combinado, la constitucion mas sencilla, es decir de un equivalente de hidrójenu i uno de oxígeno. Bajo tales restricciones los equivalentes satisfacian por lo ménos a todas las exigencias de la química analítica.

§ 2. No así con respecto al método científico que investiga las causas para reunir los fenómenos sueltos en un solo principio. La regularidad manifiesta en las cantidades combinables no se puede atribuir sino a cierta indivisibilidad de la materia. Una explicación exacta de las relaciones indicadas es suministrada por la hipótesis de los átomos (cuya definición difiere poco de la de individuos), sostenida por Dalton i sentada ya por los filósofos desde los tiempos mas antiguos, por ser un postulado indeclinable i no una teoría.

Desde luego, es óbvio que un átomo puede ser o idéatico con un equivalente o una parte alicuota de él. Nada mas natural que poner de acuerdo las regularidades del peso con las del volúmen. Como el estado líquido i sólido no ofrece nada para precisar la relación que existe entre los dos, consúltase el gaseoso, cuyo aspecto varía mas con los agentes exteriores. La esperiencia que en las combinaciones de los gases existen relaciones sencillísimas entre los volúmenes de los componentes i del compuesto, comprende un hecho análogo al formulado por Dalton.

§ 3. La teoría quinética de los gases, parte integrante de la teoría mecánica del calórico, establece que igual volúmen contiene igual cantidad de partículas o moléculas de un gas cualquiera. Descansa esta asercion principalmente en las tres inducciones siguientes:

1.<sup>a</sup> Que la presión ejerce igual acción sobre todos los gases (lei de Mariotte).

2.<sup>a</sup> Que la temperatura influye de un mismo modo en el volúmen de todos los gases (lei de Gay-Lussac).

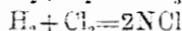
3.<sup>a</sup> Que la capacidad calorífica es la misma para todos los gases (lei de Bérard).

Luego la notación atómica del agua seria  $\text{H}_2\text{O}$ , sabiendo que dos volúmenes de hidrógeno se combinan con uno de oxígeno para dar crijen a dos volúmenes de vapor de agua. De ahí se deduce que en un equivalente de hidrógeno entran dos átomos, en uno de oxígeno solo uno (§ 1). Pero entónces el agua formada contiene solamente la mitad de las partículas que corresponden a igual volúmen de uno de sus componentes, lo que está en abierta contradicción con la lei derivada de las propiedades jenerales de los gases. Igualmente, cuando un volúmen de nitrógeno se combina con tres de hidrógeno, resultando dos de gas amoniaco, o cuando un volúmen de cloro se combina con uno de hidrógeno, resultando dos volúmenes de gas clorhídrico, hai necesidad de duplicar el áto-

mo de nitrógeno, de cloro i de hidrógeno: lo que es absolutamente impracticable, pues átomo dice indivisible (§ 2).

§ 4. Estos i otros inconvenientes desaparecen, con establecer una distincion fundamental entre las moléculas en la acepcion fisica i los átomos químicos por ser cosas enteramente distintas ya en cuanto a su derivacion. En conformidad a la última, una molécula es la menor cantidad de un cuerpo simple o compuesto que exista libre, un átomo la menor cantidad que entre en accion química. Por consiguiente, una molécula puede contener indefinida cantidad de átomos; las condiciones de los gases permiten fijar solo el límite superior de ellos, sin perjudicar nada sobre su número absoluto ni sobre su naturaleza del todo. En justa apreciacion de esto, Kirchhoff, suma autoridad en la materia, tilda los átomos tales cuales se han aceptado en la actualidad, el medio mas adecuado para describir los fenómenos físicos i químicos, nada mas.

Ahora bien, valiéndose de la suposicion que una molécula de hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, cloro, se componga de dos átomos, se esplican lianamente las relaciones de volúmenes conocidas hasta la fecha; v. gr. si los símbolos representan átomos, tenemos:

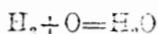


Es de sobra advertir que estas relaciones i cuanto se derive de ellas, valen únicamente para el estado gaseoso comprendido dentro de los límites de las leyes de Mariotte, Gay-Lussac i Bérard. En los cuerpos líquidos i sólidos parece que el asunto es mucho mas complicado, no obstante la lei de Dulong i Petit amplificada por Neumann i otras regularidades de un interes mas heurístico que metódico. Por consiguiente, las ecuaciones atómicas están bien léjos de interpretar fielmente los procesos que se verifican en las disoluciones. Que eso sirva de escusa en adelante para simplificar las notaciones en cuanto parezca conveniente. El cuadro sinóptico en el cual figuran los equivalentes i pesos atómicos como múltiples del hidrógeno muestra como los equivalentes que no son idénticos con los pesos atómicos, en general son la mitad de ellos; el valor del peso molecular es el doble del peso atómico.

§ 5. El que dos o mas átomos homojéneos constituyen una molécula, es incompatible con la teoría binaria segun la cual la diferencia eléctrica rije la formacion de un cuerpo compuesto.

Pero ésta ya no necesita refutación, porque carece de fundamentos empíricos; ni se combinan los elementos en razón de sus facultades eléctricas ni siquiera les son inherentes tales, sino las adquieren de diferente clase según los elementos con que se combinan, siendo la electricidad el resultado i no la causa de la combinación (teoría químico-eléctrica de Exner).

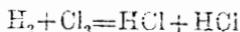
Dejando aparte toda suposición semejante, se puede decir que las combinaciones se efectúan de dos maneras: o por adición (i a la inversa por separación) v. gr. ligándose a una molécula de hidrógeno un átomo de oxígeno



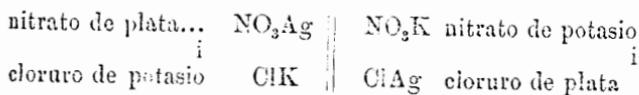
i desprendiéndose de una molécula de pentacloruro de fósforo dos átomos de cloro:



o por sustitución, el caso más frecuente v. gr. cuando en una molécula de hidrógeno se sustituye un átomo por otro de cloro:



Si la sustitución se verifica entre dos combinaciones de manera que un elemento (o grupo de tales) cambia de lugar con otro, hai sustitución o descomposición doble. Es la que se utiliza constantemente en el curso del análisis; p. ej.

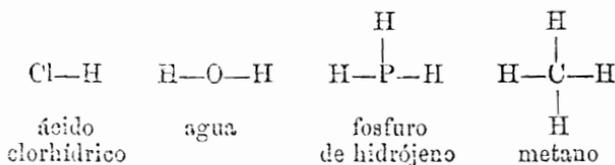


La misma función que corresponde a los elementos, ejercen a veces unas agrupaciones de ellos llamadas radicales con respecto a esta individualidad. En este sentido  $\text{NO}_3$  sería el radical de  $\text{NO}_3\text{Ag}$ , aunque el uso práctico suele restringir esta denominación a grupos más determinados, como se verá en adelante (§ 11).

§ 6. Se ha observado que un elemento se combina solo con un número limitado de átomos heterojéncos; así el iodo parece saturado por un solo átomo de hidrógeno, el azufre por dos, el fósforo por tres, el carbono por cuatro. Además se ha notado que general-

mente entre todas las combinaciones posibles de dos elementos la que contiene este máximun es la mas estable. Considerando que el carbono es capaz de saturar dos átomos de oxígeno, cada uno de los cuales equivale a dos de hidrógeno, se deduce que de los productos oxijeados e hidrogenados  $\text{CO}_2$  i  $\text{CH}_4$  serán los mas resistentes; i en efecto, el ácido carbónico no se descompone sino a  $1300^\circ$  i el metano se mantiene inerte para con los ácidos i bases mas fuertes.

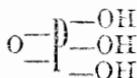
Se ha dado a esta capacidad de saturacion el nombre de atomi-  
 cidad o evitando lo ambiguo de la espresion, de cuantivalencia,  
 tomando por unidad la del hidrógeno. Luego el cloro pasa por  
 monovalente, el oxígeno por bivalente, el fósforo por trivalente, el  
 carbono por tetravalente, etc. Rigurosamente estas valencias no  
 valen sino para los compuestos hidrogenados; pero en vista de que  
 los otros en su mayor parte pueden referirse a aquellos sin difi-  
 cultad, suelen reconocerse como una propiedad constante de cada  
 elemento. Admitiéndo la cuantivalencia, aunque no por lo exacta,  
 por lo cómodo que es, nada impide interpretar esta union prefijada  
 por una señal gráfica, que simbolice el grado de la valencia por  
 líneas que emanando de un centro se interceptan con las pertene-  
 cientes a otro.



Ahí una sola mirada revela todas las relaciones directas que exis-  
 ten entre los átomos de una combinacion. Para exemplificar la  
 utilidad de esta representacion, anótese el agua como si el átomo  
 de oxígeno sirviese de cópula a los dos de hidrógeno. Luego se  
 comprende la facilidad con que el potasio reemplaza a un átomo  
 de hidrógeno formando potasa cáustica  $\text{K—O—H}$ . Sustituyendo  
 el otro hidrógeno por un átomo de cloro, resulta el hipoclorito de  
 potasa  $\text{K—O—Cl}$ , por el radical  $\text{NO}_2$  resulta  $\text{K—O—NO}_2$  o ni-  
 trato de potasa, del cual el ácido nítrico se distingue en que con-  
 serva todavía un átomo de hidrógeno del agua:  $\text{H—O—NO}_2$ .  
 Naturalmente de alguna manera se pretende que semejantes cons-  
 trucciones sean un modelo de la agrupacion de los átomos.

§ 7. Si es cierto que a las atribuciones de valencias invaria-  
 bles la química orgánica debe parte considerable de sus triunfos

modernos, no debe perderse de vista que no por eso son directamente aplicables a las combinaciones anorgánicas. No porque exista una diferencia fundamental entre unas i otras, sino porque las mismas fuerzas que intervienen en los compuestos complicados, pero poco resistentes del carbono, pueden manifestarse de una manera muy distinta en otros casos, como parecen comprobarlo los estados alotrópicos de los mismos elementos, v. gr. del azufre, fósforo, carbono. No se conoce sino una parte exígua de las condiciones que hai que tomar en cuenta. Así el óxido de carbono, a resultas de la luz adquiere la facultad de unirse con dos átomos de oro mas:  $\text{COCl}_2$ ; una temperatura poco elevada quita al pentacloruro de fósforo dos átomos de cloro. Al parecer, el carbono entónces de bivalente se hace tetravalente, el fósforo de pentavalente muda en trivalente. La presencia de otras sustancias complica mas el asunto, la de un átomo de oxígeno, p. ej., habilita el fósforo de combinarse con tres átomos de cloro mas  $\text{POCl}_3$  o de cambiar estos últimos por tres grupos OH:



o sea ácido fosfórico. Desde luego debe concederse la variabilidad de la valencia para los elementos que ofrecen varios estados de oxidacion. La única definicion admisible de la cuantivalencia es, pues, la de una funcion que fuera de los agentes exteriores depende de los elementos en accion.

§ 8. Fórmulas en las cuales los elementos figuran con su número respectivo de átomos sin que se haga referencia al papel que cada cual desempeña, se llaman empíricas; fórmulas en las cuales se expresa la relacion que cada átomo mantiene con los otros, constitutivas, porque dan una idea de la constitucion o estructura de la molécula con tal que esa de estructura se entienda en un sentido figurado. La fórmula empírica del ácido sulfúrico seria  $\text{SO}_4\text{H}_2$ , una constitutiva



La última da a conocer cómo de los cuatro átomos de oxígeno solo dos comunican con el hidrógeno mientras que el azufre se liga a

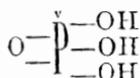
todos los cuatro directamente. Es obvio que una fórmula constitutiva está basada sobre un estudio prolijo del modo de formarse i de descomponerse.

§ 9. El por qué unos elementos se combinan, otros no, se ignora. Se designa esa facultad oculta con el nombre de afinidad. El grado de la afinidad no es bien determinable, ni para dos sustancias siquiera, pues varía con los agentes físicos de la presión, temperatura, luz, electricidad, con los tres estados i cada aspecto de ellos, el cristalino, amorfo, compacto, pulverizado, calcinado e infinidad de otras emergencias que no es dable caracterizar en breve. El fósforo, que con tanta avidez se combina con el oxígeno, al rojo lo cede al carbono, que a temperatura baja no se altera ni en el aire ni en oxígeno puro. El ácido silícico recién precipitado se redisuelve en mucha agua, secado no lo hace sino en un álcali cáustico i cristalizado solo cuando es fundido con soda. En un licor que contiene varias bases i ácidos, las combinaciones insolubles saldrán primero, aunque otras afinidades prevalezcan; en esto descansa la precipitación. La mayor comodidad para las reacciones analíticas ofrece la solución en el agua o ácidos acuosos; se utiliza la facilidad con que estos disolventes forman combinaciones líquidas.

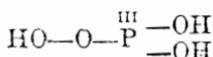
Con todo eso, hai un método que sirve para comparar la intensidad de las afinidades en igualdad de presión, temperatura, repartición i demas circunstancias. Es el que consulta el calórico desarrollado en el acto de combinarse, que por ser el correlato del trabajo intrínseco molecular permite directamente graduar la atracción mútua de los diversos átomos. Citamos un solo ejemplo: la apreciación de las calorías esplica perfectamente por qué el cloro en disolución descompone el agua trasformándose en  $\text{ClH}$ , mientras que el  $\text{ClH}$  en contacto con el aire i vapor de agua emite su hidrógeno, quedando el cloro solo. Además de ilustrar la reacción recíproca, las conclusiones sacadas de este principio están de acuerdo con la electrólisis, la disociación i los fenómenos dichos catalíticos.

La cantidad de las calorías producidas por la neutralización del ácido sulfúrico alcanza solo la mitad de la que se observa en la neutralización de los ácidos nítrico i clorhídrico: por consiguiente, vertiendo en una disolución de cobre ácido nítrico i sulfúrico, por mitades, dos tercios de aquella se trasforman en nitrato i solo un tercio en sulfato (modificación de las leyes de Berthollet). Leyes análogas valen para todos los ácidos; en algunos las relaciones

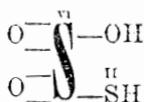
térmicas suministran datos difíciles de conciliarlos con las formulaciones basadas sobre las reacciones típicas de los carburos de hidrógeno, o sea de la química orgánica. Por ejemplo la neutralización sucesiva del ácido fosfórico tribásico sujiere diferente calorico para cada cual de los tres átomos de hidrógeno que tiene (§ 7); luego ni la constitucion



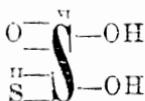
ni la otra



lo caracteriza bien, pues ninguna explica la triple diversidad del hidrógeno. Empero, semejantes cuestiones, valiosas sin duda para la especulacion, no tocan al objeto del analista. Por eso, sin engolfarnos en consideraciones de largo aliento, si al ácido sulfúrico cuadra mejor la suposicion de un átomo de azufre penta o bivalente o en qué caso el ácido hiposulfuroso es



o



adoptaremos mas bien la agrupacion que arroja mas luz al caso concreto.

§ 10. La mas importante i conocida de la larga série de combinaciones son las llamadas: ácidos, bases i sales. La definicion de uno de los tres no se puede dar sin implicar la de los otros; pues propiedades de un carácter absolute como el sabor, el poder colorante i la cristalización por ser meramente accesorias no sirven de criterio, ni aun cuando efectivamente correspondieren a la triparticion indicada bastarian para apoyar una clasificacion científica. La reciprocidad consiste en que ácidos se denominan los cuerpos que entran en accion con las bases, dando por resultado una sal. Esta concepcion desdice de la antigua definicion, segun la cual una sal nace de la union de un óxido básico con un óxido ácido,

deducida de la teoría errónea de que la electricidad dé impulso a las reacciones químicas (§ 5). Su mayor defecto consiste en que mal se aviene con los hechos: si ella escluye, por ejemplo, el  $\text{ClNa}$ , la sal mas comun de las sales, asignándole un puesto escepcional, ¿qué cosa será una sal entónces? Examinando los compuestos de que se trata sin preocupacion o sea fijándose solo en las fórmulas empíricas (§ 8) no importa si estén espresadas en equivalentes o en pesos atómicos, se ve que los ácidos hidratados se distinguen de las sales respectivas solo en que aquellos tienen hidrójeno donde éstos un metal, v. gr. el ácido sulfúrico  $\text{SO}_4\text{H}_2$  i sulfato de potasa  $\text{SO}_4\text{K}_2$ , el ácido clorhídrico  $\text{ClH}$  i cloruro de plata  $\text{ClAg}$ . Como no hai escepcion de esta regla, formulémosla así:

Sales son todas las combinaciones en que uno u otro elemento es reemplazable por hidrójeno, con tal que este cambio las transforme en ácidos.

En esta definicion no van comprendidos los ácidos dichos anhidros; pero carecen tambien del carácter ácido, es decir de la facultad de formar con bases la sal respectiva, obrando en este sentido solo en presencia del agua, a saber despues de haberse hidratado. Estrictamente hablando, el agua pertenece a la categoria de ácido, i por consiguiente serian sales la potasa cáustica  $\text{KOH}$  que se deriva del agua por sustitucion de un átomo de hidrójeno, i el óxido de plata  $\text{Ag}_2\text{O}$  que sale por sustitucion de ámbos o que vale lo mismo por sustitucion doble entre  $\text{KOH}$  i una sal de plata. Acomodándose al uso práctico que reclama por sales solo las lejitimadas por reacciones harto pronunciadas, conviene reservar el título de ácidos a las combinaciones cuyo hidrójeno se quita enérgicamente por los metales propiamente tales i dar el de bases a los óxidos e hidratos (hidróxidos) los cuales reaccionan con los ácidos de suerte que el metal sustituye al hidrójeno que con el resto de la base forma agua.

1.º *Acidos son las combinaciones de hidrójeno, que la sustitucion del hidrójeno por un metal muda en sales.*

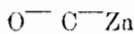
2.º *Bases son los metales, óxidos o hidróxidos metálicos cuyo metal en sustituyendo al hidrójeno de un ácido lo transforma en sal.*

3.º *Sales son las combinaciones de los metales que la sustitucion del metal por hidrójeno transforma en ácidos o que la sustitucion del resto por O o por OH transforma en bases.*

4.º *Indijerentes suelen llamarse los compuestos que no reaccionan ni con ácidos ni con bases ni son sales tampoco.*

Estas definiciones no constituyen sino el resúmen de los he-

chos, no figuran en ellas ni el oxígeno ni ciertas reacciones accidentales, v. gr. la sobre tornasol. Sí, es cierto, que la mayor parte de las sales lleva oxígeno, pero éste entonces ni pertenece al ácido ni a la base sino sirve casi de cópula entre los elementos de los dos que a menudo sin esa intervención rehusan de combinarse. Por ejemplo no se conoce combinación alguna del carbono con el zinc, pero es fácil ligarlos por medio del oxígeno en el carbonato de zinc  $\text{CO}_3\text{Zn}$ , como lo pone mas de relieve la formulación constitutiva

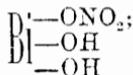


El azufre que enlazándose directamente con los metales forma sulfuros descomponibles por ácidos de mediana concentración, con auxilio del oxígeno da sulfatos indestructibles por ácidos en solución. La misma función pueden ejercer el azufre, selenio, cloro, fluor y otros elementos, hasta el nitrógeno, de suerte que es dable establecer dos subdivisiones de sales:

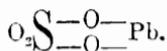
a. Sales simples o binarias: cloruros, bromuros, etc.

b. Sales compuestas o ternarias: oxisales, v. gr.  $\text{AsO}_4\text{K}_3$ , arseniato de potasa, sulfosales, v. gr.  $\text{AsS}_3\text{K}_3$ , sulfarseniato de potasa, clorosales, v. gr.  $\text{PtCl}_6\text{K}_2$ , cloroplatinato de potasa, fluosales, v. gr.  $\text{SiF}_6\text{K}_2$ , fluosilicato de potasa, carbo y nitrosales o sean cianuros e isocianuros, i en fin cianosales en los cuales el radical CN funciona como un elemento, v. gr.  $\text{Fe}(\text{CN})_6\text{K}_4$ , ferrocianuro de potasa.

§ 11. Sucede que en un ácido solo una parte de los átomos de hidrógeno esté reemplazado por átomos metálicos, por ejemplo  $\text{SO}_4\text{KH}$ ; entonces se tiene una sal ácida; o que en una base solo una parte del hidrógeno esté reemplazada por el radical de un ácido, v. gr.

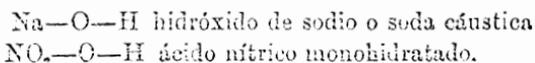


la sal se llama entonces básica. Habiéndose sustituido el hidrógeno entero de un ácido por un metal, hé aquí una sal neutra, v. gr.

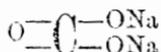


Esta neutralidad necesariamente no coincide con la reacción sobre tornasol. Pero como esta definición está fundada en la composición empírica de las sales, sale independiente de toda conveniencia cual es la que había adoptado Berzelio en fijando la proporción entre el oxígeno del ácido i de la base que constituye una sal neutra.

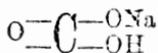
No hai, porque todo el hidrógeno contenido en un ácido siempre sea reemplazable por metales. Se ha observado mas bien en los óxidos que solo cada átomo de hidrógeno que está en comunicacion directa con otro de oxígeno, cumple con esa condicion. Esta circunstancia milita en favor de la opinion que reconoce en el agua el acidificante mas poderoso. Porque el grupo  $\text{—O—H}$ , llamado hidróxilo se distingue del agua por la falta de un átomo de hidrógeno, siendo el lugar de éste ocupado en las bases por un metal i en los ácidos por lo que convenientemente se denomina el radical del ácido. Por ejemplo la soda contiene un grupo hidroxílico combinado con el sodio, el ácido nítrico un grupo hidroxílico combinado con el radical  $\text{NO}_2$ ; de ahí las formulaciones:



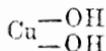
Metales i radicales plurivalentes naturalmente requieren tantos hidróxilos con cuantas valencias estén dotados. Evidentemente al metal se debe la basicidad i al radical la acidez de tales compuestos hidroxilados, de manera que una sal, en que se reunen los elementos ácidos i básicos, nace de un ácido hidroxilado sustituyéndose el segundo átomo de hidrógeno por un metal e igualmente de una base hidroxilada sustituyéndose el mismo por un radical ácido. La sustitucion incompleta del hidrógeno hidroxílico da origen a sales ácidas i básicas. Así el ácido carbónico bihidroxilado con los álcalis forma un carbonato neutro:



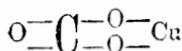
i un carbonato ácido:



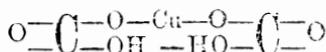
miéntas que con el cobre, cuyo hidrato se formula:



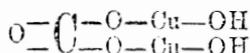
puede formar el carbonato neutro:



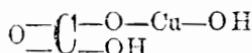
el carbonato ácido:



el carbonato básico:

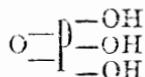


i el otro:

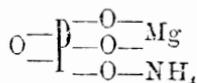


que es ácido i básico a la vez.

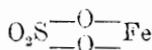
§ 12. Cuando varios metales se reparten en las funciones del hidrógeno extraradical, resulta una sal doble; v. gr. de:



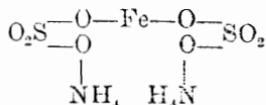
se deriva:



el fosfato doble de magnesia i amonio. Igualmente los radicales de varios ácidos cuando ligados a una sola base, merecen este nombre. Adviértase que la formulacion constitutiva no siempre deja entrever claramente la homología de las sales dobles con las simples. V. gr., si para formular el sulfato ferroso:



basta una sola molécula del ácido sulfúrico monohidratado, se necesitan dos para el sulfato doble de hierro i amoniaco:





dos. La denominación de las sales se arreglaba de manera que aparecían en ella los dos ingredientes de que se suponía compuestas. Ahora bien: los óxidos electronegativos carecen del rasgo principal de los ácidos, de la reacción inmediata sobre las bases, i los óxidos electropositivos no entran como tales en las sales sino solo de parte del metal que llevan (§ 11). Sin embargo sería impracticable negar, v. gr., al  $\text{CO}_2$  que ni siquiera se ha aislado en estado hidratado, el nombre de «ácido carbónico» o de suplantar a la denominación de sulfato de cal otra que dé cuenta que es el calcio que se ha revestido de las funciones del hidrógeno combinándose con el grupo  $\text{SO}_4$  o sea el óxido del radical  $\text{SO}_2$  el cual cuando bihidroxilado se llama ácido sulfúrico. ¡Parece fuera de duda que una nomenclatura que consultara las relaciones arriba (§ 10 i 11) dilucidadas no solo se recomendaría por lo racional, poniendo a claras la facultad metálica del hidrógeno, sino a la vez ahorraría al tecnicismo jiros pesados, por ejemplo, el de «ácido i sus sales» si la sal de hidrógeno ya está comprendida entre las otras.

I a pesar de todo eso, la práctica analítica rehusa tales innovaciones por lo abstractas i estrañas que parecen en vista de que los metales casi nunca se recojen como tales sino como óxidos o en forma de sales, ni los ácidos tampoco como hidratos definidos sino en forma de sales o de ácidos anhidros. Considerando que por razones de igual alcance todo el mundo sigue diciendo que el sol sale o se pone sin perjuicio de las averiguaciones astronómicas, se nos disculpará si en lugar de profesar un purismo estéril, usaremos en seguida indistintamente los términos vulgares, v. gr.  $\text{CINH}_4$  sal amoniaco, los antiguos, v. gr.  $\text{ClO}_3\text{K}$  clorato de potasa i los mas exactos, v. gr.  $\text{SO}_2$  bióxido de azufre, prefiriendo los modernos solo cuando fueren mas cómodos o mas significativos.

§ 14. Con respecto a la naturaleza de los óxidos, para los fines del laboratorio se puede establecer como norma que los óxidos de los metalóides por la combinación con los elementos del agua adquieren reacción ácida; entre los metales los que entran en sales con una sola oxidación ( $\text{M}_2\text{O}$  en los alcalinos i la plata,  $\text{MO}$  en los otros) son bases; de los que forman varios óxidos los óxidos, del tipo  $\text{M}_2\text{O}$  suelen ser indiferentes, v. gr.  $\text{Pb}_2\text{O}$ , o bases débiles, v. gr.  $\text{Cu}_2\text{O}$ , los del tipo  $\text{MO}$  bases fuertes, v. gr.  $\text{PbO}$ ,  $\text{MnO}$ ,  $\text{FeO}$ , los del tipo  $\text{M}_2\text{O}_3$  bases flojas, v. gr.  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , los del tipo  $\text{MO}_2$  indiferentes, v. gr.  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{PbO}_2$  (exceptuando a  $\text{SnO}_2$  que es ácido) i las oxidaciones mas altas  $\text{MO}_3$  i  $\text{M}_2\text{O}_7$  ácidas, v. gr.  $\text{MnO}_3$

$Mn_2O_7$ ,  $FeO_3$ . Citaremos en adelante el monóxido  $MO$  por ser el mas frecuente entre los metales como óxido sin mas, reservando el nombre de subóxido al tipo  $M_2O$  de los mismos metales cuyo óxido corriente es  $MO$  i el de peróxido (sinónimo con hiper-,super-,bi-,dióxido) a los indiferentes del tipo  $MO_2$ . Cuando al lado de  $MO$  existe  $M_2O_3$ , por ejemplo en el hierro, el primero pasa por óxido o protóxido, el segundo por óxido o sesquióxido. En lo sucesivo no se hará uso sino de las denominaciones de óxido i sesquióxido, o para mayor brevedad de los adjetivos en -oso e -ico, análogos a los que distinguen los ácidos, a pesar de que de ahí nazca cierta desigualdad en la nomenclatura. Igual procedimiento es aplicable a las combinaciones del mercurio i cobre; la concision i claridad median en pro de «sales mercuriosas i mercúricas» en lugar de «sales de protóxido de mercurio i de deutóxido de mercurio». Mas detalles se darán sobre las propiedades de los óxidos, donde se trata de la accion de los ácidos sobre ellos.

En otros casos raras veces habrá necesidad de contar los átomos para caracterizar una combinacion, a ménos de que esta omision pueda causar confusion. Así, por ejemplo, hai que distinguir el (mon)óxido  $NO$  (antiguamente bióxido) del jenuino bióxido  $NO_2$  llamado tambien ácido hiponítrico.

Los sulfuros guardan completa analogía con los óxidos, salvo que son ménos numerosos (véase el ácido sulfhídrico).

Los cloruros cuyo número es reducido por presentarse solo los correspondientes a los óxidos básicos, se señalan por su gran solubilidad en el agua (véase el ácido clorhídrico, § 26). Excepciones forman  $ClAg$ ,  $ClHg$ ,  $Cl_2Pb$ ,  $ClCu$ .

§ 15. En cuanto a la clasificacion de los metales, prácticamente se determina por los métodos i reactivos usados. Hablando de metales propiamente tales, se designan los usados en la industria, mas los de un uso mas particular, como el oro, plata, platino, etc., dichos preciosos o nobles. Esta distribucion coincide con caracteres mui distintivos: los metales usuales se obtienen fácilmente por medio de fundiciones i acusan un peso específico siempre superior al de sus óxidos, mientras que los otros son difíciles de preparar i pesan ménos que sus óxidos. Se subdivide a los últimos en tres grupos segun los óxidos tienen fuerte reaccion alcalina o aspecto térreo o en fin reúnen ámbas propiedades. Al grupo térreo-alcalino, formado por el calcio, estroncio, bario suele agregarse el magnesio.

## 2. LA VIA SECA I SUS REACTIVOS.

§ 16. El método de someter una sustancia sólida a una temperatura bastante alta para separar i dar a conocer ciertos componentes con ausilio de unos cuantos reactivos, ha sido llevado a un alto grado de perfeccion para el reconocimiento de los minerales, Empero no es ménos útil para el ensaye preliminar de otras sustancias, con escepcion de las orgánicas; pues con un poco de habilidad i sin necesidad de acudir a manipulaciones complicadas revela de una manera inequívoca la presencia de los elementos mas importantes. Para completar el análisis o para dar resultados definitivos, este procedimiento tan modesto como ventajoso para quien sepa ejercerlo, reclama la intervencion de la vía húmeda; porque dispone solo de un número escaso de medios sencillísimos que ahora tienden a efectuar cierta oxidacion o reduccion al estado metálico, ora producen una coloracion característica de una fundicion que no es necesariamente combinacion definida. Se comprende como elementos que no existen sino en forma gaseosa i cuyas combinaciones no resisten al calor no pueden comprobarse de este modo. Tampoco permite el tratamiento ígneo juzgar del estado de oxidacion primitivo, v. gr. de los ácidos arsénico, antimónico, sulfúrico.

§ 17. Un instrumento mui a propósito para producir i modificar el calor necesario es el soplete, el cual ya con una vela ordinaria, mas cómodamente con un mechero apretado de aceite, parafina, alcohol o con un pico de gas de igual forma obra de dos maneras distintas: cuando mui erabutido en la llama la alarga a una punta brillante i reducente a causa del carbon i carburos de hidrójeno que lleva, cuando algo retirado de la llama la comprime en una punta pálida i oxidante a causa del oxígeno del aire que acarrea. La temperatura necesaria para llevar a cabo una reaccion, con mayor facilidad se acierta en el quemador de Bunsen solo, cuya llama se compone de tres partes en forma de huso envueltas una en la otra. La de abajo es poco caliente, sigue la rejón luminosa cuyo máximun de calor se concentra en la punta, cubierta por el ancho manto azul, mui reductor en el ápice.

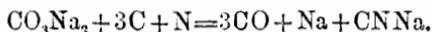
§ 18. Este quemador permite observar los fenómenos con desahogo; pero requiere otro apoyo que el carbon de leña que sirve

para la mayor parte de análisis al soplete. Cuando se trata de averiguar el grado de fusibilidad de una sustancia entera (mineral) en ámbos casos se echa mano de una pinceta de puntas de platino para introducir un pedacito en la llama; cuando la materia es menuda e incoherente (resíduo cualquiera) el carbon ofrece la ventaja de que la fundicion cundiendo tenga donde sostenerse. Las combinaciones alcalinas, siendo las mas fusibles, se esconden en las grietas, a no haber un gran exceso; es porque debe usarse solo el lado radial de la leña. Otras fundiciones se diferencian por el grado de su atacabilidad o por su color: las tienen blancas los metales térreos i térreo-alcalinos, oscuras la mayor parte de los metales usuales, cuyas combinaciones experimentan a una reduccion en parte.

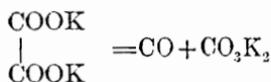
El carbon coopera en el acto de la desoxidacion; pero como la esfera de su accion se limita a la del contacto con la prueba, el efecto no va mas allá del de la llama sola. Sin embargo se echaria a perder el platino si se quisiera llevar a cabo la reduccion de metales fáciles de reducir (Ag, Pb, Zn, Sb, Bi, etc.) en el boton de un alambre de platino. Lo mismo vale para las perlas con el bórax o la sal de fósforo (§ 23). Es menester despegarlas por un choque lijero cuando todavía calientes i seguir a tratarlas sobre el carbon.

Una série de metales suministra ademas unos sublimados sobre el carbon, que son los óxidos volatilizados que han vuelto a condensarse en la parte mas fria del carbon. El color, la volatilidad i reductibilidad, comprobadas por una nueva insuflacion, son caracteres suficientes en su totalidad para distinguir los metales.

§ 19. El desoxidante mas usado es el carbonato de soda, que pasa por soda no mas en la docimasia; se le puede sustituir cualquier sustancia orgánica cuya descomposicion dé carbon u óxido de carbono, pero ninguna iguala a la soda en la enerjía ni en la precision con que obra sobre las combinaciones mas variadas. Su accion es doble; primero se licua o convierte en vidrio; pero si así se comporta con muchos cuerpos, hasta con los ácidos silíceo, titánico, molibdicó, no lo hace con todos, el sulfato de cal con la soda se trasforma en carbonato de cal infusible. Segundo, penetrando al carbon candente se descompone en el calor del soplete: el ácido carbónico luego se reduce a óxido de carbono, la soda a sodio, ámbos dotados de poderosas facultades reductoras, las cuales contribuyen a aumentar la formacion simultánea de  $CNNa$ , del nitrógeno del aire i del carbon, avidísimo de oxidarse a cianato de soda



Cuando la reduccion es el único fin que se persigue, v. gr. para obtener el hierro en estado metálico, se ahorra tiempo i trabajo tomando unas sales que ya a una temperatura poco elevada principian a hacer las veces de la soda, por ejemplo el oxalato de potasa que se desdobra en óxido de carbono i carbonato de potasa



o el cianuro de potasa que cuando próximo a fundirse priva los óxidos de su oxígeno.

Para reducir la sustancia ante la lámpara de Buusen por medio de la soda, se la pega a un palito bien carbonizado (a un fosforito, por ejemplo) e imbuido con una disolucion de soda, la reaccion se iguala en todo a la sobre el carbon. Si es preciso obtener una perla, la reduccion sobre el carbon es impracticable con la sosa, porque hai de evitar que la masa se derrita i pierda su forma; en este caso una hojita de estaño sirve bien, atendido el que el estaño por sí no da ningun color al vidrio.

§ 20. En el curso calitativo se emplean reactivos oxidantes únicamente para trasformar las combinaciones del manganeso i cromo en los ácidos respectivos señalados por su gran poder colorante, es decir, siempre cuando la calcinacion (escoria verde de cromo) o la vitrificacion con bórax (escoria violeta de manganeso) no haya dado ya resultado terminante. Se prefiere el nitro o salitre al dorato de potasa u otras sales que en una temperatura subida exhalan mucho oxígeno, porque su descomposicion es mas paulatina. Se añade soda como flujo (§ 19).

§ 21. Si la vía seca se prestara solo a reducciones i oxidaciones, muchos elementos se sustraerian a la investigacion preliminar por no revelar aquellas señales certeras respecto de su naturaleza. Viene a suplir este defecto la observacion atenta de una série de coloraciones siempre que la coexistencia de sustancias estrañas no las contrarie.

La disolucion del nitrato de cobalto  $\text{N}_2\text{O}_5\text{Co}$  en mucha agua se aplica a la masa blanca que sin fundirse resulta de la calcinacion sobre el carbon. La sal de cobalto infiltrándose en la masa caliente se descompone como todos los nitratos (véase ácido nítrico, §§ 31-35).

El óxido de cobalto  $\text{CoO}$  cuando entra en combinacion química con el residuo, ostenta los matices tan característicos de sus productos oxidados, que tiran al azul (Al) encarnado (Mg) i a veces un poco al verde (Zn, Sb, Sn). Cuando la asociacion es meramente mecánica, ofrece el aspecto gris que se compone de la tierra blanca i el  $\text{Co}_3\text{O}_4$  negro. Ya de ahí se deduce cuánto influye en estas reacciones el acertar la proporcion de los ingredientes; es pues indicado añadir el reactivo poco a poco para que un exceso no cause luego una mancha negra. Por la misma razon hai que ver que aquel esté libre de níquel e hierro. La magnesia no se combina sino en alta temperatura con el óxido de cobalto. El azul que se asoma aun en ausencia de alúmina es idéntico con el producto llamado esmalte; fuera de la sílice i silicatos pueden ocasionarlo tambien los boratos i hasta los fosfatos i arseniatos, los cuales siendo de magnesia modifican el color propio de ella en el mismo sentido.

§ 22. Las coloraciones de la llama azuleja del soplete o pico de Bunsen se relacionan directamente con la clase de rayos lumináres que el espectroscopio pone de manifiesto en las sustancias gaseiformes.

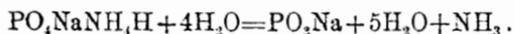
§ 23. Las perlas de bórax i sal de fósforo imitan lo que la industria ejecuta en grande en la fabricacion de los vidrios de color.

El bórax o biborato de soda cristalizado  $\text{B}_4\text{O}_7\text{Na}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$  se usa en polvo, pegándose con facilidad al ojal del alambre de platino cuando caliente. No solo obra como un excelente flujo sino tambien al rojo desaloja ácidos que en temperatura ordinaria son mas fuertes i estables, merced a la inclinacion particular que tienen todas las sales derivadas de varios ácidos bóricos de fundirse i retener la base tenazmente. Esta afinidad facilita la espulsion de elementos como el azufre, arsénico, etc., despues de haberlos oxidado en la punta pálida de la llama. Muchos boratos al experimentar la fusion ígnea cobran un color distinto del que tienen en el estado cristalizado; el vidrio homogéneo se vuelve opaco i cristalino por una insuflacion intermitente, lo que se utiliza para reconocer diversos óxidos raros.

§ 24. Sal de fósforo suele llamarse el fosfato ácido de soda i amoniaco



cuyo uso i efecto se parecen mucho a los del bórax. En la calcinacion el amoniaco se va con el agua de cristalización, i el ortofosfato se trasforma en el metafosfato de soda



Esta variabilidad del ácido fosfórico (homóloga a la multiformidad de los ácidos bóricos) junto con sus afinidades notables lo habilita a constituir una série de sales dobles cuyos colores no siempre coinciden con los de la perla de bórax. A la reduccion, es decir a la desagregacion de la base no alcalina en estado metálico los fosfatos se prestan mejor que los boratos: operacion de grande importancia, v. gr. para reconocer el manganeso o el cobre.

---

## 3. LA VIA HÚMEDA.

*Los ácidos.*

§ 25. Como la mayor parte de las reacciones que sirven para distinguir i separar los elementos no surte efecto sino cuando se opera sobre soluciones, es preciso primero preparar una combinacion de los cuerpos respectivos que sea soluble en ácidos diluidos o en el agua sola. Porque es el agua el disolvente jeneral. Con respecto a esta condicion solo dos clases de combinaciones de los metales se ofrecen: las con el cloro (o sea cualquiera de los halójenos) i las llamadas sales por preferencia, o sean aquellas en las cuales el oxígeno funciona de cópula entre dos elementos (§ 10). Los cloruros podrian orijinarse dejando obrar el cloro directamente sobre el metal, unas sales oxigenadas tambien uniendo los componentes respectivos sucesivamente; v. gr. el sulfato de plomo oxidando el plomo a bióxido de plomo, quemando el azufre a bióxido de azufre i ligando los dos con auxilio del calor



Pero se prefiere aprovechar la accion de los ácidos, limitándose la práctica a los tres mas fuertes:

- 1.º el ácido clorhídrico.
- 2.º el ácido sulfúrico.
- 3.º el ácido nítrico.

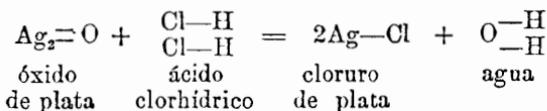
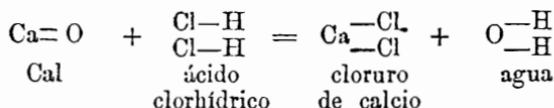
**1.º Accion del ácido clorhídrico.**

§ 26. El ácido clorhídrico o muriático es una disolucion del gas clorhídrico en el agua. Nunca representa un hidrato determinado, i obra únicamente por la combinacion del cloro con el hidrójeno ClH. Ataca los metales trasformándolos en cloruros con desprendimiento de hidrójeno. No pudiendo dar lugar a otro cambio fuera del de su hidrójeno con un metal a virtud de su constitucion sencillísima, el resultado es el mismo si se lo usa en frio o en caliente, concentrado o estendido. En casos de que existen varios cloruros,

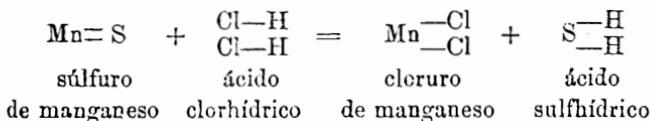
la reaccion concluye con haberse formado el primero. Una escepcion aparente establece el mercurio, el cual tratado con ácido clorhídrico hirviendo siempre da cierta cantidad de bicloruro de mercurio  $HgCl_2$ ; pero este nace de la descomposicion del protocloruro:



§ 27. La accion en general carece de enerjía; principiando con los metales mas atacables viene primero el Zn i el Fe, sigue el Sn, Cd, Co, Ni, i mas resistentes aun Pb, Cu, Bi, Sb, As, Hg, Ag, siendo el último notable por la insolubilidad completa de su cloruro. Los óxidos metálicos, al revés, dan fácilmente los cloruros, merced a la avidez con que el oxígeno e hidrógeno nacientes se combinan, enjendrando agua:

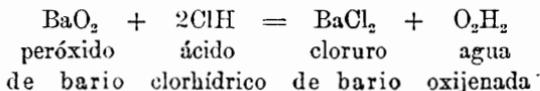


Lo mismo vale para los sulfuros cuyo azufre junto con el hidrógeno del ácido se constituye en ácido sulfhídrico.



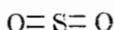
con la modificacion de que unos sulfuros, v. gr. los de cobalto i níquel, requieren una temperatura elevada i un ácido concentrado para su descomposicion.

De una manera singular se comportan los peróxidos (i persulfuros) que ademas del cloruro ora dan agua oxijenada combinándose ámbos átomos de oxígenos con el hidrógeno:

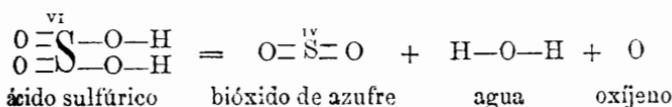




ligados a un átomo de azufre, un modo de ver que aunque no explica todo permite explicar muchas reacciones de una manera sencilla i análoga. Así se observa que en la primera fase de la reaccion la molécula se descompone en bióxido de azufre:



(llamado regularmente ácido sulfuroso) i en el resto, que luego se condensa en agua dejando libre un átomo de oxígeno que por salir suelto es mui oxidante

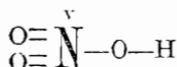


La segunda fase en la cual el óxido metálico reacciona con una nueva cantidad de ácido sulfúrico, ejemplifica la descomposicion tan frecuente cuando hai oxígeno e hidrógeno en la proporcion en que forman agua.

§ 30. Pero hai que anotar que la primera parte de la reaccion es sometida a mayor complicacion cuando el ácido frio i diluido no carece de reaccion sobre el metal. Entónces el hidrógeno reemplazado por el metal reduce otra cantidad de  $\text{SO}_4\text{H}_2$  hasta a  $\text{H}_2\text{S}$ , i cuando a la vez sale  $\text{SO}_2$  del modo que acabamos de elucidar, el oxígeno e hidrógeno de los dos gases se combinan entre sí abandonando el azufre que luego se precipita siempre cuando el sulfuro del metal en cuestion no puede existir en presencia de un ácido, v. gr. el sulfuro de zinc, o se forma este sulfuro aunque en escasa cantidad, v. gr. el del cobre.

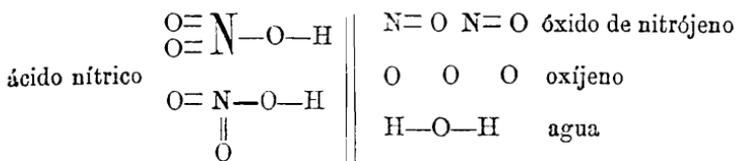
### 3.º Accion del ácido nítrico.

§ 31. El ácido nítrico contiene un grupo hidroxílico i dos átomos de oxígeno en comunicacion directa con el nitrógeno. Su constitucion es pues

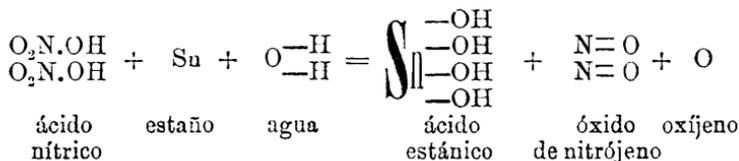
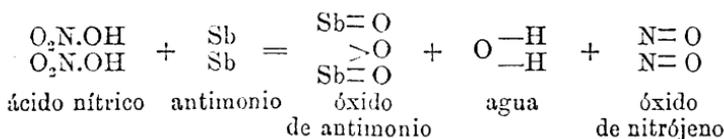


Siendo fácil de dirimir la union entre el N i O, el ácido despidе la mayor parte de su oxígeno con sustancias oxidables, quedando

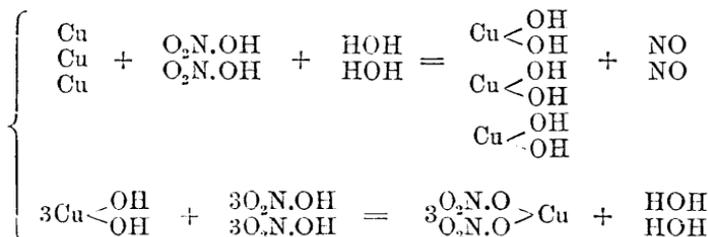
solo un átomo de oxígeno con el nitrógeno i formándose agua a la vez como lo esprime la fórmula siguiente, basada sobre dos moléculas:

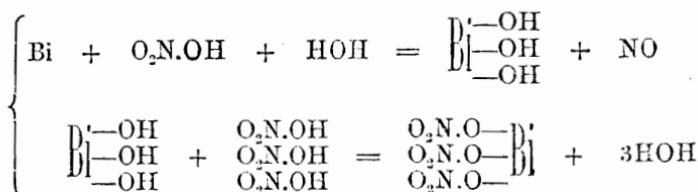


El oxígeno naciente que sale oxida vigorosamente todos los metales ménos el oro i platino. Si los óxidos orijinados son insolubles, se acaba ahí la reaccion; v. gr. con el óxido de antimonio i el bióxido de estaño hidratándose el último como sucede con todos los óxidos capaces de hidratarse



§ 32. Es lo que tiene lugar en unos óxidos de carácter ácido, mientras que los óxidos de pronunciada reaccion básica reaccionan con un exceso de ácido nítrico, reemplazándose mutuamente el metal i el hidrógeno del ácido; de ahí resulta un nitrato i agua:

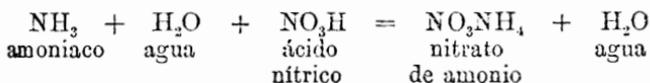




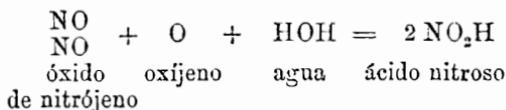
§ 33. Algunos metales] revestidos de grande afinidad al oxígeno llevan la desoxidación del ácido nítrico hasta reducirlo a óxido de nitrógeno i nitrógeno libre. Así se disuelve el zinc en el ácido muy diluido con desprendimiento de  $\text{N}_2\text{O}$ , pero en un ácido de concentración regular se sustituye directamente al hidrógeno:



este hidrógeno no se escapa sin desoxidar al paso otra cantidad de  $\text{O}_2\text{N.OH}$  a amoníaco, el cual disuelto en el agua ( $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ) se constituye en nitrato de amonio.



§ 34. Los vapores rutilantes de  $\text{NO}_2$  que generalmente se observan al tratar un metal por el ácido nítrico, se deben a la oxidación del  $\text{NO}$  en el aire; asimismo  $\text{NO}$  le quita oxígeno al ácido nítrico descomponiéndolo como indicade arriba (§ 31) i pasando él mismo a ácido nitroso como lo ilustra la formulación:



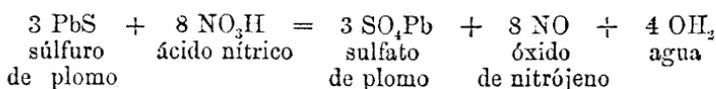
I a resultas de que el  $\text{NO}_2$  i  $\text{NO}_2\text{H}$  retienen el oxígeno con ménos fuerza aun que lo hace el  $\text{NO}_3\text{H}$ , la oxidación de los metales es muy espedita por esta reacción secundaria. Si al principio habia necesidad de calentar para iniciar el ataque, luego se enjendra tanto calórico por los procesos químicos, que el líquido se pone a hervir cubriéndose de mucha espuma i hai que añadir agua para suavizar la reacción.

§ 35. El ácido de mediana concentración obra de la misma manera sobre los metales caracterizados por una sola valencia, v. gr.

la plata, el plomo, el zinc, que sobre los que presentan varios óxidos básicos, v. gr. el hierro, el mercurio, el antimonio i otros: produce el primer óxido. Idéntico es el efecto sobre unos metalóides, v. gr. el iodo, el arsénico. Concentrado i caliente lleva la oxidacion a su mayor grado, no solo con los metales, utilizándose esta propiedad para trasformar las sales ferrosas i mercuriosas en férricas i mercuricas sino tambien con el fósforo, azufre, etc, resultando los ácidos mas oxidados. En un ácido mui concentrado se precipitan los nitratos de plomo, plata, que acaban de formarse, por ser insolubles en el mismo ácido aunque solubles en el agua.

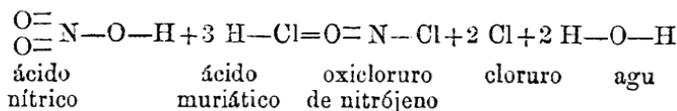
Algo distinta se manifiesta la oxidacion, dejando obrar el ácido nítrico sobre los sulfuros de los metales. En el ácido estendido se disuelve el nitrato del metal con abandono del azufre.

Ácido fuerte, ante todo fumante, ataca tambien el azufre de suerte que la disolucion no contiene sino el sulfato respectivo:



### Agua réjia.

§ 36. Para disolver los metales que resisten a los tres ácidos anteriores se usa la mezcla del ácido muriático con el nítrico, llamada agua réjia, cuya accion corresponde al cloro libre que desprende:



Por lo ménos este será el efecto jeneralmente realizado. Al cloro i oxiclorigero de nitrógeno (o sea clorigero del radical del ácido nítrico) se asocian en cantidad variable con la temperatura i concentracion diferentes óxidos del nitrógeno impartiendo al licor un tinte moreno. Son ellos los que atacan al metal con tanta vehemencia que siempre asume su mayor grado de oxidabilidad. Por lo comun se obtiene el clorigero; porque suele tomarse dos o tres veces mas ácido muriático que nítrico, quedando un exceso de cloro de cuyas fuertes afinidades se aprovecha para acelerar la preparacion.

*Los reactivos.*

§ 37. Si para hacer constar la presencia de un elemento fuera preciso sacarlo de sus combinaciones desconocidas i convencerse de la identidad por las propiedades mas características, los ámbages serían muchos; además de que en copresencia de varios metales la prueba se haría casi siempre impracticable. Ni siquiera el procedimiento por la vía seca lo reclama así, aunque dispone de los elementos indispensables para ello, a saber, de una temperatura alta i sustancias tan reductrices como el carbon (§ 16). Mas bien, se apela a la diversidad que ofrecen las soluciones salinas, siendo comprendidos en este modo de reconocer igualmente aquellos elementos, cuyos óxidos en su totalidad son ácidos (metalóides) como las cuyas óxidaciones mas bajas suministran bases (metales). Muchos fenómenos no sirven para distinciones por ser o vulgares (innumerables sales son blancas i sus disoluciones incoloras) o imperceptibles (solubilidad, cristalizabilidad, volatilidad etc.) Pero los diferencias se ponen de relieve cuando se inician cambios de composición por medio de materias ajenas. Los únicos que se consultan en este sentido son:

- a. Efervescencia,
- b. Cambio de color,
- c. Precipitación.

Solo estos tres dan contestaciones claras i precisas a las preguntas dirigidas por medio de los reactivos empleados. Otros fenómenos, como cambio de temperatura, de volumen, de reacción, no se atienden; porque se modifican por la concentración i pureza de los licores usados, aunque es innegable que al hábil observador suministran datos preciosos para cerciorarse de sus conclusiones. En todo caso es indeclinable tener presente:

§ 38. a. Que el gas que se desprende, verbi-gracia el bióxido de carbono, desalojado en los carbonatos por un ácido cualquiera, no se escapa cuando encuentra en que disolverse, por ejemplo un gran exceso de agua. Además, si no surte efecto en el reconocimiento de un gas por sus propiedades características, v. gr. del oxígeno por revivificar la llama, del óxido de nitrógeno por formar vapores ruilantes en el aire, esta falta sola no prueba nada en contra de él. A veces el olor permite evidenciar vestijios como en el cloro, arsénico, etc.

§ 39 b. Que la nueva coloracion se puede ocultar bajo la primitiva cuando esta no deja entrever aquella o es complementaria para con ella. Así el color verde que toma el ácido nítrico fumante con poca agua se debe a la coexistencia de ácido hiponítrico amarillo i de ácido nítrico azul. Si una coloracion se pone tan intensa que cesa de ser pelúcida, por ejemplo la del iodo con el almidon, se la distingue con facilidad de un precipitado cuando se la estienda con agua hasta devolverle su transparencia. A menudo la intensidad del color acusa el principio de una precipitacion o la reemplaza en disoluciones muy estendidas, por ejemplo la del óxido de hierro por el cianuro férrico de potasio.

§ 40 c. Que muchos precipitados se desfilen en un exceso de mismo reactivo que los produce, v. gr. el de hidróxido de cobre en un exceso de amoniaco, el de hidróxido de estaño, de hidróxido de plomo i de alúmina en álcalis fijos de manera que vertiendo desde luego gran cantidad del álcali aparentemente no hai reaccion. Otros precipitados se obtienen solo cuando el ácido en el cual se recojen es diluido o el agua no tanta que haga desaparecerlos. Casi ninguno de los depósitos que se ocasionan en el curso del análisis es completamente insoluble: i no solo que la misma cantidad del disolvente que no ataca sensiblemente a unos impide que se asomen otros, es tambien dificultoso reconocer una finísima masa sólida repartida en un enorme exceso de licor. El primer inconveniente ordinariamente se evita por el uso del alcohol, medio precioso para separar las sales de cal, barita i estronciana, el segundo dejando reposarse las particulas flotantes.

Una atencion especial merece el aspecto del precipitado, si es voluminoso como el que causa una solucion de plomo en el ácido fosfórico, o pulverulento como el de fosfomolibdato de amonio, o cristalino como el fosfato de magnesia i amonio.

§ 41. Los metales distingüense con mayor precision en los estados de sulfuros i de óxidos, unos cuantos tambien en el de carbonatos. Los reactivos llamados a preparar estas combinaciones en las disoluciones salinas serian, pues, las respectivas combinaciones alcalinas, que entónces obran por descomposicion doble (§ 5). Pero con respecto a lo diferente que se manifiesta la accion del álcali dicho volátil de los otros metales alcalinos, se agrega al sulfuro, hidróxido i carbonato de sodio o potasio las sales homólogas de amonio; reemplazando ademas el sulfuro de sodio por el ácido sulfhídrico (sulfuro de hidrógeno) resulta la siguiente série de reactivos, que pueden llamarse jenerales porque sirven no

solo a caracterizar los elementos sino a distribuirlos en grupos:

1. Acido sulfhídrico
2. Sulfuro de amonio
3. Soda cáustica
4. Amoníaco líquido
5. Carbonato de soda
6. Carbonato de amonio.

Los otros reactivos, destinados a revelar una que otra propiedad de tal o cual elemento, pueden tildarse de específicos; su número es ilimitado principalmente cuando se incluyen los que suministra la química orgánica. Para los ácidos, cuyo reconocimiento forma un capítulo aparte, no existe igual clasificación fundada en unas cuantas reacciones; pero tampoco igual urgencia, porque si ya el número de aquellos es mas reducido, la investigación de los que pueden presentarse en un caso concreto se efectúa sin dificultad.

Para prepararse al estudio de los procedimientos mismos analíticos no hai camino mas seguro que el conocer la naturaleza i modo de obrar de los reactivos.

#### A. Reactivos de las bases.

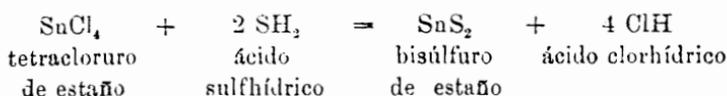
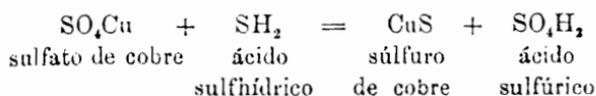
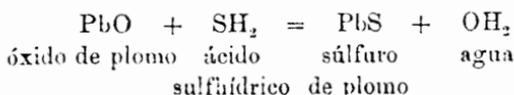
1. Acido sulfhídrico  $S < \begin{matrix} H \\ H \end{matrix}$

§ 42. El ácido sulfhídrico es un gas de olor particular que se emplea como gas o disuelto en el agua, que lo absorbe en corta cantidad. Pero esta disolución pronto pierde la fuerza si no se la resguarda del contacto del aire, orijinándose agua i un depósito de azufre:  $H_2S + O = H_2O + S$ . Es decir el oxígeno del aire oxida el componente mas oxidable, el hidrógeno, mientras que el azufre se reposa como polvo blanco. Al mismo tiempo la oxidación se estiende tambien al último, aunque en menor grado, formándose ácido sulfúrico:  $S + H_2O + 3 O = SO_4H_2$ . Así se explica la presencia de vestigios de ácido sulfúrico en la disolución sulfhídrica.

§ 43. En cuanto a su constitución el  $SH_2$  ofrece completa analogía con el agua. Como en el agua, se sustituye un átomo de hidrógeno por los metales alcalinos i ámbos por otros con desarrollo de hidrógeno. Son los sulfhidratos alcalinos, v. gr.  $K-S-H$  los correlatos de los oxhidratos o álcalis cáusticos. Muchos metales que no descomponen el agua sino en alta temperatura como el

cobre, o en ninguna como el oro, platino, mercurio, reaccionan sobre el  $\text{SH}_2$  ya en la ordinaria, manifestando así mayor afinidad al azufre que al oxígeno.

La suma oxidabilidad del hidrógeno contenido en el ácido sulfhídrico que causa su fácil destrucción en disolución acuosa, tiene por efecto que éste reacciona muy vivamente con los óxidos i sales metálicas.



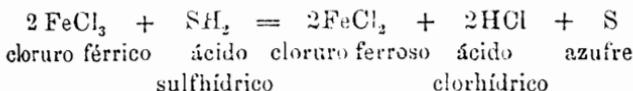
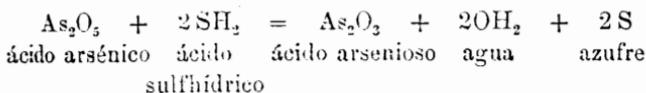
El resultado de la doble sustitución es, pues, fuera del sulfuro metálico, en el primer caso agua i en el segundo el ácido respectivo. Por consiguiente no se comprenden ahí los metales cuyos sulfuros reaccionan con el ácido formado de una manera tal, que se restablece la sal metálica; son el hierro, manganeso, cobalto, níquel, zinc. Tampoco los metales térreos, porque sus sulfuros descomponibles ya por la humedad del aire no pueden mantenerse en el agua.

§ 44. En jeneral los sulfuros se distinguen de otras combinaciones por sus colores marcados i su poca solubilidad. Salvo los alcalinos i térreo-alcalinos solubles en el agua, son precipitados en copos. La mayor parte de los sulfuros se descompone por ácidos de fuerza mediocre, ninguno resiste a ácidos concentrados i calientes; los de mercurio i platino son atacados por el agua réjia. Es, pues, menester obrar con soluciones poco ácidas.

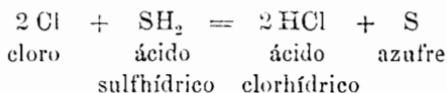
Rigurosamente las fórmulas arriba espresadas no valdrían a no añadir una cantidad suficiente de agua que se ha suprimido por no entrar directamente en acción. Antes de introducir el gas sulfhídrico en una disolución neutra o alcalina, acidúlese con ácido nítrico.

Semejante desoxidación se estiende igualmente a los ácidos, arsé-

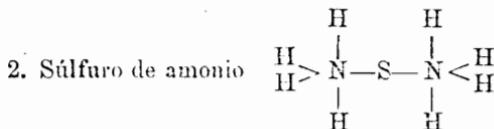
nico, crómico i los cromatos, a los ácidos del manganeso, a los ácidos clórico, brómico, iódico i a las sales del hierro sesquioxidado que pasan a las del oxidulado, siempre con depósito de azufre, según las formulaciones:



Un depósito de azufre puede atribuirse también a la presencia de halójenos que descomponen el  $\text{SH}_2$  quitándole el hidrójeno:



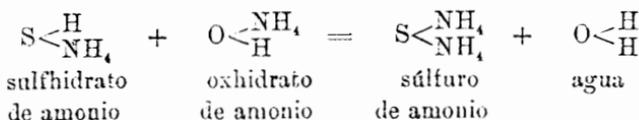
§ 45. El ácido sulfhídrico es de una utilidad inapreciable para dividir los metales en dos grupos grandes: 1.º los que precipita en disolución ácida (se entiende uno de los tres ácidos principales, § 25), 2.º los que no precipita. En la práctica se separan los dos por filtración. Para ver si el filtro contiene solo metales alcalinos i térreo-alcalinos imperceptibles por el reactivo (§ 45), u otros también, no hai sino que quitar la acidez al líquido. Esto se consigue neutralizándolo o alcalizándolo, por ejemplo con amoníaco; un exceso de álcali facilita la precipitación. El mismo efecto tiene en el licor primitivo el sulfuro de amonio; prefíerese a un álcali fijo por la ventaja que lleva de que el amoníaco puede espulsarse a cualquiera hora por el calor.



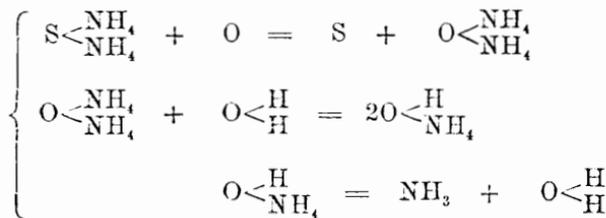
§ 46. Cuando se introduce  $\text{SH}_2$  en agua saturada de amoníaco, se sustituye a un átomo de hidrójeno el grupo  $\text{NH}_4$  llamado amonio, resultando



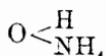
el jenuino sulfhidrato de amonio o amoniaco (§43), i solo al agregar la cantidad correspondiente de amoniaco líquido, la sustitucion afecta tambien el segundo átomo de hidrójeu:



El súlfuro de amonio (antiguamente denominado sulfhidrato de amoniaco  $2\text{NH}_4\text{SH}_2$ ), incoloro cuando recién preparado, se vuelve amarillo al contacto del aire a consecuencia de una reoxidacion del amonio:



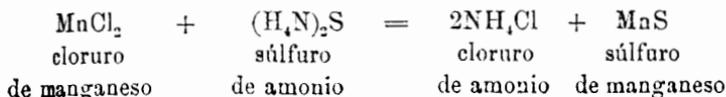
Se ve como sale azufre; pero en lugar de precipitarse, se combina con lo que queda de súlfuro de amonio, formando polisúlfuros de color amarillo. El hipotético óxido de amonio con el agua se comporta como cualquier álcali: es porque asignamos a su solucion la constitucion:



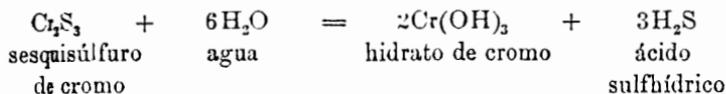
no obstante de que exhala amoniaco, como si este fuese simplemente disuelto en el agua. Véase el amoniaco líquido, § 50.

§ 47. El análisis aprovecha dos acciones distintas del súlfuro de amonio: 1.º que orijina súlfuros de otros metales, 2.º que se combina con los súlfuros de carácter ácido para formar sulfosales.

La descomposicion doble entre el  $S(\text{NH}_4)_2$  i una sal metálica es idéntica con la que acaba de describirse al tratar del  $\text{SH}_2$ , con tal que en lugar de H se ponga  $\text{NH}_4$ .

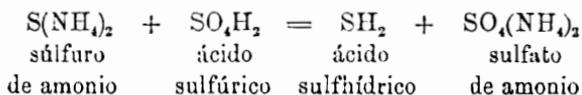


En vez de salir libre el ácido, se disuelve la sal respectiva de amonio. Por consiguiente la reaccion, si ántes era neutra, no se altera, a lo mas añadiendo un exceso de sulfuro de amonio se vuelve alcalina; los sulfuros de Fe, Mn, Co, Ni, Zn solubles en los ácidos, se precipitan entónces. Precipítanse igualmente los metales térreos aunque no como sulfuros sino como hidratos, siendo incompatible la presencia de aquellos con el agua.



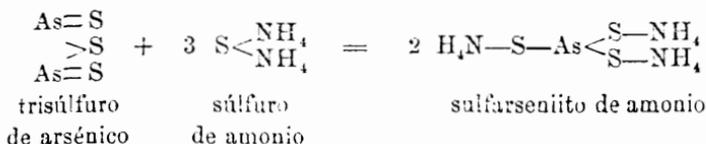
Los sesquióxidos de cromo i aluminio, o mas bien los hidratos tienen carácter ácido con respecto a los álcalis, sin embargo no se combinan ni disuelven en el amoniaco: luego se precipitan.

En disolucion ácida el sulfuro de amonio no precipita sino despues de haber saturado el ácido; porque se descompone por los ácidos de la misma manera como todos los sulfuros con desprendimiento de  $\text{SH}_2$ :



Para no gastar el sulfuro de amonio inútilmente i evitar el olor molesto del ácido sulfhídrico, es preciso neutralizar préviamente con amoniaco. Un exceso del álcali no causa perjuicio ni siquiera cuando produzca un precipitado.

§ 48. En virtud del alto grado de basicidad que corresponde al sulfuro de amonio, sirve para distinguir los sulfuros de reaccion ácida de los de reaccion básica; carece de accion sobre los últimos, salvo unos pocos sensiblemente atacables por él, v. gr. el  $\text{SCu}$  (pero entónces el amoniaco obra por sustitucion parcial de su hidrójeno por Cu, no por adiccion, luego no forma sal, § 5 i 10) i se liga directamente con los primeros formando sulfosales solubles en el agua como sales de álcali, que son, por ejemplo:



Esta esposición a primera vista parece de acuerdo con la antigua definición binaria de las sales (sean oxí- o sulfosales) que las considera como combinaciones de dos óxidos o sulfuros. Empero ya la anotación constitutiva del sulfarseniito de amonio demuestra que el azufre no pertenece ni al arsénico ni al amonio sino funciona de cópula entre los dos (§ 10). Propiamente las sulfosales se derivan de sulfácidos que en lugar del metal llevan un número adecuado de átomos de hidrógeno; pero nótese que casi todos estos sulfácidos no existen solos a no ser anhidros.

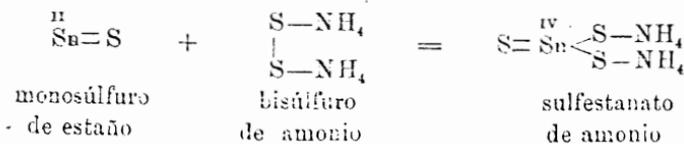
La función de cópula que desempeña por lo ménos uno de los átomos de azufre explica asimismo perfectamente, por que en caso de que entren varios sulfuros del mismo metal, el mas alto se presta mejor a formar sales; a pesar de eso, una misma sulfosal resulta, sea que el polisulfuro metálico se trate por el monosulfuro de amonio, sea que el monosulfuro metálico se trate por el polisulfuro de amonio. Así, por ejemplo, el monosulfuro de estaño



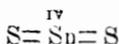
de color moreno no se disuelve en el monosulfuro incoloro de amonio



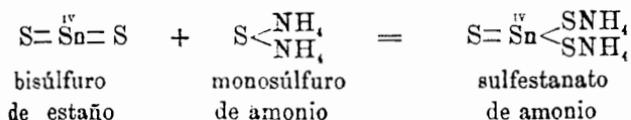
porque el estaño bivalente conserva carácter básico, pero sí en el bi-(poli-)sulfuro amarillo de amonio



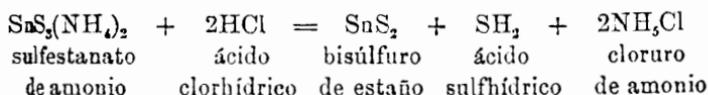
miéntras que el bisulfuro de estaño



de color amarillento se disuelve ya en el sulfuro incoloro de amonio:



La identidad de sulfestano se comprueba por el que los ácidos en ambos casos precipitan  $\text{SnS}_2$  de color amarillo:

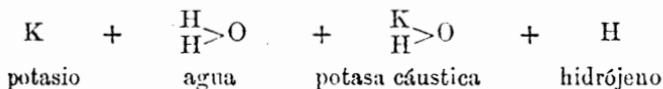


A saber, la union establecida por el azufre entre el elemento ácido i básico es tan débil que cualquier ácido la dirime.

§ 49. En fin, se comprende que nada impide suplir el sulfuro de amonio por el de un álcali fijo, cuando un sulfuro metálico, v. gr. de cobre, aunque carece de propiedad ácida, se ataca sensiblemente por el sulfuro de amonio, a consecuencia de que el Cu reemplaza parte del H del amonio.

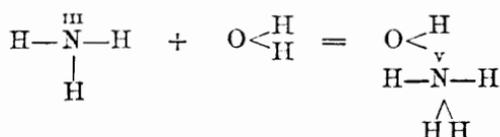
3. Soda cáustica  $\text{O} < \begin{array}{c} \text{Na} \\ \text{H} \end{array}$  i 4. Amoniaco líquido  $\text{O} < \begin{array}{c} \text{NH}_4 \\ \text{H} \end{array}$

§ 50. No obstante el que un metal alcalino (sea potasio o sodio) no se parezca en nada al gas amoniaco  $\text{NH}_3$ , a la disolucion de los dos en el agua puede asignarse composicion análoga. El metal descompone al agua, sustituyendo su átomo monovalente a un átomo de hidrójeno que se desprende:



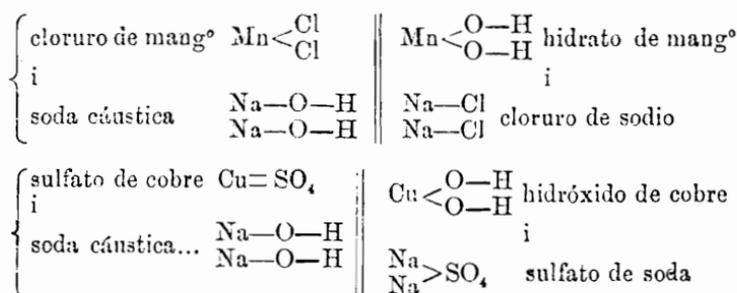
el gas amoniaco hace lo mismo, pero en lugar de espeler el átomo

del hidrógeno, se combina con él i el resto del agua, cambiando la supuesta trivalencia del nitrógeno en pentavalencia:

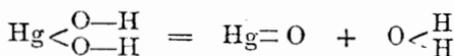


Luego el grupo  $\text{NH}_4$  corresponde a un metal alcalino i efectivamente se comporta como tal (véase el sulfuro de amonio). No importa que con hervir el agua se desprende el amonio; aunque por esto mismo no puede suponerse en su solución acuosa la combinación de un hidrato (§ 46).

§ 51. Se aprovecha la fuerte basicidad de los álcalis para sacar los metales de sus sales. Cambian de lugar el metal alcalino (o el grupo equivalente  $\text{NH}_4$ ) i el desconocido:



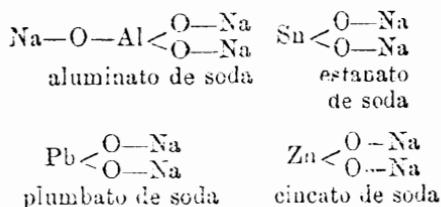
La insolubilidad de los hidratos metálicos (exceptuando los alcalinos i térreo-alcalinos) los deposita; cuando no se conoce hidratación de los óxidos, será lícito admitir la descomposición inmediata del hidróxido naciente:



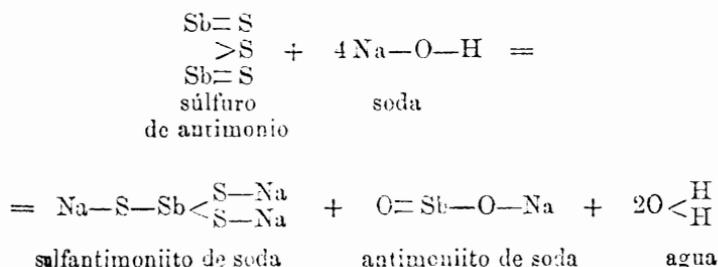
Otros hidratos no pierden su agua sino a una temperatura elevada, v. gr. el de cobre.

Un exceso de reactivo en muchos casos hace desaparecer el precipitado; pero el proceso en jeneral es otro con la soda que con el amoniaco. La alcalización con soda suele causar una sal sódica siempre que el metal por la hidratación haya adquirido la mas le-

ve acidez. Así sucede con el Al, Sn, Pb, Zn. Estas sales solubles en el agua obedecen a las formulaciones siguientes:



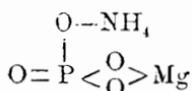
Semejante es lo que sucede cuando los sulfuros de As, Sn, Sb se disuelven en un álcali cáustico, con la variación de que entonces se forman tanto sulfo- como oxisales:



§ 52. El amoniaco no se presta de igual manera a la formación de sales con ácidos metálicos. Si bien lo hace vertido en exceso en la disolución de una sal de cadmio, disolviéndose el precipitado primitivo de hidrato de cadmio a un licor incoloro, o disolviéndose el precipitado originado en el sulfato de cobre con un color azul intenso, el papel que desempeñan los metales, en cada caso, es bien distinto. En la disolución del cadmio  $\text{SH}_2$  precipita sulfuro de cadmio (§ 43), en la del cobre no tiene efecto, porque en ella el amoniaco ha desaparecido como tal, dando lugar a una base de amina. Llámense así los derivados del amoniaco, en los cuales uno que otro átomo de hidrógeno se ha sustituido por un metal. Semejantes productos, pero insolubles en el agua, caracterizan las sales de mercurio; los del mercurio monovalente son negros, los del mercurio bivalente blancos. Combinaciones análogas suministra el platino bivalente, mientras que las insolubles que forma el tetracloruro de platino con los metales alcalinos deben considerarse como sales propias de un clorácido platínico  $\text{PtCl}_6\text{H}_2$  (§ 10).

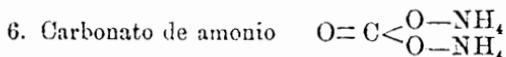
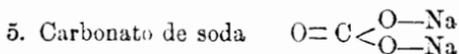
§ 53. Una facultad del amoniaco muy particular se manifiesta con respecto a algunos metales cuyos óxidos precipita en disolu-

cion neutra: la presencia de un ácido libre impide la precipitacion aun con gran exceso de amoniaco. Es evidente que en el primer momento el amoniaco satura el ácido, pero a la vez esta sal de amoniaco se combina con la preexistente del metal, o mas bien las dos bases se reemplazan en proporciones no siempre bien determinadas, pero probablemente sin intervencion de aminas (§ 52). Tales sales, dichas dobles, las hai insolubles en el agua, como el fosfato de amonio i magnesio



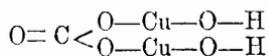
pero la mayor parte es mui soluble, sobre todo en el mismo amoniaco.

Hé aquí como este carece de accion visible, principalmente cuando se lo emplea en forma de cloruro o sal amoniaco, atendida la solubilidad de los cloruros metálicos. Siendo predispuestos para la sustitucion mútua los cuerpos de igual carácter, esto vale en especial para los metales mui básicos, como el manganeso bivalente, el zinc, i ante todos el magnesio, que es imposible amover de un líquido por el amoniaco en presenacia del cloruro de amonio. Hasta las sales de plata, las mas estables entre las de metales pesados (§ 15) no son precipitables por el amoniaco en disolucion mui ácida; sabiéndose que el cloruro, por ejemplo es bastante soluble en cloruros alcalinos como en el amoniaco solo.

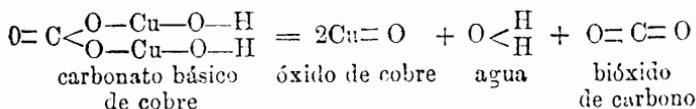


§ 54. La utilidad de los carbonatos neutros alcalinos descansa en el que por un cambio de la base dan orijen a carbonatos insolubles; pues lo son todos ménos los alcalinos. Jeneralmente los precipitados salen neutros tambien; solo en los metales térreo-alcalinos fórmanse tambien carbonatos ácidos con una proporcion variable de ácido carbónico. La solubilidad de éstos requiere que se calienten para espeler el exceso de ácido. Las anomalías que presenta el carbonato de amonio van de acuerdo con las del amoniaco cáustico en igual caso i se esplican por las mismas consideraciones (véase § 52 i 53).

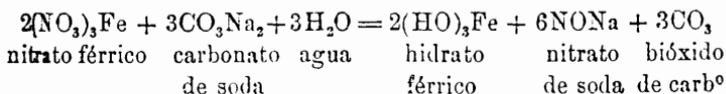
§ 55. Una complicacion nace de la acidez poco desarrollada del ácido carbónico que lo imposibilita de combinarse con una base débil. El cobre se precipita en forma de carbonato básico, talvez de la constitucion (§ 11):



que al calor desprende bióxido de carbono:

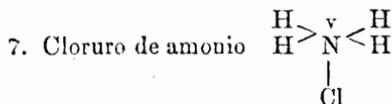


Este CO<sub>2</sub> se desprende luego cuando encuentra el hierro sesquioxidado:



El efecto sobre el metal en tal caso es idéntico con el de los álcalis cáusticos; solo que los carbonatos obran mas suavemente.

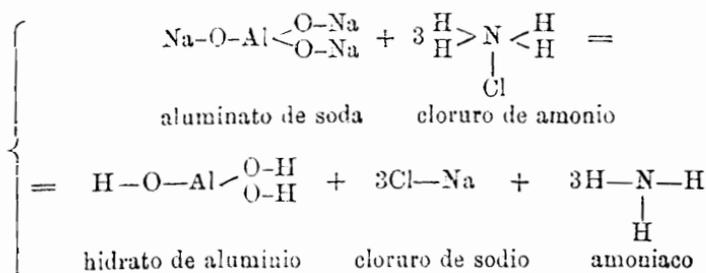
Agregamos aquí a los seis reactivos jenerales aquellos de los específicos que abarcan grupos enteros de metales i cuya característica por eso se hace indispensable para el esclarecimiento de los procesos analíticos.



§ 56. El uso de la combinacion del cloro con el radical amonio para hacer imperceptibles ciertos metales ya se ha elucidado al tratar del amoniaco (§ 53). Se prefiere el cloruro a otras sales amoniacales, porque las aventaja en poder disolvente, consecuen-  
cia, en primer lugar, de la gran avidez del ácido clorhídrico (§ 9).

Un álcali fijo desaloja el amoniaco de cualquier combinacion

suya. Se utiliza esto para convencerse por el olor de que un licor contiene amoniaco i para obtener precipitados de los hidróxidos térreos que hacen las veces de ácidos para con el álcali fijo sí, con álcali volátil no luego se depositan insolubles cuando se vierte  $\text{ClNH}_4$  a una disolucion alcalina de ellos:



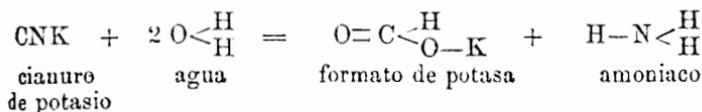
§ 57. De otros cloruros señalamos el bicloruro de estaño  $\text{SnCl}_2$  para desoxidar, v. gr.  $\text{Cl}_2\text{Hg}$  a  $\text{ClHg}$  i hasta  $\text{Hg}$  metálico: reacciones que se derivan únicamente de la disposicion del estaño bivalente de hacerse tetravalente. El cloruro de oro  $\text{AuCl}_3$  sirve para clorurar o indirectamente para oxidar, quitando el cloro el hidrógeno al agua i dejando el oxígeno libre. En alto aprecio para descubrir los metales alcalinos K i  $\text{NH}_4$  está el tetracloruro de platino que forma con ellos clorosales insolubles (§ 10).

### 8. Cianuro de potasio CNK.

§ 58. Esta sal cristalizabile, que en el comercio existe solo fundida, es una combinacion del potasio con el grupo monovalente CN que se simboliza tambien Ci. Se deriva del ácido cianhídrico  $\text{CNH}$ , ácido tan débil que se descompone espontáneamente. Sea ahora su constitucion

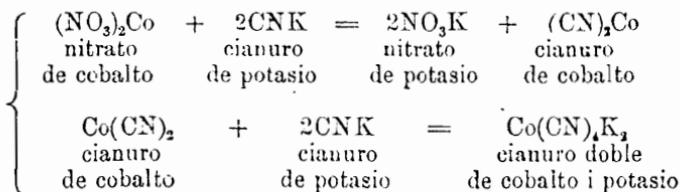


u otra, el nitrógeno, casi incapaz de combinarse directamente con los metales, adquiere cierta facilidad para hacerlo cuando unido al carbono. El grupo o radical CN, que suele compararse al cloro, le es mui inferior en sus afinidades; hasta el ácido carbónico del aire lo desaloja produciendo carbonatos. Con el agua el cianuro de potasio experimenta una descomposicion tal que el carbono se oxida i el nitrógeno se desprende en forma de amoniaco:



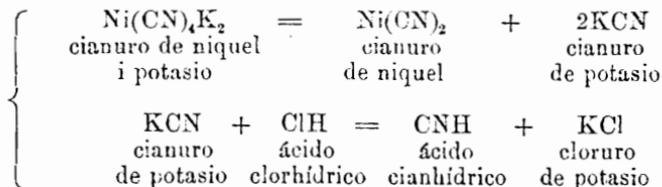
Esta trasformacion que se anuncia por un tinte moreno (peculiar a unos derivados polimeros del ácido ciánico) nos obliga de guardar el cianuro de potasio en estado fundido.

Reacciona con casi todas las sales de metales pesados (§ 12) por sustitucion doble de manera que resultan nuevos cianuros la mayor parte insolubles e inatacables por ácidos flojos. Pero el precipitado se redisuelve con facilidad en un exceso de CNK. Esta reaccion no se limita a los óxidos, cual el de plomo, que para con la potasa se constituye en ácido, o a los metales que, como la plata, reemplazan los álcalis con sus cloruros en cualquier proporcion (§ 53) sino vale igualmente para el hierro, cobalto, níquel i otros mas.



Basta tratar unos metales o sulfuros de ellos con CNK para obtener tales cianuros dobles (cianosales, § 10), por ejemplo del hierro i cobalto.

§ 59. Estos cianuros dobles reaccionan de diversa manera con ácidos enérgicos, v. gr. ClH: algunos se desdoblán en los cianuros primitivos; precipitase el insoluble, mientras que el alcalino da ácido cianhídrico i el cloruro respectivo:



Análoga es la descomposicion de  $\text{Co}(\text{CN})_4\text{K}_2$ . Otros reemplazan solo el álcali por hidrógeno, quedándose con todos los grupos de

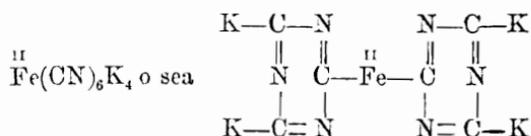
cianógeno intacto. Así lo verifica  $\text{Co}(\text{CN})_4\text{K}_2$  con  $\text{CNK}$  en exceso. El  $\text{ClH}$  le quita el potasio, estableciendo el cianácido del cobalto:



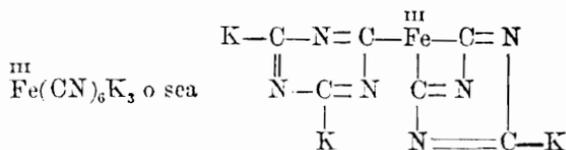
La disolución de  $\text{Cu}(\text{CN})_4\text{K}_2$  no se altera por  $\text{SH}_2$ , en la de  $\text{Cd}(\text{CN})_4\text{K}_2$  se precipita el sulfuro del metal (§ 52). En otros casos la fuerza de la unión aumenta con el número de los grupos de  $\text{CN}$ , enlazados estos quizás de un modo análogo al que consta para los polímeros del cianógeno llamados paracianógenos, sin que pueda emitirse un juicio definitivo sobre el encadenamiento de los átomos.

§ 60. Los cianuros dobles que se usan como reactivos son los conocidos bajo la denominación de

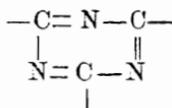
### 9. Ferrocianuro de potasio amarillo



### 10. Ferrocianuro de potasio rojo



que se distinguen no solo por la proporción de potasio que contienen sino en que el átomo de hierro del primero se manifiesta bivalente i el del segundo trivalente. Luego los cristales amarillos con mucha razón se llaman también cianuro ferroso de potasio i la sal roja cianuro férrico de potasio; probablemente ambos llevan grupos de tricíanógeno:



Reaccionan de manera que el potasio cambia de lugar con otros metales, como si el hierro formara con el CN un radical de carácter ácido, el cual liga las bases a cianoferratos. La composición de las sales dobles que así resultan es variable con respecto al potasio que sale o entero o en parte. Pero siempre entra todo el hierro i todo el cianógeno en el precipitado insoluble (son solubles solo los cianoferratos alcalinos i térreo-alcalinos) cuyo color a menudo no falta de ser característico. Los cianuros ferrosos de Ag, Zn, Mn, Pb, Cd, son blancos, el de Ni verde-claro, de Co verde, de Cu moreno; los cianuros férricos de Ag anaranjado, de Mn amarillajo, de Hg, Co, cobrizo, Cd amarillo, de Cu i Ni verdizco.

En particular suele emplearse el cianuro ferroso de potasio para el reconocimiento del Cu, con el cual da un cianuro doble de color rojo-castaño, insoluble en el ácido clorhídrico, i los dos cianuros para distinguir el estado de oxidación del hierro en sus sales.

§ 61. En las sales ferrosas el cianuro ferroso de potasio produce un precipitado blanco que inmediatamente se pone azul por

oxidación. El depósito primitivo,  $\overset{\text{II}}{\text{Fe}}(\text{CN})_3\text{K}$  o  $\overset{\text{III}}{\text{Fe}}_2(\text{CN})_6\text{K}_3$ , se

diferencia de  $\overset{\text{II}}{\text{Fe}}(\text{CN})_6\text{K}_4$  solo por ser mas rico en Fe a espensas del potasio. En las mismas sales el cianuro férrico de potasio produce un precipitado de un azul tan intenso que el color se percibe aun cuando no haya precipitación visible. La anotación del precipitado

$\overset{\text{II}}{\text{Fe}}_3(\text{CN})_{12}\overset{\text{III}}{\text{Fe}}_3$  (azul de Turnbull) se deduce por sustitución

de 6 átomos de K en  $2\overset{\text{III}}{\text{Fe}}(\text{CN})_6\text{K}_3$  por 3 del hierro bivalente.

En las sales férricas sale un precipitado casi idéntico con el último

$\overset{\text{III}}{\text{Fe}}_3(\text{CN})_{18}\overset{\text{II}}{\text{Fe}}_3$  (azul de Prusia) por medio del cianuro ferroso de potasio; el cianuro férrico no reacciona. El «azul de Prusia» del

laboratorio casi siempre tiene potasio:  $\overset{\text{II}}{\text{Fe}}(\text{CN})_6\overset{\text{III}}{\text{Fe}}\text{K}$  o en lugar de

este hidrógeno:  $\overset{\text{III}}{\text{Fe}}(\text{CN})_6\overset{\text{II}}{\text{Fe}}\text{H}$  sin que por eso se altere el aspecto del precipitado.

La diversidad de reacciones se explica considerando estos cianuros como sales en las cuales el cianuro de hierro hace las veces de constituyente ácido. Luego el potasio, tan sumamente básico, no cede al hierro trivalente, cuya basicidad es bien corta, pero sí al hierro bivalente como elemento básico en mayor grado. Si no obstante esto, una sal ferrosa i el cianuro ferroso de potasio no carecen

de acción uno sobre el otro, el Fe no va a ocupar el asiento del álcali, sino todo consiste en una lijera modificación de la constitución del cianuro ferroso de potasio, hasta que el nuevo producto se oxida rápidamente en cuanto al hierro i esta oxidación lo habilita a eliminar el álcali, sirviendo Fe de ácido i Fe de base siempre cuando se encuentren en combinación.

### B. Reactivos de los ácidos.

§ 62. Si para el estudio de las bases se procura tenerlas en forma de sulfuros u óxidos o carbonatos, los ácidos se distinguen mejor en sus sales. Al efecto elijense las que son señaladas o por su insolubilidad en otros ácidos o por su solubilidad en ciertas bases como el amoniaco. Siendo ilimitado el número de bases que cumplen con estas condiciones no pueden determinarse unos reactivos jenerales para todos los ácidos. Empero se ha dado preferencia al bario, plomo i plata, usándolos en forma de sus sales mas solubles para que cuando haya precipitado, éste contenga solo el ácido desconocido. Son, pues,

1.º el cloruro de bario  $\begin{array}{c} \text{Cl} \\ | \\ \text{Cl} \end{array} > \text{Ba}$

2.º el acetato de plomo  $\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{Ph}-\text{O}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ | \quad || \quad \quad \quad || \quad | \\ \text{H} \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \text{O} \quad \quad \quad \text{H} \end{array}$

3.º el nitrato de plata  $\begin{array}{c} \text{O} \\ || \\ \text{N}-\text{O}-\text{Ag} \\ || \\ \text{O} \end{array}$

solubles los tres en el agua. Obran siempre por descomposición doble, v. gr.

sulfato de soda  $\text{SO}_4\text{Na}_2$  ||  $\text{SO}_4\text{Ba}$  sulfato de barita  
cloruro de bario  $\text{Cl}_2\text{Ba}$  ||  $2\text{ClNa}$  cloruro de sodio

Puesto que el ácido se presenta libre, el precipitado puede faltar por disolverse en aquél.  $\text{Cl}_2\text{Ba}$ , por ejemplo precipita en fos-

fatos, pero no en ácido fosfórico; hai que neutralizarlo ántes. Al proveer que el ácido del reactivo origina un depósito formando una sal insoluble con la base contenida en el licor cuestionado, se acude a otra sal del reactivo. Así para investigar el ácido de una solución plúmbica, se toma nitrato de bario en lugar del cloruro para evitar la precipitación de cloruro de plomo.

§ 63. El resultado sugerido por los tres reactivos en pocos casos es terminante; entónces una decisión definitiva importará la aplicación de cloruro cálcico, magnésico, férrico o de otras bases sin que todos ellos juntos permitan clasificar los ácidos de un modo sistemático. Es porque preferimos enumerarlos sueltos, apuntando las reacciones mas características para cada cual de ellos. Uno se siente inclinado a creer que esta circunstancia debia hacer mas prolijo el estudio de los ácidos (§ 41), pero primero es escaso el número de los ácidos frecuentes, segundo la presencia de unos suele impedir la de otros, v. gr. donde hai ácido nítrico es inútil buscar ácidos oxidables como el sulfuroso, etc., tercero varios i principalmente los mas descomponibles se anuncian por el desarrollo de bases cuando se los ataca por un ácido fuerte, v. gr. los carbonatos dan  $\text{CO}_2$  con cualquier ácido, los cloratos emiten  $\text{O}$  bajo la influencia del calor, los oxoátos  $\text{CO}$ , etc.

§ 64. Con todo eso, el cuadro siguiente quizas contribuye a facilitar el reconocimiento. Obrando con disolución neutra dan:

#### I. Tratados por $\text{ClH}$

Precipitado blanco gelatinoso.....	los silicatos
» blanco cristalino.....	los boratos
» blanco amorfo.....	los antimoniatos, titanatos i
» blanco que luego cambia de color.....	otros.
» amarillento finísimo de azufre .....	los wolframatos, molibdatos, etc.
	los sulfuros e hiposulfitos

Un precipitado blanco además puede acusar los ácidos tártrico, benzóico, úrico i otros orgánicos.

II. Tratados por  $\text{NO}_3\text{Ag}$ 

En disolucion neutra	}	Precipitado blanco.....	los boratos, piro- i metafosfatos, oxa- latos
		» blanco, enne- greciéndose.	los sulfitos e hiposul- fitos
		» amarillo.....	los ortofosfatos i ar- seniitos
		» moreno ... ..	los arseniats
		» rojo-moreno...	los cromatos
En disolucion cualquiera	}	Precipitado blanco a ama- rillo .....	los <sup>a</sup> cloruros, bromu- ros, ioduros e ioda- tos, cianuros, cianu- ros ferrosos, sul- focianuros
		» anaranjado...	los cianuros férricos
		» negro. ....	los sulfuros

III. Tratados por  $\text{FeCl}_3$  en presencia del ácido oxálico:

Precipitado amarillento.....	los fosfatos i arseniats
» negro.....	los tanatos

IV. Decoloran (oxidan) la disolucion de añil: el cloro, bromo, los ácidos cloroso, hipoclorico, clórico, nítrico, iódico, brómico, los hipocloritos, nitritos, cromatos, manganatos, seleniats, teluratos.

---

---

## PARTE APLICATIVA.

~~~~~

En el análisis calitativo de un cuerpo cualquiera nunca debe omitirse de someterlo primero a un ensaye preliminar por la vía seca (§ 16). Cuando la sustancia se presenta ya disuelta, se evapora un poco de ella en una cápsula do platino o de porcelana, para obtener un residuo sólido. Se opera entónces como sigue:

### 1. ENSAYE PRELININAR POR LA VÍA SECA.

§ 65. Puesto que la sustancia no se reconoce directamente como un metal o aleacion metálica, caso en que se la trata segun 2.º

#### 1.º en el tubo

se calienta un pedacito o el polvo en un tubo de vidrio delgado i cerrado de un lado, sea probeta o mejor un matracito, poco a poco hasta el rojo, usando el soplete si hai necesidad.

Vapores empireumáticos junto con un depósito de carbon revelan combinaciones orgánicas, o sea del carbono. Si el residuo tratado por  $\text{ClH}$  emite gases en burbujas, habia una sal orgánica, si sale el olor particular del  $\text{CNH}$ , habia un cianuro.—Vapores de agua que se condensan mas arriba si no son de pura humedad, pueden provenir de agua de cristalización, que a menudo causa fusion o hinchamiento de la sal respectiva, o de agua mecánicamente aprisionada en los poros del cuerpo que entónces suele decrepitar. Pruébese la reaccion de las gotas recondensadas: si es alcalina llevan amoniaco, si ácida un ácido volatilizable.

Si se desprende un gas que no se lejitima por el olor como  $\text{NH}_3$ ,  $\text{SH}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{Cl}$ ,  $\text{Br}$ ,  $\text{J}$ , o por el color como los vapores nítricos que señalan sales descomponibles, se echa un trocito de carbon

encendido. Si se consume con viva luz (estando bastante calentada la prueba) el gas oxígeno desprendido o de un peróxido o de un oxácido muy desagregable tal cual el ácido nítrico i el clórico. Si se apaga, esto será debido al ácido carbónico desarrollado de un carbonato neutro o ácido, o talvez de un oxalato. Con seguridad se reconoce este gas acercando una varilla de vidrio humedecida con agua de cal que se enturbia por  $\text{CO}_2$ .

Unos ácidos fijos blancos asumen en la calcinacion un tinte mas oscuro:  $\text{TiO}_2$  se pone amarillo a moreno,  $\text{TaO}_2$  amarillento,  $\text{NbO}_2$  amarillo.

§ 66. Un sublimado que se muestra moreno en caliente i amarillo en frio, no puede ser sino de azufre; cuando muy escaso, aparece blanco o amarillento. Un sublimado de un moreno intenso que tira al negro en caliente i se pone rojizo en frio es de  $\text{S}_3\text{As}_2$ , viniendo de minerales que contienen los dos elementos a la vez mientras que un sublimado semejante que en frio se mantiene mas o menos moreno será una mezcla de  $\text{Sb}_2\text{S}_3$  i  $\text{Sb}_2\text{O}_3$  viniendo de minerales oxidados de antimonio sulfurado. Un sublimado negro puede ser de arsénico, entónces se muestra resplandeciente i va precedido por uno de  $\text{As}_2\text{S}_3$ ; lo producen los minerales de azufre i arsénico ricos en el último. Puede ser tambien de  $\text{SHg}$ ; entónces al frotarlo se pone colorado.

Un sublimado blanco puede contener varias sustancias. En cristallitos se pegan al vidrio  $\text{As}_2\text{O}_3$  i  $\text{Sb}_2\text{O}_3$ ; el último ántes de sublimarse se funde en un líquido amarillento i no da sublimado ninguno cuando la cantidad es escasa (a espensas del aire se oxida a  $\text{Sb}_2\text{O}_4$  insublimable). Si la formacion del sublimado es acompañada por un olor particular, consta aquel de un ácido orgánico (ácido oxálico, benzóico, succínico). El ácido ósmico que ofrece fenómenos iguales, sublima en gotas. Las sales de amoníaco i mercurio se presentan amorfas; para distinguir las se añade a la prueba un poco de soda i calcina de nuevo. El amoníaco espelido se revela por su olor; el mercurio, quedándose como óxido, asume color rojo.

§ 67. N. B. En el tubo abierto todas las sales de mercurio no importa qué color tenga el sublimado en el matracito, suministran uno de mercurio metálico en esferillas. En el mismo todos los sulfuros, arseniuros i telururos despiden óxidos de azufre, arsénico i telurio, el primero de olor picante, los dos últimos subliman cristallinos. Atacándolos directamente con la llama, el de arsénico corre, el de antimonio una vez transformado en  $\text{Sb}_2\text{O}_4$  ni sublima ni se funde, el de telurio se funde.

## 2.º Sobre el carbon

§ 68. Se trata otra prueba sobre el carbon con la llama oxidante del soplete.

a. Si la masa luego se funde i entra al carbon, o habiendo tomado mucha queda como una perla mas o ménos pelúcida, la combinacion es alcalina (§ 18); exceptuando los álcalis sulfurados i halojenados que ademas dan un sublimado blanco poco notable i las sales con un ácido metálico que presentan los fenómenos de los respectivos metales, pertenecen ahí todas las sales alcalinas.

b. Si la masa no se funde sino se pone blanca, se le añade una que otra gota de nitrato de cobalto (§ 21) i vuelve a soplar. Un color azul claro indica alúmina,

|                  |                    |
|------------------|--------------------|
| color encarnado: | magnesia           |
| » pardo:         | estruonciana i cal |
| » moreno:        | barita.            |

Ménos certeras son las coloraciones verdes; corresponde el verde-amarillo al zinc, verde-azul al estaño, verde-gris al antimonio. El azul tan pronunciado de la alúmina es producido tambien por unos silicatos (esmalte); pero la fundicion es entónces de un aspecto vítreo i no se forma sino en temperatura mui alta. El encarnado de la magnesia bajo la influencia de ciertos ácidos (silícico, bórico, fosfórico, arsénico) tira a violeta.

Colocando la prueba primitiva calcinada en un papel humedecido de tornasol rojo, una reaccion básica revela que las bases estaban en combinacion con ácidos volatilizables en el calor del soplete (sulfúrico, nítrico, clorhídrico, carbónico, etc.).

§ 69. N. B. Un auxilio poderoso para especificar los metales oxidables citados en los incisos a i b suministra la coloracion que impartan a la llama azul (del soplete o de la lámpara). Al efecto se moja el polvo fino con  $\text{ClH}$  (sea los cloruros en jeneral que sirven mejor) i se lo pega al estremo de un alambre de platino arrollado en espiral. Un color amarillo es propio al sodio

violeta al potasio; pero bastan pocos por ciento de sodio para hacerlo imperceptible, a no observarlo por un medio azul

|                       |
|-----------------------|
| carmesí, al litio     |
| púrpura, al estroncio |

rojo-amarillo (color de fuego), al calcio  
 verde-amarillo, al bario  
 verde-intenso, al talio.

En cuanto a otras sustancias corresponde el color

verdusco, al antimonio  
 verde-esmeralda, al cobre (ménos el cloruro que da  
 azul celeste)

azul livido, al arsénico  
 azul claro, al plomo  
 verde-azul, al ácido fosfórico  
 verde amarillo, al ácido bórico

los ácidos, se entiende, despues de haberlos libertado de sus sales por medio del ácido sulfúrico.

§ 70. c. Si la sustancia calcinada deja un residuo oscuro i a la vez un sublimado sobre el carbon, se la mezcla molida con poca soda, agregando mas cuando hubiere necesidad, se moja i vuelve a tratarla sobre el carbon con la llama de reduccion del soplete.

N.B. No habiéndose notado ningun vestijio de sublimación, puede pasarse tambien directamente a *d*.

De este modo se obtiene fácilmente un grano metálico, miéntras que la sustancia sola da mejor el sublimado.

1. *Ningun sublimado.*

Grano amarillo..... } Oro  
 Grano rojo ..... } Cobre

2. *Sublimado notable*

Sublimado rojo-carmesí in- }  
 significante..... } Grano blanco. .... } Plata

Sublimado moreno ..... } Ningun grano ..... } Cadmio

Sublimado amarillo, en ca- }  
 liente amarillo de limon, }  
 en frio amarillo de azu- }  
 fre, terminado por una }  
 anreola blanca; tocado }  
 por la llama reducente }  
 se va con color azul. } Grano blanco, muy dúctil.. } Plomo

Sublimado amarillo, en caliente anaranjado, en frío amarillo de limón; se va sin color. } Grano blanco, friable..... } Bismuto

Sublimado blanco, escaso. } Blanco, dúctil..... } Estaño

Sublimado amarillo en caliente, blanco en frío.... } Ningun grano..... } Zinc

Sublimado blanco..... } Granitos blancos, que por ser muy oxidables despiden humo } Antim°.

Sublimado blanco, con olor de ajo..... } Ningun grano..... } Arsénico

En caso de que los granos metálicos no se dividen bien dentro de la escoria, se saca todo, se lo muele en un mortero i lava con agua. A no obtener granos, no falta nunca un polvo metálico, que merced a su gravedad no se arrastre por el agua i que, cuando

|                   |           |
|-------------------|-----------|
| amarillo .....    | es de oro |
| rojo. ....        | cobre     |
| blanco....        | plata     |
| blanquizeco ..... | plomo     |
| rojizo.....       | bismuto   |
| azulejo. ....     | zinc      |
| parduzco.....     | estaño    |
| gris.....         | antimonio |

La coexistencia de varios metales\* modifica el aspecto del polvo i de los granos, pero no afecta en igual grado los sublimados, merced a la diferente volatilidad de los óxidos.

La fundición con la soda permite reconocer la presencia del azufre en cualquier combinacion suya; se la pone sobre una lámina de plata (o una moneda de plata) i moja con agua. Si hai azufre, resulta una mancha negra (de sulfuro de plata).

§ 71. *d.* Si aun con la soda queda un residuo negro, se trata una pequenísima cantidad de la sustancia, que mediante bórax fundido previamente se ha pegado al ojal de un alambre de platino, con la llama oxidante i en seguida con la desoxidante. Si la reduccion no sale bien, se la provoca agregando un poco de hoja

de estaño (§ 19) o si así tampoco se obtiene resultado terminante, se ensaya otra prueba de la misma manera con sal de fósforo (§ 23-24).

El platino, aunque reductible, sobre el carbon no es dable reconocerlo en la perla; porque las partículas ni se funden ni sueldan. El hierro, níquel, cobalto que sobre el carbon dejan una masa magnética, se distinguen con facilidad en la perla de bórax tratada por la llama reductente según la tablilla siguiente; indicios de manganeso se evidencian por el color verde que se observa en la fundicion con soda i salitre sobre el platino (§ 20).

### Perlas con

#### B Ó R A X

|    | OXIDACION,                                                                 | REDUCCION           |
|----|----------------------------------------------------------------------------|---------------------|
| Fe | { Caliente: amarillo hasta rojo.....<br>Frio: incoloro hasta amarillo..... | Verde de botella    |
| Co | { Azul.....                                                                | Azul                |
| Ni | { Caliente: violeta.....<br>Frio: moreno.....                              | Gris hasta incoloro |
| Cu | { Caliente: verde.....<br>Frio: azul.....                                  | Rojo, opaco         |
| Cr | { Caliente: amarillo hasta rojo.....<br>Frio: verde-amarillo.....          | Verde-esmeralda     |
| Mn | { Caliente: violeta hasta negro.....<br>Frio: rosado.....                  | Incoloro            |

## SAL DE FÓSFORO

|    | OXIDACION                                  | REDUCCION              |
|----|--------------------------------------------|------------------------|
| Fe | Caliente: rojo.....<br>Frio: amarillo..... | Ahumado hasta incoloro |
| Co | Azul.....                                  | Azul                   |
| Ni | Caliente: rojo.....<br>Frio: amarillo..... | Gris hasta incoloro    |
| Cu | Caliente: verde.....<br>Frio: azul.....    | Rojo, opaco            |
| Cr | Caliente: rojizo.....<br>Frio: verde.....  | Verde esmeralda        |
| Mn | Violeta.....                               | Incoloro               |

La característica de un número considerable de elementos semimetálicos i térreos contiene el cuadro adjunto; anótese además que la sal de fósforo sirve para descubrir el ácido silícico. Las bases de los silicatos se combinan con el ácido fosfórico i el ácido silícico siendo insoluble en el fosfato se divisa suspendido en la perla; débese examinarla con este fin cuando todavía caliente.

§ 72. CUADRO DE LAS REACCIONES DE COLOR  
CON LAS PERLAS

en fr. = en frío; en c. = en caliente; sat.<sup>a</sup> = saturada; carg.<sup>a</sup> = cargada

| LLAMA DE OXIDACION |                                                                                                                                                                                                      | LLAMA DE REDUCCION                                                                                                                                                      |                                                                                                                                                                                                   |
|--------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| B Ó R A K          |                                                                                                                                                                                                      | B Ó R A K                                                                                                                                                               |                                                                                                                                                                                                   |
| SAL DE FÓSFORO     |                                                                                                                                                                                                      | SAL DE FÓSFORO                                                                                                                                                          |                                                                                                                                                                                                   |
| Incoloro           | Si, Al, Sn<br>Ba, Sr, Ca, Mg, Be, Zr, La<br>Ag, Te, se enturbian por la llama intermitente cuando cargadas.<br>Ti, Wo, Mo, In, Zn, Cd, Pb, Bi, Sb cuando no saturadas.                               | Si, Al, Sn,<br>Ba, Sr, Ca, Mg, Be, Zr, La, Te<br>se enturbian por la llama intermitente cuando cargadas.<br>In, Mn.<br>Ag, Zn, Cu, Pb, Bi, Sb, Ni, Te tiran a gris.     | Si, Al, Sn,<br>Ba, Sr, Ca, Mg, Be, Zr, La se enturbian por la llama intermitente cuando cargadas.<br>Ta, Ag, Zn, Cd, In, Pb, Bi, Sb, Te tiran a gris.                                             |
| Amarillo           | Nb, Ti, Wo, Mo, Zn, Cd, Pb, Bi, Sb cuando saturadas.<br>Te, Ur no saturadas.<br>Va.<br>Cr no satur. <sup>a</sup> ; verdiza en fr.                                                                    | Nb muy cargada en c.<br>Ti en c.<br>Wo en c., morena en fr.<br>Mo en C. muy oscura.<br>Va en c., verde en fr.                                                           | Fe cuando no saturada en c. ahumada en fr.<br>Ti en c., violeta en fr.<br>Nb.<br>Va tira a moreno en c.<br>Fe en c., cuando cargada.<br>Cu opaca cuando cargada.<br>Mezclas de Fe con Ni, Wo, Nb. |
| Rojizo             | Fe en c. amarilla en fr.<br>Ur en c. amarilla en fr.<br>Cr muy cargada amarill. <sup>a</sup> en fr.<br>Ni rojo-morena en fr. viol. <sup>a</sup> en c.<br>Mn violáceo en fr. viol. <sup>a</sup> en c. | Cu cuando cargada i la reduccion es incompleta todavia.                                                                                                                 | Ti en fr. amarilla en c.<br>Co en c. i fr.<br>Wo.                                                                                                                                                 |
| Violeta            | Ni en c. morena en fr.<br>Mn en c. violáceo en fr.<br>Mezclas de Ni, Co, Mn.                                                                                                                         |                                                                                                                                                                         |                                                                                                                                                                                                   |
| Azul               | Co en c. i fr.<br>Cu azul celeste en fr. cuando carg. <sup>a</sup> azul livido, verde en c.                                                                                                          | Co en c. i fr.                                                                                                                                                          |                                                                                                                                                                                                   |
| Verde              | Cu en c. azul livido, verde en c. carg. <sup>a</sup> azul livido.<br>Cr verdiza en fr., amarilla hasta roja en c.<br>Mezclas de Co, Fe, Ni, Cu.                                                      | Fe verde de botella, principalmente en fr.<br>Ur cuando carg. <sup>a</sup> se emnegrece por la llama intermitente.<br>Cr en fr. rojiza en c.<br>Va en fr., morena en c. | Ur.<br>Mo en fr., verde-sucia en c.<br>Va en fr., morena en c.<br>Cr en fr. rojiza en c.                                                                                                          |

del ácido que queda libre para que no contrarie las reacciones del curso sistemático. Un residuo blanco, si no es de tierra o del criadero no puede ser otra cosa que un óxido de estaño o antimonio (§ 31) a los cuales se adhiere entónces arsénico, en forma de sales insolubles. A no confundirlos con los cloruros de plomo i plata que resultarían de la adición del ácido clorhídrico o de que el ácido nítrico contiene un poco de aquel. No sirve pues cuando el nitrato de plata lo enturbia, ni se puede emplear agua réjia tampoco en tal caso. Cuando el precipitado es causado solo en estendiendo con agua, es óxido de bismuto, o habiendo recurrido en la solución al ácido clorhídrico, talvez de un oxicloriguro de antimonio. Recojiéndolo en un filtro será fácil de determinar su composición (§ 66, § 70). Un residuo metálico consistente de oro, platino u otros metales nobles, se cloruran i disuelven en agua réjia. Para efectuar la cloruración de minerales de Pt, Os, Ir, etc., es recomendable pasar una corriente de cloro sobre el polvo mezclado con  $\text{ClNa}$ , calentándolo al rojo en un crisol.

El residuo de antimonio, estaño o arsénico bien lavado se trata por polisulfuro de amonio (a no haberse manifestado su naturaleza ya por la vía seca) que lo disuelve (§ 48).

§ 75. Los sulfuros e igualmente los arsénicos i antimoniuros se someten al mismo tratamiento (§ 35) que los metales. La formación de los nitratos va acompañada de un depósito de azufre, el cual oxidándose poco a poco da origen a ácido sulfúrico i en parte a sulfatos. Un depósito blanco pulverulento que tardío se separa del licor, hai que ensayarlo sobre plomo (§ 70); es insoluble el sulfato de plomo. Pero como el residuo puede llevar tambien antimonio, estaño, arsénico, primero se le echa sulfuro de amonio amarillo; restan los sulfuros metálicos ántes combinados con antimonio, estaño, arsénico o solos o en forma de sulfosales. El ácido nítrico los disuelve, ménos el sulfuro negro de mercurio, que solo se disuelve en agua réjia.

## 2. Oxidos i sales

§ 76. Bajo este rubro se comprende cuanto carece de hábito metálico ni es silíceo tampoco. Una prueba de la sustancia molida se ensaya sucesivamente.

a. Si se disuelve en el agua con ausilio del calor. Cuando el ensaye ejecutado en una probeta deja residuo, hai que convencerse si el agua ha atacado del todo, evaporando el filtrato al seco, pero

cautamente para no volatilizar compuestos amoniacales, cloruros, etc. (§ 73) Cuando al enfriarse la solución acuosa vuelve a precipitarse, pásese directamente a tratar el depósito según *d* con fundentes alcalinos.

*b.* Si se disuelve en ácido nítrico. Se lo usa flojo i solo cuando la acción es lenta o nula, mas fuerte, pero jamas en mayor cantidad que se crea suficiente por haber muchos nitratos insolubles en un gran exceso del ácido. Se convierten en nitratos casi todos los óxidos (§ 32). El minio ( $Pb_3O_4$ ) se desdobra en el nitrato ( $PbO_3N$ ) i el peróxido moreno ( $PbO_2$ ). Lo mismo sucede con las sales de numerosos ácidos. Puestos en libertad esos últimos, se revelan por su volatilidad ( $CO_2$ ) por su olor ( $SH_2$ ,  $CNH$ ,  $SO_2$ ) o se precipitan a virtud de su escasa solubilidad ( $SiO_3H_2$  gelatinoso,  $BO_3H_3$  cristalino).

Vapores nitrosos en el acto de disolver acusan el que la sal o el óxido es de un metal susceptible de mayor oxidación, principalmente de hierro i de mercurio. En la disolución nítrica es, pues, imposible reconocer el estado de oxidación primitivo, que se conserva usando desde luego ácido clorhídrico. En caso de que éste no ataque, no queda arbitrio sino fundir con soda (§ 78).

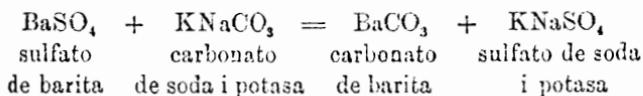
§ 77. Donde el ácido nítrico no alcanza, rara vez el ácido clorhídrico concentrado da mejor resultado. Sin embargo, de las altas oxidaciones de los metales (peróxidos i ácidos metálicos) nacen los cloruros con desprendimiento de cloro (§ 27). El cloruro de plomo que así se deriva del  $PbO_2$  (§ 76) es menester fundirlo con carbonato de soda, atendida su poca solubilidad, para cerciorarse de que está puro. Los cianuros asimismo se trasforman en cloruros por  $ClH$  puro. Los cianuros asimismo se trasforman en cloruros por  $ClH$  concentrado, exceptuando  $Hg(CN)_2$  i  $CNAg$  que ya por la sola calcinación se descomponen en cianógeno i metal. Las cianurosales de hierro (§ 60) insolubles lo son en todos los ácidos ménos el ácido sulfúrico concentrado i caliente que no deja sino sulfatos.

El agua réjia puede omitirse en los productos del comercio, pero viene en apoyo poderoso de  $NO_3H$  i  $ClH$  en los cuerpos naturales.

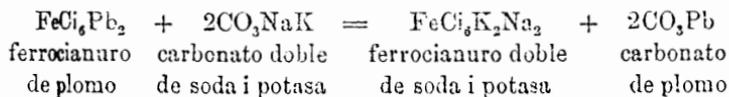
§ 78. *c.* Es limitado el número de los compuestos salinos que resisten a estos dos ácidos. Cuentan entre ellos los sulfatos de plomo, cal, estronciana, barita, unos cloruros, ioduros, muchos cianuros de hierro i una série de diversos minerales que requieren diferentes modos para solucionarlos. Todos los procedimientos tienen por fin de sustituir al componente ácido otro que dé una combinación soluble con el elemento básico. Jeneralmente el nuevo

ácido es el carbónico introducido por medio de un carbonato alcalino, de suerte que resulta una porción alcalina soluble en el agua i otra carbonatada soluble en ácidos.\*

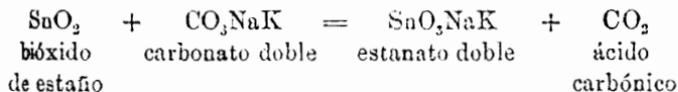
Los sulfatos artificiales de Pb, Ca, Ba, Sr, i asimismo  $\text{Cl}_2\text{Pb}$  i  $\text{I}_2\text{Pb}$  sufren esta descomposición ya en hirviendo con carbonato de soda; mas completa i exclusivamente aplicable a las sales naturales sale por una fundición con 4-6 veces su peso del carbonato doble de soda i potasa que obra mejor que el carbonato de una u otra sola, por ser mas fusible, v. gr.:



Se lejiva con agua caliente i deslie el resto en ácido clorhídrico; la primera lleva el ácido, el segundo la base en sus nuevas combinaciones. La descomposición de los cianuros metálicos de hierro no se distingue en nada de eso; ménos el que el agua recibe el ferrocianuro del álcali:



El óxido de estaño natural (casiterita) se combina directamente con el álcali desalojando el ácido carbónico:



i el depósito blanco de  $\text{SnO}_3\text{NaK}$  es descompuesto por el ácido clorhídrico en  $\text{SnCl}_2$  i  $\text{KCl}$ ,  $\text{NaCl}$ .

§ 79. Los cloruros insolubles de mercurio i plata se tratan por una disolución de álcali cáustico que mantenida cierto rato en ebullición los transforma en óxidos. La misma se usa con ventaja en lugar de la fundición con el carbonato para hacer solubles los ferrocianuros: cuando estos contienen el hierro trivalente, el metal resulta en forma de su óxido mas alto, reduciéndose el hierro. Los óxidos solubles en álcali pueden encontrarse entónces en el extracto acuoso. Para reconocer los álcalis en los mismos ferrocianuros

se echa mano del ácido sulfúrico concentrado (§ 77), que en destruyendo el radical ciánico deja solo los sulfatos de hierro, amoníaco i del álcali cuestionado con desarrollo de CO.

§ 80 d. Sepáranse de los antecedentes unos óxidos i sales naturales por su constitucion física que reclama un tratamiento especial. Los fluoruros (en particular el espato-fluor) se calientan con  $\text{SO}_4\text{H}_2$  en un crisol de platino hasta no despedir mas  $\text{FH}$ ; la presencia simultánea de ácido silíceo se anuncia por el empañamiento o depósito blanco que dejan los vapores al pasar por un tubo de vidrio húmedo (§ 109). Alúmina i aluminatos se hacen solubles fundiéndolos con 3-4 parte de sulfato ácido de potasa. Igual descomposicion experimentan los óxidos de hierro, titanio, wolframio, tantalio, niobio, etc., con 6-10 veces su peso de  $\text{SO}_4\text{KH}$ ; ya el carbonato alcanza a salinarlos. Solo el mineral llamado hierro cromado necesita mucho cuidado, ántes de todo una mezcla intima de su polvo finísimo con el  $\text{SO}_4\text{KH}$ . Habiéndola calcinado al rojo durante media hora vuelve a fundirse la masa enfriada i triturada con igual peso de clorato i carbonato de potasa a fin de que el sulfato de cromo se convierta en cromato alcalino. La fundicion en seguida se toma por el agua i el ácido como indicado arriba (§ 78).

Carbon i azufre cuando queden de residuo o se formen por la accion de los ácidos empleados son caracterizados tanto por su inflamabilidad como por los productos de su combustion.

### 3. Silicatos.

§ 81. La descomposicion de un silicato será incompleta siempre cuando de antemano no ha sido reducido a un polvo impalpable.

a. Los silicatos atacables por ácidos se tratan por  $\text{ClH}$  concentrado hasta que dijiriendo con una varilla de vidrio no se percibe mas crujido: señal de que ninguna partícula ha escapado a la reaccion. Para hacer insoluble la sílice se evapora todo al seco en el baño-maría no sin agitarlo de vez en cuando; despues se añade un poco de  $\text{ClH}$  fuerte para evitar la formacion de cloruros básicos i al fin se lejiva los cloruros con agua adicionada del mismo ácido.

b. La mayor parte de los silicatos habrá que fundirlos con seis veces su peso de  $\text{CO}_2\text{NaK}$  en un crisol de platino sobre un quemador de gas o con auxilio de un soplador, teniendo cuidado que el contacto del reactivo con el mineral sea el mas íntimo posible.

Resultan un silicato alcalino i otro (o carbonato) soluble en ácidos. Compárese § 78. Se lleva a cabo la separacion de la sílice del mismo modo como en *a*.

§ 82. Cuando se quiere reconocer los metales alcalinos de un silicato, en lugar del carbonato de soda i potasa se echa FIIH a la sustancia contenida en un vaso de platino, dijiriéndola con un alambre de platino en un calor mai suave. Habiéndose convencido que la solucion en forma de fluosilicatos es completa se los transforma en sulfatos por medio de ácido sulfúrico fuerte el cual espulsa el ácido fluosilícico con ausilio de una temperatura gradualmente subida. El residuo se desleirá pues siempre en ClH a ménos de que no contenga sulfatos térreo-alcalinos o plúmbico (§ 78). Es indispensable someter lo que no se disuelve en HCl caliente al procedimiento de § 78.

Sucede que un silicato soluble en ácidos esté en combinacion con otro insoluble i que la distribucion de las bases en ámbas partes arroja alguna luz sobre constitucion, oríjen o uso del mineral. Se efectúa este reconocimiento en sometiendo el residuo del ácido clorhídrico al segundo procedimiento (*b*) con tal condicion que se lo desembarace ántes de la sílice perteneciente a la primera porcion, dándole un hervor con  $\text{CO}_3\text{Na}_2$ .

## 3. PROCEDIMIENTO SISTEMÁTICO POR LA VÍA HÚMEDA.

§ 83. La investigación de las bases i de los ácidos requiere distintos reactivos i distintas operaciones, a no ser que el ácido modifique el estado de la base de manera que las reacciones de ésta ya pongan de manifiesto aquel también. Se destina una parte del licor al estudio de las primeras i otra al de los últimos, reservando una porción para ciertas reacciones i para poder cerciorarse de la exactitud de los resultados, si acaso surgieran dudas.

## A. Reconocimiento de las bases.

§ 84. La primera parte de la disolución (§ 83) se trata sucesivamente con  $\text{ClH}$ ,  $\text{SH}_2$ ,  $\text{Am}$  i  $\text{ClAm}$ ,  $\text{SAm}_2$ ,  $\text{CO}_2\text{Am}_2$ , añadiendo un exceso del reactivo cuando hai precipitado i lavándolo cuidadosamente en el filtro ántes de seguir adelante. Ténganse presentes las indicaciones del ensaye por la vía seca para aprovecharse de ellas i evitar pesquisas infructuosas.

*I.<sup>a</sup> seccion.*—Ácido clorhídrico precipita con color blanco el  
cloruro de Ag voluminoso  
cloruro de Vb cristalino  
cloruro de  $\text{Hg}_2\text{O}$  pulverulento.  
cloruro de talio: voluminoso, poco soluble en el agua.  
óxido de molibdeno: soluble en un exceso de ácido.  
óxido de wolframio: insoluble en un exceso del ácido.  
óxido de tantalio: de aspecto lechoso.

II.<sup>a</sup> seccion.—Acido sulfúrico precipita en disolucion ácida

|                       |   |                                                              |                 |                  |               |                  |               |                      |
|-----------------------|---|--------------------------------------------------------------|-----------------|------------------|---------------|------------------|---------------|----------------------|
| los<br>sulfuros<br>de | { | Pb, HgO negro                                                | } insolubles en | SAM <sub>2</sub> |               |                  |               |                      |
|                       |   | Cu, Bi negro-moreno                                          |                 |                  |               |                  |               |                      |
|                       |   | Cd, amarillo                                                 |                 |                  |               |                  |               |                      |
|                       |   | Pd negro                                                     |                 |                  |               |                  |               |                      |
|                       |   | Os negro-moreno                                              |                 |                  |               |                  |               |                      |
|                       |   | Rb, Ru moreno                                                |                 |                  |               |                  |               |                      |
|                       |   | Au, Pt negro, difícilmente soluble en SAM <sub>2</sub>       |                 |                  | } solubles en | SAM <sub>2</sub> |               |                      |
|                       |   | Sb anaranjado                                                |                 |                  |               |                  | } solubles ya |                      |
|                       |   | As amarillo                                                  |                 |                  |               |                  |               | } en NH <sub>3</sub> |
|                       |   | Sn amarillo o moreno, segun el Sn existe tetra- o bivalente. |                 |                  |               |                  | } solubles en |                      |
|                       |   | Ir moreno                                                    |                 |                  |               |                  |               |                      |
|                       |   | Mo moreno                                                    |                 |                  |               |                  |               |                      |
|                       |   | Se amarillo                                                  |                 |                  |               |                  |               |                      |
|                       |   | Te moreno                                                    |                 |                  |               |                  |               |                      |

N. B.—Un precipitado lechoso de azufre revela la presencia de bases desoxidables.

III.<sup>a</sup> seccion.—Agregando NH<sub>3</sub> i ClAm al filtrado se depositan

los hidróxi-  
dos de { Fe moreno, habiendo calentado ántes con NO<sub>3</sub>H, Br  
o KClO<sub>3</sub>  
Cr verde-mate  
Al blanco

fosfatos i oxalatos blancos

los hidróxidos de In, Be blancos, solubles  
en KOH } solubles  
» Zr, To, Y blancos inso- } en  
lubles en KOH } CO<sub>3</sub>AM<sub>2</sub>

sales básicas de Ce, La, Di

la sal amoniacal de Ur amarillo

los ácidos hidratados de Ti, Ta, Nb blancos

N. B. Es preciso filtrar sin demora o cuando no haya precipitado, echar SAM<sub>2</sub> inmediatamente para impedir que el Mn no se asome en forma de Mn(OH)<sub>2</sub>.

IV.<sup>a</sup> *seccion.*—En el filtrado  $SAm_2$  precipita

|                 |   |        |        |
|-----------------|---|--------|--------|
| los sulfuros de | { | Co, Ni | negro  |
|                 |   | Mn     | rosado |
|                 |   | Zn     | blanco |
|                 |   | Pb     | negro  |

En el filtrado adicional de  $ClH$  se depositan los sulfuros menores de  $W_0$ ,  $V_a$ ,  $Mo$ .

V.<sup>a</sup> *seccion.*—En el filtrado o en la disolucion primitiva con adiccion de amoniaco, el carbonato  $CO_3(NH_4)_2$  precipita en caliente los carbonatos de  $Ca$ ,  $Sr$ ,  $Ba$  blancos.

VI.<sup>a</sup> *seccion.*—1. En el liquido amoniacal fosfato de soda produce un precipitado blanco de

fosfato de  $Mg$  i  $NH_4$

2. Si el resto calcinado deja residuo fijo, no puede ser sino de un álcali fijo:  $K$  o  $Na$ .

3. De la solución primitiva soda cáustica espele el amoniaco.

N. B. Los elementos raros ya no se mencionarán en adelante.

*I.ª seccion.*

§ 85. El precipitado blanco, producido por el HCl, se trata por agua hirviente. Cuando se ataca (o disuelve) el extracto (o solucion) contiene  $\text{Cl}_2\text{Pb}$ ; se precipita blanco por  $\text{SO}_4\text{H}_2$  i amarillo por cromato de potasa. Siendo sensiblemente soluble el cloruro en agua fría, vuelve el plomo en la II.ª seccion.

Si el resto entero es sublimable en una probeta, contiene solo  $\text{ClHg}$  que se ennegrece por el amoniaco. Lo que no sublima es  $\text{ClAg}$  que se disuelve en el amoniaco. Puesto que segun el ensaye preliminar (§ 70) se presume encontrar plata, se usa primero amoniaco.

*II.ª seccion.*

§ 86. Si el  $\text{H}_2\text{S}$  (en forma de gas o de disolucion) no produce luego precipitado, debe calentarse suavemente, añadiendo mas. De un depósito blanquizco de S no se hace caso (§ 35).

En un precipitado amarillo no caben sino  $\text{CdS}$ ,  $\text{As}_2\text{S}_3$ ,  $\text{SnS}_2$ ; en un acaranjado  $\text{Sb}_2\text{S}_3$  o  $\text{Sb}_2\text{S}_5$ , ora solos, ora mezclados con los tres primeros; en un oscuro hasta negro pueden entrar todos los metales de la seccion. En cualquier caso se le echa amoniaco para saturar el ácido libre (§ 45) i  $\text{S}(\text{NH}_4)_2$ , filtra cuando hai necesidad en un gran filtro i lava lijero para quitar toda oportunidad a ciertos metales de reoxidarse.

1.ª parte insoluble en  $\text{S}(\text{NH}_4)_2$ 

§ 87. Una parte del oro i platino permanecerá en el precipitado negro, porque el  $\text{S}(\text{NH}_4)_2$  obra lentamente sobre sus sulfuros. Raras veces entrarán en el curso analítico; entónces conviene mas probar su existencia como la del mercurio bivalente ( $\text{HgO}$ ) en la solucion primitiva. Echando vitriolo verde, se deposita el oro en forma de un polvo negro; echando  $\text{ClNH}_4$ , se precipita  $\text{PtCl}_6(\text{NH}_4)_2$  amarillo, en la misma disolucion se descubre tambien el Hg

con facilidad, calentándola con  $\text{Cl}_2\text{Sn}$  que lo reduce a glóbulos metálicos o por una barra de cobre que se cubre con una película de mercurio. Cuando se trata del sulfuro mercúrico ( $\text{SHg}$ ) es preciso disolverlo ántes en agua réjia i evaporar el ácido libre (§ 75).

§ 88. El resto del precipitado se disuelve en  $\text{NO}_3\text{H}$  con auxilio del calor. Un depósito blanco que se forma durante esta operacion, es de sulfato de plomo (§ 35); todo el plomo se elimina entónces agregando mas ácido sulfúrico, pero la eliminacion es completa solo despues de haber evaporado el ácido nítrico. Para comprobar rigurosamente la identidad del metal, se procede a disolver el sulfato por medio de una disolucion alcalina de tartrato de amonio con el fin de precipitar el metal como cromato, siempre que la vía seca o las reacciones de la 1.<sup>a</sup> seccion no lo hayan evidenciado bastante (§ 70).

El filtrado se sobresatura con amoniaco:

a) Un precipitado blanco indica bismuto. Se recoge el hidróxido (§ 51) para disolverlo en unas gotas de  $\text{HCl}$ . El cloruro de bismuto es enturbiado por mucha agua, precipitándose  $\text{BiOCl}$  blanco i cuando se añade  $\text{KOH}$  junto con  $\text{SnCl}_2$ :  $\text{BiO}$  negro.

b) La disolucion amoniacal incolora lleva solo  $\text{Cd}$ , la azul ademas  $\text{Cu}$ . Si  $\text{H}_2\text{S}$  precipita en la última un sulfuro negro,  $\text{Cd}$  no existe; a uno mas bien moreno puede asociarse corta cantidad del sulfuro amarillo de  $\text{Cd}$ . Para probar la coexistencia de los dos se decolora el líquido amoniacal por cianuro de potasio ántes de introducir  $\text{H}_2\text{S}$ . Aparece puro el color del  $\text{SCd}$ , porque el cobre ya no está precipitado. Pero sí, lo fija todavía el cianuro ferroso de potasio con color café (§ 60.).

2.<sup>a</sup> parte soluble en  $\text{S}(\text{NH}_4)_2$

§ 89. Del mejor procedimiento para reconocer los metales nobles que pertenecen ahí,  $\text{Au}$  i  $\text{Pt}$ , ya se ha hablado (§ 87), de manera que solo hai que averiguar i distinguir por la vía húmeda los tres siguientes:  $\text{As}$ ,  $\text{Sb}$ ,  $\text{Sn}$ , mui bien caracterizados ante el soplete (§ 70).

Es indispensable cerciorarse de antemano si el filtrado contiene algo de sustancia; esto se vé echándole ácido clorhídrico, que descompone la sulfosal amoniacal. El solo enturbiarse el líquido no prueba nada (§ 35). El sulfuro restablecido segun el color que viste puede ser de  $\text{Sn}$  o  $\text{As}$  cuando es amarillo, de  $\text{Sb}$  cuando naranja-

do, o de los tres a la vez, cuando rojo (§ 86). Un tinte oscuro, si no se debe a una pérdida de  $\text{SCu}$  causada por ser algo atacable éste por el  $\text{S}(\text{NH}_4)_2$  (§ 49) señala  $\text{SnS}$ .

§ 90. Pruebas hai varias.

a) El ácido clorhídrico concentrado disuelve en caliente los sulfuros de  $\text{Sb}$  i  $\text{Sn}$ , dejando intacto el de  $\text{As}$ . En caso de que el precipitado o parte de él resista a la accion del disolvente, se echa mano del procedimiento *b*) para reconocer el  $\text{As}$ . En la solucion que no puede tener sino cloruros, estos se reducen por un grano de zinc en la tapa invertida de un crisol de platino.  $\text{Sb}$  se pega al platino,  $\text{Sn}$  no. El experimento es terminante para el  $\text{Sb}$ ; el  $\text{Sn}$  para ser demostrado exactamente requiere que se lleve a cabo la reduccion. En seguida se lava los copos negros i redisuelve en ácido clorhídrico fuerte. Si hubieran sido de  $\text{Sb}_2\text{I}_3$  siendo la sustancia mi rica en este metal, su naturaleza se pone de manifiesto por su insolubilidad en el reactivo. Con unas gotas de bicloruro de mercurio el  $\text{Cl}_2\text{Sn}$  da un precipitado gris (§ 57, 87) o al haber mucho  $\text{Sn}$ , metálico; con percloruro de hierro i cianuro férrico de potasio da azul de Prusia (§ 61) des-oxidándose el hierro; con cloruro de oro da la afamada «púrpura de Casio».

b)  $\text{CO}_2(\text{NH}_4)_2$  en caliente disuelve el sulfuro de  $\text{As}$ , dejando intactos los de  $\text{Sb}$  i  $\text{Sn}$ . Para trasformar el filtrado en ácido arsénico, se vuelve a precipitar el  $\text{S}_3\text{As}_2$  por  $\text{HCl}$  i se lo trata por  $\text{NO}_3\text{H}$  fumante o unos granitos de clorato de potasa. En el ácido arsénico el sulfato de magnesia i sal amoniaco con un exceso de amoniaco producen un depósito cristalino de arseniato de magnesia i amonio. Confírmase el hecho disolviendo un poco de los cristales en una gota de  $\text{NO}_3\text{H}$  i añadiendo  $\text{NO}_3\text{Ag}$ : donde la mezcla se toca con el amoniaco, asómase arseniato de plata de color castaño.

Cantidades mínimas de arsénico se descubren mejor con el aparato de Marsh o por medio de  $\text{CO}_2\text{Na}_2$  i  $\text{CNK}$  (espejo metálico).

§ 91. c) Con el objeto de determinar el estado primitivo del  $\text{Sb}$  *a*) se procede así: Habiendo agregado  $\text{NO}_3\text{Ag}$  i  $\text{NH}_3$ , un precipitado negro (de  $\text{Ag}_2\text{O}$ ) en la disolucion alcalina indica óxido antimoniaco. Dando un hervor con  $\text{JK}$  i  $\text{HCl}$ , si sale libre  $\text{J}$  impartiendo color moreno al líquido prueba la presencia del ácido antimónico.

§) del  $\text{Sn}$ . Basta fijarse en el color de los sulfuros.  $\text{SnS}$  es  
<sup>iv</sup>moreno,  $\text{SnS}_2$  amarillo. El amoniaco disuelve  $\text{SnS}_2$  i apé-

nas ataca  $\text{SnS}$  (§ 48). Aprovechense ademas las reacciones que acabamos de señalar para el  $\text{Cl}_2\text{Sn}$  (§ 90). El sulfato de soda produce hasta en caliente un precipitado de  $\text{Sn}(\text{OH})_4$  en la disolucion acidulada de  $\text{SnO}_2$ <sup>IV</sup>  
 γ) del As.  $\text{SO}_4\text{Cu}$  en disolucion alcalina de  $\text{As}_2\text{O}_3$ <sup>IV</sup> ocasiona un precipitado rojo de  $\text{Cu}_2\text{O}$ <sup>I</sup>, mientras que la precipitacion por el sulfato de magnesia indicada arriba (§ 90 b) sale solo con  $\text{As}_2\text{O}_3$ .

### III.<sup>a</sup> seccion.

§ 92. Hai que espulsar el  $\text{H}_2\text{S}$  del filtrado haciéndolo hervir: se trata con  $\text{NO}_3\text{H}$  (con el único objeto de oxidar el hierro cuando haya) siendo recomendable la adición de unos granos de clorato de potasa; despues de haberse enfriado se añade sal amoniaco i amoniaco, algo en exceso.

1. Un precipitado bien blanco se somete a la prueba si es de alúmina o de fosfatos i oxalatos térreo-alcálicos (1).
2. Uno que tira al verde, si contiene ademas cromo.
3. Un oscuro sobre todos los cuerpos de la seccion.

Si se pone mas negro durante el acto de filtrar, hai manganeso, que es arrastrado en pequeña cantidad por el hierro no obstante de disolverse en  $\text{ClNH}_4$ .

§ 93. Del precipitado obtenido se separa Al i Cr mediante la soda cáustica que disuelve sus hidratos, no sin haber desleído previamente el precipitado en  $\text{ClH}$ . El filtrado (verde) deposita hidróxido de cromo en hirviendo; en el aluminato de soda precipita  $\text{ClNH}_4$  en hidróxido de aluminio.

El cromo, tan manifiesto por la coloracion del líquido, se adhiere al hierro, de suerte que cuando su proporcion es escasa no es es-

(1) Estas sales i las del ácido bórico, silíceo, fluorhídrico forman una escepcion; en cuanto el amoniaco no suele descomponerlas formando fosfato i oxalato alcalino. Luego las que sean insolubles, se precipitan, a saber todos los fosfatos tribásicos no alcalinos. Cuando el ácido fosfórico se presenta en combinacion con metales de la II.<sup>a</sup> seccion, los cloruros i sulfuros se orijinan lo mismo que en cualquier otra sal; cuando con metales de la III.<sup>a</sup>, el precipitado es una mezcla del hidróxido i fosfato respectivo; con los de la IV.<sup>a</sup> salen los sulfuros inalterados. Pero en caso que existan fosfatos de cal, estronciana, barita, magnesia, el amoniaco, que carece de efecto visible sobre otras sales de estas bases, precipita directamente los fosfatos en blanco. Asi se explica, porque en presencia del ácido fosfórico resulta un precipitado por el amoniaco en licres de metales térreo-alcálicos que por lo comun salen en otras secciones.

traído por NaOH, sino queda entero en el precipitado de la soda en el cual además del hierro (quizas manganesífero) pueden entrar el ácido fosfórico i oxálico. Un ensaye preliminar permite constatar la presencia de los últimos.

§ 94. Al efecto tómesese mui poco del precipitado i disuélvase en ácido nítrico evitando un gran exceso.

1. A una porcion se echa  $\text{CO}_2\text{Na}_2$  concentrado, hierve i filtra. El filtrado acidulado por ácido acético, si con  $\text{Cl}_2\text{Ca}$  da precipitado blanco (§ 97) contiene ácido oxálico.

2. A otra porcion se echa molibdato de amonio, ajita bien i espera si aparece un precipitado amarillo: debido a ácido fosfórico.

*ad 1.* Ahora, para determinar las bases combinadas con el ácido oxálico, se repite la misma operacion con todo el precipitado del amoniaco. El precipitado orijinado por  $\text{CO}_2\text{Na}_2$  se trata por  $\text{NO}_3\text{H}$  i en seguida por  $\text{ClNH}_4$  i  $\text{NH}_3$ . Un precipitado acusa hierro; en el filtrado sepáranse las bases térreo-alcálinas segun lo prescrito en la V.<sup>a</sup> seccion.

*ad 2.* Del precipitado de amoniaco, disuelto en  $\text{NO}_3\text{H}$  se separa el ácido fosfórico por el estaño que forma un fosfato insoluble. El filtrado contiene las bases, cuya averiguacion no se diferencia en nada de la *ad 1.*

La coexistencia de ámbos ácidos hace inevitable sacar primero el ácido oxálico, del residuo el fosfórico i determinar en el filtrado las bases siempre tal cual acaba de disponerse. Téngase presente que la alúmina se disuelve en un exceso de  $\text{CO}_2\text{Na}_2$  en forma de aluminato de soda i vuelve a precipitarse vertiendo un ácido, v. gr. el ácido acético.

§ 95. Cuando el ensaye preliminar ha dado resultado negativo, se trata solo de demostrar que hai Fe i Cr en el precipitado ocasionado por el amoniaco.

El cromo se reconoce mejor en forma de ácido crómico. Al efecto se calcina en un crisol de platino una parte del precipitado con nitrato (o clorato) de potasa i carbonato de soda: un color amarillo intenso de la fundicion proviene del cromato de potasa, que disuelto en el agua da con acetato de plomo un precipitado amarillo de cromato de plomo (§ 85). Véase § 115.

Sobre el filtro resta  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . El estado propio al hierro en la disolucion primitiva consta de la reaccion de ésta sobre los ferrocia-

nuos (§ 61). Cuando no hai sino mui poco, es preferible el rodanuro (sulfocianato) alcalino (§ 112).

A fin de darse cuenta de una pequeña dosis de cromo que acompaña el hierro, basta ejecutar la fundicion oxidante en una lámina de platino, fijándose bien en el color. Un color verde es de Mn (manganato).

#### IV.<sup>a</sup> seccion.

§ 96. El precipitado causado por el sulfuro de amonio, si es blanco, consiste de SZn,

si rosado: de SMn, no mas

si negro: puede contener todos los cuerpos de la seccion.

Se distingue por el ClH estendido en frio, a cuya accion resisten solo los sulfuros de Co i Ni. La locion se efectúa con agua acidulada por los ácidos acético i sulfhídrico; pero con tal que se boten esas aguas en lugar de incorporarlas al filtrado.

En el filtrado libertado del ácido sulfhídrico se vierte soda cáustica en exceso. El Mn desalojado de sus sales se precipita como hidroxídulo; blanco al principio, gradualmente se vuelve moreno por oxidacion. El Zn, que habia formado una sal soluble con la soda (§ 51.), sale de esta combinacion en forma de SZn blanco al introducir una corriente de H<sub>2</sub>S en la disolucion, respectivamente en el filtrado.

El residuo del ácido clorhídrico se recoge en agua réjia que lo disuelve, i se vierte Na OH. Un precipitado verde-prado que no cambia de color, no puede ser sino de Ni. El Co se conoce por el precipitado amarillo que la disolucion del nitrito de potasa produce en la solucion réjia concentrada, lentamente cuando hai poco. Déjese reposar durante unas horas, filtrese en seguida para reconocer el Ni por medio de la soda cáustica, siempre cuando

#### V.<sup>a</sup> seccion.

§ 97. No basta echar CO<sub>2</sub> (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub> al filtrado: es preciso calentarlo fuertemente, apartar el azufre que saliere de la descomposicion del S(NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub> por filtracion i dejar hervir de nuevo despues de haber obtenido un precipitado por el CO<sub>2</sub> (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>, con el fin de destruir los bicarbonatos térreo-alcalinos que a consecuencia de su solubilidad se escaparian a la investigacion.

Procúrese disolver los carbonatos en poco HCl diluido. Una prueba de los cloruros se mezcla en un vidrio de reloj con una solución concentrada de sulfato de cal. Si el cloruro es de Ba se enturbia luego, si de Sr poco a poco, si de Ca de ninguna manera.

1. A no asomar precipitado ni luego ni después de corto rato, no puede ser sino de cal, cuya presencia se confirma por el oxalato de amonio con previa neutralización por el amoníaco: precipitado de oxalato de cal.

2. Si el precipitado aparece tarde, estando seguro que esto no se debe a la ineficacia del reactivo, prueba que hai estroncianna. De un modo incontestable se verifica la presencia de la estroncianna, precipitando una porción mas grande de los cloruros por  $\text{SO}_4\text{H}_2$  i pegando el precipitado a la punta de un hilo de platino arrollado en espiral: sumerjiéndola en la llama azul la tñe de un hermoso color granate cuando después de haberla enrojecido se la moja con HCl. El licor filtrado se trata segun 1. para ver si tiene cal.

3. Un precipitado instantáneo no puede ser sino de sulfato de barita.—Complicado se hace el problema cuando no faltan estroncianna i cal tampoco: la separación descansa en la diferente solubilidad de los cloruros i nitratos en el alcohol i de los sulfatos en el agua. Como la insolubilidad no es absoluta, solo con el mayor cuidado pueden salvarse errores.

§ 98. Se evapora la disolución clorhídrica al seco i dijere el residuo con alcohol fuerte, que disuelve solo los cloruros de Sr i Ca. El filtrado se desembaraça de los últimos restos echándole igual volumen de agua i unas gotas de  $\text{SiFl}_6\text{H}_2$ . Abandonado a sí mismo, se deposita dentro de pocas horas lo que quedaba de Ba en forma de  $\text{SiFl}_6\text{Ba}$ .—Los cloruros de Sr i Ca pueden separarse segun 2 o trasformándolos por  $\text{NO}_3\text{H}$  concentrado en nitratos, aprovechando la insolubilidad del nitrato de estroncianna en alcohol, o mas exactamente como sigue. En el filtrado alcohólico del  $\text{SiFl}_6\text{Ba}$  precipita  $\text{SO}_4\text{H}_2$  los dos sulfatos juntos. Se los lava o calienta hasta la ebullición con una disolución concentrada de sulfato de amonio renovando el amoníaco de vez en cuando. Si algo queda indisoluelto, es sulfato de estroncianna; en el filtrado se reconoce el  $\text{SO}_4\text{Ca}$  segun 1.

Una distinción mas espedita i mas cómoda de los tres elemen-

tos, no siempre fáciles de individualizar, suministra el empleo del espectroscopio.

#### VI.<sup>a</sup> seccion.

§ 99. 1. Una porcion del filtrado, del cual es recomendable amover en caso dado un resto de bario por  $\text{SO}_4\text{H}_2$  i de calcio por amoniaco i oxalato de amoniaco, se destina a un ensaye preliminar. Adicionándola de amoniaco i fosfato de soda, un precipitado cristalino es  $\text{PO}_4\text{MgNH}_4 + 6\text{H}_2\text{O}$ , que en disoluciones flojas tarda en aparecer. La litina se precipitaría bajo las mismas condiciones, solo que el fosfato de litina sale amorfo. Ademas ya se encuentra como carbonato en la V.<sup>a</sup> seccion. La caracteriza el color carmesí que imparte a la llama (§ 99.)

Para eliminar la magnesia se opera de la manera siguiente: Despues de haber evaporado cuanto quedaba de líquido en un crisol i calcinado el residuo hasta que no despida mas productos volátiles, se lo deslie, libre ya de sales amoniacaes en el agua con auxilio de unas gotas de HCl. La precipitacion de la magnesia se efectua en hirviendo por la barita (sirve tambien agua de cal); se filtra, vuelve a quitar el exceso de barita por el carbonato de amonio con amoniaco, i el filtrado está listo para la investigacion de los metales alcalinos.

§ 100. 2. En ausencia de Mg se utiliza directamente el filtrado de la V.<sup>a</sup> seccion, librándolo primero de las sales amoniacaes por evaporacion i calcinacion, como sale en § 99 i como hai de repetirlo con el filtrado de Mg.

Si el residuo fijo se manifiesta casi imperceptible (i se abriga la conviccion de que no es de barita ni de cal) se va a determinar la naturaleza del álcali por la coloracion que pegada a la punta de un alambre de platino da a la llama. Na la tñe de amarillo, K de violeta. Como la intensidad de la luz emitida por el sodio desiumbra el tinte pálido del potasio, en presencia del sodio se echa mano a un vidrio azul al traves del cual el color característico del potasio se percibe con suma claridad. La proporcion mas insignificante de uno u otro se revela por el espectroscopio.

§ 101. Cuando se dispone de una cantidad considerable de sales alcalinas, deben separarse por precipitacion, despues de haberse redisuuelto en poca agua.

El ácido tártrico adicionado de unas gotas de acetato de soda precipita bitartrato de potasa  $\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6\text{HK}$  en cristales.

El piroantimoniato ácido de potasa precipita la correspondiente sal de soda  $Sb_2O_7H_2Na_2$  en cristales.

Completando el resultado de estas reacciones llégase a avaluar las proporciones en que existen ambos elementos. Se trata de separar por medio del cloruro de platino los cloruros que se obtienen evaporando todo el licor que sobra, una o varias veces con HCl al seco. Concéntrase en el baño-maría, añádese alcohol fuerte i la disolucion de  $Cl_4Pt$  en tal exceso que lo claro del liquido sea bien naranjaado. El  $PtCl_5K_2$  es retenido en el filtro, siendo apénas soluble en el alcohol; el  $PtCl_5Na_2$  pasa, se lo recoje en un crisol i mojado de vez en cuando con  $SO_4H_2$  trasforma en  $Pt$  i  $SO_4Na_2$ . Otra estraccion acuosa i calcinacion del filtrado suministra toda la soda como sulfato.

§ 102. 3. Si el licor primitivo contiene sales amoniacaes se averigua echando soda cáustica a una porcion de él, contenida en una copa estrecha. El amoniaco puesto en libertad se anuncia por su olor; azulea el papel de tornasol rojo, pone moreno el papel de cúrcuma. Arrimando una vara de vidrio humedecida con una gota de HCl se orijina una neblina de  $ClNH_4$ . El calor facilita el desarrollo del gas. Vestijios del amoniaco se descubren por el reactivo de Nessler: es decir, vertiendo una solucion alcalina de ioduro mercúrico en ioduro de potasio, se forma un precipitado o coloracion mas o ménos rojiza.

#### B. Reconocimiento de los ácidos.

§ 103. El exámen de las bases que siempre debe preceder al de los ácidos, denuncia hasta cierto punto los ácidos que haya. Los ácidos del arsénico i antimonio salen ya en la II.<sup>a</sup> seccion; de las bases (§ 89-91). En presencia de las bases de la tercera i quinta seccion el ácido fosfórico ya entra en la III.<sup>a</sup> seccion, lo mismo sucede con el ácido oxálico en presencia de la cal (véase nota del § 92). No cabe ácido sulfúrico donde hai barita, ni ácido clorhídrico donde plomo (a no haber casualmente amoniaco, cianuros o hiposulfitos). De un licor de reaccion neutral que contenga metales usuales o nobles (§ 15) quedan escludidos cuantos ácidos formen sales insolubles con aquellos.

En vista de estas razones el número de los ácidos a que hai que atender en un caso concreto es tan limitado, que no se echa de

ménos la falta de una clasificacion distributiva. Casi siempre los tres reactivos jenerales:  $\text{Cl}_2\text{Ba}$ ,  $(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2\text{Pb}$ ,  $\text{NO}_3\text{Ag}$ , cuyo modo de reaccionar véase en los §§ 62-64, son suficientes para formarse un juicio cabal sobre los componentes electronegativos.

§ 104. Empero no surte buen efecto sino cuando

1.º se opera con licores neutrales. Se los neutraliza por  $\text{NO}_3\text{H}$  tomando cuidado de espulsar todo el  $\text{CO}_2$  que haya. Si se quiere ensayar la disolucion sobre  $\text{NO}_3\text{H}$ , tómesese para el mismo efecto ácido acético en lugar del nítrico;

2.º se elimina los metales usuales que pudieran impedir el empleo de un reactivo característico, precipitándolos por el carbonato de soda; se neutraliza igualmente por  $\text{NO}_3\text{H}$ . El tratamiento por  $\text{CO}_3\text{Na}_2$  es indicado tambien para sales insolubles en el agua.

---

§ 105. CUADRO DE LAS REACCIONES DE LOS TRES REACTIVOS  
 GENERALES SOBRE LOS ÁCIDOS.

| GRUPOS                                                                                                           | ÁCIDOS                                              | Cl <sub>2</sub> Ba | NO            | (C <sub>2</sub> H <sub>3</sub> O <sub>2</sub> )Pb                                  | NO <sub>2</sub> Ag                                                                                                 |
|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------|--------------------|---------------|------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| I                                                                                                                | Nitrico, clorico, arsenico, formico, hipofosforoso. |                    |               |                                                                                    |                                                                                                                    |
| II<br>Cl <sub>2</sub> Ba<br>no precipita                                                                         | clorhidrico.....                                    |                    |               | blanco } cristalizado,<br>blanco } soluble en agua en-<br>amarillo } lentes        | blanco } voluminoso<br>blanquizco } insoluble en NO <sub>2</sub> H<br>amarillento } soluble en ONK o hipofosforico |
|                                                                                                                  | iodhidrico.....                                     |                    |               | blanco insoluble en agua.....                                                      | blanco id.                                                                                                         |
|                                                                                                                  | clorhidrico.....                                    |                    |               | negro, soluble en NO <sub>2</sub> H fuerte.                                        | negro, soluble en NO <sub>2</sub> H fuerte                                                                         |
|                                                                                                                  | sulfhidrico.....                                    |                    |               | primero blanco (Cl <sub>2</sub> , Pb) en se-<br>guida negro PbO <sub>2</sub>       | blanco, soluble en agua calien-<br>te, (ClOAg que cambia en<br>ClAg)                                               |
|                                                                                                                  | hipocloroso.....                                    |                    |               | amarillento, soluble en agua.....                                                  | amarillento, soluble en agua                                                                                       |
| III                                                                                                              | cloroso.....                                        |                    |               | blanco, insoluble en ClH i NO <sub>2</sub> H.                                      | .....                                                                                                              |
|                                                                                                                  | sulfurico.....                                      |                    |               | blanco, insoluble en ClH i NO <sub>2</sub> H, solu-<br>ble en HCl concn, caliente. | .....                                                                                                              |
| NO <sub>2</sub> Ag no<br>precipita                                                                               | fluosilicico.....                                   |                    |               | blanco, soluble en NO <sub>2</sub> H.....                                          | .....                                                                                                              |
|                                                                                                                  | fluorhidrico.....                                   |                    |               | blanco, soluble en NO <sub>2</sub> H.....                                          | .....                                                                                                              |
| IV<br>sal baritica<br>soluble en<br>HCl<br>sales plom-<br>bica i argen-<br>tica solubles<br>en NO <sub>2</sub> H | fosforico.....                                      |                    |               | blanco, soluble en NO <sub>2</sub> H.....                                          | amarillo, soluble en amoniaco                                                                                      |
|                                                                                                                  | botico.....                                         |                    |               | blanco, soluble en NO <sub>2</sub> H.....                                          | blanco, soluble en amoniaco                                                                                        |
|                                                                                                                  | fosforoso.....                                      |                    |               | blanco, soluble en ácido acético                                                   | blanca metálica                                                                                                    |
|                                                                                                                  | sulfuroso.....                                      |                    |               | blanco, muy soluble en ácido acético                                               | blanco                                                                                                             |
|                                                                                                                  | hiposulfuroso.....                                  |                    |               | blanco, soluble en agua.....                                                       | blanco; se ennegrece (Ag <sub>2</sub> S)                                                                           |
|                                                                                                                  | carbónico.....                                      |                    |               | blanco, soluble en HCl con eleva-<br>ción                                          | blanco; se ennegrece<br>amarillento                                                                                |
|                                                                                                                  | silicico.....                                       |                    |               | blanco.....                                                                        | amarillo                                                                                                           |
|                                                                                                                  | oxálico.....                                        |                    |               | blanco.....                                                                        | blanco, apenas soluble en agua                                                                                     |
|                                                                                                                  | tártarico.....                                      |                    |               | blanco, soluble en amoniaco.....                                                   | blanco, soluble en amoniaco                                                                                        |
|                                                                                                                  | cítrico.....                                        |                    |               | blanco, soluble en amoniaco.....                                                   | blanco, soluble en amoniaco                                                                                        |
| arsenioso } precipi-<br>arsénico } tables                                                                        |                                                     |                    | blanco.....   | amarillo                                                                           |                                                                                                                    |
| crómico }<br>por SiH <sub>4</sub>                                                                                |                                                     |                    | blanco.....   | café                                                                               |                                                                                                                    |
|                                                                                                                  |                                                     |                    | amarillo..... | granate                                                                            |                                                                                                                    |

Se comprende la efectividad de los resultados obtenidos por la vía descrita mediante una o varias de las reacciones que siguen:

### § 106. Acidos del azufre.

*Acido sulfúrico.*—El sulfato de barita es completamente insoluble, el de plomo se disuelve solo en tartrato de amoniaco: reacciones que diferencian el ácido radicalmente de cualquier otro.

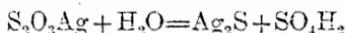
*Acido sulfuroso.*—Despide el olor de azufre quemado cuando otro ácido lo pone en libertad. El gas  $\text{SO}_2$  azulea papel impregnado de iodato de potasio i almidón, color que redesperece en gran exceso del bióxido de azufre, trasformándose el iodo libre en  $\text{JH}$ . La sal de plata se vuelve negra al calentar el líquido, obediendo a la descomposición espresada por la ecuación:



*Acido hiposulfuroso.*—Cuando libertado por  $\text{HCl}$ , se descompone en  $\text{SO}_2$  que se va i  $\text{S}$  que enturbia la solución



La sal de plata luego se vuelve negra, dando orígen a  $\text{Ag}_2\text{S}$ :



Los hiposulfitos con cloruro férrico, toman color violáceo pasajero con motivo de la formación de tetratiónatos; los sulfitos, acidulados por ácido acético, dan un color parecido solo con sulfato de zinc, adicionado de un poco de nitroferrocianuro de sodio. Al agregar cianuro ferroso de potasa se obtiene esta coloración hasta con vestijios de ácido sulfuroso.

*Acido sulfhídrico.*—Se desaloja por ácidos fuertes; ácido nítrico i sulfhídrico i agua réjia precipitan  $\text{S}$ , i oxidan una parte de él a  $\text{SO}_4\text{H}_2$  (§ 35). El gas ennegrece el papel de plomo. Los sulfuros solubles se reconocen por la intensa coloración azul o roja que produce el nitroferrocianuro de sodio, aunque únicamente en ausencia de álcali o ácido libres.

### § 107. Acidos del fósforo arsénico.

*Acido fosfórico.*—Precipita por  $\text{SO}_4\text{Mg}$  con adición de amoniaco i cloruro de amonio en forma de fosfato amonio-magnésiano

(§ 99). El molibdato de amonio disuelto en mucho ácido nítrico produce en una disolución no muy concentrada de fosfatos un precipitado amarillo pulverulento cuya formación lenta pero segura se facilita por un calor suave. El ácido arsénico que se comporta de una manera igual con estos dos reactivos, necesariamente se aparta por  $H_2S$  (§ 86) antes de emprender el ensaye sobre el ácido fosfórico.

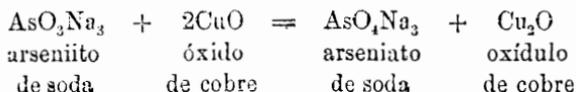
*Acido fosforoso e hipofosforoso.*—Desarrollan con  $Zn$  i  $SO_4H_2$  (hidrógeno naciente) una mezcla de  $H$  i  $PH_3$ ; reducen  $NO_3Ag$  a  $Ag$  metálica (negro),  $SO_2$  a  $SH_2$ :



el ácido hipofosforoso en caliente reduce hasta el  $SO_4H_2$  a  $S$ .

*Acido arsénico.*—Los arseniatos se parecen en todo a los fosfatos, ménos el arseniato de plata que afecta color moreno. El  $SH_2$  los reduce i precipita en seguida  $S_3As_2$  mezclado con  $S$  (véase §§ 62-64).

*Acido arsenioso.*—Se distingue del ácido arsénico por la precipitación inmediata que causa  $SH_2$ . La sal de plata es amarilla como la del ácido fosfórico, pero el sulfato de magnesia no precipita. En disolución alcalina el sulfato de cobre produce en caliente un precipitado rojo de óxido de cobre:



(véase § § 89-91.)

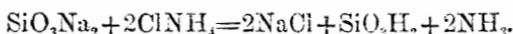
#### § 108. Acido bórico.

En disoluciones concentradas de boratos cristaliza el ácido bórico, siendo libertado por  $HCl$ . Sumergiendo en esta disolución aun cuando estendida un papel de cúrcuma, este al fin de estar bien seco, viste un rojo tan particular que no puede confundirse de manera alguna con las coloraciones mas o ménos oscuras que causa  $HCl$  fuerte o cloruro férrico. Sucede que boratos disueltos en mucha agua se precipitan moreno por el nitrato de plata, a consecuencia del desdoble del borato de plata en ácido libre i  $Ag_2O$ , el cual no falta jamas al cocer el precipitado blanco.

El que varias combinaciones del boro tienen la llama de verde, se utiliza para descubrir el ácido bórico. En una cápsula de porcelana que contiene alcohol, se introduce la solución junto con bastante  $\text{SO}_4\text{H}_2$ . La llama del alcohol sale bordada de una zona verde. El inconveniente que hai consiste en que la coloración es escasa i tardía, pudiendo deberse además a unas sales de cobre o al cloro combinado con el alcohol. Con toda claridad se observa el fenómeno amasando el mineral con ácido sulfúrico i espato fluor (mejor sirve un fluoruro alcalino) e introduciendo la papilla pegada a la punta arrollada de un alambre de platino en la llama. Pronto aparece el verde propio del fluoruro de boro que solo cuando se sigue calcinando cede a los tintes de los álcalis i otras sustancias.

### § 109. Ácidos del silicio i fluor.

*Acido silícico.*—La sílice no puede ménos de haber sido conocida en disolviendo la sustancia, siendo muy insolubles los silicatos con excepcion de los alcalinos. En la disolución de los últimos supuesto que sea bastante concentrada, la sílice se precipita en forma gelatinosa por  $\text{ClNH}_4$ :



En los minerales la sílice se hace constar por la perla de la sal de fósforo (§ 71.) Fundiendo pequeños fragmentos en el ojal de platino, las bases se disuelven como fosfatos, mientras que la sílice inatacada conserva la forma primitiva, que se percibe perfectamente en el vidrio caliente.

*Acido fluorhídrico.*—Ataca el vidrio a virtud de entrar con el silicio en la combinación  $\text{Fl}_4\text{Si}$  que es sumamente volátil. A la sustancia molida (que regularmente fuera de fluoruros alcalinos i terreoalcalinos no contendrá otros) se incorpora tanto ácido sulfúrico concentrado que resulta una papilla, valiéndose de un vaso de platino para el experimento. Se lo cubre con un vidrio de reloj cuya convexidad lleva una capa tenue de cera que deje desnudo el vidrio en algunos puntos. Habiendo concluido con estas preparaciones se calienta el crisol suavemente; para mayor cuidado puede llenarse con agua la cavidad de la tapa vítrea. Después de cierto rato, quitando la cera por frotación con un paño i trementina, los puntos trazados aparecen grabados. Si la corrosión es tan débil que no se percibe directamente, no falta de hacerse vi-

sible bajo la humedad del aliento, habiéndose limpiado, secado i frotado ántes el vidrio. En todo caso ha de probarse que el vidrio no sea atacado por el ácido sulfúrico solo.

En los silicatos no es dable constatar el fluor de la manera indicada. Cuando la proporción es considerable, se lo reconoce con auxilio del soplete. Envuélvase la sustancia finísima mezclada con sal de fósforo anhidra (§ 24) en una lámina de platino i caliéntese en un tubo de vidrio. El FHH que sale se anuncia por su olor penetrante; si se arrima al otro extremo del tubo un papel teñido con tñtura de palo del Brasil, se pone amarillo. Para reconocer vestijios de fluoruros no queda otro recurso sino descomponer el mineral por carbonato de soda, saturar el filtrado por ClH i amoniaco, concentrar i echar  $Cl_2Ca$ . Si al fin de bastante tiempo no se produce precipitado, no habia fluor; un precipitado  $Fl_2Ca$  se recoje, seca i ensaya como arriba (inciso primero).

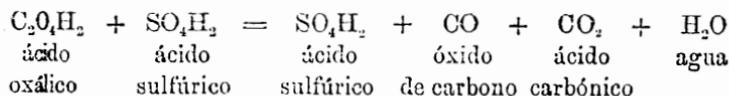
*Acido silicofluorhídrico.*—La calcinacion lo desdobra en FHH i Si  $Fl_2$ , volátiles ámbos. Caracterízau lo las sales insolubles de potasa i barita.

### § 110. Acido carbónico.

Es espulsado de sus combinaciones por cualquier otro ácido con viva efervescencia. El gas  $CO_2$  enturbia el agua de cal i de barita, formando carbonatos poco solubles.

### § 111. Acidos orgánicos.

*Acido oxálico.*—El ácido i las sales alcalinas tienen por carácter principal el precipitado fino de oxalato de cal orijinado por agua de cal, insoluble en el ácido acético i la soda cáustica. Por el ácido sulfúrico concentrado el ácido o la sal respectiva en seco son descompuestos en agua o la base retenida por el ácido sulfúrico i en CO i  $CO_2$  que se van:

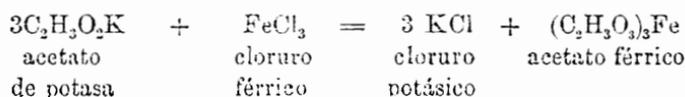


Operando con soluciones i añadiendo un poco de  $MnO_2$  pulverizado, no sale sino  $CO_2$ :

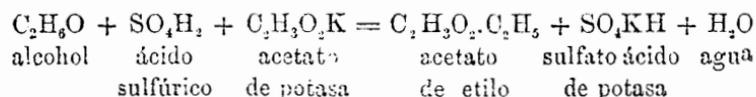


*Acido tártrico.*—El precipitado causado por cloruro de calcio en abundancia se disuelve en soda cáustica en frío, pero en hirviendo vuelve a precipitarse el tartrato de cal. Se reconoce el ácido tártrico también por el bitartrato de potasa (crémor-tártaro) que produce el acetato de potasa en el ácido tártrico i el ácido acético en este ácido al tartrato, pues no disuelve el tartrato de potasa  $C_4H_4O_6KH$ . Ajitando el líquido se acelera la precipitación.— $SO_4H$  se pone moreno por el ácido o las sales.

*Acido acético.*—La solución de los acetatos neutrales, o al ácido saturado por el amoníaco se ponen colorados al echar cloruro férrico:

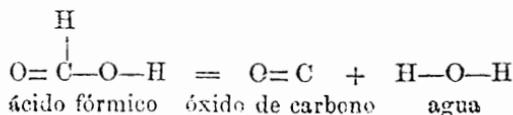


Calentando el licor hasta que entre en ebullición, se decolora por completo, depositándose un acetato básico de hierro de color variable.— $SO_4H_2$  concentrado desaloja el ácido acético, notable por su olor. La adición de alcohol hace más sensible la reacción por el olor aromático del éter que se desprende:



N. B. El cloruro férrico promueve ya en frío precipitado rosado en el ácido *benzónico* i precipitado bayo en el ácido *sucínico*.

*Acido fórmico.*—Se diferencia del ácido acético con el cual se relaciona por un efecto análogo sobre el cloruro férrico, en que el cloruro mercuríco  $Cl Hg$  que carece de acción sobre los acetatos se reduce a cloruro mercurioso  $ClHg$  con los formatos, a no haber muchos cloruros alcalinos; un calor suave de 60–70° facilita la reacción.—Con ácido sulfúrico estendido destila ácido fórmico; pero cuando concentrado le quita agua i no emite sino CO



*Acido cítrico.*—Cloruro de calcio en grande exceso precipita las soluciones solo cuando son concentradas i contienen un álcali fijo; pero a la par del agua de cal siempre cuando se mantienen a la temperatura de ebullicion.—Tratado por  $\text{SO}_4\text{H}_2$  concentrado despiden al principio  $\text{CO}$  i  $\text{CO}_2$ ; si se sigue calentando salen tambien  $\text{SO}_2$  i el licor se pone oscuro.

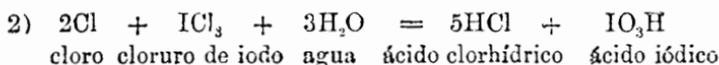
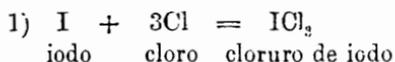
Nótese que los citratos i tartratos alcalinos mantienen disueltos hierro i aluminio, por formar con ellos sales dobles muy solubles que no son separables por álcalis libres. La misma influencia ejerce sobre algunos fosfatos i sulfatos (§ 105).

### § 112. Acidos clor-brom-iod- i cianhídrico.

*Acidos clor-brom-iodhídrico.*—Las sales de plata son enteramente insolubles en los ácidos, solubles en el hiposulfito de soda i cianuro de potasio. La presencia de los ácidos hiposulfuroso i cianhídrico impiden, pues, la precipitacion,  $\text{ClAg}$  se disuelve en amoniaco débil,  $\text{BrAg}$  poco pero sí en amoniaco fuerte.  $\text{IAg}$  en ninguna. Con  $\text{MnO}_2$  i  $\text{SO}_4\text{H}_2$  los cloruros dan cloro libre, señalado por su olor i la decoloracion de papel teñido por añil o tornasol; los bromuros vapores rutilantes de bromo, los ioduros vapores violeta de iodo que azulea papel almidonado i se pega a la probeta mas arriba en cristales. Sin embargo es imposible probar así cortas cantidades de uno al lado de los otros.

Se separa el iodo de los dos otros elementos o tratando las sales de plata por amoniaco fuerte i filtrando, o apartándolo en forma de  $\text{CuI}$  por medio de una solucion compuesta de 1 parte de sulfato de cobre i  $2\frac{1}{2}$  partes de sulfato ferroso. El cloro se separa de los dos otros por el nitrato mercurioso que precipita  $\text{ClAg}$ , aunque no bien, porque el  $\text{ClHg}$  con facilidad se desagra en  $\text{Hg}$  i  $\text{Cl}_2\text{Hg}$  (§ 26).

En general no habrá necesidad de separaciones exactas. Para evidenciar la presencia simultánea de iodo i bromo se aprovecha la espulsion sucesiva de ámbos por el cloro. Al licor contenido en una probeta se echa un poco de sulfuro de carbono o cloroformo, i en seguida agua de cloro gota por gota. El iodo libertado se reúne casi todo en el  $\text{S}_2\text{C}$  dándole color violeta. Si se ajita de vez en cuando i sigue agregando agua de cloro cuidadosamente, la coloracion se desvanece: el iodo libre se combina con el exceso de cloro i en fin se oxida a ácido iódico.



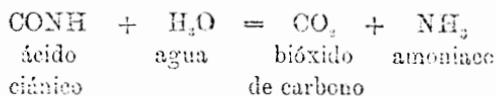
Em pero poco a poco con un nuevo exceso de cloro, el S<sub>2</sub>C recobra otro color anaranjado cuando hai bromo bastante, o lijera-mente amarillo cuando mui poco. Mas cloro lo hace desaparecer como ántes. Se vé que usando este método pueden escaparse a la observacion indicios de bromo e iodo perfectamente perceptibles por medio de la precipitacion.

Para averiguar si un bromuro va acompañado de cloruros, se ofrece un arbitrio que aunque largo es el único seguro. La mezcla íntima de la sustancia seca con el cromato de potasa se introduce en una retorta o matracito i se añade SO<sub>4</sub>H<sub>2</sub> fuerte. Los vapores rutilantes recojidos en un globo bien seco se decoloran con adición de amoniaco, si son de bromo, quedando en disolucion BrNH<sub>3</sub>, incoloro. El cloro no destila como tal sino se combina con el radical del ácido crómico, dando orijen a un líquido de un rojo intenso: CrO<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>. La accion del amoniaco sobre este producto consiste en formar el cromato de amoniaco de color (amarillo) como todas las sales del ácido crómico. Compruébese en tal caso el ácido crómico en el destilado por nitrato de plomo (§ 85).

*Acido cianhídrico.*—La sal de plata soluble en el amoniaco como el cloruro de plata se distingue de éste en que la calcinacion la descompone en plata metálica i cianógeno, que arde con llama roja azuleja. Igual destruccion experimentan todos los cianuros revelados ya por la vía seca en el tubo de vidrio (§ 65); lo que sirve para separarlos de las sales alcalinas de los 3 ácidos anteriores, fijos en el rojo. De la mayor parte de los cianuros un ácido enérgico desprende el olor particular del ácido cianhídrico. El reconocimiento mas sensible del último descansa en el poder colorante del sulfocianato (rodanuro) de hierro. El experimento se practica tapando la taza de donde salen vapores de CNH con un vidrio de reloj, la convexidad para arriba, que por abajo lleva unas gotas de S(NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub> i amoniaco líquido. Si en seguida se evapora cautamente, el resíduo que es de CNS(NH<sub>4</sub>), acidulado por HCl, con cloruro férrico se pone colorado a consecuencia de la formacion de (CNS)<sub>3</sub>Fe; i esta coloracion persiste al echar mas HCl, lo que la distingue de los ácidos orgánicos (§ 111).

Entre los cianuros dobles, cuya union no es dirigida por ácidos diluidos, es decir las jenuinas cianosaes (§ 10) los mas frecuentes son los del hierro. Tanto de las combinaciones del cianuro férrico como del cianuro ferroso ácido sulfúrico concentrado separa  $\text{CNH}$ , quedando las bases sulfatadas. Las propiedades del hierro suprimidas en estos compuestos vuelven a restablecerse con tal tratamiento. Difiere el ácido cianhídrico ferroso del férrico en que el último con sales férricas no da ningun precipitado, pero sí con sales ferrosas uno de un azul intenso, en sales de plata precipitado naranja, en sales de cobre precipitado amarilloverdoso. Los cianuros ferrosos precipitan las sales ferrosas en blanco, que por oxidacion luego cambian en azul, las sales férricas en «azul de Prusia», las de plata en blanco, las de cobre con color café (§§ 60-61).

En los *cianatos* los ácidos desprenden ácido ciánico que inmediatamente se descompone en  $\text{CO}_2$  i  $\text{NH}_3$ .

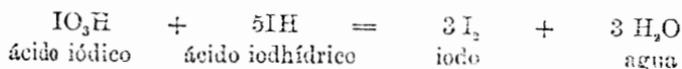


*Cianuratos* dan en una disolucion amoniacal de sulfato de cobre un precipitado violeta.

*Sulfocianuros* (rodanuros) se conocen por el color rojo intenso que produce en ellos el cloruro férrico (véase arriba.)

### § 113. Oxácidos del cloro, bromo, iodo.

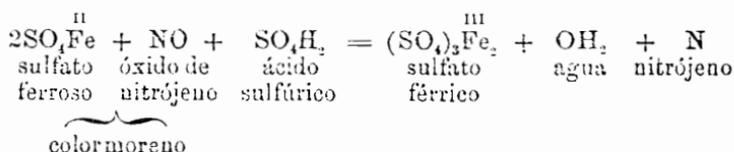
*Acido clórico brómico iódico.*—Las sales emiten oxígeno, cuando calentadas i se trasforman en cloruros, bromuros, ioduros. El residuo se destina a la separacion de los halójenos, cuando haya necesidad. Los cloratos i bromatos son todos solubles en el agua; de los iodatos solo los alcalinos: el nitrato de plata permite separarlos. Añadiendo a un clorato (colóquese unos granos en un vaso cónico)  $\text{SO}_4\text{H}_2$  concentrado, se desprende  $\text{Cl}_2\text{O}_2$ , gas de olor fuerte a la par que amarillea el líquido. Los iodatos son reducidos a I por  $\text{SO}_2$  (evítese un exceso). En caso que el iodato esté acompañado por un ioduro, basta un ácido cualquiera para poner el iodo en libertad:



El ácido *perclórico* se distingue del ácido clórico en que sales de potasa precipitan perclorato de potasa muy insoluble en el agua, de los otros oxácidos del cloro por ser estable en presencia de ácidos; luego no descolora la tintura de añil. El ácido *cloroso*, cuya solución se presenta de un amarillo intenso, descolora al permanganato i añil hasta en presencia de mucho ácido arsenioso. El ácido *hipocloroso* (cuyas sales suelen ser mezcladas con cloruros) no descolora al permanganato, con sales manganosas da precipitado moreno de  $MnO_2$ , con sales de plomo primero  $Cl_2Pb$  blanco que cambia en  $PbO_2$  moreno. Ácidos ( $HCl$  i  $SO_4H_2$ ) desarrollan cloro.

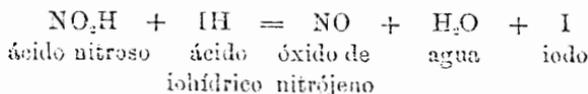
#### § 114. Ácidos del nitrógeno.

*Acido nítrico*.—Sobre el carbon los nitratos decrepitan como los cloratos. Calentados con ácido sulfúrico concentrado i limadura de cobre en una probeta, salen los vapores característicos de  $NO_2$ ; si despues de poco rato el interior de la probeta se aclarece, siguen tomando el mismo color i olor los gases al contacto con el ambiente. Un método infalible de descubrir cortas cantidades consulta la coloración morena, que corresponde a una combinación de  $NO$  con  $SO_4Fe$ . Al efecto se mezcla el licor con igual volumen de ácido sulfúrico (una precipitación no importa) i despues de haberse enfriado se vierte despacio una disolución saturada de vitriolo verde. La zona del contacto se tñe de rojizo a negro, segun es la proporción del  $NO_2H$ , i vuelve a aclarecerse poco a poco, oxidándose el hierro:



Al haber ácido selenioso que al  $SO_4H_2$  imparte color rojizo, pasajerotambien, se depositaría selenio pulverulento, que no se puede confundir con el depósito de una sal férrica básica.

*Acido nitroso*.—Daría lo mismo, pero mediante  $SO_4H_2$  azulea una solución de  $IK$  i almidon; a saber el ácido no puede existir libre como tal si no se descompone en  $NO$  i  $O$  nacente que apoderándose del  $H$  del  $IH$  pone al iodo en libertad:



Mientras tanto, un nitrato da igual reaccion solo al agregar zinc, que obra por desoxidacion. Es escusado recomendar cuidado que ni el IK contenga  $\text{IO}_3\text{K}$  ni exista otro cuerpo capaz de descomponer el IK.

§ 115. Por último apuntamos unas observaciones sobre aquellos ácidos que ya han salido en el curso del reconocimiento de las bases.

Los ácidos crómico i mangánico señalados por su color son reducidos por cualquier sustancia desoxidante, el primero a soluciones verdes o azulejas, el segundo a soluciones incoloras. Un reactivo de suma sensibilidad sobre el ácido crómico es el agua hidrogenada, que se prepara introduciendo en HCl diluido peróxido de bario o el residuo de un pedacito de sodio calentado en una capsulita de porcelana hasta que prenda. El ácido crómico, que debe ser mui estendido, toma con este licor un hermoso tinte azul que se puede condensar en una gota de éter, ajitando fuertemente la mezcla.

Acidos arsenioso i arsénico §§ 89 i 90, método de separarlos § 91.

Acidos teluroso, selenioso (§ 84 i 114).

Acidos molíbdicc, wolfrámico, tantálico, nióbico, vanádico § 84.

## CUADRO SINÓPTICO

de los elementos, sus combinaciones mas importantes, notaciones  
i valores numéricos.

H=1

|           | Símbolo                                                      | peso atómico | equivalente | FÓRMULA                                         |                                   |
|-----------|--------------------------------------------------------------|--------------|-------------|-------------------------------------------------|-----------------------------------|
|           |                                                              |              |             | empírica<br>en átomos                           | binaria<br>en equivalentes        |
| Aluminio  | Al                                                           | 27,4         | 14          |                                                 |                                   |
|           | Cloruro de aluminio.....                                     |              |             | AlCl <sub>3</sub>                               | Al <sub>2</sub> Cl <sub>3</sub>   |
|           | Óxido de aluminio (alúmina). Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>  |              |             | Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>                  | Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>    |
| [Amoniaco | NH <sub>3</sub> amonio NH <sub>4</sub> ]                     |              |             |                                                 |                                   |
|           | Cloruro de amonio (clorhidra-<br>to de amoniaco).....        |              |             | NH <sub>4</sub> Cl                              | NH <sub>3</sub> .HCl              |
|           | Sulfuro de amonio (sulfhidra-<br>to de amoniaco) .....       |              |             | (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> S               | NH <sub>3</sub> .HS               |
|           | Carbonato de amonio .....                                    |              |             | (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> | NH <sub>4</sub> O.CO <sub>2</sub> |
| Antimonio | Sb                                                           | 122          | 122         |                                                 |                                   |
|           | Cloruro antimonioso (triclo-<br>ruro).....                   |              |             | SbCl <sub>3</sub>                               | SbCl <sub>3</sub>                 |
|           | Oxido (ácido) antimonioso... Sb <sub>2</sub> O <sub>3</sub>  |              |             | Sb <sub>2</sub> O <sub>3</sub>                  | SbO <sub>3</sub>                  |
|           | Oxido (ácido) antimónico.... Sb <sub>2</sub> O <sub>5</sub>  |              |             | Sb <sub>2</sub> O <sub>5</sub>                  | SbO <sub>5</sub>                  |
|           | (Tri) sulfuro antimonioso.... Sb <sub>2</sub> S <sub>3</sub> |              |             | Sb <sub>2</sub> S <sub>3</sub>                  | SbS <sub>3</sub>                  |
|           | (Penta) sulfuro antimónico.. Sb <sub>2</sub> S <sub>5</sub>  |              |             | Sb <sub>2</sub> S <sub>5</sub>                  | SbS <sub>5</sub>                  |
| Arsénico  | As                                                           | 75           | 75          |                                                 |                                   |
|           | Arseniuro de hidrógeno..... AsH <sub>3</sub>                 |              |             | AsH <sub>3</sub>                                | AsH <sub>3</sub>                  |
|           | Cloruro arsenioso (triclorigeno) AsCl <sub>3</sub>           |              |             | AsCl <sub>3</sub>                               | AsCl <sub>3</sub>                 |
|           | Oxido arsenioso (ácido, trió-<br>xido).....                  |              |             | As <sub>2</sub> O <sub>3</sub>                  | AsO <sub>3</sub>                  |

|          | Símbolo                                | peso atómico | equivalente | FÓRMULA                         |                                      |
|----------|----------------------------------------|--------------|-------------|---------------------------------|--------------------------------------|
|          |                                        |              |             | empírica<br>en átomos           | binaria<br>en equivalentes           |
| Arsénico | As                                     | 75           | 75          |                                 |                                      |
|          | Oxido arsénico (ácido, pentóxido)..... |              |             | As <sub>2</sub> O <sub>3</sub>  | AsO <sub>5</sub>                     |
|          | Sulfuro arsenioso (trisulfuro).....    |              |             | As <sub>2</sub> S <sub>3</sub>  | AsS <sub>3</sub>                     |
|          | Sulfuro arsénico (pentasulfuro).....   |              |             | As <sub>2</sub> S <sub>5</sub>  | AsS <sub>5</sub>                     |
|          | Sulfarseniito de potasa.....           |              |             | AsS <sub>3</sub> K <sub>3</sub> | 3KS.AsS <sub>3</sub>                 |
| Azoe     | Véase Nitrógeno.                       |              |             |                                 |                                      |
| Azufre   | S                                      | 32           | 16          |                                 |                                      |
|          | Acido sulfuroso (bióxido).....         |              |             | SO <sub>2</sub>                 | SO <sub>2</sub>                      |
|          | Acido sulfúrico (trióxido)....         |              |             | SO <sub>3</sub>                 | SO <sub>3</sub>                      |
|          | Acido sulfúrico hidratado.....         |              |             | SO <sub>4</sub> H <sub>2</sub>  | HO.SO <sub>3</sub>                   |
|          | Acido sulfhídrico.....                 |              |             | H <sub>2</sub> S                | HS                                   |
| Bario    | Ba                                     | 137          | 68,5        |                                 |                                      |
|          | Cloruro de bario.....                  |              |             | BaCl <sub>2</sub>               | BaCl                                 |
|          | Oxido de bario (barita).....           |              |             | BaO                             | BaO                                  |
|          | Carbonato de barita.....               |              |             | BaCO <sub>3</sub>               | BaO.CO <sub>2</sub>                  |
|          | Sulfato de barita.....                 |              |             | BaSO <sub>4</sub>               | BaO.SO <sub>3</sub>                  |
| Berlio   | Be                                     | 9,2          | 9,2         |                                 |                                      |
| Bismuto  | Bi                                     | 210          | 105         |                                 |                                      |
|          | Oxido de bismuto (trióxido).....       |              |             | Bi <sub>2</sub> O <sub>3</sub>  | BiO <sub>3</sub>                     |
|          | Oxiclорuro de bismuto.....             |              |             | BiOCl                           | BiCl <sub>3</sub> .2BiO <sub>3</sub> |
| Boro     | B                                      | 11           | 11          |                                 |                                      |
|          | Acido bórico (trióxido).....           |              |             | B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>   | BO <sub>3</sub>                      |
|          | Acido bórico hidratado.....            |              |             | B(OH) <sub>3</sub>              | 3HO.BO <sub>3</sub>                  |
| Bromo    | Br                                     | 80           | 80          |                                 |                                      |
|          | Acido bromhídrico.....                 |              |             | BrH                             | HBr                                  |
| Cadmio   | Cd                                     | 112          | 56          |                                 |                                      |
|          | Cloruro de cadmio.....                 |              |             | CdCl <sub>2</sub>               | CdCl                                 |
|          | Sulfuro de cadmio.....                 |              |             | CdS                             | CdS                                  |
| Calcio   | Ca                                     | 40           | 20          |                                 |                                      |
|          | Cloruro de calcio.....                 |              |             | CaCl <sub>2</sub>               | CaCl                                 |
|          | Oxido de calcio (cal viva).....        |              |             | CaO                             | CaO                                  |
|          | Carbonato de cal.....                  |              |             | CaCO <sub>3</sub>               | CaO.CO <sub>2</sub>                  |
|          | Sulfato de cal.....                    |              |             | CaSO <sub>4</sub>               | CaO.SO <sub>3</sub>                  |
| Carbono  | C                                      | 12           | 6           |                                 |                                      |
|          | Metano (gas palustre).....             |              |             | CH <sub>4</sub>                 | C <sub>1</sub> H <sub>4</sub>        |

|            | Símbolo                                                     | peso atómico | equivalente | FÓRMULA                         |                                |
|------------|-------------------------------------------------------------|--------------|-------------|---------------------------------|--------------------------------|
|            |                                                             |              |             | empírica<br>en átomos           | binaria<br>en equivalentes     |
| Carbono    | C                                                           | 12           | 9           |                                 |                                |
|            | Protóxido de carbono.....                                   |              |             | CO                              | CO                             |
|            | Bióxido de carbono (ácido<br>carbónico).....                |              |             | CO <sub>2</sub>                 | CO <sub>2</sub>                |
| Cerio      | Ce                                                          | 92           | 47,3        |                                 |                                |
| Cesio      | Cs                                                          | 133          | 133         |                                 |                                |
| [Cianógeno | Ci                                                          |              |             | CN                              | C <sub>2</sub> N               |
|            | Acido cianhídrico.....                                      |              |             | CNH                             | HC <sub>2</sub> N              |
|            | Acido cianico.....                                          |              |             | CNOH                            | HO.C <sub>2</sub> NO           |
|            | Acido sulfocian (hídr)ico.....                              |              |             | CNSH                            | HS.C <sub>2</sub> NS           |
| Cloro      | Cl                                                          | 35,5         | 35,5        |                                 |                                |
|            | Acido clorhídrico.....                                      |              |             | ClH                             | HCl                            |
|            | Acido clórico.....                                          |              |             | ClO <sub>3</sub> H              | HO.ClO <sub>3</sub>            |
| Cobalto    | Co                                                          | 60           | 29,5        |                                 |                                |
|            | Sulfuro de cobalto.....                                     |              |             | CoS                             | CoS                            |
| Cobre      | Cu                                                          | 63,4         | 31,5        |                                 |                                |
|            | Cloruro de cobre.....                                       |              |             | CuCl <sub>2</sub>               | CuCl                           |
|            | Oxido de cobre.....                                         |              |             | CuO                             | CuO                            |
|            | Sulfuro de cobre.....                                       |              |             | CuS                             | CuS                            |
|            | Sulfato de cobre.....                                       |              |             | CuSO <sub>4</sub>               | CuO.SO <sub>3</sub>            |
|            | Sub(proto-)cloruro de cobre.                                |              |             | CuCl                            | Cu <sub>2</sub> Cl             |
| Cromo      | Cr                                                          | 52,2         | 26,2        |                                 |                                |
|            | Sesquióxido de cromo.....                                   |              |             | Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>  | Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub> |
|            | Trióxido (ácido) crómico.....                               |              |             | CrO <sub>3</sub>                | CrO <sub>3</sub>               |
|            | Acido crómico hidratado.....                                |              |             | CrO <sub>4</sub> H <sub>2</sub> | HO.CrO <sub>3</sub>            |
| Didimio    | Di                                                          | 95           | 47,5        |                                 |                                |
| Estaño     | Sn                                                          | 118          | 59          |                                 |                                |
|            | Protocloruro (bicloruro) de<br>estaño.....                  |              |             | SnCl <sub>2</sub>               | SnCl                           |
|            | Deutocloruro $\frac{2}{3}$ (tetracloruro)<br>de estaño..... |              |             | SnCl <sub>4</sub>               | SnCl <sub>2</sub>              |
|            | Bióxido de estaño (ácido es-<br>tánico). .....              |              |             | SnO <sub>2</sub>                | SnO <sub>2</sub>               |
| Estroncio  | Sr                                                          | 88           | 44          |                                 |                                |
|            | Cloruro de estroncio.....                                   |              |             | SnCl <sub>2</sub>               | SrCl                           |
|            | Oxido de estroncio (estron-<br>ciana).....                  |              |             | SrO                             | SrO                            |

|           | Símbolo                                               | peso atómico | equivalente | FÓRMULA                                   |                             |                         |
|-----------|-------------------------------------------------------|--------------|-------------|-------------------------------------------|-----------------------------|-------------------------|
|           |                                                       |              |             | empírica<br>en átomos                     | binaria<br>en equivalentes  |                         |
| Estroncio | Sr                                                    | 88           | 44          |                                           |                             |                         |
|           | Carbonato de estronciana....                          |              |             | $\text{SrCO}_3$                           | $\text{SrO.CO}_2$           |                         |
|           |                                                       |              |             | Sulfato de estronciana.....               | $\text{SrSO}_4$             | $\text{SrO.SO}_3$       |
| Fluor     | Fl                                                    | 19           | 19          |                                           |                             |                         |
|           | Acido fluorhídrico.....                               |              |             | $\text{FlH}$                              | $\text{HF}$                 |                         |
|           |                                                       |              |             | Fluoruro de calcio (espato<br>fluor)..... | $\text{Fl}_2\text{Ca}$      | $\text{CaFl}_2$         |
| Fósforo   | P                                                     | 31           | 31          |                                           |                             |                         |
|           | Tricloruro de fósforo.....                            |              |             | $\text{PCl}_3$                            | $\text{PCl}_3$              |                         |
|           | Pentacloruro de fósforo.....                          |              |             | $\text{PCl}_5$                            | $\text{PCl}_5$              |                         |
|           | Trióxido de fósforo (ácido fos-<br>foroso).....       |              |             | $\text{P}_2\text{O}_3$                    | $\text{PO}_3$               |                         |
|           | Acido fosforoso (hidratado)..                         |              |             | $\text{PO}_3\text{H}_3$                   | $3\text{HO.PO}_3$           |                         |
|           |                                                       |              |             | Acido fosfórico (hidratado)..             | $\text{PO}_4\text{H}_3$     | $3\text{HO.PO}_5$       |
| Hidrójeno | H                                                     | 1            | 1           |                                           |                             |                         |
|           | Agua.....                                             |              |             | $\text{H}_2\text{O}$                      | $\text{HO}$                 |                         |
|           |                                                       |              |             | Agua oxijenada.....                       | $\text{H}_2\text{O}_2$      | $\text{HO}_2$           |
| Hierro    | Fe                                                    | 56           | 28          |                                           |                             |                         |
|           | Cloruro férrico (tricloruro de<br>hierro) .....       |              |             | $\text{FeCl}_3$                           | $\text{Fe}_2\text{Cl}_3$    |                         |
|           | Oxidulo (protóxido) de hierro                         |              |             | $\text{FeO}$                              | $\text{FeO}$                |                         |
|           | Sesquióxido (peróxido) de<br>hierro . .....           |              |             | $\text{Fe}_2\text{O}$                     | $\text{Fe}_2\text{O}_3$     |                         |
|           | Sesquióxido de hierro hidra-<br>tado (hidróxido)..... |              |             | $\text{Fe(OH)}_3$                         | $3\text{OH.Fe}_2\text{O}_3$ |                         |
|           | Prosulfuro de hierro.....                             |              |             | $\text{FeS}$                              | $\text{FeS}$                |                         |
|           | Sulfato ferroso (vitriolo ver-<br>de).....            |              |             | $\text{FeSO}_4$                           | $\text{FeO.SO}_3$           |                         |
| Iodí      | In                                                    | 113,4        | 56,7        |                                           |                             |                         |
|           | Iodo                                                  | I            | 127         | 127                                       |                             |                         |
|           |                                                       |              |             | Acido iodhídrico.....                     | $\text{IH}$                 | $\text{HI}$             |
|           |                                                       |              |             | Iodato de potasa.....                     | $\text{KIO}_3$              | $\text{KOIO}_3$         |
| Iridio    | Ir                                                    | 198          | 98,5        |                                           |                             |                         |
|           | Cloruro de iridio.....                                |              |             | $\text{IrCl}_4$                           | $\text{IrCl}_2$             |                         |
|           |                                                       |              |             | Sesquióxido de iridio.....                | $\text{Ir}_2\text{O}_3$     | $\text{Ir}_2\text{O}_3$ |
| Itrio     | Y                                                     | 61,6         | 32          |                                           |                             |                         |
| Lantano   | La                                                    | 92           | 46          |                                           |                             |                         |

|           | FÓRMULA                                         |              |             |                                   |                                               |
|-----------|-------------------------------------------------|--------------|-------------|-----------------------------------|-----------------------------------------------|
|           | Símbolo                                         | peso atómico | equivalente |                                   |                                               |
|           |                                                 |              |             | empírica<br>en átomos             | binaria<br>en equivalentes                    |
| Litio     | Li                                              | 7            | 7           |                                   |                                               |
|           | Cloruro de litio.....                           |              |             | LiCl                              | LiCl                                          |
|           | Oxido de litio (litina).....                    |              |             | Li <sub>2</sub> O                 | LiO                                           |
|           | Hidróxido de litio.....                         |              |             | LiOH                              | HO.LiO                                        |
|           | Carbonato de litina.....                        |              |             | Li <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>   | LiO.CO <sub>2</sub>                           |
| Magnesio  | Mg                                              | 24           | 12          |                                   |                                               |
|           | Cloruro de magnesio.....                        |              |             | MgCl <sub>2</sub>                 | MgCl                                          |
|           | Oxido de magnesio (magnesia).....               |              |             | MgO                               | MgO                                           |
|           | Fosfato de magnesia i amonio.....               |              |             | NH <sub>4</sub> MgPO <sub>4</sub> | {NH <sub>4</sub> O}<br>{2MgO} PO <sub>5</sub> |
| Manganeso | Mn                                              | 55           | 27,5        |                                   |                                               |
|           | Protocloruro de manganeso...                    |              |             | MnCl <sub>2</sub>                 | MnCl                                          |
|           | Protóxido (oxidulo) de manganeso.....           |              |             | MnO                               | MnO                                           |
|           | Sulfato de manganeso (manganeso).....           |              |             | MnSO <sub>4</sub>                 | MnO.SO <sub>3</sub>                           |
|           | Trióxido (ácido) mangánico..                    |              |             | MnO <sub>3</sub>                  | MnO <sub>3</sub>                              |
|           | Acido mangánico (hidratado)                     |              |             | MnO <sub>4</sub> H <sub>2</sub>   | HO.MnO <sub>3</sub>                           |
|           | Acido permangánico (hidratado).....             |              |             | MnO <sub>4</sub> H                | HO.Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>             |
| Mercurio  | Hg                                              | 199,8        | 100         |                                   |                                               |
|           | Proto (sub-) cloruro (calomelano)....           |              |             | HgCl                              | Hg <sub>2</sub> Cl                            |
|           | Dento (bi-)cloruro (sublimado corrosivo).....   |              |             | HgCl <sub>2</sub>                 | HgCl                                          |
|           | Protóxido (subóxido) de mercurio.....           |              |             | Hg <sub>2</sub> O                 | Hg <sub>2</sub> O                             |
|           | Deutóxido (bióxido, protóxido) de mercurio..... |              |             | HgO                               | HgO                                           |
|           | Nitrato mercurioso.....                         |              |             | HgNO <sub>3</sub>                 | Hg <sub>2</sub> O.NO <sub>3</sub>             |
|           | Nitrato mercúrico.....                          |              |             | Hg(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> | HgO.NO <sub>3</sub>                           |
| Molibdeno | Mo                                              | 95,8         | 48          |                                   |                                               |
|           | Acido (trióxido) molibdico...                   |              |             | MoO <sub>3</sub>                  | MoO <sub>3</sub>                              |
| Niobio    | Nb                                              | 114,2        | 114,2       |                                   |                                               |
| Níquel    | Ni                                              | 58           | 29          |                                   |                                               |
|           | Sulfuro de níquel.....                          |              |             | NiS                               | NiS                                           |
|           | Hidrato de níquel.....                          |              |             | Ni(OH) <sub>2</sub>               | HO.NiO                                        |

|                  | Símbolo                                          | peso atómico | equivalente | FÓRMULA                          |                                 |
|------------------|--------------------------------------------------|--------------|-------------|----------------------------------|---------------------------------|
|                  |                                                  |              |             | empírica<br>en átomos            | binaria<br>en equivalentes      |
| <b>Nitrógeno</b> | N(Az)                                            | 14           | 14          |                                  |                                 |
|                  | Amoniaco.....                                    |              |             | NH <sub>3</sub>                  | NH <sub>3</sub>                 |
|                  | Oxídulo (protóxido) de nitró-<br>jenc.....       |              |             | N <sub>2</sub> O                 | NO                              |
|                  | Oxido (bióxido) de nitrógeno.                    |              |             | NO                               | NO <sub>2</sub>                 |
|                  | Trióxido (ácido nitroso).....                    |              |             | N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>    | NO <sub>3</sub>                 |
|                  | Bióxido (tetróxido, ácido hi-<br>ponítrico)..... |              |             | N <sub>2</sub> O <sub>4</sub>    | NO <sub>4</sub>                 |
|                  | Pentóxido (ácido nítrico).....                   |              |             | N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>    | NO <sub>5</sub>                 |
|                  | Acido nitroso hidratado.....                     |              |             | NO <sub>2</sub> H                | HO.NO <sub>3</sub>              |
|                  | Acido nítrico hidratado.....                     |              |             | NO <sub>3</sub> H                | HO.NO <sub>3</sub>              |
| <b>Oro</b>       | Au                                               | 196,2        | 98,1        |                                  |                                 |
|                  | Tricloruro de oro.....                           |              |             | AuCl <sub>3</sub>                | Au <sub>3</sub> Cl <sub>3</sub> |
|                  | Oxido de oro (sesquióxido)...                    |              |             | Au <sub>2</sub> O <sub>3</sub>   | Au <sub>2</sub> O <sub>3</sub>  |
|                  | Sulfuro de oro.....                              |              |             | Au <sub>2</sub> S <sub>3</sub>   | Au <sub>2</sub> S <sub>3</sub>  |
| <b>Osmio</b>     | Os                                               | 199          | 99,5        |                                  |                                 |
|                  | Tetróxido (ácido ósmico).....                    |              |             | OsO <sub>4</sub>                 | OsO <sub>4</sub>                |
| <b>Oxígeno</b>   | O                                                | 16           | 8           |                                  |                                 |
| <b>Paladio</b>   | Pd                                               | 102,5        | 51,3        |                                  |                                 |
| <b>Platino</b>   | Pt                                               | 196,7        | 98,5        |                                  |                                 |
|                  | Protosulfuro (bisulfuro) de<br>platino.....      |              |             | PtS <sub>2</sub>                 | PtS <sub>2</sub>                |
|                  | Cloruro doble (cloroplatinato)<br>de Pt i K..... |              |             | PtCl <sub>6</sub> K <sub>2</sub> | KCl.PtCl <sub>2</sub>           |
| <b>Plomo</b>     | Pb                                               | 206,4        | 103,5       |                                  |                                 |
|                  | Cloruro de plomo.....                            |              |             | PbCl <sub>2</sub>                | PbCl                            |
|                  | Oxido de plomo.....                              |              |             | PbO                              | PbO                             |
|                  | Peróxido (bióxido) de plomo.                     |              |             | PbO <sub>2</sub>                 | PbO <sub>2</sub>                |
|                  | Sulfuro de plomo.....                            |              |             | PbS                              | PbS                             |
|                  | Sulfato de plomo.....                            |              |             | PbSO <sub>4</sub>                | PbO.SO <sub>3</sub>             |
|                  | Plumbato sódico.....                             |              |             | PbO <sub>2</sub> Na <sub>2</sub> | NaO.PbO                         |
| <b>Potasio</b>   | K                                                | 39           | 39          |                                  |                                 |
|                  | Cloruro de potasio.....                          |              |             | KCl                              | KCl                             |
|                  | Oxido de potasio (potasa)....                    |              |             | K <sub>2</sub> O                 | KO                              |
|                  | Hidróxido de potasio (potasa<br>cáustica).....   |              |             | KOH                              | HO.KO                           |
|                  | Carbonato de potasa.....                         |              |             | K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>   | KO.CO <sub>2</sub>              |

|           | FÓRMULA                                                       |              |             |                        |                            |
|-----------|---------------------------------------------------------------|--------------|-------------|------------------------|----------------------------|
|           | Símbolo                                                       | peso atómico | equivalente | empírica               |                            |
|           |                                                               |              |             | en átomos              | binaria<br>en equivalentes |
| Potasio   | K                                                             | 39           | 39          |                        |                            |
|           | Sulfato de potasa.....                                        |              |             | $K_2SO_4$              | $KO.SO_3$                  |
|           | Bisulfato de potasa (sulfato<br>ácido).....                   |              |             | $KHSO_4$               | $KO,HO.2SO_3$              |
| Rodio     | Rd                                                            | 104          | 52          |                        |                            |
| Rubidio   | Rb                                                            | 85,4         | 85,4        |                        |                            |
| Rutenio   | Ru                                                            | 104          | 52          |                        |                            |
| Selenio   | Se                                                            | 79           | 39,8        |                        |                            |
|           | (Bi)óxido (ácido selenioso)...                                |              |             | $SeO_2$                | $SeO_2$                    |
|           | Acido selenioso hidratado.....                                |              |             | $SeO_3H_2$             | $HO.SeO_2$                 |
|           | Sulfuro de selenio.....                                       |              |             | $SeS$                  | $SeS$                      |
| Silicio   | Si                                                            | 28           | 14          |                        |                            |
|           | Cloruro de silicio.....                                       |              |             | $SiCl_4$               | $SiCl_2$                   |
|           | Oxido (ácido silícico, sílice)..                              |              |             | $SiO_2$                | $SiO_2$                    |
|           | Acido silícico hidratado.....                                 |              |             | $SiO_3H_2$             | $HO.SiO_2$                 |
|           | Fluoruro doble de silicio e<br>hidrógeno (ácido fluosilícico) |              |             | $SiF_6H_2$             | $HFl.SiF_2$                |
| Sodio     | Na                                                            | 23           | 23          |                        |                            |
|           | Cloruro de sodio.....                                         |              |             | $NaCl$                 | $NaCl$                     |
|           | Oxido de sodio (soda).....                                    |              |             | $Na_2O$                | $NaO$                      |
|           | Hidróxido de sodio (soda<br>cáustica).....                    |              |             | $NaOH$                 | $HO.NaO$                   |
|           | Carbonato de soda.....                                        |              |             | $Na_2CO_3$             | $NaO.CO_2$                 |
|           | Bicarbonato (carbonato áci-<br>do) de soda.....               |              |             | $NaHCO_3,NaO,HO.2CO_2$ |                            |
| Talio     | Tl                                                            | 204          | 204         |                        |                            |
| Tantalio  | Ta                                                            | 182          | 91          |                        |                            |
| Teluro    | Te                                                            | 128          | 64          |                        |                            |
|           | (Bi)óxido (ácido teluroso).....                               |              |             | $TeO_2$                | $TeO_2$                    |
|           | Acido teluroso hidratado....                                  |              |             | $TeO_3H_2$             | $HO.TeO_2$                 |
| Titanio   | Ti                                                            | 50           | 25          |                        |                            |
| Uranio    | U                                                             | 120          | 60          |                        |                            |
| Vanadio   | V                                                             | 51,5         | 26          |                        |                            |
| Wolframio | W                                                             | 184          | 92          |                        |                            |
| Zinc      | Zn                                                            | 64,9         | 32,5        |                        |                            |
|           | Cloruro de zinc.....                                          |              |             | $ZnCl_2$               | $ZnCl$                     |
|           | Oxido de zinc.....                                            |              |             | $ZnO$                  | $ZnO$                      |
|           | Sulfuro de zinc.....                                          |              |             | $ZnS$                  | $ZnS$                      |
| Zirconio  | Zr                                                            | 89,6         | 44,8        |                        |                            |

---

# INDICE

---

## I.—Parte explicativa.

1. Introduccion, § 1-15.
2. La vía seca i sus reactivos, § 16-24.
3. La vía húmeda, § 25-64.  
Los ácidos, § 25-36.  
Los reactivos, § 37-41.  
    A. Reactivos de las bases, § 42-61.  
    B. Reactivos de los ácidos, § 62-64.

## II.—Parte aplicativa.

1. Ensaye preliminar por la vía seca, § 65-72.
2. Solucion, § 73-82.
3. Procedimiento sistemático por la vía húmeda, § 83-115.  
    A. Reconocimiento de las bases, § 84-102.  
    B. Reconocimiento de los ácidos, § 103-115.

Cuadro sinóptico.

---