

41. Combinaciones del yodo con el oxígeno. Generalmente se cree ser tres: el *óxido yódrico*, *ácido hiperyódrico* y el *yódrico*.

42. Combinaciones del cloro con el oxígeno. Las combinaciones del cloro con el oxígeno son: el *ácido hipocloroso* el *deutóxido de cloro*, el *ácido clórico* y el *ácido hiperclórico*. Los dos primeros compuestos son gaseosos y amarillos: el primero detona las mas veces en sus descomposiciones, y tiene la propiedad decolorante. Los otros dos compuestos son líquidos é incoloros. El último, esto es, el *ácido hiperclórico*, es un excelente reactivo para distinguir la potasa de la sosa: con la primera forma una sal muy poco soluble, con la segunda una muy soluble.

43. Combinaciones del ázoe con el oxígeno. El ázoe ó nitrógeno forma con el oxígeno cinco compuestos: el *protóxido de ázoe*, el *bióxido de ázoe*, el *ácido nitroso*, el *ácido hiponítrico* y el *ácido nítrico*.

44. Protóxido de ázoe.—**Oxido de ázoe.**—**Oxido nitroso.**—**Gas nitroso desfogisticado.**—**Oxidulo de ázoe.**—**Gas hilarante.** Incoloro, inodoro y de un sabor un poco azucarado. Mantiene la combustion, y enciende las bugías que presentan un punto en ignicion. Algunos pretenden que las personas que le respiran experimentan un sentimiento de alegría extraordinaria y una risa insólita, de donde proviene el nombre de *gas hilarante*; y otros que solo produce embriaguez, cefalalgia, síncope y hasta la asfixia.

45. Bióxido de ázoe.—**Gas nitroso.**—**Oxido nítrico.**—**Oxido de ázoe.** Es incoloro, con accion sobre la tintura de tornasol. Su olor y sabor no pueden reconocerse, porque al ponerse en contacto con el aire se convierte en ácido hiponítrico, esparciendo unos vapores rojos. Apaga los cuerpos en ignicion y asfixia los animales que le respiran.

46. Estraccion. Se obtiene poniendo en contacto mercurio ó limaduras de cobre con ácido nítrico; este pierde su oxígeno, que oxida el metal y se convierte en bióxido de ázoe, que se desprende.

47. Acido nitroso. No puede aislarse, pues luego que se separa de sus combinaciones se convierte en bióxido de ázoe ó en ácido hiponítrico ó nítrico.

48. Acido hiponítrico.—**Borácido nitroso.**—**Acido nitroso nítrico.**—**Vapores nitrosos.** A la temperatura ordinaria constituye un líquido anaranjado que hierve á 22.º Su color varía segun las temperaturas hasta presentar una masa blanca á—40. Posee un sabor cáustico, un olor muy fuerte y característico, una densidad de=1,431. Enrojece fuertemente el tornasol, mancha la piel de amarillo y la desorganiza: es inútil para la respiracion.

49. Acido nítrico.—**Agua fuerte.**—**Espíritu de nitro.** Descubierto

por Raimundo Lulio, célebre alquimista, que fue á la vez monge, químico y médico.

50. Propiedades. El ácido nítrico mas concentrado es líquido, blanco, odorífero, muy ácido y corrosivo. Mancha la piel de amarillo y la desorganiza al momento, lo que le constituye uno de los venenos mas violentos. Enrojece fuertemente la tintura de tornasol. Su peso específico=1,534.

Entra en ebullicion á los 28.º Al color rojo le descompone totalmente. A—50 se solidifica, y toma una consistencia mantecosa. Los rayos solares le descomponen cuando está bastante concentrado. La mayor parte de los combustibles le descomponen, apropiándose su oxígeno. El agua le disuelve.

51. Preparacion. Se prepara destilando en una retorta seis partes de nitrato de potasa con una parte de ácido sulfúrico, á cuya retorta se adapta un globo colocado á una mezcla refrigerante. Cuando está concentrado, se perciben al principio de la operacion vapores rutilantes, ocasionados por el poco de ácido nítrico libre y privado de aquel por ácido sulfúrico; mas luego el ácido se produce incoloro, y se recoge aparte, volviendo á presentarse los colores rutilantes al terminar la operacion, porque la mezcla no contiene ya el agua necesaria para prestar el ácido nítrico que se desprende del átomo de agua precisa á su constitucion.

52. Usos. Se emplea para disolver un gran número de metales, constituyendo unido al ácido clorohídrico el agua regia. Tambien se emplea en medicina; es uno de los principales reactivos, y de que se hace continuo uso.

§. IV. De los hidrácidos.

1. Que son hidrácidos? Qué cuerpos dan la calidad de ácidos á estos compuestos?—2. Cuáles son las propiedades del ácido clorohídrico?—3. Qué es lo que constituye el ácido clorohídrico líquido ó del comercio?—4. Qué es el agua regia?—5. Cuál es el estado y preparacion del ácido clorohídrico?—6. Cuáles son sus usos?—7. Cuáles son las propiedades del ácido fluorhídrico?—8. Cómo se prepara este ácido?—9. Cuáles son sus usos?—10. Cuáles son las propiedades del ácido sulfohídrico?—11. Qué cuerpos forma cuando los metales le descomponen?—12. Qué ventajas sacan los charlatanes de la propiedad de este gas de precipitar los metales disueltos en los ácidos?—13. Por qué se ennegrecen las imágenes de los santos y las personas que usan el blanco de afeite con las emanaciones del ácido sulfohídrico?—14. Dónde se encuentra este ácido?—15. Cómo se prepara?—16. Cuáles son sus usos?—17. Composicion del ácido cianohídrico, y de dónde se estrae?—18. Cuáles son las propiedades de este ácido?—19. Qué otra propiedad notable y peligrosa tiene este cuerpo ademas de los referidos?—20. Cuál es el mejor contráveneno del ácido cianohídrico?

1. El hidrógeno, combinándose con el fluor, cloro, bromo, yodo, azufre y selenio, forma compuestos que gozan de una manera bien pronunciada de todas las propiedades que se atribuyen á los ácidos. A este grupo de cuerpos se les denominó *hidrácidos*. Estos compuestos se enuncian anteponiendo al nombre del cuerpo la voz *hidro*, como ácido *hidroclórico*; pero en el dia se antepone el nombre del cuerpo al del hi-

drógeno, porque no es este, sino aquel, el que da al compuesto la calidad de ácido: v. g.: ácido *cloro-hídrico*. Los mas principales de estos compuestos son:

2. **Acido clorohídrico.**—**Acido marino.**—**Acido muriático.**—**Espíritu de sal.** Este ácido es gaseoso, incoloro, de un olor vivo, que produce vapores blancos al aire libre, enrojece activamente la tintura de tornasol, y apaga los cuerpos en combustion. Su peso específico es de 1,247. A—50.º se condensa sin cambiar de estado. El calor, el aire y el oxígeno no le descomponen; y la chispa eléctrica lo verifica parcialmente. La mayor parte de los metales le descomponen, y especialmente los alcalinos, formándose cloruro é hidrógeno, que se desprende. Tiene extraordinaria afinidad con el agua, que disuelve 46½ veces su volumen.

3. La disolucion en el agua constituye el ácido *clorohídrico líquido* usado en el comercio, que es blanco, muy cáustico, de un olor insoponible: enrojece la tintura de tornasol, y esparge en el aire vapores blancos.

4. **Agua regia.** El ácido *clorohídrico líquido* mezclado con el ácido *nitrico* produce un líquido rojo amarillento, conocido con el nombre de *agua regia*, en razon de la propiedad que posee de disolver el oro, considerado como el *rey de los metales*. Esta mezcla la constituyen los dos ácidos clorohídrico y nítrico no descompuestos, y que contienen ademas en disolucion ácido *hiponitrico* y *cloro*, producidos por la descomposicion parcial de aquellos.

5. **Estado.**—**Preparacion.** Parece existe en las aguas del rio vinagre. Se prepara fácilmente derramando ácido sulfúrico sobre el cloruro de sodio, el gas se desprende y se recibe en frascos llenos de mercurio; el agua que contiene el ácido sulfúrico se descompone, su oxígeno se combina con el sodio y forma sosa, de que se apodera el ácido sulfúrico, constituyéndose sulfato de sosa, y su hidrógeno se combina con el cloro del cloruro para formar gas ácido *clorohídrico*. Esta preparacion necesita de la accion del fuego.

6. **Usos.** Este gas es muy empleado en las artes, y en química como reactivo. Guyton de Morveau le empleó felizmente en fumigaciones para desinfestar la catedral de Dijon.

7. **Acido fluorhídrico.**—**Acido hidrofluórico ó hidrophórico.** Este ácido es líquido, incoloro; enrojece fuertemente la tintura de tornasol; esparge en el aire vapores blancos muy densos; tiene un olor acre y un sabor cáustico. Es de los cuerpos mas corrosivos, pues desorganiza la piel instantáneamente, y produce una ampolla muy dolorosa. A—40.º no se congela, y entra en ebullicion á 30.º, formando un gas que el frio hace líquido inmediatamente. El aire, el oxígeno y los metaloides no le descomponen. Tiene gran afinidad con el agua. El análisis no permitió aislar sus elementos.

8. **Preparacion.** Se obtiene por medio del calor, del fluoruro, del calcio y del ácido sulfúrico; el agua de este se descompone, su hidrógeno se combina con el fluor para formar ácido fluorhídrico, y su oxígeno se combina con el calcio, que forma con el ácido sulfúrico y sulfato de cal.

9. **Usos.** Se emplea el ácido fluorhídrico para grabar en cristal, ya gaseoso, ya líquido, según que debe producir rasgos opacos ó transparentes. Al efecto se derrama sobre el cristal un barniz compuesto de una parte de trementina y cuatro de cera: se dibuja luego con un buril, y de hecho se coloca el cristal sobre una vasija de plomo, de que se desprende el gas, con lo cual lavando el barniz queda el dibujo grabado. Cuando se quiere emplear el ácido líquido se sigue absolutamente el mismo procedimiento que para grabar al agua fuerte sobre el cobre.

10. **Acido sulfohídrico.—Acido hidro-sulfúrico.—Hidrógeno sulfurado.** Este ácido es gaseoso incoloro, de un olor y sabor insoportable parecidos á los de los huevos podridos. Apaga los cuerpos en ignicion, enrojece aunque débilmente el tornasol: su peso específico es de 1,1912. Es el mas deletereo de todos los gases. Un verderol metido en una atmósfera que tenga $\frac{1}{1500}$ de este gas perece inmediatamente. Un perro sucumbe á una atmósfera que contenga, $\frac{1}{1000}$ y un caballo perece en menos de un minuto en una atmósfera que encierre $\frac{1}{500}$. La presencia de este gas en las cloacas y letrinas es la causa de los accidentes funestos que tan frecuentemente atacan á los que se emplean en la limpieza de estos lugares inmundos.

El cloro, el bromo y el yodo le descomponen apoderándose de su hidrógeno y dejando el azufre libre. Por eso se emplea el cloro, que es el que goza en mayor grado esta propiedad en los casos de asfixia por el ácido sulfohídrico. Un medio sencillo y de felices resultados consiste en derramar algunas gotas de vinagre sobre el cloruro de cal encerrado en un pañito de lienzo.

El agua disuelve tres veces el volumen de este gas, y esta disolucion constituye el ácido sulfohídrico líquido.

11. La mayor parte de los metales descomponen el ácido sulfohídrico, apropiándose su azufre, formando sulfuros, y dejando libre el hidrógeno. Todos ellos necesitan mas ó menos del auxilio del calor; pero el potasio y el sodio le descomponen á cualquier temperatura. Por eso cuando se cuecen huevos en vasos de plata se ennegrecen estos, y los útiles de cocina suelen tambien ennegrecerse cuando se efectúa la limpieza de los lugares comunes.

12. Este mismo gas precipita los metales disueltos en los ácidos, dándole un color mas ó menos negruzco. Por eso los charlatanes sacan partido de esta propiedad para fascinar á los crédulos, escribiendo con

una disolución de sal de plomo unas palabras cabalísticas y predicciones en papel blanco, que sumergen en un poco de gas ácido sulfhídrico, presentando así inmediatamente caracteres negros, que han de revelar sus escritos, amañados de antemano.

13. El mismo resultado se observa en las imágenes de los santos y en los rostros de las personas que usan el *blanco de afeite*, porque la menor emanación del gas que nos ocupa basta para cambiar el óxido de bismuto en sulfuro de bismuto negro.

14. **Estado natural.** El ácido sulfhídrico se encuentra en las aguas sulfurosas, y se forma siempre que el azufre se halla en contacto con el hidrógeno naciente: por eso se encuentra en las cloacas, en los huevos podridos, en las materias fecales, en los gases intestinales etc.

15. **Preparación.** Se obtiene este gas poniendo en contacto el sulfuro de antimonio con el ácido clorohídrico; pues el hidrógeno del ácido se combina con el azufre, y forma ácido sulfhídrico, y el cloro uniéndose al metal forma cloruro de antimonio.

16. **Usos.** Es útil como reactivo y contra las enfermedades de la piel; pero sobre todo es esencial su estudio por lo muy esparcido que se halla en la naturaleza para evitar las propiedades perniciosas.

17. **Acido cianohídrico.—Acido hidrocianico.—Acido prúsico.**—Compuesto de un equivalente de cianógeno y de un equivalente de hidrógeno. Destilando con agua hojas del albaricoquero, de laurel, rosa ó almendras amargas, el agua obtenida contiene ácido hidrocianico. Scheele le estrajo del azul de Prusia.

18. **Propiedades.** Este ácido notable es líquido, incoloro, de un olor fuerte y análogo al de las almendras amargas: su densidad es de 0,70: hierve á $+26^{\circ}$, á -13 se solidifica y á $+26$ es gaseoso: enrojece débilmente la tintura de tornasol.

El azufre calentado en este gas le absorbe, y produce una combinación sólida, cristalina, soluble en el agua y formando con los óxidos sales particulares. El fósforo le sublima sin descomponerle. Calentado con el hierro, se obtiene carbon y se desprenden el ázoe y el hidrógeno en volúmenes iguales. Con el potasio forma cianuro de potasio, dejando libre el hidrógeno. La barita y la potasa le descomponen á una elevada temperatura, dejando libre el hidrógeno.

19. El ácido cianohídrico es de los venenos mas peligrosos que se conocen. Una sola gota de este ácido puro derramada en el ojo de un perro vigoroso le mata como un rayo. Todos los animales y hasta las mismas plantas mueren por la acción de este ácido. Berzelius cuenta que un químico que al prepararle derramó inadvertidamente una gota en su brazo desnudo murió á las dos horas.

20. El mejor contraveneno del ácido cianohídrico es el amoníaco líquido estendido, por cuyo medio se ha conseguido restablecer los animales envenenados por este ácido y que ya no daban señales de vida. También se emplea como contraveneno el cloro gaseoso.

§. V. De los metales.

1. Qué son metales?—2. Cómo se clasifican los metales segun M. Thenard?—3. Cuáles son las propiedades generales de los metales? Físicas: 1.º Estado. 2.º Color. 3.º Olor y sabor. 4.º Peso específico. 5.º Brillo. 6.º Opacidad. 7.º Ductilidad y maleabilidad. 8.º Tenacidad. 9.º Dureza. 10. Tejido interior. 11. Elasticidad, sonoridad. 12. Fusibilidad.—4. Propiedades químicas.—5. Cuáles son las aplicaciones de la acción del ácido nítrico sobre los metales?—6. Cuál es el estado natural de los metales?—7. Cuáles son los metales mas interesantes de la primera seccion?—9. Cuáles son los metales mas interesantes de la segunda seccion?—9. Cuáles son los metales mas interesantes de la tercera seccion.—10. Qué es el hierro?—11. En qué estado se presenta el hierro?—12. Cómo se fabrica la fundicion de hierro y el hierro?—13. Cuántas especies hay de fundicion?—14. De qué se compone la fundicion de hierro?—15. Cómo se prepara el hierro forjado?—16. Cuáles son las propiedades físicas del hierro?—17. Cuáles son las propiedades químicas del hierro?—18. Hay muchos carburos de hierro?—19. Qué es el acero?—20. Cuántas especies de aceros hay?—21. Cuáles son las propiedades del acero?—22. De qué se compone el acero?—23. Qué es acero damasquino?—24. En qué se emplea el acero?—25. Qué es zinc?—26. Cómo se estrae el zinc?—27. Propiedades del zinc.—28. Usos del zinc.—29. Qué es el estaño?—30. Cómo se estrae el estaño?—31. Propiedades del estaño.—32. Usos del estaño.—33. Qué es níquel? Usos del níquel.—34. Qué es cobalto? Usos del cobalto.—35. Cuáles son los metales mas interesantes de la cuarta seccion?—36. Qué es el arsénico y sus principales propiedades?—37. Dónde se halla el arsénico?—38. Cómo se estrae?—39. Cuáles son sus usos?—40. Qué es el cromo?—41. Cuáles son los usos del cromo?—42. Qué es el antimonio y sus principales propiedades?—43. Cuál es el estado y la preparacion del antimonio?—44. Usos del antimonio.—45. Qué es el bismuto?—46. Estado y preparacion del bismuto.—47. Usos del bismuto.—48. Qué es el cobre?—49. Estado del cobre.—50. Estraccion del cobre.—51. Propiedades del cobre.—52. Usos del cobre.—53. Qué es el plomo?—54. Cuál es el estudio del plomo?—55. Cómo se estrae el plomo?—56. Cuáles son las propiedades del plomo?

1. Los metales son unos cuerpos simples, casi completamente opacos, muy brillantes en masa y aun en polvo, buenos conductores del calor y de la electricidad, y dotados de otras varias propiedades de que luego hablaremos. El número de metales hasta hoy conocidos son 39.

2. **Clasificacion de los metales.** Se han hecho varias clasificaciones de los metales; pero la mas generalmente seguida es la de M. Thenard (1), que les dividió en las seis secciones siguientes:

1.ª Seccion. Metales que absorven el oxígeno á temperaturas muy al-

(1) M. de Regnault hizo varios esperimentos é investigaciones, segun las cuales modificó algo esta nomenclatura.

tas, y que descomponen el agua á la temperatura ordinaria, apoderándose de su oxígeno y desprendiéndose su hidrógeno con efervescencia:

Potasio. Sodio. Litio. Bario. Estroncio. Calcio.

2.^a Sección. Metales que absorven el oxígeno á altas temperaturas, pero que no descomponen el agua sino de 100.^o á 200.^o:

Magnesio. Glucinio. Itrio. Aluminio.

3.^a Sección. Metales que absorven el oxígeno á temperaturas muy altas, pero que no descomponen el agua sino al calor rojo:

Manganeso. Zinc. Hierro. Estaño. Cadmio. Níquel. Cobalto.

4.^a Sección. Metales que absorven el oxígeno á muy altas temperaturas, pero que no descomponen el agua á ninguna. Ocho de ellos son acidificables; los otros seis solo oxidables.

Metales acidificables:

Arsénico.	Cromo.	Tungsteno.	Antimonio.
Molibdeno.	Vanadio.	Columbio.	Titano.

Metales oxidables.

Teluro.	Cerec.	Cobre.
Urano.	Bismuto.	Plomo.

5.^a Sección. Metales que no pueden absorver el oxígeno sino á cierto grado de calor y que descomponen el agua:

Mercurio. Osmio. Rodio. Iridio. Paladio.

6.^a Sección. Metales que no pueden absorver el oxígeno, ni descomponer el agua, pero cuyos óxidos son reductibles por el calor rojo:

Plata. Oro. Platino.

3. Propiedades generales de los metales.—Propiedades físicas.—1.^o Estado.

Todos los metales son sólidos á la temperatura ordinaria, menos el mercurio que es líquido, y solo se solidifica entre los—39 y 40.^o

2.^o Color. El color de los metales varia extraordinariamente: los unos son amarillos como el oro; los otros azulados y mas ó menos blancos; y finalmente, los hay rojos como el cobre y el titano.

3.^o Olor y sabor. El frote desarrolla en algunos estas propiedades, que son en ellos desagradables.

4.^o Peso específico. En la mayor parte escede al del agua, y varia al infinito desde 0,86507 peso del potasio y 0,972 del sodio hasta 20,98, que lo es del platino, tomada el agua por unidad.

5.º **Brillo.** Se llama *brillo metálico* el que adquieren los metales por el pulimento, propiedad que depende de la de reflejar la luz.

6.º **Opacidad.** Los metales se han juzgado por mucho tiempo absolutamente opacos; pero una hoja de oro muy delgada deja paso á algunos rayos luminosos.

7.º **Ductilidad y Maleabilidad.** Propiedad de reducirse á hilos ó de estenderse en láminas. El hierro, el cobre y la plata son dúctiles; el plomo, el oro y el estaño dúctiles y maleables; la plata es dúctil y maleable etc.; finalmente, son *frangibles ó quebradizos* los que no poseen ninguna de estas dos propiedades, como el bismuto, el arsénico, el antimonio etc.

8.º **Tenacidad.** Propiedad que los metales tienen despues de reducirlos á hilos de sostener un peso mas ó menos considerable: el hierro es el mas tenaz de los metales.

9.º **Dureza.** Propiedad de rayar los demas cuerpos: los hay duros, tal por ejemplo, el hierro; y blandos como cera: tales son el potasio y el sodio.

10. **Tejido interior.** Los metales presentan un tejido poco variable: los hay laminosos como el bismuto, el antimonio y el zinc; fibrosos, como el hierro; y granulosos, como el antimonio.

11. **Elasticidad-sonoridad.** Propiedad que poseen los metales en razon directa de la dureza.

12. **Fusibilidad.** El potasio, el sodio, el plomo, el estaño y el bismuto son fusibles á la temperatura en un horno comun. El platino, el sodio, el iridio solo son fusibles á la llama del hidrógeno. Los demas metales son fusibles á diversas temperaturas.

4. **Propiedades quimicas.** El *oxígeno* se combina con todos los metales sin escepcion, y forma lo que llamamos *óxidos metálicos*.

El aire obra en los metales del mismo modo que el oxígeno, aunque de un modo mas lento.

Entre los *metaloideos*, el fósforo, el azufre, el cloro, el yodo, el bromo y probablemente el fluor, son los únicos que se unen con todos los metales. Los demas se combinan con preferencia con ciertos metales que con otros, como el hidrógeno, el boro, el silicio y el ázoe.

Los metales no son solubles en el agua; pero la descomponen á diferentes temperaturas segun la seccion á que pertenecen.

Los metales, esceptuando el cromo, el tungsteno, el colombio, el titano, el urano, el osmio, el paladio, el rodio, el platino, el oro y el iridio, descomponen el *ácido sulfúrico* concentrado á la temperatura de 100 á 200.º

El *ácido nítrico concentrado*, y aun algo debilitado, ataca los mismos metales que el ácido sulfúrico, con mas el urano y el paladio; teniendo ademas la propiedad de disolver todos los metales que ataca, esceptuando el estaño y antimonio, que trasforma en óxidos insolubles.

5. **Aplicaciones de la accion del ácido nítrico sobre los metales.** El hierro, el zinc, el plomo, el cobre, etc., se disuelven frecuente-

mente en el ácido nítrico para los usos industriales, usando de dicho ácido para obtener disoluciones metálicas.

El arte de *grabar al agua fuerte* descansa sobre esta propiedad. Se estiende una capa delgada de barniz de cera sobre la superficie de una plancha de cobre muy limpia y pulimentada : se coloca sobre esta plancha un papel en el cual está calcado el dibujo , quitando el barniz de cada línea formada por el decalco, para lo cual se emplea una punta muy aguda, con cuya operación queda descubierta la superficie de la lámina de cobre. Se guarnece esta con un rodete de cera, y se derrama sobre toda la superficie ácido nítrico á 36.º estendido en otro volúmen igual de agua, y dejando permanecer el líquido el tiempo suficiente para disolver todas las líneas formadas por la punta, se derrama luego el escedente, y haciendo disolver el barniz, que preservó el resto de la lámina del ataque del ácido, con esencia de trementina, se limpia el cobre, pudiendo luego por medio de la impresion multiplicar los dibujos grabados sobre el metal.

6. Estado natural de los metales. Los metales se encuentran ya libres en la naturaleza, ya en estado de combinacion. Aquellos son generalmente los menos oxidables.

Algunos metales son de uso frecuente en la sociedad, y de estos únicamente trataremos separadamente.

7. Metales de la 1.ª seccion. De estos seis metales, los mas interesantes, no por ellos, sino por sus óxidos, son el *potasio* y el *sodio*. Asi estos como los demas de la seccion se unen al oxígeno y forman óxidos, conocidos con el nombre de *álcalis*; por cuya razon se suelen designar los metales de esta seccion con el nombre de *alcalinos*.

8. Metales de la 2.ª seccion. No ofrecen particular interés, y el aspecto térreo de sus óxidos, que eran llamados *tierras*, hizo dar á estos metales el nombre de *terrosos*.

9. Metales de la 3.ª seccion. Los mas interesantes son el *hierro*, el *zinc*, el *estaño*, el *nikel* y el *cobalto*, que daremos á conocer con alguna mas estension.

10. Hierro. Llamado *marie* por los romanos, es conocido desde la mas remota antigüedad y de los metales mas útiles y comunes. La medicina, la pintura y en general todas las artes le utilizan.

11. Estado. Los minerales que contienen hierro como elemento principal son muy numerosos. Se encuentra en estado nativo, en el de óxido, sulfuro y en el salino. Existen masas de hierro nativo considerables : tales son las de Siberia, descubiertas por Pallás, y muchos creen que estas masas han caido de la atmósfera, pues estan compuestas, como los aereolitos, de hierro, manganeso, magnesio, nikel, etc.

11. Fabricacion de la fundicion de hierro y del hierro. Hay

dos clases de minerales de hierro: 1.º el terroso, que comprende los óxidos; 2.º los spáticos, que comprenden los silicatos y carbonatos.

Los minerales térreos se preparan para la fundicion eligiendo los mas á propósito, lavándoles y triturándoles.

Los minerales spáticos se preparan para el mismo objeto calcinándoles á fin de separar de ellos el azufre y el arsénico, y esponiendo al aire libre el producto de la calcinacion á fin de separar la magnesia en estado de sulfato.

La *fundicion de hierro* se efectúa en hornos especiales (1), que consisten en dos conos truncados unidos por su mayor base. Se introduce en ellos carbon por su parte superior ó boca y elevando la temperatura de los hornos á su mayor grado posible, y se echa luego el mineral por separado, renovando convenientemente la introduccion del mineral y del carbon, y añadiendo á la mezcla fundente arcilloso cuando el mineral es calcáreo, y fundente calcáreo cuando la ganga arcillosa ó silicosa domina en la mena. Pasado el tiempo necesario, la fundicion de hierro corre á la parte inferior del horno, desde donde pasa á ciertos moldes preparados para recibirle. De algunos años á esta parte se ha introducido una mejora en la fabricacion de la *fundicion de hierro*, que consiste en inyectar en los hornos aire caliente entre 160 y 400.º, obteniendo asi mas producto con menos combustible.

13. **Diferentes especies de fundicion de hierro.** Se conocen cuatro principales, á saber: 1.ª fundicion de hierro blanca ó cristalina; 2.ª fundicion de hierro blanca no cristalina; 3.ª fundicion de hierro gris; 4.ª fundicion de hierro negra.

14. **Composicion de la fundicion de hierro.** Dos á cuatro por ciento de *carbono*, $\frac{1}{4}$ á 2 por 100 de silicio, proporciones variables de manganeso, y 94 á 97 por 100 de hierro, constituyen generalmente la composicion de la *fundicion de hierro*, llamado *hierro colado*, despues que se ha solidificado.

15. **Preparacion del hierro forjado.** Se afina la fundicion de hierro colocándola en hornos propios, rodeada de carbon y someténdola á una elevada temperatura: luego que está convenientemente caliente se separa y se somete á la accion del martillo, operacion que se repite cuatro veces, que es cuando el hierro está convenientemente forjado y reducido á barras, como se ve en el comercio. En esta operacion el oxígeno del aire se combina con el silicio, y una ligera porcion de hierro, de cuya operacion resulta hierro, que es el que se somete á la accion del martillo, y se llama *hierro forjado*, óxido de carbono que se desprende, y silicato de hierro que permanece fundido.

Se puede obtener el *hierro forjado* directamente sin pasar por el estado intermedio de fundicion, variando la reduccion del mineral por el método llamado *catalan*, enteramente análogo al empleado para el refinamiento de

(1) *Hauts-forneaux*, altos hornos.

la fundición de hierro. Este mismo procedimiento es preferible siempre que el mineral lo permite.

Para obtener el hierro químicamente puro es necesario reducir por medio del hidrógeno el óxido férrico puro.

16. Propiedades físicas del hierro. El hierro puro es de un color gris azulado, brillante con el pulimento; su peso es de 7,788. Es maleable, dúctil y muy tenaz. Es de los metales mas difíciles de fundirse; pero se reblandece á una temperatura bien inferior á su punto de fusion, pudiendo entonces soldarse por medio del forjado. Posee en grado superior la virtud magnética.

17. Propiedades químicas del hierro. A la temperatura ordinaria el hierro no se altera en el aire seco; pero á poco que se le caliente se cubre de una película de óxido irizado: al calor rojo se oxida rápidamente cubriéndose de escamas de óxido negro. El aire húmedo oxida lentamente el hierro, cubriéndole de una capa de óxido que se llama *orin*. El hierro puro no descompone el agua tambien pura á la temperatura ordinaria; pero si el agua contiene ácidos, ó el hierro materias heterogéneas susceptibles de formar los elementos de una pila, entonces el agua se descompone, desprendiéndose su hidrógeno. Á la temperatura roja la descomposicion es muy rápida. Los ácidos minerales atacan el hierro con gran facilidad, y forman sales; pero los ácidos vegetales tienen una accion muy débil sobre él. El hierro reduce varios óxidos metalicos por la via seca y por la via húmeda, entre otros los de plata, cobre, plomo, bismuto y antimonio. Los nitratos, cloratos y bromatos atacan el hierro, llegando por este medio á su máximun de oxidacion. El hierro forma con los metales un gran número de aleaciones.

18. Carburos de hierro. Las diversas especies de fundiciones de hierro y de aceros son mezclas en diversas proporciones de hierro, de carburo de hierro, de siliuro, fosfuro, etc.

19. Acero. Los orientales fueron los primeros que supieron preparar el acero, y de ellos aprendieron los europeos este arte. La fabricacion de las armas blancas con esta sustancia data del siglo x; pero no se hicieron espadas hasta el siglo xiii. Los cuchillos, tijeras y otros instrumentillos de acero se fabricaron aun mas tarde; como que en Inglaterra no se conocian las agujas hasta el reinado de María y los alfileres hasta fin del de Enrique VIII.

20. Se distinguen tres especies de aceros: 1.^a *acero natural* ó acero de fundicion, y se obtiene tratando la fundicion de hierro por el fuego de fragua de una manera especial, ó un mineral rico de hierro por el método catalan; 2.^a el *acero de cementacion*, que se obtiene dando una temperatura elevada á las barras de hierro contenidas en cajas llenas de carbon pulverizado, ó haciendo pasar gas hidrógeno carbonado sobre hierro sujeto á una elevadísima temperatura; 3.^a el *acero fundido*, que se prepara de diversas maneras: 1.^a refundiendo el hierro fundido ó fundicion de hierro con una pro-

porcion conveniente de óxido de hierro; 2.^a calentando el acero de cementacion con vidrio térreo; 3.^o fundiendo una mezcla de hierro, de carbon y de vidrio.

21. Propiedades del acero. El acero es mas blanco que el hierro dulce y mayor su densidad, variable de 7,80 á 7,84. Mas maleable y menos dúctil que el hierro. A la temperatura del calor blanco se hace quebradizo.

Cuando se le enfria bruscamente se hace quebradizo y muy duro. Esta operacion se llama templadura cuando el tránsito brusco del calor al frio se le hace sufrir metiéndole en el agua fria. Si después de haberle sumergido se le hace recocer, adquiere elasticidad y se hace sonoro. El acero se funde á 130.^o del pirómetro.

22. Composicion del acero. Los diferentes aceros contienen de 1 á 2 por 100 de carbono y de 1 á 6 milésimas de silicio: tambien pueden contener algun aluminio.

23. Acero damasquino. Se llama asi un acero empleado para hacer los *damoscos de Oriente*. En Oriente existen dos especies de acero: 1.^o El *damasco de fusion*, que es un acero que contiene, ademas del hierro y el carbono, una pequeña porcion de aluminio y de silicio; 2.^o el *damasco azulado atelado*, que se hace de hojas muy finas de palastro de diferentes aceros. En Turquía se emplean á este efecto.

El duque de *Luynes* ha obtenido, segun *M. Bouchardat*, un damasco muy notable soldando hojas de palastro con hojas de platino. Para que el damasco presente las venas se sumerge en agua acidulada. El ácido con mejor éxito empleado para los damascos batidos es el oxálico; para los damascos de Oriente nada es preferible á una disolucion estendida de bisulfato férrico.

24. Usos del acero. El acero se emplea en la fabricacion de las armas y de una multitud de instrumentos cortantes.

25. Zinc.—Estado natural. El zinc se halla en la naturaleza: 1.^o en estado de sulfuro, llamado *blenda*; 2.^o en estado de carbonato, silicato y sulfato; en el de mezcla de carbonato y silicato, que es lo que constituye la *calamina*; y en el de óxido combinado con el óxido de hierro y de manganeso.

26. Estraccion. El zinc se extrae de la *calamina* ó de la *blenda*. Se calcina ligeramente la calamina, se tuesta la blenda, y luego se efectúa la reduccion mezclando el mineral con el carbon y calentando fuertemente esta mezcla, con lo cual se destila el zinc. Se purifica este destilándole de nuevo.

27. Propiedades. El zinc es de un blanco azulado. Su testura es cristalina. A la temperatura ordinaria se grieta bajo el martillo; pero á la de 100.^o puede reducirse por el laminador en hojillas muy delgadas y en hilos muy delicados. Es poco sonoro. Su densidad es de 6,86 á 7,19. Se funde á 360.^o A mayor temperatura se volatiliza. Cristaliza en prismas cuadrangulares.

Las hojas de zinc espuestas al aire se cubren de una capa de protóxido

gris claro. Descompone el agua lentamente á la temperatura ordinaria, y con gran actividad á mayor grado de calor. Todos los ácidos le atacan indistintamente. Reduce por la via seca y húmeda un gran número de sales y óxidos. La accion del calor en su mezcla con el nitro y el clorato de potasa producen detonacion. Descompone el ácido carbónico de los carbonatos alcalinos por la via seca. Se disuelve en el cremor tártaro. Se combina con el *azufre*, y descompone los *sulfuros alcalinos*, y el *cinabrio* con detonacion. Unese directamente al *fósforo* y al *arsénico*. Se inflama en el *cloro gaseoso* á una temperatura algo mas que la ordinaria. Descompone tambien el amoniaco, y se alea con la mayor parte de los metales.

28. **Usos.** Desde que se ha descubierto laminar el cobre, el zinc se aplica á una porcion de usos tecnológicos. Entra en la aplicacion del laton. Constituye uno de los elementos de las pilas voltaicas. Se hacen bañeras, canales, y tambien se ha empleado en planchas para cubrir los techos; pero la virtud emética de sus sales impide su uso en útiles destinados á contener alimentos.

29. **Estaño.** Llamado *Júpiter* por los antiguos, es conocido desde los tiempos mas remotos.

Estado. Se halla en estado de óxido y de sulfuro; pero generalmente contiene metales estraños. Hay pocas minas de estaño: las mejores son las de la India, Inglaterra y Alemania. En nuestra España posemos en Galicia varias minas de estaño, sitas en la comarca de Avion, limítrofe entre las provincias de Orense y Pontevedra, que producen el estaño mas fino y puro que se conoce en el comercio (1).

30. **Estraccion.** El óxido de estaño se presenta ó diseminado, ó en roca. En el primer caso, se machaca el mineral; y en ambos casos se procede al lavado ó aclarado. Cuando el mineral contiene sulfuro de hierro, de cobre ó de arsénico, se tuesta con cuidado á un calor que no esceda del rojo oscuro. Terminada esta operación, se mete la materia casi roja aun en cubas de agua, en la cual se disuelven los sulfatos de cobre y de hierro, y se lava de nuevo el mineral para separar los óxidos de dichos dos metales. Purificado asi el óxido de estaño, se coloca en un horno de manga ó en un horno de reverbero, donde se efectúa la reduccion. Asi reducido, el mineral se traslada sucesivamente á tres grandes cubas, donde se purifica por decantacion.

31. **Propiedades del estaño.** El estaño es blanco, casi tan brillante como la plata y muy maleable y dúctil, ocupando el tercer lugar entre los metales por su tenacidad. Es bastante blando, aunque menos que el plomo: no es elástico ni sonoro. Al doblarle se percibe un pequeño chasquido, conocido con el nombre de *grito del estaño*. Su densidad es de 7,293, y se funde á los 212. Su olor y sabor son bastante característicos. Se oxida al

(1) Asi lo afirma el *Boletín Oficial de Minas* del 1.º de junio de 1844.

aire libre por el aumento de temperatura, presentando una superficie irizada. Descompone el agua al calor rojo, ó por medio de los ácidos, que todos tienen acción mas ó menos marcada sobre él.

32. **Usos.** El estaño sirve para hacer vasos y otros utensilios domésticos, y sus aleaciones tienen usos utilísimos, de que luego hablaremos.

33. **Nikel.** No se encuentra puro en la naturaleza, y se extrae generalmente del arsenio sulfuro nativo. El nikel es pulverulento, ligeramente aglomerado, poroso y de un gris blanco mate; pero es susceptible de adquirir un color blanco brillante por medio del bruñidor. Su densidad es de 8,402.

Usos. Sus aleaciones presentan algunas que luego conoceremos.

34. **Cobalto.** No se halla puro, y se le extrae del sulfoarsenio. El cobalto es sólido, duro y quebradizo; su color es blanco gris. Su peso específico 8,6131. Tiene propiedades magnéticas. Se oxida al calor rojo, y arde á mayor temperatura con una llama rojiza.

Usos. No los tiene; pero se emplea el óxido y arseniato de cobalto para dar el color azul celeste y el azul de cobalto á las porcelanas.

35. **Metales de la 4.^a seccion.** De los *catorce* metales que comprende esta seccion, son los mas interesantes y dignos de conocerse el *arsénico*, el *cremo*; el *antimonio*, el *cobre*, el *bismuto*, y el *plomo*.

36. **Arsénico.** El *arsénico* es sólido, gris de acero, frágil, brillante, de testura granular y escamosa, de un olor particular, y sin sabor. Su peso específico es 5,956. A la temperatura de 180.º, se volatiliza sin fundirse, y para conseguir este último resultado se somete á una presión mayor que la ordinaria.

El oxígeno y el aire húmedos oxidan lentamente el arsénico á la temperatura ordinaria; pero elevando esta se combina con el oxígeno, formando un ácido blanco llamado *arsenioso*. Muchos metaloides y la mayor parte de los metales se combinan con el arsénico.

El agua no tiene acción sobre él, á menos que no contenga aire, pues entonces el arsénico se apodera del oxígeno, y forma ácido arsenioso, que se disuelve: esta disolución es conocida con el nombre de *agua de matar moscas*.

37. **Estado.** El arsénico se encuentra en estado nativo, en el de óxido, en el salino combinado con el azufre y con algunos metales.

38. **Estracción.** Se obtiene tratando el óxido blanco por el carbon, que se apodera del oxígeno, quedando el arsénico libre, que se volatiliza.

39. **Usos.** Unido al estaño, al cobre y al platino, se emplea para la fabricación de telescopios; pero entre sus compuestos merece particular mención el *ácido arsenioso*, de que nos ocuparemos en otro lugar.

40. **Cromo.** Descubierta por Vauquelin al examinar el plomo rojo de Siberia. El *cromo* es blanco gris, quebradizo y granuloso.

41. **Usos.** El óxido de cromo verde, que produce un verde sólido y brillante, se emplea con muy buen éxito en la coloracion de los esmaltes y porcelanas. El cromato de plomo ó amarillo de cromo constituye el mas rico y sólido de los colores amarillos minerales.

42. **Antimonio.—Régulo de antimonio.—Antimonio crudo.** Este metal, descrito por vez primera por Basilio Valentin, es sólido, blanco azulado, muy brillante, fácil de reducir á polvo, de una testura laminosa, con un olor sensible que desarrolla el frote. Su peso específico 6,7021. Es fusible á una temperatura superior al color rojo. Cristaliza en forma de hojas de helecho cuando está impuro, pues en estado de pureza presenta siempre una testura granular.

El aire y el oxígeno oscurecen únicamente su color á la temperatura ordinaria; pero elevando esta, el metal se oxida con desprendimiento de una luz viva, dando por resultado un *óxido blanco*.

Metido el antimonio en cloro gaseoso, se inflama y produce un cloruro, conocido con el nombre de *manteca de antimonio*.

43. **Estado y preparacion.** Se encuentra el antimonio en estado nativo, en el de óxido y en el de sulfuro.

El medio mas sencillo de obtenerle es tratar el sulfuro de antimonio por el hierro, que se apodera del azufre, dejando el antimonio libre.

44. **Usos.** Se emplea para la preparacion del kermes, del emético, del azufre dorado y en las aleaciones de los caractéres de imprenta.

45. **Bismuto.** Blanco gris algo rojizo, de estructura laminar brillante, poco dúctil y tenaz, y algo mas duro que el cobre. Su peso específico es 9,822. Se funde á los 247.º, y es volátil á los 30.º del pirómetro. Se oxida á una temperatura algo elevada. Se disuelve en el ácido nítrico, en el agua regia y en el ácido sulfúrico concentrado por la accion del calor. Por iguales medios le inflama el cloro, y se convierte en cloruro de bismuto. Se combina directamente con el azufre y el selenio, y se alea muy bien con la mayor parte de los metales.

46. **Estado y preparacion.** Se encuentra en estado nativo, de sulfuro simple ó compuesto, de arseniuro, etc. Se explota generalmente el bismuto nativo, y como es muy fusible, basta calentarle en crisoles para obtenerle.

47. **Usos.** Se emplea el bismuto para hacer el *blanco de afeite*, para las aleaciones fusibles y para preparar algunos esmaltes.

48. **Cobre.** El cobre es conocido de tiempo inmemorial, pues entraba como parte principal en la composicion de las armas y de los instrumentos cortantes de los antiguos. Los griegos y los romanos le extraian de la isla de Chipre, por lo cual le llamaban *cuprium*.

49. **Estado.** El cobre se encuentra : 1.º En estado nativo, en bastante cantidad y muy puro ; 2.º oxidado ú oxidulado ; 3.º en el sulfuro simple y compuesto, constituyendo grupos numerosos ; 4.º en el de seleniuros y arseniuros ; 5.º en el salino, constituyendo los sulfatos, fosfatos, arseniados, silicatos, carbonatos y cromatos. El mineral de cobre existe en los terrenos antiguos y secundarios, abundando especialmente en la arenilla roja.

50. **Estraccion.** Se obtiene el cobre de un óxido ó carbonato calcinándole fuertemente con carbon. Tambien se estrae del sulfuro, para lo cual se tuesta, y como el oxígeno del aire quema el azufre y oxida el metal, de este óxido se estrae el cobre calcinándole con carbon, segun espusimos.

51. **Propiedades.** El cobre es de un color rojo hermoso y brillante: cristaliza en romboedros por la fusion y enfriamiento, y por la via húmeda en cubos, que es como se encuentra en la naturaleza. Es poco sonoro y mas duro que el oro y la plata. Es el mas tenaz de los metales despues del hierro. Ocupa el tercer lugar respecto á su maleabilidad, y el quinto respecto á su ductilidad. Su densidad despues de fundido es de 8,788; estendido de 8,78. Se funde á 27.º del pirómetro. A mayor temperatura produce unos vapores que comunican á la llama un color verde; pero es muy poco volátil. Su olor y sabor son muy desagradables. La mayor parte de sus combinaciones son venenosas.

El aire seco no le altera á la temperatura ordinaria ; pero húmedo le cubre de un verde gris ó *hidrocarbonato cúprico*. El aumento de temperatura le oxida. El ácido nítrico le oxida y disuelve. Los demas ácidos le atacan de diversos modos. Los aceites obran sobre el cobre como los ácidos vegetales. Esta propiedad esplica la particularidad tan conocida de que las materias alimenticias cocidas en utensilios de cobre bien limpios no se hacen venenosas sino por el enfriamiento, porque entonces el aire penetrando hasta el cobre favorece la disolucion.

Una ligera disolucion de sal marina ataca enérgicamente al cobre. El calor favorece su combinacion con el selenio, el fósforo y el arsénico. El cloro y el bromo se combinan tambien con él con desprendimiento de luz. Se alea con todos los metales, esceptuando el hierro y el plomo.

52. **Usos.** Se emplea en la fabricacion de varios útiles, en la de la moneda y en forrar la parte exterior de los buques.

53. **Plomo.** Llamado *Saturno* por los antiguos, fue de los metales mas mortificados por los alquimistas.

54. **Estado.** El plomo se halla en estado de sulfuro, á veces combinado con el selenio y el telurio, y en estado salino.

55. **Estraccion.** El mineral de plomo mas abundante y el que generalmente se emplea es el sulfuro de plomo, llamado *galena*. Se separa el azufre oxidando y sulfatizando una porcion del sulfuro con un ligero calor, y mezclando mas sulfuro y elevando la temperatura, con lo cual resulta gas sulfuroso y plomo metálico. Se repite esta operacion hasta tanto que se haya

formado un esceso de óxido, que se reduce por el carbon. Cuando el sulfuro que se trata contiene mucha ganga, se tiene cuidado de eliminarla añadiendo materias susceptibles de formar con ella combinaciones.

56. **Propiedades.** El plomo es blanco, azulado y brillante cuando su superficie es reciente; es tan blando, que puede rayarse con la uña. Su peso específico es de 11,3803 á 17.^o, cuya densidad disminuye por el batido.

§. VI. De las aleaciones.

1. A qué se llama aleacion?—2. Qué es amalgama de estaño?—En qué se emplea la amalgama de estaño?—4. Qué es amalgama de bismuto?—Cuáles son sus usos?—5. Aleacion de estaño y hierro.—6. Aleacion de estaño y antimonio.—7. Aleacion de estaño y zinc.—8. Aleacion de estaño y plomo.—Usos de esta aleacion.—10. Es verdadera aleacion la del cobre y estaño?—11. Qué es hoja de lata?—12. Cómo se forma el moaré metálico?—13. Aleacion de hierro y zinc.—14. Aleacion de cobre y níquel.—15. Aleacion de cobre, níquel y zinc.—16. Usos de esta aleacion.—17. Aleaciones de cobre y estaño.—18. Qué es el bronce?—19. Aleaciones de zinc y cobre.—20. Aleacion de antimonio y plomo. Usos de esta aleacion.—21. Aleaciones de plata y cobre.—22. Ensayo de las aleaciones de cobre y plata.—23. Aleacion del oro y cobre.—24. Qué es el dorado?—Aleacion fusible en el agua hirviendo.

1. Se llama *aleacion* á la combinacion de varios metales por medio de la fusion. Si el mercurio entra en la combinacion con el metal, se llama *amalgama*.

Los químicos no estan de acuerdo para saber si los metales se combinan entre sí para formar combinaciones definidas. Los unos admiten proporciones determinadas; los otros quieren que las combinaciones se hagan en toda clase de proporciones. Sin embargo, es de creer que las aleaciones cristalizadas se efectúen segun la ley general que preside las combinaciones de los demas cuerpos.

Las *aleaciones* nos presentan la mayor parte de las propiedades físicas de los metales.

Una propiedad notable de las *aleaciones* es la de tener mayor dureza y menor ductilidad que los metales componentes. Son en general agrias y quebradizas.

Muchas aleaciones son muy comunes en las artes. Mencionaremos sus aplicaciones hablando de las mas usadas, que son:

2. **Amalgama de estaño.** Es líquida, con alguna mayor consistencia que el mercurio. Una parte de estaño y tres de mercurio dan una amalgama blanda, fácilmente cristalizable. Partes iguales dan una amalgama sólida.

3. **Usos.** Se emplea esta amalgama en la fabricacion de los espejos, á fin de darles lo que se llama el *azogado*. A este efecto se estiende sobre una mesa bien horizontal una hoja de estaño, sobre la cual se derrama cierta

cantidad de mercurio. Se desliza en seguida un espejo de manera que se consiga cortar en dos la capa de mercurio, y finalmente se ponen encima pesos, por cuyo medio al formarse la amalgama se adhiere fuertemente á las paredes del espejo, que adquiere la propiedad de reflejar los objetos.

4. **Amalgama de bismuto.** En parte líquida y en parte cristalizada, se obtiene como la anterior.

Usos. Se emplea en el azogado de los globos de cristal, lo que se consigue fundiendo juntos una parte de bismuto y cuatro de mercurio, metiéndole medio caliente en los globos bien secos, y haciéndole correr por todas sus paredes de manera que queden perfectamente bañadas, con lo cual una parte de la amalgama se solidifica y produce un hermoso azogado.

5. **Estaño y hierro.** Su aleacion se forma directamente fundiendo juntos sus óxidos con el carbon. Una pequeña cantidad de hierro basta para alterar la blancura del estaño, y hacerle sensible á la accion del iman.

6. **Estaño y antimonio.** Esta aleacion es tan blanca como el estaño, pero mucho mas dura y menos dúctil. Con una aleacion compuesta de 80 de estaño y 20 de antimonio se forman varios utensilios.

7. **Aleaciones de estaño y zinc.** Son muy dúctiles y tan tenaces como el laton.

8. **Estaño y plomo.** Estas aleaciones son mas oscuras y menos blancas, y algunas mas fusibles que el estaño.

9. **Usos.** La aleacion llamada *soldadura de plomeros* se compone de ambos metales en partes iguales. Sus aplicaciones son demasiado conocidas para que nos detengamos á describirlas. El estaño garantiza al promo de la oxidacion.

10. **Cobre estañado.** No hay verdadera aleacion, pues el estañado consiste en cubrir las hojas de cobre con capas de estaño. Para conseguirlo se calienta la pieza que se quiere estañar, se pulveriza con sal amoniaco y se frota con una estopa, hecho lo cual se derrama en ella estaño fundido, que puede cubrirse de resina para preservarle de la oxidacion.

El estaño unido á $\frac{1}{8}$ de hierro forma un estañado mas sólido que el estaño puro.

11. **Hoja de lata.** Unas hojas ó láminas de hierro cubiertas por ambas superficies con una capa de estaño forma lo que se llama *hoja de lata*. Para prepararla se desoxida la lámina de hierro, que se introduce luego en un baño de sebo y de allí en un baño de estaño cubierto de sebo derretido, con lo cual queda formada la hoja de lata, cuya superficie se iguala en seguida lo posible.

12. **Moaré metálico.** El *moaré metálico* se forma esponiendo la *hoja de lata* á la accion de un líquido formado por 3 partes de *ácido clorohídrico*, 2 de *ácido nítrico* y 8 de *agua*. En esta operacion se disuelve la capa superficial del estaño, que cubre las formadas por una multitud de cristales. Para obtener los moarés de diversos colores se cubren las hojas con un bar-

niz del color que se desee, con lo cual se preserva tambien la hoja de lata de toda oxidacion.

13. Hierro y zinc. — Hierro galvanizado. Este producto, recientemente introducido en la industria, se obtiene metiendo partes de hierro bien desoxidado en zinc fundido, en cuya superficie se forma una aleacion que preserva al hierro de la oxidacion.

14. Aleacion de cobre y nikel. Dos átomos del primero y uno del segundo forman una aleacion fusible, dúctil, tenaz y de un hermoso gris de platino.

15. Aleaciones de cobre, nikel y zinc. Estas aleaciones, muy usadas en la China, son conocidas bajo el nombre de *pakfung tutonago*, *cobre blanco*. Son casi todas tan blancas como la plata. Estas aleaciones se componen como sigue :

	1. ^a	2. ^a	3. ^a	4. ^a
Cobre	0,30	— 0,53	— 0,60	— 0,57.
Nikel	0,25	— 0,20	— 0,20	— 0,20.
Zinc	0,25	— 0,25	— 0,20	— 0,20.
Plomo	»	— »	— »	— 0,03.

16. Usos. La primera se emplea en la fabricacion de cubiertos; la segunda en vainas de cuchillos, despaviladeras, etc.; la tercera para preparar objetos laminados, y la última en la fabricacion de objetos soldados, como calderas, espuelas, etc.

17. Aleaciones de cobre y estaño. Aleaciones empleadas por los antiguos en la fabricacion de armas é instrumentos de labranza. Estas aleaciones se emplean hoy en la fabricacion de campanas, cañones y otros objetos hechos á molde.

18. El Bronce que sirve para la fabricacion de *cañones* contiene de 0,080 á 0,12 de estaño, y el de las estatuas unas 0,20 de estaño.

Tal es igualmente la composicion del *tan tan* ó *gonz* de los chinos, cuya sonoridad adquiere por medio de un enfriamiento prolongado.

19. Aleaciones de zinc y cobre. Son de mucho uso, y conocidas con el nombre de *laton*, *cobre amarillo*, *oro de Manheim*, *metal del príncipe Roberto*, *crisócalo*. El zinc palidece el color de cobre; bajo ciertos límites le da un color amarillo de oro; en mayores proporciones un amarillo verdoso, y finalmente, cuando entra de por mitad en la aleacion, es de un gris azulado.

20. Aleacion de antimonio y de plomo. Sólido, maleable, mucho mas duro que el plomo, y fusible al enrojarse. Se obtiene fundiendo juntas 20 partes de antimonio y 80 de plomo.

Usos. Se emplea esta aleacion para la fabricacion de los caracteres de imprenta.

21. Aleaciones de plata y cobre. Las diferentes aleaciones de pla-

ta y cobre son blancas, menos dúctiles que la plata. Las diferentes cantidades de plata que componen la aleacion constituyen su *título ó ley*. (Véase aritmética, pág. 529).

22. Ensayo de las aleaciones de cobre y plata. Estos análisis son frecuentemente necesarios para determinar el título de las aleaciones empleadas en la fabricacion de la moneda y de la joyería. Un procedimiento de muy antiguo conocido es la *copelacion*, que consiste en calentar fuertemente la plata en un vaso llamado *copela*, compuesto de materia que absorve los óxidos, dejando libre y puro el metal noble. Para que pueda efectuarse la separacion de los metales estraños, es indispensable alear la materia que se quiere ensayar con cierta proporcion de plomo, cuyo óxido al formarse arrastra los óxidos de los metales estraños. El bismuto puede reemplazar al plomo.

23. Aleacion de oro y cobre. De un hermoso amarillo de oro, menos dúctil, mas duro y mas fusible que dicho metal. Su título queda determinado en la *aritmética* (tomo I, cap. XII, páginas 527, 528, 529 y 530).

24. Dorado. Se llama *dorado* á cualquier porcion de plata dorada con una amalgama de oro. Se emplea en la fabricacion de vasos, cubiertos, etc.

25. Aleacion fusible en el agua hirviendo. Esta aleacion es de un gris aplomado, fusible á 90.º, y por consiguiente en el agua hirviendo y en el vapor. Para obtenerle pueden juntarse 3 partes de estaño, 8 de bismuto y 5 de plomo. Si se le añade mercurio, se hace mas fusible y sirve para inyecciones anatómicas.

§. VII. De los óxidos metálicos.

1. Cuál es la historia de los óxidos metálicos?—2. Cómo se clasifican los óxidos metálicos?—3. Cuáles son las propiedades de los óxidos?—4. Composicion de los óxidos.—5. Estado de los óxidos.—6. Preparacion de los óxidos.—7. Protóxido de potasio.—8. Hidrato de protóxido de potasio.—9. Preparacion de este hidrato.—10. Usos de este hidrato.—11. Carácterés de las sales de potasa.—12. Qué es el protóxido de sodio?—13. Qué es el hidrato de sodio?—14. Usos de este hidrato.—15. Cuáles son los carácterés de las sales de sosa?—16. Protóxido de bario.—17. Protóxido de estroncio.—18. Protóxido de calcio.—19. Estado del protóxido de calcio.—20. Preparacion del protóxido de calcio.—21. Usos del protóxido de calcio.—22. Cuáles son los carácterés de las sales de cal?—23. Cuáles son los principales óxidos metálicos de la 2.ª seccion.—24. Cuál es el óxido de magnesio?—25. Estado del óxido de magnesio.—26. Preparacion del óxido de magnesio.—27. Usos del óxido de magnesio.—28. Carácterés de las sales de magnesia.—29. Óxidos de aluminio.—30. Estado de los óxidos de aluminio.—31. Carácterés de las sales de aluminio.—32. Qué carácterés presentan los óxidos de la 3.ª seccion?—33. Cuáles son los óxidos de manganeso?—34. Cuáles son los óxidos de zinc?—35. Usos de las sales de zinc.—36. Cuáles son los óxidos de hierro?—37. Sales de hierro.—38. Cuáles son los óxidos de cobalto?—39. Cuáles son los óxidos de níquel?—40. Cuáles son los óxidos de la 4.ª seccion?—41. Cuáles son las combinaciones del arsénico con el oxígeno?—42. Acido ar-

senioso ú óxido de arsénico.—43. Usos de este compuesto.—44. Caracteres del ácido arsénico.—45. Qué es hidrógeno arsenicado?—46. Cuál es la historia toxicológica del arsénico?—47. Contravenenos del arsénico.—48. Investigaciones médico-legales sobre el arsénico.—49. Combinaciones del cromo con el oxígeno.—50. Qué es el óxido crómico?—51. En qué se emplea el óxido crómico.—52. Qué es el deutóxido de cromo?—53. Qué es el ácido crómico?—54. Que son cromatos?—55. Cuáles son las combinaciones del oxígeno con el antimonio?—56. Cuáles son los óxidos de cobre?—57. Y los de plomo?—58. Usos de los óxidos de plomo.—59. A qué se llama óxido de color de pulga?—60. Qué es minio?—61. En qué se emplea?—62. Qué son las sales de plomo?—63. Cuáles son los óxidos metálicos de la 5.ª sección?—64. Óxidos de mercurio.—65. Óxidos metálicos de la 6.ª sección.—66. A qué se llama amoniaco?—67. Cuáles son las propiedades físicas del amoniaco?—68. Y las químicas?—69. Cuál es la composición del amoniaco?—70. Qué es amoniaco líquido?—71. Cuál es el estado natural del amoniaco?—72. Cómo se prepara?—73. Qué usos y aplicaciones tiene el amoniaco?—74. Qué son sales amoniacaes?

1. De los óxidos metálicos en general.—Historia.

Los *óxidos metálicos* son unas combinaciones binarias del oxígeno con los metales. Los antiguos los conocian bajo el nombre de *cales metálicas*, y los miraban como metales privados del *flogístico*, que le devolvía el carbon por medio de la calcinacion.

2. **Clasificación.** Los óxidos se dividen generalmente en las mismas secciones que los metales. Sin embargo, pueden dividirse en cuatro clases, según las propiedades bien distintas que poseen :

1.ª La de los *ácidos metálicos*, compuesta de los óxidos que gozan propiedades acidulas : tales son : los *ácidos arsénico* y *arsenioso*, *crómico*, *antimónico*, *antimonioso*, *túngstico*, *molibdico*, etc.

2.ª La de los *óxidos propiamente dichos*, que son los que gozan marcadamente de las propiedades básicas.

3.ª La de los *neutros ó indiferentes*, que son los que no se combinan ni con las bases ni con los ácidos.

4.ª La llamada de los *óxidos singulares*, que solo se combinan con los ácidos despues de haber perdido cierta cantidad de oxígeno : tales son el *bi-óxido de manganeso*, de *bario*, el *peróxido de potasio*, de *sodio*, etc.

3. **Propiedades de los óxidos.** Los óxidos son sólidos, quebradizos, sin brillo, de color vario, inodoros é insípidos, menos los de la primera sección y los que son solubles. Todos, exceptuando el de potasio y sodio, son mas pesados que el agua. Muchos devuelven el color azul á la tintura de tornasol enrojecida por un ácido. Los de la 1.ª sección y el de magnesio enverdecen la tintura de violeta y enrojecen el color amarillo de cúrcuma.

Accion del calor. Reduce la de las dos últimas secciones, no varia las de la segunda, y solo altera en parte las demas. Solo el protóxido de antimonio es volátil.

Accion de la electricidad. Todos los óxidos pueden descomponerse por la accion de una pila de 100 pares.

Accion del carbono. El carbono á una alta temperatura descompone

todos los óxidos metálicos, esceptuando los de la 2.^a seccion, y los protóxidos de *borio*, *estroncio*, *calcio* y *litio*. El carbono uniéndose al oxígeno forma *óxido de carbono* ó *ácido carbónico*, dejando el metal libre.

Accion del agua. Solo los óxidos de la 1.^a seccion se disuelven en el agua. Los *protóxidos de hierro*, *manganeso* y *estaño* la descomponen, apoderándose de su oxígeno. Algunos, por el contrario, se descomponen disolviéndose en ella, como los *peróxidos de potasio* y *sodio*, y los *bióxidos de bario*, *estroncio* y *calcio*. Sin embargo, la mayor parte se combinan con el agua y forman *hidrácitos*. Estas combinaciones se hacen con desprendimiento de calor, cuyo ejemplo nos presenta diariamente la *cal apagada*, en cuya operacion el óxido de calcio ó cal viva, combinándose con el agua, forma un hidrácido, produciéndose un calor que se valúa en mas de 300.^o El agua al combinarse con los óxidos les da á veces un color muy diferente, cuyo ejemplo tenemos en el *hidrato de bióxido de cobre*, que es azul, en el de *protóxido de cobalto*, que es azul violado, y en el de *protóxido de nikel*, que es verde prado.

Accion de los ácidos. Todos los óxidos metálicos *básicos* se combinan con los ácidos y forman sales.

Advertencia. Algunos otros cuerpos tienen accion sobre los óxidos, pero que no es tan interesante conocer como las que hemos mencionado.

4. **Composicion.** Todos los óxidos siguen en su formacion la ley de las proporciones múltiples, y siendo una la cantidad de metal, la cantidad de oxígeno que forman sus diferentes óxidos estan ordinariamente entre sí como los números 1, 1½, 2, 3, 4.

5. **Estado natural.** Los óxidos se encuentran casi siempre combinados con otros ó con los ácidos, y muy pocas veces libres.

6. **Preparacion.** Existen varios procedimientos para obtener los óxidos:

1.^o Calcinando al aire libre ó en el oxígeno los metales de las cuatro primeras secciones.

2.^o Descomponiendo una sal disuelta en agua por la *potasa*, la *sosa* ó el *amoniac*, con tal que el óxido que debe resultar sea insoluble.

3.^o Calentando fuertemente un carbonato, por cuyo medio pueden obtenerse la mayor parte de los óxidos, esceptuando los de *potasio*, *sodio* y *bario*.

4.^o Descomponiendo un nitrato por medio del calor.

Estudio particular de algunos óxidos metálicos.—Óxidos de la 1.^a seccion. Son unos cuerpos blancos, solubles en el agua y de un sabor cáustico. Pueden dividirse en dos series naturales: 1.^o los *álcalis*, que comprenden la *potasa*, la *sosa* y la *litina*; 2.^o las *tierras alcalinas* ó la *barita*, la *estronciana* y la *cal*.

7. **Protóxido de potasio.—Potasa.—Alcali vegetal.** Conocido desde muy antiguo, aunque combinado con el ácido carbónico ó formando

otras sales. Es blanco, muy cáustico, mas pesado que el potasio, y enverdece fuertemente la tintura de violetas. Solo se emplea en las artes en el estado de

8. **Hidrato de protóxido de potasio.**—**Hidrato de potasa.**—**Potasa de alcohol.**—**Piedra de cauterio.** Blanca, sólida, fusible á una temperatura mayor que el calor rojo, y susceptible de volatilizarse.

Espuesta al aire atrae la humedad y el ácido carbónico, y lo convierte en líquido. Por la accion de la pila se descompone en *potasio* y *oxígeno*.

La potasa se encuentra en las cenizas de los vegetales combinada con los ácidos carbónico, sulfúrico, clorohídrico etc., en las materias salitrosas, en estado de nitrato etc.

9. **Preparacion.** Se prepara el hidrato de potasa de la manera siguiente. Se toma carbonato de potasa puro, que se disuelve en agua, que se trata por la cal viva pulverizada: esta se apodera del ácido carbónico del carbonato de potasa, y forma un carbonato de cal, que se precipita y separa. La potasa queda disuelta en agua, que se evapora hasta dejarla perfectamente seca, que constituye el *hidrato de potasa ó piedra de cauterio*. Para separar el hidrato de las sales que contiene se trata por el alcohol concentrado. Luego que el líquido haya evaporizado hasta la consistencia de jarabe, se agita, el alcohol disuelve la potasa, y las otras sales se precipitan. Separando entonces las capas superiores del alcohol, se evapora de nuevo hasta su perfecta sequedad, obteniendo entonces la *potasa de alcohol*.

10. **Usos.** La potasa es de un uso muy frecuente. Empléase en la formacion de los jabones blandos, del alumbre, del salitre y para abrir llagas. En química se emplea muchas veces como reactivo.

11. **Caractéres de las sales de potasa.** Presentan por caractéres principales: 1.º ser solubles en el agua; 2.º el cloruro de platino forma con ellas un precipitado amarillo de canario; 3.º el sulfato de alumina forma un precipitado de alumbre; 4.º el ácido perclórico forma un precipitado blanco muy poco soluble.

12. **Protóxido de sodio.**—**Sosa.**—**Alcali mineral.** Propiedades físicas y químicas idénticas al protóxido de potasio, de que se distingue únicamente porque espuesto al aire pasa al estado de carbonato, y en vez de caer en delicuescencia se effloresce y convierte en polvo. Tambien se emplea únicamente en estado de

13. **Hidrato de sodio,** que es en todo semejante al de potasio, y se obtiene del mismo modo.

La *sosa* se halla siempre combinada con los ácidos carbónico, sulfúrico, nítrico, hidroclórico, etc.

14. **Usos.** Se emplea en la fabricacion de jabones duros y del vidrio. Tambien se usa para leñas.

15. **Sales de sosa.** Muy semejantes á las de potasa, de las cuales úni-

camente las distingue el no formar precipitados con el sulfato de alumina, el cloruro de platino y el ácido perclórico.

16. **Protóxido de bario.** — **Barita.** — **Tierra pesada.** Blanca, cáustica, que enverdece la tintura de violetas, y enrojece el color de cúrcuma. Absorve el agua y el ácido carbónico. Solo se usa como reactivo. Se encuentra combinado, formando sales generalmente blancas.

17. **Protóxido de estroncio.** — **Estronciana.** Semejante á la barita, cuyas sales se distinguen de las de estronciana por la hermosa llama roja que produce en una disolucion alcohólica, y por no formar precipitado con el ácido, hidrofluórico, como lo forman las de barita.

18. **Protóxido de calcio.** — **Cal cáustica.** La cal es conocida desde los tiempos mas remotos. Es blanca, cáustica, cristaliza en octaedros, y enverdece la tintura de violetas. Ni el calor ni el oxígeno la altera, y solo la descompone la accion de la pila. Espuesta al aire, atrae su humedad y el ácido carbónico aumenta de volúmen, se dilata y pasa al estado de carbonato. Derramando agua gota á gota sobre este óxido, la absorve y se solidifica con desprendimiento de calórico, y la cal se pulveriza enteramente. En mayor cantidad el agua puede disolver la 700 parte de su peso de cal. Esta disolucion constituye *el agua de cal medicinal*. El agua de cal tiene varios usos en las artes, y se emplea en la preparacion de las pieles y en la fabricacion del azúcar.

19. **Estado.** La cal se halla en la naturaleza combinada con los ácidos carbónico, sulfúrico, nítrico.

20. **Preparacion.** Se obtiene la cal calcinando el *carbonato* de cal comun. Para los usos de la medicina y en la química se emplea con preferencia el *mármol blanco*, que es el *carbonato de cal* mas puro.

21. **Usos.** Todos conocen los usos de la cal: se emplea para la siembra del trigo; en la preparacion del amoniaco, y mezclada con la arena en la fabricacion de los morteros etc.

La cal hidratada, ó hidrato de cal, sirve para la preparacion del hipoclorito de cal.

22. **Sales de cal.** Con el carbonato de potasa, sosa y amoniaco dan un precipitado blanco; pero los mejores reactivos son el ácido oxálico y el oxalato de amoniaco, que forman un precipitado blanco de oxalato completamente insoluble.

23. **Oxidos metálicos de la 2.^a seccion.** Estos óxidos eran conocidos de los antiguos químicos bajo el nombre de *tierras*, de donde viene el nombre de *óxidos terrosos*. Son blancos é insolubles. Se les da el nombre de *magnesia*, *glucina*, *itria* y *alumina*. El primero y el último son los mas importantes.

24. **Oxido de magnesio.** — **Magnesia.** — **Magnesia pura.** — **Magnesia calcinada.** La magnesia es blanca, suave al tacto, infusible; enrojece la tintura de violetas y absorve el ácido carbónico del aire.

25. **Estado.** Se encuentra combinada con diferentes ácidos y en forma de hidrato.

26. **Preparacion.** Se obtiene descomponiendo una disolucion de sulfato de magnesia por el carbonato de potasa ó sosa, recogiendo el precipitado y calcinándole despues de seco para estraer el ácido carbónico.

27. **Usos.** Se usa en medicina contra los ardores de estómago y contra los envenenamientos por los ácidos.

28. **Salas de magnesia.** Dan un precipitado blanco con los carbonatos de potasa y sosa y con el fosfato de amoniaco, que es el mejor reactivo.

29. **Oxido de alumina. — Alumina. — Tierra aluminosa.** Blanco, suave al tacto, pegadizo á la lengua, infusible, insoluble en el agua, aunque le absorbe y forma pasta. Se combina no solo con los ácidos, sino con las bases enérgicas, como con la potasa y la sosa cáustica.

30. **Estado.** En estado de pureza constituye el *zafiro*, *rubi* ó *corindon* de los mineralogistas. Generalmente se halla en estado salino ó combinado con otros óxidos.

31. **Salas de alumina.** De sabor astringente: dan un precipitado blanco con la potasa; tratados por el soplete con el nitrato de cobalto adquieren un hermoso color azul.

32. **Oxidos de la 3.^a seccion.** Son generalmente *básicos*, aunque gozan á veces de propiedades *ácidas*.

23. **Oxido de manganeso.** El manganeso se combina en seis proporciones con el oxígeno, que son: el *protóxido*, el *deutóxido*, el *peróxido*, el *óxido rojo de manganeso* y los *ácidos mangánico* é *hipermangánico*. La mas interesante de estas combinaciones y mas abundante en la naturaleza es el *peróxido de manganeso*, que se emplea en la estraccion del oxígeno.

34. **Oxido de zinc. — Oxido cíncleo.** Conocido en otro tiempo por los nombres de *flores de zinc*, *punfolix*, *nihil album lana filosófica*. Es blanco é insípido y base enérgica.

35. Las salas de zinc solubles en el agua se emplean en medicina.

36. **Oxidos de hierro.** Los óxidos de hierro son el *protóxido de hierro* (*óxido ferroso*), base enérgica, cuyo hidrato es blanco; el *óxido férrico* (*peróxido de hierro colcotar*, *hierro olegisto*), de un rojo violado en masa y de un rojo vivo cuando está dividido, y cuyo hidrato es de un amarillo oscuro, y el *óxido magnético* ú *óxido ferroso férrico*, muy abundante en la naturaleza y que posee cierto brillo metálico.

37. **Salas de hierro.** Los dos óxidos ferroso y férrico se combinan con los ácidos y forman dos clases de salas: las ferrosas tienen en disolucion un color verde azulado; las férricas son ordinariamente de un color amarillo verdoso. Se emplean en medicina.

Oxidos de estaño. Solo existen dos: el *protóxido* y el *peróxido* ó *ácido estannico*.

38. **Oxidos de cobalto.** Hay otros dos: el prótóxido se une á los ácidos y forma sales de un color de rosa, lila ó azul.

39. **Oxidos de níkel.** El prótóxido y el peróxido, que forman sales de un color verde.

40. **Oxidos de la 4.^a seccion.** Muchos de los metales de la 4.^a seccion al unirse con el oxígeno forman *ácidos*, como el *arsenioso* y *arsénico*, *antimónico* y *antimonioso*, etc.: otros forman *bases* enérgicas.

41. **Combinaciones del arsénico con el oxígeno.** El arsénico se combina en tres proporciones con el oxígeno, y forma un subóxido y dos ácidos.

42. **Acido arsenioso. — Oxido de arsénico.** Conocido bajo el nombre de *arsénico blanco*. Por lo regular se halla en masa de un blanco lechoso con fractura vítrea. Se volatiliza por el calor en forma de vapor blanco. Su densidad es 3,699.

43. **Usos.** Se emplea este ácido en las artes en las manufacturas de telas pintadas; para preparar el oropimento, en la fabricacion del cristal, en el verde de Scheele. Con el nombre de arsénico, y mezclado con harina, sirve para envenenar ratones. Aunque es uno de los venenos mas violentos, se emplea tambien en medicina.

44. **Acido arsénico.** De un blanco lechoso: atrae la humedad del aire, y puede formar cristales delicuecentes. Es uno de los venenos mas temibles.

45. **Hidrógeno arsenicado.** Gas deletéreo é incoloro, de un olor particular y densidad de 2,695.^o

46. **Historia toxicológica del arsénico.** El uso que se hace del arsénico en las artes, y hasta para preservar las casas de ratones, produce la frecuencia de los envenenamientos, y recomienda la utilidad de hacer algunas ligeras indicaciones sobre la historia toxicológica de este metal.

El *arsénico* es un veneno para todos los animales y vegetales. De los compuestos de este metal, los *ácidos arsénico* y *arsenioso* son los mas venenosos. Las sales y sulfuros no lo son tanto.

Los envenenamientos por el arsénico presentan generalmente la serie de fenómenos siguientes: El enfermo experimenta por lo regular un cuarto de hora despues del envenenamiento un calor ardiente en el estómago, una sed inestinguible. Mas tarde vienen los vómitos, acompañados de dolores agudísimos y de cólicos crueles, seguidos á veces de una violenta diarrea; sudores frios, síncope, espasmos crueles en las membranas, convulsiones; y finalmente, la muerte pone término á tan terrible estado si no se administran pronto socorros.

47. **Antídotos ó contravenenos.** Promover el vómito en abundancia por cualquier medio activo y sin la menor dilacion, administrando en seguida el hidrato de peróxido de hierro en gran cantidad.

48. **Investigaciones médico-legales sobre el arsénico.** Sucede con frecuencia tener que investigar la presencia del arsénico en el cadáver

de alguna persona que se sospeche haber sido envenenada por alguna preparación arsenical. Hé aqui las esperiencias que al efecto suelen ejecutarse.

Se hierve el contenido del estómago y sus membranas con agua alcalina, que se hace tal por medio de la potasa cáustica; se satura el líquido con ácido hidroclórico, se filtra y hace pasar por él una corriente de gas sulfurohídrico. Si contiene arsénico amarillea al poco tiempo, y luego se precipita sulfuro de arsénico en estado de polvo amarillo. Cuando la cantidad de arsénico es muy corta, el líquido se vuelve amarillo, sin que se forme precipitado; pero evaporándole se consigue el sulfuro de arsénico, que se presenta de manera que el ácido se concentra por la evaporación. En seguida se filtra la disolución, y se lava el sulfuro de arsénico. Cuando la cantidad de este es tan extraordinariamente pequeña que no puede sacarse del filtro, naturalmente se emplea el amoniaco cáustico, que se evapora luego en un vidrio de reloj, el sulfuro que queda puede separarse del vidrio y recogerse. Se trasforma luego este sulfuro en ácido arsénico, á cuyo efecto se introduce poco á poco en un tubo de cristal cerrado por un lado, donde se halla nitro en estado de fusión; entonces el sulfuro de arsénico se oxida sin deflagración, y disolviendo sal, se añade al líquido un exceso de agua de cal, que se hierve para obtener el arseniato cálcico. Se espona este á un calor rojo, se mezcla con carbon recientemente enrojecido, y se introduce la mezcla en un tubo de cristal cerrado por una punta aguda. Para esta operación se comienza por calentar poco á poco el tubo á fin de espeler la humedad que la mezcla hubiese podido haber absorbido, y esponiendo luego el fondo á la llama del soplete hasta que el vidrio comience á fundirse, se reduce el arsénico y reúne en la parte angosta del tubo, donde se halla repartido sobre una superficie tan pequeña, que deja reconocer las mas insignificantes dosis.

El procedimiento anterior es tan seguro como exacto; pero hoy suele emplearse el de *Marsh*, que ni con mucho presenta las mismas seguridades, ni aun en las reformas sucesivas que MM. Liebig, Berzelius, Orfila, Flaudin y Danger hicieron, puesto que los reactivos empleados pueden contener arsénico, é introducir así un comprobante fatal en el cuerpo del delito; resultado deplorable, puesto que en caso de duda preferiríamos siempre absolver á condenar.

49. Combinaciones del cromo con el oxígeno. Descubiertas por Vauquelin, y que tan brillantes aplicaciones tienen en las artes, en la medicina y en la economía doméstica. Estas combinaciones son tres: dos óxidos y un ácido.

50. Óxido crómico ó protóxido de cromo. De un hermoso color verde herbáceo, cuyos matices son tanto mas claros cuanto mas calcinado se halla. Se prepara de diferentes matices, y se obtiene calcinando al calor rojo el bicromato de mercurio.

51. Usos. El protóxido de cromo presenta uno de los colores verdes mas sólidos y brillantes, y se emplea en las porcelanas y esmaltes.

52. **Deutóxido de cromo.** Se obtiene dirigiendo ácido crómico sobre el óxido de cromo. Es de un color oscuro.

53. **Acido crómico.** Se obtiene descomponiendo el cromato de plata por el ácido clorohídrico. Es de los ácidos metálicos mas enérgicos.

54. **Cromatos.** Los cromatos alcalinos neutros no cristalizan: los sub-cromatos son amarillos; los cromatos ácidos son de un color rojo anaranjado.

55. **Combinaciones del oxígeno con el antimonio.** Forma un *sub-óxido* de un color gris negruzco sin brillo; el *óxido* de un color blanco puro; el *ácido antimonioso* de un hermoso color blanco inalterable al calor, infusible y fijo, y el *ácido antimónico* de un color blanco amarillento.

Todas las preparaciones de antimonio solubles son mas ó menos venenosas; incitan el vómito muy enérgicamente, y á veces su efecto es purgante: el tanino les precipita; la quinina y las agallas son sus contravenenos.

56. **Oxidos de cobre.** Son tres: el *protóxido*, empleado en las artes, de un color anaranjado, el *deutóxido* negro, y el *sobreóxido*, que se prepara por medio del agua oxigenada.

57. **Oxidos de plomo.** El plomo forma cuatro combinaciones con el oxígeno: el *subóxido*, el *protóxido*, el *sobreóxido* ú *óxido de color de pulga* y el *minio* ú *óxido intermediario*.

Subóxido de plomo. Es un polvo gris negruzco, y se forma por la oxidación del plomo al aire libre.

El *protóxido de plomo* se obtiene en estado de hidrato blanco precipitando una sal de plomo por un álcali disueltó. Cuando no está fundido se llama *masicot*, y es pulverulento y de un color amarillo pálido. Fundido se llama *litargirio*, y se presenta bajo la forma de láminas micáceas de un color amarillo rojizo.

58. **Usos.** Con la sílice y el ácido bórico forma vidrios muy pesados. Asi el *masicot* como el *litargirio* son muy empleados en las artes y en medicina.

59. **Sobreóxido de plomo ú óxido de color de pulga.** Se obtiene tratando el *minio* por el ácido nítrico, y es de color de pulga oscuro.

60. **Minio.** Es un compuesto del protóxido y sobreóxido de plomo, y se obtiene tratando el *masicot* por un calor moderado y al contacto del aire. Tiene un color de naranja brillante.

61. **Usos.** Se emplea tambien en las artes.

62. **Salas de plomo.** Solo las forma el protóxido de plomo, y todas son venenosas y ocasionan los cólicos conocidos con el nombre de cólico de pintores.

63. **Oxidos de los metales de la 5.^a seccion.** Los únicos óxidos de esta seccion que deben ocuparnos son:

64. **Los óxidos de mercurio.** Estos son dos:

1.º **El protóxido de mercurio.—Óxido negro.** Es un polvo negro que el calor y la luz trasforman en mercurio y en óxido mercúrico.

2.º **Oxido mercurico.**—**Deutóxido de mercurio.** Se obtiene ya esponiendo el mercurio caliente hasta el punto de ebullicion á la accion de aire, y se llama *precipitado per se*, ya descomponiendo el nitrato, y se llama *precipitado rojo*.

Estos óxidos forman dos series de sales: las *mercuriosas* se distinguen de las *mercúricas* en que las primeras dan un precipitado negro por la potasa y las segundas un precipitado rojo. Muchas combinaciones mercuriales son venenosas.

65. **Oxidos de los metales de la 6.ª seccion.** De estos óxidos solo mencionaremos:

1.º **El óxido argéntico.**—**Deutóxido de plata**, de un color de aceituna oscuro.

2.º **El óxido argentoso.**—**Protóxido de plata**, especie de polvo negro.

Las *sales* de estos dos óxidos son generalmente incoloras; pero la luz les da un color negro.

3.º **El protóxido de oro**, de un verde oscuro.

4.º **El peróxido de oro**, de color negro. Unido al amoniaco forma un compuesto fulminante.

Las *sales de oro* tienen un color anaranjado ó amarillo, y tratadas por el sulfato ferroso dan un precipitado de oro metálico en forma de polvo oscuro.

66. **Amoniaco.**—**Nitruro de hidrógeno.**—**Alcali volátil.**—**Alcali fluor.**—**Espíritu de sal.** Davy, y despues de él Berzelius, creyeron que el amoniaco era un cuerpo simple metálico, y le llamaron *ammonio*. Berzelius conservó esta denominacion para designar un compuesto de ázoe é hidrógeno, que en muchas circunstancias hace papel de metal.

67. **Propiedades físicas.** El *amoniaco* es un gas incoloro, trasparente, de un sabor acre y cáustico, de un olor fuerte y característico, que incita al llantó. Resiste el calor; pero la chispa eléctrica le descompone.

68. **Propiedades químicas.** El oxígeno y el aire le descomponen á una fuerte temperatura. El carbono absorve 90 volúmenes este gas, y se descompone á una fuerte temperatura. El azufre, el yodo, el cloro y muchos metales le descomponen. Con el mercurio forma una especie de amalgama de consistencia de manteca, pero con brillo metálico.

69. **Composicion.** El amoniaco está compuesto de 1 átomo de ázoe y 3 de hidrógeno.

70. **Amoniaco liquido.** El agua disuelve á la temperatura ordinaria 430 volúmenes de este gas, y esta disolucion, cuyas propiedades se asemejan á las del amoniaco, ha recibido el nombre de *amoniaco liquido*.

71. **Estado natural.** El amoniaco no se encuentra en la naturaleza sino en estado de combinacion en los escrementos de los camellos, en los orines y en la mayor parte de las materias animales en putrefaccion.

72. **Preparacion.** Se obtiene el amoniaco calentando partes iguales

de cal viva y de clorohidrato de amoniaco en una retorta, la cal se apodera del ácido clorohídrico, forma agua y un cloruro, y el amoniaco se desprende y va á parar á una campana llena de mercurio.

73. Usos y aplicaciones. El amoniaco se emplea muchas veces para prevenir los efectos de las mordeduras de animales venenosos, y administrado ya interior ya esteriormente, se emplea en otros usos de la medicina, y como reactivo para quitar las manchas de los cuerpos grasientos, paños y telas.

74. Sales amoniacaes. El amoniaco es una base de las mas enérgicas, y forma con los ácidos sales generalmente incoloras, á menos que el ácido no lo sea. Los sulfatos, carbonatos, clorohidratos, sulfuhidratos y acetatos de amoniaco tienen varias aplicaciones.

Se obtienen los compuestos amoniacaes por la destilacion de trapos viejos y de los huesos, lo que constituye un ramo de fabricacion y comercio bastante considerable.

§. VIII. De los sulfuros metálicos.

1. Dónde se encuentran los sulfuros?—2. Cómo se preparan?—3. Cuáles son sus propiedades químicas?—4. Cuáles son sus usos y aplicaciones?—5. Sulfuro de potasio — 6. Sulfuros de sodio.—7. Hidrosulfatos de amoniaco.—8. Sulfuros de calcio.—9. Sulfuros de hierro.—10. Sulfuros de plomo.—11. Sulfuros de estaño.—12. Sulfuros de cobre.—13. Sulfuros de mercurio.—14. Sulfuros de arsénico.—15. Sulfuros de antimonio.

1. De los sulfuros metálicos en general. Muchos sulfuros se encuentran en la naturaleza y han sido conocidos desde muy antiguo.

2. Preparacion. Pueden obtenerse los sulfuros: 1.º directamente, combinando el metal con el azufre por medio del calor; 2.º por la accion del azufre sobre varios óxidos metálicos; 3.º por la accion del gas sulfuhídrico sobre varias soluciones salinas de los metales de las tres últimas secciones. Los sulfuros insolubles pueden tambien obtenerse por la doble descomposicion empleando un sulfuro soluble y una solucion salina del metal de que se quiere obtener el sulfuro.

3. Propiedades químicas de los sulfuros. Los sulfuros de la 6.ª seccion se descomponen por el calor, menos el sulfuro de plata. Respecto al agua, los sulfuros son: 1.º solubles, á cuya clase pertenecen los de la 1.ª seccion y los de magnesio, glucinio é itrio; 2.º los sulfuros insolubles hidratados, que son los de zinc, manganeso y hierro; 3.º los sulfuros en que el agua no tiene accion, y son todos los demas. El oxígeno, el cloro, el bromo y el yodo obran tambien sobre los sulfuros. El hierro y algunos metales descomponen algunos sulfuros, como los de plomo, antimonio y plata, cuyo procedimiento se emplea en las artes para la extraccion de algunos metales.

4. Usos y aplicaciones. En metalurgia se emplean para la obtencion

de los metales y del azufre; y en las artes y en medicina tienen otras varias aplicaciones.

De algunos sulfuros en particular. Solo nos ocuparemos de los siguientes :

5. **Sulfuros de potasio.** Berzelius admite cinco con proporciones definidas, y otros, resultado de las combinaciones de los unos con los otros: 1.º el *protosulfuro* cristalino y traslucido; 2.º el *bisulfuro*; 3.º el *trisulfuro*; 4.º el *cuadrisulfuro*; y 5.º el *quintisulfuro*, de color rojo y delicente.

Usos. El persulfuro de potasio mezclado con sulfato potásico se emplea en medicina para las enfermedades de la piel, y es conocido con el nombre de *flores de azufre*.

6. **Sulfuros sódicos.** Muy semejantes á los de potasio, y se emplean particularmente contra las enfermedades de la piel, aunque en el día se prefiere el *sulfhidrato de sosa*, que se encuentra en varias aguas sulfurosas naturales.

7. **Hidrosulfato de amoníaco.** Gas deletéreo é infecto que se desprende de las cloacas, y reactivo muy usado.

8. **Sulfuros de calcio.** El protosulfuro es blanco, opaco y poco soluble. Se obtienen los *polisulfuros* usados en medicinas hirviendo con agua hidrato de cal y azufre.

9. **Sulfuros de hierro.** Son cinco con propiedades definidas. Varias de ellas se encuentran en la naturaleza, y se conocen con el nombre de *piritas de hierro* y *piritas marciales*. Es un mineral amarillo hermoso, que los ignorantes toman por oro. El sulfuro ferroso natural se emplea para la obtencion del *vitriolo verde*.

10. **Sulfuro de plomo.—Galena.** Es el mineral de plomo mas abundante; cristaliza en cubos de un color gris azulado: su densidad 7,383. Se emplea bajo el nombre de *alquifuz* en la alfarería y vidriería.

11. **Sulfuro de estaño.** Hay tres sulfuros de estaño; pero el mas conocido es el *persulfuro*, llamado generalmente oro *musivo*, oro *mosaico* y oro de *Judea*. Se presenta bajo la forma de hermosas láminas micáceas, de color amarillo de laton, y se emplea para frotar las almohadillas de las máquinas eléctricas.

12. **Sulfuros de cobre.** Son de un color negro oscuro. El *sulfuro cúprico* se emplea en la fabricacion del *vitriolo azul*.

13. **Sulfuros de mercurio.** El *protosulfuro* es negro; el *deuto* ó *bisulfuro* de mercurio, *sulfuro mercúrico*, se encuentra en la naturaleza, y es el mineral mas abundante de mercurio, conocido con el nombre de *cinabrio*. Se obtiene para las artes combinando 83 partes de mercurio con 15 de azufre, y recibe el nombre de *bermellon*, empleado en la pintura. El de color mas hermoso viene de la China.

14. **Sulfuros de arsénico.** Se cuentan cinco sulfuros de arsénico

pero los principales son los dos siguientes: 1.º El *sulfido hipoarsenioso*, que se halla en la naturaleza en forma cristalina, y se obtiene para la pintura en forma de masa trasparente, de un hermoso rojo rubí, por lo cual se llama *rubí arsenical*, y tambien *rejalgar*. Una mezcla de dos partes de este, una de nitro y nueve de azufre compone el *fuego indiano*. 2.º El *sulfido arsenioso*, llamado tambien *oro pimento*, se halla en la naturaleza en masas compactas, compuestas de láminas amarillas, brillantes y flexibles. Se emplea tambien en pintura. El oro pimento que se fabrica para las artes contiene una gran porcion de ácido arsenioso libre y muy venenoso. Los sulfuros naturales como insolubles, son menos peligrosos.

15. Sulfuros de antimonio. Son tres: 1.º el *protosulfuro*, *sulfuro antimónico*, y mejor, *sulfido hipantimonioso*, conocido con el nombre de *antimonio crudo*, abundante en la naturaleza, de un color gris azulado, metálico, y estraordinariamente quebradizo: generalmente contiene arsénico; es la única que merece conocerse por ser de la que se estrahe el metal.

En medicina se emplean dos preparaciones sulfuradas de antimonio: la una es conocida con el nombre de *kermes*; la otra con el de *azufre dorado*. Berzelius considera estas combinaciones como dos *sulfuros hidratados*.

§. IX. De las sales.

1. A qué se llama sal?—2. Cómo se clasifican las sales?—3. Cuáles son las propiedades físicas de las sales.—4. Cuál es la acción de las sales entre sí?—5. Cuál es el estado natural de las sales.—6. Cómo se preparan las sales.—7. Aplicaciones de las sales.—8. Qué son cloruros?—9. Cloruro de sodio.—10. Estado del cloruro de sodio.—11. Usos y aplicaciones del cloruro de sodio.—12. Del agua de mar ó salada.—13. Usos del agua de mar.—14. Del cloruro de bario y sus usos.—15. Del cloruro de calcio y sus usos.—16. De los cloruros de estaño.—17. Qué hay de notable en los cloruros de mercurio.—18. Del protocloruro de oro.—19. Del bicloruro de platino.—20. Del cloruro de cobalto.—21. Cloruro de antimonio.—22. Qué hay de notable en los yoduros metálicos.—23. De los carbonatos.—24. Carbonato de potasa.—25. Qué se entiende por potasa del comercio?—26. Qué usos y aplicaciones tiene la potasa del comercio?—27. Carbonatos de sosa.—28. A qué se llama sosa del comercio y que aplicaciones tiene?—29. Carbonato de cal.—30. Sesquicarbonato de amoniaco.—31. De los sulfatos.—32. Del sulfato de potasa.—33. Del sulfato de sosa y sus usos.—34. Del sulfato de cal.—35. Del sulfato de magnesia.—36. Del sulfato de alumina y potasa.—37. Del sulfato de protóxido de hierro.—38. Del sulfato de bióxido de cobre.—39. De los fosfatos en general.—40. Del fosfato de sosa.—41. De los fosfatos de cal.—42. Del fosfato de amoniaco.—43. De los nitratos en general.—44. Del nitrato de potasa.—45. Qué es la pólvora?—46. Nitrato de plata.—47. Del nitrato de bismuto.—48. De los cloratos.—49. Clorato de plata.—50. Pólvoras fulminantes.—51. Fulminato mercurial.—52. Fulminato de plata.—53. De los hipocloritos.—54. Del hipoclorito de cal.

1. De las sales en general. Llámanse sal á la combinacion de un ácido con una base salificable, aun cuando esta no sea un óxido.

M. Berzelius estiende la denominacion de *sales* á los cuerpos bina-

rios que poseen las mismas reacciones, distinguiendo dos clases de sales: 1.º *sales binarias*; 2.º *sales ternarias*.

Dando el nombre de *cuerpos halogenos* (1) á los metaloides que combinándose inmediatamente con un metal producen un compuesto binario con propiedades salinas, designa estos compuestos con el nombre de *sales aloideas*, llamando por el contrario *sales amfidas* á las que resultan de la combinacion de dos cuerpos binarios, como un ácido con un óxido, un sulfuro básico con un sulfuro ácido, etc.

En la nomenclatura dijimos que las sales eran *neutras*, *ácidas*, *básicas* ó *alcalinas*. Generalmente se llamaban *neutras* aquellas cuya disolucion no enrojecia ni enverdecia la tintura de violetas, *ácidas* á las que lo enrojecian y *básicas* á las que no lo enrojecian; pero actualmente se determina la neutralidad de las sales por su composicion.

2. **Clasificacion de las sales.** Las sales son de una misma *especie* cuando estan formadas de las mismas bases y de los mismos ácidos en las mismas proporciones: las *variedades* se determinan segun sus diferencias en la forma cristalina; los *géneros* se forman de la reunion de las especies que tienen por principio comun el ácido ó el principio electro-negativo, y las *familias* por la reunion de los géneros que mas relaciones tengan entre sí.

3. **Propiedades físicas de las sales.** Sólidas, menos el *subfluorato de amoniaco* y el *acetato de amoniaco*, que son líquidas, capaces de adquirir las formas cristalinas, de mayor peso específico que el agua, de color y cohesion variables, y cuyo sabor y olor determina generalmente su base.

La *composicion* de las sales es de manera que la cantidad del oxígeno del óxido es proporcional á la del ácido.

Propiedades químicas. El calor volatiliza algunas sales; otras permanecen fijas. Todas se descomponen por la accion de la pila: las unas son *delicuecentes*; las otras *eflorescentes*. El potasio y el sodio descomponen casi todas las sales. Los metales de la primera seccion descomponen el agua con preferencia á la sal cuando está en disolucion. Los metales de las cuatro secciones restantes descomponen las sales de las mismas secciones. Una lámina de zinc suspendida en una *disolucion de acetato de plomo* se cubre de pajitas de plomo muy brillantes y en gran número; cristalización conocida con el nombre de *árbol de Saturno*. Una disolucion de *nitrato de plata*, tratada por el mercurio, produce una cristalización brillante parecida á una vegetacion ramosa, á que se da el nombre de *árbol de Diana*. Los *óxidos* de la primera seccion descomponen todas las sales, apropiándose su ácido en todo ó parte: en el primer caso, el óxido se precipita; en el

(1) Son el cloro, el bromo, el yodo y el fluor.

segundo, se forma una sal *doble* que se precipita ó queda en disolucion. Los ácidos que tienen mas afinidad con las bases de las sales descomponen estas, eliminando el ácido que las forma y sustituyéndoles.

El *agua* disuelve un gran número de sales. Todas las sales cuya base es la sosa, la potasa ó el amoniaco son solubles.

Por lo general son solubles las que tienen un exceso de ácido soluble; son insolubles ó poco solubles las que tienen un exceso de base. Mezclando hielo con una sal soluble, ambos cuerpos se liquidan, robando gran porción de calórico á los cuerpos que les rodean.

Por este medio se obtienen las

Mezclas frigoríficas, cuyo uso es ya antiguo, empleando al efecto el nitro, de cuya sal se servían en Roma para refrescar el vino desde 1330. Desde 1660 se hizo uso de estas mezclas para preparar los helados y sorbetes. Las mezclas frigoríficas mas usadas y sencillas son generalmente las siguientes:

Cinco partes de *clorohidrato de amoniaco*, 3 de *nitro* y 16 de *agua* producen una baja de temperatura de -22° . Se emplea esta mezcla para helar las cremas, y refrescar el vino y el agua.

Dos partes de *nieve ó hielo*, 1 parte de *sal* dan una baja de temperatura de 13° . Es la mezcla mas generalmente empleada para los *helados* y *sorbetes*. Es preferible reemplazar la sal por el *cloruro de potasio*.

Dos partes de *nieve* y 1 parte de ácido sulfúrico estendido producen una baja de temperatura considerable, por lo cual suele emplearse esta mezcla en los laboratorios de química.

Cuatro partes de *sulfato de sosa cristalizado* y 3 de *ácido sulfúrico* á 41° es la mezcla mas propia y económica para obtener el hielo en medio del verano.

4. Accion de las sales entre sí. De esta accion resultan los cuatro principios siguientes: 1.º Si calentamos juntas dos sales cuyo cambio de ácidos ó bases produzca una sal volátil ó fija, la descomposicion se verificará siempre; 2.º la mezcla de dos sales en disolucion de cuya reaccion pueda resultar una sal soluble é insoluble, produce igualmente descomposicion, á menos que pueda formarse con sal soluble; 3.º la descomposicion será forzosa si la mezcla es de dos sales, la una insoluble y la otra soluble, cuyos elementos puedan formar sales insolubles; y 4.º la descomposicion de una sal insoluble se conseguirá siempre hirviéndola con el carbonato de sosa ó de potasa.

Las sales pueden tambien combinarse entre sí, á cuyos compuestos se llama *sales dobles*. Entre estas puede citarse el *alumbre*, que es un sulfato doble de alumina y de potasa, ó de amoniaco; el sulfato de sosa y de cal; el sulfato de sosa y de magnesia; el fosfato de sosa y de amoniaco; el tartrato de potasa y sosa, que son las mas empleadas.

5. **Estado natural.** Muchas sales se encuentran en la naturaleza; pero la química produce un número mucho mayor.

6. **Preparacion.** Para obtener las sales se emplean varios medios, que pueden reducirse á cinco: 1.º Combinar directamente un ácido con un óxido; 2.º tratar los carbonatos por los ácidos; 3.º tratar, ya en frio, ya en caliente un metal por un ácido; 4.º emplear las dobles descomposiciones; y 5.º mezclando potasa, sosa ó amoniaco disueltos en una disolucion salina en exceso.

7. **Usos y aplicaciones.** Un gran número de sales se emplea en las artes, la industria y la medicina, como veremos al recorrer rápidamente los géneros que contienen las especias mas usadas.

8. **De las sales mas usadas. — Cloruros. — Hidrocloratos muriatos.** Siempre que una sal tratada por el ácido sulfúrico produce efervescencia y esparge vapores blancos y picantes, que tratada por el bióxido de manganeso y el ácido sulfúrico da lugar á desprendimiento de cloro, y siempre que disuelta si es posible, y tratada por el nitrato de plata, forme un precipitado condensado y blanco, soluble en el amoniaco, é insoluble en el ácido nítrico, concluiremos que dicha sal es un *cloruro*.

Hablaremos únicamente de los mas usados:

9. **Cloruro de sodio. — Sal marina. — Sal comun ó de cocina. — Hidroclorato de sosa.** Esta sal se ha empleado desde la primera edad del mundo. Ningun producto mineral se halla en mayor abundancia en la naturaleza, ni es mas útil á los animales, pues es casi tan indispensable como el aire que respiran. La sal comun no tan solo es un condimento necesario, sino un *agente indispensable* para la nutricion. Bajo la influencia de aparatos orgánicos que funcionan á manera de pilas, y que se encuentran en la economía, la *sal comun* se descompone en ácido clorohídrico que se produce en el estómago, y que es *absolutamente* necesario para disolver los alimentos sólidos, y en sosa, que combinada con el ácido carbónico, hace un papel importantísimo en los fenómenos vitales; por manera que ni el *hombre ni los animales podrian subsistir si se les privase completamente de la sal*.

10. **Estado.** La sal se encuentra en dos estados en la naturaleza, ya en capas mas ó menos considerables en el seno de la tierra, ya en disolucion en la mayor parte de las aguas, y en particular en las de la mar. Existen minas de sal gema en casi todos los países. En la Península tenemos en Cataluña las de *Cardona*, montañas de sal gema que heridas por los rayos solares presentan la mas hermosa perspectiva.

Cuando no se encuentra la sal en estado sólido, se obtiene por la evaporacion del agua de mar, ó de cualquier otro manantial salado de los muchos que se encuentran en casi todos los países del mundo. En el mediodía de Europa se conduce el agua de mar á espacios particulares, llamados

salinas, donde se evapora el agua por el calor solar. En el Norte se evapora el agua de las fuentes saladas por medio del fuego.

La *sal gris*, además de las materias terrosas que la coloran, contiene cloruro de calcio y de magnesio, que la hacen delicuecente, y también sulfato de cal y de magnesia. Se purifica la sal gris por la calcinación, obteniendo así la *sal blanca*.

La *sal comun* es blanca, de un sabor agradable á muchos animales, é inalterable al aire: solo contiene agua de interposicion, lo que ocasiona los chasquidos cuando se la calienta. Entra en fusion y se volatiliza á una elevada temperatura.

La sal comun es casi tan soluble en el agua fria como en la caliente, y cristaliza en cubos. Evaporada en vasijas de plomo, cristaliza en agujas prismáticas.

11. Usos y aplicaciones. Todos conocen los usos de la sal, por lo cual no nos detendremos á esponerlos. Necesaria al hombre y á los animales domésticos, y muy particularmente al caballo, seria de desear ó el desestanco de este artículo de necesidad, ó su excesiva baratura.

12. Agua de mar ó agua salada. Es un liquido trasparente, con un olor poco pronunciado, sabor salado, amargo y nauseabundo: densidad de 1,028. Fue analizada por un gran número de químicos. Segun Marcet, 500 partes de agua salada ó de mar contienen 13,30 de sal marina, 2,33 de sulfato de sosa, 0,616 de hidrocloreto de cal y 2,377 de hidrocloreto de magnesia. M. Gay-Lussac ha comprobado que en el océano Atlántico la proporción de sal marina varía entre 3,48 y 3,77. M. Balard descubrió recientemente en el agua de mar bromuro de magnesia. Finalmente, se encuentran vestigios de hidrocloreto y de principios orgánicos, cuya presencia se debe á la descomposicion de los vegetales y animales que viven en ella.

13. Usos. El *agua de mar* administrada interiormente tiene una accion irritante bastante enérgica. Una dosis de 4 á 4 vasos obra como purgante y á veces produce vómitos. En menor cantidad ha dado buenos resultados para la curacion de ciertas enfermedades cutáneas, escrofulosas etc.

Los *baños de mar* ejercen una influencia tónica muy marcada, y se han obtenido muy buenos efectos para las afecciones escrofulosas, los infartos articulares, el raquitismo, la clorosis, y ciertas enfermedades nerviosas. Se les emplea igualmente con ventaja como preservativo de las deformidades de la estatura y para consolidar las curas obtenidas por medios mecánicos. Finalmente, los baños son útiles para combatir la constitucion linfática de los niños, y los diversos accidentes que dependen de una astenia local ó general.

El capitán Freycinet en su *viaje al rededor del mundo* se proporcionó *agua potable* para el consumo de su tripulacion destilando el *agua de mar* y dejándola luego al aire libre por espacio de quince ó veinte dias. Últi-

mamente se han inventado aparatos destilatorios, que funcionan por sí mismos utilizando el calor perdido de la cocina de la tripulación.

14. Cloruro de bario. Sal acre, picante, venenosa, inalterable al aire, soluble en el agua.

Usos. Se emplea en medicina como antiescrofulosa y contra los tumores blancos, y en química como reactivo.

15. Cloruro de calcio. Acre, muy picante, amargo y muy delicuescente. Espuesto á la acción del fuego en un crisol, se funde y da lugar á un sólido, que frotado aparece luminoso en la oscuridad, y se llama *fósforo de homberg*.

Usos. Se emplea en estado seco para absorver la humedad de los gases, y es muy útil en estado de disolución para detener los incendios.

16. Cloruros de estaño. Hay dos, el *protocloruro* y el *bicloruro*.

Protocloruro de estaño. Se presenta en agujas blancas, de un sabor escéptico, soluble: roba el oxígeno á un gran número de cuerpos, y pasa al estado de óxiclururo insoluble: se obtiene en estado de hidrato, tratando al estaño puro por el ácido clorohídrico líquido.

Usos y aplicaciones. Se emplea en las fábricas de telas pintadas para quitar ciertos colores, y en la preparación del precipitado púrpura de Cassius.

Bicloruro de estaño. Anhydro y líquido, trasparente, muy volátil, soluble, de un olor picante é insoportable, de un sabor cáustico. Espuesto al aire, se evapora y esparce vapores espesos.

Usos. Se usa como mordiente para la tintura de color de escarlata.

Protocloruro de antimonio.—Manteca de antimonio. Blanco, semitransparente, muy cáustico, de aspecto untuoso. Fusible á una temperatura inferior á la del agua hirviendo, volátil á una mayor que el rojo; delicuescente. En contacto con el agua da un precipitado blanco.

Se obtiene directamente combinando el cloro con el antimonio, ó tratando el sulfuro de antimonio por el ácido clorohídrico.

Usos y aplicaciones. Se emplea en pavonar los metales para obtener el *óxiclururo de antimonio* (polvos de Algarath), lo que se ejecuta mezclándole con ocho veces su peso de agua. En medicina se emplea como corrosivo para cauterizar.

17. Cloruros de mercurio. Hay dos: el *protocloruro* y el *bicloruro*, que daremos á conocer.

Protocloruro de mercurio.—Mercurio dulce.—Calomet.—Pannacca mercurial. Sal blanca, insípida, volátil sin descomposición, inalterable al aire, insoluble en el agua, cristalizable por vía de sublimación en prismas cuadrilaterales.

Usos. Se emplea como purgativo y vermífugo.

Bicloruro de mercurio.—Sublimado corrosivo. Blanco, inalterable al aire, de un sabor styptico, muy desagradable y muy venenoso,

aun en pequeñas dosis. Se evapora sin alteracion, y cristaliza en agujitas prismáticas. Este vapor tiene por caractéres blanquear una lámina de cobre. El agua disuelve $\frac{1}{20}$ á la temperatura ordinaria y $\frac{1}{3}$ á la del agua hirviendo.

Se obtiene esta sal calentando en un matraz una mezcla de cuatro partes de sal comun, una parte de bióxido de manganoso y cinco partes de sulfato de bióxido de mercurio.

Antídoto ó contraveneno. En los casos de envenenamiento por esta sal se emplea como contraveneno la *albumina* y el *gluten*, por la combinacion instantánea que se efectúa entre estos cuerpos y el bicloruro de mercurio, la cual es mucho menos venenosa que este, y da treguas para poder combatir ventajosamente el mal.

Usos y aplicaciones. El sublimado, á pesar de su calidad venenosa, es un medicamento precioso para muchas enfermedades. Se emplea tambien para conservar las materias animales, pues forma con ellas combinaciones insolubles.

18. Protocoloruro de oro. Sal ligeramente amarilla.

Tricloruro de oro. En forma de masa cristalina, de color rojo intenso, descomponible por el calor: diluciente y soluble en el agua. Se prepara lo mismo que el protocoloruro, disolviendo hojas de oro en agua regia y evaporándola hasta que el cloruro haya tomado un rojo rubí.

Combinada con el ácido clorohídrico, forma el *clorohidrato de tricloruro*, que es una sal de un amarillo pálido, que secada en el vacío toma un color verde. Es soluble en el agua; y si en una disolucion suya se mezcla el bicloruro de estaño, se obtiene un precipitado purpurino llamado *púrpura de Cassius*. Con el amoniaco forma un precipitado amarillento, que lavado y seco constituye el *oro fulminante*.

19. Bicloruro de platino. De un color rojo anaranjado, diluciente, soluble en el agua y en el alcohol. Su disolucion acuosa concentrada es roja oscura. Si se añade amoniaco á esta disolucion, se obtiene un precipitado de *clorohidrato de platino y amoniaco*, que calcinado deja por residuo el *platino* bajo la forma de *esponja de platino*, á cuyo contacto se inflama el hidrógeno, y que presta tanta utilidad en la *lámpara de Davy*.

Se obtiene el bicloruro disolviendo el platino en el agua regia.

20. Cloruro de cobalto. Se presenta en forma de escamas, de color gris de lino, cuando está anhidro. Soluble en el agua, y si su solucion es concentrada, presenta un hermoso color azul: estendido, toma un color de rosa. Esta disolucion, convenientemente evaporada, da unos cristales rojos rubís de cloruro hidratado.

Escribiendo un papel con la disolucion color de rosa, desaparecen los caractéres al secarse; pero si se le calienta vuelven á presentarse, con un color azul, que vuelve á desaparecer á medida que el papel se enfria. Sin embargo, si se le hubiese calentado demasiado, el color negro que se forma es per-

manente, y no se disipa con el enfriamiento. Esta disolución, en virtud de esta propiedad, se llama *tinta simpática*.

Mezclando una disolución de este cloruro, que es azul, con una disolución de percloruro de hierro amarillo, se obtiene una *tinta simpática verde*.

El cloruro de cobalto se prepara dirigiendo una corriente de cloro por una porción de cobalto hecho ascua.

21. Cloruro de amoniaco. — Sal amoniacal. Blanca, dotada de un sabor picante, soluble en menos de tres partes de agua á 15.º. Cristaliza en agujas, que se agrupan á manera de las barbas de una pluma. El fuego la funde y sublima en forma de vapores blancos. Se halla esta sal en los orines y en los excrementos de muchos animales, especialmente de los camellos.

Se obtiene sublimando el sebo que resulta de la combustión del estiércol de los camellos y por otros medios. La fabricación de esta sal es una industria importante.

Usos. Se emplea para extraer el amoniaco, para limpiar los metales, y en medicina como estimulante.

22. Yoduros metálicos. Todos los yoduros metálicos son sólidos, y algunos de ellos presentan hermosos colores.

Mencionaremos los mas usados :

Yoduro de potasio. De color blanco y forma cristalina cúbica y muy soluble en el agua. Se obtiene disolviendo el yodo en la potasa y evaporando esta disolución.

Usos. Se emplea en medicina contra las enfermedades de la piel y afecciones escrofulosas.

Protoyoduro de mercurio. Polvo verde oscuro que se vuelve rojo al calentarlo.

Eutoyoduro de mercurio. Polvo de color de escarlata, que se vuelve amarillo fundido al fuego.

Usos. Ambos yoduros se emplean en medicina contra las afecciones escrofulosas y enfermedad de la piel, como los de potasio.

23. Carbonatos. El ácido carbónico se combina con ciertas bases en tres proporciones, y forma *carbonatos neutros*, *sesquicarbonatos* y *bicarbonatos*. Las cantidades de ácido estan siempre entre sí como los números 1, 1½, y 2.

Caractéres genéricos. Todos los ácidos les descomponen y espelen el ácido carbónico *con efervescencia*. Cuando el gas que se desprende es incoloro, no espance vapores blancos, y tiene un olor algo picante; la sal descompuesta es un *carbonato*.

24. Carbonato de potasa. — Sal de tartaro. — Sal absinthia de centaúrea, potasa, etc. Esta sal es blanca, acre, cáustica: enverdece el jarabe de violetas; muy soluble, delicuecente, que cristaliza en láminas romboidales; fusible al calor blanco, y que una corriente de vapor acuoso des-

compone, desprendiéndose el ácido carbónico y formándose un hidrato de potasa.

Esta sal no se encuentra en la naturaleza ; pero se forma siempre que se quema un vegetal.

25. Potasa del comercio. Este producto, que posee las mismas propiedades que la sal precedente, es un *carbonato de potasa*, que contiene en cantidad variable *sulfato de potasa*, *cloruro de potasio*, un *poco de alumina*, *silice*, *cal* y óxidos de *hierro* y de *manganeso*.

Se prepara en los países abundantes de arbolado, como en Rusia, América, etc. Para obtenerla se quema la leña, se forma lejía con las cenizas calientes, y se evapora esta lejía hasta que quede una pasta completamente seca: se calcina esta pasta para destruir las materias combustibles que puede aun contener, y el resultado despues de frio se encierra en toneles bien cerrados. Esta es la potasa del comercio, que toma generalmente el nombre del país donde se elabora. Asi oimos decir *potasa de Rusia*, de *América*, de *Treves*, de *Dantzick*, etc.

26. Usos y aplicaciones. Se emplea esta potasa en la fabricacion del *alumbre*, del *salitre*, del *jabon blando*, de las *lejías*, etc.

27. Carbonato de sosa. Blanco, acre, ligeramente cáustico, muy soluble en el agua, mas en caliente que en frio, que cristaliza en prismas romboidales; efflorescente. Calentado se funde en su agua de cristalización, la pierde, y experimenta la fusion ígnea. Solo se descompone por una corriente de vapor acuoso.

Esta sal no se encuentra en la naturaleza; la que se tomaba por tal es sesquicarbonato de sosa. M. Gay-Lussac ha comprobado que la que se obtiene de la incineracion de las plantas marinas proviene de la descomposicion del oxalato de sosa contenido en ellas.

28. Sosa del comercio. Está formada de *carbonato de sosa* en cantidad variable, de *sulfato de sosa*, de *sulfuro de sodio*, de *sal comun*, *carbonato de cal*, *alumina*, *silice*, *óxido de hierro*, *carbon*, etc.

Se conocen en el comercio dos clases de *sosas*: la *natural* y la *artificial*.

Hay *sosas* de distintos países. La nuestra, conocida con el nombre de *sosa de Alicante*, es la mas rica conocida, pues contiene de 20 á 40 por 100 de *carbonato puro*. Las *sosas francesas*, conocidas con los nombres de *sosa de Narbona*, de *Aigues-Mortes*, de *Varech*, de *Normandia*, etc., son mucho menos ricas, como que solo contienen de 14 á 15 por 100 de *carbonato puro*, ó de 3 á 8 por 100, como la de *Aigues-Mortes* y la de *Varech*, que aun contiene menos.

La *sosa artificial* se obtiene calcinando en un horno de reverbero una mezcla de las sustancias siguientes :

1,000 partes de *sulfato de sosa seca*.

100 id. de creta.

550 id. de carbon.

Mientras que la masa es pastosa, se la remueve, y cuando ya no se desprenden gases, se separa la masa del fuego y se deja enfriar. Hé aqui la teoría de esta operacion. El carbon reduce el sulfato de sosa al estado de sulfuro de sodio, pasando al de ácido carbónico y de óxido de carbon. Entonces el sulfuro de sodio y la creta obran de nuevo; de manera que se forma carbonato de sosa y sulfuro de calcio, que combinándose con una parte de la creta reducida al estado de cal, constituye el oxisulfuro de calcio, que no es atacado por el agua fria.

Usos y aplicaciones. Las sosas del comercio se emplean en la fabricacion del jabon duro, del vidrio, de las lejías y de otras varias operaciones de tintorería.

29. Carbonato de cal. Sal blanca, insípida, inodora, que cristaliza en una multitud de formas: insoluble en el agua, que el fuego descompone dejando un residuo, que constituye la cal comun.

Está estraordinariamente estendido en la naturaleza, y constituye el hermoso mármol blanco. A veces se encuentra con diversos colores, debidos á los óxidos metálicos ó á otras sustancias con que está mezclado. En este estado constituye los diversos *mármoles de colores*, las *pedras calcáreas*, la *aragonila*, el *espato de Islandia*, la *creta*, las *madreporas*, los *corales*, etc.

Cuando se le quiere emplear, se usa de la creta ó del mármol blanco: sin embargo, para los usos de la medicina se le prepara á veces por la via de las *dobles descomposiciones*.

Usos. Se usa generalmente para la fabricacion de la cal. En estado de mármol se hacen estatuas, columnas, *vasos* etc.

30. Sesquicarbonato de amoniaco.—Carbonato de amoniaco.—Sal volátil concreta ó de Inglaterra. Sal blanca, cáustica, de un olor de amoniaco muy pronunciado, que enverdece el jarabe de violetas; volátil, soluble en el agua fria. Se encuentra esta sal en los orines podridos, y proviene de la trasformacion de la *urea*, que apropiándose los elementos del agua, pasa al estado de carbonato de amoniaco.

Usos. Se emplea como reactivo, y en medicina como estimulante.

31. Sulfatos. El ácido sulfúrico al combinarse con las bases produce sales ácidas neutras, ó que tienen un esceso de base.

Caractéres genéricos. Cuando una sal tratada por el ácido sulfúrico produzca ácido sulfuroso; cuando tratada por el nitrato de barita dé un precipitado blanco, que lavado, seco y calcinado con carbon se transforme en sulfuro cuyo sabor sea el de huevos podridos; ó que tratada por el ácido clorohídrico produzca un desprendimiento de gas sulfuhídrico, concluiremos que dicha sal es un sulfato. Sin embargo, el reactivo mas sensible para reconocer un sulfato en disolucion es el agua de barita, pues se forma instantáneamente un precipitado blanco insoluble en el ácido nítrico.

Daremos solo á conocer algunos sulfatos neutros.

32. Sulfato de potasa.—Sal de duobus arcanum duplicatum.—Tártaro vitriólico etc. Blanca, amarga, que cristaliza en prismas; inalterable al aire; que no contiene agua de cristalización, aunque si de interposición, lo que hace dé chasquidos tratada por el fuego; fusible á una temperatura superior al rojo cereza. Se obtiene directamente.

Usos. Se emplea en medicina como un ligero purgante, y en las artes para la fabricacion del alumbre.

33. Sulfato de sosa.—Sal de Glauber.—Sal admirable.—Sosa vitriólica. Blanca, muy amarga, cristalizable en prismas, trasparente, efflorescente, fusible á una temperatura superior á la roja y muy soluble. Se encuentra en las cenizas de las plantas marinas.

Usos. Se emplea en la fabricacion de la sosa artificial.

34. Sulfato de cal.—Yeso.—Gneis.—Selenita.—Alabastro yesoso. Blanca, insípida, ya amorfa, ya cristalizada, se atrae la humedad, sin ser delicuecente; se funde con esmalte blanco: poco soluble. Puede prepararse directamente, y la naturaleza nos la presenta en abundancia. Se encuentra tambien en disolucion en muchas aguas.

Usos y aplicaciones. Del sulfato de cal hidratado se forma el yeso, que se emplea en escultura y albañilería. Combinado con algunas materias colorantes y cola constituye el *estuco*, materia que imita al mármol. Tambien se usa el yeso para abonar las tierras poco fértiles, cuyo descubrimiento se debe al ilustre Franklin.

35. Sulfato de magnesio.—Sal de Epsom, de Sedlitz, de Egra, de Inglaterra, etc. Blanca, muy amarga, que cristaliza en prismas rectangulares, efflorescente, que contiene agua de cristalización. Por el calor experimenta la fusion acuosa, pero no la ígnea. La potasa y la sosa la descomponen. Hállase en las aguas de varias fuentes, en las de mar, etc., y se obtiene por la evaporizacion de estas.

Usos. se emplea en medicina como purgativo.

36. Sulfato de alumina y de potasa ó de amoniaco.—Alumbre de Roma.—Alumbre de roca.—Sal doble de potasa ó de amoniaco. El *alumbre* cuya base es la potasa es blanco, astringente, que enrojece la tintura de tornasol; soluble en el agua.

Espuesto á un calor algo superior á 100.°, se funde en su agua de cristalización, y forma despues de su enfriamiento el *alumbre de roca*; á algunos grados mas pierde el agua, se pone opaco y constituye el *alumbre calcinado*.

El alumbre cuya base es el amoniaco posee las mismas propiedades que el precedente, distinguiéndose únicamente en que calcinado, todo el amoniaco se desprende y solo queda la alumina.

El alumbre se encuentra formado en algunas aguas y en las cercanías de los volcanes.

Usos y aplicaciones. El alumbre se emplea en tinturas como mor-

diente; da mayor consistencia al sebo, y sirve para la fabricacion de varias *lacas*. Se emplea asimismo para preservar las pieles de los insectos, para conservar los instrumentos de anatomía, para alumbrar el papel, etc.

37. Sulfato de protóxido de hierro.—Vitriolo verde.—Caparrosa verde. Stíptico, no venenoso, verde, trasparente, que cristaliza en prismas romboidales oblicuas, que contienen agua de cristalización, y son eflorescentes. Se funde en su agua de cristalización tratado por el fuego, y se vuelve blanco. Al calor rojo se descompone. El residuo de esta descomposición es sesquióxido de hierro, conocido con el nombre de *colcotar*. El sulfato de hierro se halla donde hay sulfuro de hierro en contacto con el aire.

Usos. Se emplea esta sal en la preparacion de la tintura en negro, para la tinta, el azul de Prusia, el *colcotar*, y para precipitar el oro en polvo en su disolucion por el agua regia, polvo que se emplea para dorar la porcelana etc.

38. Sulfato de bióxido de cobre.—Caparrosa azul.—Vitriolo azul, vitriolo de Chipre etc. El sulfato de cobre es de un hermoso color azul y de un sabor muy stíptico, que cristaliza en hermosos prismas oblicuos de base paralelográmica oblicuangular; trasparente, que contiene agua de cristalización; algo eflorescente; fusible á una pequeña elevacion de temperatura. La potasa y la sosa le descomponen lo mismo que un calor fuerte. El amoniaco le descompone y disuelve en el acto, dando un precipitado blanco azulado, y formando un líquido de un hermoso color azul, conocido con el nombre de *agua celeste*.

Este sulfato se halla en las aguas que corren por las minas de cobre. Se obtiene tambien directamente.

Usos. Sirve para preparar el verde de Schéele y las cenizas azules. En medicina se usa como escarótico.

39. Fosfatos. Los fosfatos se dividen en tres series: 1.^a de los fosfatos propiamente dichos; 2.^a de los pirofosfatos; 3.^a de los metafosfatos.

Caractéres genéricos. Si se calienta una sal con un exceso de potasio, se pone el residuo en contacto con el agua, se desprende gas fosforo de hidrógeno que puede inflamarse, y si ademas calentado con el ácido sulfúrico no produce gas hidrógeno fosforado que se inflame, dicha sal será un fosfato ó su modificacion.

40. Fosfato de sosa. Sal blanca, de un sabor dulce; enverdece el jarrabe de violetas; soluble, eflorescente, que se funde en su agua de cristalización, y por la fusion ígnea se trasforma en un vidrio trasparente de pirofosfato.

Se obtiene descomponiendo el fosfato ácido de cal por el carbonato de sosa filtrando el líquido y evaporándole.

Usos. Se emplea en medicina como purgante.

41. Fosfatos de cal. Tres combinaciones de la cal con el ácido fosfórico vamos á estudiar:

1.^a Fosfato neutro de cal. Blanca, inodora, insípida, fusible á una fuerte temperatura con esmalte blanco.

2.^a Fosfato básico de cal sacado de los huesos. Se obtiene calcinando al aire libre los huesos, tratándoles por el ácido clorohídrico ó nítrico y precipitando el líquido por un exceso de amoniaco, cuyo precipitado gelatinoso se recoge, lava y calcina.

Esta sal hace gran papel en la economía animal y en la vegetacion.

Usos. Se emplea en las artes, en los laboratorios y en la medicina.

3.^a Bifosfato de cal. Se obtiene tratando los huesos calcinados, pulverizados y desleídos en agua por el ácido sulfúrico concentrado, que se apodera de una parte de la cal y deja el ácido fosfórico libre, y este combinándose con una parte del fosfato de los huesos, constituye el fosfato ácido muy soluble, que evaporado hasta la consistencia de jarabe forma unas pequeñas láminas poco consistentes, que son el bifosfato de cal.

Usos. Calcinado con el carbon produce el fósforo.

42. Fosfato de amoniaco. Blanco, sin olor y de un sabor picante. Enverdece el jarabe de violetas. Tratado por el fuego se descompone perdiendo su amoniaco, y pasa al estado de ácido pyrofosfórico vítreo, que contiene siempre amoniaco. Es soluble en el agua. Esta disolucion caliente da por el enfriamiento cristales prismáticos terminados por pirámides de cuatro caras.

Este fosfato se encuentra unido á los fosfatos de sosa y de magnesia en los excrementos de ciertos animales.

Se obtiene empleando el mismo procedimiento que sirve para la preparacion del fosfato de sosa, solo que en este se usa el amoniaco líquido.

Usos. *Incombustibilidad de los tejidos tratados por el fosfato de amoniaco.* Este fosfato posee la singular propiedad de hacer incombustibles los tejidos que se sumergen en una disolucion concentrada suya. El tejido despues de seco puede esponerse á la llama de una vela sin que se prenda fuego. Este efecto es fácil de concebir. La sal al descomponerse deja libre el ácido fosfórico que cubre el tejido, y se opone así á la accion del aire. Esta propiedad es comun á todas las sales solubles capaces de experimentar la fusion ígnea á la temperatura del rojo oscuro.

43. Nitratos.—Caractéres genéricos. Se conoce que una sal es un *nitrato*, siempre que puesta en contacto con el carbon se dilata, que el ácido sulfúrico concentrado, frio ó caliente, produce vapores blancos, picantes, y que añadiendo á la mezcla virutas de cobre y un poco de agua produce vapores rojos.

44. Nitrato de potasa—Nitro.—Sal de nitro.—Salitre. Sal blanca, de un sabor fresco y picante, que cristaliza en prismas de seis lados transparentes y acanalados. A 330° se funde y presenta en placas delgadas: despues de frio constituye el *cristal mineral*. Pulverizado con el tercio de su peso de

azufre y los dos tercios de potasa del comercio, se obtiene una *pólvora fulminante* muy enérgica. Reducida á polvo, y mezclada con carbon y azufre, constituye la *pólvora*, de que luego hablaremos.

El *nitrate de potasa* se encuentra á veces en la superficie de los muros húmedos, en los parajes espuestos á las emanaciones animales, como en los corrales, apriscos y caballerizas. Sin embargo, tambien se encuentra á veces en parajes en que no existen materias animales, lo que da márgen á creer que estas materias no son absolutamente indispensables para la formacion del *ácido nítrico*.

Se obtiene esta sal por la lejivacion de las tierras que le contienen evaporando el líquido; pero en los países en que los materiales contienen poco nitrato de potasa, se emplea un procedimiento algo mas largo y complicado.

Usos. Se usa el *nitro* en la fabricacion de los ácidos *nítrico* y *sulfúrico*, en la preparacion del *antimonio diaforético*, del fundente de Rotron, de los *flujos blancos y negros* (1) y en la

35. **De la pólvora.** La *pólvora* es una mezcla íntima de *salitre* (nitrato de potasa), azufre y carbon, en las proporciones siguientes, reconocidas por las mejores:

POLVORAS DE

	guerra,	caza,	minas,	inglesa.
Salitre.	75,0	78	65	76
Carbon.	12,5	12	31	31
Azufre.	12,5	10	20	9
Mezcla.	100,0	100	100	100

Despues de pulverizar estas sustancias separadamente en aparatos especiales, que difieren segun el procedimiento que se emplee, se reducen á pastas mezclándoles un poco de agua, cuya pasta se reduce luego á granos, que se igualan y secan. La *pólvora* de caza recibe una operacion mas con objeto de bruñirla, cuya operacion debe efectuarse antes de secarla.

En la combustion de la *pólvora* se forman varios cuerpos ya sólidos, ya gaseosos: los primeros son el *sulfuro de potasio* y el *carbonato de potasa*; los segundos, *ácido carbónico*, *ázo*, algun *óxido de carbono*, *vapores acuosos*, *carburo de hidrógeno* y *ácido sulfuhídrico*. La esplosion y fuerza de la *pólvora* es efecto de la formacion de estos productos gaseosos y de la fuerza elástica de estos.

46. **Nitrato de plata.** Blanca, de sabor acre, amarga, muy cáustica y soluble. Su disolucion produce en la piel manchas violáceas, que solo desaparecen con el epidermis. El cloro produce un precipitado blanco de cloruro de plata. Por el calor experimenta la fusion ígnea, de que se obtiene lo que se llama *piedra infernal*. Una elevada temperatura le descompone. La potasa ó la sosa precipitan un óxido de color de aceituna, que puesto en contacto con

(1) Fundentes, dexocidantes y desulfurantes.

el amoniaco líquido y evaporado forma una masa llamada *plata fulminante*.

Se prepara el nitrado de plata, tratando la plata por el ácido nítrico, y concentrando la disolucion que resulta.

Usos. Se emplea el *nitrato de plata* en la formacion de *la piedra infernal* y *plata fulminante*.

47. Nitrato de bismuto. Sal neutra, incolora, de cristales transparentes que blanquean al aire y son delicuecentes, y solo solubles en una corta cantidad de agua. Esta sal se obtiene disolviendo bismuto en una disolucion concentrada de ácido nítrico.

Mezclada con 80 partes de su peso de agua, se descompone en sal ácida insoluble, y en sub-sal, tambien insoluble, y conocida bajo el nombre de *blanco de afeite* ó *magister de bismuto*.

Usos. Se emplea como afeite.

48. Cloratos. *Caractéres genéricos.* Si colocada una sal sobre carbones encendidos la combustion se activa; si espuesta al aire no esparce ningun olor á cloro; si tratada por el ácido sulfúrico produce un gas amarillo de un olor fuerte y análogo al cloro, y si su disolucion no se altera por el nitrato de plata, podemos concluir que dicha sal es un *clorato*.

Todos los cuerpos combustibles ácidos de oxígeno descomponen estas sales tan de repente, que resulta una defonacion mas ó menos fuerte: por eso la mezcla de estos cuerpos con los cloratos constituye lo que se llama *pólvoras fulminantes*.

49. Clorato de potasa. Sal blanca, de un sabor fresco, un poco acerbo, que cristaliza en láminas romboidales. Fusible á una temperatura inferior al rojo hirviendo, y descomponiéndose si esta se eleva. Mezclada con un cuerpo combustible, por ejemplo el azufre, á que se añada una gota de ácido sulfúrico concentrado, resulta una viva combustion, debida á la descomposicion repentina del ácido clórico. De esta propiedad se ha sacado partido para la fabricacion de las *pajuelas oxigenadas*.

Esta sal, única de su género empleada, se obtiene siempre artificialmente haciendo pasar una corriente de cloro á una disolucion concentrada de potasa.

Usos. Se emplea para obtener el oxígeno y el deutóxido de cloro para hacer las *pajuelas oxigenadas* y las *pólvoras fulminantes* que sirven de cebo en las escopetas de piston.

50. Pólvoras fulminantes. Para prepararlas se emplea el clorato de potasa y un cuerpo combustible, cuyos cuerpos se reducen á polvos separadamente para proceder á la mezcla. Si el combustible es el *carbon* ú otra materia vegetal, se puede hacer la mezcla en un mortero. Si, por el contrario, es el *azufre* ó un *sulfuro*, se hará la mezcla con las barbas de una pluma; y finalmente, siendo el *fósforo*, despues de reducido á polvo, meneándole en agua caliente, se cubre con esencia de trementina y se mezcla al clorato, sirviéndose tambien de las barbas de una pluma, y se le

separa luego en porcioncillas. Para hacer detonar á estas pólvoras se colocan en un yunque y se les da con un martillo. Sin embargo, las de materias vegetales necesitan envolverse en un papel y que el choque sea violento. En todos estos casos los elementos se aproximan por el choque, su temperatura se eleva, lo que les permite obrar los unos sobre los otros, los gases que se forman se desprenden instantáneamente, y producen fuertes vibraciones en el aire, de que resulta la detonacion.

Nota. Daremos á conocer aqui algunas otras *pólvoras fulminantes* mas usadas.

51. Mercurio fulminante de Howard.—**Fulminate mercurial.** Es una pólvora gris amarillenta, que se purifica disolviéndola en el agua hirviendo y dejándola cristalizar. Sometida esta pólvora á un calor de 126.º, ó cuando se somete á una fuerte percusion, arde con una violenta esplosion. Se obtiene disolviendo 1 ½ partes de mercurio en 20 de ácido nítrico de una densidad de 1,36 á 1,38, añadiendo á la disolucion 27 de alcohol de 0,85 y calentando la mezcla en un baño de arena hasta la ebullicion. Cuando el líquido se turba, se retira del fuego, y cuando la ebullicion es demasiado activa, se añade alcohol en pequeñas porciones hasta completar otras 27 partes.

Usos. Se emplea como cebo en las escopetas de piston.

52. Fulminate de plata. Esta sal se prepara como su correspondiente de mercurio, sustituyendo á las 1 ½ de mercurio 1 ½ de plata; pero esta pólvora es mucho mas peligrosa de manejar, pues basta un ligero choque para producir una terrible esplosion.

El *ácido fulmínico* es un ácido que resulta de la union del oxígeno con el carbono y el ázoe, y que no se ha podido aun aislar.

53. Hipocloritos. Los *hipocloritos* tienen un olor de cloro y un sabor particular. Destruyen los colores azules vegetales. Los conocidos son solubles en el agua, y su disolucion posee la propiedad decolorante en el mas alto grado. Todos se descomponen por el calor. Espuestos al aire dejan libre el cloro, porque el ácido carbónico del aire se une al óxido. Los demas ácidos obran del mismo modo. Todos los combustibles le descomponen tambien.

Los tres *hipocloritos* empleados son el de *cal*, el de *sosa* y el de *potasa*.

Hipoclorito de sosa. Se obtiene por la via de las dobles descomposiciones, y tiene las propiedades asignadas á los cloritos en general. Por lo comun es una disolucion débil de carbonato de sosa, y se hace pasar por ella una corriente de cloro. Se emplea siempre en estado líquido.

Hipoclorito de potasa.—**Agua de Javela.** Sustituyendo en la operacion precedente una disolucion de carbonato de potasa á la del carbonato de sosa, se obtiene el líquido conocido con el nombre de *agua de Javela*.

54. Hipoclorito de cal.—**Cloruro de cal.** Esta sal cual se prepa-

ra es sólida, en forma de polvo; pero se la emplea en disolución con el agua.

Se prepara en grande conduciendo al cuarto destinado al efecto, en que se hallan colocados una especie de estantes, que contienen cal hidratada, una corriente de cloro, que se combina paulatinamente con la cal y produce el *hipoclorito*, que se encuentra mezclado con cloruro de calcio é hipoclorito con exceso de base. Esta sal tratada por el agua abandona á esta su cloruro de calcio y su hipoclorito neutro.

Usos y aplicaciones. Este hipoclorito, como los dos anteriores, se emplean para blanquear las telas y el papel, y como desinfectantes.

§. X. *Aplicaciones principales.*

1. Diferentes especies de vidrios ó cristales.—2. Pintura en vidrio.—3. De las piedras preciosas artificiales.—4. Fabricación de la cal y del cemento romano.—5. De los vidriados ó vajilla de arcilla.—6. De las lozas.—7. Porcelanas.—8. De la loza llamada barro.—9. Cómo se preparan las lozas y porcelanas?—10. De los ladrillos, crisoles y tejas.—11. De la pintura en porcelana, loza y esmalte.—12. De las almácigas. 13. Del procedimiento galvanoplástico.

1. Vidrio. Descubrimiento de los mas importantes para la humanidad, no solo por sus numerosos usos, sino por lo que con su auxilio han progresado la física, química é historia natural.

Lo que se llama *vidrio* en las artes es un sobresilicato alcalino fundido y mezclado con mayor ó menor porción de silicatos terrosos y metálicos. Hé aquí la composición de las diferentes especies de vidrios: 1.º *Vidrio soluble.* Silicato simple de potasa ó sosa, ó bien una mezcla de ambos. 2.º *Vidrio de Bohemia, crown-glass.* Silicato de potasa ó sosa y de cal. 3.º *Vidrio de botellas.* Silicato de potasa ó sosa de cal, de alumina y de hierro. 4.º *Cristal comun.* Silicato de potasa y plomo. 5.º *Flint-glass.* Silicato de potasa y plomo, mas rico en plomo que el anterior. 6.º *Extras.* Silicato de potasa y plomo mas rico aun que el precedente. 7.º *Esmalte.* Silicato, estannato ó antimoniato de potasa, de sosa y de plomo.

Vidrio soluble. Se obtiene fundiendo 10 partes de carbonato potásico, 13 de cuarzo y 1 de carbon en un crisol de barro refractario á un calor sostenido de seis horas. Este vidrio se disuelve completamente en el agua hirviendo. Fusch hizo ver que una disolución de vidrio soluble puede hacer las maderas y pinturas empleadas en decorar los aposentos muy difíciles de inflamarse é incapaces de propagar el fuego. Todo el material del teatro de *Munich* ha sido cubierto de una capa de este vidrio.

Segun Berzelius, las diferentes proporciones en que deben combinarse los cuerpos para producir las diversas especies de vidrios son:

Vidrio blanco de vidrieras. Se hace con 60 partes de arena, 30 de potasa pura, 13 de nitro, 1 de borax y de 1 á 1 ½ de arsénico blanco; ó

con 100 partes de arena, 50 á 65 de potasa, de 6 á 12 de cal apagada y de 10 á 100 partes de los retazos del mismo vidrio.

2.^a Cristal. Se compone de 120 partes de arena silícica ó de feldspato, 46 de potasa, 7 de nitro, 6 de arsénico blanco y $\frac{1}{8}$ de manganeso; ó de 100 partes de arena, sal de sosa de Alicante, 100 de escorias de vidrio y $\frac{1}{2}$ de manganeso.

Flint-Glass. Se obtiene fundiendo juntos 120 partes de arena blanca, 35 de potasa, 40 de minio, 13 de nitro, 6 de arsénico blanco y $\frac{1}{2}$ de manganeso; ó 100 de arena, de 80 á 85 de minio, 35 á 40 de potasa purificada, de 2 á 3 de nitro y 0,06 de manganeso.

Vidrio de espejos. Se prepara con 60 partes de arena, 25 de potasa, 15 de nitro, 7 de borax y $\frac{1}{8}$ de manganeso; ó con 100 partes de arena, de 45 á 48 de sosa purificada, 12 de cal apagada y 100 de sal de Glauber.

Vidrio verde de botellas. Se compone de 2 partes de ceniza, 1 de arena y un poco de sal marina; ó de 100 partes de arena, 200 de sosa de varehc, 50 de ceniza y 100 de botellas quebradas.

Vidrio verde para vidrieras. Se obtiene con 60 partes de arena, 25 de potasa, 10 de sal marina, 5 de nitro, 2 de arsénico blanco y $\frac{1}{4}$ de manganeso.

Todos estos diversos cuerpos se reducen á polvo fino: se mezclan y calcinan hasta que se forma una sola masa. Entonces se funde esta en crisoles grandes y en un horno especial, y cuando se observa que el vidrio está completamente fundido se espuma para quitarle las sustancias salinas estrañas que sobrenadan en la superficie, y de hecho se trabaja. Si mientras el vidrio está blando se alarga con rapidez, se obtienen hilitos huecos de tal tenuidad, que podrian confundirse con la seda. Con estos hilos se hacen percales brillantísimos y tejidos.

Vidrios de óptica. La preparacion de M. Faraday consiste en un borato de plomo silicatado, ó sea en las simples proporciones de sílice, ácido bórico y óxido de plomo.

2. Pintura en vidrio. Los principales colores empleados en esta clase de pinturas se preparan asi:

Fundente general, propio para la pintura monumental. Litar-girio ó minio, 3 partes; arena ó pedernal, 1; borax $\frac{1}{12}$, $\frac{1}{6}$ ó $\frac{1}{2}$, segun el vidrio.

Colores de ocre. Subsulfato de hierro 1; fundente, 5; óxido de zinc, 1.

Ocre oscuro. Subsulfato de hierro calcinado ligeramente, 4; óxido de zinc, 1; fundente, $4\frac{1}{2}$.

Rojo claro. Peróxido de hierro rojo obtenido por la calcinacion del sulfato, 1; fundente, 2.

Rojo sanguíneo. Peróxido de hierro obtenido por la calcinacion del sulfato de hierro, 1 ; fundente, 3.

Rojo violáceo. Oxido de hierro color de carne, pero mas calcinado, 1 ; fundente, 3.

Rojo purpurino. Protóxido de cobre, 1 ; fundente, 4.

Moreno claro. Subsulfato de hierro calcinado, 1 ; óxido de cobalto negro $\frac{1}{50}$ próximamente; fundente, 3.

Moreno oscuro. Oxido de hierro por el amoniaco, 1 ; óxido de zinc, 4 ; fundente 4.

Moreno negruzco. Oxido de hierro por el amoniaco, 1 ; óxido de cobalto, $1\frac{1}{5}$; fundente, 4.

Gris claro. Fundente, 4 ; subsulfato de hierro, $1\frac{1}{2}$; óxido de zinc por la via húmeda, 1 ; óxido de cobalto negro, $1\frac{1}{5}$.

Gris oscuro. Fundente, $3\frac{1}{2}$; óxido de hierro por el amoniaco, 1 ; óxido de zinc por la via húmeda, 1 ; óxido de cobalto negro, $\frac{1}{5}$.

Gris azulado. Se obtiene mezclando en azul de cobalto asi preparado: fundente, 3 ; óxido de zinc por la via húmeda, 2 ; óxido de cobalto, 1.

Negro moreno. Oxido de hierro por el amoniaco, $1\frac{1}{2}$; óxido de cobre, 1 ; óxido de cobalto, 1 ; fundente, 8 ; óxido de manganeso, 2.

Negro azulado. Oxido de hierro por el antimonio, 2 ; óxido de cobre, 1 ; óxido de cobalto, $1\frac{1}{2}$; óxido de manganeso, 1 ; fundente, 8.

3. Piedras preciosas artificiales. Todas las piedras de esta clase tienen por base el *extras*, á que se añade para darles color diferentes óxidos.

Topacio. Esta piedra durante su fabricacion ofrece varios cambios de color, pasando de lo blanco á lo amarillo y del violado al rojo purpúreo, segun la temperatura y duracion del fuego. Las proporciones indicadas por M. Donan para obtener un hermoso topacio son : extras, 31 gramas ; vidrio de antimonio, 2 gramas y 30 centígramas ; púrpura de Cassius, 3 centígramas. A veces la materia queda opaca, y entonces se emplea en hacer el rubí.

Rubí. Una parte de la materia opaca del topacio y ocho de extras forman un hermoso cristal amarillo, que tratado por el soplete da un hermoso rubí.

Esmeralda. El mejor medio de imitar la esmeralda natural es tomar: extras, 250 gram. ; óxido de cobre, 2 gram., 30 centíg. ; óxido de cromo 30 centíg.

Zafiro. Extras muy blanco 250 gram. y óxido de cobalto puro 4 gramas forma un zafiro de una belleza oriental.

Amatista. M. Lauçon prefiere á todas las dosis conocidas las proporciones siguientes: extras, 500 gram. ; óxido de manganeso, 1 gram. ; óxido de cobalto, 5 centíg.

Gemma ó verde mar. Se obtiene mezclando 200 gram. de extras con 100 gram. de vidrio de antimonio y 6 gram. de óxido de cobalto.

Granata siria. De un rojo vivo agradable, se obtiene mezclando : ex-